

# *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**.



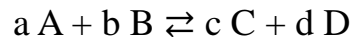
Se houver **mais reagentes do que produtos** o equilíbrio está **deslocado no sentido inverso**.



# Extensão das reações químicas

## 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

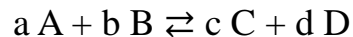
a e b - coeficientes estequiométricos dos reagentes

c e d - coeficientes estequiométricos dos produtos

# Extensão das reações químicas

## 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

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:

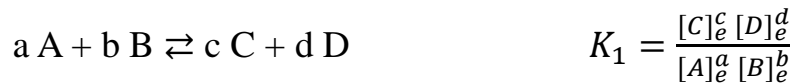
**A reação é quase completa, muito deslocada no sentido direto**;

Grande concentração de produtos, no equilíbrio.

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

## Relação entre constantes do mesmo equilíbrio

Se



e o mesmo equilíbrio, escrito de forma inversa



então:

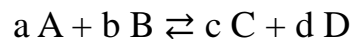
$$K_1 = \frac{1}{K_2}$$

# Extensão das reações químicas

## 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, sem 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**.

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

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



## **Bibliografia**

J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, *Novo 11Q*, Texto Editores, Lisboa, 2016.

D. reger, S. Goode, E. Mercer, *Química: Princípios e Aplicações*, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.