

• CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

$$K_c = \frac{[\text{produtos}]^n}{[\text{reagentes}]^n}$$

- $K > 1$ → sentido direto, formação de produtos;
- $K < 1$ → sentido inverso, formação de reagentes.

• GASES PERFEITOS

$$P_A V = n_A R T \Leftrightarrow P_A = \frac{n_A R T}{V}$$

- $R = 0,0821 \text{ Latm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
- Pressão - atm
- Temperatura → $273 + ^\circ\text{C} = \text{Kelvins}$

• CONSTANTE PRESSÃO PARCIAIS

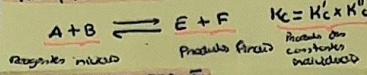
$$K_p = \frac{P_{\text{produtos}}^n}{P_{\text{reagentes}}^n}$$

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

$\Delta n = b - a \Leftrightarrow \Delta n = \text{n}^\circ \text{mols dos produtos} - \text{n}^\circ \text{de mols de reagentes}$

$$K_c = K_p \rightarrow \Delta n = 0$$

• REAÇÃO GLOBAL (soma das 2 reações)



• SENTIDO DA REAÇÃO

- $Q_c < K_c$ → sentido direto, formação de produtos
- $Q_c = K_c$ → sentido equilíbrio
- $Q_c > K_c$ → sentido inverso, formação de reagentes.

• CALCULAR AS CONCENTRAÇÕES NO EQUILÍBRIO

	cis- stilbeno	trans- stilbeno
Início	0,850	0
Variação	-x	x
Equilíbrio	0,850 - x	x

$K_c = \frac{[\text{trans-stilbeno}]}{[\text{cis-stilbeno}]}$

$\Leftrightarrow 24,0 = \frac{x}{0,850 - x} \Leftrightarrow x = 0,816$

• TERMODINÂMICA (energia livre de G)

- Reação direta (x produtos) → $\Delta G_R < 0$
- Reação inversa (↑ produtos) → $\Delta G_R > 0$
- Reação em equilíbrio → $\Delta G_R = 0$

• ΔG_R relacionado com a composição da mistura reacional:

$$\Delta G_R = \Delta G_R^\circ + RT \ln K$$

$$\Delta G_R^\circ = -RT \ln K$$

$$R = 8,314 \text{ J/K mol}$$

• PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

Se um sistema em equilíbrio for perturbado externamente, o sistema ajusta-se de forma a minimizar a ação dessa perturbação.

→ Concentração

- ↑ [produtos] → esquerda
- ↓ [produtos] → direita
- ↑ [reagentes] → esquerda
- ↓ [reagentes] → esquerda

→ Pressão

- ↑ Pressão → lado com @ mols de gás;
- ↓ Pressão → lado com @ mols de gás;

→ Volume

- ↑ Volume → lado com @ mols de gás;
- ↓ Volume → lado com @ mols de gás.

⇒ ÁCIDOS

- produz H^+ (H_3O^+) em água;
- cede 1e^- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

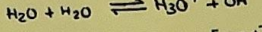
⇒ BASES

- produz OH^- em água;
- capta 1e^- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

⇒ PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Auto-ionização da H_2O :



- Em água pura, a 25°C , $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- São iguais e têm o valor

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

⇒ SOLUÇÃO NEUTRA

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$
- $\text{pH} = 7$

⇒ SOLUÇÃO ÁCIDA

- $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$
- $\text{pH} < 7$

⇒ SOLUÇÃO BÁSICA

- $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$
- $\text{pH} > 7$

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

$$\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

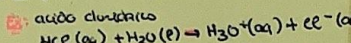
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

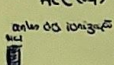
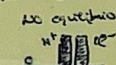
$$\Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

⇒ ÁCIDOS FORTES

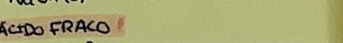
- eletrólitos fortes;
- completamente ionizados



antes da ionização:  no equilíbrio:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-]$

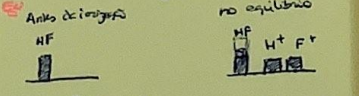
⇒ BASE FORTE

- hidróxido de sódio

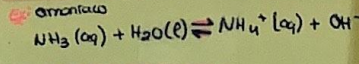


⇒ ÁCIDO FRACO

- eletrólitos fracos;
- parcialmente ionizado
- contem moléculas do ácido não ionizado, H_3A e a base conjugada.



⇒ BASE FRACA



⇒ FORÇA DE UM ÁCIDO

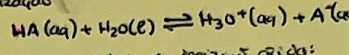
- propriedades do soluto
- estrutura molecular do composto
- depende da ionização

⇒ FATORES QUE INFLUENCIAM A IONIZAÇÃO

- Polaridade da ligação
- ↑ polarizável → ↑ força (aumento da carga) → ↑ ionizável

⇒ ÁCIDOS FRACOS

• Ionização



• Constante de equilíbrio de ionização do ácido:

$$K_a = \frac{[\text{produtos}]^n}{[\text{reagentes}]^n}$$

↑ K_a ↑ força do ácido

• No cálculo do pH:

- tabela (início, variação, equilíbrio);
- K_a =
- resolve em ordem a x ou aproximação x=0

Lei de aproximação:

$$\frac{[\text{ionizada} = x]}{[\text{inicial}]} \times 100\% < 5\%$$

se não verificar, não podemos aproximar

⇒ BASES FRACAS

$$K_b = \frac{[\text{produtos}]^n}{[\text{reagentes}]^n}$$

Constante de ionização básica

• ↑ K_b ↑ força da base fraca

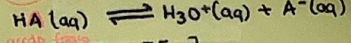
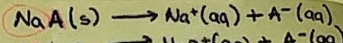
⇒ RELAÇÃO ENTRE CONSTANTES DE UM PAR ÁCIDO-BASE:

$$K_a \times K_b = K_w \quad K_w = 1 \times 10^{-14}$$

⇒ EFEITO DO IÃO COMUM

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido conjugado}]}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Identificar corretamente qual é o ácido e qual é a base!

⇒ SOLUÇÃO TAMPÃO

- Ácido fraco + Sal do ácido fraco
- ou
- base fraca + Sal da base fraca

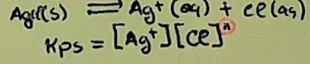
⇒ UNIDADES DE MEDIDA

l de cl. ml.

⇒ EQUAÇÕES IÔNICAS EFETIVAS

1. Equação molecular acontecida;
2. Equação iônica
3. eliminar as íons espectadores

⇒ PRODUTO DE SOLUBILIDADE



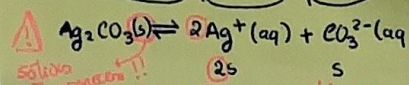
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

- $Q < K_{ps}$ → solução insaturada (x precipitado)
- $Q = K_{ps}$ → solução saturada
- $Q > K_{ps}$ → solução supersaturada (x precipitado)

⇒ SOLUBILIDADE

- Solubilidade molar: $S = \frac{n}{V} \text{ (mol/L)}$
- Solubilidade: $S = \frac{m}{V} \text{ (g/L)}$ $m = nM$

Solubilidade → Solubilidade molar → Solubilidade em g/L → K_{ps}



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]$$

$$\Leftrightarrow K_{ps} = (2s)^2 \times s$$



BETTER MINDS

De estudantes para estudantes

mistura reacional:

$$\Delta G_R = \Delta G_R^\circ + RT \ln K$$

constante

$$\Delta G_R^\circ = -RT \ln K$$

Reação espontânea

Energia de Gibbs

$$R = 8,314 \text{ J/K mol}$$

PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

Se um sistema em equilíbrio for perturbado externamente, o sistema ajusta-se de forma a minimizar a ação dessa perturbação.

→ Concentração

- ↑ [produtos] - esquerda
- ↓ [produtos] - direita
- ↑ [reagentes] - direita
- ↓ [reagentes] - esquerda

→ Pressão

- ↑ Pressão - lado com $\ominus$ moles de gás;
- ↓ Pressão - lado com $\oplus$ moles de gás;

→ Volume

- ↑ Volume - lado com $\ominus$ moles de gás;
- ↓ Volume - lado com $\oplus$ moles de gás.

• Parcialmente ionizado

• contem moléculas do ácido não ionizado, H_3 e a base conjugada.

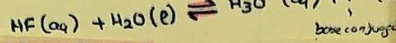
Antes de ionização



no equilíbrio



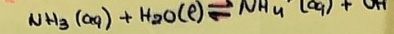
ácido fluorídrico



base conjugada

⇒ BASE FRACA

• amoníaco



⇒ FORÇA DE UM ÁCIDO

- depende
- propriedades do solvente
 - estrutura molecular do composto
- ↓ depende da ionização

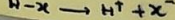
⇒ FATORES QUE INFLUENCIAM A IONIZAÇÃO

• Polaridade da ligação

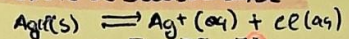
→ $\oplus$ polarizável → $\oplus$ força (aumento da carga) $\oplus$ ionizável

• Força da ligação H-X

→ $\oplus$ forte a ligação → $\oplus$ fraco $\ominus$ ionizável



⇒ PRODUTO DE SOLUBILIDADE



$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

• $Q < K_{ps}$ → solução insaturada (x precipitado)

• $Q = K_{ps}$ → solução saturada

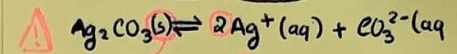
• $Q > K_{ps}$ → solução supersaturada (x precipitado)

⇒ SOLUBILIDADE

• Solubilidade molar: $S = \frac{n}{V} \text{ (mol/L)}$

• Solubilidade: $S = \frac{m}{V} \text{ (g/L)}$ $m = nM$

Solubilidade → Solubilidade molar → [cati] e [ani] → K_{ps}



Sólido não aparece!

$$K_{ps} = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}]$$

$$\Rightarrow K_{ps} = (2s)^2 \times s$$

→ A presença de um ião comum diminui a solubilidade

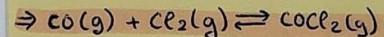
- pH inferior: ↓ [cati]; ↑ solubilidade do x;
- pH superior: ↑ [cati]; ↓ solubilidade do x.

⇒ Percentagem dissociado

$$\% = \frac{\text{Valor dissociado (real)}}{\text{Valor máximo}} \times 100$$

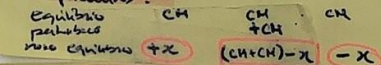
⇒ RENDIMENTO

$$\eta = \frac{\text{real}}{\text{teoria (máx)}} \times 100\%$$



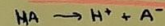
tercer Q (linkado) para saber o sentido da reação → comparar Q com K_c
→ sentido inverso → forma x reagente

⇒ Quando se dá uma perturbação nos produtos:



⇒ PERCENTAGEM DE IONIZAÇÃO

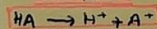
$$\% \text{ ionização} = \frac{[H^+]}{[HA]} \times 100$$



⇒ Ácido forte vs ácido fraco: pH

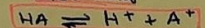
pH = 1

ácido forte



pH > 1

ácido fraco



⇒ Efeito do ião comum

