

# EQUILÍBRIO IÔNICO

## EQUILÍBRIO IÔNICO

### Equilíbrio Iônico – 3

#### Medindo a Força do Ácido

- Através da constante
- Através do logaritmo da constante
- Deslocamento de Equilíbrio

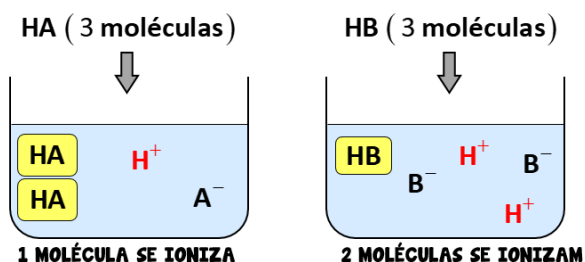
PROFESSOR: THÉ

LIÇÃO: 101

### Equilíbrio Iônico 3

#### 1. Força dos ácidos

Comparando a ionização de dois ácidos, HA e HB.



O ácido HB é mais forte que o ácido HA, porque mais moléculas se ionizam.

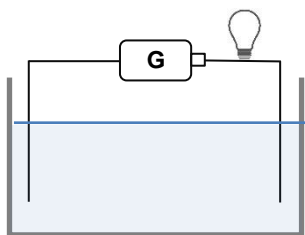
Na **mesma concentração** o eletrólito **mais forte** é aquele que

- Apresentar maior grau de ionização ( $\alpha$ )
- Produzir a maior concentração de íons

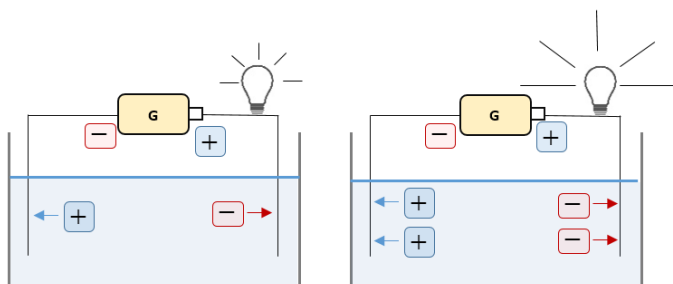
**OBS:** Eletrólito é o nome dado a cada íon presente na solução

#### Experimento

Adiciona-se um ácido em um recipiente contendo água e dois eletrodos separados. Esses fazem parte de um circuito elétrico, com uma lâmpada que acenderá quando o circuito for fechado.



Enquanto houver apenas água, praticamente **não** há corrente elétrica logo a lâmpada permanece apagada.



Quanto **maior** o número de íons presentes, **maior** a corrente que passa pela solução e mais brilhante a lâmpada ficará.

Na adição do ácido...

Quanto **mais forte** ele for, maior o número de íons presentes, maior a condutividade elétrica da solução e maior o brilho da lâmpada.

#### 2. Fórmula de Linus Pauling

A força do ácido é determinada experimentalmente.

É possível, entretanto fazer uma estimativa da força dos **oxiácidos** por uma fórmula criada por Linus Pauling.

FÓRMULA:

$$(O) - (H^+) = x$$

n° de oxigênios  
menos  
n° de hidrogênios

#### FORÇA DO ÁCIDO

(Resultado da diferença)

- $x=0 \rightarrow$  fraco  
 $x=1 \rightarrow$  moderado  
 $x=2 \rightarrow$  forte  
 $x=3 \rightarrow$  muito forte

$O \rightarrow$  Número de átomos de oxigênio

$H^+ \rightarrow$  Número de hidrogênios ionizáveis.

Exemplos:

1) Ácido Sulfúrico:  $H_2SO_4$

$$\begin{array}{c} (O) - (H^+) \\ \downarrow \quad \downarrow \\ 4 - 2 = 2 \end{array} \quad (\text{Ácido Forte})$$

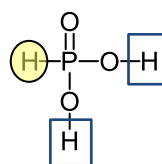
2) Ácido nítrico:  $HNO_3$

$$\begin{array}{c} (O) - (H^+) \\ \downarrow \quad \downarrow \\ 3 - 2 = 1 \end{array} \quad (\text{Ácido Moderado})$$

Observações:

- Oxiácidos:** são ácidos que apresentam oxigênio em sua fórmula ( $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ )
- Hidrácidos:** são os que **NÃO** apresentam oxigênio em sua fórmula ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$ )
- Existem ácidos que apresentam hidrogênios não-ionizáveis. Os mais importantes são:

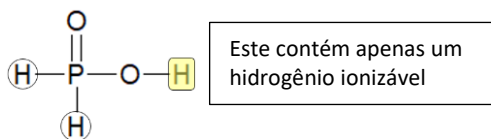
➤ Ácido fosforoso ( $H_3PO_3$ )



Este contém apenas dois hidrogênios ionizáveis

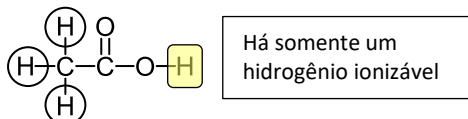
➤ Força:  $3 - 2 = 1$  (moderado)

➤ Ácido Hipofosforoso ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ )



➤ Força:  $2-1 = 1$  (moderado)

➤ Ácido Acético (e outros ácidos carboxílicos)



**Conclusão:** nos oxiácidos são ionizáveis os átomos de hidrogênio ligados aos oxigênios.

4) Exceção importante ( $\text{H}_2\text{CO}_3$  = fraco)

$$\begin{array}{c} (O) - (H^+) \\ \downarrow \quad \downarrow \\ 3 - 2 = 1 \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{De acordo com a} \\ \text{fórmula ele seria um} \\ \text{ácido moderado,} \\ \text{mas não é.} \end{array}$$

Para decorar:  
Ácido carbônico:  $\text{H}_2\text{CO}_3$  = **fraco**

**Exercício Exemplo 1**

(FATEC-SP) Considerando os ácidos  $\text{HNO}_3$  (ácido nítrico),  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (ácido sulfuroso) e  $\text{HClO}_4$  (ácido perclórico), a ordem crescente de força é:

- $\text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{HClO}_4$
- $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_3, \text{HClO}_4$
- $\text{HClO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_3$
- $\text{HNO}_3, \text{HClO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{HClO}_4, \text{HNO}_3$

**RESOLUÇÃO:**

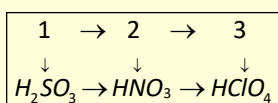
Efetuada a diferença ( $O-H^+$ ):

$$\text{H}_{\boxed{1}}\text{NO}_{\boxed{3}}: 3-1 = \boxed{2} \rightarrow (\text{ác. forte})$$

$$\text{H}_{\boxed{2}}\text{SO}_{\boxed{3}}: 3-2 = \boxed{1} \rightarrow (\text{ác. moderado})$$

$$\text{H}_{\boxed{1}}\text{ClO}_{\boxed{4}}: 4-1 = \boxed{3} \rightarrow (\text{ác. muito forte})$$

A ordem crescente de acidez é:



RESPOSTA: **B**

3. **Comparando a Constante de Acidez ( $K_i$ )**

Seja o ácido  $\text{HA}$  e sua constante  $K_i$ :

$$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^- \quad K_i = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 2 \cdot 10^{-3}$$

Quanto maior a quantidade de íons ( $\text{H}^+$  e  $\text{A}^-$ ) maior a **acidez** e a **constante  $K_i$** .

Comparando com um ácido de fórmula  $\text{HB}$  e sua constante de ionização ( $K_i$ )

$$\text{HB} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{B}^- \quad K_i = \frac{[\text{H}^+][\text{B}^-]}{[\text{HB}]} = 4 \cdot 10^{-4}$$

➤ Comparando dois ácidos, por exemplo.

$$\text{HA} : K_i = 2 \cdot 10^{-3} \text{ (mais forte)}$$

$$\text{HB} : K_i = 4 \cdot 10^{-4} \text{ (mais fraco)}$$

4. **Comparando o  $pK$**

Símbolo  $p$  → significa: o **expoente** com o sinal trocado ou o **-log**

$$pK_a = -\log K_a$$

Os químicos imaginando estar simplificando o exame das constantes, criaram o **símbolo "pê" (p)** para informar o expoente

| $K_i$     | $\log K_i$ | $pK_i$ |
|-----------|------------|--------|
| $10^{-2}$ | -2         | 2      |
| $10^{-3}$ | -3         | 3      |
| $10^{-8}$ | -8         | 8      |

Dessa maneira...

Quanto menor  **$pK$**  mais forte é o ácido

**OBS<sub>1</sub>:** para ácidos:  $pK_i = pK_a$

para bases:  $pK_i = pK_b$

**OBS<sub>2</sub>:** todo estudo feito para os ácidos, serve também para as bases

**Exemplo 2**

Calcular  $pK_a$  de cada ácido e descobrir qual é o ácido mais forte.

| Ácido | $K_a$             |
|-------|-------------------|
| HA    | $2 \cdot 10^{-3}$ |
| HB    | $4 \cdot 10^{-4}$ |

$$\log 2 = 0,3$$

$$\log 4 = 0,6$$

**RESOLUÇÃO:**

$$1) \quad \text{HA} - K_a = 2 \cdot 10^{-3}$$

$$pK_a = -\log 2 \cdot 10^{-3}$$

$$pK_a = -(\log 2 + \log 10^{-3})$$

$$pK_a = -(0,3 - 3) = \boxed{2,7} \text{ (mais forte)}$$

$$2) \quad \text{HB} - K_a = 4 \cdot 10^{-4}$$

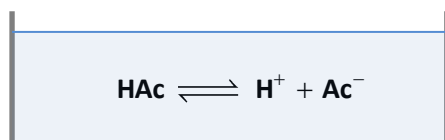
$$pK_a = -\log 4 \cdot 10^{-4}$$

$$pK_a = -(\log 4 + \log 10^{-4})$$

$$pK_a = -(0,6 - 4) = \boxed{3,4}$$

## 5. Deslocamento de Equilíbrio:

Considere o equilíbrio do ácido acético em água

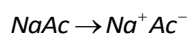
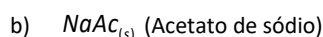


A esse equilíbrio acionam-se separadamente:

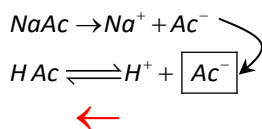


Não há deslocamento porque:

- Não há íon comum (no equilíbrio)
- Não há nenhum íon do equilíbrio que reage com o  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$



O equilíbrio é deslocado para a **esquerda**, devido ao íon comum,  $\text{Ac}^-$ .

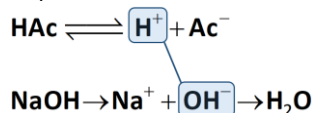


### Efeito do íon comum

A adição de um íon comum diminui o grau de ionização



O equilíbrio é deslocado para a **direita**, por causa da reação de  $\text{H}^+$  com  $\text{OH}^-$ .



Qualquer espécie adicionada ao equilíbrio que **reage** com um componente do equilíbrio, retira esse componente deslocando o equilíbrio

## RESUMO

### 1) Força:

É o nome empregado para informar o quanto ionizado se encontra o ácido.

**OBS:** O termo **força** é usado no mesmo sentido para as bases.

### 2) Grau de Ionização ( $\alpha$ )

Expressa a porcentagem de moléculas ionizadas, isto é, a fração de moléculas que se ioniza.

$$\alpha = \frac{I}{D} \quad \left\{ \begin{array}{l} I = \text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas} \\ D = \text{n}^\circ \text{ de moléculas dissolvidas} \end{array} \right.$$

### 3) Escala de força baseada no $\alpha$



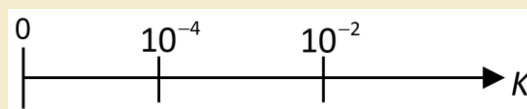
Classificação:

| FORÇA                 | $\alpha$   |
|-----------------------|------------|
| Fraco                 | 0 a 5 %    |
| Moderado ou semiforte | 5% a 50%   |
| Forte                 | 50% a 100% |

Como o grau de ionização varia com a concentração, geralmente usa-se a concentração 0,1 molar (mol/L)

### 4) Constante de ionização ( $K_i$ ), $K_a$ (para ácidos), $K_b$ (para bases).

Escala:



Classificação:

| FORÇA                 | $\alpha$              |
|-----------------------|-----------------------|
| Fraco                 | 0 a $10^{-4}$         |
| Moderado ou semiforte | $10^{-4}$ a $10^{-2}$ |
| Forte                 | $10^{-2}$ a $\infty$  |

A constante de equilíbrio não varia com a concentração, daí, ela é um parâmetro melhor que o  $\alpha$  para medir a força.

### 5) $pK_i$ ( $pK_a$ ou $pK_b$ )

#### CUIDADO!

Quanto **maior**  $K_i$  mais forte é o ácido, logo, Quanto **menor** o  $pK_i$  mais forte é o ácido.

### 6) Deslocamento de Equilíbrio

O princípio de Le Châtelier se aplica aos equilíbrios iônicos da mesma maneira que se aplica a qualquer outro equilíbrio.

- Para aumentar a concentração de um **íon**, adiciona-se um sal (ácido ou base) que contenha aquele íon.

Ex: Para aumentar a concentração de cloreto,  $\text{Cl}^-$ , adiciona-se o sal,  $\text{NaCl}$  ou o ácido clorídrico,  $\text{HCl}$ .

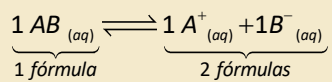
- Para **retirar** um **íon** do equilíbrio, adiciona-se uma substância que reaja com aquele íon.

Ex: Para retirar  $\text{H}^+$ , adiciona-se  $\text{NaOH}$ , ou outra base qualquer.

- O aumento de temperatura favorece o **sentido endotérmico** da reação

▷ O aumento ou diminuição da pressão só tem importância para aquelas soluções iônicas obtidas pela dissolução de **gases** ou pela **formação de gases** na reação.

▷ A adição de água (solvente) altera a concentração de todas as substâncias, porém favorece o lado que contém **maior número de espécies dissolvidas**.



▷ A adição de água nesse exemplo desloca o equilíbrio para a direita ( $\rightarrow$ )