

NOVO 11 Q CADERNO DE APOIO AO PROFESSOR

Fernanda Braguez
João Paiva
António José Ferreira
Maria Goreti Matos
Carla Morais



Documentos
orientadores



Planificações



Apoio às atividades
laboratoriais



Fichas



Testes



Guiões de recursos
multimédia



Soluções

Física e Química A • Química
11.º ano



Texto

Índice

Objetivos do Caderno de Apoio ao Professor2

Apresentação do Projeto: linhas orientadoras.....3

Manual	3
Atividades laboratoriais	3
Exame Nacional	4
Exploração de recursos digitais no ensino	4

Componente de Química do novo Programa de Física e Química A – 11.º ano5

Introdução	6
Finalidades, objetivos, e Metas Curriculares	6
Orientações gerais	7
Desenvolvimento do Programa	8
Trabalho prático-laboratorial	18
Metas transversais a todas as atividades da componente prático-laboratorial	20
Avaliação.....	23
Formulário – componente de Química (10.º e 11.º anos)	24
Bibliografia	25

Planificações27

Calendarização anual	27
Planificação a médio prazo	29
Planos de aula	38

Apoio às atividades laboratoriais.....71

Diretrizes e sugestões para a componente laboratorial	71
Respostas às questões das atividades laboratoriais do <i>Novo 11Q</i>	74
Grelhas de registo	81

Fichas83

Ficha de diagnóstico	83
Fichas formativas	88
Ficha 1 – Aspectos quantitativos das reações químicas	88

Ficha 2 – Equilíbrio químico e extensão das reações químicas	92
---	----

Ficha 3 – Reações ácido-base	98
------------------------------------	----

Ficha 4 – Reações de oxidação-redução	105
--	-----

Ficha 5 – Soluções e equilíbrio de solubilidade	109
--	-----

Ficha global.....	114
-------------------	-----

Testes..... 119

Testes sobre atividades laboratoriais 119

Teste sobre a AL 1.1	119
Teste sobre a AL 1.2	121
Teste sobre a AL 2.1	123
Teste sobre a AL 2.2	125
Teste sobre a AL 2.3	127
Teste sobre a AL 2.4	129

Testes sumativos..... 131

Teste 1	131
Teste 2	136
Teste 3	141

Minitestes de correção rápida 145

Miniteste 1	145
Folha de resposta	147
Miniteste 2	148
Folha de resposta	151
Miniteste 3	152
Folha de resposta	155
Miniteste 4	156
Folha de resposta	159
Miniteste 5	160
Folha de resposta	163

Questões de exame agrupadas por subdomínio 164

Guiões de recursos multimédia 213

Soluções 245

Fichas	245
Testes	259
Atividades do Manual	269

Critérios específicos de classificação dos Testes 271

Sugestões de bibliografia e sítios na Internet 284

Objetivos do Caderno de Apoio ao Professor

Este Caderno de Apoio ao Professor fornece alguns recursos complementares para ajudar os Professores que se encontrem a utilizar o manual escolar *Novo 11Q*, da Texto Editores.

Aqui se explicam as linhas orientadoras do Manual, e se incluem respostas às questões pré e pós-laboratoriais, assim como às atividades do Manual. Incluem-se também fichas formativas e minitestes de correção rápida para cada subdomínio do Manual, uma ficha de diagnóstico e uma ficha global, assim como um teste para cada uma das atividades laboratoriais e três testes sumativos.

Para auxiliar o Professor a realizar testes e outras questões de aula, fez-se a transcrição de questões de provas nacionais, a partir de 2008, organizadas por subdomínio. Por último, inclui-se uma bibliografia atualizada sobre Química, trabalho laboratorial e o ensino das ciências.

Todos os materiais deste Caderno encontram-se disponíveis em formato editável, em **20 AULA DIGITAL**.

Apresentação do Projeto: linhas orientadoras

Na elaboração do *Novo 11Q* guiámo-nos pelas seguintes linhas orientadoras:

- o pleno cumprimento do Programa e das Metas Curriculares da componente de Química da disciplina de Física e Química A, do 11.º ano de escolaridade;
- a adequação pedagógica e científica, mantendo uma linguagem rigorosa mas, ao mesmo tempo, acessível para os jovens;
- a multiplicidade de atividades e questões, incluindo não apenas atividades comuns no ensino da química, como a resolução de exercícios e a execução de atividades laboratoriais, mas também atividades que incluem exploração de simulações computacionais;
- a diversidade de opções, para que os professores possam adequar as suas metodologias e estratégias às necessidades de cada escola e, dentro desta, às diferentes turmas e alunos;
- a valorização da componente laboratorial, de grande importância para a educação científica e para a aprendizagem.

Manual

No Manual, em particular, merecem especial destaque:

- a preocupação de estabelecer relações entre os conteúdos apresentados e **exemplos do quotidiano**, próximos dos interesses dos alunos;
- a inclusão de **questões resolvidas**, devidamente intercaladas no texto, para que os alunos se familiarizem progressivamente com os vários métodos e técnicas de resolução de questões;
- mais de 250 **questões**, com diferentes graus de dificuldade e de várias tipologias (incluindo questões adaptadas ou inspiradas em Exame Nacional), onde se contemplam também questões sobre a componente laboratorial e várias questões transversais no final de cada subdomínio;
- a **resolução**, no final do Manual, de todas as questões apresentadas, permitindo ao aluno um estudo mais autónomo e eficaz, uma vez que os alunos podem confrontar as suas respostas e metodologias de resolução;
- a apresentação de **resumos** no final de cada subdomínio para auxiliar os alunos na sistematização da informação apresentada ao longo do Manual;
- a inclusão de **atividades** que permitem complementar o ensino das Metas previstas para a Química do 11.º ano;
- a seleção de informação transversal, por vezes associadas a investigação recente, nas atividades e infografias de dupla página, pretende ser um desafio e um espaço de reflexão mais amplo que promova o diálogo com outras áreas do conhecimento.

Atividades laboratoriais

A estrutura proposta para o desenvolvimento das atividades laboratoriais permite articular as componentes teórica e prática, contribuindo para uma melhor compreensão dos processos e métodos inerentes ao trabalho laboratorial.

As orientações propostas para as atividades laboratoriais apresentadas no *Novo 11Q* visam a

clarificação das ideias essenciais necessárias para a compreensão da atividade partindo de questões, problemas ou tarefas que despertem o interesse dos alunos. Destacam-se as **questões pré-laboratoriais**, que permitem uma reflexão prévia e uma melhor interiorização dos conceitos e aprendizagens essenciais a aplicar, enquanto as **questões pós-laboratoriais** orientam o aluno na estruturação, organização e tratamento dos resultados, com vista ao estabelecimento de conclusões. Ambas são necessárias à compreensão da atividade e à orientação dos alunos no desenvolvimento da metodologia de trabalho sugerida com vista ao cumprimento do objetivo da mesma.

No final do Manual, nos **Anexos** são descritas algumas **técnicas laboratoriais** importantes.

Exame Nacional

No **Manual** e no **Caderno de Exercícios e Problemas** houve o cuidado de identificar as questões retiradas/adaptadas de Exame Nacional.

O projeto *Novo 11Q* inclui ainda duas **provas-modelo**, que contemplam os conteúdos de Química de 10.º e 11.º anos.

Em www.novo11q.te.pt os alunos podem aceder a um **Simulador de Exames**.

Exploração de recursos digitais no ensino

A exploração de recursos digitais assume um papel relevante no nosso projeto.

Os alunos atuais pertencem a uma geração que está habituada à «ação»: a sua vida é um verdadeiro *zapping* – fazem *zapping* entre as dezenas de canais de televisão de modo a assistirem ao seu programa favorito, trocam constantemente SMS, acedem ao e-mail, navegam na internet, recolhendo dados para trabalhos, e comunicam nas redes sociais. Quando os alunos estão perante uma peça de *software* educativo, a sua atitude não é diferente. Este «frenesim digital» não é necessariamente um bem pedagógico. Assim, é apresentado ao professor mais um desafio – travar os «cliques» sucessivos dos alunos perante os recursos multimédia educativos. Além do papel que o professor já tem de integrar em termos didáticos as Tecnologias, torna-se importante também supervisionar a forma como os alunos exploram os recursos multimédia educativos apresentados.

É neste contexto que no Manual apresentamos a Atividade «**Simulações computacionais e equilíbrio químico**» (pág. 52) que permite aos professores explorar o equilíbrio químico e o Princípio de Le Châtelier com a simulação *Le Chat 3.0*, num contexto de sala de aula. Esta simulação também pode ser explorada autonomamente pelos alunos, de forma mais vantajosa se forem utilizados os roteiros de exploração fornecidos.

O manual multimédia que acompanha o *Novo 11Q*, disponível na plataforma **20 AULA DIGITAL**, visa integrar a utilização das potencialidades das Tecnologias da Comunicação e da Informação no ensino da Química. Através dele, professores e alunos podem explorar recursos educativos digitais, como **animações**, atividades que permitem a **resolução de exercícios** e problemas, **simulações**, **testes** e **vídeos**. A utilização destes recursos é orientada com **informações complementares** ou por **guiões de exploração**. Estes recursos permitem que professores e alunos os utilizem como ferramentas de potencialização do ensino e da aprendizagem da Química.

Componente de Química do Programa de Física e Química A – 11.º Ano

O desenvolvimento a seguir apresentado é suportado pelo constante no Programa de Física e Química A, homologado pelo Despacho n.º 868-B/2014 de 20 de janeiro, e transcrito do mesmo (com referência às páginas onde consta cada um dos campos do mesmo).

Do programa da disciplina salientam-se aspetos gerais e destaca-se a componente de Química.

Introdução (pág. 3)

De acordo com a Portaria n.º 243/2012, de 10 de agosto, a disciplina de Física e Química A faz parte da componente específica do Curso Científico-Humanístico de Ciências e Tecnologias.

É uma disciplina bienal (10.º e 11.º anos), dá continuidade à disciplina de Físico-Química do Ensino Básico (7.º, 8.º e 9.º anos) e constitui precedência em relação às disciplinas de Física e de Química do 12.º ano.

O Programa desta disciplina está elaborado atendendo a uma carga letiva semanal mínima de 315 minutos, sendo a aula de maior duração dedicada a atividades práticas e laboratoriais. Nesta aula, com a duração máxima de 150 minutos, a turma deve funcionar desdobrada.

Cada uma das componentes, Física e Química, é lecionada em metade do ano letivo, alternando-se a ordem de leção nos dois anos – o 10.º ano inicia-se com a componente de Química e o 11.º ano com a componente de Física – de modo a haver uma melhor rendibilização dos recursos, designadamente os referentes à componente laboratorial.

Finalidades, objetivos e Metas Curriculares (pág. 3 e 6)

A disciplina «visa proporcionar formação científica consistente no domínio do respetivo curso» (Portaria n.º 243/2012). Por isso, definem-se como finalidades desta disciplina:

- Proporcionar aos alunos uma base sólida de capacidades e de conhecimentos da Física e da Química, e dos valores da ciência, que lhes permitam distinguir alegações científicas de não científicas, especular e envolver-se em comunicações de e sobre ciência, questionar e investigar, extraindo conclusões e tomando decisões, em bases científicas, procurando sempre um maior bem-estar social.
- Promover o reconhecimento da importância da Física e da Química na compreensão do mundo natural e na descrição, explicação e previsão dos seus múltiplos fenómenos, assim como no desenvolvimento tecnológico e na qualidade de vida dos cidadãos em sociedade.
- Contribuir para o aumento do conhecimento científico necessário ao prosseguimento de estudos e para uma escolha fundamentada da área desses estudos.

De modo a atingir estas finalidades, definem-se como objetivos gerais da disciplina:

- Consolidar, aprofundar e ampliar conhecimentos através da compreensão de conceitos, leis e teorias que descrevem, explicam e preveem fenómenos assim como fundamentam aplicações.
- Desenvolver hábitos e capacidades inerentes ao trabalho científico: observação, pesquisa de informação, experimentação, abstração, generalização, previsão, espírito crítico, resolução de problemas e comunicação de ideias e resultados nas formas escrita e oral.
- Desenvolver as capacidades de reconhecer, interpretar e produzir representações variadas da informação científica e do resultado das aprendizagens: relatórios, esquemas e diagramas, gráficos, tabelas, equações, modelos e simulações computacionais.

- Destacar o modo como o conhecimento científico é construído, validado e transmitido pela comunidade científica.

Segundo o Despacho n.º 15971/2012, de 14 de dezembro, as Metas Curriculares «identificam a aprendizagem essencial a realizar pelos alunos [...] realçando o que dos programas deve ser objeto primordial de ensino».

As Metas Curriculares permitem:

- identificar os desempenhos que traduzem os conhecimentos a adquirir e as capacidades que se querem ver desenvolvidas no final de um dado módulo de ensino;
- fornecer o referencial para a avaliação interna e externa, em particular para as provas dos exames nacionais;
- orientar a ação do professor na planificação do seu ensino e na produção de materiais didáticos;
- facilitar o processo de autoavaliação pelo aluno.

Orientações gerais (pág. 5)

Os domínios, bem como os subdomínios, são temas da Química. Mas, dado o impacto que os conhecimentos da Química e das suas aplicações têm na compreensão do mundo natural e na vida dos seres humanos, sugere-se que a abordagem dos conceitos científicos parta, sempre que possível e adequado, de situações variadas que sejam motivadoras como, por exemplo, casos da vida quotidiana, avanços recentes da ciência e da tecnologia, contextos culturais onde a ciência se insira, episódios da história da ciência e outras situações socialmente relevantes. A escolha desses contextos por parte do professor deve ter em conta as condições particulares de cada turma e escola. Tal opção não só reforçará a motivação dos alunos pela aprendizagem mas também permitirá uma mais fácil concretização de aspetos formais mais abstratos da ciência em causa. Em particular, a invocação de situações da história da ciência permite compreender o modo como ela foi sendo construída.

O desempenho do aluno também deve ser revelado na familiarização com métodos próprios do trabalho científico, incluindo a adoção de atitudes adequadas face às tarefas propostas, devendo a realização de trabalho prático-laboratorial constituir um meio privilegiado para a aquisição desses métodos e desenvolvimento dessas atitudes.

O ensino da Física e Química A deve permitir que os alunos se envolvam em diferentes atividades de sala de aula, incluindo a resolução de exercícios e de problemas, de modo a que desenvolvam a compreensão dos conceitos, leis e teorias, interiorizando processos científicos. Na resolução de problemas os alunos devem também desenvolver as capacidades de interpretação das informações fornecidas, de reflexão sobre elas e de estabelecimento de metodologias adequadas para alcançar boas soluções.

As atividades de demonstração, efetuadas pelo professor, recorrendo a materiais de laboratório ou comuns, com ou sem aquisição automática de dados, constituem uma forte motivação para introduzir certos conteúdos científicos ao mesmo tempo que facilitam a respetiva interpretação.

Também o recurso a filmes, animações ou simulações computacionais pode ajudar à compreensão de conceitos, leis e teorias mais abstratas.

Esta disciplina, pela sua própria natureza, recorre frequentemente a conhecimentos e métodos matemáticos. Alguns alunos poderão ter dificuldades na interpretação de relações quantitativas entre grandezas físico-químicas, incluindo a construção de modelos de base matemática na componente laboratorial, ou na resolução de problemas quantitativos por via analítica, devendo, neste caso, o professor desenvolver estratégias que visem a superação das dificuldades detetadas. O recurso a calculadoras gráficas (ou a *tablets*, ou a *laptops*) ajudará a ultrapassar alguns desses constrangimentos, cabendo ao professor, quando necessário, introduzir os procedimentos de boa utilização desses equipamentos.

Os alunos devem ser incentivados a trabalhar em grupo, designadamente na realização das atividades laboratoriais. O trabalho em grupo deve permitir uma efetiva colaboração entre os seus membros, mas, ao mesmo tempo que aumenta o espírito de entreajuda, desenvolver também hábitos de trabalho e a autonomia em cada aluno.

Os alunos devem igualmente ser incentivados a investigar e a refletir, comunicando as suas aprendizagens oralmente e por escrito. Devem, no seu discurso, usar vocabulário científico próprio da disciplina e evidenciar um modo de pensar científico, ou seja, fundamentado em conceitos, leis e teorias científicas.

Desenvolvimento do Programa (pág. 6)

Apresenta-se a sequência dos conteúdos e o seu enquadramento, incluindo as atividades prático-laboratoriais, por domínio e subdomínio, os respetivos objetivos gerais pormenorizados por descritores, algumas orientações e sugestões, e uma previsão do número de aulas por subdomínio. Consideram-se, para essa previsão, três aulas semanais. O número de aulas previsto é indicativo e deve ser gerido pelo professor de acordo com as características das suas turmas.

A componente de Química do 11.º ano contempla dois domínios: «Equilíbrio químico» e «Reações em sistemas aquosos».

No quadro seguinte apresenta-se a organização dos domínios e subdomínios, distribuição das Atividades Laboratoriais (designadas por AL) e as páginas do Programa e das Metas Curriculares incluindo as páginas do *Novo 11Q* onde são desenvolvidos.

O 11.º ano centra-se no equilíbrio químico e em aspetos quantitativos e qualitativos das reações químicas, sendo estudadas em particular as reações ácido-base, de oxidação-redução e de solubilidade.

QUÍMICA				
Domínios	Subdomínios e AL	Páginas		
		Programa	Metas	Novo 11Q
Equilíbrio químico (15 aulas)	Aspetos quantitativos das reações químicas	13	59	10 a 24
	AL 1.1 (7 aulas)	30	77	25 a 27
	Equilíbrio químico e extensão das reações químicas	13	59	36 a 54
	AL 1.2 (8 aulas)	30	77	55 a 57
Reações em sistemas aquosos (24 aulas)	Reações ácido-base	14	60	70 a 102
	AL 2.1	30	77	103 e 104
	AL 2.2 (10 aulas)	31	77	105 a 107
	Reações de oxidação-redução	15	62	120 a 134
	AL 2.3 (5 aulas)	31	78	135 e 136
	Soluções e equilíbrio de solubilidade	16	62	146 a 166
	AL 2.4 (9 aulas)	31	78	167 e 168

A seleção dos conteúdos fundamenta-se nas seguintes ideias organizadoras:

- existe um número reduzido de tipos de reações químicas, sendo a este nível considerados três: (a) transferência de protão (ácido-base), (b) transferência de eletrões (oxidação-redução) e (c) deslocamento de iões (precipitação, solubilização e complexação);
- nas reações químicas a massa e a energia conservam-se e os reagentes e produtos, num sistema fechado, tendem para o equilíbrio.

A enorme utilidade da Química no mundo atual aponta para um futuro sustentável em áreas vitais para a sociedade (energia, recursos naturais, saúde, alimentação, novos materiais, entre outros) através de avanços significativos na síntese química, na química analítica, na química computacional, na química biológica e na tecnologia química. Estes aspetos devem, por isso, ser valorizados, procurando-se que os alunos reconheçam algumas aplicações e outros resultados de investigação que tenham impacto na sociedade e no ambiente.

Apresentam-se em seguida os conteúdos do 11.º ano, os objetivos gerais, as Metas Curriculares, algumas orientações e sugestões, e uma previsão da distribuição por tempos letivos. As atividades laboratoriais aparecem identificadas nos respetivos subdomínios e, também para estas, apresentam-se os respetivos objetivos gerais, metas específicas e algumas sugestões.

Por último, apresentam-se as metas transversais a todas as atividades da componente prático-laboratorial e, em quadro, a súmula das metas transversais referentes às atividades da componente de Química para o 11.º ano. No que diz respeito aos procedimentos, podem ser utilizados outros desde que se atinjam as metas definidas.

Domínio 1: **Equilíbrio químico** (15 aulas = 13 + 2 AL)

Subdomínio 1.1: Aspetos quantitativos das reações químicas (7 aulas = 6 + AL 1.1)	
Objetivo geral: Compreender as relações quantitativas nas reações químicas e aplicá-las na determinação da eficiência dessas reações.	
Conteúdos, orientações e sugestões (pág. 13)	Metas Curriculares (pág. 59)
<p>Conteúdos</p> <ul style="list-style-type: none"> Reações químicas <ul style="list-style-type: none"> equações químicas relações estequiométricas Reagente limitante e reagente em excesso Grau de pureza de uma amostra Rendimento de uma reação química Economia atómica e «química verde» AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico. <p>Orientações e sugestões</p> <p>Os aspetos quantitativos de algumas reações de síntese química historicamente relevantes podem ser um contexto para a introdução destes conteúdos (por exemplo, síntese da ureia realizada por Wohler, descoberta da mauveína por Perkin, síntese de pigmentos sintéticos, da aspirina e de outros medicamentos).</p> <p>Os aspetos quantitativos das reações podem ser abordados, por exemplo, partindo da indústria química (avaliação da qualidade das matérias-primas, previsões sobre a produção industrial, etc.) e da química ambiental (emissões de poluente, tratamento de efluentes, etc.).</p> <p>No acerto de equações químicas pretende-se ampliar aprendizagens do 3.º ciclo, podendo incluir-se equações na forma iónica que também impliquem acerto de carga, mas os aspetos que envolvam referência ao processo de oxidação-redução devem ser apresentados no subdomínio respetivo.</p> <p>A economia atómica deve surgir no contexto da «química verde» para realçar que, no caso das reações químicas, é possível introduzir modificações que visam economizar energia e/ou átomos e aumentar o rendimento e a seletividade de um dado</p>	<ol style="list-style-type: none"> Interpretar o significado das equações químicas em termos de quantidade de matéria e relacionar o respetivo acerto com a conservação da massa (Lei de Lavoisier). Efetuar cálculos estequiométricos com base em equações químicas. Identificar reagente limitante e reagente em excesso numa reação química. Interpretar o grau de pureza de uma amostra. Indicar que os reagentes podem apresentar diferentes graus de pureza e que devem ser escolhidos consoante as finalidades de uso e custo. Distinguir reações completas de incompletas. Efetuar cálculos estequiométricos envolvendo reagente limitante/em excesso, rendimento da reação e grau de pureza dos reagentes. Associar «economia atómica percentual» à razão entre a massa de átomos de reagentes que são incorporados no produto desejado e a massa total de átomos nos reagentes, expressa em percentagem. Comparar reações químicas do ponto de vista da «química verde» tendo em conta vários fatores como: economia atómica, redução dos resíduos, produtos indesejados, escolha de reagentes e processos menos poluentes

<p>processo. Estes aspetos podem ser debatidos com os alunos do ponto de vista da sustentabilidade.</p> <p>Sugere-se a escrita de equações químicas usando estruturas de Lewis, realçando o carácter molecular das reações.</p>	
---	--

AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico (pág. 30)

Objetivo geral: Realizar a síntese do ácido acetilsalicílico e determinar o rendimento.

Sugestões

A atividade deve começar com uma discussão prévia com os alunos sobre os reagentes a utilizar, o tipo de reação química e a escrita da equação química que traduz a síntese. Na sequência da discussão pode questionar-se os alunos sobre como calcular o rendimento da síntese.

Deve ser feita a análise dos rótulos de reagentes para que sejam identificados riscos associados à manipulação dos reagentes e medidas de segurança adequadas.

A síntese do ácido acetilsalicílico pode ser substituída por outra síntese, desde que envolva o mesmo tipo de operações: mistura de um reagente sólido com outro líquido ou em solução, aquecimento, filtração por vácuo, lavagem e secagem do produto da reação.

Metas específicas (pág. 77)

1. Interpretar a síntese do ácido acetilsalicílico com base na equação química.
2. Interpretar e seguir um procedimento de síntese do ácido acetilsalicílico.
3. Interpretar informação de segurança nos rótulos de reagentes e adotar medidas de proteção com base nessa informação e em instruções recebidas.
4. Medir um volume de um reagente líquido.
5. Filtrar por vácuo, lavar e secar os cristais obtidos.
6. Determinar o reagente limitante.
7. Calcular o rendimento da síntese e avaliar o resultado obtido.

Subdomínio 1.2: **Equilíbrio químico e extensão das reações químicas** (8 aulas = 7 + AL 1.2)

Objetivo geral: Reconhecer a ocorrência de reações químicas incompletas e de equilíbrio químico e usar o Princípio de Le Châtelier para prever a evolução de sistemas químicos.

Conteúdos, orientações e sugestões (pág. 13)	Metas Curriculares (pág. 59)
<p><u>Conteúdos</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Reações incompletas e equilíbrio químico <ul style="list-style-type: none"> – reações inversas e equilíbrio químico – equilíbrio químico • Extensão das reações químicas <ul style="list-style-type: none"> – constante de equilíbrio usando concentrações – quociente da reação • Fatores que alteram o equilíbrio químico <ul style="list-style-type: none"> – Princípio de Le Châtelier – equilíbrio químico e otimização de reações químicas • AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico 	<ol style="list-style-type: none"> 2.1 Interpretar a ocorrência de reações químicas incompletas numa base molecular: ocorrência simultânea das reações direta e inversa. 2.2 Associar estado de equilíbrio químico a qualquer estado de um sistema fechado em que, macroscopicamente, não se registam variações de propriedades físicas e químicas. 2.3 Interpretar gráficos que traduzem a variação da concentração (ou da quantidade de matéria) em função do tempo, para cada um dos componentes da mistura reacional, e da evolução temporal da velocidade das reações direta e inversa. 2.4 Associar equilíbrio químico homogéneo ao estado de equilíbrio que se verifica numa mistura reacional numa só fase. 2.5 Identificar equilíbrios homogéneos em diferentes contextos, por exemplo, a reação de síntese do amoníaco.

Orientações e sugestões

Os sistemas a estudar neste subdomínio devem ser homogêneos, gasosos ou aquosos. No que respeita a aspetos quantitativos do equilíbrio químico, devem excluir-se casos em que apenas se apresentam dados relativos à composição inicial do sistema.

As simulações computacionais podem ser uma ferramenta útil para visualizar a natureza dinâmica do equilíbrio químico, por proporcionarem representações gráficas da evolução das concentrações de reagentes e de produtos ao longo do tempo. Estas simulações também ajudarão os alunos a reconhecer que um sistema químico pode ter, à mesma temperatura, uma infinidade de estados de equilíbrio com a mesma constante de equilíbrio.

Deve realçar-se que a constante de equilíbrio assume sempre um valor finito (não sendo nula nem infinita, embora possa ter um valor muito baixo ou muito elevado).

Simulações computacionais podem também ajudar a compreender a evolução dos sistemas químicos resultantes de perturbações ao equilíbrio químico, com a vantagem de se poder explorar, microscopicamente, o que acontece nestes casos, reforçando a ideia da natureza dinâmica do equilíbrio químico.

- 2.6 Escrever expressões matemáticas que traduzam a constante de equilíbrio, usando concentrações.
- 2.7 Concluir, a partir de valores de concentrações, que o valor da constante de equilíbrio é o mesmo para todos os estados de equilíbrio de um sistema químico, à mesma temperatura.
- 2.8 Relacionar a extensão de uma reação, a uma certa temperatura, com o valor da constante de equilíbrio dessa reação, a essa temperatura.
- 2.9 Concluir, a partir de valores de concentrações em equilíbrio, que o valor da constante de equilíbrio, para uma reação química, depende da temperatura.
- 2.10 Relacionar o valor da constante de equilíbrio da reação direta com o da constante de equilíbrio da reação inversa.
- 2.11 Distinguir entre constante de equilíbrio e quociente da reação em situações de não equilíbrio.
- 2.12 Prever o sentido dominante da reação com base na comparação do valor do quociente da reação, num determinado instante, com o valor da constante de equilíbrio da reação química considerada à temperatura a que decorre a reação.
- 2.13 Aplicar expressões da constante de equilíbrio e do quociente da reação na resolução de questões envolvendo cálculos.
- 2.14 Indicar os fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reacional (pressão, em sistemas gasosos, temperatura e concentração).
- 2.15 Interpretar o efeito da variação da concentração de um reagente ou produto num sistema inicialmente em equilíbrio, por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio, a temperatura constante.
- 2.16 Identificar o Princípio de Le Châtelier como uma regra que permite prever a evolução de um sistema químico quando ocorre variação de um dos fatores que pode afetar o estado de equilíbrio – concentração, pressão, volume ou temperatura.
- 2.17 Aplicar o Princípio de Le Châtelier à síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.

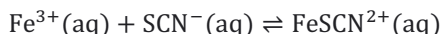
AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico (pág. 30)

Objetivo geral: Investigar alterações de equilíbrios químicos em sistemas aquosos por variação da concentração de reagentes e produtos.

Sugestões

A atividade pode começar sugerindo aos alunos que façam previsões sobre o efeito da alteração da concentração de reagentes e de produtos num sistema em equilíbrio.

Para estudo do efeito da concentração no equilíbrio químico pode usar-se o sistema químico em que ocorre a reação traduzida por:



Deve discutir-se o controlo de variáveis e a importância da utilização de um branco (amostra de controlo). A atividade deve ser realizada em pequena escala.

Metas específicas (pág. 77)

1. Interpretar e realizar procedimentos que, em pequena escala e controlando variáveis, permitam verificar o efeito da variação da concentração de reagentes e produtos na progressão global da reação.
2. Prever a progressão global de uma reação química com base no Princípio de Le Châtelier.
3. Interpretar o efeito da variação da concentração de reagentes e produtos na progressão global da reação, por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio.

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos (24 aulas = 20 + 4 AL)**Subdomínio 2.1: Reações ácido-base** (10 aulas = 8 + AL 2.1 + AL 2.2)

Objetivo geral: Aplicar a teoria protónica (de Brønsted e Lowry) para reconhecer substâncias que podem atuar como ácidos ou bases e determinar o pH das suas soluções aquosas.

Conteúdos, orientações e sugestões (pág. 14)**Conteúdos**

- Ácidos e bases
 - evolução histórica
 - ácidos e bases segundo Brønsted e Lowry
- Acidez e basicidade de soluções
 - escala de Sørensen
 - pH e concentração hidrogeniônica
- Autoionização da água
 - produto iónico da água
 - relação entre as concentrações de H_3O^+ e de OH^-
 - efeito da temperatura na autoionização da água
- Ácidos e bases em soluções aquosas
 - ionização de ácidos e de bases em água
 - pares conjugados ácido-base
 - espécies químicas anfotéricas
- Constantes de acidez e de basicidade
- Força relativa de ácidos e de bases
- Titulação ácido-base
 - neutralização
 - ponto de equivalência
 - indicadores ácido-base
- Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais

Metas Curriculares (pág. 60)

- 1.1 Identificar marcos históricos importantes na interpretação de fenómenos ácido-base, culminando na definição de ácido e base de acordo com Brønsted e Lowry.
- 1.2 Interpretar reações ácido-base como reações de transferência de protões.
- 1.3 Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniônica de uma solução e o seu valor de pH.
- 1.4 Caracterizar a autoionização da água fazendo referência às espécies químicas envolvidas nesta reação e à sua extensão.
- 1.5 Relacionar a extensão da reação da autoionização da água com o produto iónico da água, identificando-o com a constante de equilíbrio para essa reação.
- 1.6 Relacionar as concentrações do ião H_3O^+ e do ião OH^- resultantes da autoionização da água.
- 1.7 Prever, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito da variação da temperatura na autoionização da água.
- 1.8 Relacionar as concentrações dos iões H_3O^+ e OH^- , bem como os valores de pH e pOH, para soluções ácidas, básicas e neutras.
- 1.9 Explicitar os significados de ionização (de ácidos e algumas bases) e de dissociação de sais (incluindo hidróxidos), diferenciando ionização de dissociação.

<ul style="list-style-type: none"> • Aspectos ambientais das reações ácido-base <ul style="list-style-type: none"> – acidez da água da chuva – poluentes atmosféricos e chuva ácida – redução da emissão de poluentes atmosféricos • AL 2.1 Constante de acidez • AL 2.2 Titulação ácido-base <p><u>Orientações e sugestões</u></p> <p>Podem usar-se contextos que ilustrem o contributo da Química para a resolução de problemas ambientais como, por exemplo, nos setores industrial, energético, agrícola e de transportes, entre outros, envolvendo o tratamento de resíduos e a qualidade do ar e da água.</p> <p>Deve destacar-se o conceito de ácido e de base segundo Brønsted e Lowry, referindo-se historicamente a teoria de Arrhenius, mostrando o papel das teorias na construção do conhecimento científico.</p> <p>As constantes de equilíbrio de ácidos fortes não devem ser consideradas infinitas, mas sim muito grandes.</p> <p>As reações de neutralização devem ser interpretadas com base na reação entre os iões H_3O^+ e OH^-, identificando o papel central desta reação mesmo nos casos em que aparentemente não aparece explicitamente nas equações químicas.</p> <p>Não é necessário explicitar critérios de seleção de indicadores para as titulações ácido-base.</p> <p>A determinação de concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monoproticos fracos (ou de bases) a partir do pH, constante de acidez (ou de basicidade) e estequiometria da reação deve apenas ser realizada quando se possa desprezar a contribuição da autoionização da água.</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1.10 Explicar o que é um par conjugado ácido-base, dando exemplos de pares conjugados ácido-base. 1.11 Interpretar o significado de espécie química anfotérica. 1.12 Escrever equações químicas que representam reações de ionização de um ácido, ou de uma base, e as respetivas expressões das constantes de acidez ou de basicidade. 1.13 Relacionar os valores das constantes de acidez de diferentes ácidos (ou as constantes de basicidade de diferentes bases) com a extensão das respetivas ionizações. 1.14 Explicar por que razão as soluções de ácidos fracos têm valores de pH mais elevados do que os das soluções de ácidos fortes de igual concentração. 1.15 Determinar o pH de soluções de ácidos (ou bases) fortes a partir da respetiva concentração e vice-versa. 1.16 Determinar concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monoproticos fracos (ou de bases) a partir do pH, constante de acidez (ou basicidade) e estequiometria da reação. 1.17 Relacionar as constantes de acidez e de basicidade para um par conjugado ácido-base. 1.18 Interpretar o significado de neutralização associando-o à reação entre os iões H_3O^+ e OH^- durante uma reação ácido-base. 1.19 Associar o ponto de equivalência de uma titulação à situação em que nenhum dos reagentes se encontra em excesso. 1.20 Associar indicador ácido-base a um par conjugado ácido-base em que as formas ácida e básica são responsáveis por cores diferentes. 1.21 Interpretar o caráter ácido, básico ou neutro de soluções aquosas de sais com base nos valores das constantes de acidez ou de basicidade dos iões do sal em solução. 1.22 Interpretar a acidez da chuva normal com base na dissolução do dióxido de carbono presente na atmosfera. 1.23 Interpretar a formação de chuvas ácidas devido à presença de poluentes na atmosfera (SO_x, NO_x), assim como processos de eliminação destes poluentes, com base nas correspondentes reações químicas. 1.24 Explicar as consequências das chuvas ácidas sobre construções de calcário e mármore, interpretando as equações químicas correspondentes.
---	--

AL 2.1 Constante de acidez (pág. 30)

Objetivo geral: Determinar uma constante de acidez de um ácido fraco monoprótico por medição do pH de uma solução aquosa de concentração conhecida desse ácido.

Sugestões

A constante de acidez deve ser determinada a partir dos valores de pH medidos e da concentração inicial de cada uma das soluções. Devem usar-se pelo menos três soluções com concentrações diferentes por grupo de trabalho, por exemplo, soluções de ácido acético, $0,100 \text{ mol/dm}^3$, $0,050 \text{ mol/dm}^3$ e $0,010 \text{ mol/dm}^3$.

Pode usar-se uma base em vez de um ácido, mantendo-se os mesmos objetivos e descritores, com as necessárias modificações.

Metas específicas (pág. 77)

1. Medir os valores de pH das soluções, para uma mesma temperatura.
2. Determinar o valor da constante de acidez a partir do pH e da concentração inicial de cada uma das soluções.
3. Comparar os valores obtidos da constante de acidez com valores tabelados e avaliar os resultados.

AL 2.2 Titulação ácido-base (pág. 31)

Objetivo geral: Realizar uma titulação ácido-base para determinar a concentração de uma solução de um ácido (ou de uma base).

Sugestões

Sugere-se que seja feita uma demonstração do procedimento técnico antes da realização da atividade pelos alunos.

A titulação a realizar deve ser ácido forte-base forte e poderão ser usados indicadores colorimétricos, em simultâneo com um medidor de pH ou com um sistema de aquisição e tratamento de dados.

Metas específicas (pág. 77)

1. Descrever a titulação ácido-base como uma técnica analítica na qual se fazem reagir entre si soluções aquosas de ácidos e de bases e que permite determinar a composição quantitativa de uma dessas soluções.
2. Distinguir titulante de titulado.
3. Traçar a curva de titulação a partir de valores de pH medidos.
4. Determinar graficamente o valor de pH no ponto de equivalência e o volume de titulante gasto até ser atingido esse ponto.
5. Determinar a concentração da solução titulada.

Subdomínio 2.2: Reações de oxidação-redução (5 aulas = 4 + AL 2.3)

Objetivo geral: Reconhecer as reações de oxidação-redução como reações de transferência de elétrons e interpretar a ação de ácidos sobre alguns metais como um processo de oxidação-redução.

Conteúdos, orientações e sugestões (pág. 15)	Metas Curriculares (pág. 62)
<p>Conteúdos</p> <ul style="list-style-type: none">• Caracterização das reações de oxidação-redução<ul style="list-style-type: none">– conceitos de oxidação e redução– espécie oxidada e espécie reduzida– oxidante e redutor– número de oxidação– semirreações de oxidação e de redução• Força relativa de oxidantes e redutores<ul style="list-style-type: none">– reação ácido-metal– poder redutor e poder oxidante– série eletroquímica• AL 2.3 Série eletroquímica <p>Orientações e sugestões</p> <p>A abordagem da oxidação e redução poderá incluir aspectos históricos da evolução destes conceitos. Como aplicações sugerem-se, por exemplo, a corrosão de metais, a queima de combustíveis, baterias usadas em carros, computadores ou telemóveis. Devem revisitar-se exemplos já estudados nos subdomínios anteriores (por exemplo, síntese do amoníaco, formação de poluentes na atmosfera, etc.), que podem agora ser interpretados como reações de oxidação-redução. A escrita de equações de oxidação-redução não deve envolver o acerto em meio ácido ou em meio básico.</p>	<ol style="list-style-type: none">2.1 Associar oxidação a cedência de elétrons e redução ao ganho de elétrons.2.2 Interpretar reações de oxidação-redução como reações de transferência de elétrons.2.3 Identificar, numa reação de oxidação-redução, as espécies químicas oxidada (redutor) e reduzida (oxidante).2.4 Identificar estados de oxidação de um elemento em substâncias elementares, compostas e em espécies iónicas a partir do cálculo do seu número de oxidação.2.5 Usar o conceito de número de oxidação na identificação de reações de oxidação-redução.2.6 Acertar equações químicas de oxidação-redução em casos simples.2.7 Interpretar uma reação de oxidação-redução como um processo em que ocorrem simultaneamente uma oxidação e uma redução, escrevendo as semiequações correspondentes.2.8 Associar a ocorrência de uma reação ácido-metal à oxidação do metal com redução simultânea do ião hidrogénio.2.9 Comparar o poder redutor de alguns metais.2.10 Prever se uma reação de oxidação-redução ocorre usando uma série eletroquímica adequada.2.11 Interpretar a corrosão dos metais como um processo de oxidação-redução.

AL 2.3 Série eletroquímica (pág. 31)

Objetivo geral: Organizar uma série eletroquímica a partir de reações entre metais e soluções aquosas de sais contendo catiões de outros metais.

Sugestões	Metas específicas (pág. 78)
<p>Sugere-se a utilização de quatro metais e soluções aquosas dos iões correspondentes, previamente preparadas. Os metais podem ser, por exemplo, ferro, cobre, zinco, chumbo e magnésio.</p> <p>A atividade pode começar sugerindo aos alunos que façam previsões sobre se as soluções dos iões metálicos em estudo poderiam ser armazenadas em recipientes constituídos por qualquer um dos metais selecionados.</p> <p>Os ensaios devem ser realizados em pequena escala e em condições controladas de temperatura e, volume e concentração das soluções. Para o mesmo metal devem usar-se dimensões e formas idênticas.</p>	<ol style="list-style-type: none">1. Interpretar e realizar procedimentos que, em pequena escala e controlando variáveis, permitam construir uma série eletroquímica.2. Interpretar as reações de oxidação-redução que podem ocorrer e escrever as correspondentes equações químicas.3. Comparar, a partir de resultados experimentais, o poder redutor de alguns metais e elaborar uma série eletroquímica.

Subdomínio 2.3: **Soluções e equilíbrio de solubilidade** (9 aulas = 8 + AL 2.4)

Objetivo geral: Compreender a dissolução de sais e reconhecer que a mineralização das águas se relaciona com processos de dissolução e equilíbrios de solubilidade.

Conteúdos, orientações e sugestões (pág. 16)	Metas Curriculares (pág. 62)
<p><u>Conteúdos</u></p> <ul style="list-style-type: none">• Mineralização das águas e processo de dissolução<ul style="list-style-type: none">– dissolução de sais e gases na água do mar– processo de dissolução e interação soluto-solvente– fatores que afetam o tempo de dissolução• Solubilidade de sais em água<ul style="list-style-type: none">– solubilidade– efeito da temperatura na solubilidade– solução não saturada, saturada e sobressaturada• Equilíbrio químico e solubilidade de sais<ul style="list-style-type: none">– constante do produto de solubilidade– solubilidade e produto de solubilidade• Alteração da solubilidade dos sais<ul style="list-style-type: none">– efeito do ião comum– efeito da adição de soluções ácidas– formação de iões complexos• Desmineralização de águas e processo de precipitação<ul style="list-style-type: none">– correção da dureza da água– remoção de poluentes• AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água. <p><u>Orientações e sugestões</u></p> <p>As características das águas (naturais ou tratadas), enquanto soluções aquosas, devem ser o ponto de partida para o desenvolvimento dos conteúdos relacionados com a solubilidade de sais. Também podem referir-se processos de obtenção de sais a partir de soluções aquosas por evaporação do solvente, por exemplo, o sal marinho produzido de forma tradicional.</p> <p>Pode ser referida a utilização de sais de iões tóxicos muito pouco solúveis tanto em medicina (caso do sulfato de bário) como em engenharia (caso dos pigmentos de chumbo e crómio), assim como o desenvolvimento de formulações farmacêuticas que aumentem a solubilização de medicamentos na forma de sais ou de complexos e a relação entre solubilidade e a sua biodisponibilidade.</p> <p>A aplicação de aprendizagens anteriores, como as relacionadas com ligações intermoleculares, ácido-base ou Princípio de Le Châtelier, permite valorizar</p>	<ol style="list-style-type: none">3.1 Relacionar a composição química da água do mar com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera.3.2 Caracterizar o fenómeno da dissolução como uma mistura espontânea de substâncias que pode ser relacionado com as interações entre as espécies químicas do soluto e do solvente.3.3 Indicar formas de controlar o tempo de dissolução de um soluto (estado de divisão e agitação) mantendo a temperatura e a pressão constantes.3.4 Definir solubilidade em termos de concentração de solução saturada e de massa de soluto dissolvido em 100 g de solvente.3.5 Classificar as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas, com base na respetiva solubilidade, a uma determinada temperatura.3.6 Interpretar gráficos de solubilidade em função da temperatura.3.7 Identificar o equilíbrio químico que se estabelece entre um sal e uma sua solução saturada como um equilíbrio químico heterogéneo, designando-o por equilíbrio de solubilidade.3.8 Escrever equações químicas que traduzem equilíbrios de solubilidade e escrever as correspondentes expressões da constante de produto de solubilidade.3.9 Relacionar a constante de produto de solubilidade de um sal com a respetiva solubilidade, na ausência de outros equilíbrios que afetem essa solubilidade.3.10 Interpretar a possibilidade de formação de um precipitado, com base nas concentrações de iões presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade.3.11 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do ião-comum na solubilidade de sais em água.3.12 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, a solubilização de alguns sais por soluções ácidas.3.13 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, a solubilização de alguns sais através da formação de iões complexos.3.14 Associar a dureza total de uma água à concentração de catiões cálcio e magnésio.

uma visão integrada dos vários conteúdos em estudo. Neste âmbito, pode salientar-se que os processos de solubilização e precipitação de sais não envolvem alterações significativas da estrutura eletrónica das espécies químicas envolvidas.	<p>3.15 Interpretar, com base em informação selecionada, processos para minimizar a dureza das águas.</p> <p>3.16 Interpretar, com base em informação selecionada, a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes de águas.</p>
---	--

AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água (pág. 31)

Objetivo geral: Investigar o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água.

Sugestões

A atividade pode começar sugerindo aos alunos que formulem hipóteses sobre o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água.

Sugere-se o uso de nitrato de potássio. Devem usar-se quatro amostras de soluto, de massas diferentes.

O procedimento deve contemplar o aquecimento da mistura até que haja dissolução total da amostra e posterior arrefecimento até que se formem os primeiros cristais, momento em que se regista a temperatura.

Deve ser feita a discussão do controlo de variáveis.

O sal em estudo é usado em quantidade apreciável devendo, por isso, ser reciclado.

Metas específicas (pág. 78)

1. Justificar procedimentos que permitam determinar a forma como a solubilidade de um soluto sólido em água varia com a temperatura.
2. Determinar a solubilidade de um soluto sólido a uma determinada temperatura com base nas medições efetuadas.
3. Traçar a curva de solubilidade.

Trabalho prático-laboratorial (pág. 26)

Dada a natureza experimental da Química, as atividades de carácter prático e laboratorial, a desenvolver em tempos de maior duração e com a turma desdobrada, merecem uma referência especial.

O trabalho prático-laboratorial, entendido como todo o trabalho realizado pelos alunos, incluindo a resolução de problemas, atividades de pesquisa e de comunicação, atividades com ou sem recurso a material de laboratório (incluindo o controlo de variáveis), é indispensável para o aluno desenvolver atitudes, capacidades e conhecimentos associados ao trabalho científico.

As atividades laboratoriais devem ser enquadradas com os respetivos conteúdos e referenciais teóricos. A sua planificação deve ser realizada com cuidado, procurando clarificar o tema, discutir ideias prévias dos alunos e identificar as grandezas a medir e as condições a respeitar, de modo a que os trabalhos possam decorrer com o ritmo adequado.

Os alunos devem identificar, na realização das atividades, possíveis erros aleatórios e sistemáticos. Recomenda-se que tenham em atenção o alcance e a sensibilidade dos instrumentos de medida, que indiquem a incerteza associada à escala utilizada no instrumento e que apresentem as medidas com um número correto de algarismos significativos. Nas medições diretas, conseguidas com uma única medição, o resultado da medida deve vir afetado da incerteza associada à escala do instrumento de medida (incerteza absoluta de leitura). [...]

[...] Os alunos devem determinar o erro relativo, em percentagem (erro percentual), de uma medida que possa ser comparada com valores tabelados ou previstos teoricamente e interpretar o

seu valor, associando-o à exatidão da medida. Deve-se sensibilizar os alunos para o facto de a incerteza nas medições diretas se transmitir às medições indiretas, mas não se exige o respetivo cálculo.

[...]

As atividades laboratoriais têm de ser feitas, obrigatoriamente, pelos alunos em trabalho de grupo.

Alguns aspetos relativos à segurança na realização de atividades laboratoriais fazem parte da formação dos alunos e, por isso, as atividades propostas incluem oportunidades para aprenderem a lidar com riscos associados a técnicas de utilização de equipamentos e reagentes.

A segurança deve ser uma preocupação constante, pressupondo-se o cumprimento de regras gerais de conduta no laboratório. Outros aspetos mais específicos devem ser integrados de um modo progressivo, o que se traduz pela definição de metas específicas e transversais relacionadas com a segurança, que são alcançáveis em diferentes trabalhos laboratoriais.

[...].

Metas transversais a todas as atividades da componente prático-laboratorial (pág. 64)

Aprendizagem do tipo processual

1. Identificar o material e equipamento de laboratório e saber manuseá-lo corretamente, respeitando regras de segurança e instruções recebidas.
2. Identificar simbologia em laboratórios.
3. Identificar equipamento de proteção individual.
4. Adotar as medidas de proteção adequadas a operações laboratoriais, com base em informação de segurança e instruções recebidas.
5. Atuar corretamente em caso de acidente no laboratório tendo em conta procedimentos de alerta e utilização de equipamento de salvamento.
6. Selecionar material de laboratório adequado a um trabalho laboratorial.
7. Construir uma montagem laboratorial a partir de um esquema ou de uma descrição.
8. Executar corretamente técnicas laboratoriais.
9. Operacionalizar o controlo de uma variável.
10. Identificar aparelhos de medida, analógicos e digitais, o seu intervalo de funcionamento e a respetiva incerteza de leitura.
11. Efetuar medições utilizando material de laboratório analógico, digital ou de aquisição automática de dados.
12. Representar um conjunto de medidas experimentais em tabela, associando-lhes as respetivas incertezas de leitura dos aparelhos de medida utilizados.

Aprendizagem do tipo conceptual

1. Identificar o objetivo de um trabalho prático.
2. Identificar o referencial teórico no qual se baseia o procedimento utilizado num trabalho prático, incluindo as regras de segurança específicas.
3. Interpretar e seguir um protocolo.
4. Descrever o procedimento que permite dar resposta ao objetivo de um trabalho prático.
5. Conceber um procedimento capaz de validar uma dada hipótese, ou estabelecer relações entre variáveis, e decidir sobre as variáveis a controlar.
6. Identificar a influência de uma dada grandeza num fenómeno físico através de controlo de variáveis.
7. Conceber uma tabela de registo de dados adequada ao procedimento.

- 8.** Representar esquemas de montagens.
- 9.** Utilizar regras de contagem de algarismos significativos.
- 10.** Identificar e comparar ordens de grandeza.
- 11.** Distinguir erros aleatórios de erros sistemáticos.
- 12.** Indicar a medida de uma grandeza numa única medição direta, atendendo à incerteza experimental associada à leitura no aparelho de medida.
- 13.** Indicar a medida de uma grandeza quando há um conjunto de medições diretas, efetuadas nas mesmas condições, tomando como valor mais provável o valor médio.
- 14.** Calcular a incerteza absoluta do valor mais provável de um conjunto de medições diretas (o maior dos desvios absolutos), assim como a incerteza relativa em percentagem (desvio percentual), e indicar a medida da grandeza.
- 15.** Associar a precisão das medidas à sua maior ou menor dispersão, quando há um conjunto de medições diretas, e aos erros aleatórios.
- 16.** Determinar o erro percentual associado a um resultado experimental quando há um valor de referência.
- 17.** Associar a exatidão de um resultado à maior ou menor proximidade a um valor de referência e aos erros sistemáticos, relacionando-a com o erro percentual.
- 18.** Construir gráficos a partir de listas de dados, utilizando papel ou suportes digitais.
- 19.** Interpretar representações gráficas, estabelecendo relações entre as grandezas.
- 20.** Aplicar conhecimentos de estatística no tratamento de dados experimentais em modelos lineares, identificando as grandezas físicas na equação da reta de regressão.
- 21.** Determinar valores de grandezas, não obtidos experimentalmente, a partir da equação de uma reta de regressão.
- 22.** Identificar erros que permitam justificar a baixa precisão das medidas ou a baixa exatidão do resultado.
- 23.** Avaliar a credibilidade de um resultado experimental, confrontando-o com previsões do modelo teórico, e discutir os seus limites de validade.
- 24.** Generalizar interpretações baseadas em resultados experimentais para explicar outros fenómenos que tenham o mesmo fundamento teórico.
- 25.** Elaborar um relatório, ou síntese, sobre uma atividade prática, em formatos diversos.

Metas transversais das atividades laboratoriais da componente de Química do 11.º ano (pág. 79)

Aprendizagens do tipo:		AL 1.1	AL 1.2	AL 2.1	AL 2.2	AL 2.3	AL 2.4
Processual	1	x	x	x	x		x
	2	x					
	3	x		x	x		
	4	x	x	x	x		
	5	x	x		x		
	6	x	x	x	x		x
	7				x		
	8	x		x	x		
	9		x			x	x
	10	x		x	x		x
	11	x		x	x		x
	12			x	x		x
Conceptual	1	x	x	x	x	x	x
	2		x			x	
	3	x	x	x	x		x
	4		x			x	
	5		x			x	
	6		x				x
	7		x	x	x	x	x
	8				x		
	9	x		x	x		x
	10						
	11	x					x
	12	x					x
	13						x
	14						
	15						x
	16						
	17						
	18				x		x
	19				x		x
	20						
	21						
	22						
	23	x	x			x	
	24		x			x	

Avaliação (pág. 38)

O processo de avaliação desta disciplina decorre dos princípios gerais da avaliação: deve ser contínua, apoiada em diversos instrumentos adaptados às aprendizagens em apreciação, ter um caráter formativo – não só para os alunos, para controlo da sua aprendizagem, mas também para o professor, como reguladora das suas opções de ensino – e culminar em situações de avaliação sumativa.

O aluno deve ser envolvido na avaliação, desenvolvendo o sentido crítico relativamente ao seu trabalho e à sua aprendizagem, através, por exemplo, da promoção de atitudes reflexivas e do recurso a processos metacognitivos.

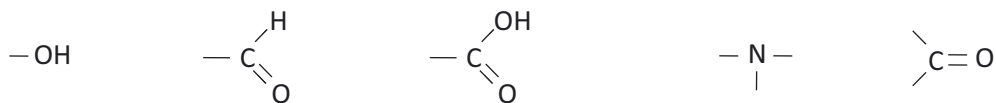
Os critérios de avaliação definidos em Conselho Pedagógico, sob proposta dos departamentos curriculares, devem contemplar os critérios de avaliação da componente prática-laboratorial, designadamente as atividades laboratoriais de caráter obrigatório. De acordo com o estabelecido no ponto 5 do art.º 7.º da Portaria n.º 243/2012, são obrigatórios momentos formais de avaliação da dimensão prática ou experimentais integrados no processo de ensino, e, de acordo com a alínea c) do mesmo ponto, na disciplina de Física e Química A a componente prática-laboratorial tem um peso mínimo de 30% no cálculo da classificação a atribuir em cada momento formal de avaliação.

Dada a centralidade da componente prática-laboratorial na Física e na Química, identificam-se nas Metas Curriculares, para cada uma das atividades laboratoriais, descritores específicos e transversais, os quais devem servir como referência para a avaliação do desempenho dos alunos nessas atividades.

Para responder aos diversos itens dos testes de avaliação os alunos podem consultar um formulário e a Tabela Periódica, numa versão que contenha, pelo menos, informação do símbolo químico, do número atómico e da massa atómica relativa.

Formulário – componente de Química (pág. 41)

Grupos funcionais



Quantidades, massas e volumes

$$m = n M$$

$$N = n N_A$$

$$V = n V_m$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Soluções e dispersões

$$c = \frac{n}{V}$$

$$x_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

$$\%(m/m) = \frac{m_A}{m_{\text{total}}} \times 10^2$$

$$\%(V/V) = \frac{V_A}{V_{\text{total}}} \times 10^2$$

$$ppm = \frac{m_A}{m_{\text{total}}} \times 10^6$$

$$ppm_V = \frac{V_A}{V_{\text{total}}} \times 10^6$$

Reações químicas

$$\text{pH} = -\log \{[\text{H}_3\text{O}^+]/\text{mol dm}^{-3}\}$$

Bibliografia (pág. 38)

- American Chemical Society, *Exploring the Molecular Vision*, Conference Report, Society Committee on Education (SOCED), June 27-29, 2003.
<<http://www.acs.org/content/dam/acsorg/about/governance/committees/education/exploring-the-molecular-vision.pdf>> (acedido em 15 de outubro de 2013)
- Australian Curriculum, *Chemistry, Senior Secondary Curriculum*, Assessment and Reporting Authority (ACARA), 2012.
<<http://www.australiancurriculum.edu.au/Static/docs/senior%20secondary/Senior%20Secondary%20Curriculum%20-%20Chemistry%20November%202012.pdf>> (acedido em 15 de outubro de 2013)
- Australian Curriculum, *Physics, Senior Secondary Curriculum*, Assessment and Reporting Authority (ACARA), 2012.
<<http://www.australiancurriculum.edu.au/Static/docs/senior%20secondary/Senior%20Secondary%20Curriculum%20-%20Physics.pdf>> (acedido em 15 de outubro de 2013)
- Bureau International des Poids et Mesures, *The International System of Units (SI)*, Organisation Intergouvernementale de la Convention du Mètre, 2006
<http://www.bipm.org/utis/common/pdf/si_brochure_8_en.pdf> (acedido em 15 de outubro de 2013)
- Caldeira, H., Martins, I.P. et al., *Programa de Física e Química A, 10.º ou 11.º ano, Curso Científico-Humanístico de Ciências e Tecnologias*, Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário, 2001.
- Caldeira, H., Martins, I.P. et al., *Programa de Física e Química A, 11.º ou 12.º ano, Curso Científico-Humanístico de Ciências e Tecnologias*, Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário, 2003.
- European Union, *Using learnings outcomes*, European Qualifications Framework Series: Note 4, 2011.
<http://ec.europa.eu/education/lifelong-learning-policy/doc/eqf/note4_en.pdf> (acedido em 7 de outubro de 2013).
- European Association for Chemical and Molecular Sciences (EuCheMS), *CHEMISTRY: Developing solutions in a changing world*, 2011.
<www.euchems.eu/fileadmin/user_upload/highlights/Euchems_Roadmap_gesamt_final2.pdf> (acedido em 7 de outubro de 2013)
- European Association for Chemical and Molecular Sciences (EuCheMS), *CHEMISTRY, Finding solutions in a changing world*, 2011.
<http://ec.europa.eu/research/horizon2020/pdf/contributions/prior/european_association_for_chemical_and_molecular_sciences.pdf> (acedido em 7 de outubro de 2013)
- Fiolhais, C. et al., *Metas Curriculares do 3.º Ciclo do Ensino Básico – Ciências Físico-Químicas*, Ministério da Educação e Ciência: Direção Geral da Educação, 2013.
- Gabinete de Avaliação Educacional (GAVE), Ministério da Educação e Ciência, Relatório dos Exames Nacionais e Testes Intermédios (2008 a 2012).
<www.gave.min-edu.pt/np3/24.html> (acedido em 16 de janeiro de 2014)
- Government of Ireland, *Leaving Certificate Chemistry Syllabus*, National Council for Curriculum and Assessment, 1999.
<http://www.curriculumonline.ie/getmedia/7bdd3def-f492-432f-886f-35fc56bd3544/SCSEC09_Chemistry_syllabus_Eng.pdf> (acedido em 4 de janeiro de 2014)
- Government of Ireland, *Leaving Certificate Physics Syllabus*, National Council for Curriculum and Assessment, 1999.
<http://www.curriculumonline.ie/getmedia/a789272e-823f-4d40-b095-4ff8f6f195e4/SCSEC27_Physics_syllabus_eng.pdf> (acedido em 4 de janeiro de 2014)

- Instituto Português da Qualidade, *Vocabulário Internacional de Metrologia (VIM)*, Joint Committee for Guides in Metrology, 2012.
<http://www1.ipq.pt/PT/Metrologia/Documents/VIM_IPQ_INMETRO_2012.pdf> (acedido em 15 de outubro de 2013)
- Ministère de l'Éducation Nationale, de la Jeunesse et de la Vie Associative, République Française, Enseignement spécifique et de spécialité de physique-chimie de la série scientifique - classe terminale, *Bulletin officiel spécial* n° 8, 13 octobre 2011.
<http://cache.media.education.gouv.fr/file/special_8_men/99/0/physique_chimie_S_195990.pdf> (acedido em 15 de outubro de 2013)
- Ministry of Education, Province of British Columbia, Canada, 2006, *Chemistry 11 and 12: integrated resource package 2006*.
<<http://www.bced.gov.bc.ca/irp/pdfs/sciences/2006chem1112.pdf>> (acedido em 7 de outubro de 2013)
- OECD, *PISA 2009 Results: What Students Know and Can Do – Student Performance in Reading, Mathematics and Science (Volume I)*, 2010.
- OECD, *PISA 2012 Results: What Students Know and Can Do – Student Performance in Mathematics, Reading and Science (Volume I)*, 2013.
- OCR Recognising Achievement, *GCE Chemistry A v4*, AS/A Level GCE, United Kingdom, 2013.
<<http://www.ocr.org.uk/Images/81089-specification.pdf>> (acedido em 15 de outubro de 2013)
- Royal Society of Chemistry, *Chemistry for Tomorrow's World, Report with potential opportunities for the Chemical Sciences in 41 global challenge areas*, 2009.
<http://www.rsc.org/images/Roadmapfull_tcm18-221545.pdf> (acedido em 7 de outubro de 2013)
- Stanco, G.M., Mullis, I.V.S., Martin, M.O. and Foy, P., A., *Trends in International Mathematics and Science Study, TIMMS-2011 International Results in Science*, Chestnut Hill, MA: TIMSS and PIRLS International Study Center, Boston College and International Association for the Evaluation of Educational Achievement: IEA Secretariat, 2012.
- The College Board, *AP Chemistry: Curriculum Framework 2013–2014*, New York, 2011.
<media.collegeboard.com/digitalServices/pdf/ap/11_3461_AP_CF_Chemistry_WEB_110930.pdf> (acedido em 3 de Dezembro de 2013)
- The College Board, *Science: College Board Standards for College Success*, New York, 2009.
<<http://apcentral.collegeboard.com/apc/public/repository/cbscs-science-standards-2009.pdf>> (acedido em 17 de outubro de 2013)

Calendarização anual

O Programa de Física e Química A enfatiza de várias formas a **flexibilidade**. De facto, a flexibilidade curricular implica um trabalho de planificação e calendarização por parte do professor. Apresentamos, por isso, uma calendarização que pode servir de guia (ainda que não rígido) para professores.

Por cada subdomínio inclui-se até mais três aulas para além das sugeridas no programa da disciplina dando assim margem para o professor integrar, quando achar conveniente, por exemplo, momentos de reforço teórico-prático ou de avaliação formativa (ou sumativa).

CALENDARIZAÇÃO(semanas)																
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
1.1 Aspectos quantitativos das reações químicas																
AL 1.1																
1.2 Equilíbrio químico e extensão das reações químicas																
AL 1.2																
2.1 Reações ácido-base																
AL 2.1																
AL 2.2																
2.2 Reações de oxidação-redução																
AL 2.3																
2.3 Soluções e equilíbrio de solubilidade																
AL 2.4																

Planificação a médio prazo

Planificação a médio prazo

Apresenta-se uma proposta de planificação a médio prazo dos dois domínios da química do 11.º ano de escolaridade, cujas linhas estruturantes passaram por:

- Identificar e ordenar os conteúdos bem como os respetivos descritores das metas curriculares que lhes correspondem.
- Identificar os recursos que visam contribuir para a consecução das metas delineadas, em **20 AULA DIGITAL**, bem como a sua localização no *Novo 11Q*, Caderno de Exercícios e Problemas e Caderno de Apoio ao Professor.

Domínio	Equilíbrio químico	
Subdomínio	Aspectos quantitativos das reações químicas	
Objetivo geral	Compreender as relações quantitativas nas reações químicas e aplicá-las na determinação da eficiência dessas reações.	
Conteúdos	Metas Curriculares	Recursos
<ul style="list-style-type: none"> • Reações químicas <ul style="list-style-type: none"> – equações químicas – cálculos estequiométricos • Reagente limitante e reagente em excesso • Grau de pureza de uma amostra • Rendimento de uma reação química • Economia atômica e «química verde» • AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico 	<p>1.1 Interpretar o significado das equações químicas em termos de quantidade de matéria e relacionar o respetivo acerto com a conservação da massa (Lei de Lavoisier).</p> <p>1.2 Efetuar cálculos estequiométricos com base em equações químicas.</p> <p>1.3 Identificar reagente limitante e reagente em excesso numa reação química.</p> <p>1.4 Interpretar o grau de pureza de uma amostra.</p> <p>1.5 Indicar que os reagentes podem apresentar diferentes graus de pureza e que devem ser escolhidos consoante as finalidades de uso e custo.</p> <p>1.6 Distinguir reações completas de incompletas.</p> <p>1.7 Efetuar cálculos estequiométricos envolvendo reagente limitante/em excesso, rendimento da reação e grau de pureza dos reagentes.</p> <p>1.8 Associar «economia atômica percentual» à razão entre a massa de átomos de reagentes que são incorporados no produto desejado e a massa total de átomos nos reagentes, expressa em percentagem.</p> <p>1.9 Comparar reações químicas do ponto de vista da «química verde» tendo em conta vários fatores como: economia atômica, redução dos resíduos, produtos indesejados, escolha de reagentes e processos menos poluentes.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: Apresentação dos conteúdos e questões resolvidas: pp. 10 a 24 Atividade laboratorial 1.1: pp. 25 a 27 Resumo: pp. 28 +Questões: pp. 29 a 34 • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 4 a 18 • Caderno de Apoio ao Professor: pp. 83 a 91, 119 e 120, 131 a 135, 145 a 147 • Recursos • 2D AULA DIGITAL Animações Apresentações Resoluções animadas de exercícios Solução Vídeos Testes

Domínio	Equilíbrio químico	
Subdomínio	Equilíbrio químico e extensão das reações	
Objetivo geral	Reconhecer a ocorrência de reações químicas incompletas e de equilíbrio químico e usar o Princípio de Le Châtelier para prever a evolução de sistemas químicos.	
Conteúdos	Metas Curriculares	Recursos
<ul style="list-style-type: none"> • Reações incompletas e equilíbrio químico <ul style="list-style-type: none"> – reações inversas e equilíbrio químico – equilíbrio químico • Extensão das reações químicas <ul style="list-style-type: none"> – constante de equilíbrio – quociente da reação • Fatores que alteram o equilíbrio químico <ul style="list-style-type: none"> – Princípio de Le Châtelier – equilíbrio químico e otimização de reações químicas • AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico 	<p>2.1 Interpretar a ocorrência de reações químicas incompletas numa base molecular: ocorrência simultânea das reações direta e inversa.</p> <p>2.2 Associar estado de equilíbrio químico a qualquer estado de um sistema fechado em que, macroscopicamente, não se registam variações de propriedades físicas e químicas.</p> <p>2.3 Interpretar gráficos que traduzem a variação da concentração (ou da quantidade de matéria) em função do tempo, para cada um dos componentes da mistura reacional, e da evolução temporal da velocidade das reações direta e inversa.</p> <p>2.4 Associar equilíbrio químico homogêneo ao estado de equilíbrio que se verifica numa mistura reacional numa só fase.</p> <p>2.5 Identificar equilíbrios homogêneos em diferentes contextos, por exemplo, a reação de síntese do amoníaco.</p> <p>2.6 Escrever expressões matemáticas que traduzam a constante de equilíbrio, usando concentrações.</p> <p>2.7 Concluir, a partir de valores de concentrações, que o valor da constante de equilíbrio é o mesmo para todos os estados de equilíbrio de um sistema químico, à mesma temperatura.</p> <p>2.8 Relacionar a extensão de uma reação, a uma certa temperatura, com o valor da constante de equilíbrio dessa reação, a essa temperatura.</p> <p>2.9 Concluir, a partir de valores de concentrações em equilíbrio, que o valor da constante de equilíbrio, para uma reação química, depende da temperatura.</p> <p>2.10 Relacionar o valor da constante de equilíbrio da reação direta com o da constante de equilíbrio da reação inversa.</p> <p>2.11 Distinguir entre constante de equilíbrio e quociente da reação em situações de não equilíbrio.</p> <p>2.12 Prever o sentido dominante da reação com base na comparação do valor do quociente da reação, num determinado instante, com o valor da constante de equilíbrio da reação química considerada a temperatura a que decorre a reação.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: Apresentação dos conteúdos, questões resolvidas e atividades: pp. 36 a 54 Atividade laboratorial 1.2: pp. 55 a 57 Resumo: pp. 58 +Questões: pp. 59 a 65 • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 20 a 32 • Caderno de Apoio ao Professor: pp. 92 a 97, 121 e 122, 131 a 135, 148 a 151 • Recursos • 2D AULA DIGITAL Animações Apresentações Resoluções animadas de exercícios Simulador Solução Vídeos Testes

	<p>2.13 Aplicar expressões da constante de equilíbrio e do quociente da reação na resolução de questões envolvendo cálculos.</p> <p>2.14 Indicar os fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reacional (pressão, em sistemas gasosos, temperatura e concentração).</p> <p>2.15 Interpretar o efeito da variação da concentração de um reagente ou produto num sistema inicialmente em equilíbrio, por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio, a temperatura constante.</p> <p>2.16 Identificar o Princípio de Le Châtelier como uma regra que permite prever a evolução de um sistema químico quando ocorre variação de um dos fatores que pode afetar o estado de equilíbrio – concentração, pressão, volume ou temperatura.</p> <p>2.17 Aplicar o Princípio de Le Châtelier a síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.</p>	
--	--	--

Domínio	Reações em sistemas aquosos	
Subdomínio	Reações ácido-base	
Objetivo geral	Aplicar a teoria protônica (de Brønsted e Lowry) para reconhecer substâncias que podem atuar como ácidos ou bases e determinar o pH das suas soluções aquosas.	
Conteúdos	Metas Curriculares	Recursos
<ul style="list-style-type: none"> • Ácidos e bases <ul style="list-style-type: none"> – evolução histórica – ácidos e bases segundo Brønsted e Lowry • Acidez e basicidade de soluções <ul style="list-style-type: none"> – escala de Sørensen – pH e concentração hidrogeniônica • Autoionização da água <ul style="list-style-type: none"> – produto iônico da água – relação entre as concentrações de H_3O^+ e de OH^- – efeito da temperatura na autoionização da água • Ácidos e bases em solução aquosa <ul style="list-style-type: none"> – ionização de ácidos e de bases em água – pares conjugados ácido-base 	<p>1.1 Identificar marcos históricos importantes na interpretação de fenômenos ácido-base, culminando na definição de ácido e base de acordo com Brønsted e Lowry.</p> <p>1.2 Interpretar reações ácido-base como reações de transferência de prótons.</p> <p>1.3 Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniônica de uma solução e o seu valor de pH.</p> <p>1.4 Caracterizar a autoionização da água fazendo referência às espécies químicas envolvidas nesta reação e a sua extensão.</p> <p>1.5 Relacionar a extensão da reação da autoionização da água com o produto iônico da água, identificando-o com a constante de equilíbrio para essa reação.</p> <p>1.6 Relacionar as concentrações do íon H_3O^+ e do íon OH^- resultantes da autoionização da água.</p> <p>1.7 Prever, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito da variação da temperatura na autoionização da água.</p> <p>1.8 Relacionar as concentrações dos íons H_3O^+ e OH^-, bem como os valores de pH e pOH, para soluções ácidas, básicas e neutras.</p> <p>1.9 Explicitar os significados de ionização (de ácidos e algumas bases) e de dissociação de sais (incluindo hidróxidos), diferenciando ionização de dissociação.</p> <p>1.10 Explicar o que é um par conjugado ácido-base, dando exemplos de pares conjugados ácido-base.</p> <p>1.11 Interpretar o significado de espécie química anfotérica.</p> <p>1.12 Escrever equações químicas que representam reações de ionização de um ácido, ou de uma base, e as respectivas expressões das constantes de acidez ou de basicidade.</p> <p>1.13 Relacionar os valores das constantes de acidez de diferentes ácidos (ou as constantes de basicidade de diferentes bases) com a extensão das respectivas ionizações.</p> <p>1.14 Explicar por que razão as soluções de ácidos fracos têm valores de pH mais elevados do que os das soluções de ácidos fortes de igual concentração.</p> <p>1.15 Determinar o pH de soluções de ácidos (ou bases) fortes a partir da respetiva concentração e vice-versa.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: Apresentação dos conteúdos, questões resolvidas e atividade: pp. 70 a 102 Atividade laboratorial 2.1: pp. 103 e 104 Atividade laboratorial 2.2: pp. 105 a 107 Resumo: pp. 108 e 109 +Questões: pp. 110 a 118 • Caderno de Exercícios • e Problemas: pp. 34 a 50 • Caderno de Apoio ao Professor pp. 98 a 104, 123 a 126, 136 a 140, 152 a 155 • Recursos • 20 AULA DIGITAL Animações Apresentações Resoluções animadas de exercícios Solução Vídeos Testes

<ul style="list-style-type: none"> — espécies químicas anfotéricas — dissociação de bases • Constantes de acidez e de basicidade • Força relativa de ácidos e de bases • Titulação ácido-base <ul style="list-style-type: none"> — neutralização — ponto de equivalência — indicadores ácido-base • Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais • Aspectos ambientais das reações ácido-base <ul style="list-style-type: none"> — acidez da água da chuva — poluentes atmosféricos e chuva ácida — redução da emissão de poluentes atmosféricos • AL 2.1 Constante de acidez • AL 2.2 Titulação ácido-base 	<p>1.16 Determinar concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monopróticos fracos (ou de bases) a partir do pH, constante de acidez (ou basicidade) e estequiometria da reação.</p> <p>1.17 Relacionar as constantes de acidez e de basicidade para um par conjugado ácido-base.</p> <p>1.18 Interpretar o significado de neutralização associando-o à reação entre os íons H_3O^+ e OH^- durante uma reação ácido-base.</p> <p>1.19 Associar o ponto de equivalência de uma titulação a situação em que nenhum dos reagentes se encontra em excesso.</p> <p>1.20 Associar indicador ácido-base a um par conjugado ácido-base em que as formas ácidas e básicas são responsáveis por cores diferentes.</p> <p>1.21 Interpretar o caráter ácido, básico ou neutro de soluções aquosas de sais com base nos valores das constantes de acidez ou de basicidade dos íons do sal em solução.</p> <p>1.22 Interpretar a acidez da chuva normal com base na dissolução do dióxido de carbono presente na atmosfera.</p> <p>1.23 Interpretar a formação de chuvas ácidas devido à presença de poluentes na atmosfera (SO_x, NO_x), assim como processos de eliminação destes poluentes, com base nas correspondentes reações químicas.</p> <p>1.24 Explicar as consequências das chuvas ácidas sobre construções de calcário e mármore, interpretando as equações químicas correspondentes.</p>
--	---

Reações em sistemas aquosos	
Domínio	Subdomínio
Reações de oxidação-redução	
Reconhecer as reações de oxidação-redução como reações de transferência de elétrons e interpretar a ação de ácidos sobre alguns metais como um processo de oxidação-redução.	
Objetivo geral	Conteúdos
Reações de oxidação-redução	Metas Curriculares
<ul style="list-style-type: none"> • Caracterização das reações de oxidação-redução <ul style="list-style-type: none"> – conceitos de oxidação e redução – espécie oxidada e espécie reduzida – oxidante e redutor – número de oxidação – semirreações de oxidação e de redução • Força relativa de oxidantes e redutores <ul style="list-style-type: none"> – reação ácido-metal – poder redutor e poder oxidante – série eletroquímica • AL 2.3 Série eletroquímica 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: <ul style="list-style-type: none"> Apresentação dos conteúdos, questões resolvidas e atividade: pp. 120 a 134 Atividade laboratorial 2.3: pp. 135 e 136 Resumo: pp. 137 +Questões: pp. 138 a 144 • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 52 a 60 • Caderno de Apoio ao Professor: pp. 105 a 108, 127 e 128, 141 a 144, 156 a 159 • Recursos <ul style="list-style-type: none"> • 20 AULA DIGITAL Animações Apresentações Resoluções animadas de exercícios Solução Vídeos Testes

Reações em sistemas aquosos	
Domínio	Subdomínio
Objetivo geral	
Compreender a dissolução de sais e reconhecer que a mineralização das águas se relaciona com processos de dissolução e equilíbrios de solubilidade.	
Conteúdos	Metas Curriculares
<ul style="list-style-type: none"> • Mineralização das águas e processo de dissolução <ul style="list-style-type: none"> – dissolução de sais e gases na água do mar – processo de dissolução e interação soluto-solvente – fatores que afetam o tempo de dissolução • Solubilidade de sais em água <ul style="list-style-type: none"> – solubilidade – efeito da temperatura na solubilidade – solução não saturada, saturada e sobressaturada • Equilíbrio químico e solubilidade de sais <ul style="list-style-type: none"> – constante do produto de solubilidade – solubilidade e produto de solubilidade 	<p>3.1 Relacionar a composição química da água do mar com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera.</p> <p>3.2 Caracterizar o fenómeno da dissolução como uma mistura espontânea de substâncias que pode ser relacionado com as interações entre as espécies químicas do soluto e do solvente.</p> <p>3.3 Indicar formas de controlar o tempo de dissolução de um soluto (estado de divisão e agitação) mantendo a temperatura e a pressão constantes.</p> <p>3.4 Definir solubilidade em termos de concentração de solução saturada e de massa de soluto dissolvido em 100 g de solvente.</p> <p>3.5 Classificar as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas, com base na respetiva solubilidade, a uma determinada temperatura.</p> <p>3.6 Interpretar gráficos de solubilidade em função da temperatura.</p> <p>3.7 Identificar o equilíbrio químico que se estabelece entre um sal e uma sua solução saturada como um equilíbrio químico heterogêneo, designando-o por equilíbrio de solubilidade.</p> <p>3.8 Escrever equações químicas que traduzem equilíbrios de solubilidade e escrever as correspondentes expressões da constante de produto de solubilidade.</p> <p>3.9 Relacionar a constante de produto de solubilidade de um sal com a respetiva solubilidade, na ausência de outros equilíbrios que afetem essa solubilidade.</p> <p>3.10 Interpretar a possibilidade de formação de um precipitado, com base nas concentrações de iões presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade.</p> <p>3.11 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do ião-comum na solubilidade de sais em água.</p> <p>3.12 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, a solubilização de alguns sais por soluções ácidas.</p> <p>3.13 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, a solubilização de alguns sais através da formação de iões complexos.</p>
Recursos	
<ul style="list-style-type: none"> • Manual: Apresentação dos conteúdos, questões resolvidas e atividade: pp. 146 a 166 Atividade laboratorial 2.4: pp. 167 e 168 Resumo: pp. 169 +Questões: pp. 170 a 176 • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 62 a 74 • Caderno de Apoio ao Professor: pp. 109 a 118, 129 e 130, 141 a 144, 160 a 163 • Recursos <ul style="list-style-type: none"> • 20 AULA DIGITAL Animações Apresentações Resoluções animadas de exercícios Solução Vídeos Testes 	

<ul style="list-style-type: none"> • Alteração da solubilidade dos sais <ul style="list-style-type: none"> – efeito do ião comum – efeito da adição de soluções ácidas – formação de iões complexos • Desmineralização de águas e processo de precipitação <ul style="list-style-type: none"> – correção da dureza da água – remoção de poluentes • AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água 	<p>3.14 Associar a dureza total de uma água à concentração de cátions cálcio e magnésio.</p> <p>3.15 Interpretar, com base em informação seleccionada, processos para minimizar a dureza das águas.</p> <p>3.16 Interpretar, com base em informação seleccionada, a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes de águas.</p>	
--	---	--

Privilegia-se, no início da aula e sempre que oportuno, a revisão dos conteúdos relevantes já abordados.

Essa atenção aos conhecimentos anteriores dos alunos radica-se no reconhecimento de que a aprendizagem de novos conteúdos é fortemente influenciada pelos conhecimentos prévios que o aluno possui. Sem prejuízo de outros contextos, recorre-se frequentemente a exemplos do quotidiano, por esta ser uma estratégia que aproxima a química à realidade dos alunos. Deste modo, os alunos tenderão a assimilar melhor os conteúdos estudados e a aplicá-los mais e melhor no espaço fora da sala de aula.

Aposta-se na criação de situações de aprendizagem que contribuam para o desenvolvimento dos alunos, permitindo-lhes observar, experimentar, manipular materiais, relacionar, conjecturar, argumentar, concluir, comunicar e avaliar. Dá-se particular realce à realização das atividades laboratoriais por estas serem centrais na formação científica dos alunos bem como à resolução de exercícios e problemas que contribuem para a consolidação de conhecimentos.

Apresentam-se 16 planos de aula que incluem 2 aulas de 90 minutos cada e 1 aula de 135 minutos. Nas aulas de 135 minutos que funcionam preferencialmente com turmas desdobradas, é fortemente sugerida a realização de aulas laboratoriais ou de índole teórico-práticas sendo, no entanto, esta gestão flexível e variável de escola para escola. Nestes planos de aula não se propõe utilizar como recurso o Caderno de Exercícios e Problemas e Problemas para deixar uma diversidade de tarefas à disposição do professor para incluir na prática letiva caso ache pertinente ou à disposição do aluno para promover o seu estudo autónomo em casa.

Estes planos encontram-se em formato impresso e em formato editável, para que o professor os possa personalizar e adaptar às necessidades de cada turma.

Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Equilíbrio químico

SUBDOMÍNIO: Aspetos quantitativos das reações químicas

CONTEÚDOS: Reações químicas: equações químicas e relações estequiométricas. Reagente limitante e reagente em excesso.

Metas Curriculares	<p>1.1 Interpretar o significado das equações químicas em termos de quantidade de matéria e relacionar o respetivo acerto com a conservação da massa (Lei de Lavoisier).</p> <p>1.2 Efetuar cálculos estequiométricos com base em equações químicas.</p> <p>1.3 Identificar reagente limitante e reagente em excesso numa reação química.</p>
Sumário	Equações químicas e cálculos estequiométricos. Reagente limitante e reagente em excesso.
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Em diálogo com os alunos, analisando a Fig. 4 da página 11 do <i>Novo 11Q</i>, começar por recordar que no 10.º ano já abordaram a quantidade de matéria e a sua relação com o número de entidades, com a massa e com o volume de uma amostra. • Recorrer à Questão resolvida 1 da página 11 do <i>Novo 11Q</i> para exemplificar o cálculo das relações referidas anteriormente. • Abordar a escrita de equações químicas enfatizando a Lei de Lavoisier que já foi estudado no 8.º ano. Utilizar a Questão resolvida 2 da página 12 do <i>Novo 11Q</i> para recordar o acerto das equações químicas. • Referir que os coeficientes resultantes do acerto das equações químicas se designam coeficientes estequiométricos e que indicam as proporções de reagentes e de produtos numa reação química. • Avançar para o estudo dos cálculos estequiométricos partindo do exemplo da reação de síntese do amoníaco. Introduzir a reação referindo que o nitrogénio se combina com o hidrogénio para formar o amoníaco e pedir aos alunos que escrevam a equação química desta reação devidamente acertada. • A partir do exemplo anterior, perguntar: «Que quantidade de matéria de hidrogénio reage com uma mole de nitrogénio?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contributos enriquecedores para evidenciar as diferentes proporções em que os reagentes se combinam. • Na sequência, perguntar aos alunos as questões: «Que massa de hidrogénio reagirá com 28 g de nitrogénio?» e «Que volume de hidrogénio reagirá com 22,4 dm³, nas condições PTN?». Debater as questões com os alunos incentivando a sua participação e reforçando contributos enriquecedores para mostrar, com base na estequiometria da reação, como determinar a massa e o volume dos reagentes consumidos e dos produtos formados. • Consolidar os conteúdos com a análise da Tab. 1 e com a resolução da Questão resolvida 3 das páginas, respetivamente, 13 e 14 do <i>Novo 11Q</i>. • Sistematizar e sublinhar duas ideias-chave: a massa conserva-se numa reação química e com base na estequiometria da reação é possível determinar a quantidade de matéria, a massa e o volume dos reagentes consumidos e dos produtos formados. • Avançar para o estudo do reagente limitante e do reagente em excesso a partir da análise da Tab. 2 e da Tab. 3 da página 15 do <i>Novo 11Q</i>. • Debater com os alunos a análise das tabelas anteriores e concluir que, tendo em conta as proporções estequiométricas da reação, o reagente limitante é aquele que é totalmente consumido durante a reação e que, por isso, condiciona a quantidade de produtos formada, e o reagente em excesso é aquele que só é parcialmente consumido. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 5 da página 17 do <i>Novo 11Q</i>. A partir desta análise, evidenciar os cálculos necessários para a determinação do reagente limitante e do reagente em excesso. • Sistematizar e sublinhar duas ideias-chave: numa reação completa, se os reagentes estiverem em proporções diferentes das proporções estequiométricas, o reagente limitante esgotar-se-á e sobrá o reagente em excesso; se os reagentes estiverem nas proporções estequiométricas, todos se esgotarão. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 1 a 21 das «+Questões» das páginas 29 a 31 do <i>Novo 11Q</i>.

Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 10 a 19 • Resumo: pp. 28 • 20 AULA DIGITAL <div> <div> Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Reações químicas — Reagente limitante e reagente em excesso Atividade complexa <ul style="list-style-type: none"> — Acerto de equações e cálculos estequiométricos Resoluções animadas de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Cálculo da estequiometria da reação — Cálculo do reagente limitante e reagente em excesso </div> <div> Testes <ul style="list-style-type: none"> — Reações químicas — Reagente limitante e reagente em excesso Vídeos <ul style="list-style-type: none"> — Equilíbrio químico — Aspectos quantitativos das reações químicas </div> </div>
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 4 a 9
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas.



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Equilíbrio químico

SUBDOMÍNIO: Aspetos quantitativos das reações químicas

CONTEÚDOS: Grau de pureza de uma amostra. Rendimento de uma reação química.

Metas Curriculares	<p>1.4 Interpretar o grau de pureza de uma amostra.</p> <p>1.5 Indicar que os reagentes podem apresentar diferentes graus de pureza e que devem ser escolhidos consoante as finalidades de uso e custo.</p> <p>1.6 Distinguir reações completas de incompletas.</p> <p>1.7 Efetuar cálculos estequiométricos envolvendo reagente limitante/em excesso, rendimento da reação e grau de pureza dos reagentes.</p>
Sumário	<p>Grau de pureza de uma amostra. Reações químicas completas e incompletas. Rendimento e rendimento percentual de uma reação química.</p>
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Iniciar o estudo do grau de pureza de uma amostra, debatendo o significado da sua pureza, analisando, por exemplo, o rótulo de um frasco de reagentes. A partir do debate, concluir que o grau de pureza de uma amostra será o quociente entre a massa da substância e a massa total da amostra. Apresentar a expressão que permite calcular o grau de pureza em percentagem. • Questionar os alunos: «Qual é a massa de impurezas numa amostra de 100 g de sulfato de cobre (II) com um grau de pureza de 95%?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras para concluir que a soma da massa de substância com a massa de impurezas é igual à massa total de uma amostra. • Ler conjuntamente e analisar a Questão resolvida 5 da página 20 do <i>Novo 11Q</i> para compreender que implicações o grau de pureza terá nos cálculos estequiométricos. • Abordar o estudo das reações incompletas, fazendo a seguinte questão: «Será que o reagente limitante se esgotará em todas as reações?». • Realçar que nas reações químicas estudadas admitiu-se sempre que há pelo menos um dos reagentes que se esgota, e que por isso estas reações são consideradas reações completas. Indicar, no entanto, que há reações onde nenhum dos reagentes se esgota as reações incompletas. • Debater os fatores que podem influenciar as reações químicas, limitando a quantidade de matéria de produtos obtida. Concluir que, para além do grau de pureza dos reagentes utilizados, também a ocorrência de perdas dos produtos quando se faz a sua extração da mistura reacional influenciam a quantidade de produtos obtida. • A partir do debate anterior, definir o conceito rendimento de uma reação química como a fração de produto realmente obtido relativamente ao que seria obtido em condições ideais. • Apresentar as expressões matemáticas que permitem determinar o rendimento e o rendimento percentual de uma reação química. Consolidar o conceito de rendimento de uma reação analisando conjuntamente a Questão resolvida 6 da página 22 do <i>Novo 11Q</i>. • Analisar, conjuntamente, por exemplo, o exercício 26 das +Questões da página 32 do <i>Novo 11Q</i> para evidenciar a relação entre o rendimento de uma reação e os conceitos abordados anteriormente neste subdomínio. • Sintetizar e sublinhar, como ideia chave, que o rendimento fornece informação sobre a relação entre a quantidade de matéria dos produtos obtidos numa reação e a quantidade de produtos que se obteria se a reação fosse completa, os reagentes fossem puros e se não existissem perdas no processo de extração. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 22 a 28 das «+Questões» da página 32 do <i>Novo 11Q</i>.

Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 20 a 22 • Resumo: pp. 28 • 20 AULA DIGITAL <div> <div> <p>Animação</p> <p>— «Química verde»</p> <p>Apresentações</p> <p>— Grau de pureza de uma amostra</p> <p>— Rendimento de uma reação química</p> <p>— Economia atómica e «química verde»</p> <p>Atividade complexa</p> <p>— Acerto de equações e cálculos estequiométricos</p> <p>Resolução animada de exercícios</p> <p>— Cálculo do grau de pureza e rendimento de uma reação</p> </div> <div> <p>Testes</p> <p>— Grau de pureza de uma amostra</p> <p>— Rendimento de uma reação química</p> <p>— Economia atómica e «química verde»</p> <p>Vídeos</p> <p>— Eng. num minuto – Pegada ecológica</p> <p>— Eng. num minuto – Ciclo de vida de um produto</p> <p>— Eng. num minuto – Produção da baunilha a partir da madeira</p> </div> </div>
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 9 a 12
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas.



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Equilíbrio químico**SUBDOMÍNIO:** Aspetos quantitativos das reações químicas**CONTEÚDOS:** Economia atómica e «química verde». AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico.

Metas Curriculares	<p>1.8 Associar «economia atómica percentual» à razão entre a massa de átomos de reagentes que são incorporados no produto desejado e a massa total de átomos nos reagentes, expressa em percentagem.</p> <p>1.9 Comparar reações químicas do ponto de vista da «química verde» tendo em conta vários fatores como: economia atómica, redução dos resíduos, produtos indesejados, escolha de reagentes e processos menos poluentes.</p>
Sumário	«Química verde». Economia atómica e economia atómica percentual. AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico.
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Em diálogo com os alunos, analisar a Fig. 13 da página 23 do <i>Novo 11Q</i> para abordar o conceito de «química verde». • Definir a «química verde» como uma abordagem associada à produção industrial que visa conceber, desenvolver e aplicar produtos e processos químicos que reduzam ou eliminem o uso de substâncias nocivas para a saúde humana e para o ambiente, focando-se também na produção de materiais e de energia de forma mais sustentável. • Abordar as ideias-chave dos princípios da «química verde» questionando os alunos: «De que forma se traduzem no laboratório de química os princípios da «química verde»?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar participações enriquecedoras. • Na sequência da questão anterior, debater com os alunos que a «química verde» assenta nas ideias da redução de resíduos (e da emissão de poluentes), da redução dos consumos de energia (e de materiais), utilizando sempre que possível recursos renováveis, da utilização de processos menos perigosos e menos poluentes. Informar que esses princípios podem ser aplicados a qualquer processo químico e que é esse o caminho a seguir, por exemplo, nas escolhas dos processos de síntese de substâncias que utilizamos no dia-a-dia. • Partindo do debate anterior, apresentar a economia atómica como a razão percentual entre a massa de átomos de reagentes incorporados no produto desejado e a massa total de átomos nos reagentes e apresentar a expressão matemática que permite determinar a economia atómica percentual de um determinado produto. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 7 da página 24 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos abordados e analisar como o rendimento de uma reação pode influenciar a economia atómica percentual de uma reação química. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 29 a 32 das «+Questões» da página 33 do <i>Novo 11Q</i>. • Abordar a «AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico» questionando «Como se poderá determinar o rendimento de uma reação no laboratório?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Partir das respostas dos alunos para apresentar a síntese do ácido acetilsalicílico que os alunos irão realizar, salientando o resultado desta síntese é usada em alguns medicamentos. • Na preparação da atividade laboratorial, abordar a técnica de filtração a pressão reduzida que permite a extração mais rápida do produto desejado (Anexo 1, p.184). • Resolver as questões pré-laboratoriais da página 26 do <i>Novo 11Q</i>. • Organizar os alunos em grupos para realizar a atividade laboratorial de acordo com o procedimento fornecido no manual nas páginas 26 e 27 e sugerindo que no final resolvam as questões pós-laboratoriais da página 27. • Pedir aos alunos que resolvam, para consolidação dos conhecimentos adquiridos, as questões 33 e 34 das «+Questões» (páginas 33 e 34 do <i>Novo 11Q</i>).

Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 23 a 27 • Resumo: pp. 28 • 20 AULA DIGITAL <div> <div> Animação <ul style="list-style-type: none"> — Síntese do ácido acetilsalicílico Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Economia atómica e «química verde» Atividade <ul style="list-style-type: none"> — Sentido da reação Resolução animadas de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Cálculo da economia atómica </div> <div> Vídeo <ul style="list-style-type: none"> — Equilíbrio químico e extensão das reações químicas Solução <ul style="list-style-type: none"> — Soluções de +Questões Teste <ul style="list-style-type: none"> — Economia atómica e «química verde» — Aspetos quantitativos das reações químicas </div> </div>
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: Questões globais p. 34 • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 12 a 18
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas. • Execução laboratorial.



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Equilíbrio químico

SUBDOMÍNIO: Equilíbrio químico e extensão das reações

CONTEÚDOS: Reações incompletas e equilíbrio químico: reações inversas e equilíbrio químico. Extensão das reações químicas. Constante de equilíbrio.

Metas Curriculares	<p>2.1 Interpretar a ocorrência de reações químicas incompletas numa base molecular: ocorrência simultânea das reações direta e inversa.</p> <p>2.2 Associar estado de equilíbrio químico a qualquer estado de um sistema fechado em que, macroscopicamente, não se registam variações de propriedades físicas e químicas.</p> <p>2.3 Interpretar gráficos que traduzem a variação da concentração (ou da quantidade de matéria) em função do tempo, para cada um dos componentes da mistura reacional, e da evolução temporal da velocidade das reações direta e inversa.</p> <p>2.4 Associar equilíbrio químico homogéneo ao estado de equilíbrio que se verifica numa mistura reacional numa só fase.</p> <p>2.5 Identificar equilíbrios homogéneos em diferentes contextos, por exemplo, a reação de síntese do amoníaco.</p> <p>2.6 Escrever expressões matemáticas que traduzam a constante de equilíbrio, usando concentrações.</p> <p>2.7 Concluir, a partir de valores de concentrações, que o valor da constante de equilíbrio é o mesmo para todos os estados de equilíbrio de um sistema químico, à mesma temperatura.</p>
Sumário	<p>Reações inversas e equilíbrio químico. Equilíbrio químico. Extensão das reações químicas. Equilíbrio químico.</p>
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos do subdomínio «1.1 Aspetos quantitativos das reações químicas» recorrendo ao «Resumo» da página 28 do <i>Novo 11Q</i>. • Referir que há reações incompletas, ou seja, que nem todos os reagentes se transformam em produtos, o que é explicado pela ocorrência simultânea da reação direta e da sua reação inversa (em sistema fechado). • Questionar os alunos: «Como se identificam as reações incompletas através das suas equações químicas?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras. • Na sequência da questão anterior, analisar, conjuntamente, o exemplo da equação química genérica apresentada na página 37 do <i>Novo 11Q</i> para mostrar que as reações incompletas se identificam, na equação, pela presença da dupla seta a separar os reagentes dos produtos da reação. • Definir, com base na análise anterior, a reação direta como a reação representada na equação pela seta para a direita (\rightarrow) e a reação inversa como a reação representada na equação pela seta para a esquerda (\leftarrow). • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 1 da página 37 do <i>Novo 11Q</i> para analisar um exemplo, identificando as reações direta e inversa de uma reação reversível. • Para abordar o equilíbrio químico, perguntar: «Se, numa reação reversível, ocorrem as reações direta e inversa haverá algum momento em que a reação pare?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras. • Referir que as reações direta e inversa ocorrem simultaneamente num sistema reacional, coexistindo, portanto, os reagentes e os produtos da reação. Indicar também que após algum tempo, num sistema fechado, a velocidade das reações direta e inversa é a mesma atingindo-se um estado de equilíbrio químico dinâmico. • Definir estado de equilíbrio químico como qualquer estado de um sistema químico fechado em que, macroscopicamente, não se registam variações das propriedades químicas e físicas. • Analisar a Fig. 4 da página 38 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que, até se atingir o equilíbrio químico a velocidade da reação direta diminui progressivamente (tal como a concentração dos reagentes no sistema) e a velocidade da reação inversa aumenta (tal como a concentração dos produtos da reação). • Concluir, pela análise gráfica, que no estado de equilíbrio químico a velocidade das reações direta e inversa é a mesma e que a concentração dos reagentes e dos produtos no sistema se mantém inalterada. • Analisar, conjuntamente, a Fig. 5 da página 39 do <i>Novo 11Q</i> e compará-la com a reação de síntese do amoníaco anteriormente lecionadas para mostrar que é possível determinar as proporções estequiométricas de uma reação química através da análise do gráfico concentração-tempo para essa reação.

	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o exemplo anterior como um equilíbrio homogéneo pois as substâncias envolvidas se encontram todas na mesma fase, apresentando o sistema reacional composição química uniforme. • Contrapor com o exemplo da reação de síntese do monóxido de carbono: $2\text{C (s)} + \text{O}_2\text{ (g)} \rightleftharpoons 2\text{CO (g)}$, um equilíbrio heterogéneo já que no estado de equilíbrio químico, os reagentes e os produtos da reação não se encontram no mesmo estado físico. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 2 da página 39 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar um gráfico de concentração-tempo de uma reação química em termos do momento onde é atingido o equilíbrio químico e da proporção estequiométrica da reação. • Analisar, conjuntamente, a Fig. 6 da página 40 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que, para uma dada temperatura, o estado de equilíbrio atingir-se-á com concentrações diferentes e que estas dependem da concentração inicial das substâncias envolvidas. • Informar que, apesar dos valores das concentrações no equilíbrio serem diferentes, o quociente entre as concentrações dos reagentes e dos produtos no equilíbrio é constante para uma dada temperatura. • Definir, assim, a constante de equilíbrio K_c e apresentar a expressão que permite o seu cálculo. • Utilizar o exemplo genérico da página 41 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar o conteúdo. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 3 da página 41 para sistematizar o cálculo da constante de equilíbrio de um sistema reacional bem como o cálculo da concentração das espécies envolvidas no equilíbrio a partir da respetiva constante. • Resolver as questões 1 a 17 das «+Questões» das páginas 59 a 61 do <i>Novo 11Q</i> para consolidação dos conhecimentos adquiridos.
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: • Apresentação dos conteúdos: pp. 36 a 41 • Resumo: pp. 58 • 20 AULA DIGITAL <ul style="list-style-type: none"> Animação <ul style="list-style-type: none"> — Equilíbrio químico Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Reações incompletas e equilíbrio químico — Extensão das reações químicas. Constante de equilíbrio usando concentrações Atividade <ul style="list-style-type: none"> — Sentido da reação Resolução animadas de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Como prever o sentido da reação — Cálculo da constante de equilíbrio Vídeo <ul style="list-style-type: none"> — Equilíbrio químico e extensão das reações químicas Teste <ul style="list-style-type: none"> — Reações incompletas e equilíbrio químico
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 20 a 27
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas.



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Equilíbrio químico

SUBDOMÍNIO: Equilíbrio químico e extensão das reações

CONTEÚDOS: Extensão das reações químicas. Constante de equilíbrio usando concentrações. Quociente da reação.

Metas Curriculares	<p>2.8 Relacionar a extensão de uma reação, a uma certa temperatura, com o valor da constante de equilíbrio dessa reação, a essa temperatura.</p> <p>2.9 Concluir, a partir de valores de concentrações em equilíbrio, que o valor da constante de equilíbrio, para uma reação química, depende da temperatura.</p> <p>2.10 Relacionar o valor da constante de equilíbrio da reação direta com o da constante de equilíbrio da reação inversa.</p> <p>2.11 Distinguir entre constante de equilíbrio e quociente da reação em situações de não equilíbrio.</p> <p>2.12 Prever o sentido dominante da reação com base na comparação do valor do quociente da reação, num determinado instante, com o valor da constante de equilíbrio da reação química considerada a temperatura a que decorre a reação.</p> <p>2.13 Aplicar expressões da constante de equilíbrio e do quociente da reação na resolução de questões envolvendo cálculos.</p>
---------------------------	--

Sumário	Constante de equilíbrio. Constante de equilíbrio da reação inversa. Quociente da reação.
----------------	--

Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Relembrar a expressão que permite determinar a constante de equilíbrio de uma reação química para analisar a extensão dessa reação. • Para comparar a extensão da reação com a sua constante de equilíbrio, questionar os alunos: «Se, no equilíbrio, a concentração dos produtos for superior à concentração dos reagentes é favorecida a reação direta ou a reação inversa?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras. • Do debate à questão anterior, concluir que no equilíbrio, se a concentração dos produtos for superior à concentração dos reagentes é favorecida a reação direta e a constante de equilíbrio da reação será elevada (pois o numerador da expressão da constante de equilíbrio é superior ao denominador). • De forma análoga, concluir que no equilíbrio, se a concentração dos reagentes for superior à concentração dos produtos é favorecida a reação inversa e a constante de equilíbrio da reação será reduzida (pois o numerador da expressão da constante de equilíbrio é inferior ao denominador). • Analisar, conjuntamente, as Tab. 3 e Tab. 4 da página 43 do <i>Novo 11Q</i> para verificar que o valor da constante de equilíbrio varia com a temperatura. • Recordar que a unidade de temperatura do Sistema Internacional é o kelvin e apresentar o fator de conversão da temperatura de graus Celsius para kelvin analisando a Fig. 8 da página 43 do <i>Novo 11Q</i>. • Sintetizar e sublinhar as ideias-chave relativas aos conteúdos abordados: se a constante de equilíbrio for elevada é favorecida a reação direta e se a constante de equilíbrio for reduzida é favorecida a reação inversa. Indicar que a constante de equilíbrio assume sempre um valor finito e que a constante de equilíbrio de uma reação apenas se altera com a variação da temperatura, ou seja, a extensão da reação só se altera por variação da temperatura. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 4 da página 43 do <i>Novo 11Q</i> para analisar a influência da temperatura na otimização de um processo químico. • Avançar para o estudo da constante de equilíbrio da reação inversa questionando os alunos: «Existirá alguma relação entre a constante de equilíbrio da reação direta e a constante de equilíbrio da reação inversa?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras. • Debater com os alunos que se a extensão da reação direta é elevada, a da reação inversa será reduzida, isto é, a constante de equilíbrio da reação direta é elevada quando a constante de equilíbrio da reação inversa é reduzida, o que sugere uma relação de proporcionalidade inversa entre as grandezas. • Analisar os exemplos apresentados na página 44 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que a constante de equilíbrio da reação inversa é o inverso da constante de equilíbrio da reação direta. • Iniciar o estudo do quociente da reação, perguntando: «Como podemos saber se o sistema reacional está (ou não) em equilíbrio?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras.
-------------------	--

	<ul style="list-style-type: none"> • Do debate com os alunos, referir o quociente da reação, Q_c, como uma grandeza que permite saber se o sistema se encontra, ou não, em equilíbrio. • Apresentar a expressão que permite determinar, numericamente, o quociente da reação enfatizando que esta tem uma expressão semelhante à da constante de equilíbrio mas que as concentrações utilizadas também podem corresponder a situações de não equilíbrio. • Referir que se o sistema não se encontrar em equilíbrio, o quociente da reação será diferente da constante de equilíbrio e se o sistema se encontrar em equilíbrio o quociente da reação será igual à constante de equilíbrio. • Concluir que, numa situação de não equilíbrio, o quociente da reação permite prever qual a reação favorecida (direta ou inversa) até se atingir um novo estado de equilíbrio. • Analisar a Tab. 5 da página 45 do <i>Novo 11Q</i> para sistematizar as previsões possíveis com base no conhecimento do quociente da reação e da constante de equilíbrio. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 5 da página 45 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos abordados. • Realizar a Atividade da página 46 do <i>Novo 11Q</i>, «Monóxido de nitrogénio – um poluente persistente», realçando o efeito da temperatura na extensão da reação de síntese do monóxido de nitrogénio, contextualizando com a poluição atmosférica causada pelos transportes. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 18 a 25 das «+Questões» das páginas 61 e 62 do <i>Novo 11Q</i>.
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos pp. 42 a 46 Resumo: pp. 58 • 20 AULA DIGITAL • Testes — Extensão das reações químicas
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 23 a 27
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas.



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Equilíbrio químico**SUBDOMÍNIO:** Equilíbrio químico e extensão das reações**CONTEÚDOS:** Fatores que alteram o equilíbrio químico. Princípio de Le Châtelier. Equilíbrio químico e otimização de reações químicas. AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico

Metas Curriculares	<p>2.14 Indicar os fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reacional (pressão, em sistemas gasosos, temperatura e concentração).</p> <p>2.15 Interpretar o efeito da variação da concentração de um reagente ou produto num sistema inicialmente em equilíbrio, por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio, a temperatura constante.</p> <p>2.16 Identificar o Princípio de Le Châtelier como uma regra que permite prever a evolução de um sistema químico quando ocorre variação de um dos fatores que pode afetar o estado de equilíbrio – concentração, pressão, volume ou temperatura.</p> <p>2.17 Aplicar o Princípio de Le Châtelier a síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.</p>
Sumário	Fatores que alteram o equilíbrio químico. Princípio de Le Châtelier. Equilíbrio químico e otimização de reações químicas. AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico.
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Relembrar que a temperatura é um fator que afeta o equilíbrio químico e que altera a constante de equilíbrio de uma reação. • Avançar para o estudo dos fatores que afetam o equilíbrio químico, perguntando: «Será que há outros fatores que afetam o equilíbrio químico?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras. • Debater as participações dos alunos, concluindo que existem outros fatores, para além da temperatura, que podem afetar o equilíbrio químico, nomeadamente a pressão e o volume (em sistemas gasoso), assim como a concentração das espécies envolvidas. • Analisar, conjuntamente, a Tab. 6 da página 47 do <i>Novo 11Q</i> para sistematizar a relação entre os fatores que alteram o equilíbrio químico e o seu efeito sobre a constante de equilíbrio. • Referir que o efeito da alteração da concentração dos reagentes ou dos produtos pode ser interpretado por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio. • Recordar a relação entre o quociente da reação e a constante de equilíbrio abordada anteriormente para prever, numa reação química, qual o sentido favorecido após uma alteração na concentração dos reagentes ou dos produtos da reação. • Interpretar a Fig. 12 da página 48 do <i>Novo 11Q</i> para analisar o efeito que a alteração da concentração das espécies envolvidas tem no estado de equilíbrio químico. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 6 da página 48 do <i>Novo 11Q</i> para explorar a relação entre o quociente da reação, a alteração da concentração dos reagentes ou dos produtos e o novo estado de equilíbrio estabelecido. • Sintetizar os conteúdos abordados analisando o destaque da página 48 do <i>Novo 11Q</i>, concluindo: se o quociente da reação for menor que a constante de equilíbrio, predomina a reação direta para o quociente da reação aumentar até igualar a constante de equilíbrio e se atingir um novo estado de equilíbrio químico; se o quociente da reação for maior que a constante de equilíbrio predomina a reação inversa para o quociente da reação diminuir até igualar a constante de equilíbrio e se atingir um novo estado de equilíbrio químico. • Apresentar o Princípio de Le Châtelier como a regra que permite prever a evolução de um sistema químico quando ocorre variação de um dos fatores que podem afetar o estado de equilíbrio (partindo do princípio que o sistema químico tende a contrariar as alterações efetuadas até atingir um novo estado de equilíbrio). • Comparar a análise do quociente da reação quando o sistema sofre uma alteração da concentração dos reagentes ou dos produtos com o Princípio de Le Châtelier para concluir que a adição de reagentes ou a remoção de produtos favorece a reação direta e que a remoção de reagentes ou a adição de produtos favorece a reação inversa.

	<ul style="list-style-type: none"> • Analisar uma simulação computacional como a apresentada na Fig. 14 da página 49 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que, num sistema gasoso, o aumento da pressão do sistema reacional favorece a evolução da reação no sentido da formação de menor quantidade de matéria e que a diminuição da pressão do sistema reacional favorecerá a evolução da reação no sentido da formação de maior quantidade de matéria. • Analisar o efeito da alteração do volume do sistema reacional gasoso de forma análoga ao efeito da alteração da pressão (uma vez que o aumento do volume do sistema reacional provoca uma diminuição da pressão) favorecendo a formação de maior quantidade de matéria e que a diminuição do volume dos sistemas reacionais provoca um aumento da pressão, favorecendo a formação de menor quantidade de matéria. • Para abordar o efeito da temperatura no estado de equilíbrio, relembrar os conceitos de reação endotérmica e de reação exotérmica abordados no 10.º ano. • Questionar os alunos: «Se uma reação for exotérmica, como será a sua reação inversa?». Incentivar a participação dos alunos e reforçar contribuições enriquecedoras. • Debater com os alunos, concluindo que se uma reação é endotérmica, a sua reação inversa será exotérmica e se uma reação é exotérmica, a sua reação inversa será endotérmica. • Na sequência, referir que, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento da temperatura do sistema reacional favorece a reação endotérmica e a diminuição da temperatura favorece a reação exotérmica. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 7 da página 51 do <i>Novo 11Q</i> para analisar os efeitos que as diferentes alterações provocam no estado de equilíbrio. • Realizar a Atividade «Simulações computacionais e equilíbrio químico» da página 52 do <i>Novo 11Q</i>, realçando o contributo que os recursos educativos digitais têm na aprendizagem ou consolidação dos conteúdos abordados, neste caso particular, no estudo do equilíbrio químico. • Analisar o exemplo da produção do amoníaco e do ácido sulfúrico apresentados, respetivamente, nas páginas 53 e 54 do <i>Novo 11Q</i> para realçar a importância que a compreensão do equilíbrio químico (e da sua alteração) tem para a otimização dos processos industriais. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 8 da página 54 do <i>Novo 11Q</i> para analisar a otimização do processo industrial da produção do amoníaco a partir do Princípio de Le Châtelier. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 26 a 36 das «+Questões» das páginas 63 e 64 do <i>Novo 11Q</i>. • Motivar para a «AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico» questionando «Que alterações se observam num equilíbrio químico quando variamos a concentração dos reagentes?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Partir das respostas dos alunos para descrever o estudo que estes irão realizar em laboratório, com soluções coradas para se verificar macroscopicamente os efeitos da alteração do equilíbrio químico. • Resolver as questões pré-laboratoriais da página 56 do <i>Novo 11Q</i>. • Organizar os alunos em grupos para realizar a atividade laboratorial de acordo com o procedimento fornecido no manual na página 57. • Propor aos alunos que resolvam as questões pós-laboratoriais da página 57 do <i>Novo 11Q</i>. • Resolver a questão 37 das «+Questões» da página 65 do <i>Novo 11Q</i> para consolidação dos conhecimentos adquiridos.
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual Questões globais pp. 65 • Apresentação dos conteúdos: pp. 47 a 57 • Resumo: pp. 58 • 20 AULA DIGITAL <ul style="list-style-type: none"> • Animações <ul style="list-style-type: none"> — Princípio de Le Châtelier • Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Fatores que alteram o equilíbrio químico • Resoluções animadas de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Como aplicar o Princípio de Le Châtelier • Simulador <ul style="list-style-type: none"> — <i>Le Chat 3.0</i> • Solução <ul style="list-style-type: none"> — Soluções de +Questões • Testes <ul style="list-style-type: none"> — Fatores que alteram o equilíbrio químico — Equilíbrio químico e extensão das reações químicas
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 27 a 32
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas.



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos

SUBDOMÍNIO: Reações ácido-base

CONTEÚDOS: : Ácidos e bases: evolução histórica. Ácidos e bases segundo Brønsted e Lowry. Acidez e basicidade de soluções. Escala de pH e concentração hidrogeniônica. Autoionização da água. Produto iónico da água. Relação entre as concentrações de H_3O^+ e de OH^- . Efeito da temperatura na autoionização da água.

Metas Curriculares	<p>1.1 Identificar marcos históricos importantes na interpretação de fenómenos ácido-base, culminando na definição de ácido e base de acordo com Brønsted e Lowry.</p> <p>1.2 Interpretar reações ácido-base como reações de transferência de protões.</p> <p>1.3 Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniônica de uma solução e o seu valor de pH.</p> <p>1.4 Caracterizar a autoionização da água fazendo referência às espécies químicas envolvidas nesta reação e à sua extensão.</p> <p>1.5 Relacionar a extensão da reação da autoionização da água com o produto iónico da água, identificando-o com a constante de equilíbrio para essa reação.</p> <p>1.6 Relacionar as concentrações do ião H_3O^+ e do ião OH^- resultantes da autoionização da água.</p> <p>1.7 Prever, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito da variação da temperatura na autoionização da água.</p> <p>1.8 Relacionar as concentrações dos iões H_3O^+ e OH^-, bem como os valores de pH e pOH, para soluções ácidas, básicas e neutras.</p>
Sumário	<p>Ácidos e bases: evolução histórica. Ácidos e bases segundo Brønsted e Lowry. Acidez e basicidade de soluções. Escala de pH e concentração hidrogeniônica. Autoionização da água. Produto iónico da água. Relação entre as concentrações de H_3O^+ e de OH^-. Efeito da temperatura na autoionização da água.</p>
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos do subdomínio «1.2 Equilíbrio químico e extensão das reações químicas» recorrendo ao «Resumo» da página 58 do <i>Novo 11Q</i>. • Iniciar o estudo dos ácidos e das bases relembrando os conceitos abordados no 8.º ano. • Descrever a evolução histórica dos conceitos de ácido e de base referindo as contribuições de Lavoisier, Davy, Arrhenius, Brønsted e Lowry. Realçar as contribuições de Arrhenius que definiu os ácidos como sendo qualquer espécie que, em solução aquosa, origina iões H^+ e iões negativos, e as bases como sendo qualquer espécie que, em solução aquosa, origina iões OH^- e iões positivos. Explicar que Arrhenius concluiu que a neutralização entre ácidos e bases era provocada pela reação entre iões H^+ e OH^- em solução, originando água. • Para realçar as definições de ácido e de base segundo Brønsted e Lowry, perguntar aos alunos: «Será que o comportamento ácido e básico das substâncias só se manifesta em soluções aquosas?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Do debate da questão anterior concluir que a teoria de Arrhenius não permitia explicar a acidez e a basicidade em outros solventes ou em fase gasosa nem explicava, por exemplo, a basicidade do amoníaco, portanto a teoria de Arrhenius era demasiado restrita. • Na sequência, informar que surgiram outras definições para os conceitos de ácido e de base, propostas independentemente por Brønsted e por Lowry que permitiram explicar as falhas da teoria de Arrhenius. • Apresentar, de acordo com a teoria de Brønsted e Lowry, um ácido como uma espécie dadora de protões e uma base como uma espécie recetora de protões. Evidenciar, a partir dos exemplos de reações ácido-base de Brønsted e Lowry da página 72 do <i>Novo 11Q</i>, a existência da transferência de protões entre o ácido e a base de Brønsted e Lowry. Analisar, com os alunos, a Tab. 1 da página 72 para sintetizar as definições de ácido e de base de acordo com as diferentes teorias. • Ler e interpretar, em conjunto, a Questão resolvida 1 da página 72 do <i>Novo 11Q</i>, para identificar os ácidos e as bases bem como as reações entre si. Em diálogo com os alunos, relembrar os conceitos de acidez, de basicidade, bem como o conceito de pH que permite quantificar a acidez e a basicidade. • Para abordar a escala de Sørensen questionar os alunos: «Como pode variar o pH de uma solução?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Do debate da questão anterior, concluir que para uma temperatura de 25 °C, os valores de pH variam entre 0 e 14 – que é designada a escala de Sørensen – e que para $\text{pH} < 7$ a solução é ácida, para $\text{pH} = 7$ a solução é neutra e para $\text{pH} > 7$ a solução é básica (ou alcalina). • Sublinhar a ideia chave que o valor de pH das soluções neutras é o critério de referência para a diferenciação

	<p>entre soluções ácidas e básicas e que só assume o valor 7 para soluções a 25 °C.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Questionar os alunos: «O que faz variar o pH de uma solução?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. Do debate com os alunos, concluir que o pH de uma solução está relacionado com a concentração hidrogeniônica (concentração de H_3O^+). Apresentar as expressões matemáticas que permitem determinar o valor do pH a partir da concentração hidrogeniônica e a concentração hidrogeniônica a partir do pH. • Analisar, com os alunos, o esquema da página 75 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que: se o pH de uma solução diminui, a sua concentração hidrogeniônica aumenta logo aumenta a sua acidez e diminui a sua basicidade; se o pH de uma solução aumenta, a sua concentração hidrogeniônica diminui logo diminui a sua acidez e aumenta a sua basicidade. • Ler e interpretar conjuntamente a Questão resolvida 2 da página 75 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os cálculos de pH e da concentração hidrogeniônica de uma solução. • Questionar os alunos: «Porque varia o pH de uma solução, a 25 °C, entre 0 e 14?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. Referir que para compreender melhor a escala de Sørensen é necessário conhecer a autoionização da água e saber porque se considera neutra uma solução de pH igual a 7, a 25 °C. • Apresentar a autoionização da água como a reação entre moléculas de água de que resulta a formação de H_3O^+ e OH^- e analisar a sua equação química. Sublinhar a ideia chave que a reação de autoionização da água é uma reação muito pouco extensa mas que em qualquer solução aquosa existem sempre iões H_3O^+ e OH^-. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 3 da página 76 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos relacionados com a autoionização da água. • Apresentar o produto iónico da água, K_w, como a constante de equilíbrio da reação de autoionização da água. • Comparar, para o caso da água pura, a concentração de iões hidrónio com a concentração dos iões hidróxido em solução e concluir, pela estequiometria da reação que as duas concentrações são iguais. • Por analogia ao pH definir o pOH também como uma medida da acidez e da basicidade de uma solução. • Apresentar as expressões matemáticas que permitem determinar o valor do pOH a partir da concentração de iões hidróxido e a concentração de iões hidróxido a partir do pOH. • Exemplificando com diferentes soluções, relacionar as concentrações de H_3O^+ e de OH^- com o produto iónico da água e relacionar o pH e o pOH com o pK_w para concluir que é o valor de pK_w que define a escala de Sørensen. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 4 da página 78 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos. A partir da análise da Fig. 16 da página 79, sistematizar e sublinhar três ideias-chave: se $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, a solução é ácida e $\text{pH} < \text{pOH}$; se $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, a solução é neutra e $\text{pH} = \text{pOH}$; se $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, a solução é básica e $\text{pH} > \text{pOH}$. • Ler e interpretar a Questão resolvida 5 da página 80 do <i>Novo 11Q</i> para analisar o cálculo das grandezas abordadas. Analisar a Tab. 2 da página 81 do <i>Novo 11Q</i> e concluir que a extensão da autoionização da água é favorecida com o aumento da temperatura sendo esta, portanto, uma reação endotérmica, de acordo com o Princípio de Le Châtelier. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 6 da página 81 para interpretar a alteração do estado de equilíbrio químico da autoionização da água. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 1 a 18 das «+Questões» das páginas 110 e 112 do <i>Novo 11Q</i>. 		
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 70 a 81 • Resumo: pp. 108 • 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td> Animações — Ácido e Base – Evolução histórica — Autoionização da água Apresentações — Ácidos e bases — Acidez e basicidade de soluções — Autoionização da água </td><td> Testes — Ácidos e bases — Acidez e basicidade de soluções — Autoionização da água Resoluções animadas de exercícios — Cálculo de pH e de pOH — Cálculo de pH Vídeo — A química das piscinas </td></tr> </table>	Animações — Ácido e Base – Evolução histórica — Autoionização da água Apresentações — Ácidos e bases — Acidez e basicidade de soluções — Autoionização da água	Testes — Ácidos e bases — Acidez e basicidade de soluções — Autoionização da água Resoluções animadas de exercícios — Cálculo de pH e de pOH — Cálculo de pH Vídeo — A química das piscinas
Animações — Ácido e Base – Evolução histórica — Autoionização da água Apresentações — Ácidos e bases — Acidez e basicidade de soluções — Autoionização da água	Testes — Ácidos e bases — Acidez e basicidade de soluções — Autoionização da água Resoluções animadas de exercícios — Cálculo de pH e de pOH — Cálculo de pH Vídeo — A química das piscinas		
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 34 a 38 		
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas. 		



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos

SUBDOMÍNIO: Reações ácido-base

CONTEÚDOS: Ácidos e bases em soluções aquosas. Ionização de ácidos e de bases em água. Pares conjugados ácido-base. Espécies químicas anfotéricas. Constantes de acidez e de basicidade.

Metas Curriculares	<p>1.9 Explicitar os significados de ionização (de ácidos e algumas bases) e de dissociação de sais (incluindo hidróxidos), diferenciando ionização de dissociação.</p> <p>1.10 Explicar o que é um par conjugado ácido-base, dando exemplos de pares conjugados ácido-base.</p> <p>1.11 Interpretar o significado de espécie química anfotérica.</p> <p>1.12 Escrever equações químicas que representam reações de ionização de um ácido, ou de uma base, e as respetivas expressões das constantes de acidez ou de basicidade.</p> <p>1.13 Relacionar os valores das constantes de acidez de diferentes ácidos (ou as constantes de basicidade de diferentes bases) com a extensão das respetivas ionizações.</p> <p>1.14 Explicar por que razão as soluções de ácidos fracos têm valores de pH mais elevados do que os das soluções de ácidos fortes de igual concentração.</p> <p>1.15 Determinar o pH de soluções de ácidos (ou bases) fortes a partir da respetiva concentração e vice-versa.</p> <p>1.16 Determinar concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monoproticos fracos (ou de bases) a partir do pH, constante de acidez (ou basicidade) e estequiometria da reação.</p>
Sumário	<p>Ácidos e bases em soluções aquosas. Ionização de ácidos e de bases em água. Pares conjugados ácido-base. Espécies químicas anfotéricas. Dissociação de bases. Constantes de acidez e de basicidade</p>
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos da aula anterior. • Relembrar que o pH de uma solução está relacionado com a concentração do ião hidrónio e que a presença de ácidos ou de bases numa solução aquosa fazem variar essa concentração. • Para introduzir a ionização dos ácidos e das bases em água, perguntar: «Por que é que os ácidos alteram o pH de uma solução aquosa?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Das participações dos alunos, concluir que, como referido no início deste subdomínio, os ácidos libertam iões H^+ que são captados, neste caso pela água, aumentando a concentração do ião H_3O^+ e diminuindo o pH da solução. • Realçar que, neste processo, os ácidos se ionizam, isto é, formam-se iões a partir de substâncias moleculares. • Apresentar o amoníaco como exemplo de uma base que se ioniza por ser uma substância molecular. • Recordando as bases de Brønsted e Lowry abordadas no início deste subdomínio, concluir que as bases captam iões H^+ que são cedidos, neste caso pela água, aumentando a concentração do ião OH^-, aumentando assim o pH da solução. Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 7 da página 83 do <i>Novo 11Q</i> para analisar exemplos de ionização de ácidos e de bases. • Analisar as reações ácido-base apresentadas na página 84 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar as transferências de protões entre os ácidos e as bases de cada reação. • Partindo da identificação dos ácidos e das bases numa reação, definir par conjugado ácido-base como um par constituído por um ácido e por uma base que diferem entre si em apenas um protão, apresentado genericamente por ácido HA/base conjugado A^- ou ácido conjugado BH^+/base B. Sublinhar que se escreve, sempre, primeiro o ácido e depois a base e que, numa reação ácido-base, existem sempre dois pares conjugados ácido-base. • Definir também ácido conjugado como a espécie química formada pela adição de um H^+ a uma base de Brønsted e Lowry e base conjugada como a espécie química formada pela perda de um H^+ por um ácido de Brønsted e Lowry. • Registrar os pares conjugados ácido-base para as reações de ionização, em água, do amoníaco e do ácido clorídrico. • Analisar os pares obtidos para concluir que a água se comporta numa situação como um ácido e noutra como uma base. Analisar também os pares conjugados ácido-base da reação do ácido carbónico com a água e do ião carbonato com a água. Questionar: «Será que neste exemplo há alguma espécie com comportamento semelhante ao da água?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras.

	<ul style="list-style-type: none"> • Debater com os alunos as suas participações e concluir que o ião hidrogenocarbonato se comporta, numa situação, como ácido e, noutra, como base. Com base nestes exemplos, definir as espécies que podem comportar-se com ácidos numa reação e como bases noutra como espécies anfotéricas. • Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 8 da página 85 do <i>Novo 11Q</i> para identificar pares conjugados ácido-base e espécies anfotéricas. Avançar para o estudo da dissociação de bases, exemplificando com a dissolução do hidróxido de sódio em água. • Perguntar aos alunos: «Esta base poderá ceder um ião H^+ à água?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. Debater com os alunos que a dissolução das substâncias iónicas, como é o caso do hidróxido de sódio, é qualitativamente diferente da dissolução de substâncias moleculares. Definir a dissociação como o processo de separação dos iões de uma substância iónica. • Sistematizar os conteúdos concluindo que, apesar do processo de dissolução ser diferente, as bases, iónicas ou moleculares, originam iões OH^- em água (diminuindo a acidez da solução) e os ácidos originam iões H_3O^+ (aumentando a acidez da solução). Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 9 da página 86 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos. • Recordando o equilíbrio químico e a constante de equilíbrio para uma reação, relacionar as constantes de acidez, K_a, e de basicidade, K_b, com o equilíbrio resultante da reação de um ácido, ou de uma base, com a água. • Analisar, com os alunos, o exemplo da dissolução do ácido nítrico (da página 87 do <i>Novo 11Q</i>) para concluir que se a quantidade de matéria de produtos existente no equilíbrio for muito superior à quantidade de matéria de reagentes, a constante de acidez será elevada, isto é, a ionização do ácido nítrico é muito extensa (considera-se que se ioniza completamente) pelo que se diz que é um ácido forte. • Pode, também, analisar-se o exemplo da dissolução do ácido acético em água que tem uma constante de acidez muito reduzida, isto é, tem uma ionização pouco extensa (ioniza-se parcialmente) pelo que se diz que é um ácido fraco. De forma análoga, analisar o exemplo da dissolução do hidróxido de potássio (da página 89 do <i>Novo 11Q</i>) para concluir que quando a constante de basicidade é elevada, a dissociação do hidróxido de potássio é muito extensa (considera-se que se dissocia completamente) pelo que se diz que é uma base forte. • Analisar, também, o exemplo da dissolução do amoníaco em água que tem uma constante de basicidade muito reduzida, isto é, tem uma ionização pouco extensa (ioniza-se parcialmente) pelo que se considera uma base fraca. Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 10 da página 88 do <i>Novo 11Q</i> para relacionar a constante de acidez com a extensão da ionização dos ácidos em água. • Analisar a Tab. 3 da página 87, a Tab. 4 da página 88 e as Tab. 5 e 6 da página 89 do <i>Novo 11Q</i>, registando alguns dos exemplos mais comuns de ácidos e bases fortes e ácidos e bases fracos. • Sistematizar os conteúdos analisando o resumo e interpretando a Tab. 7 da página 90 do <i>Novo 11Q</i>. • Resolver com os alunos a Questão resolvida 11 da página 90 do <i>Novo 11Q</i> para relacionar o cálculo das concentrações de H_3O^+, OH^-, pH e pOH com as constantes de acidez e de basicidade. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados, resolvendo os exercícios 19 a 43 das «+Questões» das páginas 112 a 114 do <i>Novo 11Q</i>. 		
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 82 a 90 • Resumo: pp. 108 e 109 • 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td> Animações — Ácidos e bases Apresentações — Ácidos e bases em soluções aquosas — Constantes de acidez e de basicidade Atividade — Ionização de ácidos e de bases </td><td> Resoluções animadas de exercícios — Como escrever reações que traduzem a ionização de ácidos ou bases — Cálculo de constantes de acidez e de basicidade Vídeos — Reações em sistemas aquosos — Reações ácido-base Testes — Constantes de acidez e de basicidade — Ácidos e bases em solução aquosa </td></tr> </table>	Animações — Ácidos e bases Apresentações — Ácidos e bases em soluções aquosas — Constantes de acidez e de basicidade Atividade — Ionização de ácidos e de bases	Resoluções animadas de exercícios — Como escrever reações que traduzem a ionização de ácidos ou bases — Cálculo de constantes de acidez e de basicidade Vídeos — Reações em sistemas aquosos — Reações ácido-base Testes — Constantes de acidez e de basicidade — Ácidos e bases em solução aquosa
Animações — Ácidos e bases Apresentações — Ácidos e bases em soluções aquosas — Constantes de acidez e de basicidade Atividade — Ionização de ácidos e de bases	Resoluções animadas de exercícios — Como escrever reações que traduzem a ionização de ácidos ou bases — Cálculo de constantes de acidez e de basicidade Vídeos — Reações em sistemas aquosos — Reações ácido-base Testes — Constantes de acidez e de basicidade — Ácidos e bases em solução aquosa		
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 38 a 41 		
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas. 		



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos

SUBDOMÍNIO: Reações ácido-base

CONTEÚDOS: Força relativa de ácidos e de bases. Titulação ácido-base. Neutralização. Ponto de equivalência. Indicadores ácido-base. AL 2.1 Constante de acidez.

Metas Curriculares	<p>1.17 Relacionar as constantes de acidez e de basicidade para um par conjugado ácido-base.</p> <p>1.18 Interpretar o significado de neutralização associando-o à reação entre os iões H_3O^+ e OH^- durante uma reação ácido-base.</p> <p>1.19 Associar o ponto de equivalência de uma titulação à situação em que nenhum dos reagentes se encontra em excesso.</p> <p>1.20 Associar indicador ácido-base a um par conjugado ácido-base em que as formas ácidas e básicas são responsáveis por cores diferentes.</p>
Sumário	<p>Força relativa de ácidos e de bases. Titulação ácido-base. Neutralização. Ponto de equivalência. Indicadores ácido-base. AL 2.1 Constante de acidez.</p>
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Para abordar a força relativa de ácidos e bases, perguntar aos alunos: «Poderá uma solução de ácido cítrico (por exemplo, sumo de limão) ter um pH menor do que uma solução de ácido clorídrico?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Do debate da questão anterior, relembrar que as constantes de acidez e de basicidade fornecem informação sobre a extensão da ionização o que nos permite classificar os ácidos como fortes ou fracos. • Na sequência, apresentar a força relativa dos ácidos ou das bases como um fator que está relacionado com o valor das constantes de acidez ou de basicidade e com a extensão da sua reação. • Sublinhar que a concentração de H_3O^+ depende da estequiometria da reação e da sua extensão, e que o pH depende da concentração de H_3O^+. • Interpretar a Tab. 8 da página 92, para explicitar a relação entre as concentrações iniciais e no equilíbrio ácido-base das espécies envolvidas e realçar as relações e os cálculos efetuados para se obterem as concentrações dos reagentes e dos produtos num estado de equilíbrio. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 12 da página 92 do <i>Novo 11Q</i> para relacionar o cálculo das concentrações das espécies envolvidas num equilíbrio ácido-base com as constantes de acidez e de basicidade. • Sublinhar duas ideias-chave: soluções de ácidos fracos monopróticos têm valores de pH mais elevados do que as soluções de ácidos fortes monopróticos de igual concentração; e quando os ácidos ou as bases são fracos, a ionização (ou dissociação) em água é incompleta e o pH da solução depende da concentração da solução, da estequiometria da reação e também da constante de acidez ou de basicidade. • Analisar a Tab. 9 da página 93 do <i>Novo 11Q</i> para prever qual será a relação entre a constante de acidez de um ácido e a constante de basicidade da sua base conjugada (ou a constante de basicidade de uma base e a constante de acidez do seu ácido conjugado). • A partir dos exemplos da reação do ácido acético e do ião acetato com a água na página 93 do <i>Novo 11Q</i>, deduzir, conjuntamente, a relação entre K_a de um ácido e K_b da sua base conjugada (ou K_b de uma base e K_a do seu ácido conjugado). • Interpretar a relação obtida e concluir que K_a é inversamente proporcional a K_b e a constante de proporcionalidade é K_w. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 13 da página 93 do <i>Novo 11Q</i> para relacionar K_a e K_b, bem como avaliar a extensão da reação a partir dos valores das constantes. • Avançar para o estudo das titulações ácido-base questionando os alunos: «O que se verifica quando se adiciona uma solução ácida a uma solução básica?». Incentivar a participação e realçar as participações enriquecedoras. • Do debate das participações dos alunos concluir que as soluções ácidas podem ser neutralizadas por adição de soluções básicas. • Realçar que as soluções básicas podem ser neutralizadas por adição de soluções ácidas e que a neutralização ocorre devido à formação de água.

	<ul style="list-style-type: none"> Referir que as reações de neutralização são reações entre os iões H_3O^+ e OH^- que, tal como abordado no 8.º ano, originam água e um sal. Realçar que é uma reação completa mas que a solução obtida pode não ser neutra. Analisar o exemplo da reação entre o ácido clorídrico e o hidróxido de sódio para evidenciar o sal e a água formados na referida reação de neutralização. Contextualizar as reações de neutralização com a sua utilização em análise química, numa técnica chamada de titulação ácido-base que permite determinar a concentração desconhecida de um ácido (ou base) numa solução a partir da sua reação com uma base (ou ácido) de concentração conhecida. Observar a Fig. 32 da página 95 do <i>Novo 11Q</i> para debater acerca da técnica de titulação representada, referindo que se adiciona uma solução ácida (ou básica) de concentração conhecida – titulante – a uma solução básica (ou ácida) de concentração desconhecida – titulado – até se atingir o ponto de equivalência, isto é, até ao momento em que nenhum dos reagentes (ácido e base) se encontre em excesso. Interpretar as relações apresentadas na página 95 do <i>Novo 11Q</i> que permitem determinar a concentração do titulado. Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 14 da página 95 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar as reações de neutralização e exemplificar o cálculo que permite a determinação da concentração do titulado. Avançar para o estudo dos indicadores ácido-base questionando: «Como será possível identificar o ponto de equivalência de uma titulação?». Incentivar a participação e valorizar as participações enriquecedoras. Relembrar o conceito de indicador ácido-base (substância cuja cor depende do pH do meio em que se encontra) já abordado no 8.º ano, e em diálogo com os alunos, explicar que a alteração da cor dos indicadores ácido-base permite identificar o ponto de equivalência de uma titulação. Interpretar o exemplo apresentado na página 96 do <i>Novo 11Q</i> para compreender a mudança de cor dos indicadores ácido-base, analisando o equilíbrio e a alteração do equilíbrio à luz do Princípio de Le Châtelier. Analisar a Fig. 34 da página 96 do <i>Novo 11Q</i> para evidenciar a existência de uma zona de viragem de um indicador ácido-base. Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 15 da página 96 do <i>Novo 11Q</i> para exemplificar o equilíbrio ácido base existente no indicador azul de bromotimol. Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 44 a 58 das «+Questões» das páginas 114 a 116 do <i>Novo 11Q</i>. Introduzir a «AL 2.1 Constante de acidez» questionando «Como determinar uma constante de acidez por medição do pH de soluções aquosas de um ácido fraco?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. Partir das respostas dos alunos para apresentar a análise que irão realizar com soluções aquosas de ácido acético com diferentes concentrações com o objetivo de determinar as concentrações de todas as espécies presentes em equilíbrio a partir da medição do pH das amostras. Na preparação da atividade laboratorial, abordar os conceitos de equilíbrio químico, constante de acidez, ionização de um ácido fraco e pH. Resolver as questões pré-laboratoriais da página 103 do <i>Novo 11Q</i>. Organizar os alunos em grupos para realizar a atividade laboratorial de acordo com o procedimento fornecido na página 104. Sugerir aos alunos que resolvam as questões pós-laboratoriais da página 104 do manual. Resolver a questão 70 das «+Questões» da página 117 do <i>Novo 11Q</i> para consolidação dos conhecimentos adquiridos. 										
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> Manual Apresentação dos conteúdos: pp. 91 a 96 e 103 e 104 Resumo: pp. 109 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td>Apresentações</td><td>Testes</td></tr> <tr> <td>— Força relativa de ácidos e bases</td><td>— Força relativa de ácidos e bases</td></tr> <tr> <td>— Titulação ácido-base</td><td>— Titulação ácido-base</td></tr> <tr> <td>Simulador</td><td></td></tr> <tr> <td>— Titulação</td><td></td></tr> </table>	Apresentações	Testes	— Força relativa de ácidos e bases	— Força relativa de ácidos e bases	— Titulação ácido-base	— Titulação ácido-base	Simulador		— Titulação	
Apresentações	Testes										
— Força relativa de ácidos e bases	— Força relativa de ácidos e bases										
— Titulação ácido-base	— Titulação ácido-base										
Simulador											
— Titulação											
TPC	<ul style="list-style-type: none"> Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 41 a 45 										
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> Observação direta dos alunos na aula. Participação e empenho nas tarefas propostas. Execução laboratorial. 										



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos**SUBDOMÍNIO:** Reações ácido-base**CONTEÚDOS:** Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais. Aspetos ambientais das reações ácido-base. Acidez da água da chuva. Poluentes atmosféricos e chuva ácida. Redução da emissão de poluentes atmosféricos. AL 2.2 Titulação ácido-base.

Metas Curriculares	<p>1.21 Interpretar o carácter ácido, básico ou neutro de soluções aquosas de sais com base nos valores das constantes de acidez ou de basicidade dos iões do sal em solução.</p> <p>1.22 Interpretar a acidez da chuva normal com base na dissolução do dióxido de carbono presente na atmosfera.</p> <p>1.23 Interpretar a formação de chuvas ácidas devido a presença de poluentes na atmosfera (SO_x, NO_x), assim como processos de eliminação destes poluentes, com base nas correspondentes reações químicas.</p> <p>1.24 Explicar as consequências das chuvas ácidas sobre construções de calcário e mármore, interpretando as equações químicas correspondentes.</p>
Sumário	Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais. Aspetos ambientais das reações ácido-base. Acidez da água da chuva. Poluentes atmosféricos e chuva ácida. Redução da emissão de poluentes atmosféricos. AL 2.2 Titulação ácido-base.
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Para introduzir o estudo da acidez e basicidade de soluções aquosas de sais, relembrar que as reações de neutralização originam sais e água como produtos. • Questionar: «Será que a dissolução de um sal em água pode afetar o pH da solução?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Reforçar as participações dos alunos debatendo os exemplos apresentados na página 97 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que há sais que alteram o pH da solução pois o pH final depende da extensão da reação dos iões do sal com a água. • Sistematizar os conteúdos reforçando a ideia que um ião (ácido conjugado de uma base fraca) sofre hidrólise com a água se $K_a > K_w$ tornando a solução ácida ou que a base conjugada de um ácido fraco sofre hidrólise com a água se $K_b > K_w$ tornando a solução básica. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 16 da página 98 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos acerca da alteração do pH de uma solução por dissolução de sais em água. • Abordar os aspetos ambientais das reações ácido-base questionando: «Será a água da chuva neutra?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Debater com os alunos as suas participações e informar que a água da chuva é, naturalmente, ligeiramente ácida por conter dióxido de carbono dissolvido. Mostrar as equações químicas da dissolução do dióxido de carbono em água para evidenciar a formação de iões hidrónio. • Analisar a Tab. 10 da página 99, as equações químicas da reação dos óxidos de nitrogénio e de enxofre com a água e a Tab. 11 da página 100 para concluir que a poluição provoca a emissão de substâncias nocivas para a atmosfera que, ao reagirem com a água, dão origem a ácidos que originam uma maior acidificação da água da chuva. • Referir que à chuva com pH inferior ao normal designamos «chuva ácida» e que este é um fenómeno que provoca consequências ambientais, entre elas a acidificação dos solos e da água dos oceanos ou degradação de monumentos de mármore devido à reação da chuva ácida com o carbonato de cálcio que constitui o mármore. • Em diálogo com os alunos, abordar a importância da redução da emissão de poluentes para evitar problemas ambientais como o das chuvas ácidas. • Interpretar, em conjunto, as Fig. 40 e Fig. 41 da página 101 do <i>Novo 11Q</i> para evidenciar processos que se utilizam na indústria e nos transportes para diminuir a emissão de gases poluentes como os óxidos de nitrogénio e os óxidos de enxofre. • Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 17 da página 101 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos acerca da formação emissão de gases para a atmosfera que contribuem para as chuvas ácidas. • Realizar a Atividade «O efeito de ácidos e a poluição atmosférica» da página 102 do <i>Novo 11Q</i>, realçando o efeito dos ácidos sobre o carbonato de cálcio e a preocupação em reduzir a poluição atmosférica.

	<ul style="list-style-type: none"> Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 59 a 69 das «+Questões» das páginas 116 e 117 do <i>Novo 11Q</i>. Apresentar a «AL 2.2 Titulação ácido-base» questionando «Como determinar a concentração de um ácido?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. Partir das respostas dos alunos para os motivar para a titulação de um ácido forte com uma base forte com o objetivo de determinar a concentração do titulado a partir da determinação do ponto de equivalência da titulação. Na preparação da atividade laboratorial, abordar os conceitos concentração, titulação ácido-base, força dos ácidos e das bases, acidez e basicidade de soluções aquosas de sais, pH no ponto de equivalência. Resolver as questões pré-laboratoriais da página 106 do <i>Novo 11Q</i>. Organizar os alunos em grupos para realizar a atividade laboratorial de acordo com o procedimento fornecido no manual na página 107. Sugerir aos alunos que resolvam as questões pós-laboratoriais da página 107 do <i>Novo 11Q</i>. Resolver a questão 71 das «+Questões» da página 117 do <i>Novo 11Q</i> para consolidação dos conhecimentos.
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> Manual: Apresentação dos conteúdos: pp. 97 a 102 e 105 a 107 Resumo: pp. 108 e 109 20 AULA DIGITAL <ul style="list-style-type: none"> Animações <ul style="list-style-type: none"> — Chuvas ácidas — Constante de acidez — Titulação ácido-base Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais — Aspetos ambientais das reações ácido-base Resoluções animadas de exercícios Solução <ul style="list-style-type: none"> — Soluções de +Questões Testes <ul style="list-style-type: none"> — Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais — Aspetos ambientais das reações ácido-base — Soluções ácido-base
TPC	<ul style="list-style-type: none"> Manual: Questões globais pp. 118 Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 43 a 50
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> Observação direta dos alunos na aula. Observação da participação e empenho nas tarefas propostas.

Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos

SUBDOMÍNIO: Reações de oxidação-redução

CONTEÚDOS: Caracterização das reações de oxidação-redução. Conceitos de oxidação e redução. Espécie oxidada e espécie reduzida. Oxidante e redutor. Número de oxidação. Semirreações de oxidação e de redução.

Metas Curriculares	<p>2.1 Associar oxidação à cedência de eletrões e redução ao ganho de eletrões.</p> <p>2.2 Interpretar reações de oxidação-redução como reações de transferência de eletrões.</p> <p>2.3 Identificar, numa reação de oxidação-redução, as espécies químicas oxidada (reductor) e reduzida (oxidante).</p> <p>2.4 Identificar estados de oxidação de um elemento em substâncias elementares, compostas e em espécies iónicas a partir do cálculo do seu número de oxidação.</p> <p>2.5 Usar o conceito de número de oxidação na identificação de reações de oxidação-redução.</p> <p>2.6 Acertar equações químicas de oxidação-redução em casos simples.</p> <p>2.7 Interpretar uma reação de oxidação-redução como um processo em que ocorrem simultaneamente uma oxidação e uma redução, escrevendo as semiequações correspondentes.</p>
Sumário	<p>Caracterização das reações de oxidação-redução. Conceitos de oxidação e redução. Espécie oxidada e espécie reduzida. Oxidante e redutor. Número de oxidação. Semirreações de oxidação e de redução.</p>
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos do subdomínio «2.1 Reações ácido-base», recorrendo ao «Resumo» das páginas 108 e 109 do <i>Novo 11Q</i>. • Apresentar os conceitos de oxidação e de redução fazendo uma breve contextualização sobre o funcionamento dos <i>pacemakers</i> e das baterias de lítio iodo que utilizam. • Utilizar as equações químicas presentes na página 120 do <i>Novo 11Q</i> para explicar que as reações químicas de transferências de eletrões estão na base do funcionamento da referida bateria. • Na sequência, analisar que existe uma espécie que cede eletrões e outra que ganha eletrões. Definir, deste modo, a oxidação como a transformação química na qual uma espécie química cede eletrões e a redução como a transformação química na qual uma espécie química ganha eletrões. • Referir que estas reações ocorrem em simultâneo e, que, por isso, as reações químicas onde ocorrem transferências de eletrões de uma espécie dadora de eletrões para uma espécie recetora de eletrões são designadas «reações de oxidação-redução». • Analisar também o exemplo da formação de ferrugem apresentado nas páginas 120 e 121 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar a identificação da oxidação e da redução num outro contexto. • Partindo dos exemplos anteriores, questionar: «Qual é a espécie que sofreu a oxidação? E a que sofreu a redução?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Debater as participações dos alunos para concluir que a espécie que cede eletrões é a espécie oxidada, ou seja, sofre a oxidação, e que a espécie que recebe eletrões é a espécie reduzida, ou seja, sofre a redução. • Informar que para uma espécie química ser reduzida (receber eletrões) tem de existir uma outra que, ao ceder eletrões, provoque essa redução. À espécie que cede eletrões chama-se (agente) redutor. • Por comparação, referir que para que uma espécie química ser oxidada (ceda eletrões) tem de existir uma outra que, ao receber eletrões, provoque essa oxidação. A esta espécie chama-se (agente) oxidante. • Sublinhar a ideia-chave que a espécie oxidada é o agente redutor (que é o dador de eletrões) e que a espécie reduzida é o oxidante (que é o recetor de eletrões). • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 1 da página 122 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar os conteúdos acerca da oxidação e da redução de espécies químicas. • Interpretar, com a participação dos alunos, a Tab. 1 da página 123 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que a carga elétrica dos elementos varia numa reação de oxidação-redução (devido à transferência de eletrões entre as espécies envolvidas). • Sublinhar que na oxidação aumenta a carga do elemento químico (devido à cedência de eletrões) e que na redução diminui a carga do elemento químico (devido ao ganho de eletrões). • Apresentar o número de oxidação de um elemento como um conceito importante na interpretação de reações de oxidação-redução e que está relacionado com a carga elétrica das unidades estruturais a que o elemento pertence.

	<ul style="list-style-type: none"> • Analisar o quadro apresentado no final da página 123 do <i>Novo 11Q</i> para sintetizar as regras que permitem a determinação do número de oxidação. • Realçar as exceções às regras apresentadas anteriormente como o número de oxidação do hidrogénio ser -1 quando combinado com elementos metálicos e o número de oxidação do oxigénio ser -1 nos peróxidos. • Para relacionar o número de oxidação de um elemento com a redução ou oxidação da respetiva espécie química colocar a seguinte questão: «Como varia o número de oxidação do cobre na reação $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Debater as participações dos alunos e verificar que o cobre reduziu-se e que o seu número de oxidação diminui. • Concluir que a partir da variação do número de oxidação de uma espécie química é possível identificar a ocorrência de oxidações ou de reduções realçando que se o número de oxidação aumenta ocorre uma oxidação e se o número de oxidação diminui ocorre uma redução. • Salientar que o estado de oxidação de um elemento é identificado pelo seu número de oxidação. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 2 da página 124 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar a determinação do número de oxidação dos elementos em diferentes espécies químicas e interpretar a oxidação e redução em termos da variação do número de oxidação. • Analisar a reação de oxidação-redução que ocorre entre o alumínio e o cobre (II), representada na Fig. 6 da página 125 do <i>Novo 11Q</i>, para identificar a existência da oxidação do alumínio e da redução do cobre. • Referir que ao processo de oxidação do alumínio designamos por semirreação de oxidação e ao processo de redução do cobre designamos por semirreação de redução, salientando que os dois processos ocorrem simultaneamente numa reação de oxidação-redução. • Para abordar o acerto das reações de oxidação-redução, perguntar: «Qual é a equação química da reação de oxidação-redução entre o alumínio e o cobre (II)?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Partindo das participações dos alunos, relembrar que as equações químicas devem respeitar a Lei da Conservação da Massa (ou Lei de Lavoisier), mas realçar que é também necessário respeitar a conservação da carga elétrica e que o número de eletrões na oxidação tem de ser igual ao número de eletrões na redução (pois os eletrões recebidos pelo oxidante têm de ser os mesmos que os cedidos pelo redutor). • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 3 da página 126 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar a identificação das semirreações de oxidação e de redução bem como o acerto da equação global de oxidação-redução. • Realizar a Atividade «Combustível solar, um novo conceito?» da página 127 do <i>Novo 11Q</i>, realçando a fotossíntese como um exemplo de reação de oxidação-redução. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 1 a 24 das «+Questões» das páginas 138 a 140 do <i>Novo 11Q</i>.
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 120 a 129 • Resumo: pp. 137 • 20 AULA DIGITAL <ul style="list-style-type: none"> Animação <ul style="list-style-type: none"> — Reações de oxidação-redução Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Caracterização das reações de oxidação-redução Atividade <ul style="list-style-type: none"> — Acerto de equações de oxidação-redução Resoluções animadas de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Como acertar equações de oxidação-redução — Como identificar o poder oxidante e redutor? Vídeos <ul style="list-style-type: none"> — Reações de oxidação-redução — A química do fogo — Eng. num minuto – Ferrugem Testes <ul style="list-style-type: none"> — Caracterização das reações de oxidação-redução
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 52 a 55
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas.



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos**SUBDOMÍNIO:** Reações de oxidação-redução**CONTEÚDOS:** Força relativa de oxidantes e redutores. Reação ácido-metal. Poder redutor e poder oxidante. Série eletroquímica. AL 2.3 Série eletroquímica.

Metas Curriculares	<p>2.8 Associar a ocorrência de uma reação ácido-metal à oxidação do metal com redução simultânea do ião hidrogénio.</p> <p>2.9 Comparar o poder redutor de alguns metais.</p> <p>2.10 Prever se uma reação de oxidação-redução ocorre usando uma série eletroquímica adequada.</p> <p>2.11 Interpretar a corrosão dos metais como um processo de oxidação-redução.</p>
Sumário	<p>Força relativa de oxidantes e redutores. Reação ácido-metal. Poder redutor e poder oxidante. Série eletroquímica.</p> <p>AL 2.3 Série eletroquímica.</p>
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Avançar para o estudo da força relativa de oxidantes e redutores, perguntando: «Será que todos os metais sofrem corrosão de igual forma, ou seja, oxidam-se com a mesma facilidade?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Do resultado do debate das participações dos alunos, concluir que nem todos os metais se oxidam com a mesma facilidade e que a sua corrosão depende do agente oxidante. • Abordar a reação ácido-metal para estudar a corrosão dos metais em maior detalhe. • Referir que a reação ácido-metal é uma reação de oxidação-redução entre um ácido e um metal, na qual ocorre a oxidação do metal atuando o ácido como o agente oxidante designando-se a corrosão do metal como o resultado de uma reação de oxidação-redução, associado à oxidação do metal. • Analisar o exemplo da reação do zinco com o ácido clorídrico apresentado na página 130 do <i>Novo 11Q</i>, para interpretar uma reação ácido-metal identificando o hidrogénio como oxidante e o metal como redutor com base na variação do número de oxidação das espécies químicas. • Para abordar o poder redutor e o poder oxidante dos metais, questionar: «Se os metais se oxidam de forma diferente como saber quem se oxida mais facilmente?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Das participações dos alunos, apresentar o poder redutor e o poder oxidante como fatores que se relacionam com a facilidade com que uma espécie química, respetivamente, cede ou recebe eletrões. • Sublinhar a ideia que a tendência para a oxidação ou a redução será tanto maior quanto maior for, respetivamente, o poder redutor ou o poder oxidante. • Referir que para comparar o poder redutor de diferentes metais é necessário fazê-los reagir com o mesmo oxidante – é comum o H^+ ser usado como referência – e nas mesmas condições. • Analisar os exemplos de oxidação de metais apresentados na página 132 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que por terem tendência para se oxidarem facilmente na presença do oxigénio e da água, a maior parte dos metais não existe livre na natureza mas sim combinada com outros elementos químicos. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 4 da página 133 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar a identificação dos metais com maior poder redutor ou maior poder oxidante. • Em diálogo com os alunos, apresentar a série eletroquímica como uma lista de espécies químicas ordenadas quanto ao seu poder redutor ou oxidante. Analisar e interpretar a série eletroquímica apresentada na página 134 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que, para um metal M, quanto maior for o seu poder redutor, menor será o poder oxidante do respetivo ião (M^{n+}). • Sistematizar os conteúdos enfatizando que um metal oxida-se reduzindo iões de um outro metal que lhe esteja abaixo na série eletroquímica, ou seja, o primeiro metal é melhor redutor que o segundo. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 5 da página 134 do <i>Novo 11Q</i> para identificação a ocorrência de reação de oxidação-redução quando um metal é posto em contacto com uma solução de outro metal. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 25 a 36 das «Questões» das páginas 140 a 142 do <i>Novo 11Q</i>.

	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar a «AL 2.3 Série eletroquímica», questionando: «Qual é a ordem de um conjunto de metais numa série eletroquímica?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Partir das respostas dos alunos para explicar que irão fazer um conjunto de testes colocando em contacto alguns metais com soluções de outros metais com o objetivo de identificar os conjuntos onde ocorrem reações de oxidação-redução. • Resolver as questões pré-laboratoriais da página 135 do <i>Novo 11Q</i>. • Organizar os alunos em grupos para realizar a atividade laboratorial de acordo com o procedimento fornecido no manual na página 136. • Sugerir aos alunos que resolvam as questões pós-laboratoriais constantes na página 136 do <i>Novo 11Q</i>. • Resolver as questões 37 a 40 das «+Questões» da página 143 do <i>Novo 11Q</i> para consolidação dos conhecimentos. 														
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 130 a 136 • Resumo: pp. 163 • 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td>Animação</td><td>Simulador</td></tr> <tr> <td>— Série eletroquímica</td><td>— Série eletroquímica</td></tr> <tr> <td>Apresentação</td><td>Solução</td></tr> <tr> <td>— Força relativa de oxidantes e redutores</td><td>— Soluções de +Questões</td></tr> <tr> <td>Atividade</td><td>Testes</td></tr> <tr> <td>— Previsão da reação utilizando a série eletroquímica</td><td>— Força relativa de oxidantes e redutores</td></tr> <tr> <td></td><td>— Reações de oxidação-redução</td></tr> </table>	Animação	Simulador	— Série eletroquímica	— Série eletroquímica	Apresentação	Solução	— Força relativa de oxidantes e redutores	— Soluções de +Questões	Atividade	Testes	— Previsão da reação utilizando a série eletroquímica	— Força relativa de oxidantes e redutores		— Reações de oxidação-redução
Animação	Simulador														
— Série eletroquímica	— Série eletroquímica														
Apresentação	Solução														
— Força relativa de oxidantes e redutores	— Soluções de +Questões														
Atividade	Testes														
— Previsão da reação utilizando a série eletroquímica	— Força relativa de oxidantes e redutores														
	— Reações de oxidação-redução														
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: Questões globais pp. 143 e 144 • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 56 a 60 														
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas. • Execução laboratorial. 														



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos

SUBDOMÍNIO: Soluções e equilíbrio de solubilidade

CONTEÚDOS: Mineralização das águas e processo de dissolução. Dissolução de sais e gases na água do mar. Processo de dissolução e interação soluto-solvente. Fatores que afetam o tempo de dissolução. Solubilidade de sais em água. Solubilidade. Efeito da temperatura na solubilidade. Solução não saturada, saturada e sobressaturada.

<p>Metas Curriculares</p>	<p>3.1 Relacionar a composição química da água do mar com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera.</p> <p>3.2 Caracterizar o fenómeno da dissolução como uma mistura espontânea de substâncias que pode ser relacionado com as interações entre as espécies químicas do soluto e do solvente.</p> <p>3.3 Indicar formas de controlar o tempo de dissolução de um soluto (estado de divisão e agitação) mantendo a temperatura e a pressão constantes.</p> <p>3.4 Definir solubilidade em termos de concentração de solução saturada e de massa de soluto dissolvido em 100 g de solvente.</p> <p>3.5 Classificar as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas, com base na respetiva solubilidade, a uma determinada temperatura.</p> <p>3.6 Interpretar gráficos de solubilidade em função da temperatura.</p>
<p>Sumário</p>	<p>Mineralização das águas e processo de dissolução. Dissolução de sais e gases na água do mar. Processo de dissolução e interação soluto-solvente. Fatores que afetam o tempo de dissolução. Solubilidade de sais em água. Solubilidade. Efeito da temperatura na solubilidade. Solução não saturada, saturada e sobressaturada.</p>
<p>Atividades</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos do subdomínio «2.2 Reações de oxidação-redução» recorrendo ao «Resumo» da página 137 do <i>Novo 11Q</i>. Abordar a dissolução de sais e gases na água do mar questionando: «A água do mar é pura? Porquê?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Das participações dos alunos, realçar que a água do mar não é quimicamente pura porque tem na sua constituição minerais e gases (como o dióxido de carbono) dissolvidos. • Concluir que, de entre as propriedades da água, destaca-se a sua capacidade de dissolver uma grande variedade de sólidos, líquidos e gases. • Na sequência, apresentar o conceito de mineralização das águas e referir a composição de águas diversas em sais minerais (resultantes de processos de dissolução) por quilograma de água. Contextualizar e referir que a água do mar é a água natural com maior quantidade e variedades de sais dissolvidos. • Analisar a Fig. 3 da página 146 do manual para interpretar a composição média, em sais dissolvidos, da água do mar. Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 1 da página 147 do <i>Novo 11Q</i> para consolidar a determinação da mineralização de uma água. • Interpretar a Tab. 1 da página 147 do <i>Novo 11Q</i> para mostrar a composição química da água de um rio, identificando a origem desses iões. Explicar a presença de iões em água como resultado do processo de dissolução, mostrando, como exemplo, a equação química que traduz a dissolução do cloreto de sódio em água. • Para introduzir a dissolução de gases em água, questionar os alunos: «Será que os gases, tal como os iões, também se dissolvem em água?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Referindo os conteúdos abordados aquando do estudo da formação das chuvas ácidas, concluir que os gases também se dissolvem em água e que o dióxido de carbono é o gás, presente na atmosfera terrestre que mais se dissolve na água. • A partir da equação química que traduz a dissolução do dióxido de carbono em água, relacionar com a quantidade de iões hidrogenocarbonato representados na Tab. 1 da página 147 do <i>Novo 11Q</i>. • Concluir que a dissolução do dióxido de carbono em água contribui para a sua acidificação e que, deste modo, favorece a dissolução de muitos sais minerais como, por exemplo, os sais de cálcio e de ferro. • Partindo da Fig. 6 da página 148, apresentar exemplos de rochas que contribuem para a mineralização das águas. Ler e interpretar a Questão resolvida 2 da página 148 do <i>Novo 11Q</i>, para interpretar a dissolução de sais em água. • Explicar o processo de dissolução como o resultado das interações soluto-solvente numa mistura, referindo que essas interações explicam o processo de dissolução e que dependem da natureza das unidades estruturais dos componentes da mistura. Relembrar que a água é uma substância molecular (e que as suas moléculas são

	<p>polares) e que os sais são compostos iónicos (que também são polares).</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar a Fig. 8 da página 149 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que as interações entre a água e o oxigénio são mais fracas do que as interações entre a água e os sais pois o oxigénio é uma molécula apolar. • Deste modo, justificar que a quantidade de matéria gasosa dissolvida em água é menor do que a quantidade de matéria de um sal dissolvido em água nas mesmas condições. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 3 da página 149 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar o tipo de ligações químicas que se estabelecem e se rompem numa dissolução. • Sistematizar e sublinhar que a dissolução de um soluto num solvente depende da natureza das unidades estruturais, envolve interações soluto-solvente, implica a quebra de ligações soluto-soluto e solvente-solvente e implica a formação de ligações soluto-solvente. • Abordar o estudo dos fatores que afetam o tempo de dissolução questionando os alunos: «Como se pode alterar o tempo de dissolução de uma determinada quantidade de um soluto em água?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. Debater as participações dos alunos concluindo que o tempo de dissolução é afetado pelo estado de divisão do soluto (relacionado com a área de superfície de contacto entre o soluto e o solvente) e pela agitação da mistura (relacionada com a dispersão do soluto no solvente). Sintetizar os fatores que afetam o tempo de dissolução (e a forma como o afetam), analisando o destaque do final da página 150 do <i>Novo 11Q</i>. • Para introduzir os conceitos de solubilidade e de solução saturada, realizar uma breve atividade demonstrativa: gradualmente adicionar, com agitação, pequenas quantidades de cloreto de sódio num copo com 100 g de água até não ser possível dissolver mais soluto. Debater com os alunos os resultados da atividade para concluir que a solução apenas conseguiu dissolver uma determinada quantidade de soluto. • Referir que a solução fica saturada quando já não consegue dissolver mais soluto (mas ainda não há a presença de soluto por dissolver) e que a solubilidade de uma substância num líquido solvente se relaciona com a concentração da solução saturada ou com a massa máxima de soluto dissolvido em 100 g de solvente. Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 4 da página 151 do <i>Novo 11Q</i> para calcular a solubilidade de um soluto. • Questionar os alunos: «100 g de água conseguem dissolver a mesma massa de cloreto de sódio ou de carbonato de cálcio?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Debater com os alunos que diferentes sais têm diferentes solubilidades apresentando as Tab. 2 e Tab. 3 da página 152 do <i>Novo 11Q</i> com sais muito e pouco solúveis em água. • Questionar, ainda, os alunos: «A solubilidade do açúcar no chá quente será igual à sua solubilidade no chá frio?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. Das participações dos alunos, concluir que a solubilidade depende da temperatura e que no caso do açúcar, a sua solubilidade aumenta com o aumento da temperatura. Analisar a Fig. 11 da página 152 do <i>Novo 11Q</i> para apresentar a curva de solubilidade como um instrumento que permite identificar a variação da solubilidade de um sal em função da temperatura. • Interpretar a Fig. 15 da página 154 do <i>Novo 11Q</i> para definir solução não saturada e solução sobressaturada. Interpretar a Tab. 4 da mesma página para evidenciar as diferenças entre solução saturada, não saturada e sobressaturada. Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 5 da página 154 do <i>Novo 11Q</i> para, com base numa curva de solubilidade, determinar a solubilidade de um sal e identificar soluções saturadas, não saturadas e sobressaturadas. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 1 a 14 das «+Questões» das páginas 170 a 172 do <i>Novo 11Q</i>. 												
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 146 a 154 • Resumo: pp. 169 • 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td>Animações</td><td>Vídeo</td></tr> <tr> <td>— Dissolução</td><td>— Solubilidade e equilíbrio de solubilidade</td></tr> <tr> <td>— Constante do produto de solubilidade</td><td>Teste</td></tr> <tr> <td>Apresentações</td><td>— Mineralização das águas e processo de dissolução</td></tr> <tr> <td>— Mineralização das águas e processo de dissolução</td><td></td></tr> <tr> <td>— Solubilidade de sais em água</td><td></td></tr> </table>	Animações	Vídeo	— Dissolução	— Solubilidade e equilíbrio de solubilidade	— Constante do produto de solubilidade	Teste	Apresentações	— Mineralização das águas e processo de dissolução	— Mineralização das águas e processo de dissolução		— Solubilidade de sais em água	
Animações	Vídeo												
— Dissolução	— Solubilidade e equilíbrio de solubilidade												
— Constante do produto de solubilidade	Teste												
Apresentações	— Mineralização das águas e processo de dissolução												
— Mineralização das águas e processo de dissolução													
— Solubilidade de sais em água													
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 62 a 67 												
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas. 												



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos

SUBDOMÍNIO: Soluções e equilíbrio de solubilidade

CONTEÚDOS: Equilíbrio químico e solubilidade de sais. Constante do produto de solubilidade. Solubilidade e produto de solubilidade.

Metas Curriculares	<p>3.7 Identificar o equilíbrio químico que se estabelece entre um sal e uma sua solução saturada como um equilíbrio químico heterogéneo, designando-o por equilíbrio de solubilidade.</p> <p>3.8 Escrever equações químicas que traduzem equilíbrios de solubilidade e escrever as correspondentes expressões da constante de produto de solubilidade.</p> <p>3.9 Relacionar a constante de produto de solubilidade de um sal com a respetiva solubilidade, na ausência de outros equilíbrios que afetem essa solubilidade.</p> <p>3.10 Interpretar a possibilidade de formação de um precipitado, com base nas concentrações de iões presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade.</p>
---------------------------	--

Sumário	Equilíbrio químico e solubilidade de sais. Constante do produto de solubilidade. Solubilidade e produto de solubilidade.
----------------	--

Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Relembrar os equilíbrios homogéneos e heterogéneos abordados anteriormente para introduzir o equilíbrio de solubilidade como um equilíbrio heterogéneo (equilíbrio que se estabelece entre as fases dos componentes de uma mistura heterogénea). • Definir equilíbrio de solubilidade como um equilíbrio químico heterogéneo que se estabelece entre um sal e os iões desse sal numa solução aquosa saturada. • Utilizar o exemplo da dissolução do cloreto de prata e, com recurso à sua equação química, escrever a sua constante do produto de solubilidade, K_s, por analogia ao constante do produto iónico da água. • Sublinhar a ideia que a água não entra na expressão da constante do produto de solubilidade e que as concentrações apresentadas na expressão correspondem às concentrações dos iões na solução saturada. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 6 da página 156 do <i>Novo 11Q</i> para representar a constante do produto de solubilidade de diferentes equilíbrios de solubilidade. • Questionar: «Como prever se uma determinada solução será saturada, não saturada ou sobressaturada?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Debater as participações dos alunos para relembrar que o quociente da reação permite prever a evolução para estados de equilíbrio químico e, como tal, permite prever se a solução é saturada, não saturada ou sobressaturada. • Analisar a Tab. 6 da página 156 do <i>Novo 11Q</i> para concluir que: se o quociente da reação for menor do que a constante do produto de solubilidade a solução é não saturada – não há equilíbrio nem ocorre precipitação; se o quociente da reação for igual à constante do produto de solubilidade a solução está saturada – há equilíbrio mas não ocorre precipitação; e se o quociente da reação for maior do que a constante do produto de solubilidade a solução está sobressaturada – não há equilíbrio mas ocorre precipitação. • Interpretar a Fig. 19 da página 157 do <i>Novo 11Q</i> para visualizar graficamente os estados de equilíbrio e de não equilíbrio de solubilidade. • Sistematizar as ideias analisando o destaque da página 157 do <i>Novo 11Q</i>. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 7 da página 157 do <i>Novo 11Q</i> para prever se ocorre precipitação de sais com base na análise do quociente da reação. • Referir que o produto de solubilidade de um sal se relaciona com a concentração dos iões do sal na solução saturada, ou seja, com a solubilidade do sal na água. • Enfatizar a ideia que a relação entre o produto de solubilidade e a solubilidade depende da estequiometria da dissociação do sal e que um maior produto de solubilidade pode não corresponder a uma maior solubilidade desse sal. • Analisar os exemplos da dissolução do carbonato de cálcio e do fluoreto de cálcio em água para concluir a relação existente entre o produto de solubilidade dos sais e a sua solubilidade em água. • Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 8 da página 158 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar a relação entre o produto de solubilidade e a solubilidade, tendo em consideração a estequiometria da reação.
-------------------	--

	<ul style="list-style-type: none"> Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 15 a 24 das «+Questões» das páginas 172 e 173 do <i>Novo 11Q</i>. 						
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> Manual Apresentação dos conteúdos: pp. 155 a 158 Resumo: pp. 169 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td>Apresentação</td><td>Simulador</td></tr> <tr> <td>— Equilíbrio químico e solubilidade dos sais</td><td>— Formação de precipitados</td></tr> <tr> <td>— Alteração da solubilidade dos sais</td><td></td></tr> </table> 	Apresentação	Simulador	— Equilíbrio químico e solubilidade dos sais	— Formação de precipitados	— Alteração da solubilidade dos sais	
Apresentação	Simulador						
— Equilíbrio químico e solubilidade dos sais	— Formação de precipitados						
— Alteração da solubilidade dos sais							
TPC	<ul style="list-style-type: none"> Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 67 a 69 						
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> Observação direta dos alunos na aula. Participação e empenho nas tarefas propostas. 						



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos**SUBDOMÍNIO:** Soluções e equilíbrio de solubilidade**CONTEÚDOS:** Alteração da solubilidade dos sais. Efeito do ião comum. Efeito da adição de soluções ácidas. Formação de iões complexos.

Metas Curriculares	<p>3.11 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do ião-comum na solubilidade de sais em água.</p> <p>3.12 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, a solubilização de alguns sais por soluções ácidas.</p> <p>3.13 Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, a solubilização de alguns sais através da formação de iões complexos.</p>
Sumário	Alteração da solubilidade dos sais. Efeito do ião comum. Efeito da adição de soluções ácidas. Formação de iões complexos.
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Avançar para o estudo da alteração da solubilidade dos sais questionando: «Que outros fatores, para além da temperatura, podem afetar a solubilidade de um sal numa solução?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Debater as participações dos alunos e analisar a equação de dissolução, por exemplo, do cloreto de prata em água para, lembrando o Princípio de Le Châtelier, concluir que a alteração da concentração dos iões em solução pode alterar o equilíbrio de solubilidade estabelecido. • Na sequência, questionar os alunos: «Se a uma solução saturada de cloreto de prata adicionar cloreto de sódio, a solubilidade do cloreto de prata aumenta, diminui ou mantém-se naquela solução?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Referir que, ao adicionar o cloreto de sódio está-se a alterar a concentração do ião cloreto em solução concluindo que, segundo o Princípio de Le Châtelier, diminui a solubilidade do cloreto de prata na nova solução. • Informar que esta alteração, que provoca a diminuição da solubilidade do sal na nova solução, se designa por efeito do ião comum. • Sublinhar que a solubilidade de um sal numa solução que contém iões do mesmo sal é menor do que a solubilidade desse mesmo sal em água; interpretar a alteração da solubilidade com base no Princípio de Le Châtelier, indicando que o valor do produto de solubilidade desse sal não se altera. • Com base no exemplo da dissolução do carbonato de cálcio em água, analisar o efeito da adição de soluções ácidas em alguns equilíbrios de solubilidade com base nas equações químicas presentes na página 162 do <i>Novo 11Q</i>. • Questionar: «Ao adicionar um ácido à solução de carbonato de cálcio, qual é o efeito provocado na sua solubilidade?». Incentivar a participação e realçar as contribuições enriquecedoras. • Debater as participações dos alunos e referir que o ião H_3O^+, resultante da ionização dos ácidos em água, reage com o ião carbonato formando o ião hidrogenocarbonato, diminuindo a concentração do ião carbonato na solução. • Concluir que, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, a diminuição da concentração de um ião no equilíbrio de solubilidade provoca o aumento da solubilidade do sal. • Informar que esta alteração, que provoca o aumento da solubilidade do sal na nova solução, se designa por efeito da adição de ácidos. • Sublinhar que a solubilidade de alguns sais pouco solúveis aumenta em meio ácido; interpretar esta alteração da solubilidade com base no Princípio de Le Châtelier, indicando que o valor do produto de solubilidade desse sal não se altera. • De forma semelhante, abordar o efeito da formação de iões complexos na solubilidade de um sal, apresentando o ião complexo como um catião metálico rodeado de moléculas ou iões negativos que têm elevada estabilidade. • Partindo do exemplo da dissolução do hidróxido de cobre em água, debater o efeito que a adição de amoníaco à solução poderá ter na solubilidade do hidróxido de cobre. Evidenciar a formação do ião complexo tetraminocobre (II) e o seu efeito no equilíbrio de solubilidade do hidróxido de cobre.

	<ul style="list-style-type: none"> • Concluir que a formação do ião complexo diminui a concentração do catião cobre (II) em solução e que, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, essa diminuição da concentração do ião no equilíbrio de solubilidade provoca o aumento da solubilidade do sal. • Esclarecer que esta alteração, que provoca o aumento da solubilidade do sal na nova solução, se designa por efeito da formação de iões complexos. • Sublinhar que a solubilidade de sais pouco solúveis pode aumentar devido à formação de iões complexos estáveis, e que se interpreta esta alteração da solubilidade com base no Princípio de Le Châtelier. Indicar que o valor do produto de solubilidade desse sal não se altera. • Ler e interpretar, conjuntamente, a Questão resolvida 9 da página 162 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar as alterações que se podem provocar no equilíbrio de solubilidade. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 25 a 31 das «+Questões» das páginas 173 e 174 do <i>Novo 11Q</i>. 		
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 159 a 162 • Resumo: pp. 169 • 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td> Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Alteração da solubilidade dos sais — Desmineralização de águas e processo de precipitação Atividade <ul style="list-style-type: none"> — Equilíbrio de solubilidade do produto de solubilidade </td><td> Resolução animada de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Cálculo do equilíbrio de solubilidade do produto de solubilidade Simulador <ul style="list-style-type: none"> — Formação de precipitados Testes <ul style="list-style-type: none"> — Alteração da solubilidade dos sais — Equilíbrio químico e solubilidade de sais </td></tr> </table>	Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Alteração da solubilidade dos sais — Desmineralização de águas e processo de precipitação Atividade <ul style="list-style-type: none"> — Equilíbrio de solubilidade do produto de solubilidade 	Resolução animada de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Cálculo do equilíbrio de solubilidade do produto de solubilidade Simulador <ul style="list-style-type: none"> — Formação de precipitados Testes <ul style="list-style-type: none"> — Alteração da solubilidade dos sais — Equilíbrio químico e solubilidade de sais
Apresentações <ul style="list-style-type: none"> — Alteração da solubilidade dos sais — Desmineralização de águas e processo de precipitação Atividade <ul style="list-style-type: none"> — Equilíbrio de solubilidade do produto de solubilidade 	Resolução animada de exercícios <ul style="list-style-type: none"> — Cálculo do equilíbrio de solubilidade do produto de solubilidade Simulador <ul style="list-style-type: none"> — Formação de precipitados Testes <ul style="list-style-type: none"> — Alteração da solubilidade dos sais — Equilíbrio químico e solubilidade de sais 		
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 69 a 70 		
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas. 		



Escola _____

Ano _____ Turma _____ Aula n.º _____ Data ____/____/____

DOMÍNIO: Reações em sistemas aquosos**SUBDOMÍNIO:** Soluções e equilíbrio de solubilidade**CONTEÚDOS:** Desmineralização de águas e processo de precipitação. Correção da dureza da água. Remoção de poluentes. AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água.

Metas Curriculares	<p>3.14 Associar a dureza total de uma água à concentração de catiões cálcio e magnésio.</p> <p>3.15 Interpretar, com base em informação selecionada, processos para minimizar a dureza das águas.</p> <p>3.16 Interpretar, com base em informação selecionada, a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes de águas.</p>
Sumário	Desmineralização de águas e processo de precipitação. Correção da dureza da água. Remoção de poluentes. AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água.
Atividades	<ul style="list-style-type: none"> • Rever os conteúdos lecionados na aula anterior. • Avançar para o estudo da dureza das águas analisando a Tab. 8 da página 163 do <i>Novo 11Q</i> para compreender a origem de alguns minerais que se encontram dissolvidos nas águas e que são os principais responsáveis pela dureza da água. • Definir a dureza da água como uma característica relacionada com a concentração total de catiões cálcio e magnésio. Enfatizar que quanto maior for essa concentração, mais dura será a água. • Analisar a Fig. 25 da página 163 do <i>Novo 11Q</i> para contextualizar a problemática da dureza da água nas várias regiões de Portugal. • Ler e interpretar, com os alunos, a Questão resolvida 10 da página 164 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar a dureza da água com base na concentração de sais nela dissolvidos. • Para abordar a redução da dureza das águas, questionar os alunos: «Como funcionarão os produtos anticalcário utilizados para proteger as máquinas de lavar roupa e de lavar louça?». Incentivar a participação dos alunos e realçar as contribuições enriquecedoras. • Através das participações dos alunos, concluir que os agentes anticalcário publicitados reduzem a dureza das águas ao retirarem os catiões cálcio e magnésio da água. Referir que tal pode ser feito por adição de agentes amaciadores que promovem a precipitação, ou por complexação destes iões. • Informar que a redução da dureza das águas pode, também, ser feita com recurso a resinas de troca iónica. • Analisar as Tab. 9 e Tab. 10 da página 164 do <i>Novo 11Q</i> para interpretar a redução da dureza das águas por remoção do catião cálcio em solução, respetivamente, pelo processo de precipitação e pelo processo de complexação. • Interpretar a Fig. 27 da página 164 do manual para concluir o princípio de funcionamento de uma resina de troca iónica na redução da dureza das águas. • Contextualizar as reações de precipitação com a apresentação de algumas das etapas de tratamento de águas numa Estação de Tratamento de Águas. • Referir que se podem remover catiões metálicos das águas através de reações de precipitação de sais pouco solúveis removendo, desta forma, poluentes das águas. • Analisar as equações químicas da página 165 do <i>Novo 11Q</i>, evidenciando o precipitado e o agente precipitante (a espécie química que provoca a precipitação de agentes poluentes em águas contaminadas). • Realizar a Atividade «A grafite e o grafeno no tratamento da água!» da página 166 do <i>Novo 11Q</i>, realçando a importância da investigação científica para a resolução de problemas ambientais e interpretando o fenómeno de remoção de metais pesados das águas por adesão destes catiões às paredes do óxido de grafeno. • Sistematizar as conclusões globais da aula e consolidar os conteúdos abordados com a resolução dos exercícios 32 a 35 das «+Questões» das páginas 174 e 175 do <i>Novo 11Q</i>. • Introduzir a «AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água» questionando «Como varia a solubilidade de um sólido com o aumento da temperatura?». Incentivar a participação dos alunos e realçar as contribuições enriquecedoras. • Partir das respostas dos alunos para informar que o objetivo da atividade é verificar o efeito que o aumento da temperatura tem na solubilidade do nitrato de potássio. • Resolver as questões pré-laboratoriais da página 167 do <i>Novo 11Q</i>.

	<ul style="list-style-type: none"> • Organizar os alunos em grupos para realizar a atividade laboratorial de acordo com o procedimento fornecido na página 168 do <i>Novo 11Q</i>. • Sugerir aos alunos que resolvam as questões pós-laboratoriais da página 168 do <i>Novo 11Q</i>. • Resolver a questão 36 das «+Questões» da página 175 do <i>Novo 11Q</i> para consolidação dos conhecimentos adquiridos. 		
Recursos	<ul style="list-style-type: none"> • Manual • Apresentação dos conteúdos: pp. 163 a 166 • Resumo: pp. 169 • 20 AULA DIGITAL <table> <tr> <td> <p>Animação</p> <p>— Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água</p> <p>Apresentações</p> <p>Resoluções animadas de exercícios</p> <p>— Como interpretar a informação sobre a dureza de uma água?</p> <p>Soluções</p> <p>— Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>— Soluções de +Questões</p> </td><td> <p>Vídeos</p> <p>— Engenharia num minuto – Diferentes águas</p> <p>— A química dos detergentes</p> <p>— Durezas das águas</p> <p>— Engenharia num minuto – Solubilidade na indústria farmacêutica</p> <p>Teste</p> <p>— Desmineralização de águas e processo de precipitação</p> </td></tr> </table>	<p>Animação</p> <p>— Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água</p> <p>Apresentações</p> <p>Resoluções animadas de exercícios</p> <p>— Como interpretar a informação sobre a dureza de uma água?</p> <p>Soluções</p> <p>— Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>— Soluções de +Questões</p>	<p>Vídeos</p> <p>— Engenharia num minuto – Diferentes águas</p> <p>— A química dos detergentes</p> <p>— Durezas das águas</p> <p>— Engenharia num minuto – Solubilidade na indústria farmacêutica</p> <p>Teste</p> <p>— Desmineralização de águas e processo de precipitação</p>
<p>Animação</p> <p>— Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água</p> <p>Apresentações</p> <p>Resoluções animadas de exercícios</p> <p>— Como interpretar a informação sobre a dureza de uma água?</p> <p>Soluções</p> <p>— Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>— Soluções de +Questões</p>	<p>Vídeos</p> <p>— Engenharia num minuto – Diferentes águas</p> <p>— A química dos detergentes</p> <p>— Durezas das águas</p> <p>— Engenharia num minuto – Solubilidade na indústria farmacêutica</p> <p>Teste</p> <p>— Desmineralização de águas e processo de precipitação</p>		
TPC	<ul style="list-style-type: none"> • Manual: Questões globais pp. 175 e 176 • Caderno de Exercícios e Problemas: pp. 70 a 77 		
Avaliação	<ul style="list-style-type: none"> • Observação direta dos alunos na aula. • Participação e empenho nas tarefas propostas. • Execução laboratorial. 		

No Manual, a componente laboratorial de 11.º ano de Química é tratada nas Atividades Laboratoriais (AL), bem como nos Anexos:

Técnicas de filtração – Anexo 1

Preparação e utilização de uma bureta – Anexo 4

Curvas de titulação – Anexo 5

As AL estão intimamente relacionadas com os temas tratados nos subdomínios em que se inserem. Os Anexos exploram sobretudo aspetos relacionados com técnicas laboratoriais e tratamento de dados.

A componente laboratorial é ainda enriquecida pela inclusão de algumas questões relacionadas com as AL em *+Questões*, quer no Manual, quer no Caderno de Exercícios e Problemas.

Em **20 AULA DIGITAL** estarão disponíveis, para cada AL, exemplos de dados experimentais.

Diretrizes e sugestões para a componente laboratorial

AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico (págs. 25 a 27)

A síntese do ácido acetilsalicílico é das poucas sínteses de compostos orgânicos que pode ser realizada no tempo disponível numa aula.

A introdução da AL inclui uma breve referência à importância do ácido acetilsalicílico como fármaco, a indicação da equação da reação química e a explicitação de alguns fatores que podem afetar o rendimento da reação.

O trabalho laboratorial é apresentado esquematicamente, o que não dispensa uma leitura atenta do procedimento. Está também disponível uma animação do procedimento em **20 AULA DIGITAL**.

A medição do anidrido acético com uma pipeta justifica-se por motivos de segurança, uma vez que é um procedimento mais seguro do que a medição do mesmo volume com uma proveta.

Os aspetos mais práticos, relacionados com técnicas de filtração, são explorados no Anexo 1 do *Novo 11Q*.

AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico (págs. 55 a 57)

O equilíbrio em estudo poderia ser obtido por dissolução do composto sulfocianato de ferro (III), contudo, este composto é difícil de obter no mercado.

Em alternativa, sugere-se que a solução sulfocianato de ferro (III) seja obtida por mistura de soluções equimolares de tiocianato de potássio, KSCN, e de nitrato de ferro (III), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. No entanto, surge a dificuldade de preparar as referidas soluções com concentrações exatas, já que o tiocianato de potássio, KSCN, é higroscópico e o nitrato de ferro (III), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, é deliquescente.

Para obter uma mistura equimolar de KSCN e $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, pode proceder-se do seguinte modo:

1. Preparar soluções de concentrações aproximadas $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$.
2. Misturar volumes diferentes das soluções preparadas, de tal modo que o volume total da mistura seja sempre igual (ver tabela abaixo).
3. Selecionar a solução mais corada (se necessário usar um espectrofotómetro, a 450 nm), à qual corresponde a razão entre volumes das soluções para obter uma mistura equimolar.

No exemplo, da tabela seguinte, a solução mais corada seria aquela em que a razão entre os volumes de KSCN e $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ é 7/3. Tal significaria que as soluções deveriam ser misturadas nesta proporção para obter uma mistura equimolar.

KSCN / mL	1	2	3	4	5	6	7	8	9
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ / mL	9	8	7	6	5	4	3	2	1
Cor da mistura							x		

4. Utilizar a solução assim obtida no ponto 2 da pág. 57.

AL 2.1 Constante de acidez (págs. 103 e 104)

É necessário considerar que os elétrodos de pH têm partes em vidro, sendo muito sensíveis a choques. Antes da medição devem ser lavados com água destilada e enxaguados com a solução da qual se pretende obter o valor de pH. Por isso se usam dois copos com a mesma solução: um para enxaguamento e outro para a medição.

O pH depende da temperatura. Assim, quando medimos o pH devemos registar a temperatura, pois só podemos comparar valores de pH medidos à mesma temperatura.

Alguns medidores de pH incluem uma sonda de temperatura e fazem uma compensação automática, relacionada com o funcionamento do próprio eletrodo, que também depende da temperatura. A compensação automática de temperatura apenas corrige o erro do eletrodo, por isso, o valor dado por um medidor de pH refere-se sempre à temperatura à qual se encontra a amostra. A única exceção diz respeito à calibração. Nesse caso o aparelho mede o pH da solução de calibração à temperatura T e converte-o para os 25°C , uma vez que o aparelho «conhece» a relação entre o pH da solução de calibração e a temperatura. O mesmo não sucede durante uma medição normal, pois o aparelho «não conhece» a dependência do pH da solução em estudo com a temperatura.

AL 2.2 Titulação ácido-base (págs. 105 a 107)

No traçado de uma curva de titulação o volume de titulante é a variável independente, e o pH a variável dependente. Sendo assim, sugere-se que a adição de titulante seja feita por volumes constantes (0,5 mL ou 1 mL), até porque o objetivo principal do trabalho é determinar a concentração da solução – o que presume que ela não é conhecida, pelo que também não se sabe, à partida, o volume no ponto de equivalência.

A titulação feita pelo professor pretende ser uma demonstração do procedimento técnico, e não necessariamente um ensaio preliminar de deteção do ponto de equivalência. Se o fosse, perdia-se, pelo menos em parte, a pertinência do trabalho. Havendo a oportunidade de fazer uma só titulação, não se pode dar demasiado ênfase ao rigor dos resultados, sendo preferível focar a atenção no controlo e medição de variáveis (na medição dos volumes adicionados e medição do pH).

A prática mostra que os resultados obtidos pioram se os incrementos de titulante forem menores do que 0,5 mL. Isso pode explicar-se pelas limitações dos medidores de pH disponíveis nas escolas, os quais não são particularmente vocacionados para medir o pH de soluções pouco tamponadas. Ora a zona de variação brusca de pH, na proximidade do ponto de equivalência, é precisamente uma solução não tamponada.

Assim, são obtidos melhores resultados para incrementos de 1 mL, ou de 0,5 mL, de titulante, porque o traçado da curva de titulação na zona de variação brusca de pH se faz por interpolação a partir de valores de pH do titulado obtidos em zonas mais tamponadas e, portanto, onde os valores obtidos são mais fiáveis.

Note-se que os dados da Tab. 1 da pág. 191, correspondentes a uma titulação potenciométrica com incremento de titulante de 0,2 mL, correspondem a condições ótimas, e são difíceis de obter com os aparelhos de pH existentes nas escolas.

Próximo da zona de variação brusca de pH é necessário aguardar, pacientemente, por vezes durante alguns minutos, que estabilize o valor indicado pelo medidor de pH.

O trabalho é exigente do ponto de vista da execução do procedimento.

No Anexo 4 é fornecida informação adicional sobre a preparação da bureta para uma titulação. No Anexo 5 existe informação adicional sobre a construção de curvas de titulação usando folha de cálculo e também usando a calculadora gráfica.

É também possível realizar a atividade usando sistemas de aquisição de dados, por computador ou com calculadoras.

AL 2.3 Série eletroquímica (págs. 135 e 136)

No início da aula as soluções de sais já devem estar preparadas e em frascos conta-gotas, e os metais já devem estar cortados em pedaços (que poderão ter tamanhos diferentes para que os alunos possam manipular esta variável), o que permitirá poupar tempo.

Os metais ferro, cobre, zinco, chumbo, estanho e magnésio originam resultados rápidos e conclusivos. Também se pode usar alumínio, mas este metal tem a desvantagem de demorar demasiado tempo a reagir.

AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água (págs. 167 e 168)

Devem usar-se quatro amostras de soluto, de massas diferentes, de modo que cada um dos grupos trabalhe com uma amostra de uma determinada massa, realizando, pelo menos, três ensaios.

O procedimento deve contemplar o aquecimento da mistura até à dissolução total da amostra e posterior arrefecimento até que se formem os primeiros cristais, momento em que se regista a temperatura. Cada grupo deve determinar o valor mais provável da temperatura e da solubilidade, a essa temperatura, para a amostra em estudo. O resultado mais provável da temperatura, para cada uma das quatro misturas ensaiadas, será depois utilizado por toda a turma (turno) na construção da curva de solubilidade.

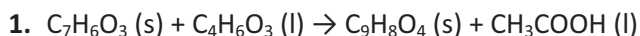
O sal em estudo é usado em quantidade apreciável, devendo, por isso, ser reciclado.

Respostas às questões das atividades laboratoriais do *Novo 11Q*

No decurso das atividades laboratoriais exploradas no Manual são propostas questões pré e pós-laboratoriais, às quais procuramos aqui responder, ressalvando que há questões cuja resposta apenas pode ser obtida após a realização da atividade proposta não se encontrando por isso aqui. Preferimos não facultar as respostas no Manual, pois essas questões promovem um esforço de reflexão que poderia ficar comprometido se os alunos pudessem consultar imediatamente as soluções.

AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico (págs. 25 a 27)

Questões pré-laboratoriais






$$M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 138,13 \text{ g/mol}; M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 102,10 \text{ g/mol}; M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 180,17 \text{ g/mol}; \\ M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,06 \text{ g/mol}$$

2. Ácido salicílico: $n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = m/M = 2,00/138,13 = 0,0145 \text{ mol};$

$$\text{Anidrido acético: } m(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = \rho \times V = 1,08 \times 5,00 = 5,40 \text{ g};$$

$$n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = m / M = 5,40 / 102,10 = 0,0529 \text{ mol}.$$

Como 1 mol $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$: 1 mol $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ e $n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) < n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3)$, então $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ é o reagente limitante.

<p>3.</p> <p>Anidrido acético, $C_4H_6O_3$</p>	<div style="text-align: center;">  <p>PERIGO</p> </div> <p>H226: Líquidos e vapores inflamáveis. H332: Nocivo em caso de inalação. H302: Nocivo em caso de ingestão. H314: Provoca queimaduras graves na pele e lesões oculares graves.</p>
<p>Ácido salicílico, $C_7H_6O_3$</p>	<div style="text-align: center;">  <p>ATENÇÃO</p> </div> <p>H302: Nocivo em caso de ingestão. H319: Provoca irritação ocular grave.</p>
<p>Ácido sulfúrico, H_2SO_4</p>	<div style="text-align: center;">  <p>PERIGO</p> </div> <p>H314: Provoca queimaduras graves na pele e lesões oculares graves.</p>


Questões pós-laboratoriais

- Perdas de reagentes durante a sua medição e transferência; controlo deficiente da temperatura; perdas de produto da reação durante a filtração; perdas de produto da reação durante a transferência e secagem.
- O cheiro a vinagre é característico do ácido acético. A presença deste cheiro nos cristais de ácido acetilsalicílico significa que neles existem restos de ácido acético, ou seja, que os cristais de ácido acetilsalicílico não foram bem lavados.
- (A).

AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico (págs. 55 a 57)

Questões pré-laboratoriais

- Acentua-se o tom vermelho da solução em estudo.
 - Acentua-se o tom vermelho da solução em estudo.
 - Atenua-se o tom vermelho (ou acentua-se o tom mais amarelo) da solução em estudo.
 - Atenua-se o tom vermelho (ou acentua-se o tom mais amarelo) da solução em estudo.
- Atenuar-se-ia o tom vermelho (ou acentuar-se-ia o tom mais amarelo).
- Atenuar-se-ia o tom vermelho (ou acentuar-se-ia o tom mais amarelo).
- Atenuar-se-ia o tom vermelho (ou acentuar-se-ia o tom mais amarelo).

5. Tiocianato de potássio, KSCN	Não é perigoso.
Nitrato de ferro (III), Fe(NO ₃) ₃	ATENÇÃO H316: Provoca irritação cutânea moderada. H320: Provoca irritação ocular.
Nitrato de prata, AgNO ₃	 PERIGO H315: Provoca irritação cutânea. H318: Provoca lesões oculares graves. H410: Muito tóxico para os organismos aquáticos, com efeitos duradouros.
Oxalato de sódio, Na ₂ C ₂ O ₄	Não é perigoso.

Questões pós-laboratoriais

- Adiciona-se um número diferente de gotas em cada coluna para, no final, o volume de cada uma das cavidades ser idêntico. Desta forma evita-se que as cores obtidas em cada cavidade sejam afetadas devido à diluição.
- Não se adicionam reagentes à coluna 1 para ser possível comparar a alteração da cor devida à adição de reagentes com a cor da solução inicial (as amostras desta coluna são as amostras em branco que permitem comparar as alterações existentes).
- Quando se adiciona **Fe³⁺** ao equilíbrio homogêneo $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$, o quociente da reação fica **menor** do que a constante de equilíbrio à mesma temperatura, sendo favorecida a reação **direta**, o que corresponde **ao aumento** da cor vermelha da solução.
Quando se adiciona **SCN⁻** ao equilíbrio homogêneo $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$, o quociente da reação fica **menor** do que a constante de equilíbrio à mesma temperatura, sendo favorecida a reação **direta**, o que corresponde **ao aumento** da cor vermelha da solução.
Quando se adiciona **Ag⁺** ao equilíbrio homogêneo $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$, o quociente da reação fica **maior** do que a constante de equilíbrio à mesma temperatura, sendo favorecida a reação **inversa**, o que corresponde **à diminuição** da cor vermelha da solução.
Quando se adiciona **C₂O₄²⁻** ao equilíbrio homogêneo $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$, o quociente da reação fica **maior** do que a constante de equilíbrio à mesma temperatura, sendo favorecida a reação **inversa**, o que corresponde **à diminuição** da cor vermelha da solução.

AL 2.1 Constante de acidez (págs. 103 e 104)

Questões pré-laboratoriais

1. O ácido acético é um ácido fraco porque é um ácido que não se ioniza completamente em solução aquosa.
É um ácido monoprótico porque cede apenas um próton.
2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$; $[\text{HCOO}^-]_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_e$; $[\text{HCOOH}]_e = [\text{HCOOH}]_i - [\text{H}_3\text{O}^+]_e$

$[\text{HCOOH}]_i / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{HCOO}^-]_e / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{HCOOH}]_e / \text{mol dm}^{-3}$
0,010	$10^{-2,86} = 0,00138$	0,00138	$0,010 - 0,00138 = 0,009$
0,025	$10^{-2,67} = 0,00214$	0,00214	$0,025 - 0,00214 = 0,023$
0,050	$10^{-2,53} = 0,00295$	0,00295	$0,050 - 0,00295 = 0,047$
0,100	$10^{-2,38} = 0,00417$	0,00417	$0,100 - 0,00417 = 0,096$

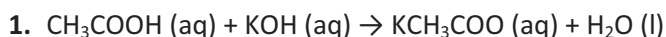
3. $K_a = [\text{HCOO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e / [\text{HCOOH}]_e$

$[\text{HCOOH}]_i / \text{mol dm}^{-3}$	K_a
0,010	$2,1 \times 10^{-4}$
0,025	$2,0 \times 10^{-4}$
0,050	$1,9 \times 10^{-4}$
0,100	$1,8 \times 10^{-4}$

Os valores obtidos para a constante de acidez do ácido fórmico são próximos do valor tabelado: $K_a(\text{HCOOH})_{\text{tabelado}} = 1,77 \times 10^{-4}$.

AL 2.2 Titulação ácido-base (págs. 105 a 107)

Questões pré-laboratoriais



2. No ponto de equivalência:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{KOH}) \Leftrightarrow c(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{KOH}) \times V(\text{KOH}) \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{c(\text{KOH}) \times V(\text{KOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{0,100 \times 10,0}{20,00} = 0,0500 \text{ mol dm}^{-3}$$

3. Titulação ácido fraco – base forte.

4. (A).

Questões pós-laboratoriais

1. Titulante: NaOH (ou KOH); Titulado: HCl (ou HNO₃).

AL 2.3 Série eletroquímica (pág. 135 e 136)

Questões pré-laboratoriais

1.





Soluções Metais	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}
Cu	-	Não reage	Não reage	Não reage
Pb	Reage	-	Não reage	Não reage
Mg	Reage	Reage	-	Reage
Zn	Reage	Reage	Não reage	-

2. A solução de magnésio (Mg^{2+}) poderia ser armazenada num recipiente feito a partir de qualquer um dos outros metais, pois não reage com nenhum deles.

O cobre poderia ser utilizado para fazer um recipiente para armazenar qualquer uma das soluções apresentadas, pois também não reage com nenhuma delas.

3. (A).


4.

Cobre, Cu	Não é perigoso.
Chumbo, Pb	 <p>PERIGO</p> <p>H302 + H 332: Perigoso quando ingerido ou inalado. H350: Pode causar cancro. H360: Pode ser prejudicial para a fertilidade e para o feto. H373: Pode causar danos em órgãos-alvo por exposição prolongada. H410: Muito tóxico para a vida aquática, com efeitos a longo prazo.</p>
Magnésio, Mg	 <p>PERIGO</p> <p>H228: Sólido inflamável. H261: Em contacto com a água liberta gases inflamáveis.</p>
Zinco, Zn	Não é perigoso.
Nitrato de cobre (II), Cu(NO ₃) ₂	<p>ATENÇÃO</p> <p>H316: Provoca irritação cutânea moderada. H320: Provoca irritação ocular.</p>
Nitrato de chumbo, Pb(NO ₃) ₂	 <p>PERIGO</p> <p>H302 + H332: Perigoso quando ingerido ou inalado. H350: Pode causar cancro. H360: Pode ser prejudicial para a fertilidade e para o feto. H373: Pode causar danos em órgãos-alvo por exposição prolongada. H410: Muito tóxico para a vida aquática, com efeitos a longo prazo.</p>
Nitrato de magnésio, Mg(NO ₃) ₂	Não é perigoso.
Nitrato de zinco, Zn(NO ₃) ₂	 <p>ATENÇÃO</p> <p>H303: Pode ser perigoso quando ingerido. H315 + H320: Provoca irritação cutânea e ocular.</p>

Questões pós-laboratoriais

2. As cavidades que estão na diagonal permanecem vazias porque não se observa a reação entre um metal e o seu ião.
3. Maior poder redutor: magnésio.
Menor poder redutor: cobre.
4. Maior poder oxidante: ião cobre (II).
Menor poder oxidante: ião magnésio.
5.

Cu Pb Zn Mg



Poder redutor crescente

6. $\text{Pb (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Pb}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$
 $\text{Mg (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$
 $\text{Mg (s)} + \text{Pb}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Pb (s)}$
 $\text{Mg (s)} + \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Zn (s)}$
 $\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$
 $\text{Zn (s)} + \text{Pb}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Pb (s)}$

AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água (pág. 167 e 168)

Questões pré-laboratoriais

1. a) Se se dissolveram 3,16 g de KNO_3 em 10,0 g de água, dissolvem-se $10 \times 3,16 = 31,6$ g de KNO_3 em 100 g de água. Portanto, a solubilidade do KNO_3 é 31,6 g/100 g de água.
b) $m(\text{solução}) = m(\text{KNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}) = 31,6 + 100 = 131,6$ g
 $\rho(\text{solução a } 20,1^\circ\text{C}) = 1,16 \text{ g cm}^{-3}$
 $V(\text{solução}) = m / \rho = 131,6 / 1,16 = 113,4 \text{ cm}^3 = 0,1134 \text{ dm}^3$
 $n(\text{KNO}_3) = m / M = 31,6 / 101,1 = 0,3126 \text{ mol}$
 $c(\text{KNO}_3) = n / V = 0,3126 / 0,1134 = 2,76 \text{ mol dm}^{-3}$
2. A solubilidade do nitrato de potássio deverá aumentar com o aumento da temperatura.
3. (B).

Questões pós-laboratoriais

2. Como a densidade da água é muito próxima de 1 g cm^{-3} , considera-se a massa, em g, de água igual ao seu volume, medido em mL.

Grelhas de registo

Grelha de observação das aulas laboratoriais de química

PARÂMETROS A AVALIAR NA AULA	AL 1.1	AL 1.2	AL 2.1	AL 2.2	AL 2.3	AL 2.4
Cumprimento das regras de segurança no laboratório						
Preparação do trabalho antes da aula						
Organização do trabalho						
Manuseamento correto de material e reagentes						
Autonomia na execução						
Espírito de observação						
Aplicação de conhecimentos						
Cooperação com os colegas do grupo						
CLASSIFICAÇÃO						

Grelha de avaliação de relatórios

PARÂMETROS A AVALIAR NO RELATÓRIO	AL 1.1	AL 1.2	AL 2.1	AL 2.2	AL 2.3	AL 2.4
Cumprimento dos prazos de entrega						
Apresentação do relatório						
Apresentação dos objetivos do trabalho						
Registo dos cuidados a ter durante o trabalho						
Registo do material e reagentes utilizados						
Descrição correta do procedimento efetuado						
Apresentação de rigor científico/técnico						
Apresentação correta dos algarismos significativos						
Apresentação correta dos cálculos						
Análise dos resultados						
Conclusões adequadas e corretas						
Apresentação de bibliografia						
CLASSIFICAÇÃO						

Ficha de diagnóstico

Domínio 1: Equilíbrio químico

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

NOME _____ Turma _____ Número _____

Subdomínio 1.1: Aspectos quantitativos das reações químicas

Subdomínio 2.1: Reações ácido-base

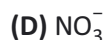
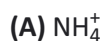
Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Grupo I

O rótulo de uma água engarrafada está parcialmente transcrito na tabela seguinte.

Parâmetro	Valor
pH (a 25 °C)	10,00
Sulfato de estrôncio	0,04 mg/L
Sulfato de cálcio	2,29 mg/L
Sulfato de potássio	2,16 mg/L
Sulfato de sódio	65,71 mg/L
Carbonato de sódio	143,68 mg/L
Bicarbonato de sódio	42,20 mg/L
Cloreto de sódio	4,07 mg/L
Fluoreto de sódio	1,24 mg/L
Vanádio	0,07 mg/L

1. A análise química da água revelou a presença dos iões:



2. Escreva as fórmulas químicas dos dois compostos iónicos, com maior concentração em massa, presentes nesta água.

3. O valor estimado, considerado adequado, da dose diária recomendada (DDR) de fluoreto para um adolescente é 3 mg. Se um jovem beber diariamente uma garrafa de 1,5 L desta água, em quanto tempo vai ingerir uma dose equivalente a 3 mg?

4. O número de iões potássio (K^+) que existem num litro dessa água é dado pela expressão:

(A) $\frac{2 \times 2,16}{174,27} \times 6,02 \times 10^{23}$ iões

(B) $\frac{2 \times 2,16}{174,27 \times 6,02 \times 10^{23}}$ iões

(C) $\frac{2,16 \times 10^{-23}}{2 \times 174,27} \times 6,02 \times 10^{23}$ iões

(D) $\frac{2 \times 2,16 \times 10^{-3}}{174,27} \times 6,02 \times 10^{23}$ iões

5. Indicadores ácido-base são substâncias que em solução aquosa apresentam cores diferentes conforme o pH da solução. No quadro seguinte apresentam-se alguns indicadores e respetivas cores de acordo com o pH da solução, a 25 °C.

Indicador	Cor (de acordo com o pH da solução)
Alaranjado de metilo	Vermelho para $\text{pH} \leq 3,2$ e amarelo para $\text{pH} \geq 4,4$
Azul de bromotimol	Amarelo para $\text{pH} \leq 6,0$ e azul para $\text{pH} \geq 7,6$
Vermelho de metilo	Vermelho para $\text{pH} \leq 4,8$ e amarelo para $\text{pH} \geq 6,0$
Fenolftaleína	Incolor para $\text{pH} \leq 8,2$ e carmim para $\text{pH} \geq 10,0$

- 5.1 Suponha que num estabelecimento comercial foram guardadas garrafas vazias da água engarrafada, para posteriormente serem enchidas com água de abastecimento público, e vendidas como se se tratasse de água mineral natural.

O pH da água de abastecimento público situa-se entre 6,5 e 7,5 (a 25 °C).

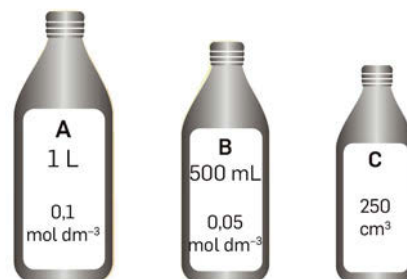
- a) Como classifica a água engarrafada em termos de acidez?
- b) Indique um procedimento simples que facilmente poderia comprovar a fraude cometida.
- c) A opção que apresenta os indicadores que poderiam ser utilizados nesse procedimento é:
- (A) alaranjado de metilo ou fenolftaleína.
- (B) azul de bromotimol ou fenolftaleína.
- (C) vermelho de metilo ou alaranjado de metilo.
- (D) alaranjado de metilo ou azul de bromotimol.

- 5.2 O azul de bromotimol é um indicador muito utilizado em laboratórios. Num laboratório, um grupo de alunos soprou durante alguns minutos, com a ajuda de uma palhinha, para dentro de um erlenmeyer que continha uma solução aquosa (a 25 °C), à qual tinham sido adicionadas previamente algumas gotas de azul de bromotimol. A cor da solução mudou de azul para amarelo. O grupo de alunos concluiu que o «ar» expirado é composto:

- (A) por um gás que ao borbulhar na solução aquosa torna-a ácida.
- (B) por um gás que ao borbulhar na solução aquosa torna-a básica.
- (C) essencialmente por cloreto de hidrogénio (HCl), que é responsável pelo carácter ácido da solução.
- (D) por um gás que ao borbulhar na solução aquosa fará aumentar o respetivo pH.

Grupo II

1. O hipoclorito de sódio (NaClO) tem diversas aplicações, como o tratamento de efluentes domésticos e industriais, de água de piscinas e de água destinada ao consumo humano. De acordo com o fim a que se destina, a concentração do hipoclorito de sódio em solução varia. Na figura estão representados três recipientes que contêm soluções aquosas (A, B e C) de hipoclorito de sódio.



1.1 Determine a massa de hipoclorito de sódio necessária à preparação da solução **B**.

1.2 A solução **C**, por adição de água, deu origem à solução **A**. A concentração da solução **C** é dada pela expressão:

(A) $\frac{1}{250} \times 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$

(B) $\frac{250}{1} \times 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$

(C) $\frac{1}{0,250} \times 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$

(D) $\frac{0,250}{1 \times 0,1} \text{ mol dm}^{-3}$

1.3 Calcule o volume de água que se deve adicionar à solução **B** para que a sua concentração passe a ser $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

2. No tratamento de emergência de vítimas de paragem cardíaca por elevados ou baixos níveis de potássio no sangue (hipercalcemia ou hipocalcemia) é, muitas vezes, injetada diretamente no músculo cardíaco uma solução aquosa de cloreto de cálcio.

Calcule a massa de CaCl_2 que é administrada numa injeção de 5,0 mL de uma solução 5,0% (*m/m*) em CaCl_2 (considere que a massa volúmica da solução é 1,02 g/mL).

3. A agência norte-americana para os Oceanos e a Atmosfera, NOAA, informou que o teor de dióxido de carbono (CO_2) na atmosfera atingiu um nível recorde em março de 2015, o que constitui mais um sinal evidente do aquecimento global. Em março, o teor mundial médio mensal do CO_2 na atmosfera ultrapassou pela primeira vez as 400 partes por milhão.

3.1 Segundo o relatório da NOAA, os níveis de CO_2 atmosférico em março foram superiores a 400 ppm em volume. Esse valor significa que em:

(A) 400 dm³ de ar existe 1 cm³ de CO_2 .

(B) 400 m³ de ar existe 1 cm³ de CO_2 .

(C) 1 m³ de ar existem 400 cm³ de CO_2 .

(D) 1 dm³ de ar existem 400 cm³ de CO_2 .

3.2 A percentagem em volume de dióxido de carbono no ar atmosférico, em março, correspondente a 400 ppm é calculada a partir da expressão:

(A) $\% (V/V) = \frac{10^6}{400} \times 100$

(B) $\% (V/V) = \frac{400}{10^6} \times 100$

(C) $\% (V/V) = \frac{1}{400 \times 10^{-6}} \times 100$

(D) $\% (V/V) = \frac{400}{10^{-6}} \times 100$

3.3 Selecione a opção que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes:

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume ocupado por 0,5 mol de dióxido de carbono, CO_2 (g), é aproximadamente ... do volume ocupado por ... desse mesmo gás.

(A) metade ... $3,01 \times 10^{23}$ moléculas

(B) o dobro ... $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

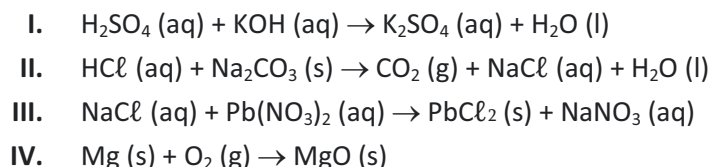
(C) metade ... 44 g

(D) o dobro... 44 g

Grupo III

1. Uma transformação química envolve a conversão de espécies químicas em outras espécies diferentes, sendo esta transformação designada por «reação química». Para descrever uma reação química utilizam-se equações químicas, onde são indicadas as espécies envolvidas, bem como as respetivas proporções.

Considere as seguintes equações químicas:



1.1 Acerte as equações químicas anteriores.

1.2 Selecione a sequência que representa, respetivamente, reações de ácido-base, de oxidação-redução e de precipitação.

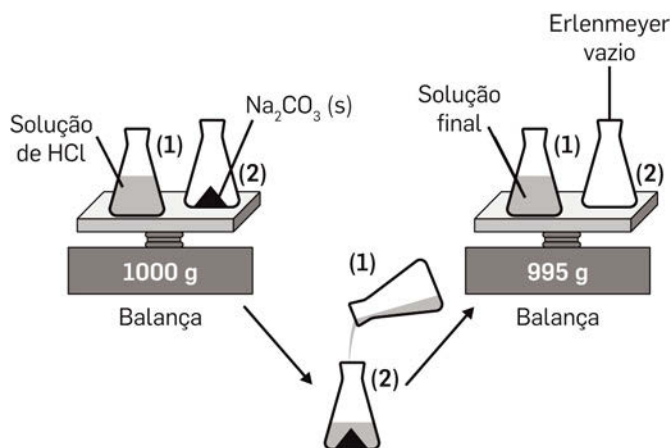
(A) I., III. e II.

(B) II., III. e IV.

(C) IV., I. e II.

(D) I., IV. e III.

1.3 Num laboratório, um grupo de alunos realizou a reação química II. com o objetivo de verificar a Lei de Lavoisier. O procedimento utilizado está esquematizado a seguir:



Com base na informação dada, a alternativa que explica os resultados obtidos é:

- (A) De acordo com a Lei de Lavoisier a massa total dos produtos é igual à massa dos reagentes quando estes se encontram no mesmo estado físico.
(B) A Lei de Lavoisier só pode ser comprovada em sistemas fechados ou isolados, o que não ocorreu na experiência realizada.
(C) A Lei de Lavoisier só é válida para reações em fase gasosa.
(D) A Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de pressão e temperatura.

2. Um dos processos que pode ser utilizado para diminuir a quantidade de dióxido de carbono libertado, consiste em fazer borbulhar esse gás em solução aquosa de hidróxido de sódio. A reação que ocorre pode ser representada da seguinte forma:

dióxido de carbono + hidróxido de sódio \rightarrow carbonato de sódio + água

2.1 Escreva a equação química da reação.

2.2 Se 66 g de dióxido de carbono reagirem com hidróxido de sódio, formando 159 g de carbonato de sódio e 27 g de água, qual será a massa de hidróxido de sódio necessária para que o dióxido de carbono seja totalmente consumido?

Ficha 1 Aspectos quantitativos das reações químicas

Domínio 1: Equilíbrio químico

NOME _____ Turma _____ Número _____

Consulte a Tabela Periódica e formulários sempre que necessário.

Grupo I

1. Duas amostras de carbono, de igual massa, reagiram completamente e em separado, num dos casos, com oxigénio, O_2 , e no outro, com ozono, O_3 .

Em ambas reações, o único produto obtido foi o dióxido de carbono.

- 1.1 A massa de dióxido de carbono que se forma é:

- (A) maior na combustão com o ozono.
- (B) maior na combustão com o oxigénio.
- (C) a mesma nas duas reações.
- (D) independente, em cada um dos casos, da quantidade de O_2 , ou O_3 , utilizados.

- 1.2 Compare as quantidades, em mol, de O_2 e O_3 consumidas nas duas reações químicas. Fundamente a sua resposta com base na escrita das equações químicas que as traduzem.

- 1.3 Determine a percentagem em massa de carbono presente no dióxido de carbono.

- 1.4 Uma campanha para a promoção da luta contra o aquecimento global pretendia sensibilizar as pessoas para a redução das emissões de CO_2 através de gestos simples, como, por exemplo, diminuir o consumo de gás a nível doméstico. O objetivo era que cada pessoa reduzisse a emissão diária de CO_2 em 1,0 kg.

Considere que o gás doméstico (gás de botija) é constituído exclusivamente por butano.

- 1.4.1 Indique a fórmula química do butano.

- 1.4.2 Escreva a equação química que traduz a reação de combustão do butano.

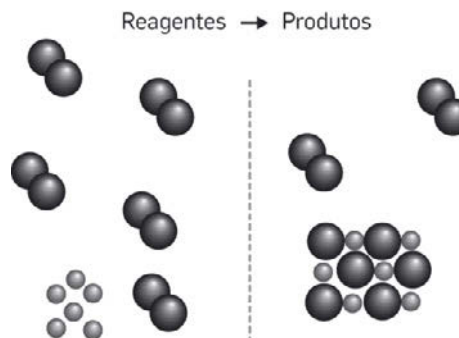
- 1.4.3 Determine, considerando a reação completa:

- a) a massa mínima de gás butano que se deve deixar de queimar para atingir o objetivo.
- b) o volume de oxigénio, em condições PTN, que deixaria de ser consumido.

2. Na figura pode ver-se uma representação da reação do sódio metálico, Na, com o cloro gasoso, Cl_2 .

- 2.1 Escreva a equação química da reação representada.

- 2.2 Identifique, justificando, o reagente limitante e o reagente em excesso.



2.3 Calcule:

- a) o valor máximo da massa de cloreto de sódio que se pode obter quando se fazem reagir 1,50 g de sódio metálico com 1,50 g de cloro gasoso.
- b) a massa de reagente em excesso no final da reação.

3. No laboratório pode obter-se oxigénio gasoso, O_2 a partir da decomposição por aquecimento do clorato de potássio, $KClO_3$. Fez-se a decomposição completa de uma amostra de 8,70 g de clorato de potássio impuro, tendo-se obtido $2,5 \text{ dm}^3$ de oxigénio. Determine a percentagem de impurezas da amostra de clorato de potássio, considerando que a densidade do oxigénio nas condições da reação é $1,31 \text{ g dm}^{-3}$.
4. A azida de sódio, NaN_3 , é uma substância que faz parte de muitos sistemas de *airbag* em veículos. Esta substância, quando aquecida a cerca de 300°C , decompõe-se vigorosamente em sódio metálico, Na, e nitrogénio gasoso, N_2 .

4.1 Escreva a equação química que traduz a reação de decomposição da azida de sódio.

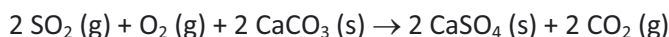
4.2 Calcule:

- a) o volume de N_2 gasoso que se forma na decomposição completa de 8,30 g de NaN_3 , considerando que o volume molar do N_2 gasoso, a essa temperatura, é $47,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.
- b) a massa de NaN_3 necessária para produzir 9,0 L de N_2 gasoso, supondo que o rendimento da reação é 80%.

Grupo II

1. A emissão de dióxido de enxofre, SO_2 , para a atmosfera pode provocar prejuízos graves para o ambiente, pois contribui para a acidificação da água da chuva.

Um dos processos utilizados na indústria para o tratamento dessas emissões gasosas pode ser traduzido globalmente pela equação química seguinte:



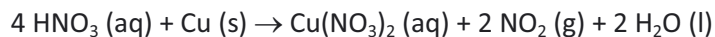
Sabendo que numa determinada indústria as emissões diárias de SO_2 são 150 kg, calcule:

- 1.1 A massa mínima de calcário (carbonato de cálcio, $CaCO_3$), com 20% de impurezas, que é necessária utilizar diariamente para tratar as emissões de SO_2 .
 - 1.2 O rendimento do processo, considerando que a massa de sulfato de cálcio obtida foi de 285 kg.
2. O hidrogénio, H_2 , é um importante gás industrial, sendo o gás natural, CH_4 , a principal matéria-prima utilizada para a sua produção. O processo designa-se «reformação» (*reforming*) do metano com vapor de água. As principais reações são:



Considerando que se fizeram reagir 1 mol de metano com 3 mol de vapor de água e que os rendimentos das reações (1) e (2) são respetivamente 95% e 37%, determine a quantidade de hidrogénio obtido.

3. O cobre metálico, Cu, reage com o ácido nítrico concentrado, HNO₃, (68% em massa e com uma densidade 1,42 g cm⁻³), de acordo com a seguinte equação química:



Num reator colocaram-se 100 g de cobre metálico e 250 mL de ácido nítrico.

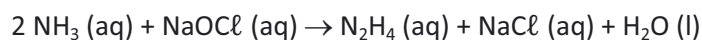
Determine o rendimento do processo, considerando que a massa de nitrato de cobre obtida foi 110 g.

Grupo III

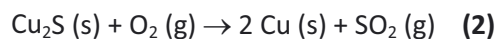
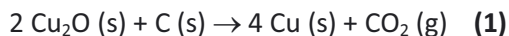
A «química verde» centra-se no desenvolvimento de produtos e processos químicos que impliquem a redução ou eliminação de substâncias perigosas para o meio ambiente e o ser humano.

Quando se concebe um processo químico de acordo com os pressupostos da «química verde» e na perspetiva do desenvolvimento sustentável, tem de se ter em conta não só o rendimento mas também a economia atómica.

1. A hidrazina, N₂H₄, é um combustível usado em satélites e naves espaciais como, por exemplo, nas missões *Apollo* de ida à Lua. A hidrazina pode ser produzida a partir da reação do amoníaco com hipoclorito de sódio, de acordo com a equação química seguinte:



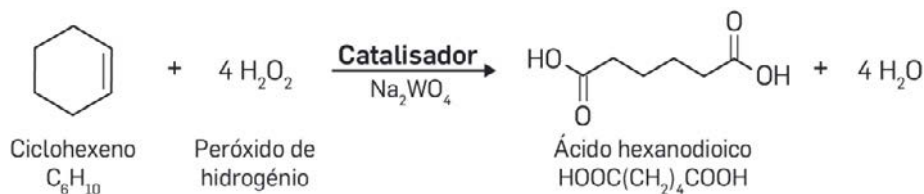
- 1.1 Calcule o rendimento da reação, em percentagem, considerando que se obtêm 198 g de hidrazina quando se fazem reagir 240 g de amoníaco com hipoclorito de sódio em excesso.
- 1.2 Indique três possíveis razões para o rendimento da reação não ser 100%.
- 1.3 Calcule a economia atómica (em %) neste processo de produção de hidrazina.
- 1.4 Explique a diferença entre rendimento e economia atómica de um dado processo químico.
2. O cobre, Cu, é um metal que pode ser obtido a partir de minérios na forma de sulfuretos, como a calcosite, Cu₂S, e na forma de óxidos, como a cuprite, Cu₂O.
- Dois processos para extração de cobre metálico, por aquecimento, podem ser traduzidos pelas equações químicas **(1)** e **(2)**:



Compare a eficiência dos dois processos de extração do cobre com base na economia atómica, em percentagem, para cada uma das reações.

3. O ácido adípico, $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$, (ou ácido hexanodióico) é uma matéria-prima muito importante na indústria química. É usado principalmente na produção do *nylon-6,6*, de fibras sintéticas, plásticos, poliuretanos, elastómeros e lubrificantes sintéticos.

A síntese do ácido adípico, a seguir representada, é um dos processos referenciados como exemplo de «química verde».

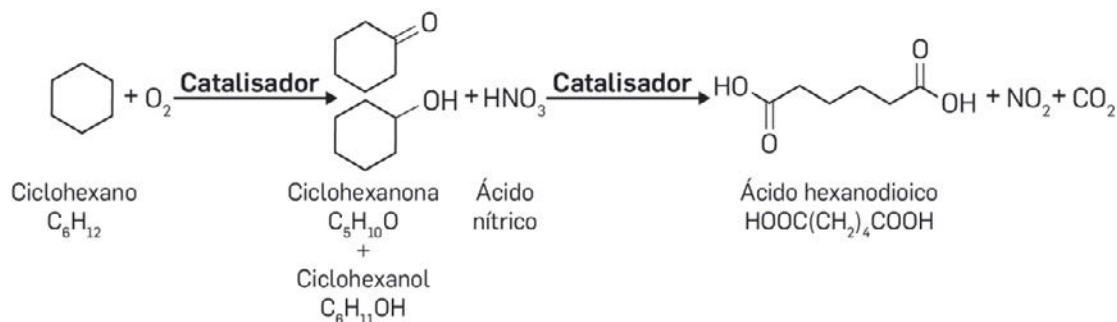


- 3.1 Determine a massa de ácido adípico que se poderá obter a partir de 30 kg de ciclohexeno, C_6H_{10} , considerando que o rendimento da reação é 93%.
- 3.2 A «química verde» baseia-se em doze princípios, os quais devem ser considerados quando se pretende implementar processos industriais com um mínimo de impacto ambiental.

Dois desses princípios são apresentados a seguir:

- Economia atómica: Os métodos sintéticos devem ser desenvolvidos no sentido de maximizar a incorporação de átomos dos reagentes no produto final.
- Sínteses de produtos menos perigosos: Sempre que possível, a síntese de um produto deve utilizar e originar substâncias de pouca ou nenhuma toxicidade para o ambiente e a saúde humana.

Compare a síntese verde do ácido adípico com o processo industrial clássico, representado a seguir, quanto ao cumprimento dos dois princípios acima referidos.



Ficha 2 Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

Domínio 1: Equilíbrio químico

NOME _____ Turma _____ Número _____

Consulte a Tabela Periódica e formulários sempre que necessário.

Grupo I

1. O equilíbrio químico é importante para explicar um grande número de fenómenos naturais e desempenha um papel importante em muitos processos industriais.

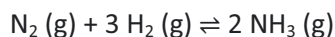
1.1 Num sistema reacional em equilíbrio:

- (A) as concentrações de todos os reagentes e produtos presentes são necessariamente iguais.
- (B) as reações direta e inversa cessam.
- (C) as reações direta e inversa ocorrem a ritmos diferentes.
- (D) as reações direta e inversa ocorrem a ritmos iguais.

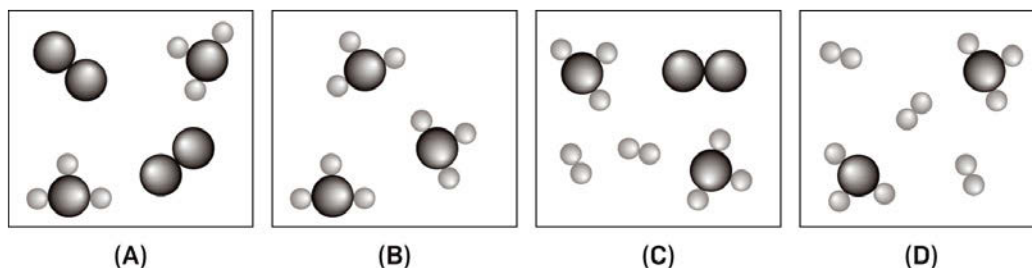
1.2 O equilíbrio que se estabelece num sistema químico é dinâmico porque:

- (A) a pressão e a temperatura se mantêm constantes ao longo do tempo.
- (B) tanto os reagentes como os produtos se continuam a formar.
- (C) as concentrações das espécies químicas permanecem constantes.
- (D) os reagentes e os produtos se encontram todos presentes em simultâneo.

1.3 A síntese de Haber-Bosch do amoníaco é um exemplo de uma reação reversível.



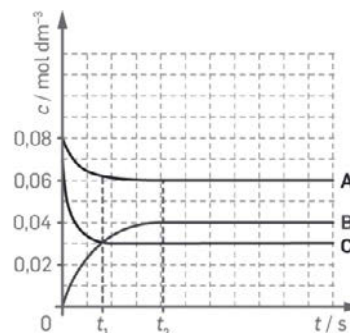
Admitindo que se fizeram reagir, nas proporções estequiométricas, nitrogénio e hidrogénio gasosos, qual dos diagramas seguintes representa melhor o sistema em equilíbrio? Justifique.



Grupo II

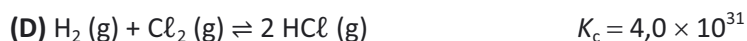
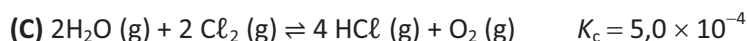
A quantificação do equilíbrio químico em termos da quantidade de produtos formada face à quantidade de reagentes fornecida é essencial, por exemplo, para a indústria química no controlo da produtividade.

1. As curvas no gráfico representam a evolução, ao longo do tempo, da concentração das espécies A, B e C que intervêm numa reação química em fase gasosa. Este sistema químico atinge um estado de equilíbrio a uma temperatura T .

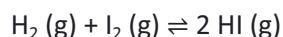


- 1.1** Qual é o instante que corresponde ao estabelecimento do equilíbrio? Justifique.
- 1.2** Escreva a equação química da reação considerada.
- 1.3** Determine a constante de equilíbrio, K_c , à temperatura T .
2. Qual das seguintes reações químicas pode ser considerada praticamente completa quando atinge o equilíbrio? Justifique.

Admita, para estes quatro sistemas reacionais, que as concentrações iniciais dos reagentes são iguais.



3. Um sistema químico muito estudado é o que corresponde à reação entre o hidrogénio gasoso, H_2 , e o vapor de iodo, I_2 , para formar iodeto de hidrogénio, HI . A reação pode ser traduzida por:



- 3.1** Considere quatro recipientes, **A**, **B**, **C** e **D**, que, à temperatura T , contêm uma mistura de $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{I}_2(\text{g})$ e $\text{HI}(\text{g})$. Num dado instante fizeram-se medições das concentrações em cada um dos recipientes, tendo-se obtido os dados que constam da tabela.

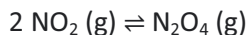
	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{I}_2(\text{g})$	$\text{HI}(\text{g})$
A	0,44	0,44	3,12
B	0,22	0,50	2,34
C	0,30	0,35	2,00
D	0,15	0,30	1,50

Com base nos dados obtidos concluiu-se que em três dos recipientes se tinha estabelecido uma situação de equilíbrio.

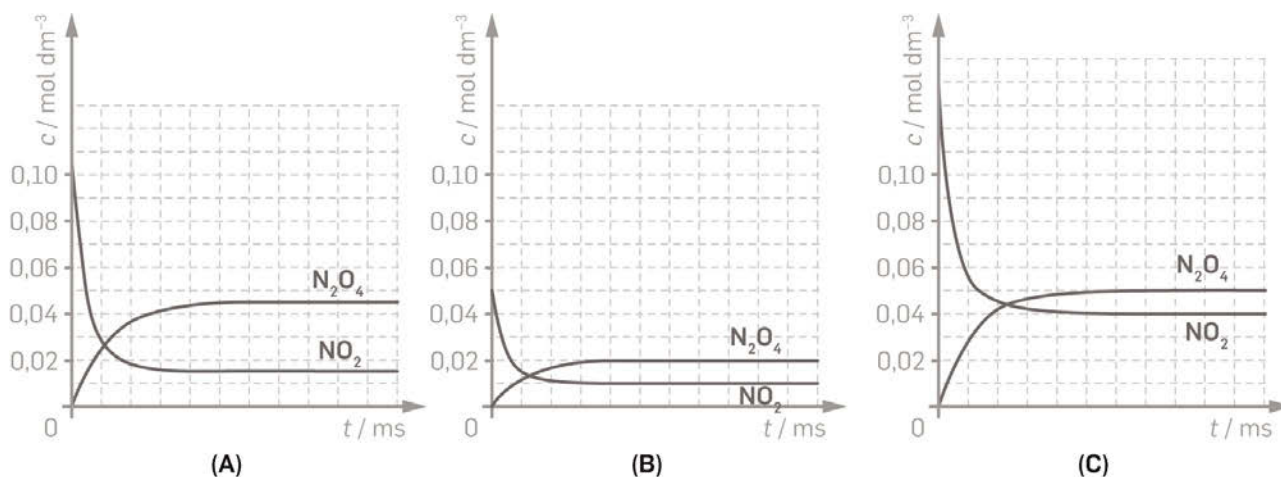
Qual das misturas gasosas não se encontrava em equilíbrio? Justifique.

- 3.2** Determine o valor da constante de equilíbrio da reação de decomposição do iodeto de hidrogénio, à mesma temperatura.
- 3.3** Um dos métodos de síntese do iodeto de hidrogénio com elevado grau de pureza utiliza a reação direta entre o iodo e o hidrogénio moleculares, a 453°C . Considere que num recipiente de $1,0 \text{ dm}^3$ se introduziram $2,0 \text{ mol}$ de $\text{H}_2(\text{g})$ e $2,0 \text{ mol}$ de $\text{I}_2(\text{g})$, à temperatura de 453°C . Depois de o sistema químico atingir o equilíbrio, verificou-se que o grau de conversão de reagentes em produto foi 78%. Determine a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada, à temperatura de 453°C .

4. Um dos sistemas mais usados como exemplo de um processo que envolve equilíbrio químico é o da reação reversível que envolve o dióxido de nitrogénio, NO_2 , e o tetróxido de dinitrogénio, N_2O_4 . A progressão da reação é facilmente monitorizada, pois envolve uma espécie corada (NO_2) e uma incolor (N_2O_4). A reação de interconversão de dióxido de nitrogénio em tetróxido de dinitrogénio, em fase gasosa, pode ser traduzida por:

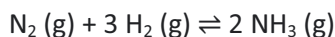


- 4.1 Com o objetivo de estudar alguns estados de equilíbrio, acompanhou-se a variação das concentrações, ao longo do tempo, das espécies presentes no sistema reacional, submetido a diferentes temperaturas e/ou concentração inicial do reagente. Os gráficos seguintes traduzem os resultados obtidos, para o mesmo intervalo de tempo.



Indique, justificando:

- os gráficos que representam estados de equilíbrio à mesma temperatura.
 - o gráfico que representa a reação menos extensa.
 - o gráfico que representa a reação que se processou com maior velocidade.
- 4.2 Num recipiente fechado de capacidade $4,0 \text{ dm}^3$, uma mistura constituída por $0,40 \text{ mol}$ de NO_2 e $0,64 \text{ mol}$ de N_2O_4 encontra-se a 100°C . A essa temperatura, a constante de equilíbrio da reação, K_c , é $4,72$.
Mostre com base no valor do quociente da reação, Q_c , que a concentração de NO_2 na mistura reacional aumenta até se estabelecer o equilíbrio.
5. O amoníaco, NH_3 , obtém-se industrialmente através do processo de Haber-Bosch fazendo reagir em condições apropriadas hidrogénio, H_2 , e nitrogénio, N_2 , gasosos:



- 5.1 Na tabela seguinte apresentam-se, para algumas temperaturas, os valores das constantes de equilíbrio.

$T / ^\circ\text{C}$	300	400	500	600
K_c	9,6	1,2	$1,6 \times 10^{-1}$	$1,15 \times 10^{-2}$

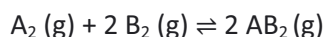
Selecione a alternativa correta.

- (A) As substâncias que predominam no equilíbrio, a 300 °C, são o nitrogénio, N_2 , e o hidrogénio, H_2 .
- (B) A substância que predomina no equilíbrio, a 600 °C, é o amoníaco, NH_3 .
- (C) A predominância das substâncias nitrogénio, N_2 , e hidrogénio, H_2 , no equilíbrio, aumenta à medida que a temperatura aumenta.
- (D) A extensão da reação aumenta com o aumento da temperatura.

5.2 À temperatura de 450 °C, fez-se reagir 5,0 mol de N_2 e 5,0 mol de H_2 , num recipiente fechado de 5,00 L. A reação química progrediu, tendo-se estabelecido, num dado instante, uma situação de equilíbrio. Numa análise à mistura reacional, em equilíbrio, verificou-se que existiam no recipiente 1,2 mol de NH_3 .

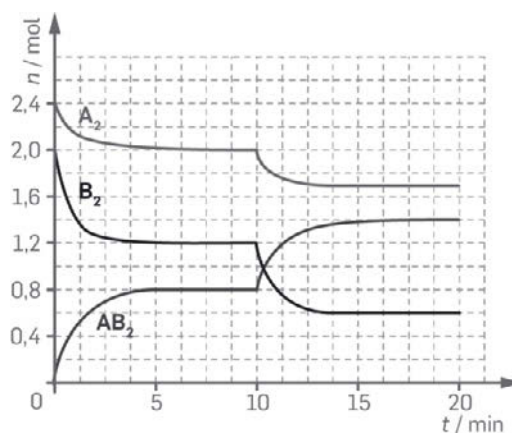
Determine a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada, à temperatura de 450 °C.

6. As espécies A_2 , B_2 e AB_2 intervêm numa reação química em fase gasosa, à temperatura de 298 K. Esta reação pode ser traduzida pela seguinte equação química:



Fizeram-se reagir 2,4 mol de A_2 e 2,0 mol de B_2 , num recipiente fechado, de capacidade igual a 2,0 L. A reação química progrediu, tendo-se estabelecido, num dado instante, uma situação de equilíbrio. Este equilíbrio foi depois perturbado pelo aumento da temperatura.

As curvas esboçadas no gráfico seguinte representam a evolução das quantidades dos reagentes e produto da reação, durante vinte minutos.



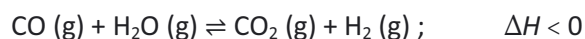
- 6.1 Indique, justificando, o instante que corresponde ao estabelecimento do equilíbrio inicial.
- 6.2 Escreva a expressão que traduz a constante de equilíbrio, K_c , da reação e determine o valor dessa constante à temperatura de 298 K.
- 6.3 Indique o instante que corresponde ao aumento de temperatura do sistema.
- 6.4 Como é que o aumento da temperatura afetou a constante de equilíbrio? Calcule o seu valor após o aumento da temperatura do sistema reacional.
- 6.5 Justifique o sentido dominante da reação após o aumento de temperatura do sistema, com base no valor do quociente da reação para $t = 12,5$ minutos, considerando que nesse instante a mistura reacional era constituída por 1,75 mol de A_2 , 0,7 mol de B_2 e 1,35 mol de AB_2 .

Grupo III

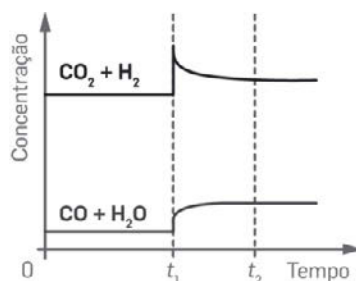
Os sistemas em equilíbrio químico são dinâmicos e passíveis de responder às mudanças nas condições sob as quais ocorrem as reações. A resposta do sistema significa alteração do estado de equilíbrio. Tal significa variação das quantidades de reagentes e produtos presentes e até mesmo, em certos casos, alteração no valor da constante de equilíbrio.

O Princípio de Le Châtelier permite prever qualitativamente o que ocorre num sistema quando determinada alteração é imposta.

1. A produção industrial do hidrogênio, H_2 , é feita a partir da reformação do metano, CH_4 , com vapor de água (*steam-reforming*). Uma das reações envolvidas nesse processo pode ser traduzida pela seguinte equação química:



- 1.1 O gráfico traduz a evolução das concentrações dos reagentes e dos produtos, ao longo do tempo.



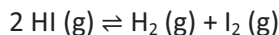
- a) Selecione a opção que completa corretamente a frase.
«O sistema químico considerado ... inicialmente em equilíbrio, evoluindo no sentido da reação ... após lhe ter sido aplicada, no instante t_1 , uma perturbação.»
- (A) não se encontrava ... direta,
(B) não se encontrava ... inversa,
(C) encontrava-se ... direta,
(D) encontrava-se ... inversa,
- b) Selecione a opção que apresenta a alteração imposta ao sistema reacional.
- (A) Aumento da temperatura
(B) Diminuição da temperatura
(C) Adição de $CO_2(g)$ e de $H_2(g)$.
(D) Adição de $CO(g)$ e de $H_2O(g)$.

- 1.2 Comente a seguinte afirmação:

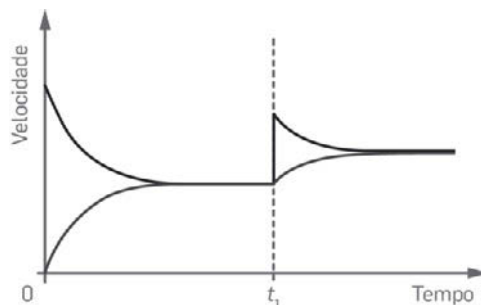
«Um aumento da pressão do sistema reacional em equilíbrio, a temperatura constante, não terá influência no processo de produção do H_2 .»

- 1.3 Conclua, justificando, como variará a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada se a temperatura aumentar.

2. A decomposição do iodeto de hidrogénio pode ser traduzida pela seguinte equação química:



O gráfico da evolução temporal das velocidades das reações direta e inversa apresenta-se a seguir.

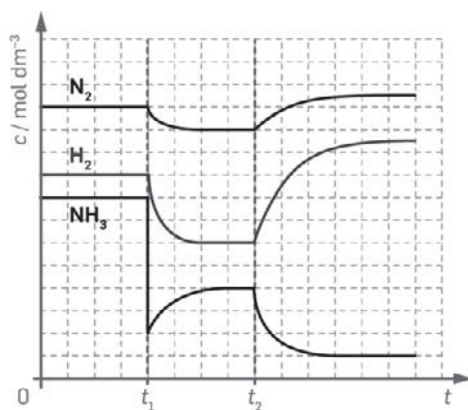


No instante t_1 ocorreu:

- (A) adição de um catalisador. (B) adição de HI (g).
 (C) adição de H_2 (g). (D) diminuição de volume do sistema reacional.
3. Do ponto de vista industrial, a reversibilidade de um processo é uma desvantagem na produção, pois muitas reações de grande importância económica não levam à completa transformação de reagentes em produtos. Um exemplo típico é o processo para a produção industrial de amoníaco, NH_3 , a partir da reação:



Com o objetivo de otimizar a produção de NH_3 , num laboratório realizou-se uma experiência, em pequena escala, para estudar a influência da temperatura e da concentração na mistura reacional em equilíbrio. O gráfico seguinte traduz os resultados obtidos.



3.1 Que alterações foram impostas ao sistema nos instantes:

- a) t_1 .
 b) t_2 .

3.2 Qual das alterações permite otimizar a produção de NH_3 ? Justifique.

3.3 Conclua, justificando, qual é o efeito no rendimento desta reação de síntese, do aumento da pressão provocada por uma diminuição do volume do sistema em equilíbrio, admitindo que a temperatura se mantém constante.

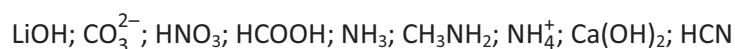
NOME _____ Turma _____ Número _____

Consulte a Tabela Periódica e formulários sempre que necessário.

Grupo I

1. O conceito de ácido e de base foi evoluindo ao longo do tempo, de acordo com os conhecimentos da época e também com a necessidade crescente de explicar fenómenos associados à acidez e basicidade. As teorias que desempenharam um papel mais importante no desenvolvimento destes conceitos foram as de Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis.

Considere as seguintes espécies químicas:

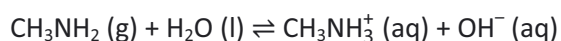


- 1.1 Indique, justificando, as espécies que em solução aquosa se comportam como:
- a) bases de Brønsted-Lowry.
 - b) ácidos de Brønsted-Lowry.
 - c) bases de Arrhenius.
- 1.2 Indique, justificando, se as espécies referidas em b) também são ácidos segundo Arrhenius.
2. A teoria de Arrhenius, apesar de revolucionária para a época, dado que admitia a existência de iões em soluções aquosas, era bastante limitada.
- Das afirmações seguintes, indique as que traduzem algumas das referidas limitações.
- (A) É restrita a soluções aquosas.
 - (B) Tem por base a dissociação eletrolítica de sais.
 - (C) Não explica a acidez e basicidade de soluções aquosas de alguns sais.
 - (D) A reação de neutralização é redefinida em termos de partículas, designadamente iões hidrogénio e iões hidróxido que se combinam formando água.
 - (E) Não permite prever o carácter básico de espécies que não possuem o grupo hidróxido.
3. Em 1923, Lowry (em Inglaterra) e Brønsted (na Dinamarca) chegaram, de forma independente, a um conceito do fenómeno ácido-base, mais geral do que o de Arrhenius. A teoria desenvolvida por estes cientistas ficou conhecida como «teoria protónica».
- 3.1 Sobre a «teoria protónica», é **incorreto** afirmar que:
- (A) inclui a definição de ácido e base de Arrhenius.
 - (B) a reação entre um ácido e uma base é uma reação de transferência protónica.
 - (C) os conceitos de ácido e de base estão sempre associados a bases conjugadas e ácidos conjugados.
 - (D) a dissociação iónica é indispensável para a manifestação da acidez ou basicidade.

3.2 Complete a tabela seguinte.

Ácido	Base	Ácido conjugado	Base conjugada	Equação química
CH ₃ COOH	OH ⁻	a)	b)	c)
d)	e)	f)	g)	NH ₃ (aq) + HCN (aq) ⇌ NH ₄ ⁺ (aq) + CN ⁻ (aq)
h)	i)	H ₃ O ⁺	ClO ₃ ⁻	j)
k)	l)	m)	n)	HSO ₄ ⁻ (aq) + PO ₄ ³⁻ (aq) ⇌ SO ₄ ²⁻ (aq) + HPO ₄ ²⁻ (aq)

4. O pH de uma solução aquosa é 6. Se o valor do pH da solução diminuir para 2, a concentração hidrogeniônica será:
- (A) 10 000 vezes maior do que a inicial. (B) 4 vezes maior do que a inicial.
(C) 10 000 vezes menor do que a inicial. (D) 4 vezes menor do que a inicial.
5. No sumo do limão cerca de 5% (m/m) é ácido cítrico, responsável pelo valor de pH = 2. Quando a 100 mL de sumo de limão se adiciona água para preparar 1 L de limonada, o pH:
- (A) diminui 10 unidades. (B) aumenta 10 unidades.
(C) aumenta uma unidade. (D) diminui uma unidade.
6. As substâncias responsáveis pelo cheiro característico de alguns alimentos deteriorados são, na sua maioria, compostos orgânicos pertencentes à família das aminas. Uma dessas substâncias é a metilamina, CH₃NH₂, responsável pelo cheiro característico do peixe estragado. A metilamina em solução aquosa apresenta caráter básico, que se pode traduzir pela seguinte equação química:



- 6.1 Calcule o pH da solução, sabendo que no equilíbrio, a 25 °C, a concentração dos iões OH⁻ (aq) é $8,5 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.
- 6.2 Para diminuir o cheiro desagradável que fica nas mãos, após o manuseio do peixe, é comum a utilização de limão. Explique porquê.

Grupo II

1. A autoionização da água foi provada, ainda no século XIX, por Friedrich Kohlrausch, ao descobrir que a água, mesmo que totalmente purificada e desionizada, ainda apresentava uma pequena condutividade elétrica. Kohlrausch atribuiu este facto à existência de iões na água, mais precisamente iões hidrónio, H₃O⁺ e hidróxido, OH⁻. A concentração em iões H₃O⁺ na água pura, a 60 °C, é $3,05 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$.

- 1.1** Determine o valor da constante de equilíbrio para a reação de autoionização da água a 60 °C.
- 1.2** Justifique a afirmação seguinte.
«A 60 °C a reação de autoionização da água é mais extensa do que a 25 °C.»
- 1.3** Para soluções aquosas, a 60 °C,
- (A) pH + pOH = 14. (B) soluções neutras têm pH = 6,5.
(C) soluções ácidas têm pH > 6,5. (D) soluções básicas têm pOH > 6,5.
- 2.** A Resolução n.º 430 de 13 de maio de 2011 do Conselho Nacional do Meio Ambiente dispõe sobre as condições e padrões de lançamento de efluentes nos cursos de água. Uma dessas condições impõe que só possam ser lançados nos cursos de água efluentes com pH entre 5 e 9. Na tabela seguinte apresentam-se os valores das concentrações de H_3O^+ (aq) ou de OH^- (aq) nos efluentes de três indústrias, a 25 °C.

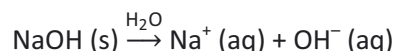
Indústria	Concentração / mol dm^{-3}
A	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,7 \times 10^{-3}$
B	$[\text{OH}^-] = 8,0 \times 10^{-5}$
C	$[\text{OH}^-] = 7,9 \times 10^{-9}$

Indique, justificando, qual ou quais dos efluentes podem ser lançados nos cursos de água, sem tratamento prévio, considerando apenas a condição referente ao pH.

- 3.** Num laboratório analisaram-se quatro soluções aquosas que constam da tabela seguinte. Considere que as análises foram realizadas a 20 °C, pelo que $K_w = 6,8 \times 10^{-15}$.

Amostra	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+] / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{OH}^-] / \text{mol dm}^{-3}$	pOH
I	4,20	a)	b)	c)
II	d)	e)	f)	5,60
III	g)	$6,31 \times 10^{-7}$	h)	i)
IV	j)	k)	$2,00 \times 10^{-6}$	l)

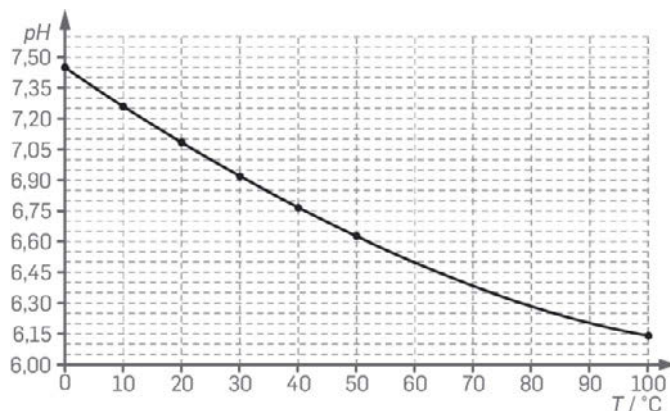
- 3.1** Complete a tabela.
- 3.2** Ordene as amostras por ordem crescente de acidez.
- 4.** O hidróxido de sódio é uma base, segundo a teoria de Arrhenius, sendo a sua dissociação em água traduzida pela seguinte equação química:



Determine a massa de hidróxido de sódio que deve ser dissolvida em 0,500 L de água para que a solução resultante tenha um pH igual a 12, a 25 °C. A dissociação de NaOH em solução aquosa é completa e não há alterações de volume durante a dissolução.

5. Num laboratório, um grupo de alunos preparou, com rigor, uma solução aquosa neutra para verificar como o produto iónico da água variava com a temperatura.

O gráfico seguinte apresenta os valores de pH da solução preparada em função da temperatura.



5.1 Com base na informação dada, pode concluir-se que:

- (A) com o aumento da temperatura o pH diminui porque a solução torna-se mais ácida.
- (B) com o aumento da temperatura o pH diminui porque a concentração em iões H_3O^+ na solução preparada também diminui.
- (C) o pOH da solução a 40 °C é 7,23.
- (D) com o aumento da temperatura o pH diminui porque a concentração em iões H_3O^+ na solução aumenta.

5.2 Conclua, justificando, como varia o produto iónico da água, K_w , em função da temperatura, com base nos dados do gráfico.

Grupo III

1. O ácido fosfórico, H_3PO_4 , é um ácido poliprótico, ou seja, é uma espécie química que, por ionizações sucessivas, pode ceder mais do que um protão.

1.1 Escreva as equações químicas correspondentes às três reações de cedência de um protão (protólise) do ácido fosfórico em água.

1.2 Justifique a seguinte afirmação:

«As três reações de protólise do ácido fosfórico em água são reações de ácido-base.»

1.3 Identifique as espécies anfotéricas (ou anfipróticas). Justifique.

2. Na tabela seguinte apresentam-se os valores das constantes de acidez, K_a , a 25 °C, para alguns ácidos.

	Ácido	K_a
A	Acético, CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
B	Fórmico, HCOOH	$1,7 \times 10^{-4}$
C	Fluorídrico, HF	$7,1 \times 10^{-4}$
D	Cianídrico, HCN	$4,9 \times 10^{-10}$
E	Hipocloroso, HClO	$3,0 \times 10^{-8}$

- 2.1** Escreva a equação química que traduz a ionização do ácido fórmico em água e a respetiva expressão da constante de equilíbrio (K_a).
- 2.2** Ordene por ordem decrescente de pH soluções aquosas de igual concentração dos ácidos apresentados na tabela. Justifique.
- 2.3** Qual dos ácidos tem a base conjugada mais forte? Determine o valor da respetiva constante de basicidade, K_b .
- 2.4** Duas soluções aquosas equimolares de ácido clorídrico, HCl , e de ácido acético, têm respetivamente $\text{pH} = 1,00$ e $\text{pH} = 2,87$, a $25\text{ }^\circ\text{C}$.

 - a)** Explique por que é que o pH do ácido acético é mais elevado do que o do ácido clorídrico.
 - b)** Determine a concentração inicial de ácido, assumindo que é praticamente igual à do equilíbrio das duas soluções.
 - c)** Qual é a percentagem de ácido acético ionizado na solução?
- 3.** Na tabela seguinte apresentam-se os valores das constantes de basicidade, K_b , a $25\text{ }^\circ\text{C}$, para algumas bases.

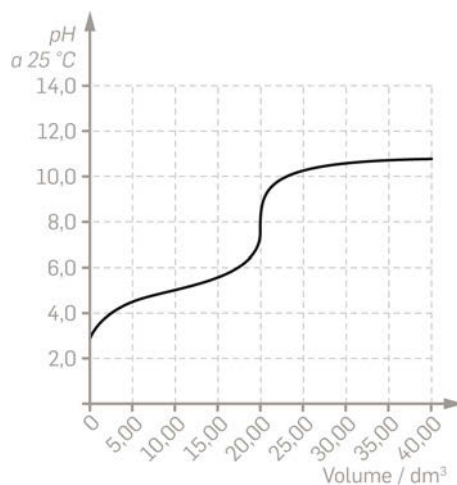
	Base	K_b
A	Etilamina, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$	$5,6 \times 10^{-4}$
B	Amoníaco, NH_3	$1,8 \times 10^{-5}$
C	Ureia, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$	$1,5 \times 10^{-14}$
D	Anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$3,8 \times 10^{-10}$

- 3.1** Ordene as bases por ordem crescente de basicidade.
- 3.2** Escreva a equação de ionização para a base mais forte.
- 3.3** Numa solução aquosa de amoníaco, NH_3 , verifica-se a seguinte relação entre as concentrações das espécies presentes na solução:
- (A) $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$
- (B) $[\text{NH}_4^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]$
- (C) $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+]$
- (D) $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

- 3.4** Determine a constante de acidez para o ácido conjugado da base mais fraca.
- 3.5** Ordene por ordem crescente de pOH soluções aquosas de igual concentração das bases apresentadas na tabela. Justifique.
- 3.6** Determine o pH de uma solução de etilamina, a 25 °C, sabendo que a concentração da espécie $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ (aq) nessa solução é $4,47 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

Grupo IV

- Os exaúgeros alimentares podem provocar um aumento de acidez no estômago, a designada azia. Após a ingestão de alimentos calóricos, o organismo vê-se obrigado a produzir maior quantidade de ácido clorídrico, HCl , presente no estômago para auxiliar a digestão «pesada».
 - É vulgar, nessas situações, tomarem-se medicamentos que se designam genericamente por antiácidos estomacais. Qual é a função deste tipo de medicamentos?
 - Um dos antiácidos mais utilizados no tratamento da azia é a suspensão oral de hidróxido de magnésio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, conhecido por leite de magnésia.
 - Escreva a equação química que traduz a reação de neutralização total da acidez do estômago.
 - Determine a quantidade de matéria de ácido neutralizado quando se toma 10 mL de leite de magnésia. Considere que a composição do leite de magnésia é de 83,0 g de hidróxido de magnésio por litro de suspensão oral.
 - Outro antiácido muito utilizado é a suspensão oral de hidróxido de alumínio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, (como, por exemplo, o Pepsamar®). Qual dos antiácidos será mais eficaz no tratamento da azia? Justifique.
- Num copo de 150 mL foram misturados 35,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$ com 40,0 mL de uma solução aquosa de ácido nítrico $0,120 \text{ mol dm}^{-3}$. Determine o pH da solução resultante, a 25 °C.
- A seguir está a curva de titulação de $30,00 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH , com uma solução-padrão de hidróxido de sódio, NaOH , de concentração $9,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.



- 3.1** Escreva a equação química que traduz a reação de neutralização.
- 3.2** Identifique o titulado e o titulante.
- 3.3** Determine a concentração da solução de ácido acético.
- 3.4** Calcule a constante de acidez do ácido acético, a 25 °C, sabendo que o pH da solução de ácido acético era 3,0.
- 3.5** Sabendo que à solução de titulado tinham sido adicionadas algumas gotas de azul de bromotimol, indique, justificando com base nos dados da tabela seguinte:

Indicador	Cor em meio		Intervalo de pH na zona de viragem
	ácido	básico	
Azul de bromotimol	Amarelo	Azul	6,0 a 7,6

- a)** a cor observada para um excesso de titulante.
- b)** qual das formas do par conjugado HInd/Ind^- foi responsável pela cor observada.
- 3.6** No ponto de equivalência, a solução titulada é uma solução do sal acetato de sódio.
- a)** Escreva a equação de dissociação do sal em água e identifique os iões resultantes dessa dissociação.
- b)** Justifique o valor de pH no ponto de equivalência ($\text{pH} = 8$).
- 4.** O aumento da formação de chuvas ácidas é um problema moderno, que teve origem a partir do grande crescimento dos centros urbanos altamente industrializados.
- Para avaliar o impacto da precipitação atmosférica num meio urbano e com muitas fábricas, fez-se a recolha de um grande número de amostras de água da chuva e mediu-se o respetivo pH. O valor médio obtido foi de 4,5, a 25 °C.
- 4.1** Escreva as equações químicas que traduzem a acidificação da água da chuva, devida à presença de óxidos de enxofre, SO_x , na atmosfera do referido meio.
- 4.2** Num meio rural, pouco afetado por atividades antropogénicas, o valor médio obtido para o pH da água da chuva foi de 5,8, a 25 °C.
- a)** Compare, justificando a concentração hidrogeniónica na água da chuva do meio urbano e na água do meio rural.
- b)** Explique o facto de o valor obtido de pH para a chuva do meio rural ser inferior a 7,0.
- 4.3** Um dos processos utilizados para minimizar a quantidade de dióxido de enxofre, SO_2 , libertada para a atmosfera consiste na injeção, na câmara de combustão de uma central termoelétrica, de grandes quantidades de cal viva, CaO , produzindo sulfito de cálcio sólido, CaSO_3 .
- Escreva a equação química que traduz a deposição do dióxido de enxofre sob a forma de sulfito de cálcio, CaSO_3 .
- 4.4** As chuvas ácidas são as principais responsáveis pelo desgaste de mármore e calcários. Estes são constituídos essencialmente por carbonato de cálcio, CaCO_3 , que ao reagir com os ácidos liberta dióxido de carbono, CO_2 .
- Escreva a equação química da reação que explica a contínua deterioração dos referidos materiais, considerando que o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , é um dos principais constituintes das chuvas ácidas.

Ficha 4 Reações de oxidação-redução

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

NOME _____ Turma _____ Número _____

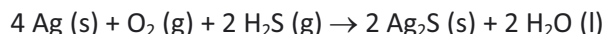
Consulte formulários sempre que necessário.

Grupo I

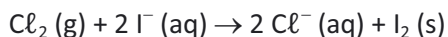
1. O nitrogénio forma vários óxidos, como por exemplo: NO (gás tóxico), N₂O (gás anestésico-hilariante), NO₂ (gás de cor castanho-avermelhada, irritante e um dos principais poluentes ambientais), N₂O₃ (sólido azul), entre outros.

Destes óxidos, indique, justificando, aquele em que o átomo de nitrogénio, N, apresenta menor número de oxidação.

2. Os objetos de prata, em contacto com o oxigénio do ar e com compostos sulfurados (compostos que contêm enxofre), encontrados, por exemplo, em vários alimentos, vão perdendo o brilho e escurecendo, ao longo do tempo. A reação global associada a essas alterações pode ser traduzida pela seguinte equação química:



- 2.1 Verifique que a reação considerada é de oxidação-redução, calculando a variação dos números de oxidação.
- 2.2 Identifique os agentes redutor e oxidante.
- 2.3 Identifique a espécie oxidada e a reduzida.
3. A produção de corantes, antissépticos, películas fotográficas e sabões medicinais são algumas das aplicações do iodo, I₂. O I₂ pode ser obtido a partir da reação do cloro, Cl₂, com uma solução de iodeto de sódio, NaI, segundo a seguinte equação química seguinte:

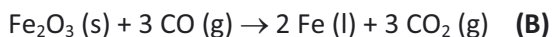
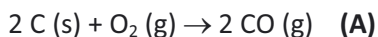


- 3.1 Na reação houve transferência de:

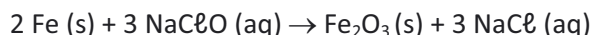
- (A) eletrões do Cl₂ para o I⁻.
- (B) protões do Cl₂ para o I⁻.
- (C) eletrões do I⁻ para o Cl₂.
- (D) protões do I⁻ para o Cl₂.

- 3.2 Escreva as semirreações de oxidação e de redução.

4. O ferro, sob a forma de ferro-gusa (ferro fundido), é obtido a partir dos seus minérios, como, por exemplo, da hematite, Fe_2O_3 . A seguir apresentam-se duas das reações envolvidas nesse processo.



- 4.1 Conclua que as reações químicas representadas são de oxidação-redução, calculando a variação dos números de oxidação.
- 4.2 Identifique o agente redutor em **(A)** e em **(B)**.
5. Um dos produtos de corrosão do ferro é o óxido de ferro (III), Fe_2O_3 , uma substância de cor avermelhada. Para promover a corrosão do ferro, Fe, colocou-se um pedaço de palha-de-aço num copo e verteu-se lixívia (solução aquosa de hipoclorito de sódio, NaOCl) sobre este. A equação química que traduz a corrosão do ferro verificada, é:



- 5.1 Indique a variação do número de oxidação de cada elemento.
- 5.2 Identifique:
- a) o agente oxidante e o agente redutor.
 - b) a espécie reduzida e a espécie oxidada.
6. As chuvas ácidas formam-se pela combinação de óxidos de azoto, NO_x , e óxidos de enxofre, SO_x , com oxigénio, O_2 , e água, H_2O , existentes na atmosfera em presença da radiação solar. A formação de ácido nitroso, HNO_2 , e de ácido nítrico, HNO_3 , nas nuvens, pela reação de óxidos de azoto com a água, pode ser traduzida pela equação química seguinte:



- 6.1 Indique os números de oxidação do nitrogénio, N, em NO_2 , HNO_2 e HNO_3 .
- 6.2 Conclua, justificando, que o NO_2 é simultaneamente a espécie reduzida e a espécie oxidada.
7. A equação química seguinte traduz a reação de decomposição do amoníaco, NH_3 .

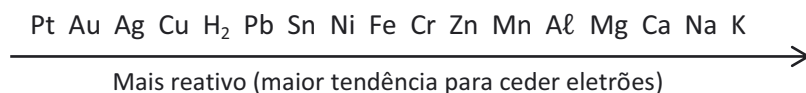


Conclua, justificando, que o NH_3 é simultaneamente o agente oxidante e o agente redutor.

Grupo II

Os metais apresentam diferenças quanto à facilidade com que se oxidam.

A série eletroquímica seguinte apresenta uma lista de metais ordenados por ordem crescente de tendência para ceder eletrões e da possibilidade de promover a deslocação do hidrogénio de um ácido.



1. Na preparação de soluções aquosas 1 mol dm^{-3} dos sais:



foi necessário utilizar um agitador para homogeneizar a solução. Considere que o agitador utilizado era de zinco, Zn.

Indique, justificando, com base na série eletroquímica apresentada:

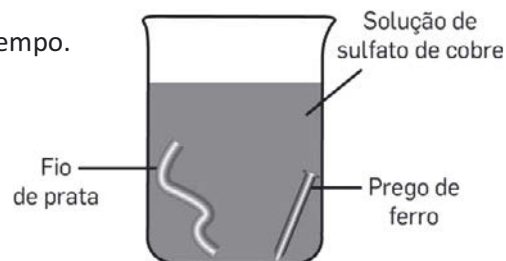
- a) se existe possibilidade de contaminação de algumas soluções por catiões Zn^{2+} .
b) em qual das soluções o agitador de Zn terá sofrido corrosão em maior extensão.

- 1.1 Escreva as semirreações de oxidação e redução, assim como a equação química global, referentes à questão anterior. Exclua as espécies espetadoras.

2. Introduziram-se um prego de ferro, Fe, e um fio de prata, Ag, num copo que continha uma solução de sulfato de cobre (II), CuSO_4 de cor azul.

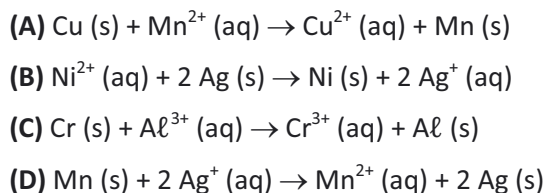
- 2.1 Descreva o que se poderá ter observado, passado algum tempo.
Explique.

- 2.2 Escreva as semirreações envolvidas no processo.

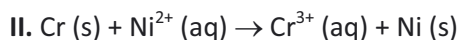
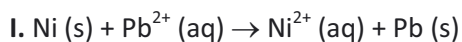


3. Com base na informação fornecida pela série eletroquímica, é possível prever quais as espécies que podem reagir espontaneamente com outras, provocando a sua oxidação ou redução.

- 3.1 Um processo que ocorre espontaneamente pode ser traduzido pela equação química:



3.2 As equações químicas **I.** e **II.** traduzem reações que ocorrem espontaneamente no sentido indicado.



Compare, justificando, o poder oxidante dos iões Pb^{2+} , Ni^{2+} e Cr^{3+} .

4. Muitos metais reagem com ácidos originando sais e hidrogénio gasoso. Este tipo de reação de oxidação-redução designa-se reação de deslocamento do hidrogénio.

4.1 Com base na informação fornecida pela série eletroquímica, os metais que deslocam o hidrogénio de soluções aquosas diluídas de ácido clorídrico são:

(A) Na e Pt.

(B) Ca e Sn.

(C) K e Ag.

(D) Cr e Cu.

4.2 Escreva as equações químicas que traduzem o deslocamento do hidrogénio de soluções aquosas diluídas de ácido clorídrico pelos metais selecionados na alínea anterior.

5. Em alguns permutadores de calor, a água de refrigeração circula em tubos de alumínio, Al .

Justificando com base na série eletroquímica, conclua sobre a possibilidade de utilização desse tipo de permutadores de calor numa indústria em que a água de circulação contém iões cobre, Cu^{2+} .

Ficha 5 Soluções e equilíbrio de solubilidade

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

NOME _____ Turma _____ Número _____

Consulte formulários sempre que necessário.

Grupo I

1. A salinidade dos mares e oceanos está dependente de diversos fatores como por exemplo, a entrada de água doce e a ação de temperaturas mais ou menos elevadas. No entanto, a proporção em que os vários solutos estão presentes mantém-se.

Na tabela seguinte apresenta-se a composição química média de 1 kg de água do mar, no que diz respeito aos constituintes maioritários.

	H ₂ O	Cl ⁻	Na ⁺	SO ₄ ²⁻	Mg ²⁺	Ca ²⁺	K ⁺	Outros
m / g	965	19,25	10,71	2,70	1,30	0,42	0,38	0,24

- 1.1 Determine a % (m/m) dos dois iões mais abundantes na água do mar relativamente à massa total de sais dissolvidos num quilograma de água do mar.

- 1.2 Calcule a massa de sais que se obtém quando se evaporam 28 litros de água do mar.

$$(\rho_{\text{água do mar}} = 1,03 \text{ g cm}^{-3}).$$

- 1.3 O hidrogenocarbonato, HCO₃⁻, é um dos iões presentes na água do mar. Uma das possíveis causas da presença desses iões na água do mar é a dissolução do dióxido de carbono atmosférico, CO₂.

a) Escreva as equações químicas que traduzem a formação desses iões a partir da dissolução do CO₂ na água do mar.

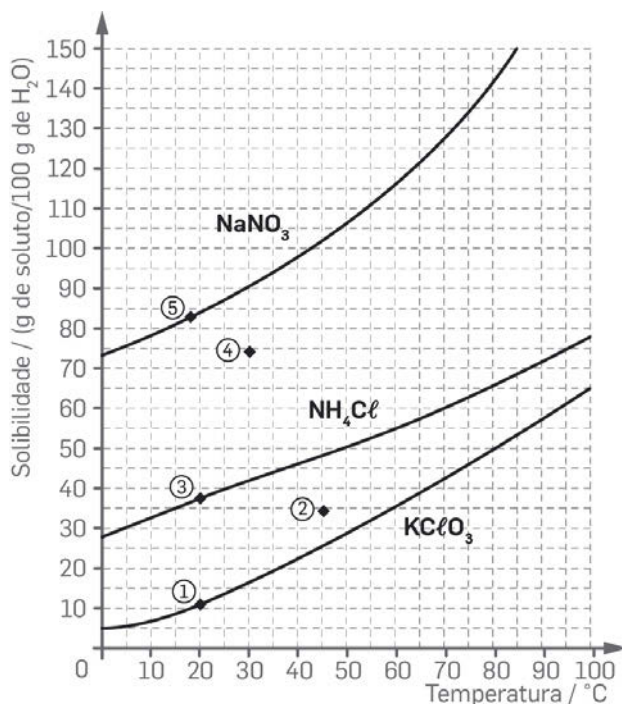
b) Qual é a outra consequência da dissolução do CO₂ na água do mar?

2. Com objetivo de estudar se há ou não um limite quanto à quantidade de soluto que se pode dissolver num solvente, prepararam-se cinco misturas sob agitação, utilizando cloreto de sódio sólido, NaCl, e água à temperatura de 20 °C. Para cada uma das misturas, utilizou-se o mesmo volume de água, 25,0 mL (≈ 25,0 g), e a agitação foi feita nas mesmas condições (tempo e velocidade iguais).

Na tabela seguinte apresentam-se os resultados obtidos.

Mistura	m _{NaCl} adicionado / g	m _{NaCl} dissolvido / g
A	2,5	2,5
B	5,0	5,0
C	10,0	9,0
D	11,0	9,0
E	12,0	9,0

- 2.1** Indique, justificando, qual(ais) das misturas corresponde(m) a solução(ões):
- a) insaturada(s).
 - b) saturada(s).
- 2.2** Determine a massa de sólido, para a mistura E, que permanece em depósito no fundo do copo.
- 2.3** Determine a solubilidade do NaCl em água, a 20°C , expressa em g de soluto/100 g de água.
- 3.** O gráfico seguinte representa a variação da solubilidade de três sais em água em função da temperatura. No gráfico marcaram-se alguns pontos numerados, que correspondem a diferentes composições de soluções aquosas de qualquer um dos três sais.



- 3.1** Qual das seguintes afirmações é uma interpretação correta dos dados do gráfico?
- (A) O sal mais solúvel, em água, é o clorato de potássio.
 - (B) A solubilidade de cada um dos sais diminui com o aumento da temperatura.
 - (C) A dissolução de cada um dos sais em água é um processo exotérmico.
 - (D) A dissolução de cada um dos sais em água é um processo endotérmico.
- 3.2** Determine a massa de nitrato de sódio, NaNO_3 , que ainda é possível dissolver quando a temperatura aumenta de 30°C para 75°C .
- 3.3** Compare a massa de cloreto de amônio, NH_4Cl , que é possível dissolver, a 20°C com a de clorato de potássio, KClO_3 , à mesma temperatura.

3.4 Para as soluções aquosas dos três sais, cujas composições correspondem aos pontos numerados no gráfico, indique:

- as soluções saturadas homogêneas, identificando os respectivos solutos.
- uma solução insaturada de NaNO_3 .
- a que temperatura a solução ② fica uma solução saturada homogênea, considerando que o soluto é KClO_3 .
- uma solução saturada com sólido depositado, considerando que o soluto é NH_4Cl .
- o procedimento que permite precipitar parte do soluto da solução ⑤, considerando que o soluto é NaNO_3 , sem alterar as quantidades de soluto e de solvente.

Grupo II

1. O cromato de prata, Ag_2CrO_4 , é um sal muito pouco solúvel em água. O produto de solubilidade do Ag_2CrO_4 , em água é $2,5 \times 10^{-12}$, a 25°C .

1.1 Escreva a equação química que traduz o equilíbrio de solubilidade do Ag_2CrO_4 em água.

1.2 Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade.

1.3 Calcule a concentração em iões Ag^+ numa solução saturada de Ag_2CrO_4 a 25°C .

1.4 Preveja se é possível dissolver 1,0 g de Ag_2CrO_4 em $2,0 \text{ dm}^3$ de água, a 25°C .

Apresente todas as etapas de resolução.

2. O sulfato de chumbo, PbSO_4 , é um dos poucos sulfatos pouco solúveis em água, juntamente com os sulfatos dos metais alcalino-terrosos mais pesados, tais como o sulfato de bário.

Numa solução aquosa existem iões chumbo, Pb^{2+} , com a concentração $[\text{Pb}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$.

Qual é o valor máximo da concentração em iões sulfato, SO_4^{2-} , que podem existir nessa solução, a 25°C , sem que ocorra precipitação de PbSO_4 ?

Apresente todas as etapas de resolução ($K_s(\text{PbSO}_4) = 1,8 \times 10^{-8}$ a 25°C).

3. Com o objetivo de determinar o produto de solubilidade do fluoreto de bário, BaF_2 , mediu-se, com uma pipeta, 50,00 mL de uma solução saturada de BaF_2 , que foi transferida para uma caixa de Petri. A solução foi deixada em repouso até que todo o solvente se evaporou. Os resultados obtidos foram os seguintes:

$m_{\text{caixa de Petri}} / \text{g}$	$m_{\text{sal sólido seco + caixa de Petri}} / \text{g}$
59,122	59,185

Calcule o produto de solubilidade do BaF_2 .

4. Suspensões aquosas de sulfato de bário, BaSO_4 , são utilizadas como contraste radiológico em exames de diagnóstico do foro gastrointestinal.

Uma solução aquosa de BaSO_4 apresenta, a 25°C , as seguintes concentrações iniciais:

$$[\text{Ba}^{2+}] (\text{aq}) = [\text{SO}_4^{2-}] (\text{aq}) = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

Preveja se ocorre a precipitação do sal sulfato de bário ($K_s(\text{BaSO}_4) = 8,7 \times 10^{-11}$ a 25°C).

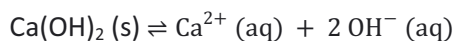
5. A 100,0 mL de uma solução aquosa de nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$, adicionaram-se três gotas (0,15 mL) de uma solução de iodeto de potássio; KI, $0,20 \text{ mol dm}^{-3}$ (considere que a alteração de volume da solução não é significativa com a adição das três gotas da solução de KI).

5.1 Escreva a fórmula química do sal que se pode formar.

5.2 Verifique se ocorre formação de precipitado do sal indicado na alínea anterior ($K_s = 7,1 \times 10^{-9}$).

Grupo III

1. O hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, também conhecido como cal apagada, é sólido à temperatura ambiente, tem cor branca e é pouco solúvel em água. O equilíbrio de solubilidade do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em água pode ser traduzido pela equação química seguinte:



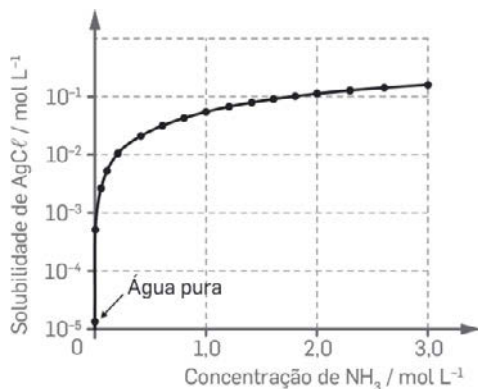
- 1.1 A adição de algumas gotas de solução aquosa de hidróxido de sódio ao sistema reacional, em equilíbrio, irá originar:

- (A) a diminuição da concentração dos iões OH^{-} até se atingir o valor da concentração no equilíbrio inicial.
- (B) o aumento da concentração do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sólido.
- (C) uma diminuição da concentração dos iões cálcio, Ca^{2+} , em solução.
- (D) o aumento da solubilidade do hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

- 1.2 Em relação à solubilidade e ao produto de solubilidade do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ pode afirmar-se que:

- (A) o produto de solubilidade é maior em meio ácido do que em água, para uma mesma temperatura.
- (B) a solubilidade depende exclusivamente da temperatura.
- (C) o produto de solubilidade é maior em solução aquosa de nitrato de cálcio, CaNO_3 , do que em água, para uma mesma temperatura.
- (D) a solubilidade é maior em meio ácido do que em água, para uma mesma temperatura.

2. O ião diaminoprata (I), $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, é muito estável em solução aquosa. O gráfico seguinte representa a variação da solubilidade do cloreto de prata, AgCl , numa solução aquosa de amoníaco, NH_3 , com diferentes concentrações.



- 2.1** Interprete a variação da solubilidade do AgCl com a concentração de NH_3 em solução.
- 2.2** A variação da solubilidade do AgCl com a concentração de NH_3 na solução deve-se ao efeito:
- (A) do íon comum.
 - (B) da formação de íons complexos.
 - (C) da adição de uma base.
 - (D) da adição de um ácido.
- 3.** A contaminação da água com vários poluentes é, em grande parte, de origem antropogénica. As águas provenientes de algumas indústrias contêm poluentes, como, íons de metais pesados. Devido à toxicidade desses íons metálicos, as águas têm de ser tratadas antes de serem reutilizadas ou libertadas no meio ambiente.
- Os efluentes aquosos de uma determinada indústria contêm íons de cádmio, Cd^{2+} , que são muito tóxicos e um exemplo dos referidos poluentes. Considere que os íons Cd^{2+} permanecem nesses efluentes na forma de hidróxido de cádmio, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, e que a concentração desses íons, na solução saturada, é $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.
- 3.1** Escreva a equação química que traduz o equilíbrio de solubilidade do $\text{Cd}(\text{OH})_2$ em água.
- 3.2** Calcule o produto de solubilidade para o $\text{Cd}(\text{OH})_2$, nas condições referidas.
- 3.3** Um dos processos de remoção dos íons Cd^{2+} dos efluentes industriais consiste na utilização de um agente precipitante. Considere que o agente precipitante é o hidróxido de sódio, NaOH .
- a) Refira, justificando, com base no Princípio de Le Châtelier, de que modo a adição de NaOH contribui para a remoção dos íons Cd^{2+} da solução.
 - b) Suponha que 990 L desses efluentes foram tratados, antes de serem libertados no meio ambiente, com 10 L de solução de NaOH $5,0 \text{ mol dm}^{-3}$.
Determine a concentração em íons Cd^{2+} que permaneceu na solução resultante.

NOME _____ Turma _____ Número _____

Consulte a Tabela Periódica e formulários sempre que necessário.

Grupo I

1. Para determinar o grau de pureza de uma amostra impura de cloreto de sódio, NaCl , dissolveu-se 0,500 g da amostra em água e em seguida adicionou-se solução aquosa de nitrato de prata, AgNO_3 , em excesso, de modo a que todo o cloro existente em solução precipitasse na forma de cloreto de prata, AgCl .

A massa de precipitado de cloreto de prata, AgCl , obtida após secagem foi de 1,15 g.

1.1 Escreva a equação química que traduz a reação de precipitação.

1.2 Determine o grau de pureza da amostra de NaCl .

1.3 O NaCl é um sal muito solúvel em água, enquanto o AgCl é um sal muito pouco solúvel, sendo a dissolução de cada um dos sais um processo endotérmico.

a) Escreva as equações químicas que traduzem a dissolução de cada um dos sais em água.

b) Como variará a temperatura de uma amostra de água em que ocorra a dissolução de qualquer um dos sais?

(A) Aumenta se o sal for o cloreto de sódio.

(B) Aumenta se o sal for o cloreto de prata.

(C) Diminui com a dissolução de qualquer um dos sais.

(D) Aumenta com a dissolução de qualquer um dos sais.

2. Fez-se reagir uma amostra de 6,0 g de magnésio, Mg (com um grau de pureza de 80%) com 25 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl (37,1% em massa e densidade $1,18 \text{ g cm}^{-3}$).

2.1 Escreva a equação química que traduz a reação referida.

2.2 Determine:

a) o reagente limitante.

b) o volume de hidrogénio, H_2 , obtido considerando que o volume molar do H_2 gasoso, nas condições da reação, é $23,7 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ e que o rendimento é 100%.

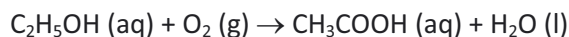
c) a massa de reagente em excesso no final da reação.

2.3 Verifique que a reação considerada é de oxidação-redução, calculando a variação dos números de oxidação.

2.4 Identifique:

- a) os agentes redutor e oxidante.
- b) as espécies oxidada e reduzida.

3. A acidez de um vinho ocorre quando o etanol (álcool etílico), $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, é convertido em ácido acético, CH_3COOH , por reação com o oxigénio, O_2 , do ar. A reação pode ser traduzida pela equação química seguinte:



O rótulo de uma garrafa de vinho de 1,00 L contém a seguinte informação: 8,5% (em volume) de etanol.

Foi feita uma análise a uma amostra de 1,00 mL do vinho da referida garrafa, pois detetou-se que a proteção da rolha estava defeituosa. O resultado da análise mostrou que havia 0,0274 g de ácido acético na amostra de 1,00 mL ($\rho_{\text{etanol}} = 0,816 \text{ g cm}^{-3}$).

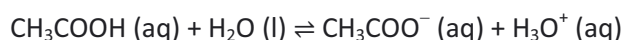
3.1 Determine a massa de oxigénio que deve ter entrado para dentro da garrafa.

3.2 Calcule o rendimento da reação de conversão do etanol em ácido acético, considerando o oxigénio em excesso.

3.3 Na reação, o agente redutor é o:

- (A) $\text{O}_2 \text{ (g)}$ que é reduzido pelo $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (aq)}$.
- (B) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (aq)}$ que é reduzido pelo $\text{O}_2 \text{ (g)}$.
- (C) $\text{O}_2 \text{ (g)}$ que é oxidado pelo $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (aq)}$.
- (D) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (aq)}$ que é oxidado pelo $\text{O}_2 \text{ (g)}$.

3.4 O ácido acético é um ácido fraco, pelo que a reação do ácido acético em água é incompleta, que pode ser traduzida pela seguinte equação química:



a) Selecione a opção que apresenta, para esta reação, um par ácido-base conjugado.

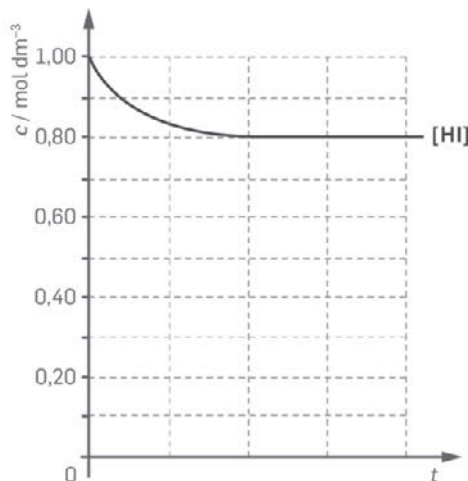
- (A) $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{H}_2\text{O}$
- (B) $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
- (C) $\text{H}_3\text{O}^+/\text{CH}_3\text{COO}^-$
- (D) $\text{H}_2\text{O}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

b) Preparou-se 100 mL de solução de ácido acético a partir da dissolução de $6,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ deste ácido em água. Mediu-se o pH da solução resultante e obteve-se o valor 2,98, a 25 °C.

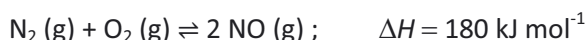
Calcule a concentração de ácido acético não ionizado na solução preparada.

Grupo II

1. A figura apresenta um gráfico que traduz a evolução, ao longo do tempo, da concentração do iodeto de hidrogénio, HI, na reação de decomposição deste gás, à temperatura de 700 K, de acordo com a seguinte equação química: $2 \text{HI} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g})$



- 1.1 Escreva a expressão que traduz a constante de equilíbrio, K_c , da reação em causa.
- 1.2 Determine as concentrações de $\text{H}_2 (\text{g})$ e $\text{I}_2 (\text{g})$ para este equilíbrio.
- 1.3 Calcule o valor da constante de equilíbrio à temperatura referida.
- 1.4 Num recipiente fechado de capacidade $1,0 \text{ dm}^3$, uma mistura constituída por 0,75 mol de HI (g), 0,10 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$ e 0,50 mol de $\text{I}_2 (\text{g})$, encontra-se a 1000 K. A essa temperatura, a constante de equilíbrio da reação é $K_c = 2,6 \times 10^{-2}$.
Indique, justificando, se, à temperatura referida, a concentração de HI (g) aumenta, diminui ou permanece igual até se atingir um novo estado de equilíbrio.
- 1.5 Considere que num determinado instante, depois de atingido o estado de equilíbrio à temperatura de 700 K, se diminui a concentração de HI (g).
Conclua, justificando, como deverá variar o rendimento da reação de decomposição do HI (g), se a temperatura se mantiver constante.
2. Ainda que o nitrogénio, N_2 , e o oxigénio, O_2 , estejam naturalmente presentes no ar que respiramos, níveis elevados de NO e NO_2 na atmosfera podem ocorrer em regiões com elevado tráfego automóvel ou com elevadas emissões de centrais termoelétricas. A reação entre o N_2 e o O_2 para formar NO é uma reação muito pouco extensa, à temperatura ambiente, que pode ser representada por:



Conclua, justificando, qual é o efeito, na concentração de NO (g) do aumento da:

- a) temperatura do sistema em equilíbrio, admitindo que a pressão se mantém constante.
- b) pressão, provocada por um aumento do volume do sistema em equilíbrio, admitindo que a temperatura se mantém constante.

3. À temperatura ambiente o fluoreto de hidrogénio, HF (g), é um gás incolor. Em solução aquosa (ácido fluorídrico) tem a capacidade de corroer o vidro, sendo por isso utilizado para fazer gravações em cristais e vidros.

Numa solução aquosa de concentração $0,40 \text{ mol dm}^{-3}$ de ácido fluorídrico, HF (aq), este encontra-se 4,25% ionizado.

3.1 Qual é a relação entre as concentrações das espécies presentes na solução?

- (A) $[\text{F}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$ (B) $[\text{F}^-] = [\text{HF}]$ (C) $[\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ (D) $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

3.2 Calcule:

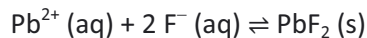
- a) a concentração de H_3O^+ na solução. b) a constante de acidez.

3.3 A 25 mL dessa solução adicionou-se 15 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, $0,40 \text{ mol dm}^{-3}$.

Calcule:

- a) a quantidade de HF que permanece em solução.
b) a concentração de iões fluoreto, F^- , na solução.

3.4 O fluoreto de chumbo, PbF_2 , é um sal muito pouco solúvel em água, cujo produto de solubilidade é $7,1 \times 10^{-7}$, a 25°C . A precipitação desse sal, em solução aquosa, pode ser traduzida pela seguinte equação química:



Suponha que se pretende precipitar fluoreto de chumbo, $\text{PbF}_2(\text{s})$, a partir de uma solução cuja concentração em iões chumbo (II), $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$, é $1,50 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, utilizando ácido fluorídrico, HF (aq), de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, que é mantida constante ao longo da reação.

Determine o valor de pH necessário para que o $\text{PbF}_2(\text{s})$ possa precipitar.

(Se não calculou o valor de K_a em 3.2 b), utilize o valor $6,8 \times 10^{-4}$.)

4. A solubilidade do hidróxido de ferro (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$, é $1,59 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C .

4.1 Escreva a equação química que traduz o equilíbrio de solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_2$ em água.

4.2 Calcule o valor do produto de solubilidade.

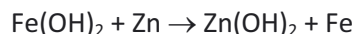
4.3 A 50,0 mL de uma solução de sulfato de ferro (II), FeSO_4 , de concentração $3,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, adicionou-se igual volume de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração $4,00 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$.

Verifique se ocorre formação de precipitado de hidróxido de ferro. Apresente todas as etapas de resolução.

4.4 O $\text{Fe}(\text{OH})_2$ é mais solúvel numa solução ácida ou em água, à mesma temperatura? Justifique.

4.5 A galvanização do ferro é um processo que consiste na cobertura do ferro por uma camada de zinco que o protege dos elementos ambientais que são responsáveis pela sua corrosão.

Se um objeto de ferro galvanizado for riscado, o ferro fica exposto às condições do meio ambiente e poder-se-á formar o hidróxido de ferro (II), Fe(OH)_2 . Neste caso, o zinco, por ser mais reativo, reverte o processo, de acordo com a reação:



a) Com base na informação dada pode-se afirmar que:

(A) os iões Fe^{2+} sofrem redução, pois cedem eletrões.

(B) o Zn sofre oxidação, pois recebe eletrões.

(C) o ferro tem maior poder redutor que o zinco.

(D) o zinco tem maior poder redutor do que o ferro.

5. Algumas evidências experimentais mostram que muitos metais, incluindo os que não reagem com a água, são capazes de «deslocar o hidrogénio dos ácidos». Também um metal num composto pode ser deslocado por outro metal no estado não combinado. Na interpretação destes factos estão os conceitos de oxidação-redução.

Considere que foram testados quatro metais, **X**, **Y**, **W** e **Z**, e se chegaram às seguintes conclusões sobre as suas propriedades:

I – **X** e **Y** deslocam o hidrogénio do ácido clorídrico.

II – Quando se adiciona **Y** a soluções aquosas de sais contendo os catiões dos outros metais formam-se **X**, **W** e **Z** metálicos.

III – Quando se adiciona **Z** a uma solução aquosa contendo iões W^+ estes são deslocados da solução, ou seja forma-se **W** metálico.

5.1 Selecione a alternativa que corresponde à ordenação dos metais **X**, **Y**, **W** e **Z** por ordem crescente do seu poder redutor.

(A) X, W, Z, Y

(B) Y, W, X, Z

(C) W, Z, X, Y

(D) Y, X, Z, W

5.2 Escreva as semirreações de oxidação e redução referentes à situação **III**, considerando que os catiões do metal **Z** são dipositivos.

Teste sobre AL 1.1

Domínio 1: Equilíbrio químico

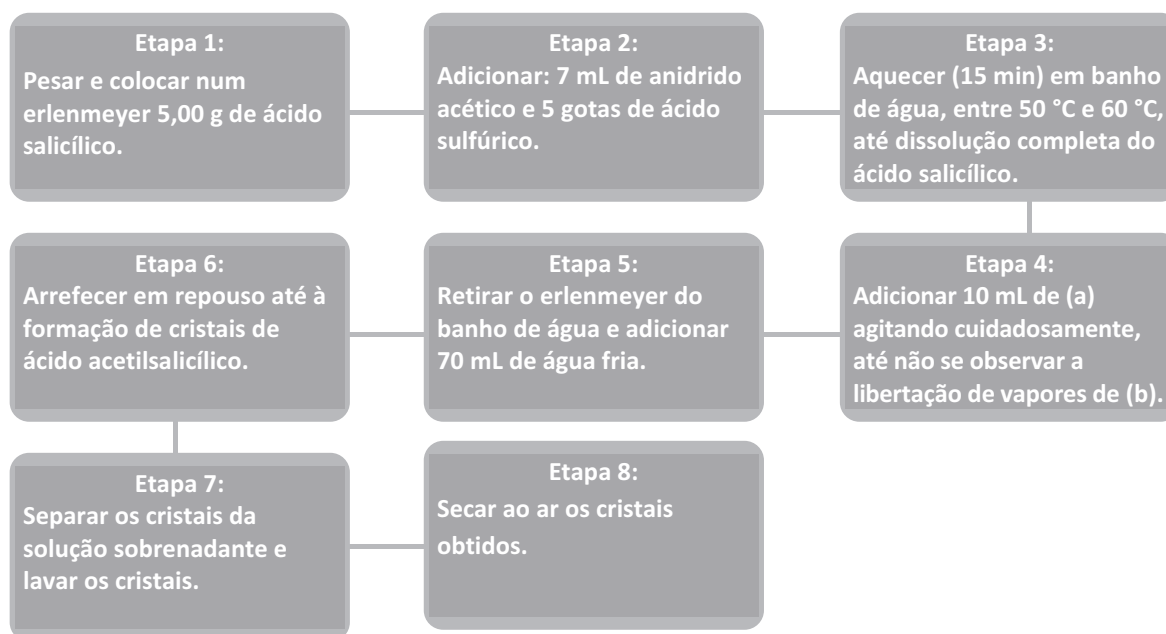
NOME _____ Turma _____ Número _____

AL 1.1: Síntese do ácido acetilsalicílico

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

O ácido acetilsalicílico é o componente ativo de uma série de analgésicos, sendo o mais conhecido a aspirina. A síntese do ácido acetilsalicílico pode ser feita a partir da reação de esterificação entre o ácido salicílico (ácido 2-hidroxibenzoico) e o anidrido acético (ou anidrido etanoico), na presença de ácido sulfúrico.

1. O diagrama seguinte apresenta as várias etapas da síntese laboratorial do ácido acetilsalicílico, $\text{CH}_3\text{COO}(\text{C}_6\text{H}_4)\text{COOH}$.



- 1.1 Selecione a alternativa que contém os termos que devem substituir as letras **(a)** e **(b)**, respetivamente, de modo a completar corretamente a etapa 4 da síntese do ácido acetilsalicílico.

- (A) ... água quente... ácido acético. (B) ... água fria ... ácido acético.
(C) ... água quente ... anidrido acético. (D) ... água fria anidrido acético.

- 1.2 Em relação à etapa 7:

- 1.2.1 Selecione a opção que apresenta a sequência dos procedimentos para separar os cristais de ácido acetilsalicílico da solução sobrenadante.

- (A) Filtração, decantação e secagem. (B) Filtração, secagem e decantação.
(C) Decantação, filtração e secagem. (D) Decantação, secagem e filtração.


1.2.2 Indique o tipo de filtração mais adequado à separação dos cristais.

1.2.3 Os cristais são lavados com água fria. Apresente uma razão justificativa deste procedimento experimental.

1.3 Qual é a finalidade da adição de algumas gotas ácido sulfúrico concentrado à mistura reacional (etapa 2)?

1.4 A avaliação do risco dos reagentes a usar no laboratório faz-se pela leitura da informação de segurança presente no seu rótulo.

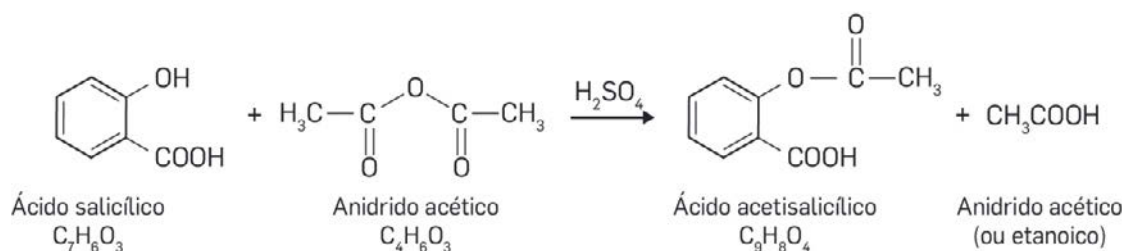
Abaixo apresentam-se os pictogramas de perigo associados ao ácido sulfúrico.

Composição química	H ₂ SO ₄
Pictogramas de perigo	

Em relação a esses pictogramas é correto afirmar que:

- (A) o primeiro está associado à toxicidade por inalação.
- (B) o segundo está associado riscos para a saúde.
- (C) o terceiro está associado à corrosão.
- (D) o quarto está associado a riscos ambientais.

2. A reação de síntese executada pode ser traduzida por:



2.1 Qual é o reagente limitante da reação, considerando que a massa de ácido salicílico e o volume de anidrido acético utilizados são os indicados no diagrama da questão 1?

Dados: A massa molar do C₇H₆O₃ é 138,13 g/mol. A massa volúmica do C₄H₆O₃ é 1,08 g cm⁻³, e a sua massa molar é 102,1 g/mol.

Apresente todas as etapas de resolução.

2.2 Calcule a economia atômica (em %) da síntese do ácido acetilsalicílico por este processo.

2.3 Admita que se obteve uma massa de 4,50 g de cristais de ácido acetilsalicílico. Determine o rendimento da reação de síntese. Apresente todas as etapas de resolução.

2.4 Indique dois fatores que podem ter condicionado o rendimento da reação.

Teste sobre AL 1.2

Domínio 1: Equilíbrio químico

NOME _____ Turma _____ Número _____

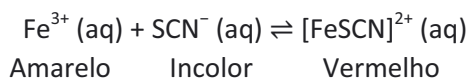
AL 1.2: Efeito da concentração no equilíbrio químico

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

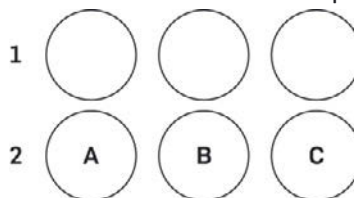
O equilíbrio químico resulta de um balanço entre as reações direta e inversa. Na maioria dos casos esse equilíbrio é bastante sensível. Variações nas condições experimentais podem perturbar o estado de equilíbrio e até alterar a posição do equilíbrio químico.

A concentração (de reagentes ou produtos) é uma das variáveis que podem ser controladas experimentalmente.

1. Com o objetivo de estudar o efeito de alguns fatores que influenciam a evolução de um sistema reacional em equilíbrio, um grupo de alunos realizou um trabalho laboratorial em que utilizou o seguinte equilíbrio:



O efeito da variação da concentração foi estudado usando uma placa de microanálise similar à abaixo:



O grupo de alunos colocou 5 gotas da mistura reacional em equilíbrio, anteriormente preparada, em cada uma das células (linhas 1 e 2). Posteriormente foram feitas alterações à mistura reacional das células da linha 2 (A, B e C). No quadro seguinte apresentam-se as alterações, assim como o registo do efeito de cada uma delas.

Alterações à mistura reacional em equilíbrio	Intensidade da cor vermelha da mistura reacional comparada com a do equilíbrio inicial		Concentração de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ em relação ao equilíbrio inicial	
	menos intensa	mais intensa	aumenta	diminui
A - Adição de 2 gotas de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{aq})$		✓	✓	
B - Adição de 2 gotas de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$	✓		✓	
C - Adição de 2 pequenos cristais de $\text{NaF}(\text{s})$	✓			✓

1.1 Explique os registos feitos pelo grupo de alunos quanto à:

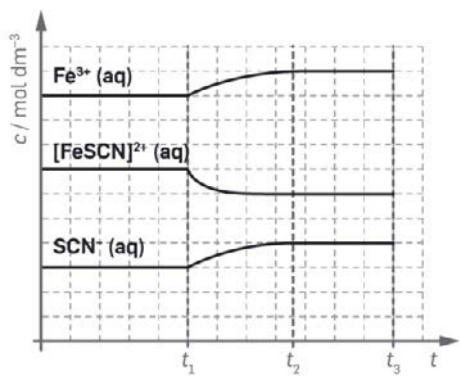
- intensidade da cor vermelha da mistura reacional;
- concentração dos iões Fe^{3+} no novo estado de equilíbrio;

em relação à adição de:

- a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{aq})$. b) $\text{AgNO}_3(\text{aq})$. c) pequenos cristais de $\text{NaF}(\text{s})$.

- | | Concentrações / mol dm ⁻³ | | |
|------------------------------------|--------------------------------------|-------------------------|----------------------------|
| | Fe ³⁺ (aq) | SCN ⁻ (aq) | [FeSCN] ²⁺ (aq) |
| Equilíbrio inicial | 3,91 × 10 ⁻² | 8,02 × 10 ⁻⁵ | 9,22 × 10 ⁻⁴ |
| Equilíbrio após a alteração | 6,27 × 10 ⁻³ | 3,65 × 10 ⁻⁴ | |

2. O gráfico seguinte traduz a evolução, ao longo do tempo, das concentrações das espécies envolvidas na reação de formação do tiocianato de ferro (III). O equilíbrio inicial foi perturbado pelo aumento da temperatura.



- Editável e fotocopiável © Texto | Novo 11Q

Teste sobre AL 2.1

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

NOME _____ Turma _____ Número _____

AL 2.1: Constante de acidez

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

As constantes de ionização dos ácidos são uma medida da sua força em solução e definem-se como constantes de equilíbrio para a reação de ionização dos ácidos em solução. O pH resultante da ionização de um ácido depende do valor dessa constante.

A constante de acidez pode ser determinada utilizando medições de pH e valores da concentração inicial de cada uma das soluções.

Com o objetivo de determinar a constante de acidez do ácido acético, um grupo de alunos realizou uma atividade laboratorial.

Os alunos prepararam quatro soluções de ácido acético com concentrações diferentes e realizaram várias medições de pH, utilizando um sensor devidamente calibrado. Para cada solução, efetuaram três medições de pH, a 25 °C. Organizaram os dados recolhidos numa tabela que se reproduz a seguir.

Solução	[CH ₃ COOH] / mol dm ⁻³	pH	$\overline{\text{pH}}$
A	0,10	2,91	a)
		2,87	
		2,92	
B	0,010	3,41	b)
		3,39	
		3,40	
C	0,0010	3,89	c)
		3,85	
		3,90	
D	0,00010	4,41	d)
		4,36	
		4,40	

- Obtenha o resultado da medição de pH para a solução **A**.
Exprima esse resultado em função do valor mais provável e indicando a incerteza absoluta.
- Complete a tabela.
- Calcule a concentração hidrogeniónica, [H₃O⁺], para cada uma das soluções.

4. Com base nos valores obtidos na alínea anterior e nos valores das concentrações iniciais das soluções de ácido acético, complete o quadro seguinte.

Apresente todas as etapas de resolução.

Solução	$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ / mol dm^{-3}	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ / mol dm^{-3}	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e$ / mol dm^{-3}	K_a
A	0,10	a)	b)	c)
B	0,010	d)	e)	f)
C	0,0010	g)	h)	i)
D	0,00010	j)	k)	l)

5. Calcule o valor mais provável da constante de acidez.
6. Calcule o erro relativo, em percentagem, do valor da constante de acidez determinada a partir dos resultados experimentais.
Considere que o valor da constante de acidez para o ácido acético, a 25 °C, é igual a $1,75 \times 10^{-5}$.
Apresente todas as etapas de resolução.
7. O gráfico seguinte traduz a influência da concentração inicial de um ácido, em solução aquosa, na respetiva percentagem de ionização.

7.1 Com base na informação dada pode concluir-se que:

- (A) a percentagem de ionização de um ácido forte diminui com a diluição.
- (B) quanto mais diluída for a solução aquosa de um ácido fraco, menor é a percentagem de ionização.
- (C) a percentagem de ionização de um ácido fraco depende da sua concentração inicial.
- (D) quanto mais forte for um ácido, menor é a sua percentagem de ionização, para a mesma concentração inicial.



7.2 Em relação às soluções utilizadas na atividade laboratorial, a percentagem de ionização do ácido acético será maior na solução de concentração:

- (A) $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$.
- (B) $0,00010 \text{ mol dm}^{-3}$.
- (C) $0,0010 \text{ mol dm}^{-3}$.
- (D) $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$.

Teste sobre AL 2.2

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

NOME _____ Turma _____ Número _____

AL 2.2: Titulação

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

A volumetria ou titulação volumétrica ácido-base, é um dos exemplos mais clássicos de análise química quantitativa, sendo aplicada para a determinação de concentrações de ácidos e bases, seja em meios aquosos ou não-aquosos.

Esta técnica mantém-se como uma ferramenta auxiliar e útil quando se pretende compreender equilíbrios químicos, principalmente o equilíbrio ácido-base.

1. Um grupo de alunos que estava a trabalhar no laboratório deparou-se com um frasco que continha solução aquosa de hidróxido de bário, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (aq), em cujo rótulo não estava indicada a concentração da solução. Para a determinar, os alunos decidiram realizar uma titulação volumétrica, titulando $20,0 \text{ cm}^3$ da referida solução com uma solução padrão de ácido clorídrico, HCl (aq), de pH igual a 1,30.

Considere que a atividade foi realizada à temperatura de 25°C .

- 1.1 O volume de solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ a titular foi medido com uma ... e colocado, posteriormente, ...

- (A) proveta ... na bureta.
- (B) proveta ... no erlenmeyer.
- (C) pipeta ... na bureta.
- (D) pipeta ... no erlenmeyer.

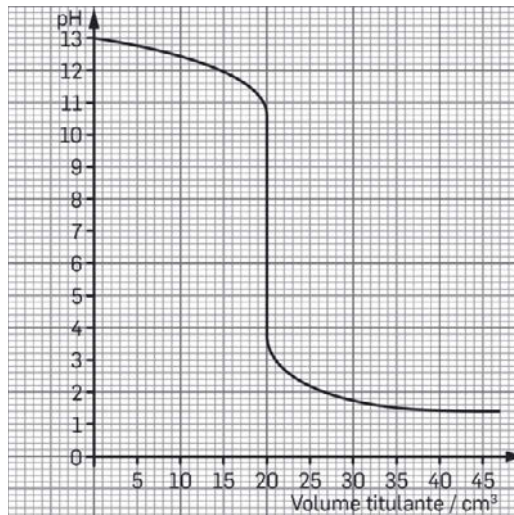
- 1.2 Escreva a equação química que traduz a reação entre a solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ e a solução de HCl .

- 1.3 O ponto de equivalência numa titulação ácido-base é o ponto em que:

- (A) o equilíbrio químico é atingido e mais nenhuma reação poderá ocorrer.
- (B) igual quantidade de ácido e de base estão presentes.
- (C) o ácido e a base estão presentes em quantidades estequiométricas.
- (D) o indicador muda de cor.

1.4 Os alunos utilizaram um sensor de pH que lhes permitiu obter o gráfico seguinte da variação do pH da solução de Ba(OH)_2 , em função do volume de titulante (curva de titulação).

- a) Indique, a partir do gráfico, o volume de titulante adicionado até ao ponto de equivalência da titulação.
- b) Determine a concentração da solução de Ba(OH)_2 .



- c) Indique, justificando com base na informação contida na tabela seguinte, qual dos indicadores será adequado para assinalar o ponto de equivalência desta titulação.

Indicador	Zona de viragem / (pH, a 25 °C)
Azul de timol (na gama ácida)	1,2 a 2,8
Fenolftaleína	8,0 a 9,6
Amarelo de alizarina	10,1 a 12,0

- d) Um dos alunos pretendia utilizar, como indicador, o azul de timol, mas foi impedido pelos restantes elementos do grupo de trabalho.
- O azul de timol não deve ser utilizado nesta titulação porque:
- (A) a mudança de cor ocorre muito antes do ponto de equivalência.
- (B) a mudança de cor ocorre muito depois do ponto de equivalência.
- (C) a mudança de cor ocorre exatamente no ponto de equivalência.
- (D) o ponto de equivalência poderá não ocorrer devido à utilização de um indicador não adequado.

2. No mesmo laboratório, outro grupo de alunos titulou igual volume da referida solução de Ba(OH)_2 com uma solução padrão de ácido fórmico ($K_a = 1,7 \times 10^{-4}$), cuja concentração era igual à da solução de HCl utilizada pelo primeiro grupo.

2.1 Qual terá sido o volume de solução de ácido fórmico adicionado até se atingir o ponto de equivalência? Justifique.

2.2 Compare o valor de pH no ponto de equivalência desta titulação com o da titulação realizada pelo primeiro grupo de alunos.

Teste sobre AL 2.3

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

NOME _____ Turma _____ Número _____

AL 2.3: Série eletroquímica

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Uma série eletroquímica é uma lista de espécies químicas organizada por ordem decrescente da sua capacidade de se oxidarem, ou por ordem crescente do seu poder redutor.

Grupo I

Com o objetivo de comparar a tendência de diversos metais para serem oxidados e respetivos iões para serem reduzidos, um grupo de alunos realizou algumas experiências simples.

Para comparar a reatividade dos metais magnésio, Mg, ferro, Fe, cobre, Cu e estanho, Sn, representa-se, esquematicamente, a grelha de trabalho utilizada pelos alunos.

	Mg (s)	Fe (s)	Cu (s)	Sn (s)
Mg ²⁺ (aq)				
Fe ²⁺ (aq)				
Cu ²⁺ (aq)				
Sn ²⁺ (aq)				

Os alunos começaram por colocar pequenos pedaços (com formas e dimensões semelhantes) de cada um dos metais, em cada uma das células da respetiva coluna. Posteriormente adicionaram o mesmo número de gotas de cada uma das soluções aquosas que continham os iões metálicos, em concentrações semelhantes, sobre cada um dos pedaços de metal.

Na tabela seguinte apresentam-se os resultados obtidos.

	Mg (s)	Fe (s)	Cu (s)	Sn (s)
Mg ²⁺ (aq)		✗	✗	✗
Fe ²⁺ (aq)	✓		✗	✗
Cu ²⁺ (aq)	✓	✓		✓
Sn ²⁺ (aq)	✓	✓	✗	

✓ – ocorre reação

✗ – não ocorre reação

1. Refira as variáveis controladas pelos alunos durante a realização da atividade.

2. Indique, justificando, qual dos metais apresenta:

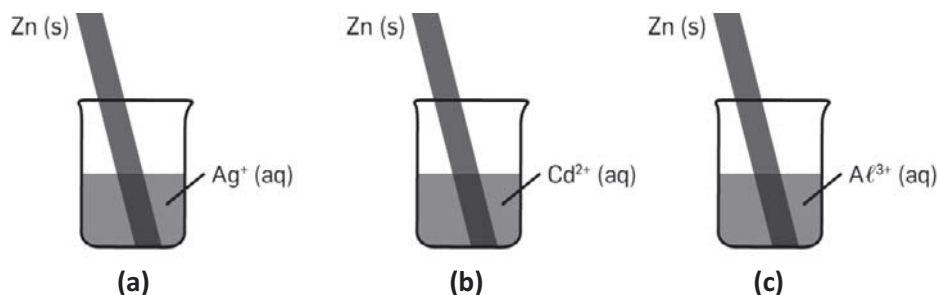
2.1 menor poder redutor.

2.2 maior poder redutor.

3. Indique, justificando, qual dos catiões metálicos apresenta:
 - 3.1 menor poder oxidante.
 - 3.2 maior poder oxidante.
4. Estabeleça a série eletroquímica dos metais testados de acordo com as reações em que cada metal esteve envolvido.
5. Escreva as equações químicas em que esteve envolvido o:
 - 5.1 magnésio.
 - 5.2 ferro.
 - 5.3 estanho.
6. Conclua sobre a possibilidade de algum dos metais testados poder ser utilizado num recipiente que possa conter qualquer uma das soluções usadas. Justifique.

Grupo II

Dispõe-se três copos com soluções aquosas de AgNO_3 , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ e $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Mergulhou-se uma lâmina de zinco em cada copo, como se esquematiza na figura.



O $\text{Al}(\text{s})$ tem o maior poder redutor e o $\text{Cd}(\text{s})$ tem menor poder redutor que o $\text{Zn}(\text{s})$, mas maior do que a $\text{Ag}(\text{s})$.

1. Forma-se um depósito sobre a lâmina de zinco em:
 - (A) (a) e (c).
 - (B) (b) e (c).
 - (C) (a) e (b).
 - (D) (a), (b) e (c).
2. Escreva a(s) semirreação(ões) de redução que ocorre(m).
3. Selecione a opção em que os catiões Ag^+ , Cd^{2+} , Zn^{2+} e Al^{3+} estão ordenados por crescente poder oxidante.
 - (A) Ag^+ , Cd^{2+} , Zn^{2+} , Al^{3+}
 - (B) Al^{3+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Ag^+
 - (C) Zn^{2+} , Ag^+ , Cd^{2+} , Al^{3+}
 - (D) Ag^+ , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Al^{3+}

Teste sobre AL 2.4

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

NOME _____ Turma _____ Número _____

AL 2.4: Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Para a maior parte dos compostos iónicos, especialmente os sais, a solubilidade em água varia com a temperatura. Quando a solubilidade é um processo endotérmico, o aumento de temperatura do sistema provoca o aumento da solubilidade. É o que sucede na maioria das vezes, embora haja exceções.

As curvas de solubilidade ilustram o modo como a solubilidade de um soluto sólido varia com a temperatura.

Com o objetivo de estudar a influência da temperatura na solubilidade de um soluto sólido e construir a respetiva curva de solubilidade, realizou-se uma atividade laboratorial.

Nessa atividade, os alunos dissolveram diferentes massas de nitrato de potássio, KNO_3 , em 10 mL (10 g) de água e mediram o valor da temperatura mínima, à qual a dissolução é completa.

Organizaram os dados recolhidos numa tabela que se reproduz a seguir.

$m(\text{KNO}_3) / \text{g}$	$T / ^\circ\text{C}$	Solubilidade / (g de KNO_3 /100 g de água)
2,20	10	a)
3,30	20	b)
4,60	30	c)
6,20	40	d)
8,10	50	e)
10,60	60	f)

- Indique a incerteza de leitura associada à balança digital utilizada para medir as massas registadas na tabela.
- Complete a tabela, determinando os valores da solubilidade do KNO_3 para cada uma das temperaturas medidas.
- Trace a curva de solubilidade do KNO_3 .
- Com base no gráfico, estime:
 - o valor da solubilidade a 44°C .
 - o valor da solubilidade a 25°C , expressa em mol/dm^3 (considere que a massa volúmica da solução é $1,17 \text{ g cm}^{-3}$).
 - o valor da temperatura a que uma solução cuja composição, a 70°C , é de $90 \text{ g } (\text{KNO}_3)/100 \text{ g}$ de água, fica saturada.
 - a percentagem em massa de KNO_3 numa solução saturada a 54°C .

- 4.5 a percentagem em massa de KNO_3 , relativamente à massa de sal dissolvido, que pode precipitar quando 100 g de uma solução saturada a 54°C é arrefecida até 25°C .
5. Determine o erro percentual para a solubilidade do nitrato de potássio a 50°C , considerando que o valor tabelado é $75,0\text{ g }(\text{KNO}_3)/100\text{g de água}$.

Teste 1

NOME _____ Turma _____ Número _____

Aspetos quantitativos das reações químicas Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Grupo I

O ácido sulfúrico, H_2SO_4 , é um produto químico de larga aplicação na indústria uma vez que é um composto muito versátil quanto à sua utilização. Tem tal variedade de aplicações que o seu consumo é um índice de medição do grau de industrialização e prosperidade de um país.

Na produção industrial do ácido sulfúrico utiliza-se, atualmente, o processo de contacto. Este processo envolve, basicamente, as seguintes etapas:

- obtenção do dióxido de enxofre, SO_2 ;
- conversão catalítica do dióxido de enxofre, SO_2 , a trióxido de enxofre, SO_3 ;
- absorção do trióxido de enxofre, SO_3 .

1. Na primeira etapa o SO_2 é obtido, principalmente, a partir da combustão do enxofre, S, ou da ustulação da pirite (quimicamente sulfureto de ferro II, FeS_2).

1.1 Escreva a equação química que traduz a reação de formação do SO_2 a partir da combustão de S.

1.2 A ustulação da pirite consiste no seu aquecimento a temperatura elevada e na presença de oxigénio. A reação que ocorre pode ser traduzida pela seguinte equação:



Determine, para produzir 50 kmol de $\text{SO}_2 (\text{g})$:

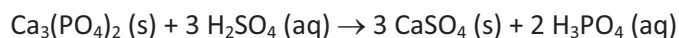
1.2.1 a massa de sulfureto de ferro que deve ser utilizada, considerando a reação completa. Apresente todas as etapas de resolução.

1.2.2 o volume mínimo de ar necessário, sabendo que a percentagem em volume de oxigénio no ar é 21%. A densidade do oxigénio, nas condições da reação, é $0,70 \text{ g dm}^{-3}$. Apresente todas as etapas de resolução.

1.2.3 as frações molares dos constituintes da mistura gasosa obtida após a reação, considerando que o excesso de ar utilizado foi 60%, e que este é constituído essencialmente por O_2 e N_2 . Apresente todas as etapas de resolução.

2. Uma das principais aplicações do ácido sulfúrico, H_2SO_4 , como matéria-prima é a sua utilização na produção de ácido fosfórico, H_3PO_4 , que é usado na produção de fertilizantes.

O H_3PO_4 pode ser produzido a partir da reação de H_2SO_4 com o mineral apatite, constituído por fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Esta reação pode ser traduzida pela seguinte equação química:



Determine a quantidade máxima de H_3PO_4 produzido quando se faz reagir 100 kg de apatite com 200 kg de H_2SO_4 . Apresente todas as etapas de resolução.

3. Após um acidente com um camião que derramou na estrada 4,5 toneladas de H_2SO_4 , a equipa técnica utilizou cal viva (óxido de cálcio, CaO) para neutralizar o ácido. Esta reação pode ser traduzida pela seguinte equação química:



O CaO é obtido a partir da decomposição térmica do calcário (carbonato de cálcio, CaCO_3 , impuro) traduzido por:



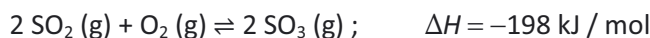
Determine a massa de calcário com 80% em massa de CaCO_3 , que seria necessária para produzir a massa mínima de cal, que deve ser utilizada para neutralizar o ácido derramado no acidente.

Admita que o rendimento da reação de decomposição térmica do calcário foi de 50%.

Apresente todas as etapas de resolução.

Grupo II

A reação envolvida na segunda etapa da produção industrial do H_2SO_4 , referida no texto do grupo anterior, é crucial neste processo. Trata-se de uma reação reversível, na presença de um catalisador e que se pode traduzir por:



1. Num reator de 1,0 L de capacidade, introduziram-se 0,10 mol de $\text{O}_2 (\text{g})$ e 0,10 mol de $\text{SO}_3 (\text{g})$, a uma determinada temperatura. A reação que predomina até o sistema químico atingir o equilíbrio é a reação inversa.

Depois do sistema químico atingir o estado de equilíbrio verifica-se que:

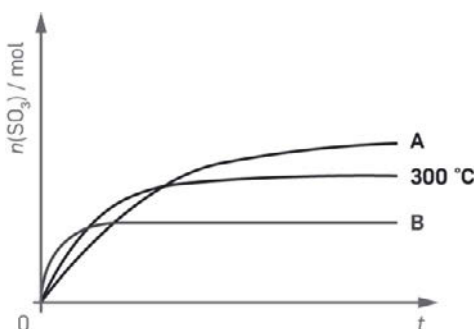
(A) $[\text{O}_2] < [\text{SO}_3]$

(C) $[\text{SO}_3] < [\text{O}_2]$

(B) $[\text{O}_2] = [\text{SO}_2]$

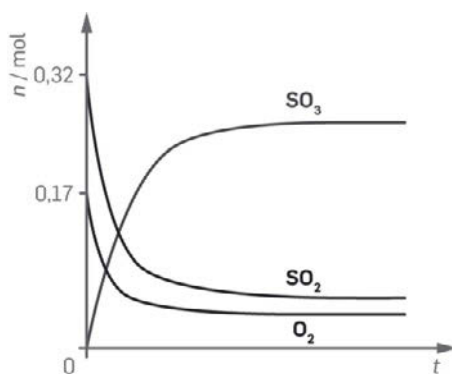
(D) $[\text{SO}_3] = [\text{SO}_2] = [\text{O}_2]$

2. O gráfico seguinte representa a evolução, ao longo do tempo, t , da quantidade de SO_3 (g), a pressão constante, para três temperaturas diferentes.



Conclua, justificando, qual das curvas, **A** ou **B**, representa a variação da quantidade de SO_3 (g) a uma temperatura superior a 300 °C.

3. O catalisador mais utilizado na indústria para a conversão do SO_2 a SO_3 é o pentóxido de vanádio, V_2O_5 . O papel do catalisador consiste em:
- (A) aumentar a constante de equilíbrio já que a formação do produto é favorecida.
 - (B) aumentar a velocidade com que o equilíbrio é atingido sem alterar a composição da mistura reacional no equilíbrio.
 - (C) deslocar o equilíbrio no sentido da reação direta.
 - (D) tornar a reação inversa mais lenta.
4. O gráfico apresenta a evolução, ao longo do tempo, das quantidades de cada espécie química presentes num reator com a capacidade de 1,00 L à temperatura de 700 °C.



- 4.1 Depois do sistema reacional atingir o equilíbrio, verificou-se que o grau de conversão do SO_2 em SO_3 tinha sido de 80,5%.
- Determine o valor da constante de equilíbrio da reação de conversão do SO_2 em SO_3 , à temperatura de 700 °C.
- Apresente todas as etapas de resolução.

4.2 O valor da constante de equilíbrio será diferente se se partir:

- (A) de concentrações iniciais diferentes de SO_2 (g) e O_2 (g), mas mantendo a temperatura do sistema em equilíbrio.
- (B) de concentrações iniciais diferentes de SO_2 (g), de O_2 (g) e de SO_3 (g), mantendo a temperatura do sistema em equilíbrio.
- (C) de concentração inicial diferente de SO_3 (g), mas das mesmas concentrações iniciais de SO_2 (g) e de O_2 (g), mantendo a temperatura do sistema em equilíbrio.
- (D) das mesmas concentrações iniciais de SO_2 (g) e O_2 (g), mas alterando a temperatura do sistema em equilíbrio.

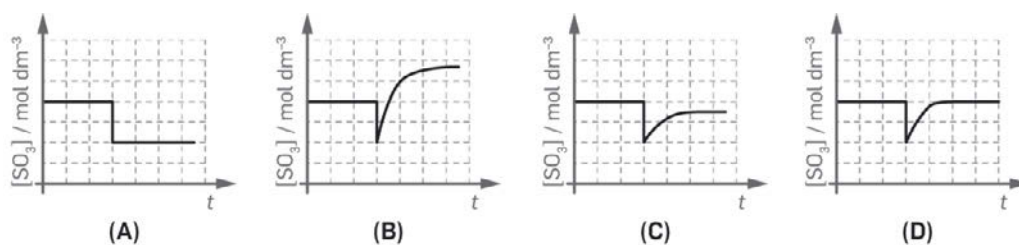
4.3 Considere que num determinado instante, depois de atingido o estado de equilíbrio à temperatura de 700°C :

4.3.1 se aumenta a concentração de O_2 (g).

Conclua, justificando, como variará o quociente da reação, após o aumento da concentração de O_2 (g), até ser atingido um novo estado de equilíbrio, à mesma temperatura.

4.3.2 se remove SO_3 (g) do sistema reacional.

Qual dos gráficos representa a evolução da concentração de SO_3 (g), ao longo do tempo, até ser atingido um novo estado de equilíbrio?



5. Que condições de temperatura e pressão aumentam o rendimento da reação de conversão do SO_2 (g) em SO_3 (g)?

- (A) Temperatura baixa e pressão elevada.
- (B) Temperatura e pressão baixas.
- (C) Temperatura e pressão elevadas.
- (D) Temperatura elevada e pressão baixa.

6. Quando se provoca um aumento do volume do sistema reacional, a temperatura constante, a reação _____ é favorecida e o valor da constante de equilíbrio _____

- (A) inversa ... diminui.
- (B) direta ... aumenta.
- (C) inversa ... permanece constante.
- (D) direta ... permanece constante.

Grupo III

Um bom exemplo de aplicação dos princípios da «química verde» é a produção industrial do óxido de etileno ou epóxi-etano (nome IUPAC) que, entre outras aplicações, é usado na esterilização de materiais de uso médico, nomeadamente materiais termossensíveis, devido às suas excelentes propriedades de esterilização a baixa temperatura.

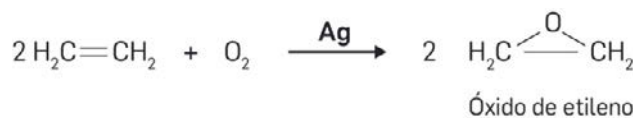
1. O processo original de produção do óxido de etileno usava o 2-cloroetanol e o hidróxido de cálcio, de acordo com a seguinte reação:



1.1 Calcule a economia atómica percentual para este processo.

1.2 Este processo de produção do óxido de etileno pode ser considerado um processo «verde»? Justifique.

2. Posteriormente, foi desenvolvido um processo alternativo a partir do eteno e do oxigénio, usando como catalisador a prata.



Justifique, a partir da informação fornecida, a afirmação seguinte.

«O processo de síntese do óxido de etileno a partir do eteno e do oxigénio é um bom exemplo de aplicação dos princípios da «química verde».»

FIM

COTAÇÕES

Grupo I						Grupo II									Grupo III		
1.1	1.2.1	1.2.2	1.2.3	2	3	1	2	3	4.1	4.2	4.3.1	4.3.2	5	6	1.1	1.2	2
8	12	12	16	12	16	8	16	8	16	8	12	8	8	8	8	12	12
76						92									32		

Teste 2

NOME _____ Turma _____ Número _____

Reações ácido-base

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Grupo I

A água da chuva é proveniente, principalmente, da água evaporada dos mares e lagos que, ao elevar-se na atmosfera, encontra ar frio e condensa na forma de gotas. Ao caírem, as gotas de água dissolvem alguns componentes da atmosfera, como matéria particulada, poeiras e gases.

A quantidade de óxidos de enxofre e óxidos de nitrogénio na atmosfera terrestre tem vindo a aumentar ao longo dos anos, o que, por sua vez, tem como consequência o aumento do fenómeno designado por «chuva ácida».

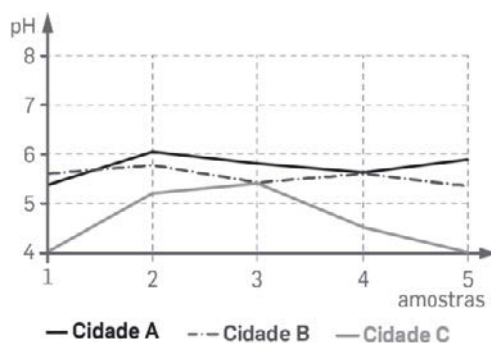
Na ausência de poluição, a água que forma as nuvens dissolve o dióxido de carbono presente na atmosfera originando ácido carbónico; em consequência, a água da chuva, já tem um carácter ligeiramente ácido, possuindo um pH entre 5 e 6.

No entanto, a chamada chuva ácida tem um pH muito inferior a este valor. Este termo é usado para descrever os diversos tipos de acidez atmosférica, a qual se manifesta sob duas formas, a forma húmida (chuva, nevoeiro e neve) e a forma seca (partículas sólidas e gases).

O termo chuva ácida foi usado pela primeira vez por Robert Angus Smith, químico e climatólogo inglês. Ele usou esta expressão para descrever a precipitação ácida que ocorreu sobre a cidade de Manchester no início da Revolução Industrial.

Com o desenvolvimento e avanço industrial, os problemas inerentes às chuvas ácidas têm-se tornado cada vez mais preocupantes.

1. O gráfico seguinte apresenta alguns dos resultados obtidos na monitorização da acidez da água da chuva em três cidades A, B e C.



1.1 Com base na informação dada, pode afirmar-se que:

- (A) As cidades **A** e **B** registaram chuvas ácidas durante a monitorização.
- (B) O pH das amostras monitorizadas contempla a totalidade da deposição ácida.
- (C) O pH da água da chuva registado na cidade **B** deve-se essencialmente à presença de dióxido de enxofre na atmosfera.
- (D) As únicas amostras que se podem considerar como sendo de chuva ácida correspondem à cidade **C**.

1.2 Na tabela seguinte apresentam-se os valores de pH de duas das amostras de água da chuva recolhidas nas cidades **A** e **C**, à temperatura de 25 °C.

Cidade	A	C
pH	5,5	4

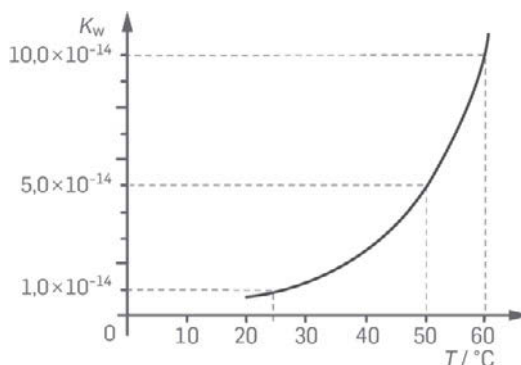
1.2.1 Com base na informação dada, pode afirmar-se que:

- (A) A concentração de H_3O^+ na água da chuva recolhida na cidade **A** é 1,5 vezes inferior à da água da chuva recolhida na cidade **C**.
- (B) A água da chuva recolhida na cidade **A** é a que tem maior valor de pOH.
- (C) A água da chuva da cidade **C** é a que apresenta uma menor concentração em iões OH^- .
- (D) A água da chuva recolhida na cidade **C** é a que tem menor valor de pOH.

1.2.2 Um aumento de acidez de cerca de 150% na água da chuva da cidade **A**, em relação ao valor da amostra recolhida, determinará um pH de cerca de...

- (A) 11,0.
- (B) 5,1.
- (C) 2,2.
- (D) 3,0.

1.3 Uma amostra da água da chuva da cidade **B** foi destilada e recolhida sem entrar em contacto com o CO_2 presente no ar, à temperatura de 50 °C.



1.3.1 Com base na informação dada e no gráfico anterior, pode afirmar-se que:

- (A) Nas condições em que a água foi recolhida apresentava um pH igual a 7.
- (B) O pH da água recolhida tende a aumentar à medida que a temperatura diminui.
- (C) A água recolhida só apresentará um pH igual a 7 quando em contacto com o CO_2 presente no ar.
- (D) A autoionização da água é um processo exotérmico.

1.3.2 Determine o pH de uma amostra pura de água à temperatura de 60°C .

2. Escreva as equações químicas que traduzem as reações referidas no terceiro parágrafo do texto e justifique o carácter químico da água da chuva.

3. A contribuição da presença de óxidos de nitrogénio na atmosfera para o aumento da acidez da água da chuva resulta da formação dos ácidos nítrico, HNO_3 , e nitroso, HNO_2 , quando os referidos óxidos reagem com a água da chuva.

Duas soluções equimolares de ácido nítrico e de ácido nitroso têm respetivamente $\text{pH} = 1,00$ e $\text{pH} = 2,15$, a 25°C .

3.1 Compare a força relativa dos ácidos HNO_3 e HNO_2 , com base na extensão das respetivas reações de ionização em solução aquosa.

3.2 Calcule a constante de basicidade, K_b , do ião nitrito, NO_2^- , à temperatura de 25°C .

Apresente todas as etapas de resolução.

4. As chuvas ácidas são as principais responsáveis pelo desgaste de mármore e calcários. Estes materiais são constituídos essencialmente por carbonato de cálcio que ao reagir com os ácidos liberta dióxido de carbono. Esta reação pode ser traduzida pela seguinte equação química:



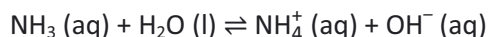
Sabendo que 200 L de chuva ácida provocaram numa estátua de mármore (constituída por 95% de carbonato de cálcio) um desgaste de 35,0 g na sua massa, determine o pH da chuva que provocou este desgaste.

Apresente todas as etapas de resolução.

Grupo II

O amoníaco, NH_3 , é uma matéria-prima muito utilizada na indústria química, nomeadamente, no fabrico de ácido nítrico, HNO_3 , que também se dissolve em água, dando origem a uma solução básica. A constante de basicidade de $\text{NH}_3 (\text{aq})$ é $1,8 \times 10^{-5}$, a 25°C .

A reação de ionização do NH_3 em água pode ser representada por:



1. Identifique os pares conjugados ácido-base nesta reação.

2. Qual das seguintes expressões numéricas permite calcular a constante de acidez do ácido conjugado de NH_3 (aq), a 25°C ?

(A) $\frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}$

(B) $\frac{1,0 \times 10^{-7}}{1,8 \times 10^{-5}}$

(C) $\frac{1}{1,8 \times 10^{-5}}$

(D) $\frac{1,8 \times 10^{-5}}{1,0 \times 10^{-14}}$

3. Preparou-se 100 mL de uma solução aquosa de NH_3 , tendo-se registado um $\text{pH} = 11$, a 25°C .

3.1 Calcule a concentração de NH_3 não ionizado na solução.

Apresente todas as etapas de resolução.

3.2 Determine o volume de HNO_3 $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$ necessário para neutralizar totalmente a solução de NH_3 preparada. Considere que a concentração de NH_3 é $5,7 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

Apresente todas as etapas de resolução.

Grupo III

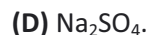
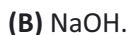
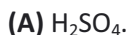
O pH tem uma importância significativa nos processos de laboratório, da indústria e dos organismos vivos.

Pode ser avaliado de uma forma simples, usando-se indicadores ácido-base.

Os indicadores são geralmente ácidos ou bases orgânicos fracos, em que as formas ácida e básica dos respetivos pares conjugados (HInd/Ind^-) são responsáveis por cores diferentes.

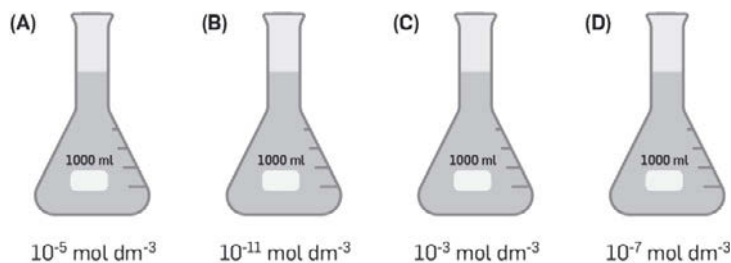
1. O alaranjado de metilo é um indicador ácido-base que tem uma zona de viragem compreendida entre 3,2 e 4,4; para $\text{pH} < 3,2$ é vermelho e para $\text{pH} > 4,4$ é amarelo.

1.1 Ao adicionarmos umas gotas do indicador alaranjado de metilo a uma solução desconhecida, observa-se que a solução fica alaranjada. Considerando as soluções seguintes, de igual concentração, pode-se afirmar que a solução desconhecida é a solução de:



1.2 Na figura seguinte apresentam-se quatro soluções aquosas e a respetiva concentração em OH^- .

Quando são adicionadas algumas gotas do indicador alaranjado de metilo, a cada uma das soluções, a que se torna vermelha é a solução:



2. Em três experiências diferentes, misturou-se uma solução aquosa de HNO_3 com uma solução aquosa de KOH , de igual concentração. Após a mistura das soluções, adicionou-se um determinado indicador. Na tabela seguinte apresenta-se os resultados obtidos.

	Experiência I	Experiência II	Experiência III
Reagentes	5 mL de HNO_3 + 2 mL de KOH	5 mL de HNO_3 + 5 mL de KOH	5 mL de HNO_3 + 8 mL de KOH
Cor do indicador	Vermelha	Laranja	Amarela

2.1 Com base na informação apresentada indique, justificando, a cor do indicador em:

- a) meio ácido; b) meio básico.

2.2 Se se misturarem as soluções da experiência I com as da experiência III, que cor apresentará o indicador? Justifique.

FIM

COTAÇÕES

Grupo I									Grupo II				Grupo III				
1.1	1.2.1	1.2.2	1.3.1	1.3.2	2	3.1	3.2	4	1	2	3.1	3.2	1.1	1.2	2.1a	2.1b	2.2
8	8	8	8	12	12	12	16	16	8	8	16	16	8	8	12	12	12
100									48				52				

Teste 3

NOME _____ Turma _____ Número _____

Reações de oxidação-redução Soluções e equilíbrio de solubilidade.

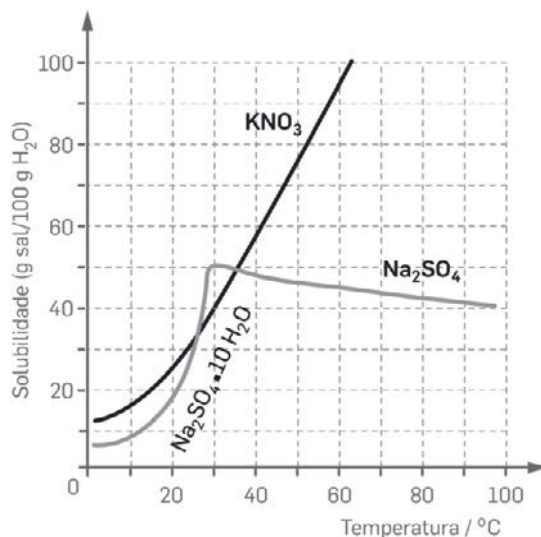
Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Grupo I

A água do mar cobre mais de 70% da superfície terrestre, e 97,5% é salgada. A água do mar é salgada devido aos diversos sais que nela se encontram dissolvidos, sendo o NaCl o mais abundante. As águas dos diferentes mares podem ser mais ou menos salgadas, por entrada de água doce e por ação de temperaturas mais ou menos elevadas, mas a proporção em que os vários solutos estão presentes mantém-se.

A composição da água do mar é consequência da maior ou menor abundância em que essas várias substâncias existem e das respectivas solubilidades na água.

1. Alguns dos sais presentes na água do mar apresentam diferentes valores de solubilidade. O gráfico representa a variação da solubilidade de dois sais em água em função da temperatura.

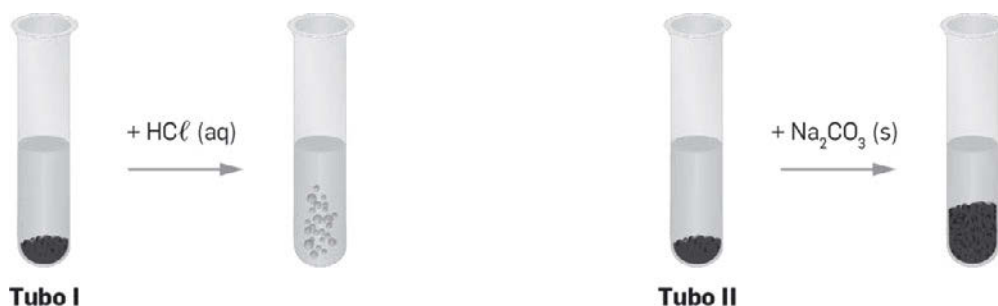


1.1 Com base na informação dada pode afirmar-se que:

- (A) uma solução contendo 40 g de nitrato de potássio por 100 g de água, no intervalo de 0 $^{\circ}\text{C}$ a 30 $^{\circ}\text{C}$, é insaturada.
- (B) o processo de dissolução do $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ é endotérmico, enquanto a dissolução do Na_2SO_4 é um processo exotérmico.
- (C) o sal menos solúvel, a 50 $^{\circ}\text{C}$, é o nitrato de potássio.
- (D) a solubilidade do Na_2SO_4 aumenta com o aumento da temperatura.

- 1.2** Adicionaram-se 80 g de nitrato de potássio, KNO_3 , a 100 g de água, a 50 °C. Verifique se a essa temperatura há equilíbrio de solubilidade.
- 1.3** Preveja o que acontecerá a uma solução saturada em sulfato de sódio, a 40 °C, quando se aumenta a temperatura de 40 °C para 60 °C.
- 2.** A água do mar é de grande interesse para a indústria, pois os sais nela dissolvidos podem ser matérias-primas importantes para diversos processos.
- A concentração em massa de iões magnésio numa água do mar é $1,3 \mu\text{g L}^{-1}$.
- Num dos processos industriais de recuperação do magnésio, provoca-se a sua precipitação sob a forma de hidróxido de magnésio. O produto de solubilidade do hidróxido de magnésio, Mg(OH)_2 , em água é $7,1 \times 10^{-12}$, a 25 °C.
- 2.1** Escreva a equação química que traduz o equilíbrio de solubilidade do hidróxido de magnésio em água.
- 2.2** Preveja o valor de pH a partir do qual ocorrerá precipitação do hidróxido de magnésio, a 25 °C.
- Apresente todas as etapas de resolução.
- 2.3** A adição de algumas gotas de HCl a uma solução saturada de hidróxido de magnésio irá originar:
- (A)** uma diminuição da concentração dos iões OH^- , permanecendo constante a concentração dos iões Mg^{2+} .
 - (B)** um aumento das concentrações dos iões OH^- e Mg^{2+} .
 - (C)** uma diminuição da concentração dos iões Mg^{2+} e um aumento da concentração dos iões OH^- .
 - (D)** um aumento da concentração dos iões Mg^{2+} e uma diminuição da concentração dos iões OH^- .
- 3.** Com o objetivo de simular água do mar, um grupo de alunos adicionou uma solução que continha iões cálcio, Ca^{2+} , a outra que continha iões carbonato, CO_3^{2-} , para que as concentrações dos referidos iões na solução resultante da mistura fossem, respetivamente, $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ e $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, a 25 °C.
- O produto de solubilidade do carbonato de cálcio, em água, é $4,5 \times 10^{-9}$, a 25 °C.
- 3.1** Mostre, com base no valor do quociente da reação, que as concentrações dos iões cálcio e carbonato, na solução preparada, diminuem até se estabelecer o equilíbrio.
- 3.2** Determine o valor máximo da massa de carbonato de cálcio que é possível dissolver num litro de solução saturada, a 25 °C.
- Apresente todas as etapas de resolução.

3.3 Com o objetivo de estudar o efeito da presença de outras espécies em solução na solubilidade do carbonato de cálcio, o grupo de alunos adicionou a dois tubos de ensaio, **I** e **II**, parte da solução saturada preparada anteriormente, de CaCO_3 (aq) em equilíbrio com CaCO_3 (s). Posteriormente, adicionou à solução contida no tubo I algumas gotas de ácido clorídrico, HCl (aq) e à solução contida no tubo II pequenas quantidades de carbonato de sódio sólido, Na_2CO_3 (s). A figura seguinte ilustra os resultados obtidos.



Explique as alterações da solubilidade de CaCO_3 verificadas no:

3.3.1 tubo I.

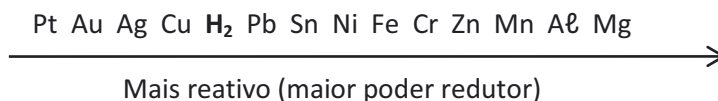
3.3.2 tubo II.

Grupo II

De um modo geral, a corrosão é um processo resultante da ação do meio sobre um determinado material, provocando a sua deterioração. A corrosão eletroquímica é um processo espontâneo, passível de ocorrer quando um metal está em contato com um eletrólito, onde acontecem reações de oxidação-redução.

1. Os efeitos corrosivos da água do mar podem ser observados em artefactos no fundo do mar como, por exemplo, moedas antigas.

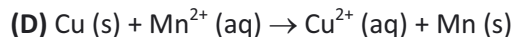
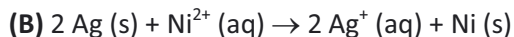
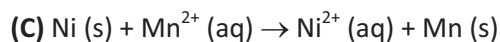
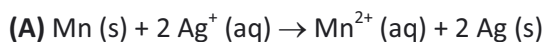
1.1 Considere que as moedas encontradas eram de prata, ouro e cobre. Indique, justificando com base na informação fornecida a seguir, quais as moedas que se poderiam encontrar em melhor estado.



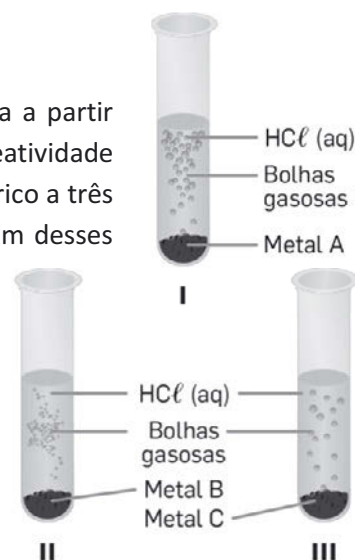
1.2 Compare, justificando, o poder oxidante dos iões Ag^+ , Au^{3+} e Cu^{2+} .

2. A série eletroquímica permite prever quais os elementos que reagem espontaneamente com outros, provocando a sua oxidação ou redução.

Com base na informação fornecida em **1.1** pode afirmar-se que um processo espontâneo está representado em:



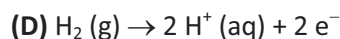
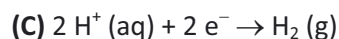
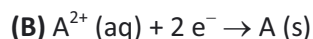
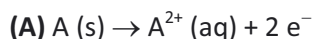
3. A reatividade de alguns metais em meio ácido pode ser comparada a partir dos resultados de algumas experiências simples. Para comparar a reatividade de três metais, **A**, **B** e **C**, adicionou-se solução aquosa de ácido clorídrico a três tubos de ensaio, cada um contendo um pequeno pedaço de cada um desses metais. A figura seguinte ilustra os resultados obtidos.



3.1 Identifique o gás que se liberta nos tubos de ensaio.

3.2 Compare, justificando, o poder redutor dos metais **A**, **B** e **C**.

3.3 A semirreação de redução que ocorre no tubo de ensaio **A**, pode ser traduzida por:



4. A corrosão origina problemas técnicos e económicos graves. Diminui a duração dos produtos metálicos, principalmente de ferro e de aço, presentes em edifícios, pontes, navios, etc.

4.1 Uma forma de prevenir este processo consiste em ligar o ferro a um metal de sacrifício que o proteja do processo de oxidação.

Aumento do poder redutor ↑	Zinco	$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn$
	Cromo	$Cr^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons Cr$
	Ferro	$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe$
	Cobalto	$Co^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Co$
	Níquel	$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni$

Justificando, com base na informação apresentada, indique qual a opção que contempla o metal que se deve usar para fazer a proteção do ferro.

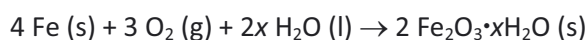
(A) Ni

(B) Co

(C) Cr

(D) Zn

4.2 A formação da ferrugem à temperatura ambiente ocorre segundo a reação global seguinte:



Verifique que a formação de ferrugem é uma reação de oxidação-redução.

FIM

COTAÇÕES

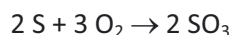
Grupo I										Grupo II							
1.1	1.2	1.3	2.1	2.2	2.3	3.1	3.2	3.3.1	3.3.2	1.1	1.2	2.	3.1	3.2	3.3	4.1	4.2
8	12	12	8	16	8	12	12	16	16	12	12	8	8	16	8	8	8
120										80							

Subdomínio 1.1: Aspetos quantitativos das reações químicas

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.
Para cada uma das questões, assinale a alternativa correta no espaço correspondente da folha de respostas.

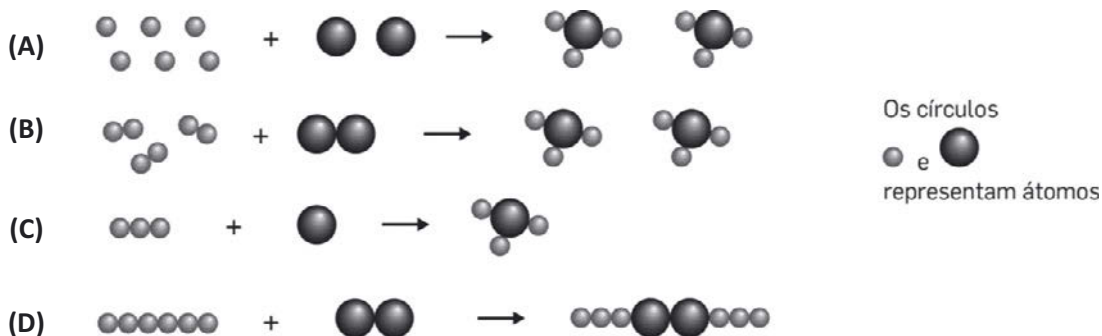
Grupo I

1. Uma equação química é a representação qualitativa e quantitativa de uma reação química.
A reação de combustão do enxofre pode ser traduzida por:

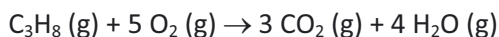


Qual das interpretações da equação química é **incorreta**?

- (A) 2 átomos de S + 3 moléculas de $\text{O}_2 \rightarrow 2$ moléculas de SO_3
(B) 2 mol de S + 3 mol de $\text{O}_2 \rightarrow 2$ mol de SO_3
(C) 2 g de S + 3 g de $\text{O}_2 \rightarrow 2$ g de SO_3
(D) 5 mol de reagentes $\rightarrow 2$ mol de produto
2. O amoníaco, NH_3 , obtém-se industrialmente através do processo de Haber-Bosch, fazendo reagir, em condições apropriadas, hidrogénio e nitrogénio gasosos.
Qual das seguintes representações pode traduzir a reação de síntese do amoníaco?



3. Atualmente a principal fonte de energia para os automóveis ou para uso doméstico ainda é a combustão de combustíveis fósseis. Os produtos resultantes da combustão dos hidrocarbonetos são dióxido de carbono e vapor de água. A combustão do propano pode ser traduzida por:



Qual é a quantidade de dióxido de carbono produzida na combustão completa de 2,6 mol de propano?

- (A) 0,87 mol (B) 2,6 mol (C) 3,9 mol (D) 7,8 mol

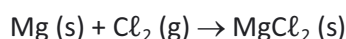
Grupo II

1. Nas reações químicas, os reagentes raramente são utilizados nas proporções estequiométricas. Selecione a(s) alternativa(s) que completa(m) corretamente a frase seguinte.

Numa reação química o reagente limitante...

- (A) ... é o reagente cuja massa é menor.
- (B) ... é o reagente cuja quantidade é superior à prevista pela proporção estequiométrica.
- (C) ... é o reagente cuja quantidade condiciona a quantidade de produtos formados.
- (D) ... não existe se os reagentes se encontrarem nas proporções estequiométricas.

2. A reação entre o magnésio metálico e o cloro gasoso pode ser traduzida por:

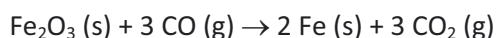


Em qual das seguintes condições reacionais o magnésio é o reagente limitante?

- (A) $3,0 \times 10^{23}$ átomos de Mg reagem com $1,5 \times 10^{23}$ moléculas de Cl_2 .
- (B) 0,04 mol de Mg reagem com 0,08 mol de Cl_2 .
- (C) $1,5 \times 10^{21}$ átomos de Mg reagem com $1,5 \times 10^{21}$ moléculas de Cl_2 .
- (D) 0,16 mol de Mg reagem com 0,08 mol de Cl_2 .

3. Um dos processos industriais de extração do ferro metálico a partir da hematite (minério de ferro em que o principal constituinte é o óxido de ferro (III), Fe_2O_3) utiliza o monóxido de carbono.

A reação global envolvida no processo siderúrgico pode ser traduzida por:



- 3.1 Fazendo reagir 10 moles de Fe_2O_3 (s) com 15 moles de CO (g) será possível obter:

- (A) 10 moles de Fe (s), sendo o CO (g) o reagente limitante.
- (B) 10 moles de Fe (s), sendo o Fe_2O_3 (s) o reagente limitante.
- (C) 20 moles de Fe (s), sendo o CO (g) o reagente limitante.
- (D) 20 moles de Fe (s), sendo o Fe_2O_3 (s) o reagente limitante.

- 3.2 Qual é, numa outra situação, a massa de óxido de ferro que é necessário fazer reagir para se obter, na prática, 8,4 kg de ferro, admitindo que aquela reação apresenta um rendimento médio de 80%?

- (A) 9,6 kg (B) 12 kg (C) 15 kg (D) 30 kg

- 3.3 Selecione a alternativa que apresenta o valor da massa de hematite, contendo 20% (*m/m*) de impurezas, que seria necessária para obter a mesma massa de ferro da alínea anterior, admitindo o mesmo rendimento.

- (A) 37,5 kg (B) 19 kg (C) 15 kg (D) 12 kg

Folha de Respostas

Miniteste 1

NOME _____ N.º _____ Ano _____ Turma _____ Data ____/____/____

Grupo I

	A	B	C	D
1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Grupo II

1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Subdomínio 1.2: Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

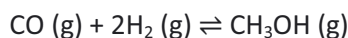
Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.
Para cada uma das questões, assinale a alternativa correta no espaço correspondente da folha de respostas.

Grupo I

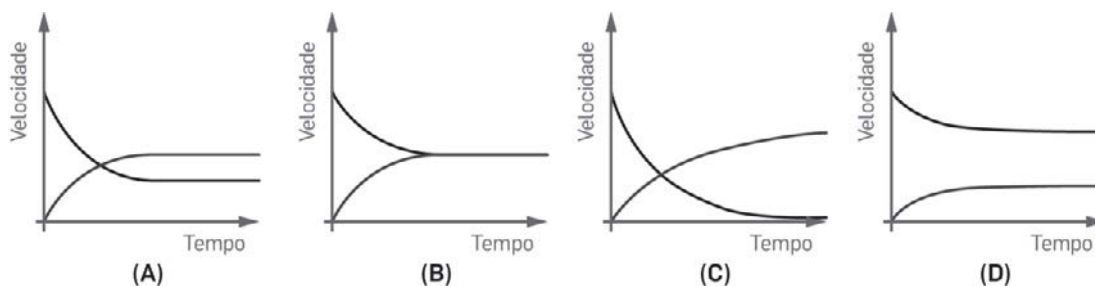
1. Não é condição necessária para um estado de equilíbrio de um sistema reacional:

- (A) o sistema ser fechado.
- (B) as reações direta e inversa processarem-se a ritmos iguais.
- (C) as concentrações de reagentes e produtos serem iguais.
- (D) a temperatura ser constante.

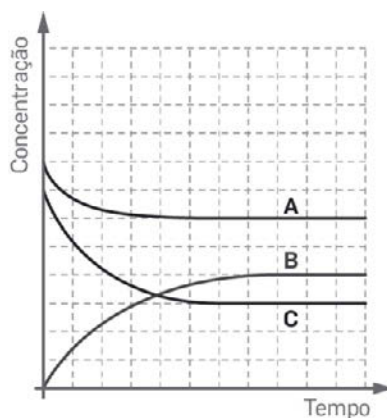
2. O metanol, CH_3OH , usado como combustível em alguns países, pode ser produzido industrialmente pela hidrogenação do monóxido de carbono, de acordo com a equação química seguinte:



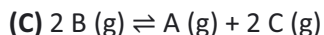
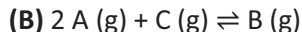
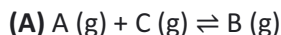
Qual dos seguintes gráficos representa a variação da velocidade das reações direta e inversa, em função do tempo, quando se faz reagir o monóxido de carbono e o hidrogénio?



3. O gráfico seguinte traduz a evolução da concentração, ao longo do tempo, das espécies A, B e C que intervêm numa reação química, em fase gasosa, a uma dada temperatura.

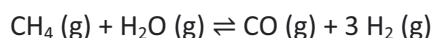


Qual das seguintes equações químicas pode traduzir a referida reação química?



Grupo II

1. A produção industrial de hidrogénio, H_2 , é feita a partir do metano, CH_4 , e do vapor de água, H_2O . A reação química pode ser traduzida pela equação:



- 1.1 A constante de equilíbrio para a reação inversa é dada pela expressão:

(A) $K_c = \frac{|CH_4|_e \times |H_2O|_e}{|CO|_e \times |H_2|_e^3}$

(B) $K_c = \frac{|CO|_e \times |H_2|_e^3}{|CH_4|_e \times |H_2O|_e}$

(C) $K_c = \frac{|CH_4|_e \times |H_2O|_e}{|CO|_e \times 3 |H_2|_e}$

(D) $K_c = \frac{|CO|_e \times |H_2|_e}{|CH_4|_e \times |H_2O|_e}$

- 1.2 Uma mistura de 1,0 mol de CH_4 e 1,0 mol de H_2O foi aquecida a $800^\circ C$, num recipiente fechado de capacidade 5,0 L. Quando se estabeleceu o equilíbrio, verificou-se que o grau de conversão de reagentes em produtos foi de 83%.

A constante de equilíbrio da reação de produção de H_2 , à temperatura de $800^\circ C$, pode ser calculada através da expressão:

(A) $K_c = \frac{(0,17 \times 1,0)^2}{(0,83 \times 1,0) \times (3 \times 0,83 \times 1,0)^3}$

(B) $K_c = \frac{(0,83 \times 0,2) \times (3 \times 0,83 \times 0,2)^3}{(0,17 \times 0,2)^2}$

(C) $K_c = \frac{(4 \times 0,83 \times 0,2)^4}{(0,17 \times 0,2)^2}$

(D) $K_c = \frac{(0,83 \times 1,0) \times (3 \times 0,83 \times 1,0)^3}{(0,17 \times 1,0)^2}$

- 1.3 O valor da constante de equilíbrio de uma reação química ... de variações na concentração, pressão e volume do sistema reacional; é uma medida da ... da reação e ... com a temperatura à qual a reação ocorre.

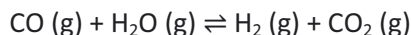
(A) não depende ... velocidade ... varia

(B) depende ... velocidade ... não varia

(C) depende ... extensão ... não varia

(D) não depende ... extensão ... varia

1.4 A equação química seguinte contribui para aumentar a quantidade de hidrogénio gasoso:



Na tabela seguinte apresentam-se os valores da constante de equilíbrio, K_c , para diferentes temperaturas.

T / K	900	1000	1100	1200
K_c	1,95	1,44	0,97	0,78

Partindo de uma mistura de igual concentração de CO (g) e H₂O (g), qual das interpretações é **incorreta**?

- (A) As espécies químicas que predominam no equilíbrio à temperatura de 900 K são CO₂ (g) e H₂ (g).
 - (B) As espécies químicas que predominam no equilíbrio à temperatura de 1200 K são CO (g) e H₂O (g).
 - (C) A extensão da reação aumenta com o aumento da temperatura.
 - (D) A reação de formação de H₂ (g) é exotérmica.
- 2.** A previsão do sentido dominante de uma reação química pode ser feita com base na comparação do valor do quociente da reação, num determinado instante, com o valor da constante de equilíbrio da reação química considerada à temperatura a que decorre a reação.
Quando $Q_c < K_c$, a reação ... é a predominante até ...; quando $Q_c > K_c$, a reação ... é a predominante até ...
- (A) direta ao equilíbrio ... inversa ao equilíbrio.
 - (B) direta ... terminar ... inversa ... terminar.
 - (C) inversa ... ao equilíbrio ... direta ... ao equilíbrio.
 - (D) inversa ... terminar ... direta ... terminar.

- 3.** O tetróxido de dinitrogénio, N₂O₄, decompõe-se em dióxido de nitrogénio, NO₂, de acordo com a seguinte equação química:



Fazendo reagir, num recipiente com 1,0 L de capacidade, à temperatura T , 1,50 mol de N₂O₄ (g) e 1,50 mol de NO₂ (g), pode afirmar-se, quanto à variação da composição do sistema reacional até atingir um estado equilíbrio, que:

- (A) a [N₂O₄] aumenta e a [NO₂] diminui.
- (B) a [N₂O₄] aumenta e a [NO₂] aumenta.
- (C) a [N₂O₄] diminui e a [NO₂] diminui.
- (D) a [N₂O₄] diminui e a [NO₂] aumenta.

Folha de Respostas

Miniteste 2

NOME _____ N.º _____ Ano _____ Turma _____ Data ____/____/____

Grupo I

	A	B	C	D
1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Grupo II

1.1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
1.2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
1.3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
1.4	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Miniteste 3

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos



45 min

Subdomínio 2.1: Reações ácido-base

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Para cada uma das questões, assinale a alternativa correta no espaço correspondente da folha de respostas.

Grupo I

1. Numa solução aquosa básica, a 298 K, verifica-se a relação:

(A) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

(B) $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

(C) $[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

(D) $[\text{OH}^-] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

2. Numa solução aquosa em que se provoca um aumento de cem vezes na concentração hidrogeniónica, H_3O^+ , o pH da solução varia:

(A) de pH = 5 para pH = 7.

(B) de pH = 4 para pH = 3.

(C) de pH = 3 para pH = 1.

(D) de pH = 13 para pH = 14.

3. A concentração dos iões OH^- , numa solução aquosa com pH = 5, a 25 °C, é de:

(A) $1,0 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$.

(B) $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.

(C) $1,0 \times 10^5 \text{ mol dm}^{-3}$.

(D) $1,0 \times 10^9 \text{ mol dm}^{-3}$.

Grupo II

1. Uma solução aquosa com pH = 7, a 25 °C, contém:

(A) mais iões H_3O^+ do que iões OH^- .

(B) menos iões H_3O^+ do que iões OH^- .

(C) igual número de iões H_3O^+ e de iões OH^- .

(D) iões, não sendo nenhum deles H_3O^+ ou OH^- .

2. A água quimicamente pura apresenta uma pequena condutividade elétrica: isto significa que não existem somente moléculas de água, H_2O , mas também iões hidrónio, H_3O^+ , e iões hidróxido, OH^- .

2.1 O valor da constante de equilíbrio para a reação de autoionização da água é dado pela expressão:

(A) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e : [\text{OH}^-]_e$

(B) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$

(C) $K_w = [\text{OH}^-]_e : [\text{H}_3\text{O}^+]_e$

(D) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e - [\text{OH}^-]_e$

2.2 A concentração em iões H_3O^+ e OH^- na água pura, a 50°C , é $2,34 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$.

Selecione, com base na informação dada, a opção correta.

(A) A 50°C água pura é ácida.

(B) A 50°C a reação de autoionização da água é mais extensa do que a 25°C .

(C) O valor da constante de equilíbrio para a reação de autoionização da água é menor a 50°C .

(D) A reação de autoionização da água é exotérmica.

2.3 Numa solução aquosa, a 50°C , verifica-se:

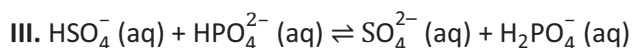
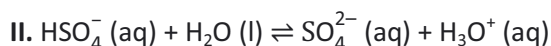
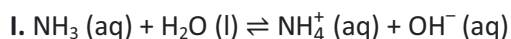
(A) $\text{pH} = 6,6$, se a solução for neutra.

(B) $\text{pH} > 6,6$, se a solução for ácida.

(C) $\text{pOH} > 6,6$, se a solução for básica.

(D) $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

3. Considere as seguintes reações em sistemas aquosos.



3.1 Qual das afirmações seguintes descreve o comportamento da água nas reações I. e II.?

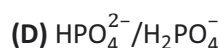
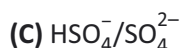
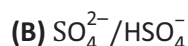
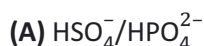
(A) A água atua como ácido nas duas reações.

(B) A água atua como base nas duas reações.

(C) A água atua como base na reação I. e como ácido na reação II..

(D) A água atua como ácido na reação I. e como base na reação II..

3.2 Qual dos seguintes pares representa um par conjugado ácido-base para a reação III.?

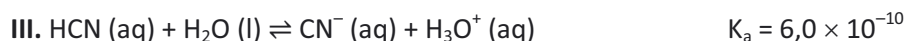
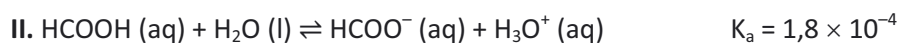
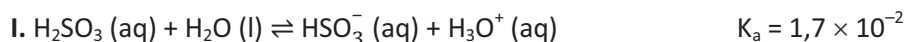


4. Um ácido forte está ... ionizado em solução aquosa; um ácido fraco está ... ionizado em solução aquosa.

- (A) parcialmente ... completamente
- (B) completamente ... parcialmente
- (C) completamente ... completamente
- (D) parcialmente ... parcialmente

5. A uma dada temperatura, a força de um ácido pode ser medida pelo valor de K_a .

5.1 Considere as seguintes reações de ionização e respectivas constantes de equilíbrio, a 25 °C.



Quando se preparam soluções aquosas de igual concentração dos ácidos apresentados, pode-se afirmar sobre os valores de pH dessas soluções que:

- (A) pH_{III} , pH_{II} , pH_{I} .
- (B) pH_{II} , pH_{III} , pH_{I} .
- (C) pH_{II} , pH_{I} , pH_{III} .
- (D) pH_{I} , pH_{II} , pH_{III} .

5.2 O cheiro característico do vinagre é devido ao seu principal constituinte, o ácido acético, CH_3COOH ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, a 25 °C). Uma amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução com $\text{pH} = 3,0$. Desprezando a contribuição de outros ácidos presentes no vinagre, nessa solução as concentrações, em mol/dm^3 , de CH_3COO^- e de CH_3COOH , são, respectivamente:

- (A) $3,0 \times 10^{-1}$ e $6,0 \times 10^{-12}$.
- (B) $3,0 \times 10^{-1}$ e $6,0 \times 10^{-2}$.
- (C) $1,0 \times 10^{-3}$ e $6,0 \times 10^{-2}$.
- (D) $1,0 \times 10^{-3}$ e $6,0 \times 10^{-12}$.

Folha de Respostas

Miniteste 3

NOME _____ N.º _____ Ano _____ Turma _____ Data ____/____/____

Grupo I

	A	B	C	D
1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Grupo II

1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2.1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2.2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2.3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
4	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
5.1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
5.2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

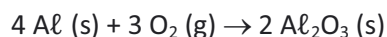
Subdomínio 2.2: Reações de oxidação-redução

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Para cada uma das questões, assinale a alternativa correta no espaço correspondente da folha de respostas.

Grupo I

1. O termo «oxidação» foi introduzido por Lavoisier, em 1772, associando-o à combinação de uma substância com o oxigénio. A oxidação do alumínio na presença do oxigénio do ar pode traduzir-se pela equação química:



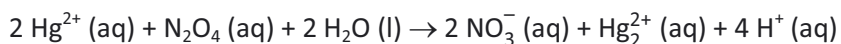
Em relação à reação de oxidação do alumínio pode-se afirmar que:

- (A) o oxigénio perde eletrões.
(B) o alumínio recebe os eletrões cedidos pelo oxigénio.
(C) o oxigénio não recebe nem perde eletrões.
(D) o alumínio é a espécie oxidada, pois combinou-se com o oxigénio.
2. O manganês é um elemento químico essencial para todas as formas de vida, nas quais tem funções tanto estruturais quanto enzimáticas. A química biológica do manganês está intimamente associada à química do oxigénio, elemento que acompanha o manganês nos vários estados de oxidação.
Selecione, dos seguintes compostos de manganês, aquele em que o manganês apresenta maior estado de oxidação.
- (A) K_2MnO_4 (B) KMnO_4 (C) MnO_2 (D) MnSO_4
3. Os fenómenos de oxidação e redução envolvem sempre uma transferência de eletrões, pelo que uma substância não pode oxidar-se se outra não se reduzir.

3.1 Numa reação de oxidação-redução:

- (A) o agente redutor sofre redução.
(B) a espécie que perde eletrões é o agente oxidante.
(C) o número de oxidação do agente redutor diminui.
(D) a espécie reduzida é simultaneamente o agente oxidante.

3.2 Considere a seguinte reação de oxidação-redução:



a) O número de oxidação do nitrogénio na espécie NO_3^- é ... e o do mercúrio na espécie Hg_2^{2+} é ...

- (A) +6 ... +2. (B) -1 ... +1. (C) +5 ... +1. (D) +5 ... +2.

b) Qual é a espécie oxidada?

- (A) Hg^{2+} (B) N_2O_4 (C) NO_3^- (D) Hg_2^{2+}

c) Qual é a espécie reduzida?

- (A) Hg^{2+} (B) N_2O_4 (C) NO_3^- (D) Hg_2^{2+}

4. Considere a reação traduzida por:



Nesta reação, o ião iodeto:

- (A) é reduzido, e o seu número de oxidação diminui.
(B) é reduzido, e o seu número de oxidação aumenta.
(C) é oxidado, e o seu número de oxidação aumenta.
(D) é oxidado, e o seu número de oxidação diminui.

Grupo II

1. Qual das seguintes reações é uma reação de oxidação-redução?

- (A) $3 \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
(B) $\text{NaCl} (\text{aq}) + \text{AgNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl} (\text{s}) + \text{NaNO}_3 (\text{aq})$
(C) $\text{NaNO}_2 (\text{aq}) + \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{HNO}_2 (\text{aq})$
(D) $3 \text{CuO} (\text{s}) + 2 \text{NH}_3 (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Cu} (\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{N}_2 (\text{g})$

2. Numa reação de oxidação-redução:

- (A) as semirreações de oxidação e de redução ocorrem simultaneamente.
(B) a semirreação de oxidação ocorre antes da semirreação de redução.
(C) a semirreação de oxidação ocorre depois da semirreação de redução.
(D) a semirreação de oxidação ocorre espontaneamente mas a semirreação de redução não.

3. Numa reação de oxidação-redução que grandezas se conservam?

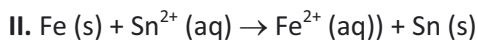
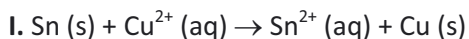
(A) Apenas a massa.

(B) Apenas a carga elétrica.

(C) A massa e a carga elétrica.

(D) Nem a massa nem a carga elétrica.

4. As equações (A) e (B) traduzem reações que ocorrem espontaneamente no sentido indicado.



4.1 Com base na informação dada pode-se afirmar que:

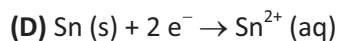
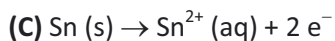
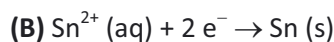
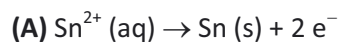
(A) os eletrões são transferidos do $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$ para o Sn (s) .

(B) o poder oxidante dos iões $\text{Sn}^{2+} \text{ (aq)}$ é maior do que o poder oxidante dos iões $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$.

(C) o poder oxidante dos iões $\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)}$ é maior do que o poder oxidante dos iões $\text{Sn}^{2+} \text{ (aq)}$.

(D) o poder redutor do Fe (s) é maior do que o poder redutor do Cu (s) .

4.2 Qual das semirreações representa a redução na equação II.?



Folha de Respostas

Miniteste 4

NOME _____ N.º _____ Ano _____ Turma _____ Data ____/____/____

Grupo I

	A	B	C	D
1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.2 a)	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.2 b)	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3.2 c)	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
4	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Grupo II

1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
4.1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
4.2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Subdomínio 2.3: Soluções e equilíbrio de solubilidade

Consulte a Tabela Periódica, tabelas e formulários sempre que necessário.

Para cada uma das questões, assinale a alternativa correta no espaço correspondente da folha de respostas.

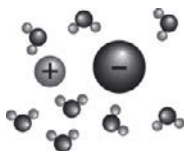
Grupo I

1. A solubilidade de um soluto numa solução aquosa é:

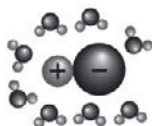
- (A) a quantidade de soluto que se pode dissolver em 1 dm³ de água.
- (B) a mínima quantidade de soluto que se pode dissolver em 100 g de água, a uma dada temperatura e pressão.
- (C) a quantidade de soluto que se pode dissolver num determinado volume de água, a uma dada temperatura e pressão.
- (D) a máxima quantidade de soluto que se pode dissolver num determinado volume de água, a uma dada temperatura e pressão.

2. A dissolução de um sal resulta da interação entre as unidades estruturais do soluto e as unidades estruturais do solvente.

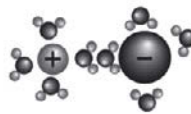
Numa solução aquosa diluída de cloreto de sódio, a figura que melhor representa a interação entre as unidades estruturais do soluto e do solvente é:



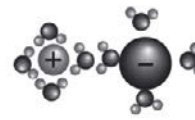
(A)



(B)



(C)



(D)

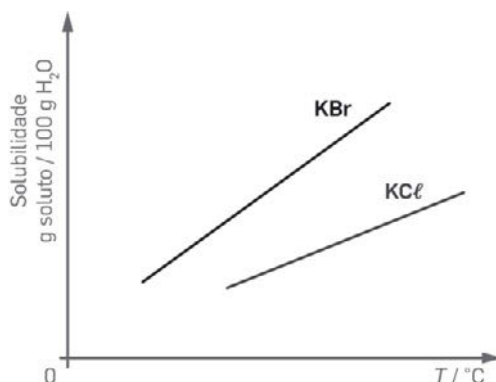
3. O cloreto de potássio é o sal que, numa mistura com cloreto de sódio, é vendido comercialmente como sal *light*, com baixo teor de sódio.

Na tabela seguinte apresentam-se valores da solubilidade do cloreto de potássio, KCl, a diferentes temperaturas.

$T / ^\circ\text{C}$	Solubilidade (g KCl / 100 g H ₂ O)
10	31,0
20	34,0
30	37,0
40	40,0
50	42,6

Com base na informação dada, pode-se afirmar que:

- (A) Ao dissolver 37,0 g de KCl em 100 g de água, a 30°C , obtém-se uma solução insaturada.
 - (B) Ao arrefecer de 40°C para 20°C uma solução que contém inicialmente 40,0 g de KCl em 100 g de água haverá precipitação de cerca de 6,0 g de KCl .
 - (C) Ao dissolver 20 g de KCl em 50 g de água, a 50°C , obtém-se uma solução saturada.
 - (D) A dissolução do KCl em água é um processo exotérmico.
4. A variação da solubilidade do brometo de potássio e do cloreto de potássio com a temperatura está representada no gráfico seguinte.



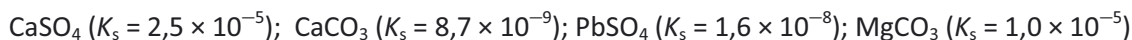
Com base na informação do gráfico pode afirmar-se que:

- (A) À medida que a temperatura aumenta, a solubilidade de qualquer um dos sais diminui.
- (B) A solubilidade do KCl é maior do que a do KBr , à mesma temperatura.
- (C) A solubilização do KCl é um processo endotérmico, enquanto a do KBr é um processo exotérmico.
- (D) A solubilidade do KBr é maior do que a do KCl , à mesma temperatura.

Grupo II

1. A água do mar contém numerosos sais dissolvidos, pelo que é imprópria para o consumo humano. No entanto, para a indústria a água do mar é de grande interesse, pois os sais nela dissolvidos podem ser matérias-primas importantes para diversos processos.

Considere os seguintes sais e os valores dos respetivos produtos de solubilidade, a 25°C :



Selecione a opção que apresenta os sais por ordem crescente de solubilidade em água.

- (A) $s(\text{CaCO}_3)$, $s(\text{PbSO}_4)$, $s(\text{MgCO}_3)$, $s(\text{CaSO}_4)$
- (B) $s(\text{CaSO}_4)$, $s(\text{MgCO}_3)$, $s(\text{PbSO}_4)$, $s(\text{CaCO}_3)$
- (C) $s(\text{CaCO}_3)$, $s(\text{PbSO}_4)$, $s(\text{CaSO}_4)$, $s(\text{MgCO}_3)$
- (D) $s(\text{PbSO}_4)$, $s(\text{CaCO}_3)$, $s(\text{MgCO}_3)$, $s(\text{CaSO}_4)$

2. Numa solução aquosa saturada de hidróxido de zinco, Zn(OH)_2 , a 40°C , a concentração em iões Zn^{2+} é de $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.

O produto de solubilidade do Zn(OH)_2 , à temperatura de 40°C , é igual a:

(A) $5,8 \times 10^{-15}$.

(B) $2,3 \times 10^{-14}$.

(C) $1,8 \times 10^{-14}$.

(D) $6,5 \times 10^{-10}$.

3. O sulfureto de ferro (II), FeS , é um sal bastante insolúvel em água, cujo produto de solubilidade em água, à temperatura de 25°C , é $6,3 \times 10^{-18}$.

Qual é a solubilidade desse sal, à mesma temperatura?

(A) $4,0 \times 10^{-35} \text{ mol dm}^{-3}$.

(B) $3,2 \times 10^{-18} \text{ mol dm}^{-3}$.

(C) $2,5 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$.

(D) $6,3 \times 10^{-18} \text{ mol dm}^{-3}$.

4. A constante de produto de solubilidade em água do cloreto de chumbo, PbCl_2 , à temperatura de 25°C , é $1,7 \times 10^{-5}$.

Quando se misturam volumes iguais de soluções aquosas de $\text{Pb(NO}_3)_2$ $0,20 \text{ mol dm}^{-3}$ e de KCl de igual concentração, a 25°C ,

(A) forma-se um precipitado porque $Q_c < K_s$.

(B) forma-se um precipitado porque $Q_c > K_s$.

(C) não se forma um precipitado porque $Q_c < K_s$.

(D) não se forma um precipitado porque $Q_c > K_s$.

5. A solubilidade dos sais é afetada não só pela temperatura mas também pela presença de outras espécies em solução.

A uma solução saturada de hidróxido de magnésio, Mg(OH)_2 , na presença de precipitado, adicionaram-se algumas gotas de ácido clorídrico, HCl .

A adição de HCl à solução saturada de Mg(OH)_2 irá originar:

(A) uma diminuição da concentração dos iões OH^- , permanecendo constante a concentração dos iões Mg^{2+} .

(B) um aumento das concentrações dos iões Mg^{2+} e OH^- .

(C) uma diminuição da concentração dos iões Mg^{2+} e um aumento da concentração dos iões OH^- .

(D) uma diminuição da concentração dos iões OH^- e um aumento da concentração dos iões Mg^{2+} .

Folha de Respostas

Miniteste 5

NOME _____ N.º _____ Ano _____ Turma _____ Data ____/____/____

Grupo I

	A	B	C	D
1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
4	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Grupo II

1	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
2	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
3	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
4	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
5	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Questões de provas nacionais realizadas entre 2008 e 2014 organizados por subdomínio e por secção, por ordem cronológica.

Os itens estão identificados por data e de acordo com o tipo de prova:

M – questão modelo

I – teste intermédio

1F – exame nacional - primeira fase

2F – exame nacional - segunda fase

E – exame nacional - época especial

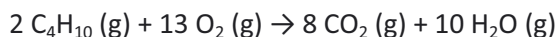
Algumas questões foram adaptadas para melhor se enquadrarem no programa atual. Algumas secções não apresentam qualquer item nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2014.

Domínio 1 – Equilíbrio químico

1.1 Aspetos quantitativos das reações químicas

1.1.1 Reações químicas, equações químicas e cálculos estequiométricos

2008 I10 A reação de combustão do butano ($M = 58,14 \text{ g mol}^{-1}$) no ar pode ser traduzida pela seguinte equação química:



Considerando que uma botija de butano contém 13,0 kg desse gás, calcule o volume de oxigénio, nas condições PTN, necessário para a combustão completa dessa massa de butano. Apresente todas as etapas de resolução.

2009 I11 A Química progrediu de uma arte para uma ciência, quando os químicos começaram a medir a quantidade de cada substância que era consumida e de cada substância que era obtida numa reação química. Em muitas destas reações nenhum dos reagentes se esgota, coexistindo uma certa quantidade destes com os produtos da reação – são reações incompletas; em alguns casos, estas reações podem ser reversíveis, chegando a dar origem a equilíbrios químicos.

Reger, D., Química: Princípios e Aplicações, Gulbenkian, 1997 (adaptado).

A decomposição térmica do clorato de potássio, $\text{KClO}_3 (\text{s})$, é traduzida por



Selecione a única alternativa que corresponde à quantidade de cloreto de potássio, $\text{KCl} (\text{s})$, que resulta da reação completa de 38,7 g de clorato de potássio impuro contendo 5,0% de impurezas inertes. $M(\text{KClO}_3) = 122,55 \text{ g mol}^{-1}$

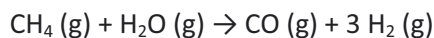
(A) 0,300 mol

(C) 0,331 mol

(B) 0,315 mol

(D) 0,349 mol

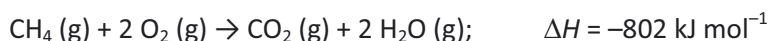
2009 I11 O amoníaco, obtido industrialmente pelo processo de Haber-Bosch, é uma substância relevante na nossa sociedade, pelas suas múltiplas utilizações. É matéria-prima no fabrico de fertilizantes, de ácido nítrico, de explosivos, de detergentes, entre outros. O hidrogénio, H_2 (g), usado no fabrico do amoníaco, é normalmente obtido a partir do gás natural, essencialmente constituído por metano, CH_4 (g), reação que pode ser traduzida pela equação química



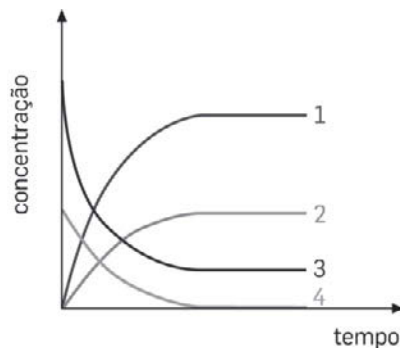
Calcule o volume de hidrogénio que se obtém, medido em condições PTN, considerando a reação completa de 960 kg de metano com excesso de vapor de água.

Apresente todas as etapas de resolução. $M(\text{CH}_4) = 16,04 \text{ g mol}^{-1}$

2009 1F O metano, principal constituinte do gás natural, é um combustível muito utilizado. A combustão completa do metano, CH_4 , pode ser representada por:



As curvas 1, 2, 3 e 4, esboçadas no gráfico da Figura, podem representar a evolução, ao longo do tempo, das concentrações de reagentes e de produtos de uma reação de combustão completa do metano, admitindo que esta ocorre em sistema fechado.



Selecione a única alternativa que identifica corretamente o reagente, ou o produto da reação, que corresponde a cada uma das curvas.

- (A) 1 – CO_2 2 – H_2O 3 – O_2 4 – CH_4
 (B) 1 – H_2O 2 – CO_2 3 – O_2 4 – CH_4
 (C) 1 – H_2O 2 – CO_2 3 – CH_4 4 – O_2
 (D) 1 – CO_2 2 – H_2O 3 – CH_4 4 – O_2

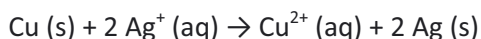
2010 2F O carbonato de cálcio dissolve-se em meio ácido, devido a uma reação química que pode ser representada por:



Considere que se quer fazer reagir um conjunto de conchas marinhas, exclusivamente constituídas por CaCO_3 ($M = 100,1 \text{ g mol}^{-1}$), com $7,5 \text{ dm}^3$ de uma solução aquosa de um ácido forte, cuja concentração hidrogeniônica é $0,80 \text{ mol dm}^{-3}$.

Calcule a massa de conchas que é possível dissolver nas condições referidas. Apresente todas as etapas de resolução.

2011 1F Uma moeda de cobre de massa 4,10 g foi introduzida numa solução aquosa de nitrato de prata, AgNO_3 (aq). Ocorreu uma reação que pode ser traduzida por

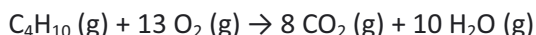


Obteve-se 2,65 g de prata sólida.

Calcule a quantidade de cobre que reagiu.

Apresente todas as etapas de resolução.

2011 2F A reação de combustão do butano, C_4H_{10} (g) ($M = 58,14 \text{ g mol}^{-1}$), no ar, pode ser traduzida por



Calcule o volume de O_2 (g) necessário para que ocorra a combustão completa de 23,26 g de butano, em condições normais de pressão e de temperatura (PTN).

Apresente todas as etapas de resolução.

2012 E A elevada acidez da água da chuva, registada em diversos locais da Terra, é atribuída à emissão para a atmosfera de dióxido de enxofre, SO_2 (g), e de óxidos de nitrogénio. Existem várias fontes de SO_2 atmosférico, entre as quais as erupções vulcânicas e a queima de combustíveis fósseis em diversas atividades humanas.

Também a extração de alguns metais, a partir dos respetivos minérios, é uma importante fonte, de natureza antropogénica, de emissão daquele gás para a atmosfera. Por exemplo, a obtenção de zinco, a partir do sulfureto de zinco, ZnS (s), envolve, numa primeira fase, a reação deste composto com o oxigénio atmosférico. Nesta reação, forma-se óxido de zinco, ZnO (s), e dióxido de enxofre, SO_2 (g).

Estima-se que sejam libertados para a atmosfera cerca de $6 \times 10^{10} \text{ kg}$ de SO_2 (g) em cada ano.

Chang, R., Química, McGrawHill, 8.ª ed., 2005 (adaptado).

Escreva a equação química que traduz a reação referida no segundo parágrafo do texto.

2013 E A combustão completa do metano pode ser representada por



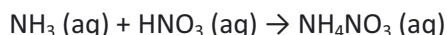
Calcule a energia libertada quando, por combustão completa de metano, se consomem $2,0 \text{ m}^3$ de oxigénio, em condições normais de pressão e de temperatura.

Apresente todas as etapas de resolução.

1.1.2 Reagente limitante e reagente em excesso

2009 E O nitrato de amónio, NH_4NO_3 , é um fertilizante azotado, que é usado para obter melhores rendimentos na produção agrícola.

Aquele composto pode ser obtido através de uma reação química representada por:

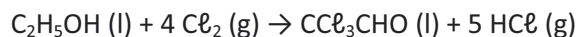


A $20,0 \text{ mL}$ de uma solução aquosa de ácido nítrico, HNO_3 (aq), de concentração $2,51 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, adicionaram-se $20,0 \text{ mL}$ de uma solução aquosa de amoníaco, NH_3 (aq), contendo $3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Calcule a concentração de nitrato de amónio na solução resultante, admitindo que a reação acima representada é completa.

Apresente todas as etapas de resolução.

2012 2F O etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($M = 46,08 \text{ g mol}^{-1}$), pode reagir com o cloro, Cl_2 ($M = 70,90 \text{ g mol}^{-1}$), formando-se um composto orgânico denominado cloral, CCl_3CHO ($M = 147,38 \text{ g mol}^{-1}$), e cloreto de hidrogénio, HCl (g). A reação pode ser traduzida por



a) Considere que se fez reagir 3,0 mol de etanol com 10,0 mol de cloro.

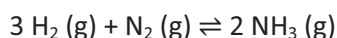
Identifique, justificando, o reagente limitante.

b) Determine, numa outra situação, a massa de etanol que é necessário fazer reagir para se obter, na prática, 1,5 kg de cloral, admitindo que aquela reação apresenta um rendimento médio de 30%.

Apresente todas as etapas de resolução.

2013 I11 O amoníaco obtém-se industrialmente através do processo de Haber-Bosch, fazendo reagir, em condições apropriadas, hidrogénio e nitrogénio gasosos.

A reação de síntese do amoníaco pode ser traduzida por



Fazendo reagir 6 moles de H_2 (g) com 3 moles de N_2 (g), seria possível obter

(A) 6 moles de NH_3 (g), sendo o N_2 (g) o reagente limitante.

(B) 6 moles de NH_3 (g), sendo o H_2 (g) o reagente limitante.

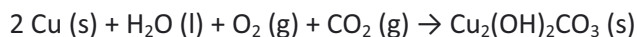
(C) 4 moles de NH_3 (g), sendo o N_2 (g) o reagente limitante.

(D) 4 moles de NH_3 (g), sendo o H_2 (g) o reagente limitante.

1.1.3 Grau de pureza de uma amostra

2008 1F Além do ferro, também outros metais sofrem processos de corrosão. Quando exposto a uma atmosfera húmida, o cobre sofre corrosão, formando um depósito de carbonato básico de cobre, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ($M = 221,13 \text{ g mol}^{-1}$), uma substância de cor esverdeada.

A reação que ocorre pode ser traduzida pela seguinte equação química:



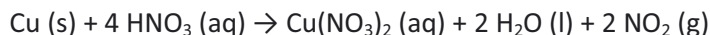
Um tacho de cobre, de massa igual a 360,0 g, foi deixado ao ar, numa cozinha, durante um intervalo de tempo considerável. Ao fim desse intervalo de tempo, verificou-se a formação de um depósito de carbonato básico de cobre em toda a superfície metálica.

O depósito foi removido, seco e pesado, tendo-se determinado o valor de 12,7 g.

Calcule a percentagem, em massa, de cobre que sofreu corrosão.

Apresente todas as etapas de resolução.

2010 E A reação do ácido nítrico concentrado com o cobre, Cu, pode ser traduzida por:

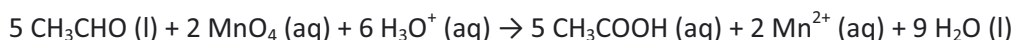


Fez-se reagir uma amostra impura de cobre, de massa 150 g e grau de pureza 80% (*m/m*), com uma solução concentrada de HNO₃, de concentração 15,0 mol dm⁻³.

Calcule o volume mínimo de solução ácida que é necessário utilizar para fazer reagir todo o cobre presente na amostra.

Apresente todas as etapas de resolução.

2014 2F O ácido acético (*M* = 60,06 g mol⁻¹) pode formar-se a partir do etanal, CH₃CHO (*M* = 44,06 g mol⁻¹), segundo uma reação que pode ser traduzida por



Considere uma amostra impura de CH₃CHO, de massa $1,0 \times 10^3$ g, que contém 64% (em massa) de CH₃CHO.

Qual das expressões seguintes permite calcular a massa, em gramas (g), de CH₃COOH que se poderia formar a partir da reação de todo o CH₃CHO existente na referida amostra?

(A) $\left(\frac{64 \times 60,06 \times 10^3}{44,06} \right) \text{ g}$

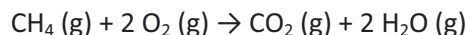
(C) $\left(\frac{0,64 \times 44,06 \times 10^3}{60,06} \right) \text{ g}$

(B) $\left(\frac{0,64 \times 60,06 \times 10^3}{44,06} \right) \text{ g}$

(D) $\left(\frac{64 \times 44,06 \times 10^3}{60,06} \right) \text{ g}$

1.1.4 Rendimento de uma reação química

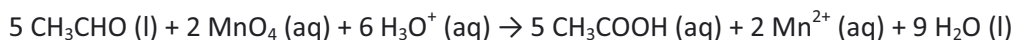
2012 E O gás natural é o combustível fóssil de maior conteúdo energético. É constituído, essencialmente, por metano, CH₄, um hidrocarboneto muito volátil, inflamável e inodoro. Quando o metano arde no ar, os únicos produtos dessa reação são dióxido de carbono, CO₂, e água, H₂O, sendo a reação de combustão traduzida pela seguinte equação química:



Numa reação, ocorrendo em condições normais de pressão e temperatura (PTN), gastou-se 40,0 g de metano (*M* = 16,0 g mol⁻¹) e obteve-se um volume de 78,4 dm³ de vapor de água. Determine o rendimento da reação de combustão.

Apresente todas as etapas de resolução.

2014 2F O ácido acético (*M* = 60,06 g mol⁻¹) pode formar-se a partir do etanal, CH₃CHO (*M* = 44,06 g mol⁻¹), segundo uma reação que pode ser traduzida por

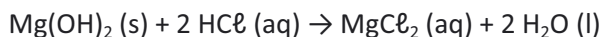


Admita agora que, noutras condições, o rendimento da reação considerada é 85%.

Determine a massa de CH₃CHO que tem de reagir para que se possa obter, na prática, 15 g de CH₃COOH.

Apresente todas as etapas de resolução.

2014 E Numa terceira fase, o hidróxido de magnésio sólido, entretanto separado, reage com ácido clorídrico, formando cloreto de magnésio, MgCl_2 . A reação que ocorre é traduzida por



- a) Admita que se fez reagir 100 moles de Mg(OH)_2 com HCl em excesso e que se obteve 50 moles de MgCl_2 .
A reação pode considerar-se completa, uma vez que
- (A) um dos reagentes se esgotou.
 - (B) o rendimento foi inferior a 100%.
 - (C) ambos os reagentes se esgotaram.
 - (D) o rendimento foi igual a 100%.
- b) Considere uma outra situação em que o rendimento da reação é 70%.
Calcule a quantidade, em mole (mol), de hidróxido de magnésio que tem de reagir para ser possível obter, na prática, 2,5 kg de MgCl_2 ($M = 95,21 \text{ g mol}^{-1}$).
Apresente todas as etapas de resolução.

1.1.5 Economia atómica e química verde

(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico

(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

Questões transversais

2015 E O etino, C_2H_2 , pode ser obtido fazendo-se reagir carboneto de cálcio, CaC_2 (s), com água, de acordo com a equação química



Considere que se fez reagir, com excesso de água, uma amostra impura de 150 g de carboneto de cálcio contendo 12% de impurezas, tendo-se obtido $30,0 \text{ dm}^3$ de etino, em condições normais de pressão e de temperatura (PTN).

Determine o rendimento da reação de síntese do etino realizada.

Apresente todas as etapas de resolução.

1.2 Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

1.2.1 Reações incompletas e equilíbrio químico

Reações inversas e equilíbrio químico

2008 E Relativamente às reações reversíveis, selecione a alternativa que contém os termos que devem substituir as letras (a), (b) e (c), respetivamente, de modo a tornar verdadeira a afirmação seguinte.

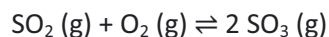
O valor da constante de equilíbrio de uma reação química **(a)** das concentrações iniciais de reagentes e de produtos da reação, dá informação sobre a **(b)** da reação e **(c)** com a temperatura à qual a reação ocorre.

- (A) ... depende ... extensão ... varia ...
- (B) ... não depende ... velocidade ... não varia ...
- (C) ... não depende ... extensão ... varia ...
- (D) ... depende ... velocidade ... não varia ...

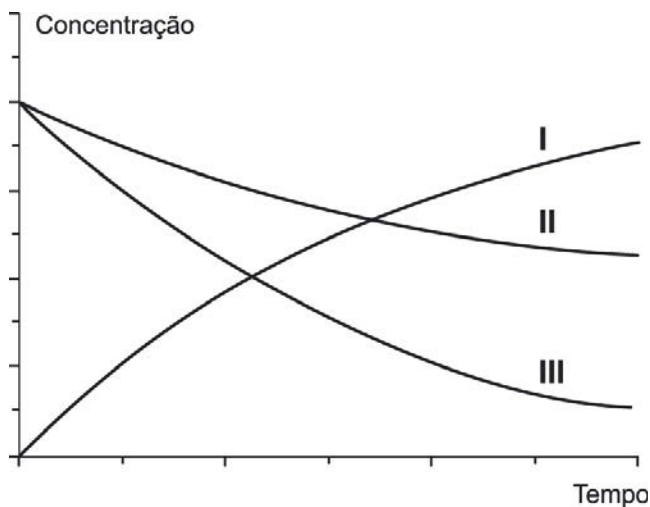
Equilíbrio químico

2009 I11 A atmosfera terrestre tem vindo a ser contaminada por diversos gases poluentes, como CO_2 , CH_4 , NO_x , SO_2 , etc., sendo alguns deles responsáveis pelas chuvas ácidas.

Uma das reações que está na origem das chuvas ácidas é a reação do dióxido de enxofre, SO_2 (g), com o oxigénio da atmosfera, O_2 (g), originando trióxido de enxofre, SO_3 (g), traduzida por



O gráfico da Figura representa uma das possíveis evoluções das concentrações dos componentes da mistura reacional em função do tempo, em recipiente fechado contendo inicialmente uma mistura de SO_2 (g) e O_2 (g).



Selecione a alternativa que contém a sequência que refere a evolução das concentrações de SO_2 (g), O_2 (g) e SO_3 (g), respetivamente.

- | | |
|------------------|------------------|
| (A) III, II e I. | (C) III, I e II. |
| (B) II, III e I. | (D) II, I e III. |

Gráfico da concentração c em função do tempo t para a reação $A + B \rightarrow C$. O eixo vertical representa a concentração c em mol dm^{-3} , com marcas em 0,00, 0,23, 0,49 e 1,00. O eixo horizontal representa o tempo t em unidades arbitrárias, com marcas em 0, t_1 , t_2 , t_3 e t_4 .

Três curvas são mostradas:

- Curva A:** Representa a concentração dos reagentes A. Começa em 1,00 e decresce exponencialmente, aproximando-se de 0,49.
- Curva B:** Representa a concentração dos reagentes B. Começa em 1,00 e decresce exponencialmente, aproximando-se de 0,23.
- Curva C:** Representa a concentração do produto C. Começa em 0,00 e cresce exponencialmente, aproximando-se de 0,23.

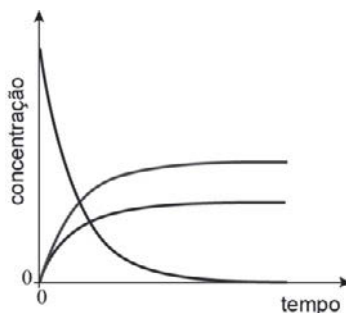
O tempo t_2 é o ponto de equilíbrio onde as concentrações de A e B são iguais (0,23). Os tempos t_1 , t_3 e t_4 são pontos marcados no eixo do tempo.

- 2013 1F** Quando um sistema químico, no qual ocorre uma reação química reversível, se encontra num estado de equilíbrio — o que, em rigor, só é possível se não houver trocas, nem de matéria nem de energia, entre o sistema e o exterior —, as concentrações dos reagentes e dos produtos envolvidos na reação mantêm-se constantes ao longo do tempo, não existindo alterações visíveis no sistema.

Assim, num sistema químico em equilíbrio, os reagentes e os produtos encontram-se todos presentes, em simultâneo, em concentrações que não variam ao longo do tempo.

171

- a) Identifique uma das «propriedades macroscópicas» a que o texto se refere.
- b) O equilíbrio que se estabelece num sistema químico é dinâmico porque
- (A) as concentrações *dos* reagentes e dos produtos se mantêm constantes ao longo do tempo.
 - (B) não existem *alterações* visíveis no sistema.
 - (C) tanto a reação *direta* como a reação *inversa* se continuam a dar.
 - (D) os reagentes e os *produtos* se encontram todos presentes, em simultâneo.
- c) A Figura apresenta o esboço do gráfico da concentração, em função do tempo, de três espécies que participam numa reação química.

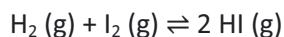


Transcreva do texto a afirmação que permite justificar que o esboço do gráfico apresentado não pode traduzir o estabelecimento de um estado de equilíbrio químico.

1.2.2. Extensão das reações químicas

Constante de equilíbrio usando concentrações

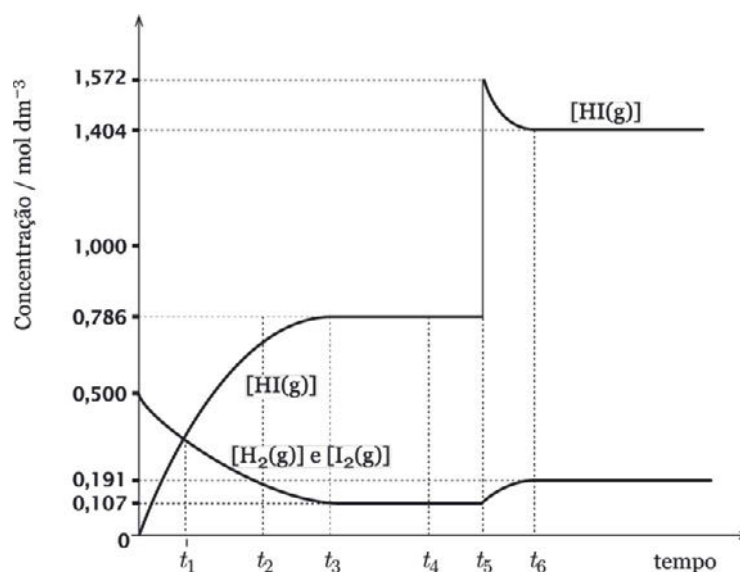
2008 2F Um sistema químico muito estudado é o que corresponde à reação entre o hidrogénio gasoso e o vapor de iodo para formar iodeto de hidrogénio, HI. Esta reação reversível é traduzida pela seguinte equação química:



Tal como qualquer outro sistema químico em equilíbrio, também este sistema é capaz de evoluir num sentido ou noutro, devido a algumas alterações que nele se produzam.

À temperatura de 430 °C, fez-se reagir 0,500 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$ e 0,500 mol de $\text{I}_2 (\text{g})$, num recipiente fechado, de capacidade igual a 1,00 L. A reação química progrediu, tendo-se estabelecido, num dado instante, uma situação de equilíbrio. Este equilíbrio foi depois perturbado pela adição de HI (g).

Simulando esta situação experimental, obteve-se o gráfico apresentado na Figura, que representa a evolução das concentrações dos reagentes e do produto da reação, ao longo do tempo, à mesma temperatura.



- a) Tendo em conta a informação fornecida pelo gráfico, selecione a alternativa que completa corretamente a frase seguinte.

Os instantes que correspondem ao estabelecimento do equilíbrio inicial, à igualdade das concentrações de reagentes e de produto, e à adição de HI (g), são, respetivamente, ...

- (A) ... t_1 , t_3 e t_5 (B) ... t_3 , t_1 e t_6 (C) ... t_3 , t_1 e t_5 (D) ... t_2 , t_4 e t_6

- b) Escreva a expressão que traduz a constante de equilíbrio, K_c , da reação em causa. Utilizando a informação contida no gráfico, calcule o valor dessa constante, à temperatura referida.

Apresente todas as etapas de resolução

2009 2F O processo de síntese industrial do amoníaco, desenvolvido pelos químicos alemães Haber e Bosch, no início do século XX, permitiu obter, em larga escala, aquela substância, matéria-prima essencial no fabrico de adubos químicos.

A síntese do amoníaco, muito estudada do ponto de vista do equilíbrio químico, pode ser representada por:



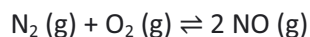
Considere que se fez reagir, na presença de um catalisador, 0,500 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ e 0,800 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, num recipiente com o volume de $1,00 \text{ dm}^3$. Admita que, quando o equilíbrio foi atingido, à temperatura T , existiam no recipiente, além de $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$, 0,150 mol de NH_3 .

Calcule o rendimento da reação de síntese.

Apresente todas as etapas de resolução.

2010 1F Um dos compostos cuja emissão para a atmosfera acarreta prejuízos graves à saúde dos seres vivos é o óxido de nitrogénio, $\text{NO}(\text{g})$, também designado por óxido nítrico, que contribui para a formação da chuva ácida e para a destruição da camada de ozono.

Este composto pode ser formado, a altas temperaturas, a partir da reação entre o nitrogénio e o oxigénio atmosféricos, de acordo com a seguinte equação química:



Na tabela seguinte, estão registados os valores da constante de equilíbrio, K_c , desta reação, para diferentes valores de temperatura.

T / K	K_c
2000	$1,98 \times 10^{-2}$
2250	$3,64 \times 10^{-2}$
2500	$5,90 \times 10^{-2}$

- a) Considere que o sistema químico se encontra em equilíbrio à temperatura de 2000 K e que as concentrações de equilíbrio das espécies $\text{N}_2 (\text{g})$ e $\text{O}_2 (\text{g})$ são, respetivamente, iguais a $0,040 \text{ mol dm}^{-3}$ e a $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$.

Escreva a expressão que traduz a constante de equilíbrio da reação de formação do $\text{NO} (\text{g})$.

Calcule a concentração de equilíbrio da espécie $\text{NO} (\text{g})$, à temperatura referida.

Apresente todas as etapas de resolução.

- b) Faça uma estimativa do valor da constante de equilíbrio da reação de formação do $\text{NO} (\text{g})$, à temperatura de 2400 K, a partir dos valores da tabela acima.

Utilize a máquina de calcular gráfica, assumindo uma variação linear entre as grandezas consideradas. Apresente o valor estimado com três algarismos significativos.

- c) Selecione a única opção que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes, de modo a obter uma afirmação correta.

Quando se provoca um aumento da temperatura do sistema em equilíbrio, a pressão constante, a reação é favorecida, o que permite concluir que a reação de formação da espécie $\text{NO} (\text{g})$ é

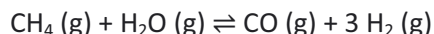
(A) inversa ... exotérmica

(C) inversa ... endotérmica

(B) direta ... endotérmica

(D) direta ... exotérmica

2011 1F O hidrogénio é produzido industrialmente a partir do metano, segundo uma reação que pode ser representada por



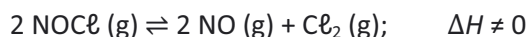
Considere que a constante de equilíbrio, K_c , desta reação é 292, à temperatura T .

Na tabela seguinte, estão registadas as concentrações de equilíbrio, à temperatura T , de três dos gases envolvidos naquela reação.

Gás	Concentração / mol dm^{-3}
CH_4	5,00
H_2O	5,00
H_2	12,0

Calcule a concentração de equilíbrio de monóxido de carbono, CO (g), à temperatura T . Apresente todas as etapas de resolução.

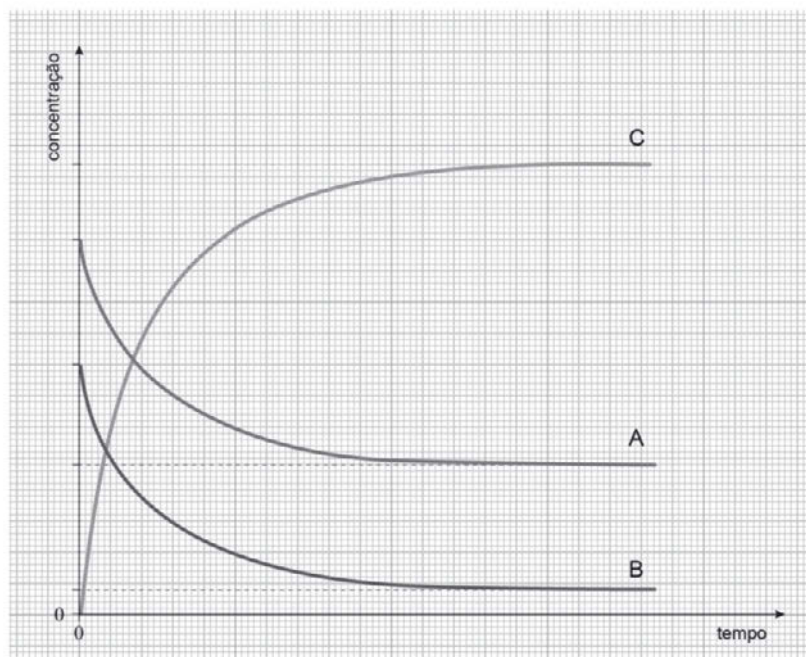
2011 E Considere um recipiente de 1,0 L contendo inicialmente apenas cloreto de nitrosilo, NOCl (g). Este composto sofre uma reação de decomposição que pode ser traduzida por



Após o estabelecimento de uma situação de equilíbrio, existiam no recipiente 1,8 mol de NOCl (g), 0,70 mol de NO (g) e ainda uma certa quantidade de Cl₂ (g), à temperatura T .

- a) Determine a constante de equilíbrio da reação de decomposição do NOCl (g), à temperatura T .
Apresente todas as etapas de resolução.
- b) Obtém-se um valor diferente da constante de equilíbrio, para a reação considerada, partindo
- (A) da mesma concentração inicial de NOCl (g), mas alterando a temperatura do sistema em equilíbrio.
 - (B) de uma concentração inicial diferente de NOCl (g), mas mantendo a temperatura do sistema em equilíbrio.
 - (C) de concentrações iniciais diferentes de NO (g) e de Cl₂ (g), mas da mesma concentração inicial de NOCl (g).
 - (D) de concentrações iniciais diferentes de NOCl (g), de NO (g) e de Cl₂ (g).

2013 1F A Figura apresenta o gráfico que traduz a evolução da concentração, ao longo do tempo, das espécies A, B e C que intervêm numa reação química em fase gasosa, à temperatura T .

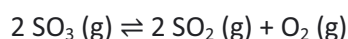


Na tabela seguinte, estão registadas concentrações de equilíbrio das espécies A, B e C, relativas a um mesmo estado de equilíbrio do sistema químico, à temperatura T .

Espécie	Concentração de equilíbrio / mol dm ⁻³
A	0,144
B	0,0238
C	0,432

Determine a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada, à temperatura T .
 Apresente todas as etapas de resolução.

2013 2F O trióxido de enxofre, SO_3 , pode decompor-se, em fase gasosa, originando dióxido de enxofre, SO_2 , e oxigénio, O_2 . A reação pode ser traduzida por



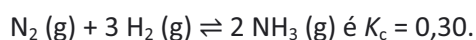
Considere que num recipiente de 2,0 dm³ se introduziram 4,0 mol de $\text{SO}_3 (\text{g})$, à temperatura T .

Depois de o sistema químico atingir o equilíbrio, verificou-se que apenas 40% da quantidade inicial de $\text{SO}_3 (\text{g})$ tinha reagido.

Determine a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada, à temperatura T .
 Apresente todas as etapas de resolução.

Quociente da reação

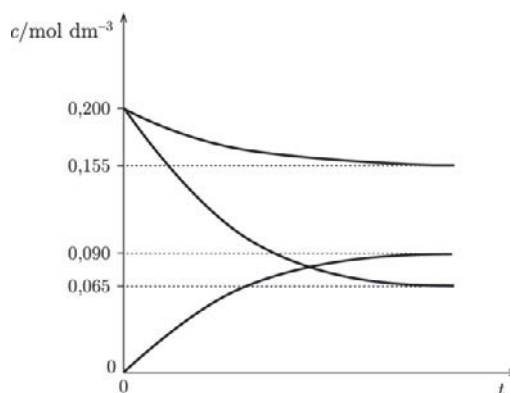
2009 I11 Num recipiente fechado de capacidade 5,0 dm³, uma mistura constituída por 1,0 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$, 2,5 mol de $\text{N}_2 (\text{g})$ e 2,0 mol de $\text{NH}_3 (\text{g})$ encontra-se a 500 °C. A essa temperatura, a constante de equilíbrio da reação traduzida por



Mostre, com base no valor do quociente de reação, Q_c , que a concentração de amoníaco, na mistura reacional, diminui até se estabelecer o equilíbrio.

Apresente todas as etapas de resolução.

2011 I11 Considere que se fez reagir $\text{N}_2 (\text{g})$ e $\text{H}_2 (\text{g})$ num recipiente com a capacidade de 1 L. O gráfico da Figura representa a evolução, ao longo do tempo, t , das concentrações das espécies envolvidas na reação de síntese do amoníaco, a temperatura constante.

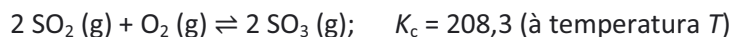


a) Qual é o valor do quociente da reação no instante inicial?

b) Calcule o rendimento da reação de síntese.

Apresente todas as etapas de resolução.

2008 1F O dióxido de enxofre reage com o oxigénio, de acordo com a seguinte equação química:



Considere que, à temperatura T , foram introduzidas, num recipiente com 1,0 L de capacidade, 0,8 mol de $\text{SO}_2 (\text{g})$, 0,8 mol de $\text{O}_2 (\text{g})$ e 2,6 mol de $\text{SO}_3 (\text{g})$.

Selecione a alternativa que contém os termos que devem substituir as letras **(a)** e **(b)**, respectivamente, de modo a tornar verdadeira a afirmação seguinte.

Nas condições referidas, o quociente da reação, Q_c , é igual a **(a)**, o que permite concluir que o sistema se irá deslocar no sentido **(b)**, até se atingir um estado de equilíbrio.

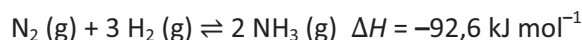
(A) ... 13,2 ... inverso ...

(C) ... 0,076 ... direto ...

(B) ... 0,076 ... inverso ...

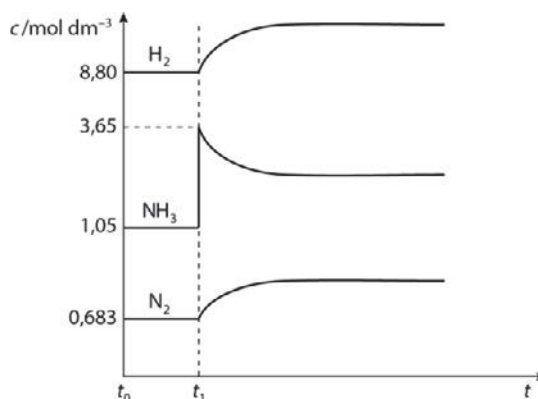
(D) ... 13,2 ... direto ...

2010 E A reação de síntese do amoníaco, muito estudada do ponto de vista do equilíbrio químico, pode ser representada por:



A Figura apresenta um gráfico que traduz a evolução, ao longo do tempo, das concentrações das espécies envolvidas na reação de síntese do amoníaco, à temperatura de 350 °C.

A Figura não está à escala.



a) Selecione a única opção que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes, de modo a obter uma afirmação correta.

O sistema químico considerado _____ inicialmente em equilíbrio, evoluindo no sentido da reação _____, após lhe ter sido aplicada, no instante t_1 , uma perturbação.

(A) encontrava-se ... direta

(C) não se encontrava ... inversa

(B) não se encontrava ... direta

(D) encontrava-se ... inversa

- b) Selecione a única opção que apresenta uma expressão numérica que pode traduzir o valor aproximado do quociente da reação, no instante imediatamente após ter sido aplicada a perturbação.

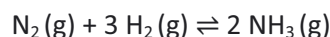
(A) $Q_c \approx \frac{1,05^2}{0,683 \times 8,80^3}$

(C) $Q_c \approx \frac{0,683 \times 8,80^3}{1,05^2}$

(B) $Q_c \approx \frac{3,65^2}{0,683 \times 8,80^3}$

(D) $Q_c \approx \frac{0,683 \times 8,80^3}{3,65^2}$

2015 2F A reação de síntese do amoníaco pode ser traduzida por



Na tabela seguinte, estão registadas, além das concentrações iniciais de $\text{N}_2(\text{g})$ e de $\text{H}_2(\text{g})$, as concentrações de equilíbrio das substâncias envolvidas na reação considerada relativas a um mesmo estado de equilíbrio do sistema, à temperatura T .

Admita que a reação ocorreu num reator com a capacidade de 1,00 L e que as substâncias envolvidas não participaram em nenhum outro processo.

	N_2	H_2	NH_3
Concentração inicial / mol dm^{-3}	0,200	0,500	?
Concentração de equilíbrio / mol dm^{-3}	0,144	0,332	0,112

- a) Verifique se inicialmente existia, ou não, NH_3 no reator. Apresente todas as etapas de resolução.
- b) Admita que, num determinado instante, se adicionou $\text{H}_2(\text{g})$ ao sistema no estado de equilíbrio considerado e que a concentração deste gás aumentou, nesse instante, para o dobro.

O valor aproximado do quociente de reação, imediatamente após aquela adição, pode ser calculado pela expressão

(A) $\frac{0,112^2}{0,200 \times 0,500^3}$

(C) $\frac{0,112^2}{0,288 \times 0,664^3}$

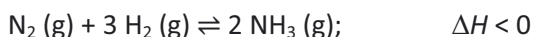
(B) $\frac{0,112^2}{0,200 \times 1,000^3}$

(D) $\frac{0,112^2}{0,144 \times 0,664^3}$

1.2.3 Fatores que alteram o equilíbrio químico

Princípio de Le Châtelier

2011 I11 No início do século XX, o amoníaco começou a ser produzido industrialmente, em larga escala, pelo processo de Haber-Bosch. Neste processo, o amoníaco é sintetizado, em condições de pressão e de temperatura adequadas, fazendo-se reagir nitrogénio e hidrogénio em fase gasosa na presença de um catalisador. A reação de síntese pode ser traduzida por



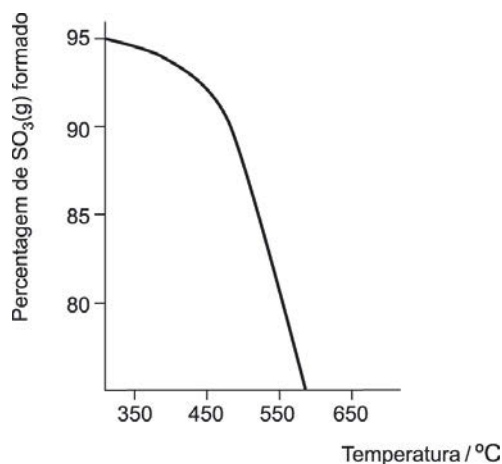
O amoníaco é uma matéria-prima muito utilizada na indústria química, nomeadamente, no fabrico de ácido nítrico e de compostos usados como adubos e fertilizantes agrícolas, como, por exemplo, sais de amónio, nitratos e ureia.

- a) Quais são as matérias-primas utilizadas na produção industrial de amoníaco pelo processo de Haber-Bosch?
- b) Realizando a síntese do amoníaco pelo processo de Haber-Bosch, a temperatura constante, um aumento de pressão devido a uma diminuição do volume do sistema, deverá provocar
- (A) um aumento da constante de equilíbrio da reação.
- (B) um aumento do rendimento da reação.
- (C) uma diminuição da constante de equilíbrio da reação.
- (D) uma diminuição do rendimento da reação.
- c) Conclua, justificando, se a reação de síntese do amoníaco é favorecida, do ponto de vista do equilíbrio químico, por um aumento ou por uma diminuição de temperatura.

2008 1F O dióxido de enxofre reage com o oxigénio, de acordo com a seguinte equação química:



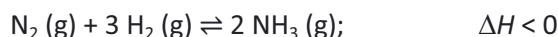
A Figura representa o modo como varia a percentagem de trióxido de enxofre, $\text{SO}_3 (\text{g})$, formado, em equilíbrio, em função da temperatura, à pressão constante de 1 atm.



Com base na variação observada no gráfico, justifique a seguinte afirmação:
A reação é exotérmica no sentido direto.

2009 2F O processo de síntese industrial do amoníaco, desenvolvido pelos químicos alemães Haber e Bosch, no início do século XX, permitiu obter, em larga escala, aquela substância, matéria-prima essencial no fabrico de adubos químicos.

A síntese do amoníaco, muito estudada do ponto de vista do equilíbrio químico, pode ser representada por:



Selecione a única alternativa que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes, de modo a obter uma afirmação correta.

Se ocorrer um aumento da temperatura do sistema, inicialmente em equilíbrio, este irá evoluir no sentido da reação _____, verificando-se um _____ da concentração do produto.

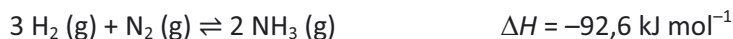
(A) direta ... decréscimo

(C) inversa ... aumento

(B) inversa ... decréscimo

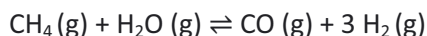
(D) direta ... aumento

2010 2F O amoníaco, NH_3 (g), obtém-se industrialmente através do processo de Haber, podendo a reação de síntese ser representada por:



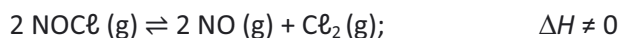
Preveja, justificando, como varia a concentração de NH_3 (g) quando ocorre um aumento da temperatura do sistema inicialmente em equilíbrio.

2011 1F O hidrogénio é produzido industrialmente a partir do metano, segundo uma reação que pode ser representada por



Conclua, justificando, qual é o efeito, na quantidade de H_2 (g), da diminuição da pressão provocada por um aumento do volume do sistema em equilíbrio, admitindo que a temperatura se mantém constante.

2011 E Considere um recipiente de 1,0 L contendo inicialmente apenas cloreto de nitrosilo, NOCl (g). Este composto sofre uma reação de decomposição que pode ser traduzida por



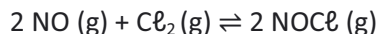
Conclua, justificando, como deverá variar o rendimento da reação de decomposição do NOCl (g) se se aumentar a pressão do sistema, por diminuição do volume do recipiente, mantendo-se a temperatura constante.

2013 1F As espécies A, B e C intervêm numa reação química em fase gasosa, à temperatura T .

Considere que a reação de formação da espécie C é uma reação exotérmica.

Conclua, justificando, como variará a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada se a temperatura aumentar.

2013 E Considere a reação química, em fase gasosa, traduzida por



Preveja, justificando, como variará a concentração de Cl_2 (g) se ocorrer um aumento de pressão, por diminuição do volume, no sistema químico, inicialmente em equilíbrio, à temperatura T .

Equilíbrio químico e otimização de reações químicas

2012 I11 Uma das reações envolvidas na preparação do ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), é a reação do dióxido de enxofre, SO_2 (g), com o oxigénio, O_2 (g), na presença de um catalisador, formando-se trióxido de enxofre, SO_3 (g).

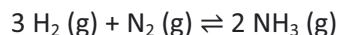
- a) Escreva a equação química que traduz aquela reação (considere que a reação é reversível).
- b) A reação de formação do SO_3 (g) é exotérmica.
- Conclua, justificando, qual é o efeito, na concentração de SO_3 (g), do aumento da temperatura do sistema em equilíbrio, admitindo que a pressão se mantém constante.
- c) A reação de formação do SO_3 (g) dá-se na presença de um catalisador cujo papel consiste em
- (A) aumentar a quantidade de produto obtida.
 - (B) aumentar a rapidez das reações direta e inversa.
 - (C) tornar a reação completa.
 - (D) tornar a reação mais extensa.

AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico

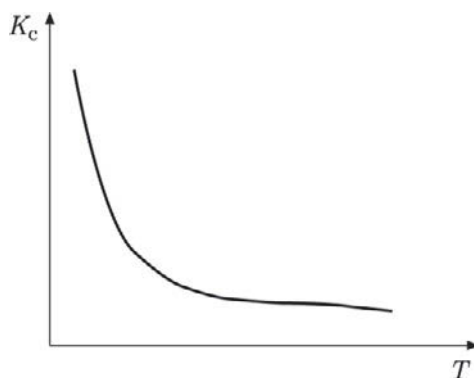
(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

Questões transversais

2010 I11 O amoníaco, NH_3 , é uma substância inorgânica importante, sendo um dos compostos de nitrogénio melhor conhecidos. Obtém-se industrialmente através do processo de Haber-Bosch, fazendo reagir, em condições apropriadas, hidrogénio e nitrogénio gasosos. A síntese do amoníaco pode ser representada por:

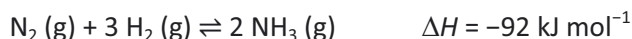


O gráfico apresentado na Figura traduz o modo como varia a constante de equilíbrio K_c , daquela reação, em função da temperatura, T .



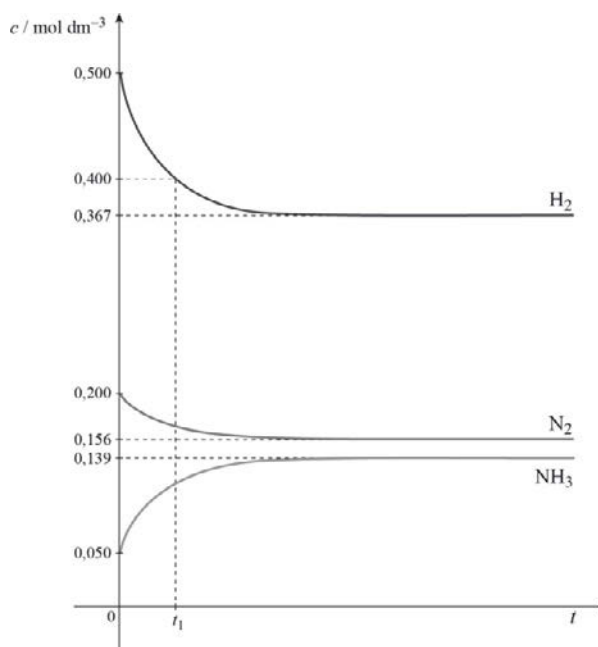
Para a reação em causa, compare a energia envolvida na rutura e na formação das ligações químicas, fundamentando a sua resposta a partir da informação fornecida pelo gráfico.

2014 1F A reação de síntese do amoníaco pode ser traduzida por



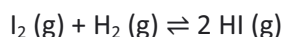
Considere que se introduziu, num reator com a capacidade de 1,00 L, uma mistura de nitrogénio, hidrogénio e amoníaco, em fase gasosa, em diferentes concentrações.

O gráfico da Figura representa a evolução, ao longo do tempo, t , das concentrações, c , dessas substâncias, à temperatura T .



- a) Qual foi a variação da concentração de H_2 (g) no intervalo de tempo $[0, t_1]$?
- b) A fração molar de NH_3 , na mistura gasosa inicialmente introduzida no reator, é
- (A) $7,1 \times 10^{-2}$ (B) $6,7 \times 10^{-2}$ (C) $3,6 \times 10^{-1}$ (D) $2,1 \times 10^{-1}$
- c) Calcule o rendimento da reação de síntese do NH_3 (g), nas condições consideradas. Apresente todas as etapas de resolução.
- d) Preveja, justificando, como variará a composição da mistura reacional se ocorrer um aumento da temperatura do sistema em equilíbrio.

2015 1F O iodo, I_2 , reage com o hidrogénio, H_2 , em fase gasosa, formando-se iodeto de hidrogénio, HI (g). A reação pode ser traduzida por



Na tabela seguinte, estão registados os valores da constante de equilíbrio, K_c , da reação de formação do HI (g) considerada, a três temperaturas diferentes.

T / K	K_c
500	160
700	54
763	46

- a) Considere que, num reator com a capacidade de 1,00 L, foram inicialmente introduzidas $2,56 \times 10^{-3}$ mol de I_2 (g) e uma certa quantidade de H_2 (g). Considere ainda que, no início, não existia HI (g) no reator.
- Quando, a 763 K, o sistema atingiu um estado de equilíbrio, a quantidade de I_2 (g) que existia no reator era $1,46 \times 10^{-3}$ mol.

Calcule a quantidade, em mol, de H_2 (g) que deverá existir no reator quando o sistema está em equilíbrio àquela temperatura.

Apresente todas as etapas de resolução.

- b) Compare a energia absorvida na quebra das ligações com a energia libertada no estabelecimento das ligações, na reação química considerada. Fundamente a sua resposta com base na variação da constante de equilíbrio da reação com a temperatura.

Domínio 2 – Reações em sistemas aquosos

2.1 Reações ácido-base

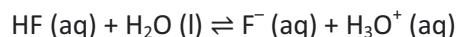
2.1.1 Ácidos e bases

Evolução histórica

(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

Ácidos e bases segundo Brønsted e Lowry

2008 2F O fluoreto de hidrogénio, HF (g), apresenta elevada solubilidade em água. Em solução aquosa, sofre uma reação que pode ser traduzida pela seguinte equação química:

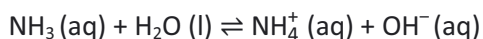


As duas espécies que, na reação acima indicada, se comportam como bases de Brønsted-Lowry são

- | | |
|---|---|
| (A) $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{F}^-(\text{aq})$ | (C) $\text{HF}(\text{aq})$ e $\text{F}^-(\text{aq})$ |
| (B) $\text{F}^-(\text{aq})$ e $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ | (D) $\text{HF}(\text{aq})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ |

2014 2F O que é uma base conjugada de um ácido de Brønsted-Lowry?

2015 2F A reação do amoníaco com a água pode ser traduzida por



Nesta reação, comportam-se como ácidos de Brønsted-Lowry as espécies

- | | |
|---|---|
| (A) $\text{NH}_3(\text{aq})$ e $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ | (C) $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{NH}_3(\text{aq})$ |
| (B) $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ | (D) $\text{NH}_3(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$ |

2.1.2 Acidez e basicidade se soluções

Escala de Sørensen

2011 11I Com o objetivo de estudar o pH de soluções aquosas, um grupo de alunos realizou várias medições, utilizando um sensor devidamente calibrado.

Os alunos começaram por medir o pH de uma amostra de água mineral.

Os valores de pH obtidos em três ensaios, a 25 °C, encontram-se registados na tabela seguinte.

Ensaio	pH
1	6,47
2	6,43
3	6,48

Obtenha o resultado da medição de pH.

Exprima esse resultado em função do valor mais provável e da incerteza absoluta.

Apresente todas as etapas de resolução.

pH e concentração hidrogeniónica

2008 1F Considere uma amostra A de água da chuva, que apresenta um valor de pH igual a 5,6, à temperatura de 25 °C. Selecione a alternativa que corresponde ao valor correto de pH de uma amostra B de água da chuva, poluída, cuja concentração em iões H^+ é 100 vezes maior do que a que existe na amostra A, à mesma temperatura.

(A) 2,0

(C) 3,6

(B) 2,6

(D) 7,6

2008 E [...] Uma das peculiaridades da água é o facto de ela dissolver quase tudo. Por esse motivo, as águas naturais contendo CO_2 dissolvido, ao infiltrarem-se no solo, atravessam diversas camadas rochosas, tornando-se geralmente ricas em sais provenientes da dissolução dos minerais existentes nessas rochas.

Quando as águas naturais, ligeiramente ácidas, entram em contacto com rochas calcárias – compostas principalmente por carbonato de cálcio em combinação com algum carbonato de magnésio –, os iões H_3O^+ (aq) reagem com os carbonatos, daí resultando bicarbonatos relativamente solúveis: a água transforma-se numa solução bicarbonatada, que é, com frequência, fracamente alcalina. Esta é a «água dura» que causa o entupimento das canalizações e a formação de incrustações calcárias nas caldeiras [...].

Philip Ball, H_2O – Uma Biografia da Água, Temas e Debates, 2002 (adaptado).

Com base na informação apresentada no texto, selecione a alternativa que contém os termos que devem substituir as letras (a) e (b), respetivamente, de modo a tornar verdadeira a afirmação seguinte.

Quando águas naturais, ligeiramente ácidas, entram em contacto com rochas calcárias, a concentração dessas águas em iões H_3O^+ (aq) (a) e o seu pH (b) .

(A) ... aumenta ... aumenta

(C) ... diminui ... aumenta

(B) ... aumenta ... diminui

(D) ... diminui ... diminui

2010 11I Numa diluição utilizou-se água destilada de pH igual a 7,04.

Selecione a única opção que refere o valor da concentração de iões H_3O^+ na referida água.

(A) $9,12 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$

(C) $1,10 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

(B) $1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

(D) $8,48 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$

2010 2F. A vida dos organismos marinhos com concha enfrenta uma nova ameaça: o aumento do nível de dióxido de carbono (CO_2) atmosférico.

Os oceanos absorvem naturalmente parte do CO_2 emitido para a atmosfera, dissolvendo-o nas suas águas. Uma vez em solução, o CO_2 reage, tornando a água do mar, atualmente a um pH de cerca de 8,1, menos alcalina. Como se continua a emitir enormes quantidades daquele gás, o impacto começa a notar-se – os cientistas mediram já um aumento de acidez de cerca de 30% na água do mar e preveem um aumento de 100 a 150% até 2100.

O aumento de acidez é acompanhado por uma diminuição da concentração de iões carbonato em solução. Assim, muitos organismos marinhos, que dependem do carbonato da água do mar para construírem as suas conchas e outras componentes duras, perderão a capacidade de construir ou de manter essas estruturas vitais.

J. S. Holland, «A ameaça ácida», National Geographic Portugal, Novembro 2007 (adaptado).

a) Refira, com base no texto, um factor que ameaça a vida dos organismos marinhos com concha e que é devido ao aumento da concentração de CO_2 dissolvido na água do mar.

b) Selecione a única opção que permite obter uma afirmação correta.

Entendendo por acidez de uma solução a concentração hidrogeniónica ($[\text{H}_3\text{O}^+]$) total existente nessa solução, um aumento de acidez de cerca de 100% na água do mar, em relação ao valor atual, determinará um pH de cerca de...

(A) 4,1

(C) 16,2

(B) 8,4

(D) 7,8

2010 E Recolheu-se uma amostra de 50,0 mL de água da chuva com pH igual a 5,6.

Selecione a única opção que apresenta uma expressão numérica que permite calcular a quantidade de iões H_3O^+ presente nessa amostra de água.

(A) $\left(\frac{10^{-5,6}}{50 \times 10^3}\right) \text{ mol}$

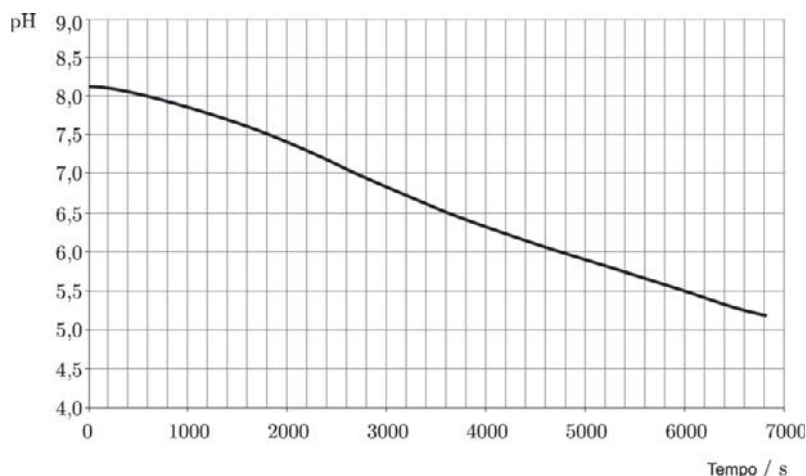
(B) $(10^{-5,6} \times 50 \times 10^3) \text{ mol}$

(C) $\left(\frac{50 \times 10^3}{10^{-5,6}}\right) \text{ mol}$

(D) $(10^{-5,6} \times 50 \times 10^3)^{-1} \text{ mol}$

2011 11I Um grupo de alunos mediu, a 25 °C, o pH ao longo do tempo de uma amostra de água mineral. A esta amostra foi sendo adicionado dióxido de carbono, CO_2 (g), durante o intervalo de tempo em que decorreu a experiência.

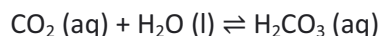
A Figura apresenta o gráfico do pH da amostra de água em função do tempo.



a) A variação de pH que se observa entre os instantes $t = 1800$ s e $t = 6000$ s traduz, em relação à concentração hidrogeniônica,

- (A) um aumento de vinte vezes.
- (B) um aumento de cem vezes.
- (C) uma diminuição de duas vezes.
- (D) uma diminuição de mil vezes.

b) O CO_2 dissolvido reage com a água, dando origem a um ácido fraco, o ácido carbónico, H_2CO_3 (aq). A reação pode ser traduzida por



Explique a diminuição do pH da amostra de água mineral, durante o intervalo de tempo em que decorreu a experiência.

2.1.3 Autoionização da água

Produto iónico da água

(Secção sem itens nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2014)

Relação entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$

2010 11I. Na solução aquosa diluída de NH_3 , a 25°C , a concentração de iões OH^- (aq) é $2,7 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ e a concentração de iões H_3O^+ (aq) é ... mol dm^{-3} , o que permite concluir que essa solução é ...

- | | |
|-------------------------------------|--------------------------------------|
| (A) $3,7 \times 10^{-12}$... ácida | (C) $2,7 \times 10^{11}$... básica |
| (B) $2,7 \times 10^{11}$... ácida | (D) $3,7 \times 10^{-12}$... básica |

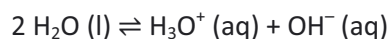
Efeito de temperatura na autoionização da água

2009 11I. Num laboratório, um grupo de alunos pretende preparar, com rigor, uma solução aquosa neutra, por meio de uma reação de neutralização, e aproveitar essa solução para verificar o produto iónico da água, K_w , varia com a temperatura.

Temperatura / °C	pH
20	7,12
25	7,03
30	6,96
35	6,87
40	6,72

Temperatura / °C	pH
20	7,12
25	7,03
30	6,96
35	6,87
40	6,72

2011 2F O produto iónico da água, K_w , é a constante de equilíbrio definida para a reação de autoionização da água que pode ser traduzida por

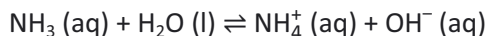


- Editável e fotocopiável © Texto | Novo 11Q

2.1.4 Ácidos e bases em soluções aquosas

Ionização de ácidos e de bases em água

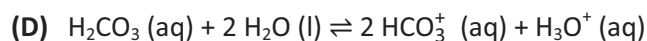
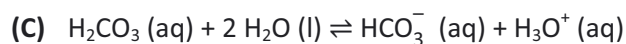
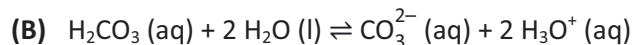
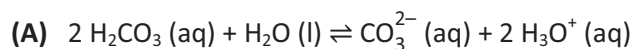
2008 E A reação de ionização do amoníaco em água é uma reação reversível, que pode ser traduzida pela seguinte equação química:



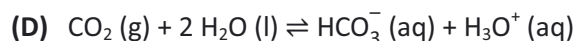
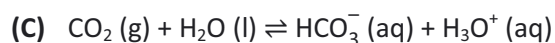
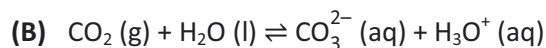
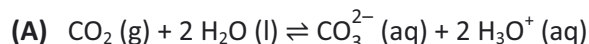
Escreva a expressão que traduz a constante de equilíbrio, K_c , da reação de ionização do amoníaco em água.

2009 E O dióxido de carbono dissolve-se em água, formando ácido carbónico, H_2CO_3 (aq) que é um ácido diprótico que, em solução aquosa, se encontra quase totalmente decomposto.

Selecione a única alternativa que apresenta uma equação química que pode traduzir a reação global de ionização do ácido carbónico, que existe como tal, em água.

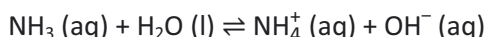


2010 2F Selecione a única opção que apresenta uma equação química que pode traduzir a reação do dióxido de carbono com a água.

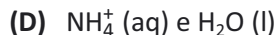
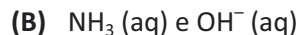
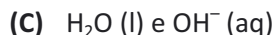
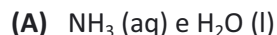


Pares conjugados ácido-bases

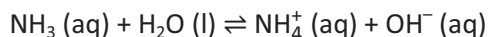
2008 E A reação de ionização do amoníaco em água é uma reação reversível, que pode ser traduzida pela seguinte equação química:



Sendo o comportamento ácido-base da espécie NH_3 (aq) evidenciado pela reação acima indicada, selecione a alternativa que identifica corretamente um par ácido-base conjugado naquela reação.

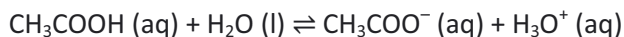


2009 11I O amoníaco, resultante da decomposição da ureia presente na urina, é um dos responsáveis pelo odor desagradável nas casas de banho. A sua ionização em água pode ser traduzida por



Indique um dos pares conjugados ácido-base envolvidos nesta reação.

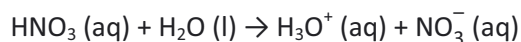
2009 1F A reação de ionização do ácido acético em água é uma reação incompleta, que pode ser representada por:



Selecione a única alternativa que identifica corretamente um par conjugado ácido-base, naquela reação.

- | | |
|---|---|
| (A) $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ e $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ | (C) $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq})$ e $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ |
| (B) $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq})$ e $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ | (D) $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ e $\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$ |

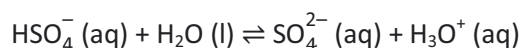
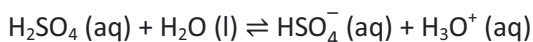
2010 E A reação de ionização do ácido nítrico em água pode ser traduzida por:



Selecione a única opção que apresenta, para esta reação, um par ácido-base conjugado.

- | | |
|---------------------------------------|--|
| (A) $\text{HNO}_3/\text{H}_2\text{O}$ | (C) $\text{H}_2\text{O}/\text{NO}_3^-$ |
| (B) $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$ | (D) $\text{H}_3\text{O}^+/\text{NO}_3^-$ |

2012 11I O ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$, é um ácido diprótico que se ioniza em água em duas etapas sucessivas, traduzidas por



Identifique um par conjugado de ácido-base nas reações acima representadas.

2013 11I Escreva a equação química que traduz a reação do ião $\text{NH}_4^+ (\text{aq})$ com a água. Identifique, nessa reação, os pares conjugados ácido-base.

Espécies químicas anfotéricas

2007 2F Selecione a alternativa correta, considerando que o ião HCO_3^- é uma espécie anfotérica, segundo a teoria de Brønsted-Lowry.

- (A) O ião HCO_3^- é o ácido conjugado da espécie H_2CO_3 .
- (B) O ião HCO_3^- é o ácido conjugado do ião CO_3^{2-} .
- (C) A espécie H_2CO_3 é a base conjugada do ião HCO_3^- .
- (D) O ião HCO_3^- é a base conjugada do ião CO_3^{2-} .

2011 2F A água é uma espécie química anfotérica (ou anfiprótica), porque, em reações de ácido-base,

- (A) se comporta sempre como um ácido.
- (B) se comporta sempre como uma base.
- (C) se pode comportar como um ácido ou como uma base.
- (D) nunca se comporta como um ácido nem como uma base.

2.1.5 Constante de acidez e basicidade

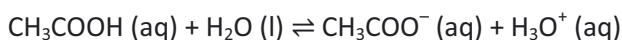
2008 11I Uma solução aquosa de amoníaco tem pH igual a 10,95, a 25 °C.

Calcule a concentração da espécie NH_3 (aq) nessa solução.

Apresente todas as etapas de resolução.

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

2009 1F A reação de ionização do ácido acético em água é uma reação incompleta, que pode ser representada por:



Dissolvendo $5,00 \times 10^{-2}$ mol de ácido acético, em água, para um volume total de solução igual a $0,500 \text{ dm}^3$, obtém-se uma solução cujo pH é igual a 2,88, a 25 °C.

Calcule a concentração de ácido acético não ionizado, na solução obtida. Apresente todas as etapas de resolução.

2009 E O ácido nítrico é um ácido forte, cujo valor de K_a é muito elevado.

O valor de pH da solução aquosa de ácido nítrico de concentração $2,51 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ é

- | | |
|----------|----------|
| (A) 1,30 | (C) 5,02 |
| (B) 1,60 | (D) 3,30 |

2011 11I O amoníaco dissolve-se em água, dando origem a uma solução básica.

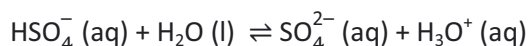
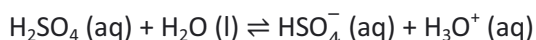
A constante de basicidade de NH_3 (aq) é $1,8 \times 10^{-5}$, a 25 °C.

O caráter básico de uma solução de amoníaco deve-se à reação de NH_3 (aq) com a água.

Essa reação corresponde a um processo de

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| (A) dissociação completa. | (C) ionização completa. |
| (B) dissociação parcial. | (D) ionização parcial. |

2012 11I O ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), é um ácido diprótico que se ioniza em água em duas etapas sucessivas, traduzidas por



Na primeira etapa de ionização, o H_2SO_4 (aq) comporta-se como um ácido forte, podendo considerar-se a sua ionização completa. Na segunda etapa, a espécie HSO_4^- (aq) comporta-se como um ácido fraco.

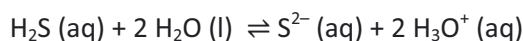
O pH de uma solução aquosa de ácido sulfúrico é determinado pela concentração hidrogeniônica total, que depende da contribuição das duas etapas de ionização – a concentração hidrogeniônica resultante da segunda etapa é adicionada à concentração resultante da primeira.

Considere uma solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$ na qual a concentração de equilíbrio final da espécie HSO_4^- (aq) é $3,5 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$.

Determine o pH da solução aquosa de ácido sulfúrico, a 25°C .

Apresente todas as etapas de resolução.

2012 1F O ácido sulfídrico, H_2S (aq), é um ácido diprótico muito fraco. A reação deste ácido com a água pode ser traduzida por



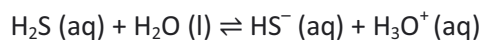
A constante de acidez do H_2S (aq), definida para a reação anterior, é $6,8 \times 10^{-23}$, a 25°C .

A uma dada temperatura, o ácido sulfídrico

- (A) ioniza-se tanto mais quanto menor for o pH do meio.
- (B) ioniza-se tanto mais quanto maior for o pH do meio.
- (C) dissocia-se tanto mais quanto maior for o pH do meio.
- (D) dissocia-se tanto mais quanto menor for o pH do meio.

2012 2F O ácido sulfídrico, H_2S (aq), é um ácido diprótico muito fraco, cuja ionização global em água ocorre em duas etapas sucessivas.

A primeira etapa da ionização ocorre em muito maior extensão do que a segunda e pode ser traduzida por



A constante de acidez do H_2S (aq), definida para a reação anterior, é $1,32 \times 10^{-7}$, a 25°C .

- a) Considere $250,0 \text{ cm}^3$ de uma solução de ácido sulfídrico cujo pH, a 25°C , é 3,94.
Determine a quantidade de ácido sulfídrico não ionizado que existe naquele volume de solução, considerando apenas a contribuição da reação acima indicada para a ionização do ácido em água.
Apresente todas as etapas de resolução.
- b) O ião sulfureto, S^{2-} (aq), é a base conjugada da espécie HS^- (aq) na reação que corresponde à segunda etapa da ionização do ácido sulfídrico em água.
A reação entre o ião S^{2-} (aq) e a água pode ser traduzida por
- (A) $\text{S}^{2-} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} (\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$
 - (B) $\text{S}^{2-} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$
 - (C) $\text{S}^{2-} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$
 - (D) $\text{S}^{2-} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} (\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

2012 E O hidróxido de sódio, NaOH, é uma base que, em solução aquosa, se encontra

- (A) totalmente ionizada. (C) parcialmente dissociada.
(B) parcialmente ionizada. (D) totalmente dissociada.

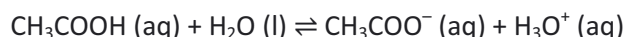
2013 11I A solução de amoníaco, obtida por diluição da solução comercial, tem um pH de 10,83, a 25 °C.

Determine a concentração de amoníaco não ionizado na solução mais diluída. Apresente todas as etapas de resolução.

2013 1F Considere uma solução de ácido nitroso cujo pH, a 25 °C, é 2,72.

Determine a concentração inicial de HNO₂ na solução, à mesma temperatura. Apresente todas as etapas de resolução.

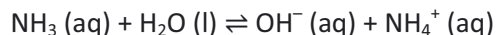
2013 E O ácido acético é um ácido monoprótico fraco, cuja reação de ionização em água pode ser traduzida por



Considere uma solução 0,0200 mol dm⁻³ de ácido acético, CH₃COOH (aq), cujo pH, a 25 °C, é 3,23.

Determine a percentagem de ácido acético não ionizado na solução.
Apresente todas as etapas de resolução.

2014 1F A ionização do amoníaco em água pode ser traduzida por



Considere uma solução aquosa de amoníaco, de concentração 0,10 mol dm⁻³, cujo pH, a 25 °C, é 11,1.

Verifique que a ordem de grandeza da constante de basicidade do NH₃ (aq), à mesma temperatura, é 10⁻⁵.

Apresente todas as etapas de resolução.

2015 2F Considere uma solução aquosa de amoníaco de concentração 5,00 × 10⁻² mol dm⁻³ cujo pH, a 25 °C, é 10,97.

Calcule a quantidade (em mol) de amoníaco não ionizado que existe em 250 cm³ dessa solução. Apresente todas as etapas de resolução.

2014 E O hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂, dissolve-se em água,

- (A) ionizando-se completamente.
(B) dissociando-se completamente.
(C) ionizando-se parcialmente.
(D) dissociando-se parcialmente.

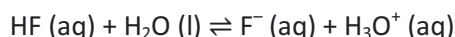
2015 E As constantes de acidez, a 25 °C, do ácido cianídrico, HCN (aq), e do ácido nitroso, HNO₂ (aq), são $4,9 \times 10^{-10}$ e $5,1 \times 10^{-4}$, respetivamente.

Considere, àquela temperatura, uma solução de ácido cianídrico e uma solução de ácido nitroso de igual concentração.

O pH da solução de ácido _____ é maior, uma vez que a ionização deste ácido é _____ extensa.

- | | |
|--------------------------|-----------------------|
| (A) cianídrico ... menos | (C) nitroso ... menos |
| (B) cianídrico ... mais | (D) nitroso ... mais |

2015 E A reação de ionização do ácido fluorídrico em água pode ser traduzida por

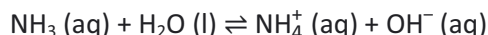


Considere que se dilui 100 vezes uma solução de ácido fluorídrico, HF (aq), de concentração 27,8 mol dm⁻³. O pH da solução diluída é 1,87, a 25 °C.

- a) Calcule a percentagem de ácido não ionizado na solução diluída de ácido fluorídrico. Apresente todas as etapas de resolução.
- b) Conclua, justificando, como varia a quantidade de ácido fluorídrico não ionizado se a uma solução deste ácido forem adicionadas, a temperatura constante, algumas gotas de uma solução concentrada de um ácido forte.

2.1.6 Força relativa de ácidos e bases

2008 11I O amoníaco é uma base, segundo a teoria de Brønsted-Lowry, sendo a sua reação de ionização em água traduzida pela seguinte equação:



Considerando que a espécie NH₃ (aq) é uma base mais fraca do que a espécie OH⁻ (aq), então

- (A) a espécie NH₃ (aq) aceita iões H⁺ com maior facilidade do que a espécie OH⁻ (aq).
- (B) a espécie NH₄⁺ (aq) cede iões H⁺ com maior facilidade do que a espécie H₂O (l).
- (C) a espécie H₂O (l) aceita iões H⁺ com maior facilidade do que a espécie NH₃ (aq).
- (D) a espécie OH⁻ (aq) cede iões H⁺ com maior facilidade do que a espécie NH₄⁺ (aq).

2009 E O amoníaco, NH₃, é uma base de Brønsted-Lowry mais forte do que a espécie NO₃⁻. Selecione a única alternativa que corresponde a uma afirmação correta, tendo em conta a informação acima dada.

- (A) A espécie NH₃ cede iões H⁺ com mais facilidade do que a espécie NH₄⁺.
- (B) A espécie NO₃⁻ aceita iões H⁺ com mais facilidade do que a espécie NH₃.
- (C) A espécie HNO₃ cede iões H⁺ com mais facilidade do que a espécie NH₄⁺.
- (D) A espécie HNO₃ aceita iões H⁺ com mais facilidade do que a espécie NO₃⁻.

2011 11I O amoníaco dissolve-se em água, dando origem a uma solução básica.

A constante de basicidade de NH_3 (aq) é $1,8 \times 10^{-5}$, a 25°C .

A constante de acidez do ácido conjugado de NH_3 (aq), a 25°C , é

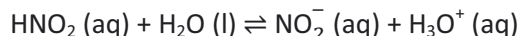
(A) $\frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}$

(C) $\frac{\sqrt{1,00 \times 10^{-14}}}{1,8 \times 10^{-5}}$

(B) $\frac{1,8 \times 10^{-5}}{1,00 \times 10^{-14}}$

(D) $\frac{1}{1,8 \times 10^{-5}}$

2013 1F O ácido nitroso, HNO_2 (aq), é outro ácido monoprotico fraco, cuja constante de acidez é $4,5 \times 10^{-4}$, a 25°C . A reação do ácido nitroso com a água pode ser traduzida por



Comparando, em termos das respectivas ordens de grandeza, a força do ácido nitroso com a força do ácido cianídrico, conclui-se que o ácido nitroso é cerca de

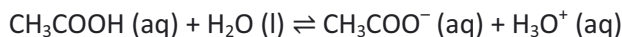
(A) 10^6 vezes mais forte do que o ácido cianídrico.

(B) 10^4 vezes mais forte do que o ácido cianídrico.

(C) 10^6 vezes mais fraco do que o ácido cianídrico.

(D) 10^4 vezes mais fraco do que o ácido cianídrico.

2014 2F O ácido acético, CH_3COOH (aq), é um ácido monoprotico fraco, cuja ionização em água pode ser traduzida por

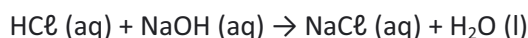


O ácido acético é um ácido fraco e, assim, a sua ionização em água ocorrerá em pequena extensão.

Conclua, justificando com base no Princípio de Le Châtelier, se a ionização deste ácido em água é favorecida pela adição de NaOH (aq).

2.1.7 Titulações ácido-base

2008 2F Em solução aquosa, o ácido clorídrico, HCl (aq), reage com o hidróxido de sódio, NaOH (aq). Esta reação pode ser traduzida pela seguinte equação química:



Considere que se fez reagir $25,0 \text{ cm}^3$ de ácido clorídrico, de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, com um determinado volume de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, contendo $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de NaOH .

Calcule o pH da solução resultante, sabendo que o volume total desta solução é $35,0 \text{ cm}^3$. Apresente todas as etapas de resolução.

2012 E Titulou-se uma solução contendo $0,328 \text{ g}$ de um ácido monoprotico forte com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH (aq), de concentração $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$.

O volume de NaOH (aq) gasto até ao ponto de equivalência da titulação foi $16,40 \text{ cm}^3$.

Determine a massa molar do ácido monoprotico em solução.

Apresente todas as etapas de resolução.

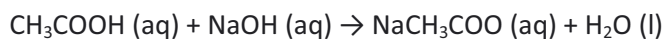
2013 I11 Os testes laboratoriais de identificação do amoníaco, realizados em amostras padrão, permitem, posteriormente, concluir sobre a presença (ou a ausência) daquele composto em materiais de uso comum, como, por exemplo, produtos comerciais de limpeza.

a) O que são, no contexto em causa, amostras padrão?

b) Um dos testes de identificação do amoníaco consiste em aproximar uma vareta de vidro, previamente mergulhada em ácido clorídrico concentrado, da boca de um tubo de ensaio contendo a solução aquosa a analisar. A presença de amoníaco é indicada pela formação de fumos brancos de cloreto de amónio, NH_4Cl .

Escreva a equação química que traduz a reação que ocorre se a solução a analisar contiver amoníaco.

2013 E Na titulação de uma solução de ácido acético, CH_3COOH (aq), com uma solução de hidróxido de sódio, NaOH (aq), uma base forte, a reação que ocorre pode ser traduzida por



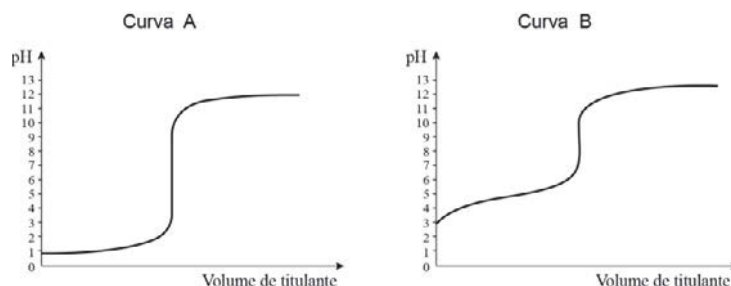
Considere que o volume de solução de ácido acético a titular é $25,0 \text{ cm}^3$ e que se adicionou $50,0 \text{ cm}^3$ de NaOH (aq) de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$ até ser atingido o ponto de equivalência da titulação.

Determine a concentração da solução de ácido acético.

Comece por calcular a quantidade de NaOH adicionada até ter sido atingido o ponto de equivalência da titulação.

Apresente todas as etapas de resolução.

2013 E Na Figura, estão representadas uma curva de titulação de um ácido forte com uma base forte (Curva A) e uma curva de titulação de um ácido fraco com uma base forte (Curva B).



Conclua, justificando, a partir das curvas de titulação apresentadas, em qual das situações o número de indicadores ácido-base suscetíveis de serem utilizados será mais reduzido.

Comece por referir qual a função de um indicador ácido-base, numa titulação.

2014 E O magnésio é um metal valioso, usado, como metal estrutural leve, em ligas, em baterias e em sínteses químicas. Apesar de o magnésio ser abundante na crosta terrestre, é mais barato retirar este metal da água do mar. O método de obtenção do magnésio a partir da água do mar implica a utilização de calcário e de ácido clorídrico e envolve três tipos de reações: reações de precipitação, de ácido-base e de oxidação-redução.

Raymond Chang, Química, 5.a ed., Lisboa, McGraw-Hill Portugal, 1994, p. 124 (adaptado).

Numa primeira fase, o calcário é aquecido a altas temperaturas, de modo a obter-se óxido de cálcio, CaO, que, quando tratado com água do mar, forma hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂. Preveja, justificando, se o pH da água do mar utilizada no tratamento de uma amostra de óxido de cálcio, CaO (s), aumenta, diminui ou se mantém constante.

2015 2F Considere uma solução aquosa de amoníaco [...] cujo pH, a 25 °C, é 10,97.

Considere que se adicionam lentamente algumas gotas de uma solução aquosa de um ácido forte àquela solução de amoníaco, a temperatura constante.

À medida que aquela adição ocorre, o pH da solução resultante _____ e a ionização da espécie NH₃ (aq) torna-se _____ extensa.

(A) diminui ... mais

(C) aumenta ... mais

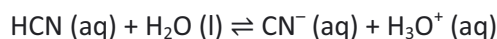
(B) diminui ... menos

(D) aumenta ... menos

2.1.8 Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais

2013 1F O cianeto de hidrogénio dissolve-se em água, dando origem ao ácido cianídrico, HCN (aq), um ácido monoprotónico fraco, cuja constante de acidez é $4,9 \times 10^{-10}$, a 25 °C.

A reação do ácido cianídrico com a água pode ser traduzida por



Escreva a equação química que traduz a reação do ião cianeto, CN⁻ (aq), com a água.

Refira, justificando, se esse ião se comporta, nessa reação, como um ácido ou como uma base segundo Brønsted-Lowry.

2014 1F Escreva a equação que traduz a reação da espécie NH₄⁺ com a água.

2.1.9 Aspetos ambientais das reações ácido-bases

2008 1F Corrosão é a palavra geralmente utilizada para designar a deterioração de metais através de um processo eletroquímico, o que significa que, à medida que o metal se degrada, perde electrões, convertendo-se numa espécie química diferente.

O exemplo mais familiar de corrosão é, sem dúvida, o processo de formação de ferrugem sobre o ferro. Embora as reações envolvidas neste processo sejam bastante complexas, pensa-se que as etapas fundamentais sejam a perda de electrões pelo ferro, Fe, que assim se converte na espécie solúvel Fe²⁺ (aq), e o ganho desses electrões pelo oxigénio atmosférico, O₂. A formação de ferrugem é favorecida pela existência de um meio ácido, o que pode ser facultado pela água da chuva, naturalmente ácida devido à dissolução do CO₂ atmosférico.

No entanto, quando a água da chuva se encontra poluída com ácidos fortes, muito corrosivos, como o ácido sulfúrico, H₂SO₄ (aq), e o ácido nítrico, HNO₃ (aq), resultantes essencialmente das emissões para a atmosfera (e posteriores reações) de dióxido de enxofre, SO₂, e de óxidos de nitrogénio, NO_x, o seu teor em iões H⁺ é muitíssimo mais elevado. Este teor, sendo, em muitos casos, cerca de 100 vezes superior ao que ocorre habitualmente, favorece ainda mais a reação de corrosão do ferro.

A corrosão metálica não se limita, evidentemente, ao ferro, existindo muitos outros metais que sofrem processos análogos de deterioração. A chuva ácida favorece muito a corrosão dos metais, constituindo, assim, um tipo de poluição de efeitos altamente adversos.

Raymond Chang, Química, 8.ª ed., McGraw-Hill, 2005 (adaptado).

Quando o CO_2 atmosférico se dissolve na água da chuva, à temperatura de 25°C , ...

- (A) ... forma-se um ácido fraco, o ácido carbónico, H_2CO_3 (aq), que confere à água da chuva um pH de cerca de 5,6.
- (B) ... forma-se um ácido forte, o ácido carbónico, H_2CO_3 (aq), que confere à água da chuva um pH inferior a 5,6.
- (C) ... formam-se ácidos de força diferente, como o ácido carbónico, H_2CO_3 (aq), e o ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), que conferem à água da chuva um pH de cerca de 5,6.
- (D) ... formam-se apenas ácidos fortes, como o ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), e o ácido nítrico, HNO_3 (aq), que conferem à água da chuva um pH muito inferior a 5,6.

2009 11I A chuva normal tem, usualmente, pH cerca de 5,6.

Indique o gás que, ao dissolver-se, é responsável por este valor.

2010 E Chuva ácida é a designação dada à água da chuva cuja acidez seja superior à resultante da dissolução do dióxido de carbono atmosférico em água. Esta dissolução determina, só por si, um pH de cerca de 5,6.

A principal causa deste aumento de acidez é a emissão para a atmosfera, em quantidades significativas, de compostos gasosos contendo enxofre e nitrogénio, que originam ácidos fortes em meio aquoso.

Os efeitos ambientais da chuva ácida levaram à adoção, pela generalidade dos países, de medidas restritivas da queima de combustíveis fósseis.

- a) Selecione a única opção que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes, de modo a obter uma afirmação correta.

A chuva ácida apresenta um pH _____ a 5,6, resultante da formação de ácidos _____.

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| (A) inferior ... fracos | (C) inferior ... fortes |
| (B) superior ... fortes | (D) superior ... fracos |

- b) Identifique a principal causa de origem antropogénica, referida no texto, responsável pela emissão para a atmosfera de compostos gasosos contendo enxofre e nitrogénio.

2012 1F O H_2S (g) libertado pelos vulcões reage, a temperaturas elevadas, com o oxigénio do ar, formando-se dióxido de enxofre, SO_2 (g), e água, H_2O (g).

Escreva a equação química que traduz esta reação e justifique o facto de a emissão de SO_2 (g) para a atmosfera contribuir para o aumento da acidez da água da chuva.

AL 2.1 Constante de acidez

(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

AL 2.2 Titulação ácido-base

2009 11I O ácido clorídrico, HCl (aq), é um dos ácidos mais utilizados em laboratórios de química, nomeadamente, em volumetria de ácido-base. Numa atividade laboratorial, um grupo de alunos realizou uma titulação, com o objectivo de determinar a concentração de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH (aq).

- a) Nesta titulação, foram titulados 36,0 ml de solução aquosa de hidróxido de sódio, tendo-se usado como titulante ácido clorídrico de concentração $0,20 \text{ mol dm}^{-3}$.

Determine a massa de hidróxido de sódio que existia nesse volume de solução aquosa de hidróxido de sódio, sabendo que se gastaram 18,0 ml de ácido clorídrico até ao ponto de equivalência da titulação.

Apresente todas as etapas de resolução.

$$M(\text{NaOH}) = 40,00 \text{ g mol}^{-1}$$

- b) Indique o material que os alunos utilizaram para adicionar progressivamente o titulante ao titulado.

2009 1F O ácido acético, CH_3COOH , apresenta um cheiro muito característico, sendo um componente dos vinagres. É também um ácido correntemente usado em laboratório.

O grau de acidez de um vinagre é expresso em termos da massa de ácido acético, em gramas, existente em 100 cm^3 desse vinagre.

Para determinar o grau de acidez de um vinagre comercial, começou por se diluir esse vinagre 10 vezes, obtendo-se um volume total de $100,0 \text{ cm}^3$. Em seguida, fez-se a titulação da solução diluída de vinagre, com uma solução de hidróxido de sódio, NaOH , de concentração conhecida.

- a) Selecione a única alternativa que refere o material de laboratório necessário para efectuar, com rigor, a diluição acima referida.

(A) Proveta de 10,0 mL, pipeta de 100,0 mL, pompete.

(B) Balão volumétrico de 100,0 mL, pipeta de 10,0 mL, pompete.

(C) Proveta de 100 mL, pipeta de 10,0 mL, pompete.

(D) Balão volumétrico de 10,0 mL, pipeta de 100,0 mL, pompete.

- b) Desprezando a contribuição de outros ácidos presentes no vinagre, a titulação efectuada permitiu determinar a concentração de ácido acético, CH_3COOH ($M = 60,06 \text{ g mol}^{-1}$), na solução diluída de vinagre, tendo-se obtido o valor $7,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

Calcule o grau de acidez do vinagre comercial utilizado.

Apresente todas as etapas de resolução.

2009 11I Num laboratório, um grupo de alunos pretende preparar, com rigor, uma solução aquosa neutra, por meio de uma reação de neutralização [...]. A solução aquosa neutra foi preparada misturando 50 mL de ácido clorídrico, HCl (aq), de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, com um determinado volume de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH (aq), de concentração $0,500 \text{ mol dm}^{-3}$. [...]

a) Na preparação, com rigor, da solução aquosa neutra, o volume de NaOH (aq) que tiveram de utilizar foi...

- (A) ... 5,0 mL. (B) ... 10 mL. (C) ... 15 mL. (D) ... 20 mL.

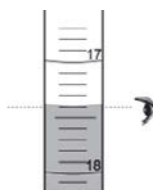
b) Selecione a alternativa que corresponde ao material de vidro que deve ser utilizado na medição do volume de NaOH (aq).

- (A) Pipeta graduada. (C) Copo de precipitação.
(B) Proveta graduada. (D) Pipeta de Pasteur.

2010 1F A concentração de uma solução de um ácido pode ser determinada, experimentalmente, através de uma titulação com uma solução padrão de hidróxido de sódio, NaOH (aq).

a) Admita que, para efetuar uma titulação de uma solução de um ácido, se começou por encher uma bureta de 50 mL com uma solução padrão de NaOH, aferindo-se o nível de líquido com o zero da escala.

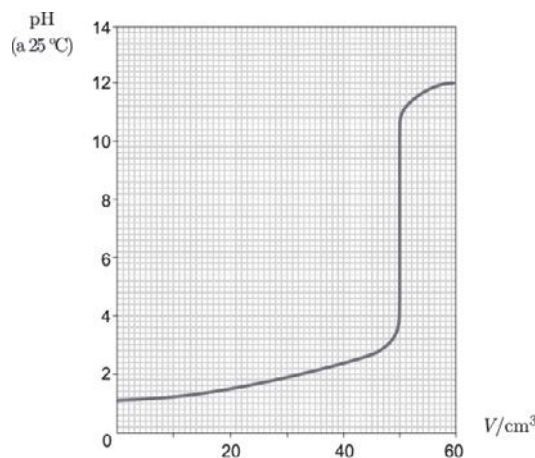
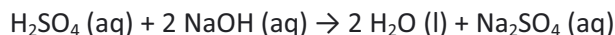
Na Figura está representado o nível de titulante na bureta num determinado ponto da titulação.



Selecione a única opção que apresenta o resultado da medição do volume de titulante gasto até àquele ponto da titulação.

- (A) $(18,60 \pm 0,05) \text{ cm}^3$ (C) $(17,4 \pm 0,1) \text{ cm}^3$
(B) $(17,40 \pm 0,05) \text{ cm}^3$ (D) $(18,6 \pm 0,1) \text{ cm}^3$

b) A Figura representa a curva de titulação de $25,00 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), com uma solução padrão de NaOH, de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, podendo a reação que ocorre ser representada por:



Determine a concentração da solução de ácido sulfúrico, partindo do volume de titulante adicionado até ao ponto de equivalência da titulação.

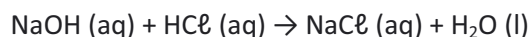
Apresente todas as etapas de resolução.

2011 E Com o objetivo de determinar a concentração de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH(aq), um grupo de alunos realizou uma atividade laboratorial.

Os alunos começaram por diluir a solução inicial de hidróxido de sódio cinco vezes. Em seguida, titularam 10,0 cm³ da solução diluída com uma solução padrão de ácido clorídrico, HCl (aq), de pH 0,60, tendo gasto 15,20 cm³ desta solução até ao ponto final da titulação, detectado com um indicador adequado.

a) Refira o nome do instrumento de medida utilizado para medir com rigor o volume da solução de NaOH a titular.

b) A reação que ocorre pode ser representada por



Determine a concentração da solução inicial de NaOH.

Apresente todas as etapas de resolução.

c) Selecione a única opção que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes.

A escolha inadequada do indicador, que geralmente é adicionado à solução que se encontra _____ conduz a uma diminuição de _____ na determinação da concentração do titulado.

(A) no erlenmeyer ... precisão

(C) na bureta ... precisão

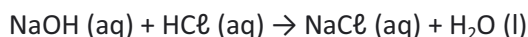
(B) no erlenmeyer ... exatidão

(D) na bureta ... exatidão

d) Suponha que, em vez de um indicador, os alunos utilizavam um sensor de pH, o que lhes permitiria obter o gráfico do pH em função do volume de titulante (curva de titulação).

Apresente o esboço da curva de titulação que seria obtida pelos alunos, assinalando o pH no ponto de equivalência.

2015 1F Com o objetivo de determinar a concentração de uma solução de ácido clorídrico, HCl (aq), um grupo de alunos titulou 50,00 cm³ dessa solução com uma solução padrão de hidróxido de sódio, NaOH (aq), de concentração $1,00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$. A reação que ocorre pode ser traduzida por



Os alunos gastaram 24,60 cm³ da solução padrão de NaOH até ao ponto final da titulação.

a) Qual é o instrumento que deve ser utilizado para, de forma regular e controlada, adicionar ao titulado pequenos volumes da solução padrão de NaOH?

(A) Bureta.

(C) Balão de erlenmeyer.

(B) Pipeta.

(D) Proveta.

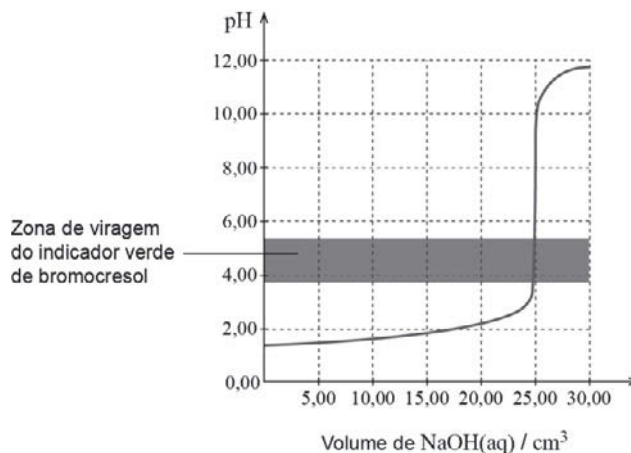
b) Calcule a concentração, em mol dm^{-3} , da solução de HCl.

Comece por calcular a quantidade de NaOH adicionada até ao ponto final da titulação.

Apresente todas as etapas de resolução.

c) Depois de terem realizado a titulação e determinado a concentração da solução de ácido clorídrico, o professor disse aos alunos que a solução de HCl que tinham utilizado era uma solução padrão.

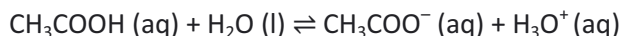
Na Figura, está representada a curva teórica da titulação de $50,00 \text{ cm}^3$ dessa solução padrão de HCl com uma solução padrão de NaOH $1,00 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$.



Apresente uma expressão numérica que permita calcular o erro relativo, em percentagem, cometido pelos alunos na medição do volume de titulante gasto até ao ponto final da titulação.

Questões transversais

2014 2F O ácido acético, CH_3COOH (aq), é um ácido monoprótico fraco, cuja ionização em água pode ser traduzida por



Considere uma solução aquosa de ácido acético de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, à qual foi sendo adicionada uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH (aq).

A tabela seguinte apresenta os valores de pH, a 25°C , da solução inicial e das soluções resultantes das adições efetuadas, em função do volume total de NaOH (aq) adicionado.

Volume total de NaOH (aq) / cm^3	pH
0,00	2,88
10,00	4,16
25,00	4,76
40,00	5,36
50,00	8,73

a) Determine a percentagem de ácido acético não ionizado na solução inicial. Apresente todas as etapas de resolução.

b) Quando o volume total de NaOH (aq) adicionado é 40,00 cm³, verifica-se que a concentração hidrogeniônica, em relação ao valor inicial, diminui cerca de

- (A) duas vezes. (C) trezentas vezes.
(B) três vezes. (D) mil vezes.

2.2 Reações de oxidação-redução

2.2.1 Caracterização das reações de oxidação redução

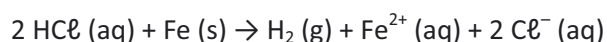
Conceitos de oxidação e redução

2014 E Numa última fase, depois da evaporação da água, o cloreto de magnésio sólido é fundido numa cuba de aço. O cloreto de magnésio fundido contém iões Mg²⁺ e Cl⁻. Faz-se então passar uma corrente elétrica através da cuba para reduzir os iões Mg²⁺ e oxidar os iões Cl⁻.

Escreva a equação química que traduz a reação de oxidação-redução relativa à redução dos iões Mg²⁺ e à oxidação dos iões Cl⁻, considerando que a oxidação dos iões Cl⁻ origina uma substância diatómica.

Espécie oxidada e espécie reduzida

2009 11I O ácido clorídrico reage com o ferro de acordo com a equação



Selecione a única alternativa que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes, de modo a obter uma afirmação correta.

O átomo de ferro, ao _____ dois eletrões, _____, sendo o ferro a espécie _____.

- (A) ceder ... reduz-se ... oxidante (C) ganhar ... reduz-se ... oxidante
(B) ceder ... oxida-se ... redutora (D) ganhar ... oxida-se ... redutora

Oxidante e redutor

2008 F1 Corrosão é a palavra geralmente utilizada para designar a deterioração de metais através de um processo eletroquímico, o que significa que, à medida que o metal se degrada, perde eletrões, convertendo-se numa espécie química diferente.

O exemplo mais familiar de corrosão é, sem dúvida, o processo de formação de ferrugem sobre o ferro. Embora as reações envolvidas neste processo sejam bastante complexas, pensa-se que as etapas fundamentais sejam a perda de eletrões pelo ferro, Fe, que assim se converte na espécie solúvel Fe²⁺ (aq), e o ganho desses eletrões pelo oxigénio atmosférico, O₂. A formação de ferrugem é favorecida pela existência de um meio ácido, o que pode ser facultado pela água da chuva, naturalmente ácida devido à dissolução do CO₂ atmosférico.

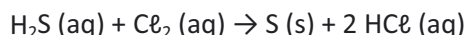
No entanto, quando a água da chuva se encontra poluída com ácidos fortes, muito corrosivos, como o ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), e o ácido nítrico, HNO_3 (aq), resultantes essencialmente das emissões para a atmosfera (e posteriores reações) de dióxido de enxofre, SO_2 , e de óxidos de nitrogénio, NO_x , o seu teor em iões H^+ é muitíssimo mais elevado. Este teor, sendo, em muitos casos, cerca de 100 vezes superior ao que ocorre habitualmente, favorece ainda mais a reação de corrosão do ferro.

A corrosão metálica não se limita, evidentemente, ao ferro, existindo muitos outros metais que sofrem processos análogos de deterioração. A chuva ácida favorece muito a corrosão dos metais, constituindo, assim, um tipo de poluição de efeitos altamente adversos.

Raymond Chang, Química, 8.ª ed., McGraw-Hill, 2005 (adaptado).

Com base na informação apresentada no texto, indique a espécie redutora envolvida na reação de corrosão do ferro.

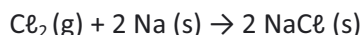
2012 1F O mau cheiro de uma solução contendo H_2S (aq) pode ser removido pela adição de cloro, Cl_2 (aq), a essa solução. A reação que ocorre é traduzida por



Nesta reação, o agente redutor é o

- (A) H_2S (aq) que é oxidado pelo Cl_2 (aq).
- (B) Cl_2 (aq) que é oxidado pelo H_2S (aq).
- (C) H_2S (aq) que é reduzido pelo Cl_2 (aq).
- (D) Cl_2 (aq) que é reduzido pelo H_2S (aq).

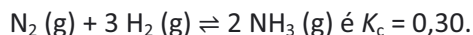
2012 2F Considere a reação traduzida por



Nesta reação, o cloro atua como

- | | |
|-----------------------------|----------------------------|
| (A) oxidante, oxidando-se. | (C) redutor, reduzindo-se. |
| (B) oxidante, reduzindo-se. | (D) redutor, oxidando-se. |

2009 11I Num recipiente fechado de capacidade $5,0 \text{ dm}^3$, uma mistura constituída por $1,0 \text{ mol}$ de H_2 (g), $2,5 \text{ mol}$ de N_2 (g) e $2,0 \text{ mol}$ de NH_3 (g) encontra-se a 500°C . A essa temperatura, a constante de equilíbrio da reação traduzida por



Selecione a alternativa correta, relativamente à reação de formação do amoníaco.

- (A) A espécie oxidante é o N_2 (g) e o elemento que se reduz é o hidrogénio.
- (B) A espécie redutora é o H_2 (g) e o elemento que se oxida é o hidrogénio.
- (C) A espécie redutora é o N_2 (g) e o elemento que se oxida é o nitrogénio.
- (D) A espécie oxidante é o H_2 (g) e o elemento que se reduz é o nitrogénio.

Número de oxidação

2008 E A libertação de amoníaco gasoso para a atmosfera constitui uma das principais fontes de poluição ambiental, uma vez que o amoníaco libertado pode dar origem, entre outros compostos, a óxidos de nitrogénio, com implicações para a saúde e o ambiente. Destes óxidos, um dos mais tóxicos e poluentes é o dióxido de nitrogénio, NO_2 , que reage rapidamente com a água para formar ácido nitroso, HNO_2 (aq), e ácido nítrico, HNO_3 (aq), de acordo com a equação química seguinte:



Selecione a alternativa que traduz como varia o número de oxidação do nitrogénio (N) na transformação da espécie NO_2 (g) na espécie HNO_3 (aq).

- | | |
|-------------------|-------------------|
| (A) de +2 para +6 | (C) de +6 para +3 |
| (B) de +4 para +3 | (D) de +4 para +5 |

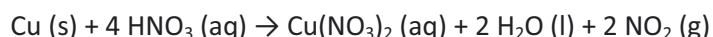
2009 1F Selecione a única alternativa que traduz como varia o número de oxidação do carbono, na transformação da espécie CH_4 na espécie CO_2 .

- | | |
|-------------------|-------------------|
| (A) De +4 para -4 | (C) De +4 para +2 |
| (B) De -4 para +4 | (D) De -4 para -2 |

2009 E Qual é o número da oxidação do nitrogénio na molécula de HNO_3 ?

2010 E O ácido nítrico, um dos ácidos que podem estar presentes na água das chuvas ácidas, é um poderoso agente oxidante.

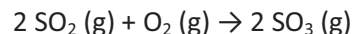
A reação do ácido nítrico concentrado com o cobre, Cu, pode ser traduzida por:



Selecione a única opção que refere a variação do número de oxidação do nitrogénio na reação anterior.

- | | |
|--------|--------|
| (A) -1 | (C) +2 |
| (B) +1 | (D) -2 |

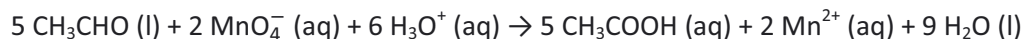
2012 E A reação do SO_2 (g) com o oxigénio na atmosfera pode ser traduzida por



Nesta reação, o número de oxidação do enxofre varia

- | | |
|-------------------|-------------------|
| (A) de +2 para +3 | (C) de -4 para -6 |
| (B) de +4 para +6 | (D) de -2 para -3 |

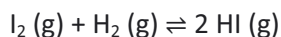
2014 2F O ácido acético ($M = 60,06 \text{ g mol}^{-1}$) pode formar-se a partir do etanal, CH_3CHO ($M = 44,06 \text{ g mol}^{-1}$), segundo uma reação que pode ser traduzida por



Na reação considerada, o número de oxidação do manganês (Mn)

- (A) aumenta, atuando o ião permanganato (MnO_4^-) como redutor.
- (B) aumenta, atuando o ião permanganato (MnO_4^-) como oxidante.
- (C) diminui, atuando o ião permanganato (MnO_4^-) como redutor.
- (D) diminui, atuando o ião permanganato (MnO_4^-) como oxidante.

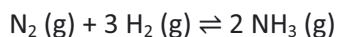
2015 1F O iodo, I_2 , reage com o hidrogénio, H_2 , em fase gasosa, formando-se iodeto de hidrogénio, HI (g). A reação pode ser traduzida por



Na reação de formação do HI considerada, a variação do número de oxidação do iodo é _____, sendo a espécie I_2 o agente _____.

- (A) -1 ... oxidante
- (B) +1 ... oxidante
- (C) -1 ... redutor
- (D) +1 ... redutor

2015 2F A reação de síntese do amoníaco pode ser traduzida por



Na reação de síntese do amoníaco, o número de oxidação do nitrogénio varia de

- (A) +2 para +1
- (B) +2 para -1
- (C) 0 para -3
- (D) 0 para +3

2015 E Qual é o número de oxidação do carbono na molécula de CO_2 ?

- (A) +4
- (B) +2
- (C) -4
- (D) -2

Semirreação de oxidação e de redução

2.2.2 Força relativa de oxidantes e de redutores

Reação ácido-metal

(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

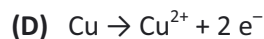
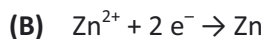
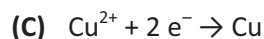
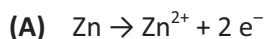
Poder redutor e poder oxidante

2011 1F Colocaram-se pequenos pedaços de zinco (Zn) em cada uma de duas soluções aquosas contendo catiões metálicos em concentrações semelhantes: uma solução de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , e uma solução de nitrato de magnésio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

M \ Catião metálico	Cu^{2+}	Mg^{2+}
	Houve reação e formou-se um depósito sobre o zinco, apresentando este metal um aspeto bastante corroído. A solução inicial era azul e no final, ficou praticamente incolor.	Não houve reação
Zn		

Os resultados obtidos encontram-se na tabela seguinte.

a) A semirreação de redução que ocorre pode ser traduzida por



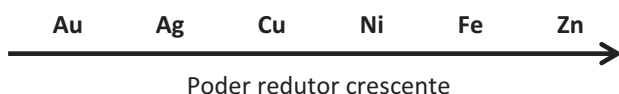
b) Qual dos metais (Zn, Cu, Mg) apresenta maior poder redutor?

Série eletroquímica

2008 2F Os efeitos corrosivos da água do mar, responsáveis pela deterioração dos metais, podem ser observados em moedas antigas encontradas no fundo do mar.

Considere uma moeda de cobre (Cu) e uma moeda de ouro (Au).

Indique, justificando com base na informação fornecida a seguir, qual das moedas terá sofrido corrosão em maior extensão.



AL 2.3 Série eletroquímica

Para comparar o poder redutor dos metais manganês (Mn), ferro (Fe), prata (Ag) e chumbo (Pb), adicionou-se um pequeno pedaço de cada um destes metais a várias soluções aquosas, cada uma contendo iões positivos de um desses mesmos metais, em concentrações semelhantes.

A tabela seguinte apresenta os resultados obtidos.

lão metálico Metal	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Ag^+	Pb^{2+}
Mn	—	Há reação	Há reação	Há reação
Fe	Não há reação	—	Há reação	Há reação
Ag	Não há reação	Não há reação	—	Não há reação
Pb	Não há reação	Não há reação	Há reação	—

Indique qual dos metais tem menor poder redutor.

2.3 Soluções e equilíbrio de solubilidade

2.3.1 Mineralização das águas e processos de dissolução

Dissolução de sais e de gases na água do mar

2009 2F A maior parte da água na natureza está já contaminada – pelo sal. Este simples facto torna essa água completamente inútil para os organismos em terra, uma vez que, mesmo para a maior parte dos fins industriais, a água do mar é demasiado corrosiva. Para satisfazer a necessidade e a procura crescentes de água, o ideal seria, obviamente,

aumentar a quantidade total de água doce disponível para o consumo humano. Poderemos, assim, redimir a água do mar e fazer com que ela nos sirva diretamente?

A resposta é afirmativa, mas a um preço que é, na maior parte dos casos, completamente proibitivo. A remoção dos sais da água do mar ou da água salobra – um processo designado por dessalinização – fornece menos de 0,2% da água doce utilizada no globo.

O método mais antigo e mais simples de dessalinização é a destilação, sendo realizado, em larga escala, apenas em países cuja necessidade desesperada de água está associada a uma economia relativamente abastada. A primeira de todas as unidades de dessalinização, construída no mar Vermelho, para abastecer os navios coloniais britânicos, utilizava este método, continuando ainda hoje, depois de vários melhoramentos introduzidos, a fornecer uma parte considerável da água dessalinizada do mundo.

O principal método alternativo de dessalinização fornece água potável a menos de metade do custo, verificando-se, contudo, que o método de remoção dos sais utilizado nessa técnica de dessalinização não é suficientemente eficaz, o que torna a técnica passível de ser utilizada apenas na purificação de água salobra.

Philip Ball, H₂O – Uma Biografia da Água, Temas e Debates, 2002 (adaptado).

a) Selecione, com base na informação dada no texto, a única alternativa correta.

- (A) A maior parte da água na natureza é apropriada ao consumo humano.
- (B) **Uma** parte considerável da água potável atualmente utilizada é obtida por destilação.
- (C) A **destilação** é um processo muito pouco eficaz na remoção dos sais da água do mar.
- (D) A **dessalinização** fornece apenas uma pequena percentagem da água potável atualmente consumida.

b) Elabore um texto no qual aborde os seguintes tópicos, relacionados com a dessalinização da água do mar:

- indicação dos processos físicos que ocorrem durante a destilação da água do mar, referindo em que se baseia este método de separação;
- apresentação de uma razão justificativa do elevado custo que aquele método de dessalinização envolve;
- referência a um método alternativo de dessalinização.

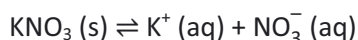
Processo de dissolução e interação soluto-solvente

(Secção sem itens nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

Fatores que afetam o tempo de dissolução

2013 2F O nitrato de potássio, KNO₃, é um sal inorgânico muito solúvel em água.

O equilíbrio que se estabelece entre o sal sólido e os iões resultantes da dissolução do sal em água pode ser traduzido por



Considere que se prepara uma solução aquosa de KNO_3 por dissolução do soluto sólido. O intervalo de tempo necessário à dissolução completa do KNO_3 (s)

- (A) não depende do estado de divisão do sólido, nem da agitação da solução.
- (B) não depende do estado de divisão do sólido, mas depende da agitação da solução.
- (C) depende do estado de divisão do sólido e da agitação da solução.
- (D) depende do estado de divisão do sólido, mas não depende da agitação da solução.

2.3.2 Solubilidade de sais em água

Solubilidade

(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

Efeito da temperatura na solubilidade

2009 E O nitrato de amónio, NH_4NO_3 , é um sal que pode ser utilizado como primeiro socorro no tratamento de determinadas lesões, uma vez que é muito solúvel em água, sendo a sua dissolução um processo endotérmico.

Escreva a equação química que traduz a dissolução do nitrato de amónio em água, considerando que este sal se encontra totalmente dissociado em solução aquosa, e indique como variará a temperatura de uma amostra de água em que ocorra a dissolução desse sal

Solução não saturada, saturada e sobressaturada

2008 2F A água consegue dissolver, em extensão apreciável, um elevado número de substâncias. O cloreto de sódio, NaCl , é exemplo de uma substância muito solúvel em água.

Considerando que a solubilidade do NaCl em água, a 25°C , é igual a $36,0\text{ g NaCl}/100\text{ g H}_2\text{O}$, selecione a opção que contém os termos que devem substituir as letras **(a)** e **(b)**, respectivamente, de modo a tornar verdadeira a afirmação seguinte.

Adicionando $90,0\text{ g}$ de NaCl (s) a 250 g de água, a 25°C , obtém-se uma solução **(a)** naquele composto, **(b)** sólido depositado no fundo do recipiente.

- | | |
|--------------------------------|--------------------------------|
| (A) ... saturada ... sem ... | (C) ... saturada ... com ... |
| (B) ... insaturada ... sem ... | (D) ... insaturada ... com ... |

2009 2F Considere uma moeda constituída por uma liga de prata, cobre e níquel. Para determinar a sua composição em prata (Ag), dissolveu-se a moeda, de massa $14,10\text{ g}$, em ácido e diluiu-se a solução resultante, até perfazer um volume de 1000 cm^3 . A 100 cm^3 da solução adicionou-se ácido clorídrico, HCl (aq), em excesso, de modo que toda a prata existente em solução precipitasse na forma de cloreto de prata, AgCl ($M = 143,32\text{ g mol}^{-1}$).

O precipitado de AgCl foi, então, separado por filtração, lavado, seco e pesado, tendo-se determinado o valor de 0,85 g.

Calcule a percentagem, em massa, de prata na moeda analisada.

Apresente todas as etapas de resolução.

2.3.3 Equilíbrio químico e solubilidade de sais

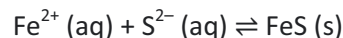
Constante do produto de solubilidade

2011 1F O cloreto de prata, AgCl , é um sal cujo produto de solubilidade é, a 25 °C, $1,8 \times 10^{-10}$. Numa solução aquosa contendo iões Ag^+ e Cl^- , a 25 °C, formar-se-á um precipitado de AgCl , se

- (A) as concentrações daqueles iões forem inferiores à solubilidade do AgCl .
- (B) as **concentrações** daqueles iões forem iguais à solubilidade do AgCl .
- (C) o **produto** das concentrações daqueles iões for superior a $1,8 \times 10^{-10}$.
- (D) o **produto** das concentrações daqueles iões for inferior a $1,8 \times 10^{-10}$.

2012 1F O sulfureto de hidrogénio dissolve-se em água, dando origem ao ácido sulfídrico, H_2S (aq).

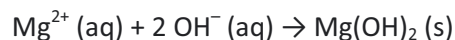
O sulfureto de ferro, FeS , é um sal bastante insolúvel em água, cujo produto de solubilidade é $6,3 \times 10^{-18}$, a 25 °C. A precipitação deste sal, em solução aquosa, pode ser traduzida por



Admita que se pretende precipitar sulfureto de ferro a partir de uma solução que contém 4,47 g de ião $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ ($M = 55,85 \text{ g mol}^{-1}$) por dm^3 , utilizando ácido sulfídrico de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, que é mantida constante ao longo da reação.

Determine a concentração hidrogeniónica necessária para que o sulfureto de ferro possa precipitar. Apresente todas as etapas de resolução ($K_a(\text{H}_2\text{S}) = 6,8 \times 10^{-23}$, a 25 °C).

2014 E A precipitação do hidróxido de magnésio ($M = 58,33 \text{ g mol}^{-1}$) pode ser traduzida por



Admita que 1,0 kg de água do mar contém 0,052 moles de iões $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ e que se pretende obter, pelo menos, 1,0 kg de hidróxido de magnésio.

Que massa de água do mar terá, no mínimo, de ser utilizada?

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| (A) 17 kg | (C) 52 kg |
| (B) $3,3 \times 10^2$ kg | (D) $1,0 \times 10^3$ kg |

2014 E Os produtos de solubilidade do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ são, respetivamente, $6,5 \times 10^{-6}$ e $7,1 \times 10^{-12}$, a 25 °C.

Comparando a solubilidade destes dois hidróxidos, conclui-se que o Mg(OH)_2 é cerca de

- (A) 10^6 vezes menos solúvel do que o Ca(OH)_2 .
- (B) 10^6 vezes mais solúvel do que o Ca(OH)_2 .
- (C) 10^2 vezes mais solúvel do que o Ca(OH)_2 .
- (D) 10^2 vezes menos solúvel do que o Ca(OH)_2 .

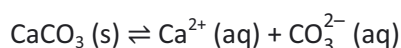
2015 E O produto de solubilidade do hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2 , a 25°C , é $8,0 \times 10^{-6}$. Qual é a concentração de iões Ca^{2+} (aq) numa solução saturada de hidróxido de cálcio, a 25°C ?

- (A) $1,3 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$
- (B) $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$
- (C) $1,4 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
- (D) $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$

Solubilidade e produto de solubilidade

2010 2F As conchas dos organismos marinhos são constituídas, maioritariamente, por carbonato de cálcio, CaCO_3 .

O carbonato de cálcio resulta de uma reação de precipitação entre os iões cálcio (Ca^{2+}) e os iões carbonato (CO_3^{2-}) presentes na água. Entre o precipitado e os iões em solução estabelece-se um equilíbrio que é traduzido por:

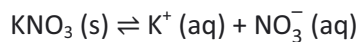


Selecione a opção que apresenta o valor da solubilidade do carbonato de cálcio em água, à temperatura de 25°C , sabendo que a constante de produto de solubilidade deste sal, à mesma temperatura, é $8,7 \times 10^{-9}$.

- (A) $4,4 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$
- (B) $1,7 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$
- (C) $7,6 \times 10^{-17} \text{ mol dm}^{-3}$
- (D) $9,3 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

2013 2F O nitrato de **potássio**, KNO_3 , é um sal inorgânico muito solúvel em água.

O equilíbrio que se estabelece entre o sal sólido e os iões resultantes da dissolução do sal em água pode ser traduzido por



Considere que se prepara uma solução aquosa de KNO_3 por dissolução do soluto sólido. Admita que a solução aquosa de KNO_3 preparada é uma solução saturada e que s é a solubilidade do KNO_3 em água, expressa em mol dm^{-3} , à temperatura a que se encontra a solução.

Qual é a relação entre a solubilidade, s , e as concentrações dos iões K^+ (aq) e NO_3^- (aq), também expressas em mol dm^{-3} , nessa solução?

(A) $s = \sqrt{[K^+]} = \sqrt{[NO_3^-]}$

(C) $s = \frac{[K^+]}{2} = \frac{[NO_3^-]}{2}$

(B) $s = [K^+]^2 = [NO_3^-]^2$

(D) $s = [K^+] = [NO_3^-]$

2.3.4 Alteração da solubilidade dos sais

Efeito do ião comum

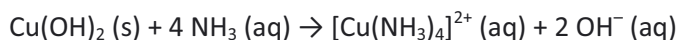
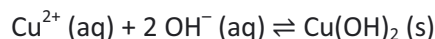
(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

Efeito da adição de soluções ácidas

Formação de iões complexos

2013 I11 Outro teste de identificação do amoníaco consiste em juntar, gota a gota, a solução aquosa a analisar a uma solução de sulfato de cobre (II), CuSO_4 (aq), adicionando-se, posteriormente, excesso da solução a analisar.

Se a solução a analisar contiver amoníaco, as reações químicas que ocorrem, envolvidas no teste de identificação descrito, podem ser traduzidas por



Interprete as reações químicas envolvidas no teste de identificação.

Comece por referir a principal fonte de iões OH^{-} (aq) na solução a analisar, se esta contiver amoníaco.

2.3.5 Desmineralização de águas e processo de precipitação

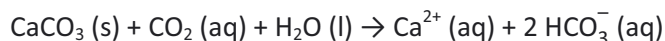
Correção da dureza da água

2008 E A dureza de uma água está normalmente relacionada com a sua concentração em iões cálcio, Ca^{2+} (aq), e magnésio, Mg^{2+} (aq).

Escreva um texto relativo à dureza de uma água, no qual:

- refira uma causa antropogénica que pode influenciar a dureza de uma água de consumo doméstico;
- relacione a concentração em iões cálcio e magnésio numa água com a eficiência da lavagem com sabão, referindo o efeito dessa concentração sobre a formação de espuma e de escuma;
- indique o motivo pelo qual a eficiência da lavagem com detergente é pouco afectada pela dureza da água.

2009 E A dureza total de uma água é um parâmetro normalmente relacionado com as concentrações dos iões cálcio, Ca^{2+} , e dos iões magnésio, Mg^{2+} , nela contidos. Considere que a dissolução do carbonato de cálcio, CaCO_3 , por ação de uma água contendo CO_2 dissolvido pode ser representada por:



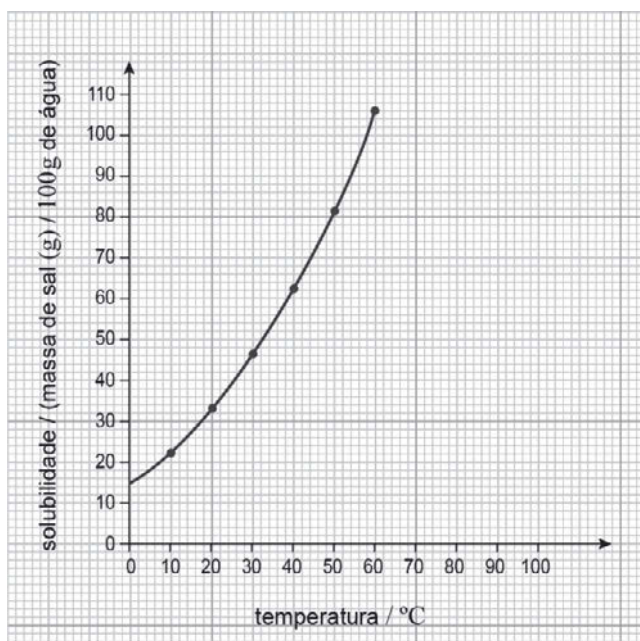
Refira, justificando, com base na reação acima representada, de que modo a presença de uma quantidade apreciável de CO_2 dissolvido pode alterar a dureza da mesma água.

Remoção de poluentes

(Secção sem itens específicos nas provas nacionais realizadas entre 2008 e 2015)

AL 2.4 Efeito da concentração no equilíbrio químico

2013 2F Na Figura, está representada a curva que traduz a solubilidade do KNO_3 em água, expressa em massa de sal, em gramas (g), por 100 g de água, em função da temperatura.



- Que massa, em gramas (g), de KNO_3 é possível dissolverem 50 g de água à temperatura de 40 °C?
- Considere que, ao fazer o estudo experimental da solubilidade do KNO_3 em água em função da temperatura, um grupo de alunos obteve o valor de 55 g de KNO_3 por 100 g de água à temperatura de 30 °C. Determine o erro relativo, em percentagem, deste valor experimental. Apresente todas as etapas de resolução.
- Conclua, justificando, se a dissolução do $\text{KNO}_3 (\text{s})$ em água é um processo endotérmico ou um processo exotérmico.

20 AULA DIGITAL. Soluções que o acompanham dentro e fora da sala de aula

- Poupe tempo na preparação e dinamização das suas aulas.
- Diversifique abordagens, de acordo com as necessidades das suas turmas.
- Avalie de forma fácil e completa.
- Acompanhe e oriente o estudo dos seus alunos.
- Comunique com eficácia e rapidez.

O 20 Aula Digital *online* está dividido em quatro áreas principais:



Biblioteca - Aceda facilmente aos recursos digitais do seu projeto

Área onde estão disponíveis todos os projetos do grupo LeYa para a sua área disciplinar e onde pode aceder aos diferentes componentes do projeto, aos recursos digitais e a todos os documentos de apoio à prática letiva.



Acesso a todos os livros e recursos digitais.



Exercícios de avaliação interativos e em *Word*®, com ou sem correção.



Sequências de recursos prontas a usar.



Materiais editáveis de apoio à prática letiva, organizados numa única área.

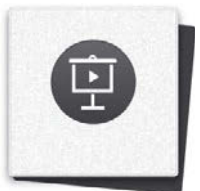


Acesso direto à versão *offline* do seu projeto.



Os meus testes - Crie ou personalize testes

Ferramenta que permite introduzir questões e criar testes para posterior exportação para *Word*® ou envio aos alunos, em formato interativo e com correção automática.



As minhas aulas - Construa ou adapte sequências de recursos

Área onde podem ser criadas sequências de aprendizagem compostas pelos recursos digitais disponibilizados nos projetos da editora e pelos recursos próprios do Professor.



As minhas salas - Acompanhe o estudo dos seus alunos

Ferramenta de comunicação que permite criar grupos de alunos, enviar-lhes testes ou trabalhos e acompanhar a sua realização.

Todos os projetos estão disponíveis em *offline* através de *download*, *CD*, *Pen* ou *App*.

Como aceder?

Se ainda não é um utilizador das soluções LeYa Educação, registe-se acedendo a <http://20.leya.com> e seleccionando a opção “Ainda não é utilizador?”

Se já é utilizador das soluções LeYa Educação, aceda ao **20 Aula Digital** com os seus dados de registo (e-mail e palavra-passe).

Para mais informações, consulte o nosso site de suporte: <http://suporte20.leyaeducacao.com/>

Novo 11Q

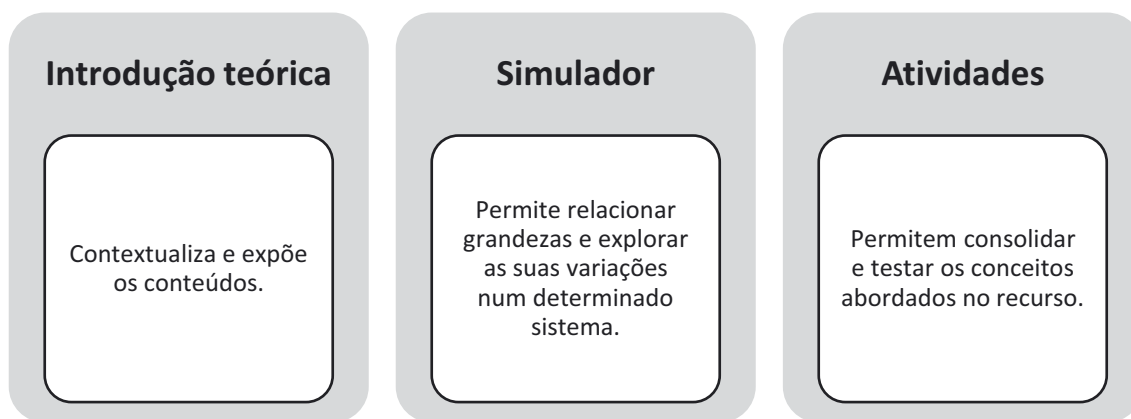
O **20 AULA DIGITAL** é uma ferramenta inovadora que possibilita, em sala de aula, a fácil exploração do projeto *Novo 11Q* através das novas tecnologias. Permite o acesso a um vasto conjunto de conteúdos multimédia associados ao Manual:

- Simuladores
- Animações
- Animações laboratoriais
- Folhas de cálculo
- Resoluções animadas de exercícios
- Atividades interativas
- Atividades de consolidação
- Vídeos de introdução de domínio/subdomínio
- Vídeos temáticos
- Apresentações *PowerPoint*®
- Testes interativos para o aluno num total de 110 questões
- Testes exclusivos do Professor, num total de 90 questões
- Soluções projetáveis de todos os exercícios do Manual
- Imagens para utilizar nos testes
- Grelha de correção de testes (*Excel*®)
- Simulador de Exames

Simuladores

Descrição geral

Os simuladores do *Novo 11Q* facilitam a exposição de conteúdos de mais difícil compreensão para os alunos. São constituídos por três secções:



Os Professores adotantes do *Novo 11Q* terão ao seu dispor os seguintes simuladores, assim como os respetivos guias e fichas de exploração:

- *Le Chat 3.0* – disponível na versão de demonstração
- Titulação
- Série eletroquímica
- Formação de precipitados

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$

Catalisador

?

≡

| c | (t)

Velocidade

Q (t) => K

↔

Valores

Sequência

Simulação

Zoom

Exotérmica

Concentração

Pressão

Q

K

Reagentes

[N₂]

▼ ▲

1,09

mol dm⁻³

[H₂]

▼ ▲

0,42

mol dm⁻³

Produtos

[NH₃]

▼ ▲

0,68

mol dm⁻³

V

▼ ▲

0,75

dm³

T

▼ ▲

350

°C

K

▼ ▲

5,85x10⁴

🏠

⏪

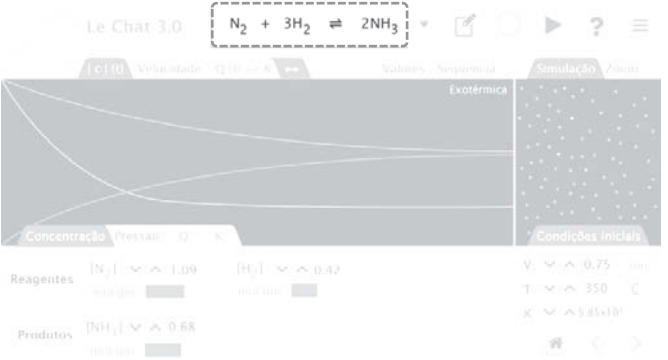

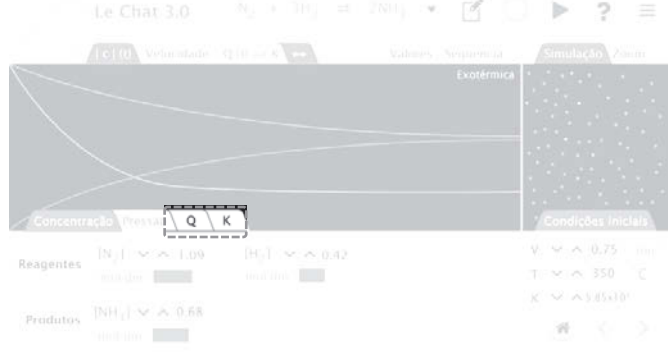
⏩

Condições iniciais

Ficha de exploração do simulador

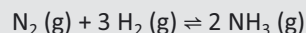
Le Chat 3.0

Nome _____ N.º _____ Turma _____ 11.º Ano

Informações/Indicações operacionais	Ecrã do recurso multimédia
1. Selecionar uma reação química para verificar graficamente a evolução para um estado de equilíbrio.	
2. Clicar nas setas para alterar os valores de volume e temperatura. Verificar, por análise gráfica, as alterações ocorridas.	
3. Clicar nas teclas «Q» e «K» para obter, respetivamente, as expressões do quociente e da constante de equilíbrio da reação.	



1. Selecione a seguinte equação, com as concentrações iniciais de NH_3 e H_2 iguais a 1 mol dm^{-3} :



- 1.1 Esta reação corresponde a um sistema homogêneo ou heterogêneo?
- 1.2 Inicie a simulação e represente através de reações químicas as reações direta e inversa. Suspenda a simulação ao fim de cerca 20 s.
- 1.2.1 O que sucedeu ao número de moléculas dos reagentes? Justifique.
- 1.2.2 A concentração dos produtos aumentou ou diminuiu?
- 1.3. Em que proporção terão diminuído as concentrações de N_2 e H_2 ? Justifique com base na estequiometria da reação.
- 1.4 Reinicie a simulação. Observando o gráfico da evolução das concentrações em função do tempo, retire conclusões relativamente às concentrações de cada uma das espécies à medida que se vai estabelecendo o estado de equilíbrio.
2. Diminua a concentração da espécie N_2 para menos de $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$. Reinicie a simulação. Verifique o que há em comum entre o primeiro e o segundo estados de equilíbrio. Faça uma captura de ecrã das duas situações, ou clique alternadamente na 1.ª e 2.ª páginas no separador *Sequência*. A título de curiosidade, calcule o valor de K_c para os dois estados de equilíbrio. Tire conclusões.
3. Se aumentar a concentração da espécie N_2 para mais de $0,800 \text{ mol dm}^{-3}$, em que sentido prevê que se desloque o equilíbrio?
4. Classifique como verdadeira ou falsa cada afirmação:
- (A) Três fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reaccional são: pressão, temperatura e concentração.
- (B) Quando o quociente da reação diminui, tende a predominar a reação direta.
- (C) O Princípio de Le Châtelier diz-nos que um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações do estado de equilíbrio, tende a beneficiar a reação no sentido direto.
- (D) A adição de reagente favorece a reação no sentido direto.
- (E) A diminuição da pressão favorece a formação de maior quantidade de matéria.
- (F) O aumento da temperatura favorece a reação exotérmica.

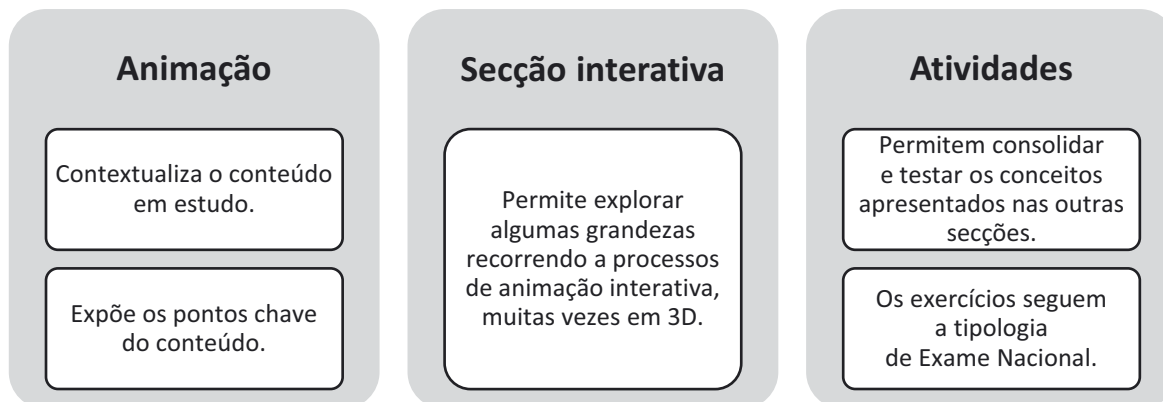
Animações

Descrição geral

As animações permitem ao Professor expor um conteúdo, consolidar e verificar conhecimentos.

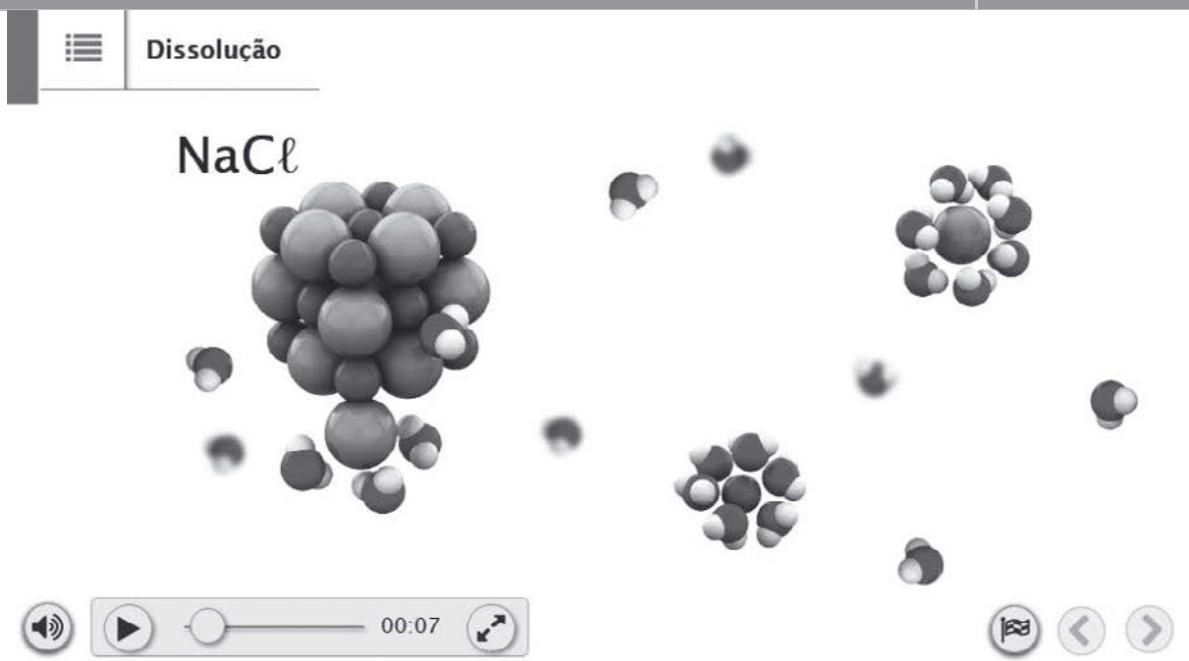
Sempre que pertinente, são privilegiados os cenários em 3D que permitem ao aluno visualizar conceitos complexos e relacioná-los com fenómenos do dia-a-dia.

Sempre que oportuno, as animações são interativas, permitindo ao Professor um maior dinamismo na exploração destes recursos. De um modo geral, apresentam a seguinte estrutura:



Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, as seguintes animações, assim como os respetivos guias e fichas de exploração detalhados:

- «Química verde»
- Equilíbrio químico
- Princípio de Le Châtelier
- Ácido e Base – Evolução histórica
- Autoionização da água
- Ácidos e bases
- Reações ácido-base e o ambiente
- Reações de oxidação-redução
- Dissolução – **disponível na versão de demonstração**
- Solubilidade e produto solubilidade – **disponível na versão de demonstração**





<p>Metas curriculares</p>	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3.1 Relacionar a composição química da água do mar com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera.</p> <p>3.2 Caracterizar o fenómeno da dissolução como uma mistura espontânea de substâncias que pode ser relacionado com as interações entre as espécies químicas do soluto e do solvente.</p> <p>3.3 Indicar formas de controlar o tempo de dissolução de um soluto (estado de divisão e agitação) mantendo a temperatura e a pressão constantes.</p>
<p>Sugestões de exploração por secção</p>	<p>1.ª secção – Introdução teórica</p> <ul style="list-style-type: none"> • Elucidar sobre a constituição da água do mar e do processo de dissolução de sais minerais, como o cloreto de sódio. • Compreender a interação entre as moléculas de água e os iões dos sais. • Fatores de que dependem uma dissolução. <p>2.ª secção – Secção interativa</p> <ul style="list-style-type: none"> • Analisar fatores que afetam o tempo de dissolução como a agitação e o estado de divisão das partículas. <p>3.ª secção – Atividades</p> <ul style="list-style-type: none"> • Verificar os conhecimentos adquiridos.
<p>Possíveis modalidades de aplicação</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Projetar o recurso e explorar a secção 2 com os alunos. • Caso disponha de um computador para cada aluno ou grupo de alunos, aceder à plataforma 20 AULA DIGITAL para disponibilizar o recurso didático e a respetiva ficha de exploração. • Resolver as atividades propostas como modo de consolidar os conteúdos abordados.

Ficha de exploração da animação

Dissolução

Nome _____ N.º _____ Turma _____ 11.º Ano

Informações/Indicações operacionais	Ecrã do recurso multimédia
1. Clicar na 2.ª secção <i>Soluções e saturação</i> do recurso para verificar os <i>fatores que afetam a dissolução</i> .	
2. Na secção interativa, selecionar o <i>estado de divisão das partículas</i> ou a <i>agitação</i> de uma dissolução contendo recipientes com cloreto de sódio.	

Com a ajuda da animação, responda às questões.



1. Transcreva a frase, escolhendo as opções que a completam corretamente.

«O processo de dissolução de substâncias em _____ (etanol/água) decorre de interações soluto-solvente na mistura, ou seja, entre as unidades estruturais do _____ (soluto/solvente), substância que se dissolve) e as unidades estruturais do _____ (soluto/solvente).»

2. O que é a mineralização da água do mar?

3. O tempo que um determinado sal demora a dissolver-se pode ser afetado por alguns fatores. De que forma o tempo de dissolução é afetado pelos seguintes fatores? Justifique.

3.1 O estado de divisão do soluto.

3.2 A agitação da mistura.

4. Indique alguns dos sais que podem ser encontrados na água do mar.



Solubilidade

Solubilidade de uma substância

num solvente líquido relaciona-se com a porção máxima dessa substância que é possível dissolver, num determinado volume desse solvente, para obter uma solução saturada.



00:24



Metas curriculares

Reações em sistemas aquosos

Soluções e equilíbrio de solubilidade

- 3.4** Definir solubilidade em termos de concentração de solução saturada e de massa de soluto dissolvido em 100 g de solvente.
- 3.5** Classificar as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas, com base na respetiva solubilidade, a uma determinada temperatura.
- 3.6** Interpretar gráficos de solubilidade em função da temperatura.

Sugestões de exploração por secção

1.ª secção – Introdução teórica

- Definir solubilidade em termos de concentração de solução saturada e de massa de soluto dissolvido em 100 g de solvente.
- Classificar as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas, com base na respetiva solubilidade, a uma determinada temperatura.

2.ª secção – Secção interativa

- Verificar, através de um gráfico de curva de solubilidade, se uma solução é saturada, não saturada ou sobressaturada, selecionando diferentes temperaturas.

3.ª secção – Atividades

- Verificar os conhecimentos adquiridos.


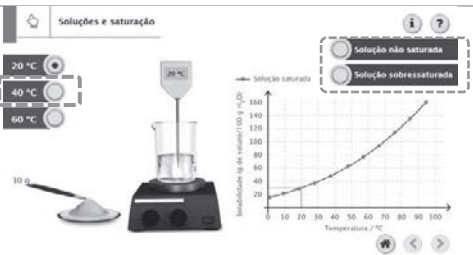
Possíveis modalidades de aplicação

- Projetar a animação e explorar a secção 2 com os alunos.
- Caso disponha de um computador para cada aluno ou grupo de alunos, aceder à plataforma [20 AULA DIGITAL](#) para disponibilizar o recurso didático e a respetiva ficha de exploração.
- Resolver as atividades propostas como modo de consolidar os conteúdos abordados.

Ficha de exploração da animação

Solubilidade e produto de solubilidade

Nome _____ N.º _____ Turma _____ 11.º Ano

Informações/Indicações operacionais	Ecrã do recurso multimédia
1. Clicar na 2.ª secção <i>Soluções e saturação</i> para verificar como varia a solubilidade de uma solução a diferentes temperaturas.	
2. Na secção interativa, seleccionar diferentes temperaturas e verificar no gráfico o valor da solubilidade do sal. Seleccionar <i>Solução não saturada</i> e observar qual a zona do gráfico onde se situa; fazer o mesmo para a <i>Solução sobressaturada</i> .	

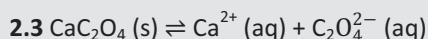
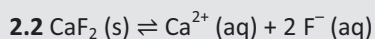
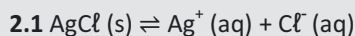
Com a ajuda da animação, responda às questões.



1. Classifique as seguintes afirmações em verdadeiras ou falsas:

- (A) A solubilidade de uma substância num solvente líquido relaciona-se com a porção máxima dessa substância que é possível dissolver, num determinado volume desse solvente, para obter uma solução saturada.
- (B) A curva de solubilidade é a representação gráfica da solubilidade em função da temperatura.
- (C) Uma solução sobressaturada possui a concentração de soluto na solução inferior à concentração de soluto na solução saturada, à mesma temperatura.
- (D) Com base nas curvas de solubilidade é possível prever se uma solução será saturada ou sobressaturada.
- (E) O equilíbrio de solubilidade é o equilíbrio químico heterogéneo que se estabelece entre um sal e os iões desse sal numa solução aquosa saturada.

2. Escreva as constantes de produto de solubilidade, K_s , para cada uma das equações:



3. Faça a ligação entre as colunas A e B.

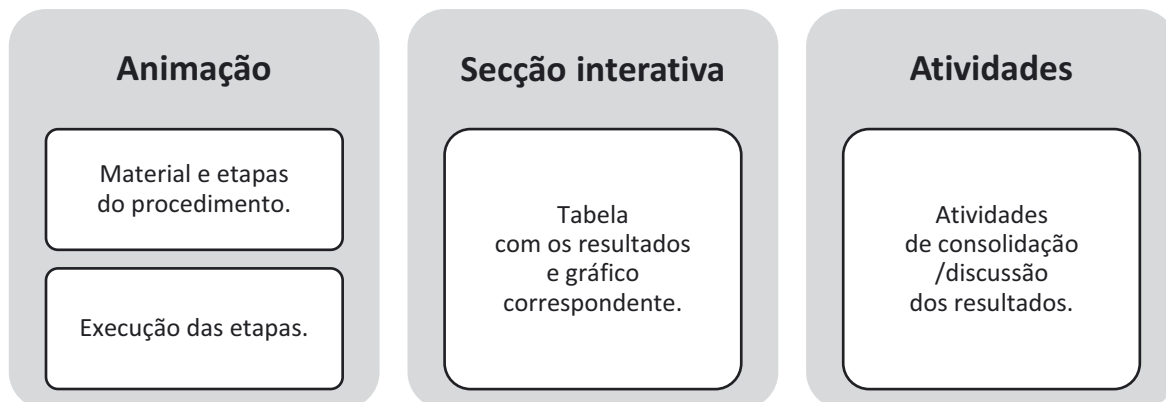
A		B
Solução saturada	●	$c_{\text{soluto}} > \text{solubilidade}$
Solução não saturada	●	$c_{\text{soluto}} = \text{solubilidade}$
Solução sobressaturada	●	$c_{\text{soluto}} < \text{solubilidade}$

Animações laboratoriais

Descrição geral

Para as atividades laboratoriais obrigatórias, previstas no programa da disciplina, foram realizadas animações em cenários 3D em grande sintonia gráfica com as imagens apresentadas no Manual. Nestas animações, as diferentes etapas do procedimento são acionadas pelo utilizador, dando-lhe maior liberdade de exploração.

A estrutura das animações laboratoriais é a seguinte:

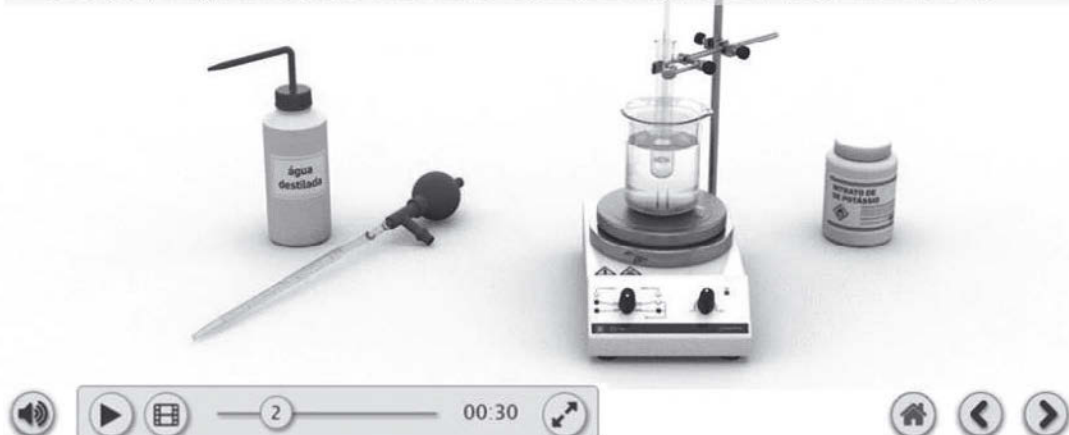


Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, as seguintes animações laboratoriais, assim como os respetivos guias de exploração:

- AL 1.1 Síntese do ácido acetilsalicílico
- AL 1.2 Efeito da concentração no equilíbrio químico
- AL 2.1 Constante de acidez
- AL 2.2 Titulação ácido-base
- AL 2.3 Série eletroquímica
- AL 2.4 Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água
– disponível na versão de demonstração

 Procedimento	 Tratamento de dados (exemplo)	 Atividades
--	---	--

3. Coloque o tubo de ensaio num banho de água quente, dentro do copo de 500 mL, e agite a mistura até todo o nitrato de potássio estar dissolvido.

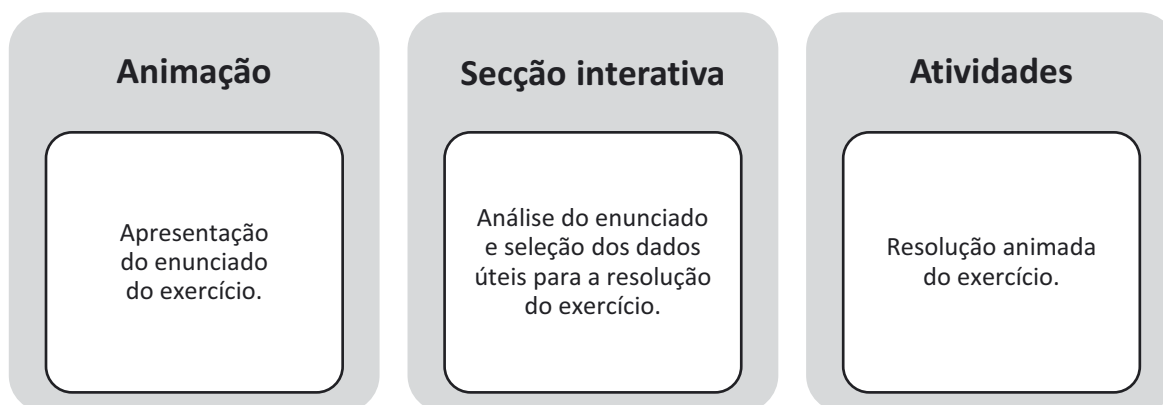


Metas curriculares	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>Investigar o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água.</p> <ol style="list-style-type: none"> Justificar procedimentos que permitam determinar a forma como a solubilidade de um soluto sólido em água varia com a temperatura. Determinar a solubilidade de um soluto sólido a uma determinada temperatura com base nas medições efetuadas. Traçar a curva de solubilidade.
Sugestões de exploração por secção	<p>1.ª secção – Animação do procedimento experimental</p> <ul style="list-style-type: none"> Visualizar o material necessário para a realização da AL. Visualizar o procedimento da experiência. Visualizar destaques importantes para a correta realização da experiência e manuseamento dos equipamentos. <p>2.ª secção – Resultados (exemplo)</p> <ul style="list-style-type: none"> Visualizar um exemplo de uma tabela de dados preenchida com as diferentes massas de nitrato de potássio dissolvidas e respetivas temperaturas. Analisar o gráfico que representa a curva de solubilidade. <p>3.ª secção – Atividades</p> <ul style="list-style-type: none"> Consolidar os conhecimentos adquiridos.
Possíveis modalidades de aplicação	<ul style="list-style-type: none"> Projetar o recurso e explorar a simulação da experiência juntamente com os alunos, antes da realização da mesma. O procedimento animado permitirá evidenciar alguns aspetos relevantes para a execução da atividade laboratorial. Poderá fazer uso dos destaques para evitar possíveis erros durante a realização da experiência. Utilizar a secção 2 da <i>Animação laboratorial</i> para mostrar ao aluno o tratamento de dados que terá de fazer. Utilizar as <i>Atividades finais</i> como discussão dos resultados. Esta análise poderá ser feita individualmente ou em grupo.

Resolução animada de exercícios

Descrição geral

Para auxiliar os alunos na resolução de exercícios apresentam-se resoluções passo a passo de exercícios adaptados de Exame ou com tipologia de Exame.



Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, as seguintes resoluções animadas de exercícios, assim como os respetivos guias de exploração dos recursos:

- Cálculo da estequiometria da reação
- Cálculo do reagente limitante e reagente em excesso
- Cálculo do grau de pureza e rendimento de uma reação
- Cálculo da economia atómica
- Como prever o sentido da reação
- Cálculo da constante de equilíbrio
- Como aplicar o Princípio de Le Châtelier
- Cálculo de pH
- Cálculo de pH e de pOH
- Como escrever reações que traduzem a ionização de ácidos ou bases
- Cálculo de constantes de acidez e de basicidade
- Como acertar equações de oxidação-redução
- Como identificar o poder oxidante e redutor?
- Cálculo da solubilidade e constantes de produto de solubilidade
– **disponível na versão de demonstração**
- Como interpretar a informação sobre a dureza de uma água?
– **disponível na versão de demonstração**

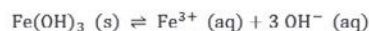


Preparação



PASSO 2. Identificar as grandeza(s) que se pretende(m) determinar.

1. A seguinte equação traduz o equilíbrio de solubilidade do hidróxido de ferro (III) em água:



Considere que, em água, a sua solubilidade é s e a constante do produto de solubilidade é K_s .

1.1 Relacione a constante do produto de solubilidade com a solubilidade.

1.2 Sabendo que o valor de K_s é $2,79 \times 10^{-39}$ a 25°C , calcule o valor da solubilidade do hidróxido de ferro (III).

1

2



Metas curriculares	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3.8 Escrever equações químicas que traduzem equilíbrios de solubilidade e escrever as correspondentes expressões da constante de produto de solubilidade.</p>
Sugestões de exploração por secção	<p>1.ª secção – Enunciado</p> <ul style="list-style-type: none"> • Apresentação e análise conjunta do enunciado do problema. • Análise individual e posterior discussão do enunciado do problema.
	<p>2.ª secção – Preparação da resolução</p> <ul style="list-style-type: none"> • Exploração da análise do enunciado. • Apresentação da sugestão de análise do problema.
	<p>3.ª secção – Resolução</p> <ul style="list-style-type: none"> • Apresentação da sugestão de resolução, passo a passo. • Exploração da sugestão de resolução com os alunos.
Possíveis modalidades de aplicação	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o <i>Enunciado</i> aos alunos, dando-lhes algum tempo para o analisar, fomentando posteriormente a discussão conjunta do mesmo. • Em alternativa, facultar o recurso individualmente aos alunos/grupo de alunos para que o analisem e sugiram uma metodologia de resolução. • Na secção <i>Preparação da resolução</i> os alunos podem discutir o enunciado, o Professor pode intervir intercalando as opiniões dos alunos com o áudio explicativo e com a correspondente seleção dos dados do enunciado. • Na secção <i>Resolução</i>, é possível resolver o problema faseadamente, destacando os passos mais importantes. Para avançar de um passo para o passo seguinte é necessário clicar nos botões numerados. • Nesta secção, o aluno pode verificar passo a passo como resolver o problema, quer seja como verificação da sua resolução ou como sugestão de resolução.



Preparação



PASSO 2. Identificar as grandeza(s) que se pretende(m) determinar.

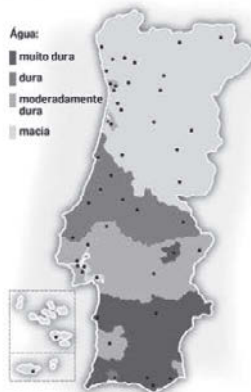
1. Em Portugal existem vários graus de dureza da água, desde muito dura predominante na zona Sul do país, a macia, na zona Norte e Ilhas, como é possível constatar por análise do mapa.

1.1 De modo a reduzir a dureza da água no distrito de Faro indique quais os processos que adotaria.

1.2 Classifique os seguintes agentes em precipitantes ou complexos e escreva as equações que traduzem as respetivas reações.

- ☐ EDTA
- ☐ Carbonato de sódio
- ☐ Citratos

Água:
■ muito dura
■ dura
■ moderadamente dura
■ macia



1

2

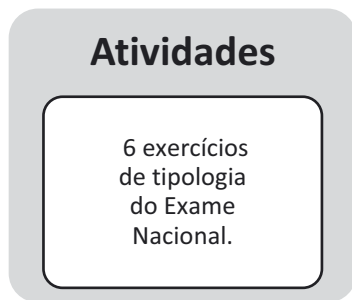


Metas curriculares	Reações em sistemas aquosos Soluções e equilíbrio de solubilidade 3.15 Interpretar, com base em informação selecionada, processos para minimizar a dureza das águas.
Sugestões de exploração por secção	1.ª secção – Enunciado <ul style="list-style-type: none"> • Apresentação e análise conjunta do enunciado do problema. • Análise individual e posterior discussão do enunciado.
	2.ª secção – Preparação da resolução <ul style="list-style-type: none"> • Exploração da análise do enunciado. • Apresentação da sugestão de análise do problema.
	3.ª secção – Resolução <ul style="list-style-type: none"> • Apresentação da sugestão de resolução, passo a passo. • Exploração da sugestão de resolução, com os alunos.
Possíveis modalidades de aplicação	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o <i>Enunciado</i> aos alunos, dando-lhes algum tempo para o analisar, fomentando posteriormente a discussão conjunta do mesmo. • Em alternativa, facultar o recurso individualmente aos alunos/grupo de alunos para que o analisem e sugiram uma metodologia de resolução. • Na secção <i>Preparação da resolução</i>, os alunos podem discutir o enunciado, o Professor pode intervir intercalando as opiniões dos alunos com o áudio explicativo e com a correspondente seleção dos dados do enunciado. • Na secção <i>Resolução</i>, é possível resolver o problema faseadamente destacando os passos mais importantes. Para avançar de um passo para o passo seguinte é necessário clicar nos botões numerados. • Nesta secção, o aluno pode verificar passo a passo como resolver o problema, quer seja como verificação da sua resolução ou como sugestão de resolução.

Atividades interativas

Descrição geral

As atividades interativas permitem ao Professor e aos alunos verificarem os conhecimentos adquiridos. Cada atividade contém um conjunto de exercícios adaptados de Exame ou com tipologia de Exame.

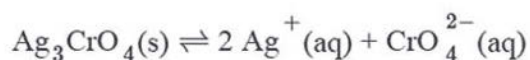


Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, as seguintes atividades, assim como a Guia de exploração do recurso:

- Acerto de equações e cálculos estequiométricos
- Sentido da reação
- Ionização de ácidos e de bases
- Acerto de equações oxidação-redução
- Previsão da reação utilizando a série eletroquímica
- Equilíbrio de solubilidade e constantes de produto de solubilidade
– **disponível na versão de demonstração**



Selecione a opção que representa o produto de solubilidade para a seguinte reação:



- ☐ (A) $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]$
- ☐ (B) $K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{CrO}_4^{2-}]$
- ☐ (C) $K_s = \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{CrO}_4^{2-}]}$
- ☐ (D) $K_s = [\text{CrO}_4^{2-}] + [\text{Ag}^+]$



Metas curriculares	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3.8 Escrever equações químicas que traduzem equilíbrios de solubilidade e as correspondentes expressões da constante de produto de solubilidade.</p>
Sugestões de exploração	<ul style="list-style-type: none"> • Consolidar os conhecimentos adquiridos.
Possíveis modalidades de aplicação	<ul style="list-style-type: none"> • O recurso pode ser explorado pelo Professor, projetando-o para a turma, ou explorado pelos alunos individualmente ou em grupo.

Vídeo de introdução de domínio/subdomínio

Descrição geral

Os vídeos de introdução de domínio/subdomínio permitem uma antevisão motivadora dos conteúdos que se irão iniciar.

Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, os seguintes vídeos de introdução de domínio/subdomínio, assim como os respetivos guias:

- Equilíbrio químico
- Aspetos quantitativos das reações químicas
- Equilíbrio químico e extensão das reações químicas
- Reações em sistemas aquosos – **disponível na versão de demonstração**
- Reações ácido-base
- Reações de oxidação-redução
- Solubilidade e equilíbrio de solubilidade – **disponível na versão de demonstração**



Metas curriculares	Reações em sistemas aquosos <ol style="list-style-type: none">1. Aplicar a teoria protónica (de Brønsted e Lowry) para reconhecer substâncias que podem atuar como ácidos ou bases e determinar o pH das suas soluções aquosas.2. Reconhecer as reações de oxidação-redução como reações de transferência de eletrões e interpretar a ação de ácidos sobre alguns metais como um processo de oxidação-redução.3. Compreender a dissolução de sais e reconhecer que a mineralização das águas se relaciona com processos de dissolução e equilíbrios de solubilidade
Sugestões de exploração	Pode ser utilizado como auxiliar na introdução dos conteúdos do tema 2 – Reações em sistemas aquosos
Possíveis modalidades de aplicação	•Apresentar o vídeo para auxiliar a abordagem dos conteúdos programáticos.



<p>Metas curriculares</p>	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3. Compreender a dissolução de sais e reconhecer que a mineralização das águas se relaciona com processos de dissolução e equilíbrios de solubilidade</p>
<p>Sugestões de exploração</p>	<p>Pode ser utilizado como auxiliar na introdução dos conteúdos do tema 2.3 – Soluções e equilíbrio de solubilidade</p>
<p>Possíveis modalidades de aplicação</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o vídeo para auxiliar a abordagem dos conteúdos programáticos.

Vídeos temáticos

Descrição geral

Os vídeos temáticos poderão apoiar o Professor na exposição de conteúdos de uma forma motivadora para os alunos, dado que permitem relacionar a ciência com o quotidiano ou apresentar uma perspetiva histórica de um determinado tema.

Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, os seguintes vídeos temáticos, assim como os guias de exploração respetivos:

- Eng. num minuto – Ciclo de vida de um produto
- Eng. num minuto – Ferrugem
- Eng. num minuto – Pegada ecológica
- Eng. num minuto – Diferentes águas – **disponível na versão de demonstração**
- Eng. num minuto – Produção da baunilha a partir da madeira
- Eng. num minuto – Solubilidade na indústria farmacêutica
- A química do fogo
- A química do sal
- A química dos detergentes
- A química do descafeinado
- A química das piscinas
- Dureza das águas



<p>Metas curriculares</p>	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3.14 Associar a dureza total de uma água à concentração de catiões cálcio e magnésio.</p> <p>3.15 Interpretar, com base em informação selecionada, processos para minimizar a dureza das águas.</p>
<p>Sugestões de exploração</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Auxiliar a apresentação e exploração dos diferentes tipos de água <p>Questões de exploração:</p> <ul style="list-style-type: none"> • A água da rede pública apresenta a mesma concentração de catiões cálcio e magnésio em todo o país? • As águas comercializadas possuem diferentes propriedades físicas e químicas. Explique porquê.
<p>Possíveis modalidades de aplicação</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Explorar o recurso, projetando-o para a turma. <p>Após a visualização do vídeo</p> <ul style="list-style-type: none"> • Colocar algumas questões de exploração sobre o tema abordado no vídeo. • Utilizar as respostas dos alunos para gerar um debate na sala de aula.

Apresentações PowerPoint®

Descrição geral

As apresentações em PowerPoint® contêm a totalidade dos conteúdos abordados em cada tópico. Constituem um recurso auxiliar do Professor na sua abordagem e exploração dos conteúdos.

Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, as seguintes apresentações em PowerPoint®:

- 1.1.1 Reações químicas
- 1.1.2 Reagente limitante e reagente em excesso
- 1.1.3 Grau de pureza de uma amostra
- 1.1.4 Rendimento de uma reação química
- 1.1.5 Economia atómica e «química verde»
- 1.2.1 Reações incompletas e equilíbrio químico
- 1.2.2 Extensão das reações químicas
- 1.2.3 Fatores que alteram o equilíbrio químico – **disponível na versão de demonstração**
- 2.1.1 Ácidos e bases
- 2.1.2 Acidez e basicidade de soluções
- 2.1.3 Autoionização da água
- 2.1.4 Ácidos e bases em soluções aquosas
- 2.1.5 Constantes de acidez e de basicidade
- 2.1.6 Força relativa de ácidos e bases
- 2.1.7 Titulação ácido-base
- 2.1.8 Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais
- 2.1.9 Aspetos ambientais das reações ácido-base
- 2.2.1 Caracterização das reações de oxidação-redução
- 2.2.2 Força relativa de oxidantes e redutores
- 2.3.1 Mineralização das águas e processo de dissolução – **disponível na versão de demonstração**
- 2.3.2 Solubilidade de sais em água – **disponível na versão de demonstração**
- 2.3.3 Equilíbrio químico e solubilidade de sais – **disponível na versão de demonstração**
- 2.3.4 Alteração da solubilidade dos sais
- 2.3.5 Desmineralização de águas e processo de precipitação



Fatores que alteram o equilíbrio químico

O estado de equilíbrio de uma mistura reacional pode ser alterado por:

- Pressão (em sistemas gasosos).
- Temperatura.
- Concentração.

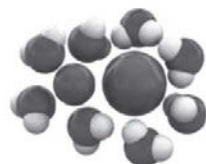
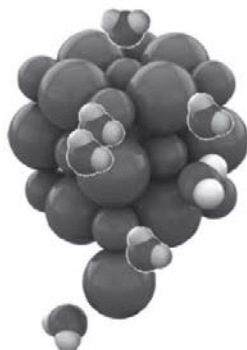


<p>Metas curriculares</p>	<p>Equilíbrio químico</p> <p>Equilíbrio químico e extensão das reações químicas</p> <p>2.14 Indicar os fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reacional (pressão, em sistemas gasosos, temperatura e concentração).</p> <p>2.15 Interpretar o efeito da variação da concentração de um reagente ou produto num sistema inicialmente em equilíbrio, por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio, a temperatura constante.</p> <p>2.16 Identificar o Princípio de Le Châtelier como uma regra que permite prever a evolução de um sistema químico quando ocorre variação de um dos fatores que pode afetar o estado de equilíbrio – concentração, pressão, volume ou temperatura.</p> <p>2.17 Aplicar o Princípio de Le Châtelier à síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.</p>
<p>Sugestões de exploração</p>	<p>Pode ser utilizado como:</p> <ul style="list-style-type: none"> • auxiliar de apresentação e exploração de conteúdos do subcapítulo 1.2.3 Fatores que alteram o equilíbrio químico. • auxiliar de sistematização e resumo de conteúdos dada a organização por tópicos, com recurso a esquemas e a quadros resumo.
<p>Possíveis modalidades de aplicação</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o PowerPoint® para auxiliar a abordagem dos conteúdos programáticos. • Fazer uso dos esquemas animados e de animações simples para facilitar a aprendizagem dos alunos.



Processos de dissolução e interação soluto-solvente

Cloreto de sódio sólido



Anião cloreto
dissolvido em água



Catão sódio
dissolvido em água

<p>Metas curriculares</p>	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3.1 Relacionar a composição química da água do mar com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera.</p> <p>3.2 Caracterizar o fenómeno da dissolução como uma mistura espontânea de substâncias que pode ser relacionado com as interações entre as espécies químicas do soluto e do solvente.</p> <p>3.3 Indicar formas de controlar o tempo de dissolução de um soluto (estado de divisão e agitação) mantendo a temperatura e a pressão constantes.</p>
<p>Sugestões de exploração</p>	<p>Pode ser utilizado como:</p> <ul style="list-style-type: none"> • auxiliar de apresentação e exploração de conteúdos do subcapítulo 2.3.1 Mineralização das águas e processo de dissolução. • auxiliar de sistematização e resumo de conteúdos dada a organização por tópicos, com recurso a esquemas e quadros resumo.
<p>Possíveis modalidades de aplicação</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o PowerPoint® para auxiliar a abordagem dos conteúdos programáticos. • Fazer uso dos esquemas animados e de animações simples para facilitar a aprendizagem dos alunos.



Solução não saturada, saturada e sobressaturada



Diz-se que uma solução é **insaturada** ou **não saturada**, quando ainda é possível dissolver mais soluto numa determinada quantidade de solvente.

$$c_{\text{solute}} < \text{solubilidade}$$

Numa **solução saturada** foi dissolvida a quantidade máxima de soluto.



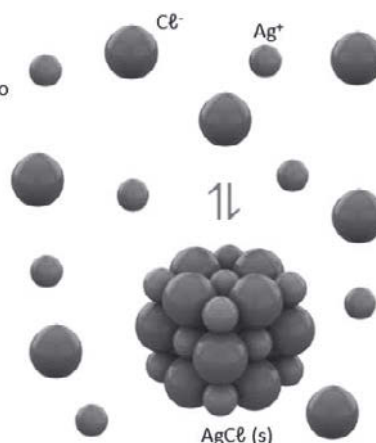
<p>Metas curriculares</p>	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3.4 Definir solubilidade em termos de concentração de solução saturada e de massa de soluto dissolvido em 100 g de solvente.</p> <p>3.5 Classificar as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas, com base na respetiva solubilidade, a uma determinada temperatura.</p> <p>3.6 Interpretar gráficos de solubilidade em função da temperatura.</p>
<p>Sugestões de exploração</p>	<p>Pode ser utilizado como:</p> <ul style="list-style-type: none"> • auxiliar de apresentação e exploração de conteúdos do subcapítulo 2.3.2 Solubilidade de sais em água. • auxiliar de sistematização e resumo de conteúdos dada a organização por tópicos, com recurso a esquemas e quadros resumo.
<p>Possíveis modalidades de aplicação</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o PowerPoint® para auxiliar a abordagem dos conteúdos programáticos. • Fazer uso dos esquemas animados e de animações simples, para facilitar a aprendizagem dos alunos.



Constante do produto de solubilidade

Considere uma solução aquosa saturada de cloreto de prata, AgCl , com sal por dissolver.

Entre o sal por dissolver e os iões do sal na solução saturada, estabelece-se um equilíbrio químico heterogéneo, designado **equilíbrio de solubilidade**.



<p>Metas curriculares</p>	<p>Reações em sistemas aquosos</p> <p>Soluções e equilíbrio de solubilidade</p> <p>3.7 Identificar o equilíbrio químico que se estabelece entre um sal e uma sua solução saturada como um equilíbrio químico heterogéneo, designando-o por equilíbrio de solubilidade.</p> <p>3.8 Escrever equações químicas que traduzem equilíbrios de solubilidade e escrever as correspondentes expressões da constante de produto de solubilidade.</p> <p>3.9 Relacionar a constante de produto de solubilidade de um sal com a respetiva solubilidade, na ausência de outros equilíbrios que afetem essa solubilidade.</p> <p>3.10 Interpretar a possibilidade de formação de um precipitado, com base nas concentrações de iões presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade.</p>
<p>Sugestões de exploração</p>	<p>Pode ser utilizado como:</p> <ul style="list-style-type: none"> • auxiliar de apresentação e exploração de conteúdos do subcapítulo 2.3.3 Equilíbrio químico e solubilidade de sais. • auxiliar de sistematização e resumo de conteúdos dada a organização por tópicos, com recurso a esquemas e quadros resumo.
<p>Possíveis modalidades de aplicação</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar o PowerPoint® para auxiliar a abordagem dos conteúdos programáticos. • Fazer uso dos esquemas animados e de animações simples, para facilitar a aprendizagem dos alunos.

Testes interativos

Descrição geral

Os testes interativos contemplam a totalidade dos conteúdos abordados, existindo um teste por cada subdomínio para o aluno e um teste global de subdomínio exclusivo para o Professor, perfazendo um total de 26 testes interativos para o aluno e 5 testes exclusivos para o Professor.

O aluno poderá assim validar as suas aprendizagens e diagnosticar as suas dificuldades antes de realizar o seu teste de avaliação.

Os Professores que adotem o *Novo 11Q* terão ao seu dispor, em **20 AULA DIGITAL**, os seguintes testes interativos:

- **1.1.1** Reações químicas
- **1.1.2** Reagente limitante e reagente em excesso
- **1.1.3** Grau de pureza de uma amostra
- **1.1.4** Rendimento de uma reação química
- **1.1.5** Economia atómica e «química verde»
- **1.1** Aspectos quantitativos das reações químicas – Professor
- **1.2.1** Reações incompletas e equilíbrio químico
- **1.2.2** Extensão das reações químicas
- **1.2.3** Quociente de reação
- **1.2.4** Fatores que alteram o equilíbrio químico – **disponível na versão de demonstração**
- **1.2** Equilíbrio químico e extensão das reações químicas – Professor – **disponível na versão de demonstração**
- **2.1.1** Ácidos e bases
- **2.1.2** Acidez e basicidade de soluções
- **2.1.3** Autoionização da água
- **2.1.4** Ácidos e bases em soluções aquosas
- **2.1.5** Constantes de acidez e de basicidade
- **2.1.6** Força relativa de ácidos e bases
- **2.1.7** Titulação ácido-base
- **2.1.8** Acidez e basicidade em soluções aquosas de sais
- **2.1.9** Aspectos ambientais das reações ácido-base
- **2.1** Reações ácido-base – Professor
- **2.2.1** Caracterização das reações de oxidação-redução
- **2.2.2** Força relativa de oxidantes e redutores
- **2.2.** Reações de oxidação-redução – Professor
- **2.3.1** Mineralização das águas e processo de dissolução
- **2.3.2** Solubilidade de sais em água
- **2.3.3** Equilíbrio químico e solubilidade de sais
- **2.3.4** Alteração da solubilidade dos sais
- **2.3.5** Desmineralização de águas e processo de precipitação
- **2.3** Soluções e equilíbrio de solubilidade – Professor

Simulador de Exames

Descrição geral

Esta ferramenta permite ao aluno gerar um exame modelo e personalizar o seu estudo, filtrando os conteúdos que pretende ver contemplados nas questões que constituem o exame. Todas as questões apresentam soluções ou sugestões de resposta.

O Simulador de exames apresenta questões que saíram em Exames Nacionais entre 2010 e 2015 e também questões modelo.

O Professor poderá utilizá-lo na sala de aula para consolidar as aprendizagens.

Está disponível em www.novo11Q.te.pt.

Resolução das fichas formativas

Ficha de diagnóstico

GRUPO I

1. (C) HCO_3^-
2. De acordo com os dados da tabela, as fórmulas químicas dos compostos com maior concentração em massa são o Na_2CO_3 (carbonato de sódio) e o Na_2SO_4 (sulfato de sódio).
3. Cálculo da concentração em iões fluoreto (F^-) na água mineral:

$$c_{\text{mNaF}} = 1,24 \text{ mg/L};$$

$$M(\text{NaF}) = 22,99 + 19,00 = 41,99 \text{ g mol}^{-1}$$

$$c_{\text{NaF}} = \frac{n_{\text{NaF}}}{V_{\text{água}}} = \frac{\frac{1,24 \times 10^{-3}}{41,99}}{1} = 2,95 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow c_{\text{F}^-} = 2,95 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}, \text{ pois 1 mol de NaF é constituída por 1 mol de iões } \text{F}^-.$$

Assim, ingerir um litro desta água corresponde a ingerir $2,95 \times 10^{-5} \text{ mol}$ de iões fluoreto.

Cálculo do volume de água que é necessário beber para ingerir 3 mg de fluoreto:

$$n_{\text{F}^-} = \frac{m_{\text{F}^-}}{M(\text{F}^-)} \Rightarrow m_{\text{F}^-} = 2,95 \times 10^{-5} \times 19,00 = 5,605 \times 10^{-4} \text{ g} = 5,605 \times 10^{-4} \times 10^3 \text{ mg} = 5,605 \times 10^{-1} \text{ mg}$$

$$\frac{1 \text{ L}}{5,605 \times 10^{-1} \text{ mg}} = \frac{V_{\text{água}}}{3 \text{ mg}} \Rightarrow V_{\text{água}} = 5,35 \text{ L} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow N_{\text{dias}}^{\circ} = \frac{5,35}{1,5} = 3,6 \text{ dias}$$

4. (D) $\frac{2 \times 2,16 \times 10^{-3}}{174,27} \times 6,02 \times 10^{23}$ iões

1 mol de sulfato de potássio (K_2SO_4) é constituída por 2 mol de iões potássio (K^+), pelo que

$$n_{\text{K}^+} = 2 \times \frac{m_{\text{K}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{K}_2\text{SO}_4}} \text{ e } n_{\text{K}^+} = \frac{N^{\circ}}{N_A} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow N^{\circ} = 2 \times \frac{m_{\text{K}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{K}_2\text{SO}_4}} \times N_A \text{ iões } \text{K}^+$$

- 5.1 a) É alcalina (ou básica), pois de acordo com os dados da tabela o pH é superior a 7.

b) Adicionar a uma amostra de água das garrafas algumas gotas de um indicador adequado.

c) (B) azul de bromotimol ou fenolftaleína.

De acordo com a informação do rótulo, o pH, a 25 °C, da água engarrafada é 10,00. Por outro lado, o pH da água de abastecimento público situa-se entre 6,5 e 7,5, à mesma temperatura.

Assim, ao se adicionar algumas gotas de azul de bromotimol à água de abastecimento público, esta deverá apresentar uma cor amarelada, pois o seu pH é próximo de 6,0. Se fosse a água engarrafada, a cor deveria ser azul, pois o pH é maior que 7,6.

A fenolftaleína também seria uma boa escolha, já que a água de abastecimento público permaneceria incolor após a adição de algumas

gotas do indicador (pH menor que 8,2), mas a água engarrafada apresentaria uma cor carmim (pH igual a 10).

Os indicadores vermelho de metilo e alaranjado de metilo não seriam adequados, pois as suas zonas de viragem situam-se em valores de pH menores que 6,0. Deste modo, a cor apresentada por qualquer uma das águas, após a adição de qualquer um destes indicadores, seria a mesma (amarela, pois o indicador está na forma básica).

- 5.2 (A) por um gás que ao borbulhar na solução aquosa torna-a ácida.

A mudança de cor observada permite concluir que a solução se tornou ácida, pois de acordo com os dados fornecidos, a cor amarela corresponde a valores de pH inferiores a 6,0.

À medida que o gás do «ar» expirado se dissolvia na solução, o pH ia diminuindo. Assim, o «ar» expirado será constituído por um gás que ao ser dissolvido na solução, forma um ácido.

GRUPO II

- 1.1 $V_{\text{soluçãoB}} = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ dm}^3$

$$c_B = \frac{n_{\text{NaClO}}}{V_{\text{solução}}} = 0,05 \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{NaClO}} = 0,500 \times 0,05 = 0,025 \text{ mol}$$

$$M_{\text{NaClO}} = 22,99 + 35,45 + 16,00 = 74,44 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n_{\text{NaClO}} = \frac{m_{\text{NaClO}}}{M_{\text{NaClO}}} \Rightarrow m_{\text{NaClO}} = 0,025 \times 74,44 = 1,86 \text{ g}$$

- 1.2 (C) $\frac{1}{0,250} \times 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$

$$1.3 f = \frac{c_i(\text{soluçãoB})}{c_f(\text{soluçãoB})} = \frac{0,05}{5,0 \times 10^{-3}} = 10 \Rightarrow V_f = 10 \times V_i =$$

$$= 10 \times 0,500 = 5,00 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{água a adicionar}} = V_f - V_i = 5,00 - 0,500 = 4,5 \text{ dm}^3$$

2. $\rho_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}} = 1,02 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \Rightarrow$

$$\Rightarrow m_{\text{solução}} = 1,02 \times 5 = 5,10 \text{ g}$$

$$\%(m/m) = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{m_{\text{solução}}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{CaCl}_2} = \frac{5,0 \times 5,10}{100} = 0,26 \text{ g}$$

- 3.1 (C) 1 m³ de ar existem 400 cm³ de CO₂.

$$\text{ppmV} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{ar}}} \times 10^6 \Rightarrow 400 = \frac{400 \text{ cm}^3 \times 10^{-6}}{1 \text{ m}^3} \times 10^6$$

- 3.2 (B) $\%(V/V) = \frac{400}{10^6} \times 100$

$$\%(V/V) = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{ar}}} \times 100$$

$$400 = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{ar}}} \times 10^6 \Rightarrow \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{ar}}} = \frac{400}{10^6} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \%(V/V) = \frac{400}{10^6} \times 100$$

- 3.3 (C) metade ... 44 g

De acordo com a Lei de Avogadro: nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume

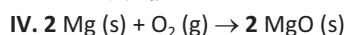
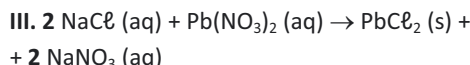
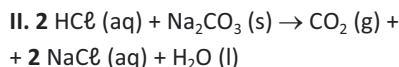
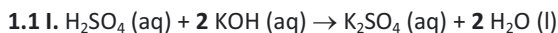
ocupado por um gás é diretamente proporcional à sua quantidade de substância.

$$\frac{V}{n} = \text{constante}$$

$$\frac{V}{1 \text{ mol}} = V_m \Rightarrow \frac{V_m}{1 \text{ mol}} = \frac{V}{0,5 \text{ mol}} \Rightarrow V = \frac{1}{2} V_m$$

$$M(\text{CO}_2) = 12,01 + 16,00 \times 2 = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$$

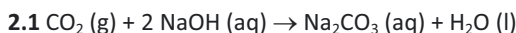
GRUPO III



1.2 (D) I., IV. e III.

1.3 (B) A Lei de Lavoisier só pode ser comprovada em sistemas fechados ou isolados, o que não ocorreu na experiência realizada.

A experiência foi realizada em sistema aberto. Um dos produtos da reação é gasoso (CO_2) pelo que parte deste saiu do sistema reacional.



2.2 De acordo com a Lei de Lavoisier numa reação química a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.

$$m_{\text{reagentes}} = m_{\text{CO}_2} + m_{\text{NaOH}}$$

$$m_{\text{produtos}} = m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 159 + 27 = 186 \text{ g} \Rightarrow$$

$$m_{\text{NaOH}} = 186 - 66 = 120 \text{ g}$$

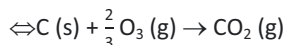
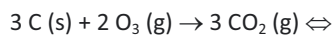
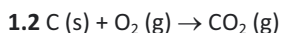
Ficha 1 – Aspetos quantitativos das reações químicas

Domínio 1: Equilíbrio químico

GRUPO I

1.1 (C) a mesma nas duas reações.

A massa de CO_2 é a mesma, em cada uma das reações, pois fizeram-se reagir massas iguais de carbono, em ambos os casos. A massa de CO_2 que se forma depende das quantidades de O_2 e O_3 utilizadas, pois têm que ser suficientes para que todo o carbono se transforme em CO_2 , isto é, para que as reações de combustão sejam completas.



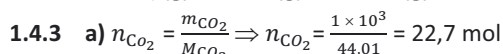
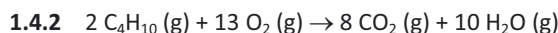
Considerando que a quantidade de carbono que reage, em cada uma das reações, é a mesma, pois $n_c = \frac{m}{M'}$ com base nas equações químicas pode concluir-se que a quantidade de O_2 consumida será maior do que a de O_3 .

1.3 De acordo com a fórmula química do dióxido de carbono, CO_2 , numa mole do composto há uma mole de átomos de carbono:

$$\% (m/m) = \frac{m_c}{m_{\text{CO}_2}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \% (m/m) = \frac{12,01}{44,01} \times 100 = 27,3\%$$

1.4.1 C_4H_{10} ou equivalente.



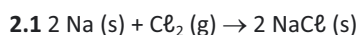
$$\frac{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{8 \text{ mol CO}_2} = \frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{22,7 \text{ mol CO}_2} \Rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 5,675 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} \Rightarrow m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \Rightarrow 5,675 \times 58,14 = 3,30 \times 10^2 \text{ g}$$

b) $\frac{8 \text{ mol CO}_2}{10 \text{ mol O}_2} = \frac{22,7 \text{ mol CO}_2}{n_{\text{O}_2}} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = 28,375 \text{ mol}$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{O}_2} = 28,375 \times 22,4 =$$

$$= 6,4 \times 10^2 \text{ dm}^3$$

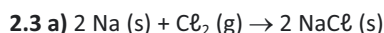


2.2 O reagente limitante é o sódio e o reagente em excesso é o cloro.

O reagente limitante é o reagente que foi totalmente consumido, diz-se limitante porque a sua quantidade limita a quantidade de produto que se forma.

Respeitando a equação química, dois átomos de sódio reagem com uma molécula de cloro (2 átomos de cloro). Assim, seis átomos de Na reagirão com três moléculas de Cl_2 .

De acordo com a figura, há um excesso de moléculas de Cl_2 , pelo que este será o reagente em excesso e o sódio é o reagente limitante.



$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{M(\text{Cl}_2)} \Rightarrow n_{\text{Cl}_2} = \frac{1,5}{70,9} = 2,116 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Na}}}{M(\text{Na})} \Rightarrow n_{\text{Na}} = \frac{1,5}{22,99} = 6,524 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Para determinar o reagente limitante, um dos processos consiste em dividir a quantidade de matéria de cada um dos reagentes pelos respetivos coeficientes estequiométricos:

$$\text{Cloro: } \frac{2,116 \times 10^{-2}}{1} = 2,116 \times 10^{-2}$$

$$\text{Sódio: } \frac{6,524 \times 10^{-2}}{2} = 3,262 \times 10^{-2}$$

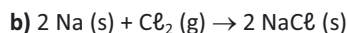
O reagente a que corresponde o menor valor da relação $\frac{n}{\text{coeficiente estequiométrico}}$, é o reagente limitante.

Neste caso, é o cloro.

A massa de cloreto de sódio que se pode obter é condicionada pelo cloro.

$$\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol NaCl}} = \frac{2,116 \times 10^{-2} \text{ mol}}{n_{\text{NaCl}}} \Rightarrow n_{\text{NaCl}} = 4,232 \times 10^{-2} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{NaCl}} = 4,232 \times 10^{-2} \times 58,44 = 2,47 \text{ g}$$



Cálculo da quantidade de sódio que reagiu:

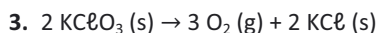
$$\frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Cl}_2} = \frac{n_{\text{Na reagiu}}}{2,116 \times 10^{-2} \text{ mol}} \Rightarrow n_{\text{Na reagiu}} = 4,232 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Cálculo da quantidade de sódio que não reagiu (em excesso):

$$n_{\text{Na não reagiu}} = n_{\text{Na inicial}} - n_{\text{Na reagiu}} = 6,524 \times 10^{-2} - 4,232 \times 10^{-2} = 2,292 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Cálculo da massa de sódio que não reagiu (em excesso):

$$m_{\text{Na}} = 2,292 \times 10^{-2} \times 22,99 = 5,27 \times 10^{-1} \text{ g}$$



$$\rho_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{V_{\text{O}_2}} \Rightarrow m_{\text{O}_2} = 1,31 \times 2,5 = 3,275 \text{ g}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M(\text{O}_2)} = \frac{3,275}{32,00} = 1,02 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

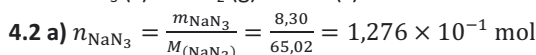
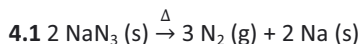
$$\frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} = \frac{n_{\text{KClO}_3}}{1,02 \times 10^{-1} \text{ mol O}_2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{KClO}_3} = 6,80 \times 10^{-2} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{KClO}_3} = 6,80 \times 10^{-2} \times 122,55 = 8,33 \text{ g}$$

$$\text{Grau de pureza (\%)} = \frac{m_{\text{KClO}_3}}{m_{\text{amostra}}} \times 100 = \frac{8,33}{8,70} \times 100 =$$

$$= 95,7\% \Rightarrow \% \text{ impurezas} = 100 - 95,7 = 4,3\%$$



$$\frac{2 \text{ mol NaN}_3}{3 \text{ mol N}_2} = \frac{1,276 \times 10^{-1} \text{ mol NaN}_3}{n_{\text{N}_2}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{N}_2} = 1,914 \times 10^{-1} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_{\text{N}_2} = 1,914 \times 10^{-1} \times 47,0 = 9,00 \text{ dm}^3$$

b) $\eta(\%) = \frac{n_{\text{N}_2 \text{ obtido}}}{n_{\text{N}_2 \text{ teoricamente previsto}}} \times 100 \text{ ou}$

$$\eta(\%) = \frac{V_{\text{N}_2 \text{ obtido}}}{V_{\text{N}_2 \text{ teoricamente previsto}}} \times 100$$

$$V_{\text{N}_2 \text{ teoricamente previsto}} = \frac{9,0 \times 100}{80} = 11,25 \text{ dm}^3 \Rightarrow$$

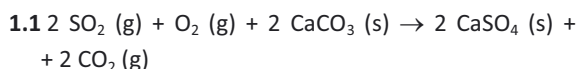
$$n_{\text{N}_2 \text{ teoricamente previsto}} = \frac{11,25}{47,0} = 2,39 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol NaN}_3}{3 \text{ mol N}_2} = \frac{n_{\text{NaN}_3}}{2,39 \times 10^{-1} \text{ mol N}_2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{NaN}_3} = 1,59 \times 10^{-1} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{NaN}_3} = 1,59 \times 10^{-1} \times 65,02 = 10,3 \text{ g}$$

GRUPO II



$$n_{\text{SO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{150 \times 10^3}{64,07} = 2,34 \times 10^3 \text{ mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol CaCO}_3} = \frac{2,34 \times 10^3 \text{ mol SO}_2}{n_{\text{CaCO}_3}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{CaCO}_3} = 2,34 \times 10^3 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaCO}_3} \times M =$$

$$= 2,34 \times 10^3 \times 100,09 = 2,34 \times 10^5 \text{ g}$$

$$\text{Grau de pureza (\%)} = 80\% = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{calcário}}} \times 100 \Rightarrow$$

$$m_{\text{calcário}} = \frac{2,34 \times 10^5 \times 100}{80} = 2,9 \times 10^2 \text{ kg}$$

$$\mathbf{1.2} \quad \eta(\%) = \frac{n_{\text{CaSO}_4 \text{ obtido}}}{n_{\text{CaSO}_4 \text{ teoricamente previsto}}} \times 100$$

$$n_{\text{CaSO}_4 \text{ obtido}} = \frac{285 \times 10^3}{136,15} = 2,09 \times 10^3 \text{ mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol CaSO}_4} = \frac{2,34 \times 10^3 \text{ mol SO}_2}{n_{\text{CaSO}_4 \text{ teoricamente previsto}}} \Rightarrow$$

$$n_{\text{CaSO}_4 \text{ teoricamente previsto}} = 2,34 \times 10^3 \text{ mol}$$

$$\eta(\%) = \frac{2,09 \times 10^3}{2,34 \times 10^3} \times 100 = 89\%$$

2. Determinar o reagente limitante com base na estequiometria da reação **(1)**

$$\text{Metano: } \frac{1}{1} = 1$$

Vapor de água: $\frac{3}{1} = 3 \Rightarrow$ o metano é o reagente limitante

Cálculo da quantidade de hidrogénio obtida na reação **(1)**:

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{3 \text{ mol H}_2} = \frac{1 \text{ mol}}{n_{\text{H}_2 \text{ previsto}}} \Rightarrow n_{\text{H}_2 \text{ previsto}} = 3 \text{ mol}$$

$$\eta(\%) = \frac{n_{\text{H}_2 \text{ obtido}}}{n_{\text{H}_2 \text{ previsto}}} \times 100 \Rightarrow n_{\text{H}_2 \text{ obtido}} = \frac{3 \times 95}{100} =$$

$$= 2,85 \text{ mol}$$

Cálculo da quantidade de monóxido de carbono obtida na reação **(1)**

$$\eta(\%) = \frac{n_{\text{CO obtido}}}{n_{\text{CO previsto}}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{CO obtido}} = \frac{1 \times 95}{100} = 9,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Cálculo da quantidade de hidrogénio obtida na reação **(2)**

$$\frac{1 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{9,5 \times 10^{-1} \text{ mol}}{n_{\text{H}_2 \text{ previsto}}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{H}_2 \text{ previsto}} = 9,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$\eta(\%) = \frac{n_{\text{H}_2 \text{ obtido}}}{n_{\text{H}_2 \text{ previsto}}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{H}_2 \text{ obtido}} = \frac{37 \times 9,5 \times 10^{-1}}{100} = 0,35 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2 \text{ total}} = n_{\text{H}_2 \text{ obtido em (1)}} + n_{\text{H}_2 \text{ obtido em (2)}} =$$

$$= 2,85 + 0,35 = 3,2 \text{ mol}$$

3. ^o - Determinar o reagente limitante

$$n_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \Rightarrow n_{\text{Cu}} = \frac{100}{63,55} = 1,57 \text{ mol}$$

Cálculo da quantidade de HNO₃ presente em 250 mL de solução

$$\rho_{\text{solução de HNO}_3} = \frac{m_{\text{solução de HNO}_3}}{V_{\text{solução de HNO}_3}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 1,42 = \frac{m_{\text{solução de HNO}_3}}{250} \Rightarrow m_{\text{solução de HNO}_3} = 3,55 \times 10^2 \text{ g}$$

$$\%(m/m) = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{solução de HNO}_3}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 68 = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{3,55 \times 10^2} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{HNO}_3} = \frac{68 \times 3,55 \times 10^2}{100} = 2,41 \times 10^2 \text{ g}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{M_{\text{HNO}_3}} \Rightarrow n_{\text{HNO}_3} = \frac{2,41 \times 10^2}{63,02} = 3,82 \text{ mol}$$

$$\text{Cobre: } \frac{1,57}{1} = 1,57 \quad \text{Ácido nítrico: } \frac{3,82}{4} = 0,955 \Rightarrow$$

\Rightarrow o ácido nítrico é o reagente limitante

2.º Cálculo do rendimento

$$\frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu(NO}_3)_2} = \frac{3,82 \text{ mol}}{n_{\text{Cu(NO}_3)_2}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{Cu(NO}_3)_2} = 0,955 \text{ mol} \Rightarrow m_{\text{Cu(NO}_3)_2} =$$

$$= 0,955 \times 187,57 = 1,79 \times 10^2 \text{ g}$$

$$\eta(\%) = \frac{m_{\text{Cu(NO}_3)_2 \text{ obtido}}}{m_{\text{Cu(NO}_3)_2 \text{ previsto}}} \times 100 =$$

$$= \frac{110}{1,79 \times 10^2} \times 100 = 61\%$$

GRUPO III

1.1

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} \Rightarrow n_{\text{NH}_3} = \frac{240}{17,04} = 14,08 \text{ mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = \frac{14,08 \text{ mol}}{n_{\text{N}_2\text{H}_4}} \Rightarrow n_{\text{N}_2\text{H}_4} = 7,040 \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{N}_2\text{H}_4} = 7,040 \times 32,06 = 2,257 \times 10^2 \text{ g}$$

$$\eta(\%) = \frac{m_{\text{N}_2\text{H}_4 \text{ obtido}}}{m_{\text{N}_2\text{H}_4 \text{ previsto}}} \times 100 = \frac{198}{2,257 \times 10^2} \times 100 =$$

$$= 87,7\%$$

1.2 Perda de amoníaco, separando-se da mistura reacional, a possível existência de reações secundárias, e estar-se perante uma reação incompleta (reação reversível).

1.3

Economia atómica (%) =

$$= \frac{m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}}}{m_{\text{total de átomos nos reagentes}}} \times 100$$

$$2 \text{ NH}_3 (\text{aq}) + \text{NaOCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 (\text{aq}) +$$

$$+ \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$$

$$m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}} = 2 \times$$

$$\times 14,01 + 4 \times 1,01 = 32,06$$

$$m_{\text{total de átomos nos reagentes}} = 2 \times (14,01 + 3 \times$$

$$\times 1,01) + 22,99 + 16,00 + 35,45 = 108,52$$

$$\text{Economia atómica (\%)} = \frac{32,06}{108,52} \times 100 = 29,5\%$$

1.4 O rendimento diz respeito à quantidade de produto obtido face à quantidade esperada num processo 100% eficiente, relacionando apenas um reagente e um produto.

A economia atómica relaciona os átomos dos reagentes que são incorporados no produto desejado com todos os átomos dos reagentes, sendo uma forma complementar de medir a eficiência de uma reação. Ao ter em conta os átomos dos reagentes utilizados e os não utilizados, a EA avalia também o impacto ambiental dos processos reacionais.

2.

$$2 \text{ Cu}_2\text{O} (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow 4 \text{ Cu} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$$

$$m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}} =$$

$$= 4 \times 63,55 = 254,2$$

$$m_{\text{total de átomos nos reagentes}} = 2 \times (2 \times 63,55 +$$

$$+ 16,00) + 12,01 = 298,21$$

Economia atómica (%)

$$= \frac{m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}}}{m_{\text{total de átomos nos reagentes}}} \times$$

$$\times 100 = \frac{254,2}{298,21} \times 100 = 85,2\%$$

$$\text{Cu}_2\text{S} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ Cu} (\text{s}) + \text{SO}_2 (\text{g})$$

$$m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}} = 2 \times$$

$$\times 63,55 = 127,1$$

$$m_{\text{total de átomos nos reagentes}} = (2 \times 63,55 +$$

$$+ 32,07) + 2 \times 16,00 = 191,17$$

Economia atómica (%)

$$= \frac{m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}}}{m_{\text{total de átomos nos reagentes}}} \times$$

$$\times 100 = \frac{127,1}{191,17} \times 100 = 66,5\%$$

O processo de extração do cobre a partir do óxido de cobre é mais eficiente, pois apresenta maior economia atómica.

3.1

$$\text{C}_6\text{H}_{10} + 4 \text{ H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH} + 4 \text{ H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{10}} = \frac{30 \times 10^3}{82,16} = 3,65 \times 10^2 \text{ mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}}{1 \text{ mol HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH}} = \frac{3,65 \times 10^2 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}}{n_{\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH previsto}}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH previsto}} = 3,65 \times 10^2 \text{ mol}$$

$$\eta(\%) = \frac{n_{\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH obtido}}}{n_{\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH previsto}}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 93 = \frac{n_{\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH obtido}}}{3,65 \times 10^2} \times 100$$

$$\Rightarrow n_{\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH obtido}} = 3,39 \times 10^2 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow m_{\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH obtido}} = 3,39 \times 10^2 \times$$

$$\times 146,16 = 4,95 \times 10^4 \text{ g} = 49,5 \text{ kg}$$

3.2 A síntese verde tem maior economia atómica do que o processo clássico, pois um maior número de átomos dos reagentes é incorporado no produto final.

Na síntese verde não se formam produtos perigosos para o ambiente, uma vez que apenas se produz água como subproduto. No processo clássico há a formação de CO₂ e NO₂, gases responsáveis pelo efeito de estufa, sendo o dióxido de nitrogénio o mais perigoso, pois pode ainda contribuir para a formação de chuvas ácidas.

Ficha 2 – Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

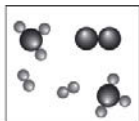
Domínio 1: Equilíbrio químico

GRUPO I

1.1 (D) as reações direta e inversa ocorrem a ritmos iguais.

1.2 (B) tanto os reagentes como os produtos se continuam a formar.

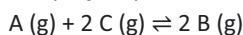
1.3 (C)



GRUPO II

1.1 O instante t_2 . A partir desse instante as concentrações dos reagentes e do produto permanecem constantes.

1.2 A e C são reagentes. B é o produto da reação. Os reagentes A e C não se esgotam, coexistindo em equilíbrio com o produto. A quantidade de A que reage é metade da quantidade de C que se transforma, pelo que a proporção de combinação será: A : 2C. A quantidade de B que se forma é igual à quantidade de C que se consumiu, pelo que a equação química correspondente será:



$$1.3 K_c = \frac{|B|_e^2}{|A|_e \times |C|_e^2} \Rightarrow K_c = \frac{0,04^2}{0,06 \times 0,03^2} = 30$$

$$2. (D) H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g) \quad K_c = 4,0 \times 10^{31}$$

O estado de equilíbrio pode ser atingido em graus variáveis de avanço da reação, dependendo de múltiplos fatores. As circunstâncias em que uma determinada reação ocorre podem ser tais que conduzam ao favorecimento muito acentuado de um dos sentidos. Assim, pode acontecer que a concentração dos produtos no sistema reacional em equilíbrio seja de tal modo superior à dos reagentes (cujo valor pode ser considerado residual), que a reação química pode ser considerada praticamente completa.

Deve realçar-se que a constante de equilíbrio assume sempre um valor finito (não sendo nula nem infinita, embora possa ter um valor muito baixo ou muito elevado).

3.1 Mistura C.

$$K_c = \frac{|HI|_e^2}{|H_2|_e \times |I_2|_e} \Rightarrow K_{cA} = \frac{3,12^2}{0,44 \times 0,44} = 50;$$

$$K_{cB} = \frac{2,34^2}{0,22 \times 0,50} = 50$$

$$K_{cC} = \frac{2,00^2}{0,30 \times 0,35} = 38; K_{cD} = \frac{1,50^2}{0,15 \times 0,30} = 50$$

$$3.2 K'_c = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{50} = 0,02$$

3.3 O grau de conversão dos reagentes em produtos é 78%, significa que, de acordo com a estequiometria da reação, no equilíbrio:

$$[H_2]_e = [H_2]_{\text{inicial}} - 2 \times 0,78 = 2 - 1,56 = 0,44 \text{ mol dm}^{-3} = [I_2]_e;$$

$$[HI]_e = 2 \times (2 \times 0,78) = 3,12 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$K_c = \frac{|HI|_e^2}{|H_2|_e \times |I_2|_e} = \frac{3,12^2}{0,44 \times 0,44} = 50$$

4.1 a) Para que os gráficos representem estados de equilíbrio à mesma temperatura, a constante de equilíbrio terá que ter o mesmo valor.

$$K_c = \frac{|N_2O_4|_e}{|NO_2|_e^2} \Rightarrow K_{cA} = \frac{0,045}{0,015^2} = 200;$$

$$K_{cB} = \frac{0,020}{0,010^2} = 200; K_{cC} = \frac{0,05}{0,04^2} = 31$$

Os gráficos (A) e (B), sendo $K_c = 200$.

b) O gráfico que representa a reação menos extensa é aquele cujo valor da constante de equilíbrio é menor. É o gráfico (C) ($K_c = 31$).

c) A reação que se processou com maior velocidade é aquela em que se atingiu o equilíbrio num menor intervalo de tempo. É o gráfico (B).

$$4.2 Q_c = \frac{|N_2O_4|}{|NO_2|^2} = \frac{\frac{0,64}{4,0}}{\left(\frac{0,40}{4,0}\right)^2} = 16$$

Como $Q_c > K_c$, a reação evolui no sentido inverso, com o consequente aumento da concentração de dióxido de nitrogénio.

5.1 (C) A predominância das substâncias nitrogénio e hidrogénio, no equilíbrio, aumenta à medida que a temperatura aumenta.

A constante de equilíbrio é uma medida da extensão da reação. De acordo com os dados verifica-se que a constante diminui com a temperatura, pelo que a extensão da reação também diminui, predominando, no equilíbrio, os reagentes, ou seja, o nitrogénio e o hidrogénio.

5.2 De acordo com a estequiometria da reação, 1 mol de N_2 reage com 3 mol de H_2 para formar 2 mol de NH_3 .

Considerando x a quantidade, em mol, de N_2 que diminui até se atingir o equilíbrio, podem calcular-se as quantidades de equilíbrio utilizando o seguinte procedimento:

	N_2	H_2	NH_3
Início	5,0	5,0	—
Variação	-x	-3x	+2x
Equilíbrio	5,0 - x	5,0 - 3x	2x

Cálculo de x:

$$n_{NH_3 \text{ no equilíbrio}} = 1,2 = 2x \Rightarrow x = 0,60 \text{ mol}$$

$$[N_2]_e = \frac{5,0 - 0,60}{5,0} = 0,88 \text{ mol dm}^{-3};$$

$$[H_2]_e = \frac{5,0 - 3 \times 0,60}{5,0} = 0,64 \text{ mol dm}^{-3};$$

$$[NH_3]_e = \frac{1,2}{5,0} = 0,24 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$K_c = \frac{|NH_3|_e^2}{|N_2|_e \times |H_2|_e^3} = \frac{0,24^2}{0,88 \times 0,64^3} = 0,25$$

6.1 No instante $t = 5$ minutos. A partir deste instante as quantidades de reagentes e produto da reação permanecem constantes.

$$6.2 K_c = \frac{|AB_2|_e^2}{|A_2|_e \times |B_2|_e^2} = \frac{\left(\frac{0,8}{2,0}\right)^2}{\left(\frac{2,0}{2,0}\right)\left(\frac{1,2}{2,0}\right)^2} = 0,44$$

6.3 No instante $t = 10$ minutos.

6.4 A constante de equilíbrio só depende da temperatura. Após o aumento de temperatura a quantidade de reagentes diminui, enquanto a quantidade de produto aumenta, pelo que o valor da constante de equilíbrio vai aumentar.

$$K_c = \frac{|AB_2|_e^2}{|A_2|_e \times |B_2|_e^2} = \frac{\left(\frac{1,4}{2,0}\right)^2}{\left(\frac{1,2}{2,0}\right)\left(\frac{0,6}{2,0}\right)^2} = 6,4$$

$$6.5 Q_c = \frac{|AB_2|^2}{|A_2| \times |B_2|^2} = \frac{\left(\frac{1,35}{2,0}\right)^2}{\left(\frac{1,75}{2,0}\right)\left(\frac{0,7}{2,0}\right)^2} = 4,2$$

Como $Q_c < K_c$, a reação evolui no sentido direto, com o consequente aumento da quantidade do produto AB_2 e diminuição das quantidades dos reagentes.

GRUPO III

1.1 a) (D) encontrava-se ... inversa,

b) (C) Adição de CO_2 (g) e de H_2 (g).

1.2 A alteração da pressão não afeta o sistema em equilíbrio porque não há alteração no número de partículas, no estado gasoso, na passagem de reagentes a produtos.

1.3 De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento da temperatura favorece a reação endotérmica.

Como a reação direta é exotérmica, a reação inversa é endotérmica, sendo favorecida por um aumento de temperatura. Assim, um aumento da temperatura conduz a um aumento das concentrações de CO e de H_2O e a uma diminuição das concentrações de CO_2 e de H_2 .

Sendo $K_c = \frac{|CO_2|_e \times |H_2|_e}{|CO|_e \times |H_2O|_e}$, conclui-se que a constante de equilíbrio da reação considerada diminuirá se a temperatura aumentar.

2. (B) adição de HI (g).

De acordo com o gráfico, no instante t_1 , a velocidade da reação direta aumenta. Tal só pode ter sido devido à adição de HI (g), pois de acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento da concentração de um reagente favorece a reação direta.

A adição de um catalisador não ia produzir qualquer alteração no sistema reacional, pois o sistema encontrava-se em equilíbrio.

3.1 a) No instante t_1 o sistema, inicialmente em equilíbrio, foi perturbado pela diminuição da concentração de NH_3 (g).

b) No instante t_2 o sistema, em equilíbrio, foi perturbado pelo aumento da temperatura do sistema.

3.2 A análise do gráfico mostra que a diminuição da concentração de NH_3 (g) favorece a reação direta, enquanto a alteração da temperatura favorece a reação inversa. Neste caso, a reação inversa é endotérmica, pelo que a alteração imposta foi um aumento da temperatura do sistema reacional.

Assim, pode concluir-se que a alteração que permite otimizar o processo de produção do amoníaco é a diminuição da concentração de NH_3 (g).

3.3 De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento da pressão favorece a reação que conduz a uma diminuição da pressão, ou seja, que conduz a uma diminuição da quantidade de gases.

Neste caso, a reação que conduz a uma diminuição da quantidade de gases é a reação direta.

Consequentemente, a quantidade de produto aumenta, o que permite concluir que o rendimento da reação deverá aumentar.

Ficha 3 – Reações ácido-base

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

GRUPO I

1.1 a) Segundo a teoria protónica de Brønsted-Lowry, **base** é toda a espécie química aceitadora de protões (iões H^+), pelo que, são bases de Brønsted-Lowry : CO_3^{2-} ; NH_3 ; CH_3NH_2 .

b) Segundo a teoria protónica de Brønsted-Lowry, **ácido** é toda a espécie química dadora de protões (iões H^+), pelo que, são ácidos de Brønsted-Lowry : HNO_3 ; $HCOOH$; NH_4^+ ; HCN

c) Segundo a teoria de Arrhenius, **base** é toda a espécie química contendo OH^- , que, dissolvida em água, se dissocia produzindo iões hidróxido, pelo que são bases de Arrhenius: $LiOH$; $Ca(OH)_2$.

1.2 Segundo a teoria de Arrhenius, ácido é toda a espécie química contendo hidrogénio que, dissolvida em água, dá origem a iões hidrogénio (H^+), pelo que, os ácidos referidos também são ácidos segundo Arrhenius.

2. (A) É restrita a soluções aquosas, (C) Não explica a acidez e basicidade de soluções aquosas de alguns sais e (E) Não permite prever o carácter básico de espécies que não possuem o grupo hidróxido.

3.1 (D) a dissociação iónica é indispensável para a manifestação da acidez ou basicidade.

O conceito de ácido e base segundo Brønsted-Lowry aplica-se a espécies moleculares e iónicas.

3.2

Ácido	Base	Ácido conjugado	Base conjugada	Equação química
CH ₃ COOH	OH ⁻	a) H ₂ O	b) CH ₃ COO ⁻	c) CH ₃ COOH (aq) + OH ⁻ (aq) ⇌ CH ₃ COO ⁻ (aq) + H ₂ O (l)
d) HCN	e) NH ₃	f) NH ₄ ⁺	g) CN ⁻	NH ₃ (aq) + HCN (aq) ⇌ NH ₄ ⁺ (aq) + CN ⁻ (aq)
h) HClO ₃	i) H ₂ O	H ₃ O ⁺	ClO ₃ ⁻	j) HClO ₃ (aq) + H ₂ O (l) ⇌ ClO ₃ ⁻ (aq) + H ₃ O ⁺ (aq)
k) HSO ₄ ⁻	l) PO ₄ ³⁻	m) HPO ₄ ²⁻	n) SO ₄ ²⁻	HSO ₄ ⁻ (aq) + PO ₄ ³⁻ (aq) ⇌ SO ₄ ²⁻ (aq) + HPO ₄ ²⁻ (aq)

4. (A) 10 000 vezes maior do que a inicial.

$$\text{pH} = 6 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{inicial}}} = \frac{10^{-2}}{10^{-6}} = 10^4 = 10\,000$$

5. (C) aumenta uma unidade.

O fator de diluição é dez, pelo que a concentração hidrogeniônica na limonada é dez vezes menor. O pH aumenta uma unidade.

6.1 $[\text{OH}^-] = 8,5 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = 4,07$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 9,9$$

- 6.2 A acidez do limão contribui para a diminuição da concentração dos iões OH⁻ (aq). De acordo com o Princípio de Le Châtelier é favorecida a reação direta, pelo que a concentração da metilamina diminui. Assim, a diminuição da concentração da metilamina implica a redução do cheiro desagradável.

GRUPO II

1.1 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 3,05 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = (3,05 \times 10^{-7})^2 = 9,3 \times 10^{-14}$$

- 1.2 A constante de equilíbrio, K_c , é maior a 60 °C, pelo que a reação de autoionização da água é mais extensa do que a 25 °C.

- 1.3 (B) soluções neutras têm pH = 6,5.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 3,05 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{pOH}$$

$$\text{pH} = -\log(3,05 \times 10^{-7}) = 6,5$$

Soluções ácidas têm pH < 6,5 e soluções básicas têm pOH < 6,5.

2. A: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,7 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow \text{pH} = 2,6$

B: $[\text{OH}^-] = 8,0 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = 4,1 \Rightarrow$

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - 4,1 = 9,9$$

C: $[\text{OH}^-] = 7,9 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = 8,1 \Rightarrow$

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - 8,1 = 5,9$$

Apenas o efluente da indústria C poderia ser lançado nos cursos de água sem tratamento prévio.

3.1

Amostra	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ / mol dm ⁻³	$[\text{OH}^-]$ / mol dm ⁻³	pOH
I	4,20	a) $6,31 \times 10^{-5}$	b) $1,08 \times 10^{-10}$	c) 9,97
II	d) 8,57	e) $2,71 \times 10^{-9}$	f) $2,51 \times 10^{-6}$	5,60
III	g) 6,20	$6,31 \times 10^{-7}$	h) $1,08 \times 10^{-8}$	i) 7,97
IV	j) 8,47	k) $3,40 \times 10^{-9}$	$2,00 \times 10^{-6}$	l) 5,70

Amostra I: $\text{pH} = 4,2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 6,31 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3};$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] =$$

$$= 1,08 \times 10^{-10} \text{ mol dm}^{-3};$$

$$\text{pOH} = 9,97$$

Amostra II: $\text{pOH} = 5,60 \Rightarrow$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 2,51 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] =$$

$$= 2,71 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3};$$

$$\text{pH} = 8,57$$

Amostra III: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$

$$\Rightarrow \text{pH} = 6,20$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow [\text{OH}^-] =$$

$$= 1,08 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3};$$

$$\text{pOH} = 7,97$$

Amostra IV: $[\text{OH}^-] = 2,00 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$

$$\Rightarrow \text{pOH} = 5,70$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] =$$

$$= 3,40 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3};$$

$$\text{pH} = 8,47$$

- 3.2 Quanto maior é a acidez de uma solução menor é o pH, ou maior é a concentração em iões H₃O⁺.

Amostra II (pH = 8,57) < amostra IV (pH = 8,47) < amostra III (pH = 6,20) < amostra I (pH = 4,20).

4. $\text{pH} = 12 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 12 = 2 \Rightarrow$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$c = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 10^{-2} \times 0,500 =$$

$$= 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{NaOH}} = 5,00 \times 10^{-3} \times 40,00 = 0,20 \text{ g}$$

5.1 (D) com o aumento da temperatura o pH diminui porque a concentração em íons H_3O^+ na solução aumenta.

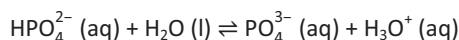
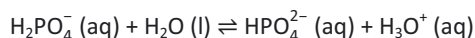
Com o aumento da temperatura diminui o pH, porque aumenta a concentração de H_3O^+ , e, consequentemente, também aumenta a concentração de OH^- . Para uma solução neutra verifica-se sempre $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ e, consequentemente, $\text{pH} = \text{pOH}$, pelo que o pOH da solução a 40°C é 6,77.

5.2 De acordo com o gráfico, o pH da solução preparada diminui com o aumento da temperatura, o que permite concluir que a concentração de H_3O^+ aumenta com o aumento da temperatura.

Como a solução é neutra $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, pelo que $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$ aumenta com o aumento da concentração hidrogeniônica. Conclui-se, assim, que K_w aumenta com o aumento de temperatura.

GRUPO III

1.1 $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$



1.2 São reações de ácido-base, segundo a teoria de Brønsted-Lowry, porque há transferência de protões de uma espécie que se comporta como ácido para outra espécie que se comporta como base (neste caso a água).

1.3 H_2PO_4^- ; HPO_4^{2-} , porque em reações ácido-base se podem comportar como um ácido ou como uma base, conforme as reações em que participam.

2.1 $\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e}$$

2.2 D, E, A, B, C. Todos os ácidos são monopróticos. Quanto menor for o valor de K_a , mais fraco é o ácido e menos extensa é a ionização do ácido, consequentemente, menor é a concentração de íons H_3O^+ no equilíbrio, para a mesma concentração de ácido, pelo que maior é o valor de pH.

2.3 É o ácido cianídrico, HCN.

Par conjugado ácido-base: HCN/CN^- em que

$$K_a \times K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{4,9 \times 10^{-10}} = 2,0 \times 10^{-5}$$

2.4 a) Quanto menor é o valor de pH de uma solução maior é a concentração em H_3O^+ nessa solução. Sendo o pH da solução de HCl menor, significa que

a concentração em H_3O^+ nessa solução é maior do que na solução de ácido acético.

Assim, como as duas soluções são equimolares, ou seja, têm a mesma concentração, pode concluir-se que a ionização do HCl é mais extensa que a ionização do CH_3COOH , pelo que o ácido clorídrico é um ácido mais forte do que o ácido acético.

b) O ácido clorídrico é um ácido muito forte, pelo que a sua ionização, em água, é praticamente completa. Assim, $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} = 0,10 \text{ mol dm}^{-3}$.

A concentração do ácido acético também é $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, pois são soluções equimolares.

c) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{ionizado}} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,87} =$$

$$= 1,35 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\% \text{ ionização} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{ionizado}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{inicial}}} \times 100 =$$

$$= \frac{1,35 \times 10^{-3}}{0,10} \times 100 = 1,35\%$$

3.1 ureia, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ < anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ < amoníaco, (NH_3) < etilamina, $(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2)$

3.2 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

3.3 (C) $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+]$

A ionização do amoníaco produz simultaneamente íons NH_4^+ e OH^- , na mesma proporção estequiométrica. Considera-se desprezável o equilíbrio iónico da água.

3.4 A base mais fraca é a ureia.

$$K_a \times K_b = K_w \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} \Rightarrow K_a = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,5 \times 10^{-14}} = 6,7 \times 10^{-1}$$

3.5 pOH_A , pOH_B , pOH_D , pOH_C . Quanto mais forte é a base (maior K_b) mais extensa é a sua ionização, consequentemente, para a mesma concentração da base, maior é a concentração de OH^- presente em solução, menor é o pOH.

$$3.6 \quad K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]_e \times [\text{OH}^-]_e}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2]_e} = 5,6 \times 10^{-4};$$

$$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-]$$

$$5,6 \times 10^{-4} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{4,47 \times 10^{-2}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = 2,30$$

$$\text{pH} = 14 - 2,30 = 11,7$$

GRUPO IV

1.1 O antiácido é uma base que tem a função de neutralizar o ácido em excesso no estômago.

1.2 a) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{aq}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$$\text{b) } n_{\text{Mg(OH)}_2} = \frac{83,0}{58,33} = 1,42 \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 2 \times 1,42 = 2,84 \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 2,84 \text{ mol dm}^{-3}$$

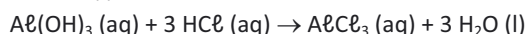
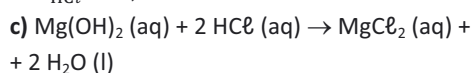
$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow 2,84 = \frac{n_{\text{OH}^-}}{10 \times 10^{-3}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 2,84 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Como a quantidade ingerida de OH^- neutraliza a mesma quantidade de H_3O^+ :

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ neutralizado}} = 2,84 \times 10^{-2} \text{ mol} \approx$$

$$\approx n_{\text{HCl}} = 2,84 \times 10^{-2} \text{ mol}$$



O hidróxido de alumínio é mais eficaz, pois uma mole de hidróxido de alumínio neutraliza três moles de ácido clorídrico, enquanto uma mole de hidróxido de magnésio neutraliza duas moles de ácido.

$$2. \quad n_{\text{NaOH}} = 0,200 \times 35 \times 10^{-3} = 7,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 7,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 0,120 \times 40 \times 10^{-3} = 4,80 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 4,80 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Ao misturar as duas soluções o HNO_3 neutraliza apenas parte de NaOH

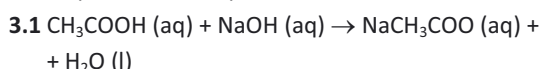
$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^- \text{ que reagiu}} = 4,80 \times 10^{-3} \Rightarrow$$

$$n_{\text{OH}^- \text{ presente em solução}} = 7,00 \times 10^{-3} - 4,80 \times 10^{-3} =$$

$$= 2,20 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{2,20 \times 10^{-3}}{75 \times 10^{-3}} = 0,0293 \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = 1,53 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1,53 = 12,5$$

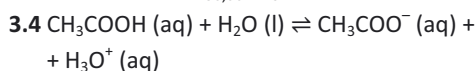


3.2 O titulado é o ácido acético, CH_3COOH , e o titulante a solução-padrão de hidróxido de sódio, NaOH .

3.3 No ponto de equivalência,

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = c_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} = c_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times V_{\text{CH}_3\text{COOH}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{9,00 \times 10^{-2} \times 20,00 \times 10^{-3}}{30,00 \times 10^{-3}} = 6,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

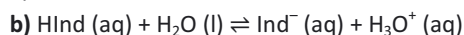


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_e}$$

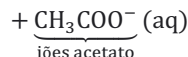
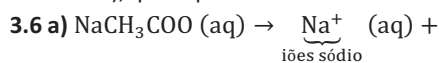
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{6,00 \times 10^{-2}} = 1,7 \times 10^{-5}$$

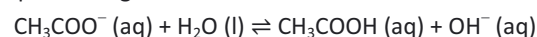
3.5 a) Com excesso de titulante (NaOH) a cor observada é o azul, que é cor que o indicador apresenta em meio básico.



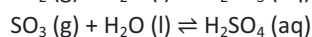
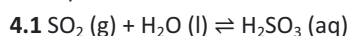
Como o excesso de titulante corresponde a um meio básico, a concentração de H_3O^+ diminui, devido à reação com os iões OH^- , e é favorecida a reação direta, ou seja, a formação de Ind^- (forma básica), pelo que a cor observada é a azul.



b) O acetato de sódio em solução aquosa dissocia-se completamente em Na^+ e CH_3COO^- . Os iões sódio são espetadores, enquanto os iões acetato reagem com a água, de acordo com a equação química seguinte



Os iões OH^- formados são os responsáveis pelo valor de pH superior a 7,0 no ponto de equivalência.



$$4.2 \text{ a) } \text{pH} = 4,5 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,5} =$$

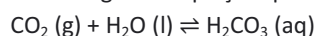
$$= 3,16 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = 5,8 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,8} =$$

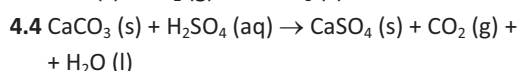
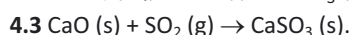
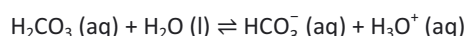
$$= 1,58 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{meio urbano}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{meio rural}}} = \frac{3,16 \times 10^{-5}}{1,58 \times 10^{-6}} = 20$$

b) A acidez da chuva normal resulta da dissolução do CO_2 atmosférico na água da chuva, de acordo com a seguinte equação química:



O ácido carbónico formado é um ácido fraco, instável, na presença da água dá origem a um aumento da concentração dos iões H_3O^+ (aq), pelo que o pH da água da chuva diminui:



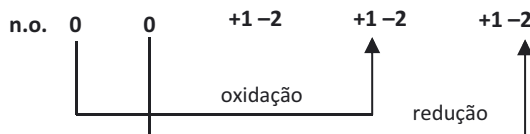
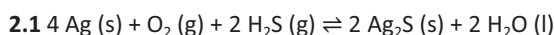
Ficha 4 – Reações de oxidação-redução

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

GRUPO I



O óxido em que o átomo de nitrogénio apresenta menor número de oxidação é o N_2O .


$$\Delta \text{n.o. (Ag)} = (+1 - 0) = +1 \Rightarrow \text{oxidação (aumenta o n.º de oxidação, perde elétrons)}$$
$$\Delta \text{n.o. (O)} = (-2 - 0) = -2 \Rightarrow \text{redução (diminui o n.º de oxidação, ganha elétrons)}$$

A reação é de oxidação-redução, porque há variação dos números de oxidação, ou seja, há transferência de elétrons entre as espécies envolvidas.

2.2 Agente redutor – Ag (capacidade de ceder elétrons)

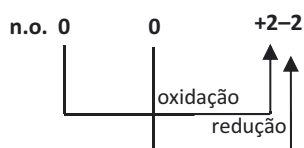
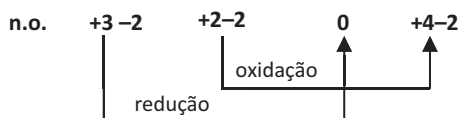
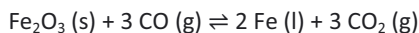
Agente oxidante – O_2 (capacidade de receber elétrons)

2.3 Espécie oxidada – Ag

Espécie reduzida – O₂

3.1 (C) elétrons do I^- para o Cl_2 .

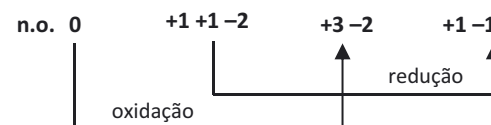
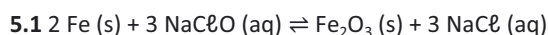
3.2 $2 \text{I}^{-} (\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2 (\text{s}) + 2 \text{e}^{-}$ semirreação de oxidação

$$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \quad \text{semirreação de redução}$$

$$\Delta \text{n.o. (C)} = (+2 - 0) = +2 \Rightarrow \text{oxidação (aumenta o n.º de oxidação, perde elétrons)}$$
$$\Delta \text{n.o. (O)} = (-2 - 0) = -2 \Rightarrow \text{redução (diminui o n.º de oxidação, ganha elétrons)}$$

$$\Delta \text{n.o. (C)} = (+4 - (+2)) = +2 \Rightarrow \text{oxidação (aumenta o n.º de oxidação, perde elétrons)}$$

$\Delta \text{n.o. (Fe)} = (0 - (+3)) = -3 \Rightarrow$ redução (diminui o n.º de oxidação, ganha elétrons)

As reações são de oxidação-redução, porque há variação dos números de oxidação, ou seja, há transferência de elétrons entre as espécies envolvidas.

4.2 O agente redutor em **(A)** é o carbono e em **(B)** é o monóxido de carbono.


$$\Delta \text{n.o. (Fe)} = (+3 - 0) = +3$$
$$\Delta \text{n.o. (C}\ell) = (-1 - (+1)) = -2$$

5.2 a) Agente oxidante – ClO^-

Agente redutor – Fe

b) Espécie reduzida – ClO^-

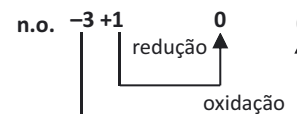
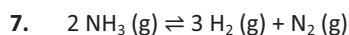
Espécie oxidada – Fe

6.1 $\text{NO}_2 \Rightarrow \text{n.o. (N)} = +4$

$$\text{HNO}_2 \Rightarrow \text{n.o. (N)} = +3$$
$$\text{HNO}_3 \Rightarrow \text{n.o. (N)} = +5$$

6.2 O NO_2 sofre redução (espécie reduzida) quando se transforma em HNO_2 , $\Delta \text{n.o. (N)} = (+3 - (+4)) = -1$

O NO_2 sofre oxidação (espécie oxidada) quando se transforma em HNO_3 $\Delta n.o. (\text{N}) = (+5 - (+4)) = +1$



O NH_3 quando se transforma em H_2 funciona como agente oxidante (espécie reduzida), pois o elemento H do amoníaco é reduzido.

O NH_3 quando se transforma em N_2 funciona como agente redutor (espécie oxidada), pois o elemento N do amoníaco é oxidado.

GRUPO II

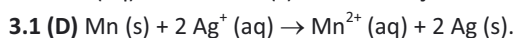
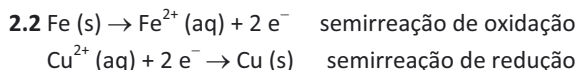
1. a) Soluções (A) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, (B) AgNO_3 e (D) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$.
De acordo com a escala de reatividade, o zinco tem maior poder redutor do que o chumbo, a prata e o níquel. Assim, o zinco oxida-se em soluções (passando para a solução na forma de íons zinco) que contenham íons desses metais, e estes, por sua vez reduzem-se, depositando-se sob a forma de Pb (s) , Ag (s) e Ni (s) .

b) O agitador de zinco sofre corrosão em maior extensão na solução de nitrato de prata, porque os iões Ag^+ são os que têm maior poder oxidante.

1.1 $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^-$ semirreação de oxidação
 $2 \times [\text{Ag}^+ \text{(aq)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag (s)}]$ semirreação de redução
 $\text{Zn (s)} + 2 \text{Ag}^+ \text{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{Ag (s)}$ equação global

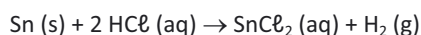
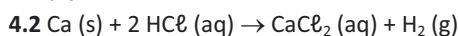
2.1 Dever-se-á ter observado a ocorrência de uma reação significativa entre o prego de ferro e os íons cobre (II), Cu^{2+} , presentes na solução, tendo-se verificado a corrosão do ferro e a deposição de cobre metálico, Cu (s). Não se deverá ter observado nenhuma alteração em relação ao fio de prata. A cor da solução deverá ir ficando, ao longo do tempo, amarelada [presença de íons Fe^{2+} (aq)].

Como o ferro tem maior poder redutor do que o cobre, o ferro oxida-se preferencialmente, reduzindo os íons cobre (II), Cu^{2+} presentes na solução.



3.2 O poder redutor do cromo é superior ao do níquel e o deste é superior ao do chumbo. A um maior poder redutor do metal corresponde um menor poder oxidante dos respetivos íons, pelo que o poder oxidante dos íons Cr^{3+} é menor do que o poder oxidante dos íons Ni^{2+} e o destes é inferior ao dos íons Pb^{2+} .

4.1 (B) Ca e Sn.



5. De acordo com a posição do alumínio e do cobre na série eletroquímica, o poder redutor do alumínio é superior ao do cobre, pelo que o alumínio irá reagir com os íons cobre presentes na água de circulação, sofrendo corrosão.

Conclui-se assim, que nessa indústria a tubulação dos permutadores de calor não deve ser de alumínio.

Ficha 5 – Soluções e equilíbrio de solubilidade

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

GRUPO I

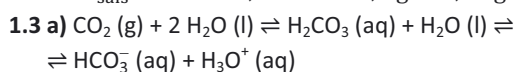
1.1 $\% (m/m) = \frac{m_{\text{Cl}^-}}{m_{\text{total}}} \times 100 = \frac{19,25}{35,00} \times 100 = 55,0\%$

$\% (m/m) = \frac{m_{\text{Na}^+}}{m_{\text{total}}} \times 100 = \frac{10,71}{35,00} \times 100 = 30,6\%$

1.2 $m_{\text{água do mar}} = \rho \times V = 1,03 \times 28 \times 10^3 = 28,84 \text{ kg}$

$\frac{1 \text{ kg água do mar}}{35 \text{ g sais}} = \frac{28,84 \text{ kg água do mar}}{m_{\text{sais}}} \Rightarrow$

$\Rightarrow m_{\text{sais}} = 35 \times 28,84 = 1009,4 \text{ g} = 1,0 \text{ kg}$



b) A dissolução de CO_2 na água do mar torna-a ligeiramente ácida.

2.1 De acordo com os dados da tabela o valor máximo da massa de cloreto de sódio dissolvido foi de 9,0 g, para a mesma massa de solvente e nas mesmas condições de temperatura e agitação. Assim, são soluções:

a) insaturadas as soluções correspondentes às misturas A e B, pois todo o sal adicionado se dissolveu, sendo a massa do sal dissolvido inferior ao valor máximo da massa de NaCl que se pode dissolver, à temperatura referida.

b) saturadas as soluções correspondentes às misturas C, D e E, pois nem todo o sal adicionado se dissolveu, sendo a massa do sal dissolvido inferior à massa de NaCl adicionado.

2.2 $m_{\text{sólido em depósito}} = m_{\text{sólido adicionado}} - m_{\text{sólido dissolvido}} = 12,0 - 9,0 = 3,0 \text{ g}.$

2.3 $\frac{m_{\text{NaCl}}}{100 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{9,0}{25,0} \Rightarrow s = 36,0 \text{ g NaCl}/100 \text{ g H}_2\text{O}$

3.1 (D) A dissolução de cada um dos sais em água é um processo endotérmico.

3.2 $T = 30^\circ\text{C} \Rightarrow s = 90 \text{ g NaNO}_3/100 \text{ g H}_2\text{O}$

$T = 75^\circ\text{C} \Rightarrow s = 135 \text{ g NaNO}_3/100 \text{ g H}_2\text{O}$

É possível dissolver mais 45 g de NaNO_3 .

3.3 $T = 20^\circ\text{C} \Rightarrow s_{\text{KClO}_3} = 10 \text{ g KClO}_3/100 \text{ g H}_2\text{O}$

$T = 20^\circ\text{C} \Rightarrow s_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 37,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}/100 \text{ g H}_2\text{O}$

É possível dissolver mais 17,5 g de NH_4Cl do que KClO_3 , à temperatura de 20°C .

3.4 a) ① - solução saturada de KClO_3 .

③ - solução saturada de NH_4Cl .

⑤ - solução saturada de NaNO_3 .

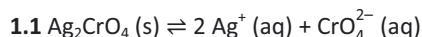
b) ④ (ou qualquer uma das soluções que se encontram abaixo da curva de solubilidade desde que o soluto seja de NaNO_3).

c) $T = 60^\circ\text{C}$.

d) ④ (ou ⑤) se o soluto for NH_4Cl .

e) Da análise do gráfico conclui-se que a dissolução do sal é endotérmica, dado que, a sua solubilidade aumenta com o aumento da temperatura. Diminuindo a temperatura pode-se precipitar parte do soluto (NaNO_3) da solução saturada ⑤.

GRUPO II



1.2 $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]$

1.3 $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}] = 2,5 \times 10^{-12}$

$2,5 \times 10^{-12} = (2x)^2 \times x \Rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{2,5 \times 10^{-12}}{4}} = 8,55 \times 10^{-5}$

$[\text{Ag}^+] = 2 \times 0,855 \times 10^{-5} = 1,7 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

1.4 $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}] = 2,5 \times 10^{-12} =$

$= (2s)^2 \times s \Rightarrow s = 8,55 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

$$M(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 2 \times 107,87 + 52,00 + 4 \times 16,00 = 331,74 \text{ g mol}^{-1}$$

$$s = 0,855 \times 10^{-5} \times 331,74 = 2,84 \times 10^{-3} \text{ g dm}^{-3}$$

$$\frac{2,84 \times 10^{-3}}{1,0 \text{ dm}^3} = \frac{m_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}}{2,0 \text{ dm}^3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 5,68 \times 10^{-3} \text{ g} = 5,7 \text{ mg}$$

O valor máximo da massa de cromato de prata que é possível dissolver em 2,0 dm³ de água é 5,7 mg, pelo que não é possível dissolver totalmente 1,0 g do sal, a 25 °C, obtendo-se uma solução saturada com sólido depositado.

2. $\text{PbSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
 $K_s = |\text{Pb}^{2+}| \times |\text{SO}_4^{2-}| = 1,8 \times 10^{-8} \Leftrightarrow 1,8 \times 10^{-8} =$
 $= 1,0 \times 10^{-1} \times |\text{SO}_4^{2-}| \Rightarrow |\text{SO}_4^{2-}| = 1,8 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$
3. $m_{\text{sal sólido}} = m_{\text{sal sólido}} + \text{caixa de Petri} - m_{\text{caixa de Petri}} =$
 $= 59,185 - 59,122 = 0,063 \text{ g}$
 $n_{\text{BaF}_2} = \frac{0,063}{175,33} = 3,593 \times 10^{-4} \text{ mol} \Rightarrow$
 $\Rightarrow s_{\text{BaF}_2} = \frac{3,593 \times 10^{-4} \text{ mol}}{50,00 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 7,186 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 $\text{BaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$
 $K_s = |\text{Ba}^{2+}| \times |\text{F}^{-}|^2 = s \times (2s)^2 =$
 $= 7,186 \times 10^{-3} \times (2 \times 7,186 \times 10^{-3})^2 = 1,48 \times 10^{-6}$
4. $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
 $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$
 $Q = |\text{Ba}^{2+}| \times |\text{SO}_4^{2-}| = (1,0 \times 10^{-6})^2 = 1,0 \times 10^{-12} < K_s$
 A solução é insaturada e, para estes valores de concentração inicial, não ocorre precipitação do sal sulfato de bário.

5.1 PbI_2 .

- 5.2 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^{-}(\text{aq})$
 $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = [\text{Pb}^{2+}] = 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$
 $\text{KI}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}^{+}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq})$
 $n_{\text{KI}} = 0,20 \times 0,15 \times 10^{-3} = 3,00 \times 10^{-5} \text{ mol} = n_{\text{I}^{-}}$
 $[\text{I}^{-}] = \frac{3,00 \times 10^{-5}}{0,100} = 3,00 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$
 $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq})$
 $Q = |\text{Pb}^{2+}| \times |\text{I}^{-}|^2 = 0,010 \times (3,00 \times 10^{-4})^2 =$
 $= 9,0 \times 10^{-10} < K_s$
 A solução resultante é insaturada, pelo que não ocorre precipitação do sal iodeto de chumbo.

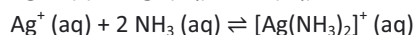
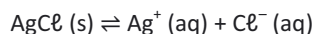
GRUPO III

- 1.1 (C) uma diminuição da concentração dos iões cálcio, Ca^{2+} , em solução.
 A concentração do sólido não varia, apesar de a sua massa aumentar. A concentração dos iões OH^{-} diminui, mas em menor quantidade do que a que foi adicionada, por isso a concentração desses iões, no novo estado de equilíbrio, é superior à do equilíbrio inicial.

1.2 (D) a solubilidade é maior em meio ácido do que em água, para uma mesma temperatura.

2.1 De acordo com os dados do gráfico verifica-se que à medida que a concentração de amoníaco na solução aumenta, a solubilidade do cloreto de prata aumenta.

A solubilidade do sal aumenta devido à formação do ião complexo, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{+}$, que contribui para a diminuição da concentração dos iões Ag^{+} em solução, alterando o equilíbrio de solubilidade no sentido da solubilização do sal, e assim aumentar a solubilidade do sal.



2.2 (B) da formação de iões complexos.



$$3.2 K_s = |\text{Cd}^{2+}| \times |\text{OH}^{-}|^2 = 1,8 \times 10^{-5} \times (2 \times 1,8 \times 10^{-5})^2 =$$

$$= 2,3 \times 10^{-14}$$

3.3 a) A adição de hidróxido de sódio contribui para o aumento da concentração dos iões hidróxido na solução, alterando o equilíbrio de solubilidade no sentido da precipitação do hidróxido de cádmio (efeito do ião comum), e assim diminuir a concentração dos iões cádmio na solução.

b) Desprezando a contribuição dos iões OH^{-} resultantes do equilíbrio de solubilidade, vem que

$$[\text{OH}^{-}]_{\text{adicionados}} = \frac{5,0 \times 10}{990 + 10} = 0,050 \text{ mol dm}^{-3}$$

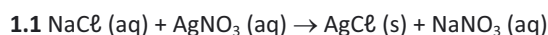
$$K_s = |\text{Cd}^{2+}| \times |\text{OH}^{-}|^2 = 2,3 \times 10^{-14} = |\text{Cd}^{2+}| \times 0,050^2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{Cd}^{2+}] = 9,2 \times 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$$

Devido ao efeito do ião comum conseguiu-se reduzir substancialmente a concentração dos iões cádmio nos efluentes da referida indústria.

Ficha global

GRUPO I

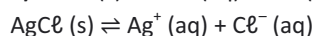
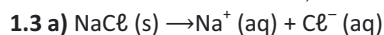


$$1.2 n_{\text{AgCl}} = \frac{1,15}{143,32} = 8,024 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow n_{\text{AgCl}} = n_{\text{NaCl}} =$$

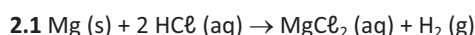
$$8,024 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 8,024 \times 10^{-3} \times 58,44 = 4,689 \times 10^{-1} \text{ g}$$

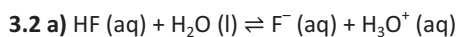
$$\text{Grau de pureza (\%)} = \frac{4,689 \times 10^{-1}}{0,500} \times 100 = 93,8\%$$



b) (C) Diminui com a dissolução de qualquer um dos sais.



257

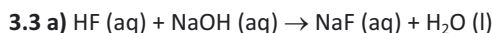


$$\frac{4,25}{100} = \frac{[\text{HF}]_{\text{ionizado}}}{[\text{HF}]_{\text{inicial}}} = \frac{[\text{HF}]_{\text{ionizado}}}{0,40} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{HF}]_{\text{ionizado}} = 0,017 \text{ mol dm}^{-3} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{HF}]_{\text{ionizado}} = 0,017 \text{ mol dm}^{-3} = [\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{b) } K_a = \frac{[\text{F}^-]_{\text{e}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{e}}}{[\text{HF}]_{\text{e}}} = \frac{0,017 \times 0,017}{0,40 - 0,017} = 7,5 \times 10^{-4}$$



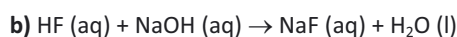
$$n_{\text{HF inicial}} = 0,025 \times 0,40 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH adicionado}} = 0,015 \times 0,40 = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol} =$$

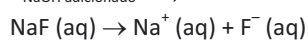
$$= n_{\text{HF que reagiu}}$$

$$n_{\text{HF que resta em solução}} = n_{\text{HF inicial}} - n_{\text{HF que reagiu}} =$$

$$= 1,00 \times 10^{-2} - 6,00 \times 10^{-3} = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



$$n_{\text{NaOH adicionado}} = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol} = n_{\text{NaF que se formou}}$$



$$n_{\text{NaF}} = n_{\text{F}^-} = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{F}^-] = \frac{6,00 \times 10^{-3}}{(25 + 15) \times 10^{-3}} = 0,15 \text{ mol dm}^{-3}$$

Considera-se desprezável a contribuição em iões F^- resultantes do equilíbrio de ionização do ácido que restou em solução.

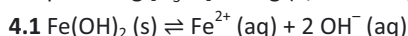
3.4 $K_s = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{F}^-]^2 \Leftrightarrow 7,1 \times 10^{-7} =$

$$= 1,50 \times 10^{-3} \times [\text{F}^-]^2 \Rightarrow [\text{F}^-] = 2,17 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$K_a = \frac{[\text{F}^-]_{\text{e}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{e}}}{[\text{HF}]_{\text{e}}} \Leftrightarrow 7,5 \times 10^{-4} = \frac{2,17 \times 10^{-2} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{e}}}{0,10} \Rightarrow$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,46 \times 10^{-3}$$

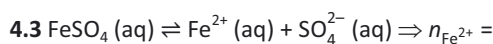
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (3,46 \times 10^{-3}) = 2,46$$



4.2 $s_{\text{Fe(OH)}_2} = 1,59 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 \Leftrightarrow K_s = s \times (2s)^2 =$$

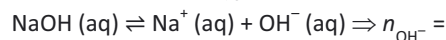
$$= 1,59 \times 10^{-5} \times (2 \times 1,59 \times 10^{-5})^2 = 1,6 \times 10^{-14}$$



$$= n_{\text{FeSO}_4 \text{ dissociado}}$$

$$n_{\text{FeSO}_4 \text{ dissociado}} = 0,050 \times 3,00 \times 10^{-3} =$$

$$= 1,50 \times 10^{-4} \text{ mol} = n_{\text{Fe}^{2+}}$$



$$= n_{\text{NaOH dissociado}}$$

$$n_{\text{NaOH dissociado}} = 0,050 \times 4,00 \times 10^{-6} =$$

$$= 2,0 \times 10^{-7} \text{ mol} = n_{\text{OH}^-}$$

$$[\text{Fe}^{2+}]_{\text{na mistura}} = \frac{1,50 \times 10^{-4}}{0,100} = 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{na mistura}} = \frac{2,00 \times 10^{-7}}{0,100} = 2,00 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$Q = [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 = 1,50 \times 10^{-3} \times (2,00 \times 10^{-6})^2 =$$

$$= 6,00 \times 10^{-15} < K_s$$

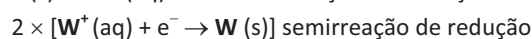
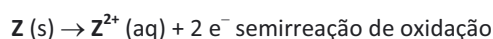
Não ocorre formação de precipitado.

4.4 O Fe(OH)_2 é mais solúvel numa solução ácida do que em água, pois a presença de ácidos favorece a dissolução, isto é, a formação dos iões Fe^{2+} e OH^- , aumentando a solubilização do sal.

4.5 (D) o zinco tem maior poder redutor do que o ferro.

5.1 (C) **W, Z, X, Y.** Apenas **X** e **Y** são capazes de reduzir o hidrogénio, deslocando-o do ácido clorídrico, mas **Y** consegue reduzir os catiões de **X, W** e **Z**, ou seja, tem maior poder redutor que **X**; **Z** apenas reduz os catiões de **W**.

5.2



Resolução dos testes sobre as Atividades Laboratoriais

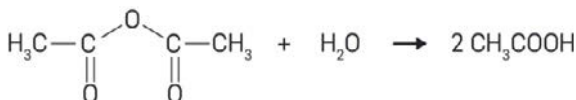
Teste sobre a AL 1.1 – Síntese do ácido acetilsalicílico

Domínio 1: Equilíbrio químico

Subdomínio 1.1 Aspetos quantitativos das reações químicas

1.1 (B) ... água fria ... ácido acético.

A adição de água fria, nesta etapa, à mistura reacional contribui para a precipitação do ácido acetilsalicílico (solúvel em água quente, mas pouco solúvel em água fria) e poderá reagir com o anidrido acético que esteja em excesso, dando origem à formação de ácido acético (ver reação a seguir). Devido à sua volatilidade, o ácido acético é facilmente detetado pelo seu cheiro característico.



1.2.1 (C) Decantação, filtração e secagem.

1.2.2 Filtração por vácuo (ou filtração a pressão reduzida ou filtração por sucção).

1.2.3 O ácido acetilsalicílico é solúvel em água quente, mas pouco solúvel em água fria; por isso, a lavagem dos cristais formados deve ser feita com água fria, de modo a que a possibilidade de solubilização dos cristais seja mínima.

1.3 O ácido sulfúrico atua como catalisador da reação.

1.4 (D) o quarto está associado a riscos ambientais.

2.1 $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \rightarrow \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

$$n_{\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} = \frac{m}{M} = \frac{5,00}{138,13} \Rightarrow n_{\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} = 3,62 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\rho_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3} = \frac{m}{V} = 1,08 \text{ g cm}^{-3} \Rightarrow m_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3} = 1,08 \times 7 = 7,56 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3} = \frac{7,56}{102,1} = 7,40 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

O reagente limitante é o ácido salicílico.

2.2 $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \rightarrow \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Economia atômica (%) =

$$\frac{m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}}}{m_{\text{total de átomos nos reagentes}}} \times 100$$

$$m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}} = 9 \times 12,01 + 8 \times 1,01 + 4 \times 16,00 = 180,17 \text{ g}$$

$$m_{\text{total de átomos dos reagentes}} = (7 \times 12,01 + 6 \times 1,01 + 3 \times 16,00) + (4 \times 12,01 + 6 \times 1,01 + 3 \times 16,00) = 240,23 \text{ g}$$

$$\text{Economia atômica (\%)} = \frac{180,17}{240,23} \times 100 = 75\%$$

2.3 $\frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{1 \text{ mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = \frac{3,62 \times 10^{-2} \text{ mol}}{n_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4}} \Rightarrow n_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 3,62 \times 10^{-2} \text{ mol}$

$$\Rightarrow m_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 3,62 \times 10^{-2} \times 180,17 = 6,52 \text{ g}$$

$$\eta(\%) = \frac{m_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ obtido}}}{m_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ previsto}}} \times 100 = \frac{4,50}{6,52} \times 100 = 69,0\%$$

2.4 A reação pode ter sido incompleta, podem ter existido reações secundárias em que se formam produtos diferentes do pretendido, e também podem ocorrer possíveis perdas de produto nos processos de transferência, como, por exemplo, perda de massa de cristais de ácido acetilsalicílico na filtração.

Teste sobre a AL 1.2 – Efeito da concentração no equilíbrio químico

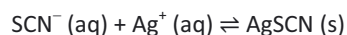
Domínio 1: Equilíbrio químico

Subdomínio 1.2: Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

1.1 a) A perturbação introduzida consiste no aumento da concentração dos iões Fe^{3+} (reagente) o que implica a evolução do sistema reacional no sentido do consumo de Fe^{3+} e SCN^- , formando-se $[\text{FeSCN}]^{2+}$, até atingir de novo um estado de equilíbrio. Assim, a cor vermelha da solução será mais intensa.

A reação direta é favorecida com o aumento momentâneo da concentração dos iões Fe^{3+} no sistema reacional. No entanto, a diminuição da concentração desses iões, até se atingir um novo estado de equilíbrio, é inferior ao aumento introduzido no sistema, pelo que a concentração de Fe^{3+} , no novo estado de equilíbrio, é superior à do equilíbrio inicial.

b) A perturbação introduzida consiste na diminuição da concentração dos iões SCN^- em solução, pois os iões Ag^+ , da solução de nitrato de prata adicionada, reagem com os iões tiocianato, de acordo com a seguinte equação química:

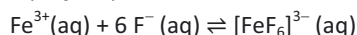


A formação do precipitado (branco) de tiocianato de prata remove iões SCN^- do sistema reacional o que implica a evolução do sistema no sentido da formação Fe^{3+} e SCN^- , consumindo-se $[\text{FeSCN}]^{2+}$, até atingir de novo um estado de equilíbrio. Assim, a cor vermelha da solução será muito menos intensa.

A reação inversa é favorecida com a diminuição da concentração dos iões SCN^- no sistema reacional. Assim, a concentração Fe^{3+} , no novo estado de equilíbrio, é superior à do equilíbrio inicial.

c) A perturbação introduzida consiste na diminuição da concentração dos iões Fe^{3+} em solução, pois a adição de NaF (s), à mistura reacional, conduz à presença de iões fluoreto, F^- , em solução, que

reagem com os iões Fe^{3+} , de acordo com a seguinte equação química:



A formação do ião complexo $[\text{FeF}_6]^{3-}$ remove iões Fe^{3+} do sistema reacional o que implica a evolução do sistema no sentido da formação Fe^{3+} e SCN^{-} , consumindo-se $[\text{FeSCN}]^{2+}$, até se atingir de novo um estado de equilíbrio. Assim, a cor vermelha da solução será muito menos intensa.

A reação inversa é favorecida com a diminuição da concentração dos iões Fe^{3+} no sistema reacional. No entanto, o aumento da concentração desses iões, até se atingir um novo estado de equilíbrio, é inferior à diminuição provocada pela reação com os iões fluoreto, pelo que a concentração de Fe^{3+} , no novo estado de equilíbrio, é inferior à do equilíbrio inicial.

1.2 As posições da 1.^a linha funcionam como branco (ou controlo). As soluções de $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ permanecem inalteradas para servirem como termo de comparação, para que seja mais fácil verificar as mudanças de cor nas soluções sujeitas a alterações.

1.3 A realização em pequena escala (ou microescala) permite utilizar quantidades reduzidas de reagentes, o que tem as vantagens de:

- diminuir o risco associado à manipulação de reagentes perigosos;
- facilitar a eliminação de resíduos;
- diminuir custos.

$$1.4 \quad K_c = \frac{[\text{FeSCN}]^{2+}_e}{[\text{Fe}^{3+}]_e \times [\text{SCN}^{-}]_e} = \frac{9,22 \times 10^{-4}}{3,91 \times 10^{-2} \times 8,02 \times 10^{-5}} = 294$$

$$294 = \frac{[\text{FeSCN}]^{2+}_e}{6,27 \times 10^{-3} \times 3,65 \times 10^{-4}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{FeSCN}]^{2+}_e = 6,73 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

2.1 (C) t_2 e t_1 .

2.2 (B) inversa ... exotérmica.

De acordo com o gráfico, a reação inversa é favorecida, pois a concentração dos reagentes aumenta e a concentração do produto da reação diminui. Um aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, o que neste caso é a reação inversa. Consequentemente, a reação direta (de formação de $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$) é exotérmica.

2.3 A adição de NaSCN (aq) irá aumentar a concentração de iões SCN^{-} em solução.

$$Q_c = \frac{[\text{FeSCN}]^{2+}}{[\text{Fe}^{3+}] \times [\text{SCN}^{-}]} < K_c$$

Como $Q_c < K_c$, a reação evolui no sentido direto, com o consequente aumento da quantidade do

produto da reação e diminuição das quantidades dos reagentes.

Teste sobre a AL 2.1 – Constante de acidez

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

Subdomínio 2.1: Reações ácido-base

$$1. \quad \overline{\text{pH}} = \frac{2,91+2,87+2,92}{3} = 2,90$$

pH	Módulo do desvio = $ \text{pH} - \overline{\text{pH}} $
2,91	0,01
2,87	0,03
2,92	0,02

Resultado da medição de pH:

$$\text{pH} = \overline{\text{pH}} \pm |\delta \text{máx.}| = 2,90 \pm 0,03.$$

2.

Solução	$[\text{CH}_3\text{COOH}] / \text{mol dm}^{-3}$	pH	$\overline{\text{pH}}$
A	0,10	2,91	a) 2,90
		2,87	
		2,92	
B	0,010	3,41	b) 3,40
		3,39	
		3,40	
C	0,0010	3,89	c) 3,88
		3,85	
		3,90	
D	0,00010	4,41	d) 4,39
		4,36	
		4,40	

$$3. \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_A = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,90} = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_B = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,40} = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_C = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,88} = 1,32 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_D = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,39} = 4,07 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$4. \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_e; [\text{CH}_3\text{COOH}]_e \approx [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{inicial}}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_e}$$

Solução	$[\text{CH}_3\text{COOH}]_e / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{H}_3\text{O}^+]_e / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e / \text{mol dm}^{-3}$	K_a
A	0,10	a) $1,26 \times 10^{-3}$	b) $1,26 \times 10^{-3}$	c) $1,59 \times 10^{-5}$
B	0,010	d) $3,98 \times 10^{-4}$	e) $3,98 \times 10^{-4}$	f) $1,58 \times 10^{-5}$
C	0,0010	g) $1,32 \times 10^{-4}$	h) $1,32 \times 10^{-4}$	i) $1,74 \times 10^{-5}$
D	0,00010	j) $4,07 \times 10^{-5}$	k) $4,07 \times 10^{-5}$	l) $1,66 \times 10^{-5}$

$$5. \quad \overline{K_a} = \frac{K_{aA} + K_{aB} + K_{aC} + K_{aD}}{4} = \frac{1,59 \times 10^{-5} + 1,58 \times 10^{-5} + 1,74 \times 10^{-5} + 1,66 \times 10^{-5}}{4}$$

$$\overline{K_a} = 1,64 \times 10^{-5}$$

$$6. \quad \text{Erro relativo (\%)} = \frac{|K_{a\text{exp.}} - K_{a\text{tabelado}}|}{K_{a\text{tabelado}}} \times 100\% =$$

$$= \frac{|1,64 \times 10^{-5} - 1,75 \times 10^{-5}|}{1,75 \times 10^{-5}} \times 100 = 6,3\%$$

- 7.1 (C) a percentagem de ionização de um ácido fraco depende da sua concentração inicial.
- 7.2 (B) $0,00010 \text{ mol dm}^{-3}$.

Teste sobre a AL 2.2 – Titulação ácido-base

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

Subdomínio 2.1: Reações ácido-base

- 1.1 (D) pipeta ... no erlenmeyer.
- 1.2 $\text{Ba(OH)}_2 (\text{aq}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{BaCl}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- 1.3 (C) o ácido e a base estão presentes em quantidades estequiométricas.
- 1.4 a) $V_{\text{titulante}} = 20 \text{ cm}^3$.
- b) $\text{pH}_{\text{HCl}} = 1,30 \Rightarrow [\text{HCl}] = 10^{-1,30} = 0,0501 \text{ mol dm}^{-3}$
 $n_{\text{HCl adicionado até p.e.}} = c \times V = 0,0501 \times 0,020 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 $\frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{n_{\text{Ba(OH)}_2}}{1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}} \Rightarrow n_{\text{Ba(OH)}_2} = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$
 $[\text{Ba(OH)}_2]_{\text{inicial}} = \frac{5,00 \times 10^{-4}}{0,020} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$
- c) O gráfico mostra que o pH variou bruscamente de 3,2 para 10,8, na vizinhança do ponto de equivalência. A fenolftaleína é o indicador adequado à deteção da proximidade do ponto de equivalência, uma vez que a zona de viragem deste indicador está contida no intervalo de valores de pH que corresponde à zona de variação brusca de pH na vizinhança do ponto de equivalência.
- d) (B) a mudança de cor ocorre muito depois do ponto de equivalência.
- 2.1 O volume de titulante, ou seja de solução de ácido fórmico, necessário para atingir o ponto de equivalência é o mesmo, 20 cm^3 . A reação envolvida na titulação é uma reação de neutralização, isto é, no ponto de equivalência a base e o ácido estão em proporções estequiométricas, pelo que a reação é completa. Como a quantidade de base que reage é igual nas duas situações, a quantidade de ácido também deve ser igual, independentemente de ser um ácido forte ou fraco.
- 2.2 Na primeira titulação fez-se reagir uma base forte (Ba(OH)_2) com um ácido forte (HCl), restando no ponto de equivalência os iões Ba^{2+} e Cl^- que não reagem com a água, e os iões provenientes da autoionização da água, pelo que o pH no ponto de equivalência é 7, a 25°C .
 Na segunda titulação fez-se reagir uma base forte (Ba(OH)_2) com um ácido fraco (HCOOH), restando no ponto de equivalência os iões Ba^{2+} e HCOO^- . Os iões HCOO^- ($K_b > K_w$) reagem com a água formando iões OH^- , pelo que o pH no ponto de equivalência é superior a 7, a 25°C .

Teste sobre a AL 2.3 – Série eletroquímica

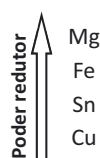
Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

Subdomínio 2.2: Reações de oxidação-redução

GRUPO I

1. Forma e tamanho dos pedaços de metal, concentração e volume (igual número de gotas) das soluções utilizadas.
- 2.1 Cobre. Não reagiu com nenhum dos catiões, o que significa que é o que tem menor capacidade para se oxidar e, consequentemente, menor capacidade para reduzir os catiões metálicos presentes nas soluções utilizadas, ou seja, menor capacidade para ceder eletrões.
- 2.2 Magnésio. Reagiu com todos os catiões, o que significa que é o que tem maior capacidade para se oxidar e, consequentemente, maior capacidade para reduzir os catiões metálicos presentes nas soluções utilizadas, ou seja, maior capacidade para ceder eletrões.
- 3.1 Mg^{2+} . Não reagiu com nenhum dos metais, o que significa que é o que tem menor capacidade para oxidar os metais utilizados e, consequentemente para sofrer redução, ou seja, para receber eletrões.
- 3.2 Cu^{2+} . Reagiu com todos os metais, o que significa que é o que tem maior capacidade para oxidar os metais utilizados e, consequentemente para sofrer redução, ou seja, para receber eletrões.

4.



- 5.1 $\text{Mg} (\text{s}) + \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Fe} (\text{s})$
 $\text{Mg} (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cu} (\text{s})$
 $\text{Mg} (\text{s}) + \text{Sn}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Sn} (\text{s})$
- 5.2 $\text{Fe} (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cu} (\text{s})$
 $\text{Fe} (\text{s}) + \text{Sn}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{Sn} (\text{s})$
- 5.3 $\text{Sn} (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cu} (\text{s})$
6. Apenas o cobre pode ser utilizado como recipiente para guardar qualquer uma das soluções usadas, pois seria o único dos metais utilizados a não sofrer corrosão, uma vez que não reagiu com nenhum dos iões dos outros metais presentes em solução.

GRUPO II

1. (C) (a) e (b).
2. (a) $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$
 (b) $\text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd} (\text{s})$
3. (B) Al^{3+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Ag^+

Teste sobre a AL 2.4 – Temperatura e solubilidade de um soluto sólido em água

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

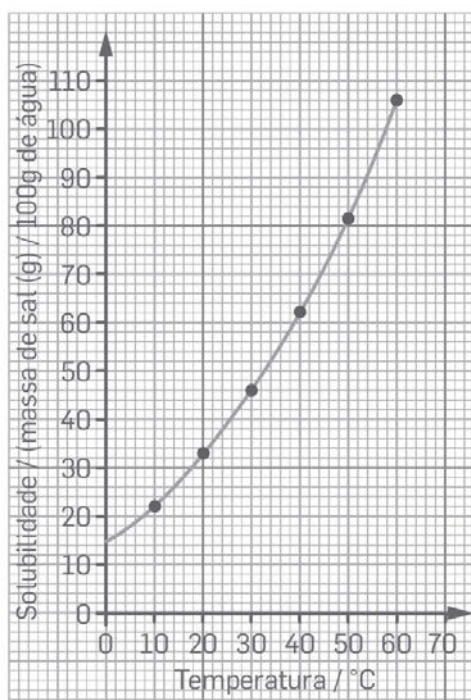
Subdomínio 2.3: Soluções e equilíbrio de solubilidade

1. $\pm 0,01$ g.

2.

$m(\text{KNO}_3) / \text{g}$	$T / ^\circ\text{C}$	Solubilidade / (g de KNO_3 /100 g de água)
2,20	10	a) 22,0
3,30	20	b) 33,0
4,60	30	c) 46,0
6,20	40	d) 62,0
8,10	50	e) 81,0
10,60	60	f) 106,0

3.



4.1 $s = (44 ^\circ\text{C}) = 68 \text{ g (KNO}_3\text{)}/100 \text{ g de água}.$

4.2 $T = 25 ^\circ\text{C} \Rightarrow s = 40 \text{ g (KNO}_3\text{)}/100 \text{ g de água}$

$$M(\text{KNO}_3) = 101,11 \text{ g mol}^{-1} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{KNO}_3} = \frac{40}{101,11} = 0,396 \text{ mol}$$

$$m_{\text{solução}} = 40 + 100 = 140 \text{ g} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_{\text{solução}} = \frac{m}{\rho} = \frac{140}{1,17} = 120 \text{ cm}^3$$

$$s = \frac{0,396}{120 \times 10^{-3}} = 3,3 \text{ mol dm}^{-3}$$

4.3 $T = 54 ^\circ\text{C}.$

4.4 $T = 54 ^\circ\text{C} \Rightarrow s = 90 \text{ g (KNO}_3\text{)}/100 \text{ g de água}$

$$\% (\text{m/m}) = \frac{m_{\text{KNO}_3}}{m_{\text{solução}}} \times 100 = \frac{90}{90 + 100} \times 100 = 47\%$$

4.5 $T = 54 ^\circ\text{C} \Rightarrow s = 90 \text{ g (KNO}_3\text{)}/100 \text{ g de água}$

$T = 25 ^\circ\text{C} \Rightarrow s = 40 \text{ g (KNO}_3\text{)}/100 \text{ g de água}$

$$m_{\text{precipitado}} = 90 - 40 = 50 \text{ g (KNO}_3\text{)}$$

$$\% (\text{m/m}) = \frac{m_{\text{precipitado}}}{m_{\text{KNO}_3 \text{ dissociado a } 90 ^\circ\text{C}}} \times 100 = \frac{50}{90} \times 100 = 56\%$$

5. $T = 50 ^\circ\text{C} \Rightarrow s = 81 \text{ g (KNO}_3\text{)}/100 \text{ g de água}$

$$\text{erro percentual } (\%) = \frac{|81 - 75|}{75} \times 100 = 8,0\%$$

Resolução dos Mini Testes

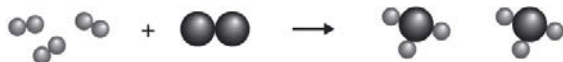
Miniteste 1 – Aspectos quantitativos das reações químicas

Domínio 1: Equilíbrio químico

GRUPO I

1. (C) 2 g de S + 3 g de O₂ → 2 g de SO₃

2. (B)



3. (D) 7,8 mol

$$\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol CO}_2} = \frac{2,6 \text{ mol}}{n_{\text{CO}_2}} \Rightarrow n_{\text{CO}_2} = 7,8 \text{ mol}$$

GRUPO II

1. (C) ... é o reagente cuja quantidade condiciona a quantidade de produtos formados.

(D) ... não existe se os reagentes se encontrarem nas proporções estequiométricas.

2. (B) 0,04 mol de Mg reagem com 0,08 mol de Cl₂. De acordo com a estequiometria da reação, 1 : 1, a quantidade de magnésio tem que ser inferior à de cloro, para que seja o reagente limitante.

3.1 (A) 10 moles de Fe (s), sendo o CO (g) o reagente limitante.

$$\text{Fe}_2\text{O}_3: \frac{10 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 10$$

$$\text{CO}: \frac{15 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 5 \Rightarrow \text{o CO é o reagente limitante}$$

$$\frac{3 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol Fe}} = \frac{15 \text{ mol}}{n_{\text{Fe}}} \Rightarrow n_{\text{Fe}} = 10 \text{ mol}$$

3.2 (C) 15 kg

$$\eta(\%) = \frac{m_{\text{Fe obtido}}}{m_{\text{Fe previsto}}} \times 100 \Rightarrow m_{\text{Fe previsto}} = \frac{8,4 \text{ kg}}{0,80} = 10,5 \text{ kg}$$

$$\frac{1 \times 159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{2 \times 55,85 \text{ g Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{10,5 \times 10^3 \text{ g}} \Rightarrow m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 15 \text{ kg}$$

3.3 (B) 19 kg

$$\text{Grau de pureza (\%)} = \frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{m_{\text{hematite}}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{\text{hematite}} = \frac{15 \text{ kg}}{0,80} = 18,75 = 19 \text{ kg}$$

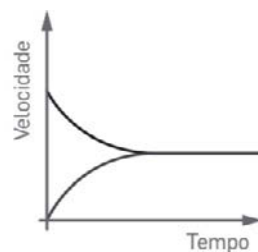
Miniteste 2 – Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

Domínio 1: Equilíbrio químico

GRUPO I

1. (C) as concentrações de reagentes e produtos serem iguais.

2. (B)



3. (D) A (g) + 2 C (g) ⇌ 2 B (g)

GRUPO II

$$1.1 \text{ (A)} K_c = \frac{[\text{CH}_4]_e \times [\text{H}_2\text{O}]_e}{[\text{CO}]_e \times [\text{H}_2]_e^3}$$

$$1.2 \text{ (B)} K_c = \frac{(0,83 \times 0,2) \times (3 \times 0,83 \times 0,2)^3}{(0,17 \times 0,2)^2}$$

O que restou de reagentes no equilíbrio corresponde a 17% da quantidade inicial.

$$[\text{CH}_4]_e = [\text{H}_2\text{O}]_e = \frac{0,17 \times 1,0}{5,0} = 0,17 \times 0,2 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{CO}]_e = \frac{0,83 \times 1,0}{5,0} = 0,83 \times 0,2 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_2]_e = 3 \times [\text{CO}]_e = 3 \times \frac{0,83 \times 1,0}{5,0} =$$

$$= 3 \times 0,83 \times 0,2 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$K_c = \frac{(0,83 \times 0,2) \times (3 \times 0,83 \times 0,2)^3}{(0,17 \times 0,2)^2}$$

1.3 (D) não depende ... extensão ... varia

1.4 (C) A extensão da reação aumenta com o aumento da temperatura.

Os valores da constante de equilíbrio diminuem com o aumento da temperatura, pelo que a extensão da reação diminui.

2. (A) direta ao equilíbrio ... inversa ao equilíbrio.

3. (D) a [N₂O₄] diminui e a [NO₂] aumenta.

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{1,5^2}{1,5} = 1,5 \Rightarrow Q_c < K_c$$

A reação direta é a predominante até o sistema reacional atingir um estado de equilíbrio, pelo que a concentração de N₂O₄ vai diminuir e a de NO₂ vai aumentar até se estabelecer o equilíbrio.

Miniteste 3 – Reações ácido-base

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

GRUPO I

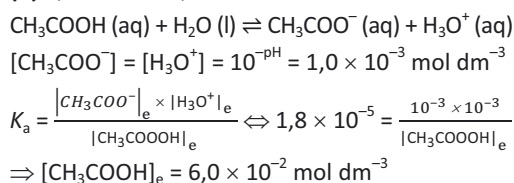
1. (D) [OH⁻] > 1,0 × 10⁻⁷ mol dm⁻³.

2. (C) de pH = 3 para pH = 1.

3. (A) 1,0 × 10⁻⁹ mol dm⁻³.

GRUPO II

- (C) igual número de iões H_3O^+ e de iões OH^- .
- 1 (B) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$
- 2 (B) A 50 °C a reação de autoionização da água é mais extensa do que a 25 °C.
A constante de equilíbrio, K_w , é maior a 50 °C, pelo que a reação de autoionização da água é mais extensa a 50 °C.
 $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = (2,34 \times 10^{-7})^2 = 5,5 \times 10^{-14}$
- 3 (A) pH = 6,6, se a solução for neutra.
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 2,34 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow \text{pH} = \text{pOH}$
 $\text{pH} = -\log(2,34 \times 10^{-7}) = 6,6$
- 3.1 (D) A água atua como ácido na reação I. e como base na reação II..
- 3.2 (C) $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$
4. (B) completamente ... parcialmente
- 5.1 (D) pH_I , pH_{II} , pH_{III} .
- 5.2 (C) $1,0 \times 10^{-3}$ e $6,0 \times 10^{-2}$.



Miniteste 4 – Reações de oxidação-redução

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

GRUPO I

- (D) o alumínio é a espécie oxidada, pois combinou-se com o oxigénio.
- (B) KMnO_4 .
- 3.1 (D) a espécie reduzida é simultaneamente o agente oxidante.
- 3.2 a) (C) +5 ... +1.
b) (B) N_2O_4
c) (A) Hg^{2+}
- (C) é oxidado, e o seu número de oxidação aumenta.


GRUPO II

- (D) $3 \text{ CuO}(\text{s}) + 2 \text{ NH}_3(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{s}) + 3 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{N}_2(\text{g})$
- (A) as semirreações de oxidação e de redução ocorrem simultaneamente.
- (C) A massa e a carga elétrica.
- 4.1 (D) o poder redutor do Fe (s) é maior do que o poder redutor do Cu (s).
- 4.2 (B) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$

Miniteste 5 – Soluções e equilíbrio de solubilidade

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos

GRUPO I

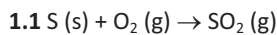
- (D) a máxima quantidade de soluto que se pode dissolver num determinado volume de água, a uma dada temperatura e pressão.
 - (C)
- 
- (B) Ao arrefecer de 40 °C para 20 °C uma solução que contém inicialmente 40,0 g de KCl em 100 g de água haverá precipitação de cerca de 6,0 g de KCl.
 - (D) A solubilidade do KBr é maior do que a do KCl, à mesma temperatura.

GRUPO II

- (A) $s(\text{CaCO}_3)$, $s(\text{PbSO}_4)$, $s(\text{MgCO}_3)$, $s(\text{CaSO}_4)$
Quanto menor for o produto de solubilidade, K_s , menor será a respetiva solubilidade, s , uma vez que todos os sais se dissociam formando iões na mesma proporção (neste caso 1:1).
- (B) $2,3 \times 10^{-14}$.
 $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ OH}^-(\text{aq})$
 $K_s = [\text{Zn}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 = 1,8 \times 10^{-5} \times (2 \times 1,8 \times 10^{-5})^2 = 2,3 \times 10^{-14}$
- (C) $2,5 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$.
 $\text{FeS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$
 $K_s = [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}] = s \times s \Rightarrow s = \sqrt{6,3 \times 10^{-18}} = 2,5 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$
- (B) forma-se um precipitado porque $Q_c > K_s$.
 $[\text{Pb}^{2+}]_{\text{inicial na mistura}} = \frac{0,20 \times V}{2V} = 0,10 \text{ mol dm}^{-3} = [\text{Cl}^-]_{\text{inicial na mistura}}$
 $\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Cl}^-(\text{aq})$
 $Q = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{Cl}^-]^2 = 0,10 \times 0,10^2 = 1,0 \times 10^{-3} > K_s$
- (D) uma diminuição da concentração dos iões OH^- e um aumento da concentração dos iões Mg^{2+} .

Resolução dos testes sumativos

GRUPO I



1.2.1 $\frac{4 \text{ mol FeS}_2}{8 \text{ mol SO}_2} = \frac{n_{\text{FeS}_2}}{50 \times 10^3 \text{ mol SO}_2} \Rightarrow$

$\Rightarrow n_{\text{FeS}_2} = 2,50 \times 10^4 \text{ mol}$

$n_{\text{FeS}_2} = \frac{m_{\text{FeS}_2}}{M_{\text{FeS}_2}}; M_{\text{FeS}_2} =$

$= M_{\text{Fe}} + 2 \times M_{\text{S}} = 55,85 + 2 \times 32,07 =$

$= 119,99 \text{ g mol}^{-1}$

$m_{\text{FeS}_2} = 2,50 \times 10^4 \times 119,99 = 3,0 \times 10^6 \text{ g} = 3,0 \text{ t}$

1.2.2 $\frac{11 \text{ mol O}_2}{8 \text{ mol SO}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{50 \times 10^3 \text{ mol SO}_2} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = 6,88 \times 10^4 \text{ mol} \Rightarrow$

$\Rightarrow n_{\text{O}_2} = 6,88 \times 10^4 \times 32,00 = 2,20 \times 10^6 \text{ g}$

$\rho_{\text{O}_2} = 0,70 \text{ g dm}^{-3} \Rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{2,20 \times 10^6}{0,70} =$

$= 3,14 \times 10^6 \text{ dm}^3$

$V_{\text{ar}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{0,21} = \frac{3,14 \times 10^6}{0,21} = 1,5 \times 10^7 \text{ dm}^3$

1.2.3 $n_{\text{SO}_2} = 50 \text{ kmol}$

$n_{\text{O}_2 \text{ inicial}} = 1,6 \times n_{\text{O}_2 \text{ que reagiu}} = 1,10 \times 10^5 \text{ mol} \Rightarrow$

$\Rightarrow n_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2 \text{ inicial}} - n_{\text{O}_2 \text{ que reagiu}} =$

$= 4,12 \times 10^4 \text{ mol} = 41,2 \text{ kmol}$

$n_{\text{N}_2} = \frac{1,10 \times 10^5 \times 0,79}{0,21} = 4,14 \times 10^5 \text{ mol} = 414 \text{ kmol}$

$x_{\text{SO}_2} = \frac{50}{50+41,2+414} = \frac{50}{505,2} = 0,099$

$x_{\text{O}_2} = \frac{41,2}{50+41,2+414} = \frac{41,2}{505,2} = 0,082$

$x_{\text{N}_2} = \frac{414}{50+41,2+414} = \frac{414}{505,2} = 0,819$

2. $n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{100 \times 10^3}{310,18} = 3,224 \times 10^2 \text{ mol}$

$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{200 \times 10^3}{98,09} = 2,039 \times 10^3 \text{ mol}$

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 : \frac{3,224 \times 10^2}{1} = 322 \text{ H}_2\text{SO}_4 : \frac{2,039 \times 10^3}{3} = 680$

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ é o reagente limitante

$\frac{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{2 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} = \frac{3,224 \times 10^2 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{n_{\text{H}_3\text{PO}_4}} \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{PO}_4} =$

$= 6,45 \times 10^2 \text{ mol}$

3. $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{4,5 \times 10^6}{98,09} = 4,59 \times 10^4 \text{ mol}$

$\frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{CaO}}}{4,59 \times 10^4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \Rightarrow n_{\text{CaO}} =$

$= 4,59 \times 10^4 \text{ mol} \Rightarrow m_{\text{CaO}} = 4,59 \times 10^4 \times 56,08 =$

$= 2,57 \times 10^6 \text{ g}$

$\eta (\%) = 50\% \Rightarrow 50 = \frac{4,59 \times 10^4 \text{ mol CaO}}{n_{\text{CaO prevista}}} \times 100 \Rightarrow$

$\Rightarrow n_{\text{CaO prevista}} = 9,18 \times 10^4 \text{ mol}$

$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} = \frac{n_{\text{CaCO}_3}}{9,18 \times 10^4 \text{ mol CaO}} \Rightarrow n_{\text{CaCO}_3} =$

$= 9,18 \times 10^4 \text{ mol} \Rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = 9,18 \times 10^4 \times 100,09 =$

$= 9,19 \times 10^6 \text{ g}$

$m_{\text{calcário}} = \frac{9,19 \times 10^6}{0,80} = 1,1 \times 10^7 \text{ g} = 11 \text{ t}$

GRUPO II

1. (C).

2. Curva B.

Um aumento de temperatura aumenta a velocidade das reações direta e inversa, atingindo-se o equilíbrio mais rapidamente.

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, que neste caso, é a reação inversa.

Conclui-se, assim, que o aumento da temperatura do sistema em equilíbrio conduz a uma diminuição da quantidade de $\text{SO}_3(g)$, sendo a curva B a que representa esta situação.

3. (B).

4.1 $n_{\text{SO}_2 \text{ que reagiu}} = 0,32 \times 0,805 = 0,258 \text{ mol}$

	SO_2	O_2	SO_3
Início	0,32	0,17	—
Variação	$-2x = -0,258$	$-x = -0,129$	$+2x = 0,258$
Equilíbrio	$0,32 - 0,258 = 0,062$	$0,17 - 0,129 = 0,041$	0,258

$[\text{SO}_2]_e = 0,062 \text{ mol dm}^{-3}; [\text{O}_2]_e = 0,041 \text{ mol dm}^{-3};$

$[\text{SO}_3]_e = 0,258 \text{ mol dm}^{-3}$

$K_c = \frac{[\text{SO}_3]_e^2}{[\text{SO}_2]_e^2 \times [\text{O}_2]_e} = \frac{0,258^2}{0,062^2 \times 0,041} = 4,2 \times 10^2$

4.2 (D).

4.3.1 Se a concentração de $\text{O}_2(g)$ aumentar o quociente da reação será menor do que a constante de equilíbrio, $Q = \frac{[\text{SO}_3]_e^2}{[\text{SO}_2]_e^2 \times [\text{O}_2]_e} < K_c$. O sistema deixa de estar em equilíbrio e o quociente da reação irá aumentar até igualar o valor da constante de equilíbrio à temperatura de 700°C , sendo a reação direta favorecida até se atingir um novo estado de equilíbrio.

4.3.2 (C).

5. (A).

6. (C).

GRUPO III

1.1 $m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}} =$

$= 2 \times (2 \times 12,01 + 16,00 + 4 \times 1,01) = 88,12 \text{ g}$

$m_{\text{total de átomos nos reagentes}} = 2 \times (2 \times 12,01 + 5 \times 1,01 + 16,00 + 35,45) + 40,08 + 2 \times (1,01 + 16,00) = 235,14 \text{ g}$

$\text{Economia atômica} (\%) = \frac{m_{\text{átomos de reagentes incorporados no produto final}}}{m_{\text{total de átomos nos reagentes}}} \times$

$\times 100 = \frac{88,12}{235,14} \times 100 = 37,5\%$

1.2 Este processo de produção do óxido de etileno não pode ser considerado um processo «verde», pois não aplica os princípios da «química verde». A economia atômica é muito baixa, o que significa que o grau de incorporação dos átomos dos reagentes no produto desejado foi muito baixo e há produção de resíduos (CaCl_2 e H_2O).

2. Neste processo de produção a economia atômica é de 100%, o que significa que todos os átomos dos reagentes foram incorporados no produto desejado, pelo que não deu origem à formação de resíduos. O reagente O_2 é um recurso renovável e não é perigoso.

Teste de avaliação 2

GRUPO I

- 1.1 (D), pois as amostras da cidade C são as únicas que têm pH inferior ao da água da chuva normal (cerca de 5,6).
- 1.2.1 (C), por ser a água que tem o mais baixo valor de pH.
- 1.2.2 (B). $pH = 5,5 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5,5} = 3,16 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$
Aumento de acidez de 150% $\Rightarrow [H_3O^+] = 3,16 \times 10^{-6} \times 2,5 = 7,9 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$
 $pH = -\log [H_3O^+] = -\log (7,9 \times 10^{-6}) = 5,1$
- 1.3.1 (B). Como a autoionização da água é um processo endotérmico, a diminuição de temperatura reduz a quantidade de iões H_3O^+ em solução, pelo que o pH da água aumenta.
- 1.3.2 $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10,0 \times 10^{-14}$
 $[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow 10,0 \times 10^{-14} = [H_3O^+]^2 \Rightarrow [H_3O^+] = 3,16 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$
 $pH = -\log [H_3O^+] = -\log (3,16 \times 10^{-7}) = 6,5$
2. $CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)$
 $H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$
A presença dos iões H_3O^+ formados na reação do dióxido de carbono com a água é responsável pela acidez da água da chuva.
- 3.1 Quanto menor é o valor de pH de uma solução maior é a concentração em H_3O^+ dessa solução. Se o pH da solução de HNO_3 é menor, significa que a concentração em H_3O^+ desta solução é maior do que na solução de ácido nítrico.
Assim, como as duas soluções têm a mesma concentração, pode-se concluir que a ionização do HNO_3 é mais extensa que a ionização do HNO_2 , pelo que o ácido nítrico é um ácido mais forte que o ácido nítrico.

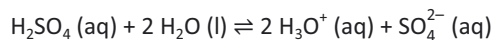
3.2 $K_b = \frac{K_w}{K_{aHNO_2}}$
 $[HNO_2]_{\text{inicial}} = [HNO_3] = 10^{-pH} = 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$
 $HNO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$
 $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,15} = 7,08 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 $[H_3O^+] = [NO_2^-] = 7,08 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 $K_a = \frac{[NO_2^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[HNO_2]_e} = \frac{7,08 \times 10^{-3} \times 7,08 \times 10^{-3}}{10^{-1} - 7,08 \times 10^{-3}} =$

$$= 5,4 \times 10^{-4} \Rightarrow K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{5,4 \times 10^{-4}} = 1,8 \times 10^{-11}$$

4. $m_{CaCO_3 \text{ que reagiu}} = 35,0 \times 0,95 = 33,25 \text{ g} \Rightarrow$

$$\Rightarrow n_{CaCO_3} = \frac{33,25}{100,09} = 0,332 \text{ mol}$$

$$n_{H_2SO_4 \text{ que reagiu}} = n_{CaCO_3} = 0,332 \text{ mol}$$



$$[H_3O^+] = \frac{2 \times 0,332}{200} = 3,32 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow pH = 2,5$$

GRUPO II

1. NH_4^+/NH_3 e H_2O/OH^-
2. (A).
- 3.1 $pH = 11 \Rightarrow pOH = 14 - 11 = 3 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 $[NH_4^+] = [OH^-] = 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 $K_b = \frac{[NH_4^+]_e \times [OH^-]_e}{[NH_3]_e} \Leftrightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{[NH_3]_e} \Rightarrow [NH_3]_e = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$
- 3.2 $NH_3(aq) + HNO_3(aq) \rightarrow NH_4NO_3(aq)$
 $n_{NH_3 \text{ que reagiu}} = 5,7 \times 10^{-2} \times 0,100 = 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol} = n_{HNO_3 \text{ que reagiu}}$
 $c = \frac{n_{HNO_3 \text{ que reagiu}}}{V_{HNO_3}} \Rightarrow V_{HNO_3} = \frac{5,7 \times 10^{-3}}{0,10} = 5,7 \times 10^{-2} \text{ dm}^3 = 57 \text{ cm}^3$

GRUPO III

- 1.1 (C). A solução fica alaranjada para valores de pH compreendidos entre 3,2 e 4,4, ou seja, para soluções ligeiramente ácidas, que não é o caso do H_2SO_4 (ácido forte), nem do $NaOH$ (base forte), nem do Na_2SO_4 (sal de caráter neutro). O NH_4Cl em solução dissocia-se em Cl^- e NH_4^+ , reagindo este último com a água formando iões H_3O^+ responsáveis pelo caráter ligeiramente ácido da solução.
- 1.2 (B).
 $[OH^-]_A = 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow pOH = 5 \Rightarrow pH = 9$
 $[OH^-]_B = 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow pOH = 11 \Rightarrow pH = 3$
 $[OH^-]_C = 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow pOH = 3 \Rightarrow pH = 11$
 $[OH^-]_D = 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow pOH = 7 \Rightarrow pH = 7$
- 2.1 a) Vermelha. Na experiência I, predomina o caráter ácido, dado que a quantidade de ácido é maior do que a quantidade de base e a estequiometria da reação é de 1 : 1.
b) Amarela. Na experiência III, predomina o caráter básico, dado que a quantidade de base é maior do que a quantidade de ácido e a estequiometria da reação é de 1 : 1.

- 2.2** Laranja. A solução apresenta caráter neutro, pois resulta da mistura de volumes iguais, de um ácido forte com uma base forte, de iguais concentrações, ou seja, iguais quantidades de ácido e de base, e a estequiometria da reação é de 1 : 1.

Teste de avaliação 3

Grupo I

- 1.1 (B).**
- 1.2** Da análise do gráfico conclui-se que, a 50 °C, a massa de nitrato de potássio que, no máximo, se pode dissolver em 100 g de água é 75 g. Se se adicionarem 80 g de nitrato de potássio à água, a 50 °C, ficarão cerca de 5 g de sal por dissolver. A presença de sal sólido indica que se verifica equilíbrio de solubilidade entre o soluto sólido e a solução saturada de soluto.
- 1.3** De acordo com o gráfico a solubilidade do sulfato de sódio diminui com o aumento da temperatura, ou seja, a dissolução do sulfato de sódio é exotérmica. Assim, um aumento de temperatura favorece o processo endotérmico, ou seja, a precipitação do sal.
- 2.1** $\text{Mg(OH)}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$
- 2.2** $n_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{1,3 \times 10^{-6}}{24,31} = 5,35 \times 10^{-8} \text{ mol} \Rightarrow [\text{Mg}^{2+}] = 5,35 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$
 $K_s = [\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 = 7,1 \times 10^{-12} \Rightarrow 7,1 \times 10^{-12} = 5,35 \times 10^{-8} \times [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1,15 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = -\log (1,15 \times 10^{-2}) = 1,94 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1,94 = 12,06$

Ocorrerá precipitação do hidróxido de magnésio, a 25 °C, para valores de pH $\geq 12,1$

- 2.3 (D).**

- 3.1** $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$
 $Q_c = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}] = 1,0 \times 10^{-2} \times 2,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-5} > K_s$
 Como $Q_c > K_s$, no instante em que se procedeu à mistura das duas soluções começou a formar-se precipitado. Assim, inicialmente a reação de formação do carbonato de cálcio sólido (reação inversa) vai ser a predominante até que as concentrações dos iões cálcio e carbonato, presentes na solução, tenham diminuído o suficiente para que o valor de Q_c iguale o de K_s e o sistema fique em equilíbrio.

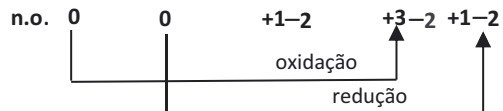
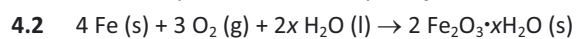
3.2 $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}] = s \times s \Rightarrow 4,5 \times 10^{-9} = s^2 \Rightarrow s = 6,71 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$
 $M_{\text{CaCO}_3} = 100,09 \text{ g mol}^{-1} \Leftrightarrow s = 6,71 \times 10^{-5} \times 100,09 = 6,7 \times 10^{-3} \text{ g dm}^{-3}$

- 3.3.1** A adição de HCl (aq) à solução contida no tubo I conduz a uma diminuição da concentração dos iões carbonato com libertação de dióxido de carbono, o que, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, favorece a reação direta, isto é, a solubilização do carbonato de cálcio.
- 3.3.2** A adição de Na_2CO_3 (sal muito solúvel) à solução contida no tubo II conduz ao aumento da concentração dos iões carbonato, o que, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, favorece a reação inversa (efeito do ião comum), ou seja, a formação de mais precipitado.

GRUPO II

- 1.1** As moedas de ouro.
 Um metal sofre corrosão quando, num processo eletroquímico, perde eletrões, transformando-se num ião positivo. Como o ouro tem menor poder redutor (menos reativo) do que a prata e o cobre, oxida-se mais dificilmente, ou seja, dificilmente cede eletrões.
- 1.2** O poder redutor do cobre é superior ao da prata e o desta é superior ao do ouro. A um maior poder redutor do metal corresponde um menor poder oxidante (menor capacidade para sofrer redução) dos respetivos iões, pelo que o poder oxidante dos iões Cu^{2+} é menor do que o poder oxidante dos iões Ag^+ e o destes é inferior ao dos iões Au^{3+} .
- 2. (A).**
- 3.1** Hidrogénio.
- 3.2** De acordo com os resultados obtidos, o metal **B** é o menos reativo, pois não se verifica qualquer reação entre o metal e a solução de ácido clorídrico.
 O metal **A** é o mais reativo, pois é o que reage em maior extensão com a solução de ácido clorídrico, uma vez que se verifica uma maior libertação de bolhas gasosas.
 Assim, pode-se concluir que o poder redutor do metal **B** é menor do que o poder redutor do metal **C** e o deste é inferior ao do metal **A**.
- 3.3 (C).**
- 4.1 (D).** O zinco é o metal que tem maior poder redutor, o que significa que tem maior propensão

para ser oxidado do que o ferro. Daí que seja o metal ideal para ser usado na proteção do ferro.



$\Delta \text{ n.o. (Fe)} = (+3 - 0) = +3 \Rightarrow$ oxidação (aumenta o nº de oxidação, perde eletrões)

$\Delta \text{ n.o. (O)} = (-2 - 0) = -2 \Rightarrow$ redução (diminui o nº de oxidação, ganha eletrões).

Respostas às questões das Atividades do Novo 11Q

Atividade: Monóxido de nitrogénio – um poluente persistente (pág. 46)

1. O valor de K_c a 25 °C é muito baixo ($K_c = 4,5 \times 10^{-31}$) o que justifica a pequena extensão da reação de formação do monóxido de nitrogénio
2. $K_c = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e \times [\text{O}_2]_e} \Leftrightarrow [\text{NO}]_e = \sqrt{K_c \times [\text{N}_2]_e \times [\text{O}_2]_e} = \sqrt{1,2 \times 10^{-4} \times 4 \times 0,054 \times 0,054} \Rightarrow [\text{NO}]_e = 0,0012 \text{ mol dm}^{-3}$
3. $K'_c = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{4,5 \times 10^{-31}} = 2,2 \times 10^{30}$; este valor é muito elevado, ou seja, a reação é muito extensa.

Atividade: Simulações computacionais e equilíbrio químico (pág. 52)

1. a) $[\text{N}_2]$, e $[\text{H}_2]$ diminui e $[\text{NH}_3]$ aumentou.
b) Aumentou.
c) Velocidade microscópica Reagentes-Produtos: diminuiu.
Velocidade microscópica Produtos-Reagentes: aumentou até ambas terem o mesmo valor no equilíbrio.
2. a) A reação direta será favorecida.
b) $[\text{N}_2]$ diminui e $[\text{NH}_3]$ aumenta.
c) $Q_c < K_c$ no instante da alteração aumentando a partir daí até atingir K_c .
3. a) A reação inversa será favorecida.
b) $Q_c > K_c$ no instante da alteração diminuindo a partir daí até atingir K_c .
4. a) A reação inversa será favorecida.
b) K_c diminuiu.

Atividade: O efeito de ácidos e a poluição atmosférica (pág. 102)

1. Observa-se a formação de um gás e o desaparecimento da casca do ovo.
2. O desaparecimento da casca do ovo resulta da reação do carbonato de cálcio (principal constituinte da casca) com os iões H_3O^+ em solução (resultantes da ionização do ácido acético em água). Como produto desta reação resulta também a formação de dióxido de carbono.
3. O mármore é constituído, principalmente, por carbonato de cálcio que, em contacto com os iões H_3O^+ presentes na chuva ácida, irá decompor-se, tal como a casca do ovo, de acordo com a equação química (1).
4. (C).
5. $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{CaO} (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{CaSO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} (\text{s})$
6. a) Exploração mineira.
b) Uso de hidrogénio como combustível.

Atividade: Combustível solar, um novo conceito? (pág. 127)

1. O CO_2 , como espécie reduzida, é um recetor de eletrões.
2. $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$;
 $\Delta \text{n.o.}(\text{H}) = 0 - 1 = -1$ (diminuição do n.o., redução);
 $\Delta \text{n.o.}(\text{O}) = 0 - (-2) = +2$ (aumento do n.o., oxidação)
A reação referida é uma reação de oxidação-redução pois existe uma variação do número de oxidação dos elementos envolvidos.
3. A equação (1) representa uma oxidação (H_2O a O_2) e a transformação destacada no texto representa uma redução (H^+ a H_2).
4. Na equação (2) o CO_2 é **oxidado** a **O_2** e a água é **reduzida** a **H_2** .

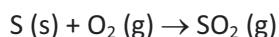
Atividade: A grafite e o grafeno no tratamento da água! (pág. 166)

1. (B).
2. Massa de mercúrio na água ao fim de 24 h: $m(\text{Hg}) = 0,05 \times 50 \times 10^{-6} = 2,5 \times 10^{-6} \text{ g} = 2,5 \text{ } \mu\text{g}$
3. Nanotecnologia
4. O texto refere que o grafeno, em particular o óxido de grafeno, pode solucionar o problema da poluição da água quando contaminada por metais pesados como, por exemplo, cádmio, mercúrio e chumbo, por adsorção destes metais à superfície porosa do óxido de grafeno. É também referido que se prevê a possibilidade de colocar moléculas, dentro dos poros do óxido de grafeno, com grande capacidade de ligação aos iões dos metais pesados. Assim, a ligação entre os iões e as moléculas permitirá remover esses poluentes na forma de iões complexos.

Critérios específicos de classificação do Teste 1

Grupo I

1.1 8 pontos



1.2.1 12 pontos

Etapas de resolução:

A) Determinação da quantidade de FeS_2 (s)

que é necessário utilizar ($n = 2,50 \times 10^4$ mol) 6 pontos

B) Determinação da massa de FeS_2 (s) ($m = 3,0$ t) 6 pontos

1.2.2 12 pontos

Etapas de resolução:

A) Determinação da massa de O_2 (g)

que é necessário utilizar ($m = 2,20 \times 10^6$ g) 6 pontos

B) Determinação do volume de ar ($V = 1,5 \times 10^7$ dm³) 6 pontos

1.2.3 16 pontos

Etapas de resolução:

A) Determinação da quantidade de O_2 (g)

na mistura gasosa obtida ($n = 4,12 \times 10^4$ mol) 6 pontos

B) Determinação da quantidade de N_2 (g)

na mistura gasosa obtida ($n = 4,14 \times 10^5$ mol) 5 pontos

C) Determinação das frações molares de SO_2 (g); O_2 (g) e N_2 (g)

na mistura gasosa obtida ($x_{\text{SO}_2}=0,099$; $x_{\text{O}_2}=0,082$; $x_{\text{N}_2}=0,819$) 5 pontos

2. 12 pontos

Etapas de resolução:

A) Determinação da quantidade de Ca_3PO_4 (s) ($n = 3,224 \times 10^2$ mol) 3 pontos

B) Determinação da quantidade de H_2SO_4 (aq) ($n = 2,039 \times 10^3$ mol) 3 pontos

C) Identificação do reagente limitante (Ca_3PO_4 (s)) 3 pontos

D) Determinação da quantidade de H_3PO_4 (aq)

formada na reação ($n = 6,45 \times 10^2$ mol) 3 pontos

3. 16 pontos

Etapas de resolução:

A) Determinação da quantidade mínima de CaO (s) necessária para reagir com o ácido derramado ($n = 4,59 \times 10^4$ mol) 5 pontos

B) Cálculo da quantidade de CaO (s) que se obteria se o rendimento fosse 100% ($n = 9,18 \times 10^4$ mol) 4 pontos

C) Cálculo da quantidade de CaCO_3 (s) que é necessário fazer reagir ($n = 9,18 \times 10^4$ mol) 4 pontos

D) Determinação da massa de calcário necessária ($m = 11$ t) 3 pontos

Grupo II

1. (C) 8 pontos

2. 16 pontos

Tópicos de referência:

A) O aumento de temperatura aumenta a velocidade com que o equilíbrio é atingido.

B) Um aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, o que significa que a reação inversa é favorecida.

C) Assim, a quantidade de SO_3 (g) diminui, sendo a curva B a que representa a situação.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
6	A resposta integra os três tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	16
5	A resposta integra os três tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	13
4	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	10
3	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	8
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	5
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

3. (B) 8 pontos

4.1 16 pontos

Etapas de resolução:

A) Cálculo da quantidade de SO_2 (g) no equilíbrio ($n = 0,062$ mol) 4 pontos

B) Cálculo das quantidades de O_2 (g) e SO_3 (g)
no equilíbrio ($n = 0,041$ mol; $n = 0,258$ mol) 8 pontos

C) Determinação da constante de equilíbrio da reação considerada,
à temperatura de 700°C ($K_c = 4,2 \times 10^2$) 4 pontos

4.2 (D) 8 pontos

4.3.1 12 pontos

Tópicos de referência:

A) O quociente da reação será menor do que a constante de equilíbrio, devido ao aumento da concentração de O_2 (g) (reagente), o que significa que a reação direta é favorecida.

B) Assim, o quociente da reação irá aumentar até igualar o valor da constante de equilíbrio à temperatura de 700°C .

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

4.3.2 (C) 8 pontos

5. (A) 8 pontos

6. (C) 8 pontos

Grupo III

1.1 8 pontos

37,5%

1.2 12 pontos

Tópicos de referência:

A) A economia atómica é muito baixa, o que significa que o grau de incorporação dos átomos dos reagentes no produto desejado foi muito baixo.

B) Há produção de resíduos (CaCl_2 e H_2O), este processo de produção do óxido de etileno não aplica os princípios da «química verde».

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

2. 12 pontos

Tópicos de referência:

A) A economia atómica é de 100%, o que significa que todos os átomos dos reagentes foram incorporados no produto desejado.

B) Não há formação de resíduos, o reagente O_2 (g) é um recurso renovável e não é perigoso.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

Critérios específicos de classificação do Teste 2

Grupo I

1.1 (D) 8 pontos

1.2.1 (C) 8 pontos

1.2.2 (B) 8 pontos

1.3.1 (B) 8 pontos

1.3.2 12 pontos

Etapas de resolução:

A) Determinação de K_w à temperatura de 60 °C ($K_w = 10,0 \times 10^{-14}$) 3 pontos

B) Cálculo da concentração hidrogeniónica a 60 °C ($[H_3O^+] = 3,16 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$) 5 pontos

C) Determinação do pH da amostra pura de água a essa temperatura (pH = 6,5) 4 pontos

2 12 pontos

Tópicos de referência:

A) Escrita das duas equações químicas

B) A presença dos iões H_3O^+ formados na reação do dióxido de carbono com a água é responsável pela acidez da água da chuva.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

3.1 12 pontos

Tópicos de referência:

- A)** Menor valor de pH de uma solução implica maior concentração em H_3O^+ ,
o que significa que na solução de HNO_3 a concentração hidrogeniônica é maior.
- B)** Como as concentrações das duas soluções são iguais, conclui-se que o ácido nítrico
é um ácido mais forte do que o ácido nitroso, uma vez que a ionização do HNO_3
é mais extensa do que a do HNO_2 .

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

3.2 16 pontos

Etapas de resolução:

- A)** Determinação da concentração inicial de HNO_2 ($[\text{HNO}_2(\text{aq})] = 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$) 4 pontos
- B)** Cálculo da concentração de H_3O^+ e de NO_2^- na solução de ácido nitroso
($[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = 7,08 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$) 4 pontos
- C)** Cálculo de K_a para o ácido nitroso ($K_a = 5,4 \times 10^{-4}$) 4 pontos
- D)** Determinação de K_b para o ião NO_2^- ($K_b = 1,8 \times 10^{-11}$) 4 pontos

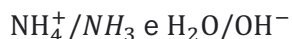
4 16 pontos

Etapas de resolução:

- A)** Determinação da quantidade de carbonato de cálcio que reagiu ($n = 0,332 \text{ mol}$) 4 pontos
- B)** Determinação da quantidade de ácido sulfúrico que reagiu, com base na estequiometria
da reação ($n = 0,332 \text{ mol}$) 3 pontos
- C)** Cálculo da concentração hidrogeniônica, com base na estequiometria da reação
de ionização do ácido sulfúrico em água ($c = 3,32 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$) 6 pontos
- D)** Determinação do pH da água da chuva ($\text{pH} = 2,5$) 3 pontos

Grupo II

1 8 pontos



2. (A) 8 pontos

3.1 16 pontos

Etapas de resolução:

A) Cálculo da concentração de OH^- na solução aquosa de amoníaco

($[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$) 6 pontos

B) Determinação da concentração de NH_4^+ com base na estequiometria

da reação de ionização do amoníaco ($[\text{NH}_4^+] = 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$) 4 pontos

C) Cálculo de concentração de amoníaco não ionizado ($c = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$) 6 pontos

3.2 16 pontos

Etapas de resolução:

A) Cálculo da quantidade de amoníaco neutralizada ($n = 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$) 5 pontos

B) Determinação da quantidade de ácido usado na neutralização,

com base na estequiometria da reação de neutralização ($n = 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$) 6 pontos

C) Determinação do volume de ácido usado na neutralização ($V = 57 \text{ cm}^3$) 5 pontos

Grupo III

1.1 (C) 8 pontos

1.2 (B) 8 pontos

2.1 a) 12 pontos

Tópicos de referência:

A) A estequiometria da reação é de 1 : 1, o que significa que na experiência I, predomina o caráter ácido, uma vez que a quantidade de ácido é maior do que a quantidade de base.

B) Conclui-se, assim, que a cor do indicador em meio ácido é vermelha.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

2.1 b) **12 pontos**

Tópicos de referência:

A) A estequiometria da reação é de 1 : 1, o que significa que na experiência III, predomina o caráter básico, uma vez que a quantidade de base é maior do que a quantidade de ácido.

B) Conclui-se, assim, que a cor do indicador em meio básico é amarela.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

2.2 **12 pontos**

Tópicos de referência:

A) A estequiometria da reação é de 1 : 1, o que significa que a solução apresenta caráter neutro uma vez que a quantidade de base é igual à quantidade de ácido.

B) Conclui-se, assim, que a cor do indicador é laranja.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

Critérios específicos de classificação do Teste 3

Grupo I

1.1 (B) 8 pontos

1.2 12 pontos

Tópicos de referência:

- A)** Verifica-se, a partir do gráfico, que a solubilidade do nitrato de potássio, a 50 °C, é de 75 g/100 g de água, o que significa que quando se adicionam 80 g de sal ficarão 5 g por dissolver.
- B)** Conclui-se, assim, que há equilíbrio de solubilidade, uma vez que se verifica a presença de sal sólido em equilíbrio com a solução saturada, à temperatura referida.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

1.3 12 pontos

Tópicos de referência:

- A)** Verifica-se, a partir do gráfico, que a solubilidade do sulfato de sódio diminui à medida que a temperatura aumenta, o que significa que a dissolução do sulfato de sódio é exotérmica.
- B)** Um aumento de temperatura favorece o processo endotérmico, conclui-se, assim, que há precipitação do sal.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

- 2.1** **8 pontos**
- $\text{Mg(OH)}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$
- 2.2** **16 pontos**
- Etapas de resolução:
- A)** Cálculo da concentração em íões Mg^{2+} na solução saturada
 $(c = 5,35 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3})$ 4 pontos
- B)** Cálculo da concentração em íões OH^- na solução saturada
 $(c = 1,15 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3})$ 7 pontos
- C)** Cálculo do valor de pH a partir do qual ocorrerá precipitação
 de Mg(OH)_2 ($\text{pH} \geq 12,1$) 5 pontos
- 2.3 (D)** **8 pontos**
- 3.1** **12 pontos**
- Etapas de resolução:
- A)** Determinação do quociente da reação ($Q_c = 2,0 \times 10^{-5}$) 5 pontos
- B)** Conclui-se, assim, que $Q_c > K_s$, pelo que a reação evolui
 no sentido da formação de carbonato de cálcio sólido (sentido inverso),
 com a consequente diminuição das concentrações dos íões cálcio e carbonato 7 pontos
- 3.2** **12 pontos**
- Etapas de resolução:
- A)** Determinação da solubilidade do carbonato de cálcio,
 a 25°C ($s = 6,71 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$) 7 pontos
- B)** Determinação da massa de carbonato de cálcio ($m = 6,7 \times 10^{-3} \text{ g dm}^{-3}$) 5 pontos
- 3.3.1** **16 pontos**
- Tópicos de referência:
- A)** A adição de HCl (aq) à solução saturada contida no tubo I conduz a uma diminuição
 da concentração dos íões carbonato com libertação de dióxido de carbono.
- B)** De acordo com o Princípio de Le Châtelier, a diminuição da concentração dos íões carbonato
 (produto da reação), no sistema em equilíbrio, favorece a reação direta.
- C)** Assim, a solubilização do carbonato de cálcio aumenta.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
6	A resposta integra os três tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	16
5	A resposta integra os três tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	13
4	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	10
3	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	8
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	5
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

3.3.2 16 pontos

Tópicos de referência:

- A)** A adição de Na_2CO_3 (sal muito solúvel) à solução contida no tubo **II** conduz ao aumento da concentração dos iões carbonato.
- B)** De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento da concentração dos iões carbonato (produto da reação), no sistema em equilíbrio, favorece a reação inversa.
- C)** Assim, a solubilização do carbonato de cálcio diminui, e conseqüentemente forma-se mais precipitado.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
6	A resposta integra os três tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	16
5	A resposta integra os três tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	13
4	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	10
3	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	8
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	5
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

Grupo II

1.1 12 pontos

Tópicos de referência:

- A)** As moedas de ouro ter-se-ão encontrado em melhor estado, o que significa que praticamente não terão sofrido corrosão.
- B)** O ouro é o que apresenta menor poder redutor (menos reativo), o que significa que se oxida mais dificilmente, isto é, dificilmente cede eletrões. Consequentemente, não sofre corrosão.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

1.2 12 pontos

Tópicos de referência:

- A)** A um maior poder redutor do metal corresponde um menor poder oxidante (menor capacidade para sofrer redução) dos respetivos iões.
- B)** Conclui-se, assim, que o poder oxidante dos iões Cu^{2+} é menor do que o poder oxidante dos iões Ag^+ e o destes é inferior ao dos iões Au^{3+} .

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
4	A resposta integra os dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	12
3	A resposta integra os dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	9
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	6
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

2. (A) 8 pontos

3.1 8 pontos

Hidrogénio.

3.2 16 pontos

Tópicos de referência:

- A) O metal B é o menos reativo, uma vez que não se verifica qualquer reação entre o metal e a solução de ácido clorídrico.
- B) O metal A é o mais reativo, o que significa que reage em maior extensão com a solução de ácido clorídrico, verificando-se uma maior libertação de bolhas gasosas.
- C) Conclui-se, assim, que o poder redutor do metal B é menor do que o poder redutor do metal C e o deste é inferior ao do metal A.

Níveis	Descritores do nível de desempenho	Pontuação
6	A resposta integra os três tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	16
5	A resposta integra os três tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	13
4	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com organização coerente dos conteúdos e linguagem científica adequada.	10
3	A resposta integra apenas dois tópicos de referência com falhas na organização dos conteúdos ou na utilização da linguagem científica.	8
2	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com linguagem científica adequada.	5
1	A resposta integra apenas um dos tópicos de referência com falhas na utilização da linguagem científica.	3

3.3 (C) 8 pontos

4.1 (D) 8 pontos

4.2 8 pontos

$\Delta \text{n.o. (Fe)} = (+3 - 0) = +3 \Rightarrow$ oxidação (aumenta o nº de oxidação, perde eletrões)

$\Delta \text{n.o. (O)} = (-2 - 0) = -2 \Rightarrow$ redução (diminui o nº de oxidação, ganha eletrões)

Bibliografia sobre química

- ALMEIDA, B. F. (2004) Fundamentos de Química Orgânica e Inorgânica, Lisboa, Edições Sílabo
- ALMEIDA, G. (2002) Sistema Internacional de Unidades (SI), Grandezas e Unidades Físicas – terminologia, símbolos e recomendações, 3.^a edição, Lisboa, Plátano Editora
- AMORIM DA COSTA, A. (1994), Da Transmutabilidade e Simplicidade da Água.
Química – Boletim da SPQ, 52, 16-23
- ATKINS, P., PAULA, J. (2012) Físico-Química, 9.^a edição, Rio de Janeiro, LTC Editora
- ATKINS, P. (2011) Físico-Química – Fundamentos, 5.^a Edição, Rio de Janeiro, LTC Editora
- BAIRD, C. (2002) Química Ambiental, 2.^a edição, Porto Alegre, Bookman
- BROWN, HOLME (2006), Chemistry for Engineering Students, Belmont, Thomson-Brooks/Cole
- BROWN, T. L., LEMAY, H. E., BURSTEN, B. E., BURDGE, J. R. (2005) Química – a Ciência Central, São Paulo, Pearson Prentice Hall
- BURTON, G., HOLMAN, J., LAZONBY, J., PILLING, G. WADDINGTON, D. (2000) Salters Advanced Chemistry – Chemical Ideas, 2.^a edição, Oxford, Heinemann Educational Publishers
- BURTON, G., HOLMAN, J., LAZONBY, J., PILLING, G. WADDINGTON, D. (2000) Salters Advanced Chemistry – Chemical Storylines, 2.^a edição, Oxford, Heinemann Educational Publishers
- CALADO, J. (2012) Haja Luz! Uma história da química através de tudo, Lisboa, IST – Instituto Superior Técnico
- CAVALEIRO, A. M. (2004) Química Inorgânica Básica, 3.^a Edição, Aveiro, Universidade de Aveiro
- COTARDIÈRE, P. (2012) História das Ciências – Volume II: Física e Química, Lisboa, Edições Texto & Grafia
- Dicionário de Química (2005) Lisboa, Texto Editores
- ESCOVAL, M. T. (2010) A Acção da Química na Nossa Vida, Lisboa, Editorial Presença
- EVANS, W., LEWIS, R. (2014) Química, 4.^a Edição, Lisboa, Nova Guanabara
- GARRITZ, A., CHAMIZO J. A. (2002) Química, São Paulo, Pearson Education do Brasil
- GOLDSBY, K., CHANG, R. (2012) Química, 11.^a edição, Lisboa, McGraw Hill
- JONES, L., ATKINS, P. W. (2011) Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente, 5.^a Edição, Porto Alegre, Bookman
- KOTZ, TREICHEL, WEAVER (2006), Chemistry & Chemical Reactivity, 6th ed., Belmont, Thomson-Brooks/Cole
- PERUZZO, T. M. (2007) Química na Abordagem do Cotidiano 1: Química Geral e Inorgânica, 4.^a Edição, São Paulo, Moderna
- VAITSMAN, E. P., VAITSMAN, D. S. (2006) Química & Meio Ambiente: Ensino Contextualizado, Rio de Janeiro, Interciência
- WEDLER, G. (2001) Manual de Química Física, 4.^a Edição, Lisboa, Fundação Calouste Gulbenkian

Bibliografia sobre Trabalho Laboratorial

- HARRIS, D. (2001), Análise Química Quantitativa, 5.^a ed., Rio de Janeiro, LTC Editores
- HARRIS, D. (2012) Análise Química Quantitativa, 8.^a Edição, Rio de Janeiro, LTC Editora
- HARRIS, D. (2011) Explorando a Química Analítica, 4.^a Edição, Rio de Janeiro, LTC Editora
- HARVEY, D. (2000) Modern Analytical Chemistry, Boston, McGrawHill
- HOLLER, F. et al. (2006) Fundamentos de Química Analítica, Rio de Janeiro, Thomson Learning
- IGSON, S. (2003) Analytical Chemistry, Oxford, Oxford University Press
- MENDHAN, J. et al. (2002) Vogel – Análise Química Quantitativa, 6.^a edição, Rio de Janeiro, LTC Editores
- NEDER, A. V. F., BESSLER, K. E. (2004) Química em Tubos de Ensaio: Uma abordagem para principiantes, São Paulo, Edgard Blucher
- NEVES, M., ARNÁIZ, F., PIKE, R. (2000) Química a Microscala – uma solução para um problema crítico, Revista Química, 80, 32-34
- SIMÕES, J. A. M., et al. (2000) Guia do Laboratório de Química e Bioquímica, Lisboa, Lidel – Edições Técnicas

Bibliografia sobre Ensino

CARVALHO, P. S., FERREIRA, A. J., PAIVA, J., SOUSA, A. S. (2012) Ensino Experimental das Ciências: Um guia para professores do ensino secundário Física e Química, 2.^a edição, Porto, U. Porto Editorial

DUSCHL, R. (2015) Conferência Learning Science and the Nature of Science in Three-Part Harmony, Conselho Nacional de Educação, 2 de março:
http://www.cnedu.pt/content/iniciativas/seminarios/Richard_Duschl_CNE_2_marco_2015.pdf

FERNANDES, D. (2005) Avaliação das Aprendizagens: Desafios às Teorias, Práticas e Políticas, Texto Editores

LEITE, L. (2001) Contributos para uma Utilização mais Fundamentada do Trabalho Laboratorial no Ensino das Ciências, Cadernos Didáticos de Ciências, Volume 1, 79-97

BATES, A.W. (TONY)(2015). Teaching in a Digital Age: Guidelines for designing teaching and learning for a digital age
<http://opentextbc.ca/teachinginadigitalage/>

DIAS, A. A. SILVA, P. FELICIANO, A. L. ROCHA, M. NEVES, F. CORREIA, CARDOSO, E. & GOULART, A. (2014) Governação & Práticas de e-Learning em Portugal. Guimarães: TecMinho/ Centro e-Learning
<http://www.panoramaelearning.pt/wp-content/uploads/2014/11/Governa%C3%A7%C3%A3o-e-Pr%C3%A1ticas-360Panorama-eLearning-2014.pdf>

EILKS, I. & HOFSTEIN, A. (Eds.). (2013) Teaching Chemistry – A Studybook: A Practical Guide and Textbook for Student Teachers, Teacher Trainees and Teachers, Rotterdam: Sense Publishers

PHILLIPS, D. C., SOLTIS, J. F. (2009) Perspectives on Learning, New York, Teachers College Press.

R. S. C. (2000), Classic Chemistry Experiments (compiled by Kevin Hutchings), London, The Royal Society of Chemistry

Sítios na internet

Acid-basic Titration:
<http://users.skynet.be/eddy/titratie.swf>

Chemical Equilibrium:
http://highered.mheducation.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::800::600::/sites/dl/free/0023654666/117354/Equil_Nav.swf::Equilibrium%20Simulation

Go-Lab: <http://www.golabz.eu/>

IAVE – Instituto de Avaliação Educativa, I. P.:
<http://iave.pt/np4/home>

Le Chatelier's Principle:
<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/lechv17.swf>

LearnChemistry: Enhancing learning and teaching (Royal Society of Chemistry) –
<http://www.rsc.org/learn-chemistry/>

O Mocho – Portal de Ensino das Ciências e da Cultura Científica: <http://www.mocho.pt/>

Pedagogia da Química Verde – Educação para a Sustentabilidade:
<http://pedagogiadaquimicaverde.fc.up.pt/>

PhET Interactive simulations:
<http://phet.colorado.edu/>

QualAr – Base de dados online sobre a qualidade do ar: <http://qualar.apambiente.pt/?page=2>

Science Education Portal:
<http://portal.scienceintheclassroom.org/>

Simulações e Animações Concetuais no Ensino da Física e da Química:
<http://simulfq.blogspot.pt/>

Sociedade Portuguesa de Química:
<http://www.spq.pt/>

The Interactive Lab Primer – A visual guide to common laboratory techniques:
<http://www.chem-ilp.net/index.htm>

The Interactive Lab Primer – Acid-Base Indicators Simulation: <http://www.chem-ilp.net/labTechniques/AcidBaseIndicatorSimulation.htm>

Vídeos para o ensino das ciências:
<https://sites.google.com/site/videosfq/>

World Library of Science:
<http://www.nature.com/wls>

Em <http://www.texto.pt/pt/menu/?id=7> encontram-se *links* atualizados para um conjunto de sítios relacionados com a componente de Química do Programa de Física e Química A do 10.º/11.º ano, muitos deles sugeridos no próprio Programa.

NOVO 11 Q

CADERNO DE APOIO AO PROFESSOR

AMOSTRA NÃO COMERCIALIZÁVEL

 www.leya.com	 www.texto.pt	978-111-11-4019-9 
--	---	--



	
www.leyaeducacao.com	