



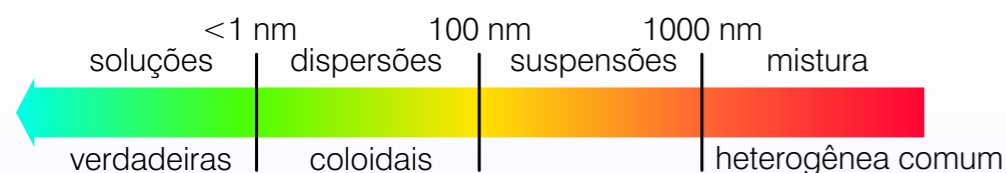
# dicas do VESTIBULAR

## Química: Soluções e Termoquímica

Material elaborado pelo professor Callegaro do Sistema de Ensino Energia.

### 1) Soluções

São misturas homogêneas (uma fase) nas quais o diâmetro médio das partículas dispersas é inferior a 1 nm.



#### 1.1) Cálculos de concentração

Índice 1: soluto Índice 2: solvente Sem índices: solução

##### Concentração comum (c)

$$C = \frac{m_1}{V}$$

(unidade: g/L ou g/mL)

• Densidade absoluta

$$d = \frac{m}{V}$$

(unidade: g/L ou g/mL)

• Título

$$T = \frac{m_1}{m}$$

$$p = 100 \cdot T$$

(unidade adimensional)

$$C = d \cdot T$$

##### Concentração molar (molaridade) (M, ou W)

$$M_i = \frac{n_i}{m_2(\text{kg})} \quad M_i = \frac{m_1}{\text{mol}_1 \cdot m_2(\text{kg})}$$

(unidade: mol/kg ou molar)

• Fração molar (x)

$$x_1 = \frac{n_1}{n} \quad x_2 = \frac{n_2}{n} \quad x_1 + x_2 = 1$$

(unidade adimensional)

##### Concentração molar (molaridade) (M)

$$M = \frac{n_1}{V(L)} \quad M = \frac{m_1}{\text{mol}_1 \cdot V} \quad M = \frac{C}{\text{mol}_1} \quad M = \frac{d \cdot T}{\text{mol}_1}$$

(unidade: mol/L ou M)

Relação entre unidades de concentração  $\Rightarrow C = d \cdot T = M \cdot \text{mol}_1$

##### Concentração normal (normalidade) (N)

$$N = \frac{n_{\text{eq}}}{V} \quad N = \frac{m_1}{E_1 \cdot V} \quad N = \frac{m_1 \cdot x}{\text{mol}_1 \cdot V} \quad E_1 = \frac{\text{mol}_1}{x}$$

Relação entre normalidade e molaridade  $\Rightarrow N = M \cdot x$

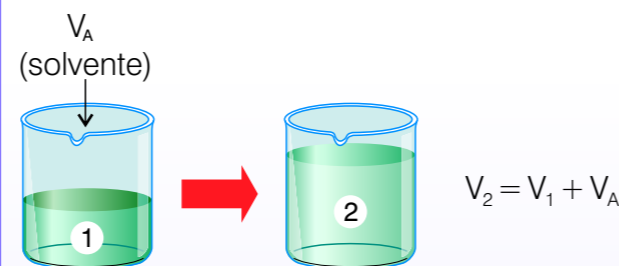
x $\Rightarrow$ Ácido	Base	Sal
número de H <sup>+</sup> ionizáveis	número de OH <sup>-</sup>	carga total $\oplus$ ou $\ominus$
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (x = 2)	Ca(OH) <sub>2</sub> (x = 2)	K <sub>2</sub> <sup>+</sup> (SO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup> (x = 2)
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (x = 3)	NaOH (x = 1)	Al <sup>+</sup> (NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> <sup>-1</sup> (x = 3)
HNO <sub>3</sub> (x = 1)	Al(OH) <sub>3</sub> (x = 3)	Ca <sub>3</sub> <sup>+</sup> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> <sup>-3</sup> (x = 6)
		Na <sup>+</sup> Cl <sup>-1</sup> (x = 1)

Exceções:

- 1) H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> (x = 2)
- 2) H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub> (x = 1)

### 1.2) Diluição de soluções

Diminuição da concentração pelo acréscimo de solvente.

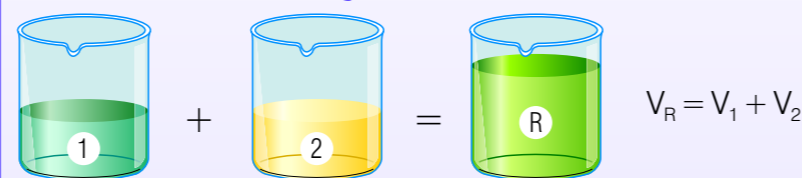


$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

### 1.3) Mistura de soluções de mesmo soluto



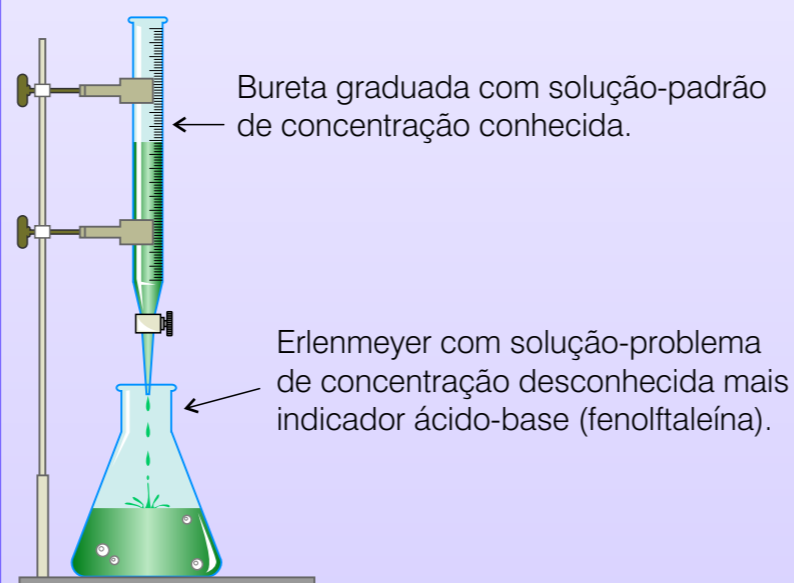
$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_R \cdot V_R$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_R \cdot V_R$$

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_R \cdot V_R$$

### 1.4) Mistura de soluções de solutos diferentes (ácido + base)

Titulação ácido-base



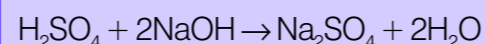
Solução-problema é um ácido.  $\Rightarrow$  acidimetria  
Solução-problema é uma base.  $\Rightarrow$  alcalimetria

### 1.5) Princípio da equivalência

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B \quad \text{ou} \quad xM_A \cdot V_A = yM_B \cdot V_B$$

ácido base  $x = n^\circ$  de H<sup>+</sup>  $y = n^\circ$  de OH<sup>-</sup>

Exemplo



$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B \quad \text{ou} \quad 2M_A \cdot V_A = 1M_B \cdot V_B$$

### 1.6) Propriedades coligativas

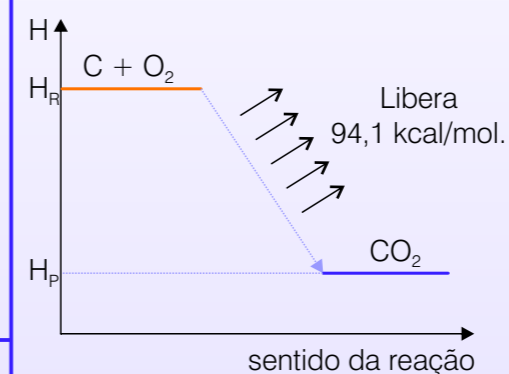
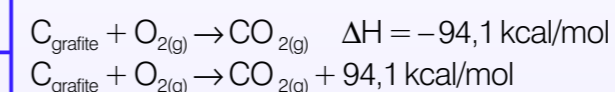
Quando adicionamos um soluto não-volátil ao solvente, ocorre o seguinte.

- Abaixamento da pressão de vapor  $\Rightarrow$  **tonoscopia**  $\frac{\Delta p}{p_0} = K_T \cdot M_l \cdot i$
- Aumento do ponto de ebulição  $\Rightarrow$  **ebulioscopia**  $\Delta T_E = K_E \cdot M_l \cdot i$
- Abaixamento do ponto de fusão  $\Rightarrow$  **crioscopia**  $\Delta T_F = K_C \cdot M_l \cdot i$
- Aumento da pressão osmótica  $\Rightarrow$  **osmoscopia**  $\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$

### 2) Termoquímica

#### Reação exotérmica

Libera calor ( $\Delta H < 0$  e  $Q > 0$ ).

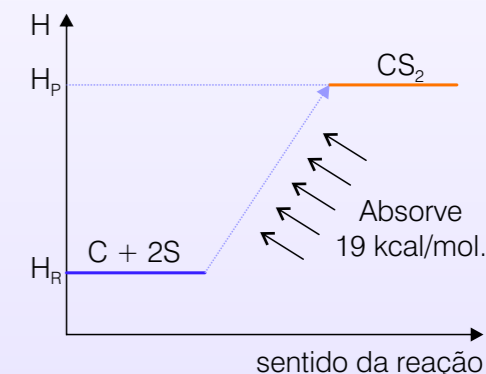
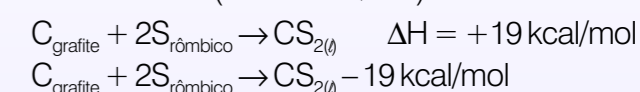


Estado-padrão (H=0)

- Substância simples (H<sub>2</sub>, Fe, O<sub>2</sub>, C)
- Estado alotrópico mais estável (C<sub>grafite</sub>, S<sub>rômbico</sub>, P<sub>vermelho</sub>, O<sub>2</sub>)

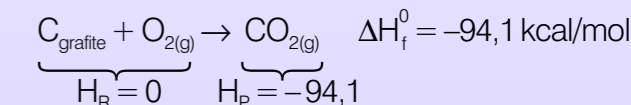
#### Reação endotérmica

Absorve calor ( $\Delta H > 0$  e  $Q < 0$ ).



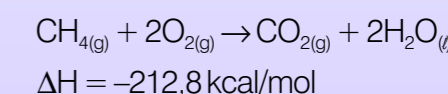
### 2.1) Calor de formação ( $\Delta H^\circ_f$ ), (H<sup>o</sup>)

Forma 1 mol.  $\Rightarrow$  reagentes no estado-padrão



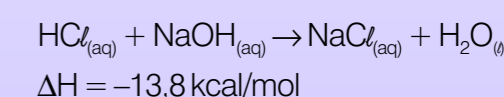
### 2.2) Calor de combustão

Reação de um mol da substância com oxigênio.



### 2.3) Calor de neutralização

Reação de 1 mol de H<sup>+</sup> com 1 mol de OH<sup>-</sup>.



### 2.4) Calor de ligação

Quebra de um mol de ligação no estado gasoso.  $H_{2(g)} \rightarrow 2H_{(g)} \quad \Delta H_L = +104,2 \text{ kcal/mol}$

### 2.5) Cálculo do $\Delta H$

Lei de Hess:  $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$

$$\text{Calor de formação: } \Delta H = \sum \Delta H_{f(\oplus)}^\circ - \sum \Delta H_{f(\ominus)}^\circ$$

$$\text{Calor de ligação: } \Delta H = \sum \Delta H_{L(\oplus)}^\circ - \sum \Delta H_{L(\ominus)}^\circ$$