

# Extensão das reações químicas



## Situações de equilíbrio dinâmico

Um equilíbrio demora algum tempo a ser atingido.

Se houver **mais produtos do que reagentes** o equilíbrio está **deslocado no sentido direto**.

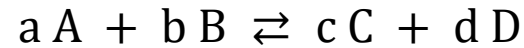


Se houver **mais reagentes do que produtos** o equilíbrio está **deslocado no sentido inverso**.



## Constante de equilíbrio químico, $K$ : Lei de Guldberg e Waage

Numa reação do género



a **constante de equilíbrio** (em função das concentrações),  $K_c$ , é dada pela expressão

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

em que:

$[A]_e$  e  $[B]_e$  – concentrações dos reagentes, no equilíbrio

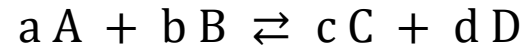
$[C]_e$  e  $[D]_e$  – concentrações dos produtos, no equilíbrio

a e b – coeficientes estequiométricos dos reagentes

c e d – coeficientes estequiométricos dos produtos

## Constante de equilíbrio químico, $K$ : Lei de Guldberg e Waage

Numa reação do género



a **constante de equilíbrio** (em função das concentrações),  $K_c$ , é dada pela expressão

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

A constante de equilíbrio  $K_c$ :

**Depende apenas da temperatura;**

É calculada com as **concentrações de equilíbrio** de cada um dos constituintes presentes.

## Relação entre $K_c$ e a extensão da reação

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

O valor de  $K_c$  dá indicação acerca da **extensão da reação**:

$K_c$  muito pequeno:

Equilíbrio **muito deslocado no sentido inverso**;

Grande concentração de reagentes, no equilíbrio.

$K_c$  entre  $10^{-3}$  e  $10^3$ :

As extensões das reações direta e inversa são semelhantes.

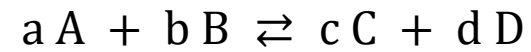
$K_c$  grande:

**A reação é quase completa, muito deslocada no sentido direto**;

Grande concentração de produtos, no equilíbrio.

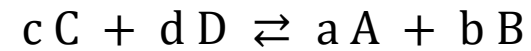
## Relação entre constantes do mesmo equilíbrio

Se



$$K_{c1} = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

e o mesmo equilíbrio, escrito de forma inversa



$$K_{c2} = \frac{[A]_e^a [B]_e^b}{[C]_e^c [D]_e^d}$$

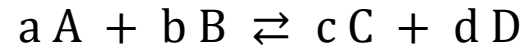
então:

$$K_{c1} = \frac{1}{K_{c2}}$$

## Quociente da reação ( $Q$ )

O quociente de reação,  $Q$ , é calculado da mesma maneira que a constante de equilíbrio, mas para uma **situação que não o equilíbrio**.

Para o sistema



o quociente é calculado pela expressão

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

em que:

[A] e [B] – concentrações dos reagentes

[C] e [D] – concentrações dos produtos

a e b – coeficientes estequiométricos dos reagentes

c e d – coeficientes estequiométricos dos produtos

## Relação entre $K_c$ e $Q$ e o sentido dominante da progressão da reação

O valor de  $Q$  permite avaliar se o sistema está em equilíbrio ou, se não estiver, em que sentido irá evoluir, até que se atinja o equilíbrio.

Comparando  $Q$  com  $K_c$ , é possível prever como o sistema vai evoluir.

Se:

$Q < K_c$  – o sistema vai **evoluir no sentido direto**.

$Q = K_c$  – o sistema encontra-se **em equilíbrio**.

$Q > K_c$  – o sistema vai **evoluir no sentido inverso**.

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

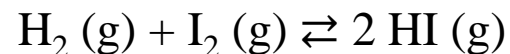
$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



## Aplicar...

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Introduziram-se hidrogénio molecular e iodo num reator com 5,00 dm<sup>3</sup> de capacidade, à temperatura de 425 °C, tendo ocorrido a seguinte reação



Após ser atingido o equilíbrio a análise do sistema reacional mostrou que coexistiam no reator 0,100 mol de H<sub>2</sub>, 0,050 mol de I<sub>2</sub> e 0,520 mol de HI. Calcule a constante deste equilíbrio à temperatura de 425 °C.

## Resolução

Concentrações em equilíbrio:

$$\begin{aligned} [\text{H}_2]_e &= 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3} \\ [\text{I}_2]_e &= 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3} \\ [\text{HI}]_e &= 0,104 \text{ mol dm}^{-3} \end{aligned}$$

Expressão da constante de equilíbrio:  $K_c = \frac{[\text{HI}]_e^2}{[\text{H}_2]_e [\text{I}_2]_e}$

Cálculo da constante, a 425 °C:  $K_c = 54,1$

## **Bibliografia**

- J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, "Novo 11Q", Texto Editores, Lisboa, 2016.
- D. Reiger, S. Goode, E. Mercer, "Química: Princípios e Aplicações", 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.