

## 5. PREVISÃO DA OCORRÊNCIA DE REACÇÕES REDOX:

Para prever a ocorrência espontânea de uma dada reacção basta consultar uma tabela de potenciais de eléctrodo e deduzir qual a espécie que tem maior capacidade de se reduzir, ou seja maior poder oxidante.

Para a reacção:



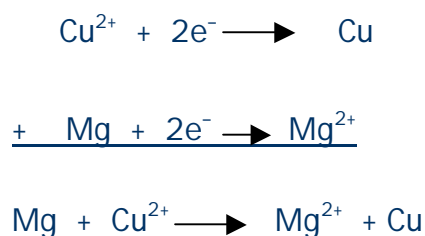
Como saber o sentido para a qual a ocorrência é espontânea?

Na **Tabela de Potenciais Normais de Redução**, temos:

$$\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,337 \text{ V} \quad \text{e} \quad \varepsilon^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$$

Sem dúvida que o par  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ , tem maior potencial de eléctrodo, logo maior poder oxidante (maior capacidade de se reduzir).

Assim irá ocorrer:



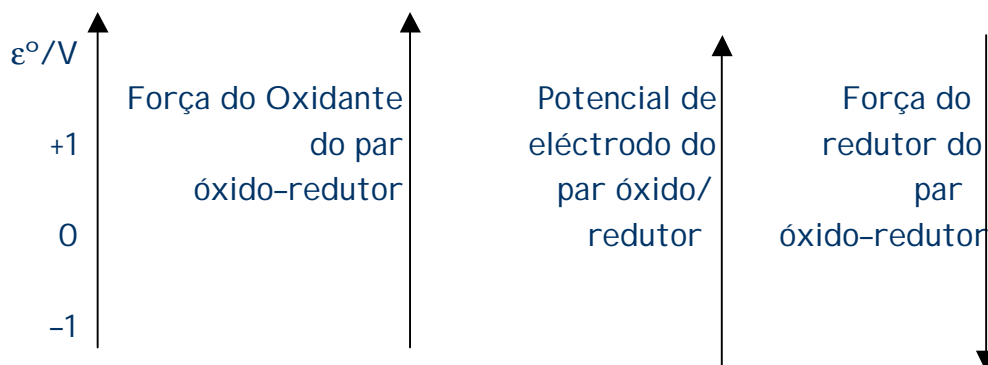
Ou seja a reacção dada em **(1)** ocorre espontaneamente no sentido inverso, produzindo electricidade.

Por outro lado a reacção directa:



Poderá ocorrer se provocada por uma electrólise.

Resumindo, numa série electroquímica temos:



**Conclusão:**

Se uma espécie tiver uma forte tendência em se reduzir, terá um elevado potencial de redução e será um forte oxidante.

## 6. EXTENSÃO DAS REACÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO:

Como é sabido o valor da constante de equilíbrio está directamente ligado à extensão da reacção.

Assim, a reacção:

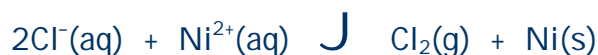


com:

$$K_c = \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}] \times [\text{Ag}^+]} = 3,1$$

O valor de  $K_c$  indica-nos que a reacção directa é espontânea e relativamente extensa.

Já para a reacção:



$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]}{[\text{Cl}^-]^2 \times [\text{Ni}^{2+}]} = 3,0 \times 10^{-55}$$

Indica-nos que a reacção directa não é espontânea.