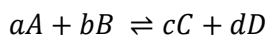


# QUÍMICA: EQUILÍBRIO QUÍMICO

## LEI DO EQUILÍBRIO

Para uma reação genérica, temos:



Dizemos que ela atingiu o equilíbrio químico quando a velocidade da reação direta ( $v_1$ ) e da reação inversa ( $v_2$ ) se igualam. Num gráfico de concentração versus tempo, esse momento ocorre quando a concentração dos envolvidos na reação torna-se constante.

## CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO $K_c$

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

A constante de equilíbrio  $K_c$  de uma reação:

- não depende da concentração inicial dos reagentes;
- possui um valor constante para cada temperatura;

As concentrações que devem ser colocadas nessa equação devem corresponder às concentrações no equilíbrio.

No cálculo do  $K_c$  não deve conter reagentes sólidos nem líquidos puros.

## QUOCIENTE DA REAÇÃO

A qualquer momento da reação pode-se calcular a

razão  $\frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$ . Ela é chamada de quociente da reação.

- Se  $Q_c < K_c$ : vão ser formados mais produtos e consumidos mais reagentes;
- Se  $Q_c = K_c$ : o equilíbrio já foi atingido;
- Se  $Q_c > K_c$ : vão ser formados mais reagentes e consumidos mais produtos.

## EQUILÍBRIO EM SISTEMAS GASOSOS

### CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM FUNÇÃO DAS PRESSÕES PARCIAIS

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

No cálculo do  $K_p$  só deve conter gases;

### RELAÇÃO ENTRE $K_c$ E $K_p$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

onde  $\Delta n$  é a diferença entre o total dos coeficientes estequiométricos dos produtos e dos reagentes.

Lembrando que :

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = \frac{8,31 \text{ J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

## DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

### PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

Quando alteramos as condições de um sistema em equilíbrio, o equilíbrio se desloca no sentido da reação que diminui o efeito dessa mudança.

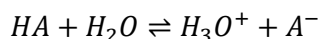
### FATORES QUE DESLOCAM EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

Fator		Sentido do deslocamento	Valor do $K_c$
Concentração de substância	aumento	consumo da substância	não sofre alteração
	diminuição	produção da substância	não sofre alteração
Pressão	aumento	no sentido que ocupa menor volume	não sofre alteração
	diminuição	no sentido que ocupa maior volume	não sofre alteração
Temperatura	aumento	no sentido da reação endotérmica	altera
	diminuição	no sentido da reação exotérmica	altera

## EQUILÍBRIO IÔNICO

### ÁCIDOS

#### Ionização de um ácido



$$K_c = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

#### Constante de ionização ( $K_a$ )

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

- **Ácidos fortes** possuem altas constantes de ionização ( $K_a > 5 \cdot 10^{-2}$ ).
- **Ácidos fracos** possuem baixas constantes de ionização ( $K_a < 2,5 \cdot 10^{-4}$ ).

#### Grau de ionização ( $\alpha$ )

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$

- **Ácidos fortes** possuem  $\alpha > 50\%$ .
- **Ácidos fracos** possuem  $\alpha < 5\%$ .

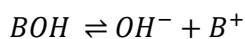
#### Relação entre constante de ionização e grau de ionização

$$K_a = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M} \text{ (ácidos fortes)}$$

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M} \text{ (ácidos fracos)}$$

### BASES

#### Dissociação de uma base



#### Constante de dissociação ( $K_b$ )

$$K_b = \frac{[OH^-][AB^+]}{[BOH]}$$

#### Relação entre constante de dissociação e grau de dissociação

$$K_b = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M}$$

### pH E pOH

#### Produto iônico da água

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

A 25°C, o produto iônico da água vale  $10^{-14}$ . Assim:

- Água pura (solução neutra):  
 $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} M$
- Soluções ácidas:  
 $[H^+] > 10^{-7} M$  e  $[OH^-] < 10^{-7} M$
- Soluções básicas:  
 $[OH^-] > 10^{-7} M$  e  $[H^+] < 10^{-7} M$

#### Cálculo de pH

$$pH = -\log[H^+]$$

#### Cálculo de pOH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

A 25°C, temos:

- Soluções ácidas:  $pH < 7$  e  $pOH > 7$ ;
- Soluções neutras:  $pH = 7$  e  $pOH = 7$ ;
- Soluções básicas:  $pH > 7$  e  $pOH < 7$ .
- $pH + pOH = 14$ .

#### Concentração hidrogeniônica de monoácidos

$$[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$$

### SOLUÇÕES TAMPÃO

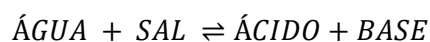
São soluções em que o pH permanece praticamente constante, mesmo que seja adicionado um ácido ou uma base.

Uma solução tampão pode ser obtida dissolvendo em água:

- Um ácido fraco e um sal derivado desse ácido;
- Uma base fraca e um sal derivado dessa base.

### HIDRÓLISE DE SAIS

Essa reação corresponde ao inverso da reação de neutralização ácido-base.

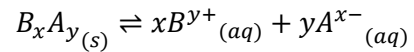


A solução será básica se a base for forte (e permanecer dissociada), ácida se o ácido for forte (e permanecer ionizado). Se ambos forem fortes ou ambos forem fracos a solução será neutra.

## EQUILÍBRIO EM SISTEMAS HETEROGÊNEOS

### PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Um dos casos mais importantes de equilíbrio heterogêneo é o de soluções saturadas de solventes praticamente insolúveis.



$$K_{PS} = [B^{y+}]^x [A^{x-}]^y$$

## FORÇA DE ÁCIDOS E BASES

### FORÇA DOS ÁCIDOS

- Hidrácidos:

- Fortes: HCl, HBr e HI
- Moderado: HF
- Fracos: restantes

- Oxiácidos ( $H_xEO_y \rightarrow n = y - x$ )

- $n = 0$ : fraco
- $n = 1$ : moderado
- $n = 2$  ou  $3$ : forte
- exceção:  $H_2CO_3$  ( $n = 1$ ; fraco)

### FORÇA DAS BASES

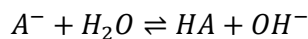
- Fortes: hidróxidos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos;
- Fracos: restantes.

## SAIS DE ÁCIDOS E BASES FORTES

A reação de hidrólise não acontece e a solução permanece com  $pH = 7$  (solução neutra).

## SAIS DE ÁCIDOS FRACOS E BASES FORTES

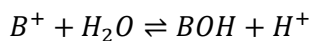
A reação de hidrólise ocorre e a solução será básica.



Constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_w}{K_a}$$

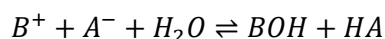
## SAIS DE ÁCIDOS FORTES E BASES FRACAS



Constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[BOH][H^+]}{[B^+]} = \frac{K_w}{K_b}$$

## SAIS DE ÁCIDOS E BASES FRACOS



Constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[BOH][HA]}{[B^+][A^-]} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$