



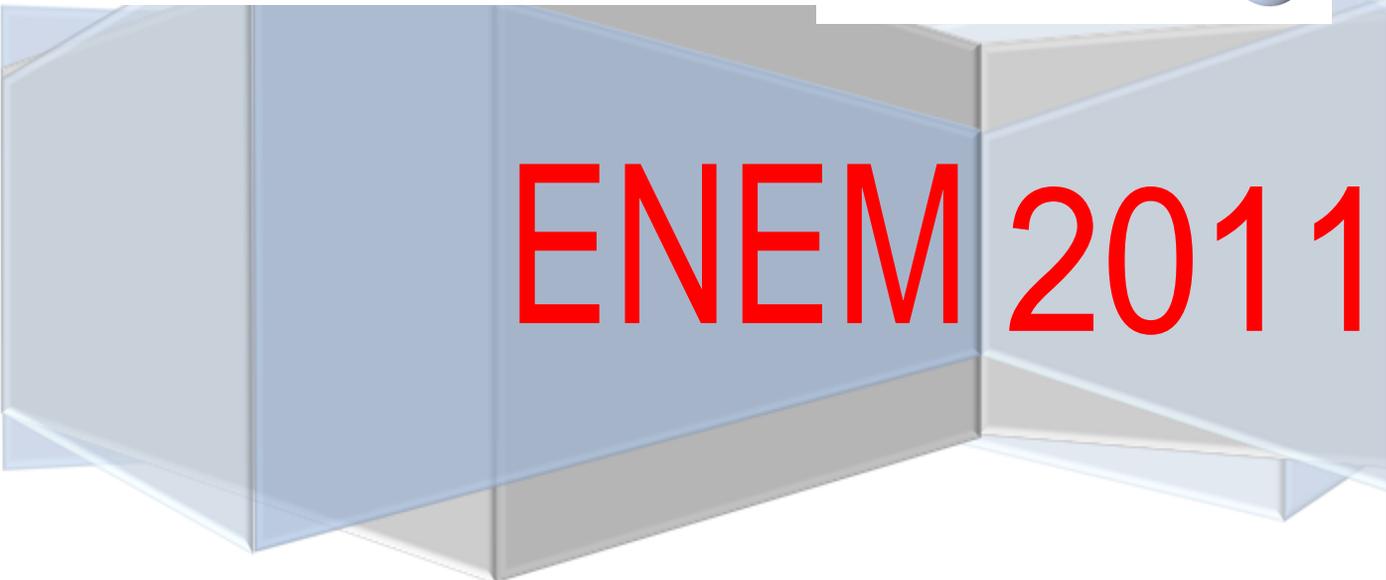
QUIMICA



CIÊNCIAS NATURAIS E SUAS TECNOLOGIAS



SETOR II



ENEM 2011

Módulo 1. Propriedades da matéria

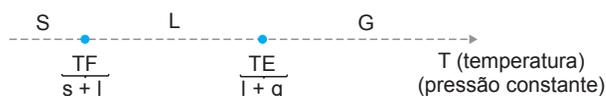
Propriedades gerais, funcionais e específicas

1. Matéria, corpo e objeto

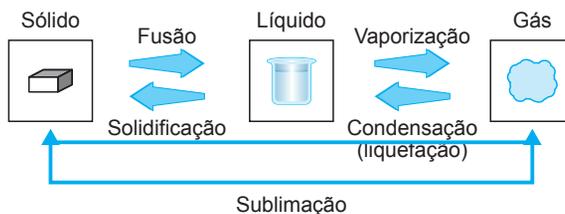
- | | | | |
|------|--------------------------------|---|---|
| I. | Propriedades gerais da matéria | } | massa
extensão
impenetrabilidade
compressibilidade
elasticidade |
| II. | Propriedades físicas | | |
| III. | Propriedades químicas | | |
| IV. | Propriedades organolépticas | | |
| V. | Propriedades específicas | | |

2. Estados físicos

Sólido (s), líquido (l) e gasoso (g)



3. Mudanças de estado físico



Ponto de fusão: temperatura constante na qual um sólido se transforma em líquido.

Ponto de ebulição: temperatura constante na qual um líquido se transforma em vapor.

Densidade: é a relação entre a massa de uma amostra de matéria e o volume ocupado por ela.

Módulo 2. Substâncias e misturas

1. Substância pura

Espécie de matéria que, para qualquer amostra analisada, possui os mesmos valores para PF e PE, densidade (PF e PE ocorrem à temperatura constante), fixada a pressão.

2. Mistura

Espécie de matéria que apresenta variação na temperatura durante a fusão ou a ebulição.

3. Tipos de misturas

Eutética: $T_{\text{fusão}}$ é constante; $T_{\text{ebul.}}$ varia.

Azeotrópica: $T_{\text{fusão}}$ varia, $T_{\text{ebul.}}$ é constante.

Módulo 3. Sistemas

1. Sistema homogêneo

É visualmente uniforme em toda a sua extensão. Possui uma única fase (porção) química e fisicamente homogênea.

Pode ser:

- a) substância pura em um único estado físico;
- b) mistura homogênea (solução).

2. Sistema heterogêneo

Não é visualmente uniforme em toda a sua extensão. Possui mais de uma fase. Pode ser:

- a) substância pura em mais de um estado físico;
- b) mistura heterogênea.
 - Componente: é cada substância que participa da mistura.
 - Fase: toda porção homogênea, contínua ou não.
 - Mistura de gases: é sempre homogênea.
 - Granito: 3 fases (quartzo, feldspato e mica)

3. Transformação física

Altera a forma da matéria sem alterar sua identidade química.

4. Transformação química

Altera a identidade química da substância envolvida.

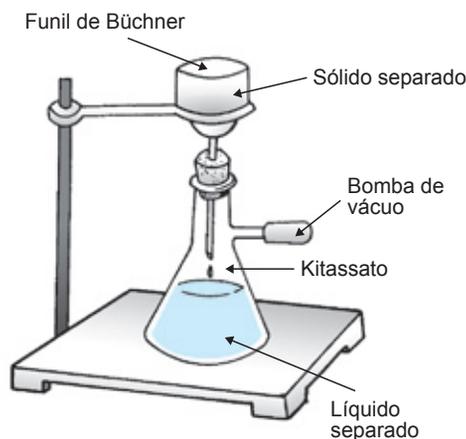
Observação: para representar os elementos, surgem os símbolos.

Para representar moléculas de um composto, surgem as fórmulas. Para representar reações (transformações químicas), surgem as equações.

Equação química: representação abreviada de uma reação química.

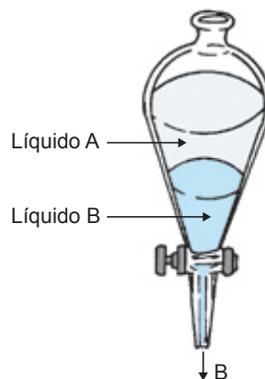
Módulo 4. Separação de misturas heterogêneas (I)

- Sifonação: S/L e L/L
- Flotação: S/S
- Levigação: S/S
- Filtração comum: (S + L); (S + G)
- Filtração a vácuo (sucção): acelera uma filtração comum.



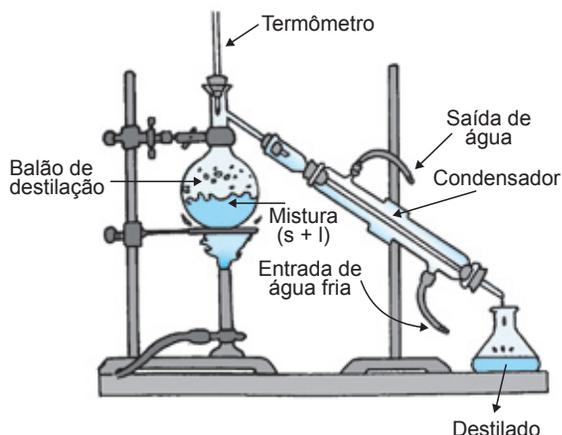
Módulo 5. Separação de misturas heterogêneas (II)

- Dissolução fracionada: S/S
- Separação magnética: S/S
- Decantação (sedimentação): (S + L) ; (S + G)
- Decantação (funil de bromo): (L + L)
- Centrifugação: acelera uma decantação



Módulo 6. Separação de misturas homogêneas

Destilação simples (S + L)



Destilação fracionada (L + L) (exceto mistura azeotrópica)

Fusão fracionada (S + S) (exceto mistura eutética)

Liquefação fracionada (G + G) (liquefação e destilação fracionada)

Extração

Tratamento de água (cidades)

- 1) Floculação
- 2) Decantação (sedimentação)
- 3) Filtração
- 4) Cloração e fluoretação da água também são importantes.

Módulo 7. Constituição da matéria e alotropia

Teoria atômica de Dalton

(Explicação **micro** para observações **macro**)

- a) Qualquer espécie de matéria é formada de átomos.
- b) Átomos de um mesmo elemento são iguais em massa, tamanho e em todas as propriedades.
- c) Átomos de elementos diferentes possuem propriedades físicas e químicas diferentes.

* (Não leva em conta isótopos.)

Dalton: átomo (bola de bilhar), indivisível.

Átomo ↔ elemento químico (símbolo)

Molécula ↔ substância (fórmula)

Substância (espécie química): moléculas “quimicamente” iguais:

– Simples: átomos “quimicamente” iguais (1 elemento químico).

– Composta: átomos “quimicamente” diferentes (2 ou mais elementos químicos).

Alotropia: substâncias simples diferentes, formadas pelo mesmo elemento químico (átomos “quimicamente” iguais).

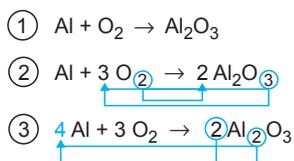
Mistura: moléculas “quimicamente” diferentes (duas ou mais substâncias).

Módulo 8. Balanceamento das equações (método das tentativas)

Regra prática para balanceamento

- 1) Raciocinar com o elemento que aparece apenas uma vez no primeiro e no segundo membro da equação.
- 2) Preferir o elemento que possua índices maiores.
- 3) Transpor seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes.
- 4) Prosseguir usando o mesmo raciocínio para os outros elementos.

Exemplo:



Módulo 9 • Massa atômica

1. Massa atômica = massa de 1 átomo

- Na determinação de massas atômicas (valores relativos) o padrão escolhido foi ^{12}C .

- Ao ^{12}C foi atribuída a massa igual a 12.000 unidades (12.000 μ)

- Assim, a unidade de massa atômica (1 μ) vale $\frac{1}{12}$ da massa do C $\left(1\mu = \frac{1}{12} \text{ } ^{12}\text{C}\right)$

- Massa atômica é um número que indica quantas vezes a massa de um determinado átomo é maior que $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C (1 μ)

2. Massa atômica de 1 elemento

É a média ponderada das massas atômicas dos seus isótopos.

3. Interpretação

É o número que indica quantas vezes um átomo de um elemento químico é, em média, mais pesado que $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C .

Módulo 10 • Mol e massa molecular

1. Massa molecular = massa de uma molécula

- Unidade de massa molecular também é $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C .

- **Massa molecular** é o número que indica quantas vezes a massa de uma determinada molécula é maior que $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C .

- **Massa atômica** = 1 átomo (expressa em μ)

- **Massa molecular** = 1 molécula (expressa em μ)

- A massa molecular é calculada somando-se as massas atômicas dos átomos constituintes da molécula.

Observação: para os compostos iônicos, deve ser usada a expressão massa-fórmula.

2. Mol

É a quantidade de matéria que contém tantas unidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg (12 g) de ^{12}C .

Em 12 g de ^{12}C existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, portanto:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ entidades}$$

Concluindo, podemos dizer:

- Constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23} = 1 \text{ mol}$

- 1 mol de átomos = constante de Avogadro de átomos = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

- 1 mol de moléculas = constante de Avogadro de moléculas = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- 1 mol de íons = constante de Avogadro de íons = $6,02 \cdot 10^{23}$ íons

Módulo 11 • Massa molar

1. Átomos

MA = 1 átomo (μ)

$$(\text{MA})\text{g} = \overbrace{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}^{1 \text{ mol}} = \text{massa molar}$$

Massa molar é a massa, em gramas, de 1 mol de átomos.

2. Moléculas

- Massa molecular (MM) = a massa de 1 molécula em (μ)

- Massa molar (M)g = massa em gramas de 1 mol de moléculas

3. Íons

Massa-íon = a massa de 1 íon em (μ)

Íons: são átomos ou grupo de átomos com carga elétrica.

Massa molar = a massa, em gramas, de 1 mol de íons

4. Fórmulas

Massa-fórmula = a massa de 1 fórmula em (μ)

Massa molar = a massa, em gramas, de 1 mol de fórmulas

Obs.: número de mols = quantidade de matéria

Esquema-geral: (moléculas)

$$1 \text{ mol} - (\text{MM})\text{g} \sim 6 \cdot 10^{23}$$

$$\text{(moléculas)} \quad \text{(moléculas)}$$

Módulo 12. Massa molar: exercícios (I)

Exercícios de Aplicação

1. Em 250 mL de água de coco, há 20 mg de cálcio, 23 mg de sódio e 156 mg de potássio, além de outras químicas. A soma do número de átomos de cálcio, sódio e potássio existente nesse volume de água é:

- a) $3,3 \cdot 10^{24}$ átomos.
- b) $2,6 \cdot 10^{22}$ átomos.
- c) $1,5 \cdot 10^{21}$ átomos.
- d) $3,3 \cdot 10^{21}$ átomos.
- e) $4,0 \cdot 10^{23}$ átomos.

Resposta: D

250 mL de água de coco contêm:

20 mg de cálcio = $2 \cdot 10^{-2}$ g de cálcio

40 g de cálcio ——— $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos

$2 \cdot 10^{-2}$ g ——— x

x = $3,0 \cdot 10^{20}$ átomos de cálcio

23 mg de sódio = $23 \cdot 10^{-3}$ g de sódio

23 g de sódio ——— $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos

$23 \cdot 10^{-3}$ g ——— x

x = $6,0 \cdot 10^{20}$ átomos

156 mg de potássio = $1,56 \cdot 10^{-1}$ g de potássio

39 g potássio ——— $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos

$1,56 \cdot 10^{-1}$ g ——— x

x = $24 \cdot 10^{20}$ átomos

Total de átomos = $3,0 \cdot 10^{20} + 6,0 \cdot 10^{20} + 24 \cdot 10^{20}$ a

$33 \cdot 10^{20}$ átomos
 $3,3 \cdot 10^{21}$ átomos

2. (UFMS) Analise as proposições a seguir e assinale a(s) correta(s).

Dados: massas molares (g/mol): Na = 23; Li = 7; C = 12; H = 1; O = 16

01. 3,5 mols de NO_2 contêm maior número de átomos que 1,5 mol de N_2O_5 .

02. 100 g de Na contêm maior número de átomos que 50 g de Li.

04. 1 mol de moléculas de H_2O tem massa inferior a 1 mol de moléculas de CO_2 .

08. 1 molécula de água tem massa igual a 18 g.

16. $1,2 \cdot 10^{23}$ moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ pesam 36 g.

Some os números dos itens corretos.

Resposta: 20 (04 + 16)

01. Incorreto.

1 mol NO_2 ——— $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos

3,5 mols NO_2 ——— x

x = $6,3 \cdot 10^{24}$ átomos

1 mol N_2O_5 ——— $7 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos

1,5 mol N_2O_5 ——— y

y = $6,3 \cdot 10^{24}$ átomos

02. Incorreto.

23 g Na ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos

100 g Na ——— x

x = $2,6 \cdot 10^{24}$ átomos

7 g Li ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos

50 g Li ——— y

y = $4,3 \cdot 10^{24}$ átomos

04. Correto.

08. Incorreto. 1 molécula de H_2O tem massa igual a 18 μ

1 mol H_2O ——— 18g ——— $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

x ——— 1 molécula

x = $3 \cdot 10^{-23}$ g

16. Correto.

Módulo 13. Massa molar: exercícios (II)

Exercícios de Aplicação

1. (Mackenzie-SP) O número total de átomos existentes em 180 g de ácido etanóico ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$) é:

Dados:

Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; H = 1

Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$

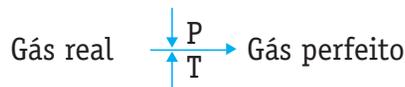
- a) $3,6 \cdot 10^{24}$
- b) $4,8 \cdot 10^{24}$
- c) $1,44 \cdot 10^{25}$
- d) $2,88 \cdot 10^{25}$
- e) $1,08 \cdot 10^{26}$

2. (UEM-PR) Uma gota de mercúrio esférica de raio igual a 0,5 mm contém, aproximadamente:

Dados: densidade do mercúrio = 13.600 kg/m^3 ; $\pi \approx 3,14$

- a) $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de mercúrio.
- b) $6,02 \cdot 10^{21}$ átomos de mercúrio.
- c) $2,1 \cdot 10^{19}$ átomos de mercúrio.
- d) $2,1 \cdot 10^{19}$ mols de átomos de mercúrio.
- e) $7,7 \cdot 10^{23}$ átomos de mercúrio.

Módulo 14 · Transformações gasosas (I)



- Não há atração ou repulsão entre moléculas.
- Volume próprio das moléculas $\cong 0$
- Choques elásticos

1. Variáveis de estado (gás)

P (pressão): $P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$

T (temperatura): $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$
 "absoluta"
 (termodinâmica)

V (volume): $V_{\text{gás}} \cong V_{\text{recipiente}}$ (difusão)

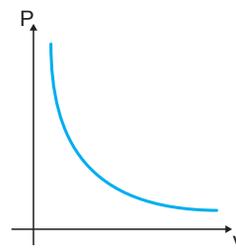
$V = 1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ mL}$

$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$

$1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L}$

2. Transformações (quantidade matéria de gás constante) $m_{\text{gás}} = \text{constante}$

$P \cdot V = \text{constante}$; lei de Boyle-Mariotte

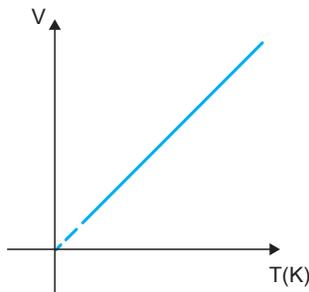


P e V são grandezas inversamente proporcionais.

Módulo 15 · Transformações gasosas (II)

Isobárica ($P = \text{const.}$)

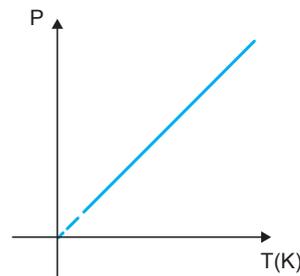
$\frac{V}{T(\text{K})} = \text{constante}$; lei de Charles Gay-Lussac



V e T(K) são grandezas diretamente proporcionais.

Isométrica (isocórica) : $V = \text{const.}$

$\frac{P}{T(\text{K})} = \text{constante}$; lei de Charles Gay-Lussac



P e T(K) são grandezas diretamente proporcionais.

Módulo 16 · Equação geral dos gases

Relaciona as três variáveis de estado (P, V e T), considerando massa fixa de gás.

Transformação isotérmica $P \cdot V = \text{constante}$

Transformação isobárica $\frac{V}{T} = \text{constante}$

Transformação isocórica $\frac{P}{T} = \text{constante}$

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Módulo 17. Lei de Avogadro e volume molar

1. Lei ou princípio de Avogadro

Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e temperatura, encerram o mesmo número de moléculas.

2. Volume molar

É o volume ocupado por 1 mol de moléculas.

O volume molar para gases nas CNTP (1 atm, 0 °C) é 22,4 L.

$$1 \text{ mol gás} \xrightarrow{\text{CNTP}} 22,4 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol moléculas} \xrightarrow{\text{gás (CNTP)}} 22,4 \text{ L} \quad \text{e} \quad 1 \text{ mol moléculas} \xrightarrow{\text{(MM) g}} 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Módulo 18. Equação de Clapeyron

Equação de estado (Clapeyron): relaciona pressão, volume e temperatura de um gás ideal com a quantidade de matéria (n).

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

P (pressão)

V (volume)

n = n^o de mols de moléculas (quantidade de matéria)

T (temperatura termodinâmica "absoluta")

$$n = \frac{m}{M} \begin{cases} m = \text{massa (g)} \\ M = \text{massa molar (g/mol)} \end{cases}$$

$$R = \text{constante universal dos gases} \quad 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Módulo 19 • Equação de Clapeyron: exercícios

Exercícios de Aplicação

1. (Unisa-SP) Um recipiente, submetido à pressão de 4 atm e à temperatura de 27 °C, contém 0,20 mol de CO₂. Esse recipiente foi aberto ao nível do mar à temperatura de 300 K. Pode-se concluir que a quantidade em mols de gás expelido do reservatório foi:

- a) 0,20 d) 0,15
b) 0,17 e) 0,05
c) 0,03

Resposta: D

$$P_1 \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T_1 \Rightarrow 4 \cdot V_1 = 0,20 \cdot R \cdot 300$$

$$P_2 \cdot V_2 = n_2 \cdot R \cdot T_2 \Rightarrow 1 \cdot V_1 = n_2 \cdot R \cdot 300$$

$$\frac{4 \cdot \cancel{V_1}}{1 \cdot \cancel{V_1}} = \frac{0,20 \cdot \cancel{R} \cdot 300}{n_2 \cdot \cancel{R} \cdot 300} \Rightarrow 4 \cdot n_2 = 0,20$$

$$n_2 = 0,05 \text{ mol (Permanece no frasco)}$$

$$\text{Gás expelido} = 0,20 - 0,05 = 0,15 \text{ mol}$$

2. (UEL-PR) Um manômetro, adaptado à válvula de um cilindro de extintor de incêndio de volume interno $1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$, acusava 1,4 MPa (megapascal) para o gás propelente nele contido (N₂) a 27 °C. Após acionado, a pressão caiu para 1,0 MPa, após o equilíbrio térmico ter sido novamente atingindo a 27 °C. O número de moléculas de N₂ que escaparam do extintor com o acionamento foi da ordem de:

$$\text{Dados: } R = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$1 \text{ MPa} = 10^6 \text{ Pa}$$

- a) $1 \cdot 10^{19}$ d) $1 \cdot 10^{22}$
b) $1 \cdot 10^{20}$ e) $1 \cdot 10^{23}$
c) $1 \cdot 10^{21}$

Resposta: E

$$P_1 \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T_1 \Rightarrow 1,4 \cdot 10^{-3} = n_1 \cdot R \cdot 300$$

$$P_2 \cdot V_2 = n_2 \cdot R \cdot T_2 \Rightarrow 1 \cdot 10^{-3} = n_2 \cdot R \cdot 300$$

$$\frac{1,4 \cdot 10^{-3}}{1 \cdot 10^{-3}} = \frac{n_1 \cdot \cancel{R} \cdot 300}{n_2 \cdot \cancel{R} \cdot 300} \Rightarrow n_2 = \frac{n_1}{1,4}$$

$$\text{Cálculo de } n_1 \Rightarrow n_1 = \frac{1,4 \cdot 10^{-3} \cdot 10^6}{8,31 \cdot 300} \Rightarrow n_1 = 0,56 \text{ mol}$$

$$\text{Cálculo de } n_2 \Rightarrow n_2 = \frac{0,56}{1,4} \Rightarrow n_2 = 0,40 \text{ mol}$$

$$n \text{ que escapa} = n_1 - n_2 = 0,56 - 0,40 = 0,16 \text{ mol}$$

$$\text{Número de moléculas que escapam} = 0,16 \cdot 6 \cdot 10^{23} \Rightarrow 1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Módulo 20 • Densidades dos gases

1. Densidade absoluta (d)

É o quociente entre a massa e o volume.

$$\left\{ \begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \text{ (qualquer estado físico)} \\ d = \frac{M}{22,4 \text{ L}} \text{ (gás nas CNTP)} \\ d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \text{ (gás em qualquer condição de T e P)} \end{array} \right.$$

2. Densidade relativa

Corresponde à relação entre as densidades absolutas de dois gases, quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B} \text{ ou } d_{A,B} = \frac{M_A}{M_B}$$

- Massa molecular (média) do ar atmosférico: $\cong 28,9 \mu$
- $d_{\text{gás, ar}} < 1$ (gás sobe)
- $d_{\text{gás, ar}} > 1$ (gás desce)

Módulo 21. Misturas gasosas

1. Equação geral

$$\frac{P_A \cdot V_A}{T_A} + \frac{P_B \cdot V_B}{T_B} + \dots = \left(\frac{P \cdot V}{T} \right)_{\text{mistura}}$$

2. Equação de Clapeyron

$$P \cdot V = \Sigma n \cdot R \cdot T$$

$$\Sigma n = n_A + n_B + \dots$$

Módulo 22. Misturas gasosas: pressão parcial

Pressão parcial (p)

É a pressão que seria exercida pelo gás se ele ocupasse sozinho os mesmos volume e temperatura da mistura.

Gás A:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{P_A \cdot V}{T} \left\{ \begin{array}{l} P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \quad P_A = \text{pressão parcial (gás A)} \\ P_A = x_A \cdot P \quad \left\{ \begin{array}{l} x_A = \frac{n_A}{\Sigma n} \text{ (fração molar do gás A)} \\ P = \text{pressão total (mistura)} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

Obs.: $x_A = \text{fração molar (gases)} = \% \text{ em volume (mols)}$

Lei de Dalton: $p_A + p_B + \dots = P$

Módulo 23. Leis ponderais

As leis ponderais (massa)

1. Lei de Lavoisier: lei da conservação das massas

Numa reação química, a massa total do sistema reagente é numericamente igual à massa total do sistema produto.

* Experimentalmente: sistema fechado (quando houver envolvimento de gases no experimento)

2. Lei de Proust: lei das proporções constantes

1ª experiência

hidrogênio + oxigênio → água

2 g + 16 g → 18 g

$$\frac{m_{\text{hidr.}}}{m_{\text{oxig.}}} = \frac{1}{8}; \quad \frac{m_{\text{hidr.}}}{m_{\text{água.}}} = \frac{1}{9}$$

2ª experiência

hidrogênio + oxigênio → água

4 g + 32 g → 36 g

$$\frac{m_{\text{hidr.}}}{m_{\text{oxig.}}} = \frac{1}{8}; \quad \frac{m_{\text{hidr.}}}{m_{\text{água.}}} = \frac{1}{9}$$

Numa reação química, a proporção entre as massas das substâncias participantes é sempre constante.

Consequência da lei de Proust: cálculo estequiométrico (cálculo por meio do qual é possível prever as quantidades desconhecidas de reagentes ou produtos em uma reação química) e composição centesimal.

Módulo 24. Fórmula percentual

Fórmula percentual (composição centesimal)

Indica a porcentagem em massa de cada elemento químico em uma substância.

Módulo 25 · Fórmulas mínima e molecular

1. Fórmula mínima ou empírica (F_{\min})

Indica a menor proporção, expressa em números inteiros, de átomos ou mols de átomos de uma determinada substância.

2. Fórmula molecular ou bruta (F.M.)

Indica quais e quantos átomos de cada elemento formam uma ou um mol de moléculas de uma determinada substância.

Por exemplo:

$$F.M. = (f_{\min})_n$$

Módulo 26 · Estequiometria (I)

1. Estequiometria (interpretação)

Dados: H = 1u, N = 14u



Quantidade de matéria	}	1 mol	—	3 mols	—	2 mols
--------------------------	---	-------	---	--------	---	--------

↓ ↓ ↓

Massa (g): 1 · 28g — 3 · 2g — 2 · 17g

Volume (CNTP): 1 · 22,4L — 3 · 22,4L — 2 · 22,4l

Número de moléculas	}	1 · 6 · 10 ²³	—	3 · 6 · 10 ²³	—	2 · 6 · 10 ²³
------------------------	---	--------------------------	---	--------------------------	---	--------------------------

2. Resolução de exercícios (sugestão)

- 1) Equação química balanceada
- 2) Proporção molar (coeficientes)
- 3) Dado e pedido (x)
- 4) Regra de três (lei de Proust), para determinar o que foi pedido (x).

3. Tipos de cálculos estequiométricos

- a) Relação quantidade de mols – quantidade em mols
- b) Relação entre quantidade em mols e massa
- c) Relação entre massa e massa

Módulo 27 · Estequiometria (II)

Tipos de cálculos estequiométricos

Relação entre:

- massa – volume
- número de moléculas – massa
- número de moléculas – mols
- número de moléculas – volume

Módulo 28 · Estequiometria (III)

Reações sucessivas

Trabalhar com a equação global (soma das parciais). O importante é que a quantidade de produto formado em uma equação parcial deve ser consumida na equação posterior (sucessiva).

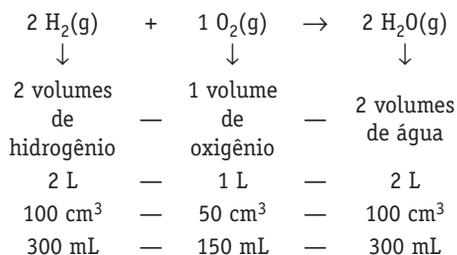
Módulo 29 · Estequiometria (IV)

1. Lei volumétrica: lei de Gay-Lussac

Quando reagentes e produtos de uma reação química forem gasosos e estiverem todos nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes serão proporcionais aos coeficientes das respectivas substâncias participantes da reação, segundo a proporção expressa em números inteiros.

Exemplo

Todos os reagentes e os produtos abaixo são gasosos e estão na mesma temperatura e pressão.



Proporção em volume
2 : 1 : 2

Proporção em volume
2 : 1 : 2

2. Problemas envolvendo quantidades em excesso de dos reagentes

Sempre que o enunciado do problema fornecer quantidades de todos os reagentes, desconfie, pois, provavelmente, deve haver algum reagente em excesso (fora de proporção).

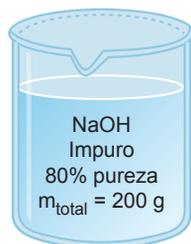
O **excesso** é uma quantidade de reagente que **não participa da reação**. Ele sobra após terminada a reação. Para os cálculos, considere a quantidade que reage.

O reagente que não está em excesso é chamado de **reagente-limite** ou **limitante**.

Módulo 30 · Estequiometria (V)

1. Reagentes contendo impurezas

Grau, teor ou % de pureza de uma amostra é a porcentagem da parte pura existente na amostra. É a massa que vai reagir no problema de cálculo estequiométrico. As impurezas normalmente não participam dos problemas.



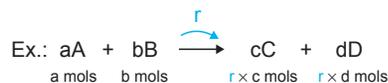
No frasco acima, a massa total da amostra (pureza + impureza) é de 200 g.

$$m_{\text{total}} = 200 \text{ g} \left\{ \begin{array}{l} \% \text{ pureza} = 80\% \rightarrow \text{existem } 160 \text{ g de NaOH puro} \\ \text{na amostra (é a massa que vai reagir)} \\ \% \text{ impureza} = 20\% \rightarrow \text{existem } 40 \text{ g de impurezas na amostra} \\ \text{(não reagem, ou seja, não participam do problema)} \end{array} \right. \text{ a}$$

2. Rendimento de uma reação química

Teoricamente, todas as reações químicas apresentam um rendimento de 100%, mas, na prática, é muito pouco provável que isto aconteça, porque podem ocorrer reações paralelas, consumindo reagentes, ou perdas de produtos, quando são removidos dos recipientes onde houve a reação.

Quando o rendimento da reação não é 100%, a quantidade de produto obtida é menor que a quantidade teórica de produto.



$$r = \frac{q \text{ real}}{q \text{ teórica}}$$

r = rendimento da reação

q = quantidade

Módulo 33 · Soluções: solubilidade

Solubilidade ou coeficiente de solubilidade

Solubilidade ou coeficiente de solubilidade de um soluto A, em solvente (H_2O), é a quantidade de A que se encontra totalmente dissolvida numa quantidade – padrão do solvente, a uma dada temperatura (solução saturada). Pode ser expressa em gramas de soluto/100 g de solvente ou gramas de soluto/1.000 g de solvente.

Quanto à saturação, as soluções podem ser:

- insaturadas;
- saturadas;
- supersaturadas (instáveis).

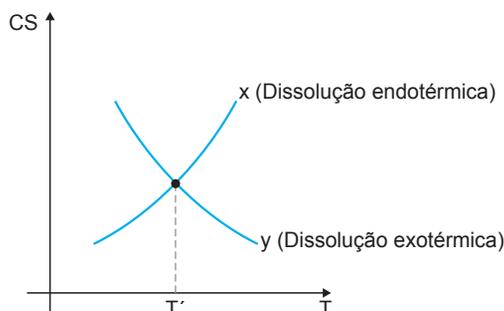
Observações

1. A maioria das dissoluções é endotérmica (absorve calor), ou seja, a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura.
2. A solubilidade de gases em líquidos (água) diminui à medida que se eleva a temperatura e é diretamente proporcional à pressão parcial do gás sobre o líquido (lei de Henry).

Módulo 34 · Soluções: curvas de solubilidade

1. Curvas de solubilidade

São diagramas que mostram a variação dos coeficientes de solubilidade das substâncias em função da temperatura.



Se:

$$T = T' \Rightarrow CS(x) = CS(y)$$

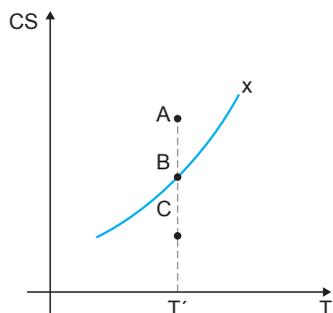
$$T < T' \Rightarrow CS(y) > CS(x)$$

$$T > T' \Rightarrow CS(x) > CS(y)$$

Obs.:

Para gases dissolvidos em líquido, o coeficiente de solubilidade também depende da pressão.

2. Classificação das soluções



Na temperatura T' , temos soluções:

B (estável): saturada

C (estável): insaturada

A (instável): supersaturada

Módulo 35 · Concentração de soluções (I)

Notações:

índice 1: soluto
índice 2: solvente
sem índice: solução
m: massa
V: volume

1. Concentração comum (C)

$$C = \frac{m_1}{V} \quad \text{unidades: g/L, kg/L, mg/L, g/mL etc.}$$

2. Título (ϵ)

$$\text{Título } (\epsilon) \begin{cases} \text{em massa: } \epsilon_m = \frac{m_1}{m} \quad (\% \text{ em massa do soluto}) \\ \text{em volume: } \epsilon_v = \frac{V_1}{V} \quad (\% \text{ em volume do soluto}) \end{cases}$$

3. Densidade (d)

Também chamada de massa específica (para substâncias)

$$d = \frac{m}{V}; \quad d_1 = \frac{m_1}{V_1}; \quad d_2 = \frac{m_2}{V_2}$$

Unidades: g/L, g/mL; kg/L etc.

Módulo 36 · Concentração de soluções (II)

1. Concentração em mol/L ou concentração molar

Concentração em mol/L (\mathcal{M}) é o quociente entre a quantidade em mols de soluto (n_1) e o volume da solução em litros (V).

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V(L)}$$

2. Concentração molar para soluções iônicas

Módulo 37 · Concentração de soluções (III)

1. Relação entre as expressões de concentração

$$\text{Relação: } C = \epsilon \cdot d^* = \mathcal{M} \cdot M_1$$

C = concentração comum (g/L)

ϵ = título em massa: $0 < \epsilon < 1$

d^* = densidade da solução (g/L)

\mathcal{M} = concentração molar (mol/L)

M_1 = massa molar do soluto (g/mol)

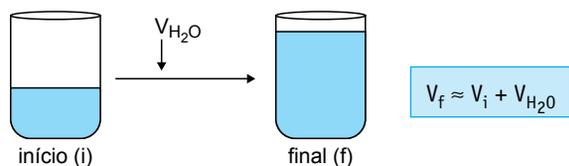
Caso a densidade apareça em g/mL (g/cm^3), é comum utilizarmos a equação: $C = \mathcal{M} \cdot M_1 = 1.000 \cdot d \cdot \epsilon$

2. ppm (partes por milhão)

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}}{1.000.000 \text{ mg}} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ kg}} \cong 1 \text{ mg/L (soluções aquosas)}$$

Módulo 38 · Diluição

1. Diluir: acrescentar mais solvente

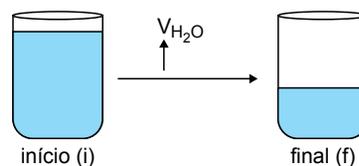


q (quantidade): $q_i (\text{soluto}) = q_f (\text{soluto})$

$$m_1(i) = m_1(f) \therefore (C \cdot V)_i = (C \cdot V)_f; (\epsilon \cdot m)_i = (\epsilon \cdot m)_f$$

$$n_1(i) = n_1(f) \therefore (\mathcal{M} \cdot V)_i = (\mathcal{M} \cdot V)_f$$

2. Concentrar: evaporar solvente



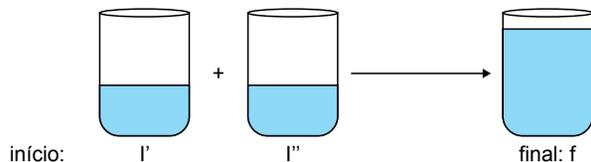
$$V_f \approx V_i + V_{H_2O}$$

$$m_1(i) = m_1(f) \therefore (C \cdot V)_i = (C \cdot V)_f; (\epsilon \cdot m)_i = (\epsilon \cdot m)_f$$

$$n_1(i) = n_1(f) \therefore (\mathcal{M} \cdot V)_i = (\mathcal{M} \cdot V)_f$$

Módulo 39 • Mistura de soluções de mesmo soluto

Mistura de soluções (sem reação química)



início:

$$q (q\text{ quantidade}): q_{i'} (\text{solute}) + q_{i''} (\text{solute}) = q_f (\text{solute})$$

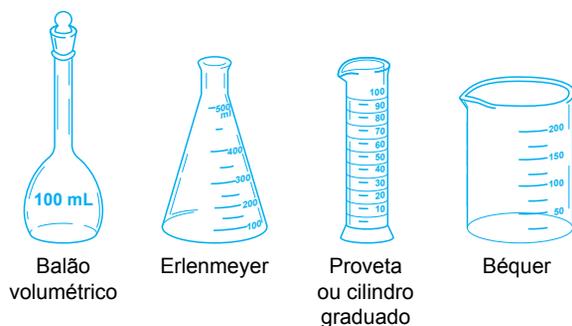
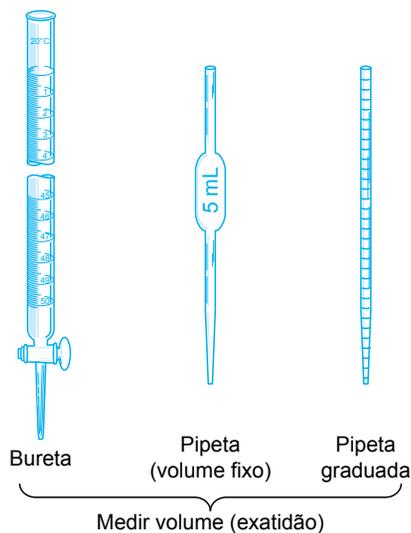
$$\begin{aligned} (C \cdot V)_{i'} + (C \cdot V)_{i''} &= (C \cdot V)_f \\ (\rho \cdot m)_{i'} + (\rho \cdot m)_{i''} &= (\rho \cdot m)_f \\ (M \cdot V)_{i'} + (M \cdot V)_{i''} &= (M \cdot V)_f \end{aligned}$$

$$V_{\text{final}} \cong V_{i'} + V_{i''}$$

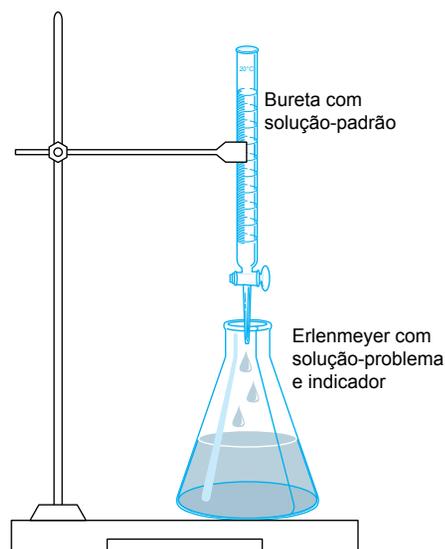
Módulo 40 • Titulação

1. Titulometria

É a determinação da concentração de uma solução desconhecida (solução-problema), a partir de uma substância cuja concentração é conhecida (solução-padrão).



Esquema de uma titulação



A titulometria baseia-se em três métodos principais:

- neutralização: acidimetria e alcalimetria;
- precipitação: argentometria;
- oxidorredução: iodometria (com amido) e permanganometria.

Indicadores: substâncias que mudam de cor numa dosagem (titulação), para indicar o final da reação.

2. Mistura de soluções (reação química)

Estabelecer a seguinte sequência:

- observar a reação que ocorre quando se misturam as soluções;
- montar a equação balanceada da reação ocorrida;
- proceder à resolução utilizando o cálculo estequiométrico;
- calcular a quantidade de matéria (n° de mols) utilizando as expressões a seguir:

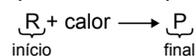
Módulo 41. Termoquímica

1. Termoquímica

Estuda as trocas de calor em processos.

$$\left\{ \begin{array}{l} H = \text{entalpia; R = reagente(s) e P = produto(s)} \\ \Delta H = \text{variação de entalpia} = \text{calor trocado (P = cte)} \\ \Delta H = H_{\text{final}}^{(P)} - H_{\text{inicial}}^{(R)} \end{array} \right.$$

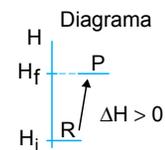
2. Processo endotérmico (absorve calor)



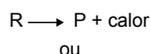
ou



ou



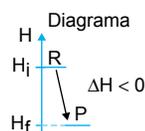
3. Processo exotérmico (libera calor)



ou



ou



Módulo 42. Fatores que alteram o ΔH

A variação de entalpia (ΔH) depende de vários fatores:

- quantidade de reagentes e produtos;
- estado físico de reagentes e produtos;
- variedade alotrópica;
- temperatura e "pressão";
- existência ou não de solução "aquosa" etc.

Módulo 43. ΔH de formação e combustão

1. Entalpia (calor) de formação

É a variação de entalpia na formação de 1 mol de uma substância, a partir de seus constituintes elementares no estado-padrão (25 °C, 1 atm).

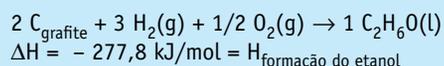
Obs. - Constituinte elementar: substância simples na forma alotrópica mais estável (menos enérgica).

Exemplo:

Elemento	Constituinte elementar	H formação
C	C _(grafite)	zero
H	H ₂ (g)	zero
O	O ₂ (g)	zero
S	S ₈ (rômbico)	zero

Todo constituinte elementar (25 °C, 1 atm) possui entalpia de formação zero, pois formaríamos 1 mol da substância a partir dela mesma.

Exemplo:



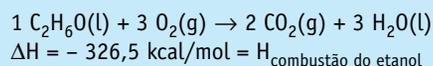
2. Cálculo do ΔH de uma reação

$$\Delta H = \left(\sum H_{\text{formação}} \right)_{\text{Final (Produtos)}} - \left(\sum H_{\text{formação}} \right)_{\text{Inicial (Reagentes)}}$$

3. Entalpia (calor) de combustão

É a variação de entalpia na combustão completa de 1 mol da substância (25 °C, 1 atm).

Exemplo:

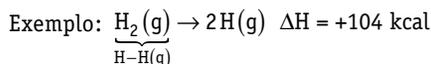


Módulo 44. Energia de ligação

1. Energia de ligação

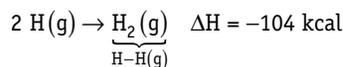
É a variação de entalpia (25 °C, 1 atm), na ruptura de 1 mol de ligações covalentes (estado gasoso), que produz átomos no estado gasoso.

A energia de ligação é sempre positiva ($\Delta H > 0$), pois a quebra de ligações é um processo endotérmico.



A energia de ligação (H-H) é +104 kcal.

Obs. – Para formar ligações covalentes (estado gasoso) a partir de átomos gasosos, devemos ter $\Delta H < 0$, pois a formação de ligações é um processo exotérmico.



2. Cálculo do ΔH (equação química)

$$\Delta H = (\sum E \text{ ligação}) + (\sum E \text{ ligação})$$

Quebrar ligações dos reagentes gasosos. Formar ligações dos produtos gasosos.

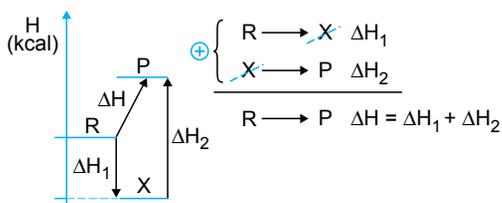
⊕ ⊖

Módulo 45. Lei de Hess

Lei de Hess (estados inicial e final)

A quantidade de calor (absorvida ou liberada) em uma reação química depende exclusivamente dos estados inicial e final da reação, independentemente se a reação ocorrer em uma ou em várias etapas.

Exemplo:



Podemos calcular a variação da entalpia (ΔH) de um processo de três maneiras:

1º caso

Dada a entalpia de formação das substâncias envolvidas:

$$\Delta H = \sum \text{H formação final (produtos)} - \sum \text{H formação inicial (reagentes)}$$

2º caso

Dadas as energias de ligação (substâncias gasosas):

$$\Delta H = \sum E \text{ ligação "quebrar"} + \sum E \text{ ligação "formar"}$$

$\Delta H > 0$ $\Delta H < 0$

3º caso

Lei de Hess: se somarmos as equações, o ΔH da equação global será a soma dos " ΔH ".

Ao fazer a soma algébrica das equações, devemos ficar atentos aos seguintes detalhes:

- multiplicando ou dividindo a equação química por um determinado número, o ΔH também será multiplicado ou dividido pelo mesmo número;
- invertendo a equação, o sinal do ΔH também será invertido.

Módulo 46. Oxirredução

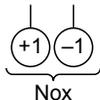
1. Número de oxidação (Nox)

Número de oxidação é a carga real ou aparente do átomo em uma substância.

a) Compostos iônicos

Nox = carga do íon

Ex.: $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$



- Al^{3+} : Nox = +3
- H^+ : Nox = +1 (exceto hidretos metálicos: Nox(H) = -1)
- O^{2-} : Nox = -2 (exceto peróxidos: Nox(O) = -1) e OF_2 : Nox(O) = +2
- Família VIIA: Nox = -1

c) Íons compostos – $\sum \text{Nox} = \text{carga do íon}$

Reações de redox ou oxirredução são aquelas que ocorrem com perda ou ganho de elétrons (variação do Nox).

Módulo 47. Balanceamento por oxirredução

O balanceamento de uma equação por redox está baseado na transferência de elétrons. O número de elétrons cedidos pelo redutor é igual ao número de elétrons recebidos pelo oxidante.

Regra prática

1) Identificar os elementos que sofrem variação do número de oxidação e calcular:

$$\Delta_{\text{Nox}}(\text{Total}) = \Delta_{\text{Nox}}(\text{Elemento}) \times n^{\circ} \text{ de átomos do elemento (Fórmula)}$$

- 2) O Δ_{Nox} do oxidante deve ser colocado como coeficiente do redutor e vice-versa.
 3) Acertar os demais coeficientes por tentativas.

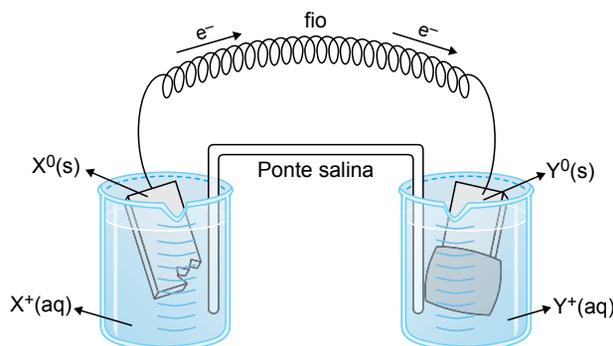
Observações:

- a) Nas equações iônicas: $\Sigma \text{cargas} = \Sigma \text{cargas}$
 (1º membro) (2º membro)
- b) Quando um elemento apresenta duas variações de Nox, ou parte sofre variação, é preferível (não obrigatório) balancear a equação no sentido inverso.

Módulo 48. Pilhas (I)

Pilha

Processo espontâneo que produz energia elétrica a partir de uma reação química espontânea (redox).



Dado: $E^{\circ}\text{oxid}_{(X)} > E^{\circ}\text{oxid}_{(Y)}$ ou $E^{\circ}\text{red}_{(Y^+)} > E^{\circ}\text{red}_{(X^+)}$

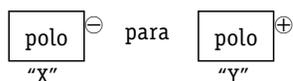
Fluxo de e^-

Pelo fio de X para Y

Cátodo (redução)

Polo \oplus (eletrodo Y)

Processo espontâneo



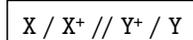
Ponte salina

Manter a neutralidade dos polos da pilha fornecendo cátions para o cátodo e ânions para o ânodo.

Ânodo (oxidação)

Polo \ominus (eletrodo X)

Notação simplificada da pilha



Módulo 49. Pilhas (II)

1. Potencial

Oxidação: mede a tendência de perder e⁻ (reductor).
 Redução: mede a tendência de ganhar e⁻ (oxidante).
 Observação - Potencial-padrão de hidrogênio:
 $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$ E⁰ = zero (25 °C, 1 atm, 1 mol/L)

2. Cálculo do potencial da pilha (ddp)

$\Delta E^0 = \text{ddp da pilha} = E_{>}^0 - E_{<}^0$ (os dois de redução ou de oxidação). Esta ddp pode ser calculada por: $\Delta E^0 = E_{\text{oxid.}}^0 + E_{\text{red.}}^0$ ($\Delta E^0 > 0$: pilha processo espontâneo).

3. Durante o funcionamento

- Cátodo: diminui a concentração dos íons em solução.
- Ânodo: aumenta a concentração dos íons em solução.

Módulo 50. Espontaneidade das reações de oxirredução

Para a reação ocorrer espontaneamente, é necessário que o elemento ("íon") que se oxida possua maior potencial de oxidação, e que o elemento ("íon") que se reduz possua maior potencial de redução.

$$\Delta E^0 = (E_{\text{oxid.}}^0 + E_{\text{red.}}^0) > 0$$

Observação - Se $\Delta E^0 < 0$, a reação não é espontânea.

Módulo 51. Eletrólise ígnea

1. Eletroquímica

Estuda a "interconversão".



2. Eletrólise

É a decomposição de uma substância pela corrente elétrica.

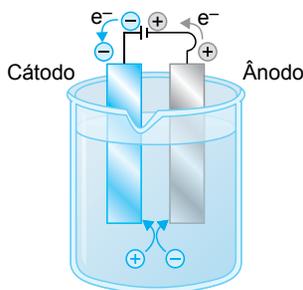
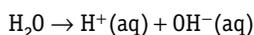
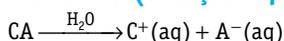
Observação:

A substância que conduz a eletricidade (eletrólito) decompõe-se, daí o nome eletrólise.

O eletrólito pode ser um composto iônico fundido ou em solução aquosa ou um composto molecular que se ionize quando em solução aquosa (ácidos).

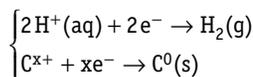
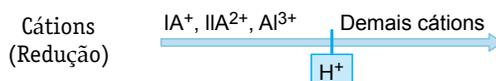
Módulo 52. Eletrólise em solução aquosa

1. Eletrólise (solução aquosa)

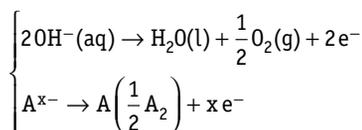
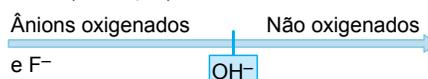


Ocorrerá uma competição entre os cátions (C⁺ e H⁺) e entre os ânions (A⁻ e OH⁻) para se "descarregarem" no cátodo e no ânodo, respectivamente.

2. Prioridade de descarga (crescente)



Ânions (oxidação):



Módulo 53 · Estequiometria da eletrólise

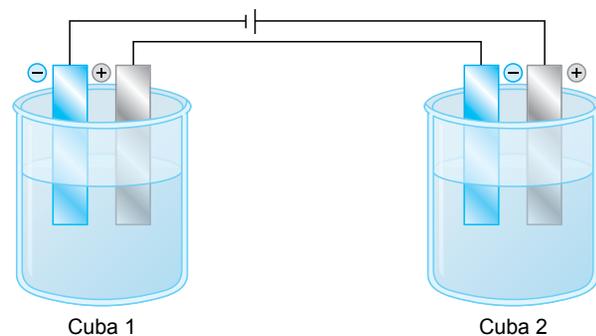
Carga elétrica (Q)

$Q = 1 \text{ faraday (F)} = \text{carga de 1 mol de } e^- = 96.500 \text{ coulombs (C)}$

Corrente elétrica (i)

$$i(\text{A}) = \frac{Q(\text{C})}{t(\text{s})}$$

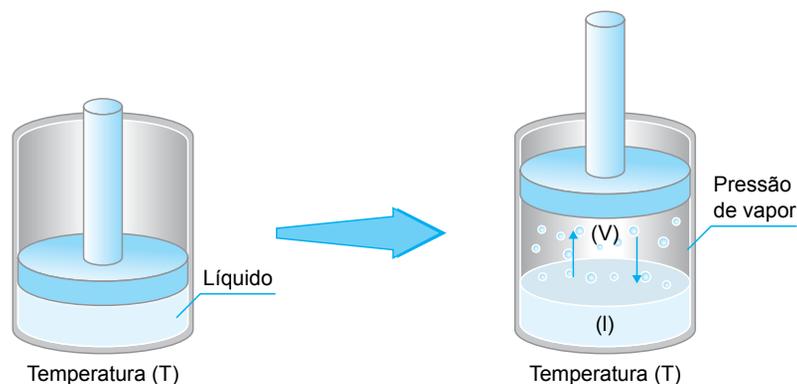
Eletrólise em série (1 gerador de corrente contínua para duas ou mais cubas)



$$\begin{aligned} \text{Carga (Q)} & \therefore Q_{\text{cuba 1}} = Q_{\text{cuba 2}} \\ (\text{C}) (\text{s}) (\text{A}) & \\ Q & = t \cdot i \end{aligned}$$

Módulo 54 · Pressão máxima de vapor

1. Pressão (máxima) de vapor (P_V)

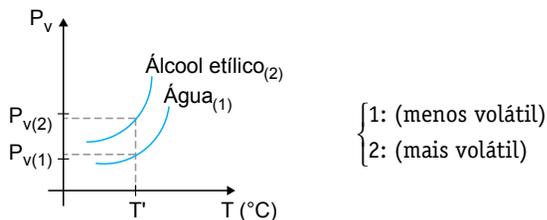


A pressão máxima de vapor de um líquido é a pressão exercida pelos vapores do líquido (temperatura T) quando está em equilíbrio com a fase líquida.

A pressão (máxima) de vapor depende somente:

- da natureza do líquido (substância);
- da temperatura.

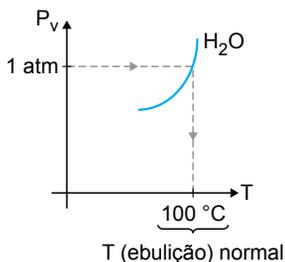
Graficamente



Quanto maior a pressão (máxima) de vapor, mais volátil é a substância.

2. Temperatura de ebulição

Um líquido entra em ebulição quando sua pressão (máxima) de vapor se iguala com a pressão atmosférica do local.

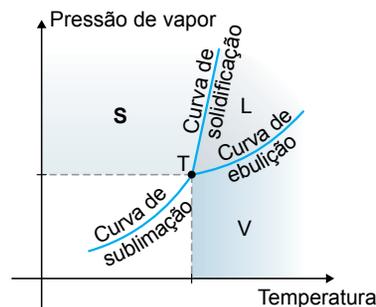


3. Umidade relativa do ar

É a pressão parcial do vapor da água em relação à pressão (máxima) de vapor da água na temperatura considerada.

4. Diagrama de fases

As curvas de pressão de vapor do líquido e do sólido em um diagrama ($P_v \times$ temperatura)

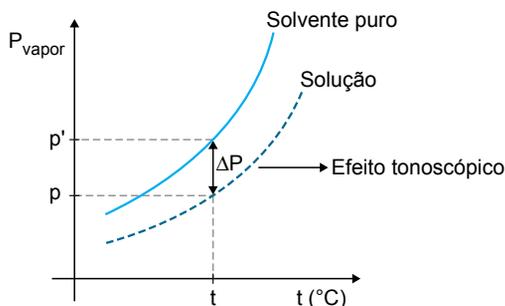


T = ponto triplo (Coexistem os três estados físicos.)

Módulo 55. Propriedades coligativas

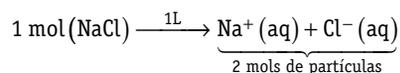
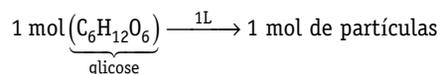
Propriedades coligativas: dependem exclusivamente da concentração de partículas de um soluto (não volátil).

A adição de um soluto não volátil a um solvente acarreta **tonoscopia:** abaixamento da pressão (máxima) de vapor.



O efeito coligativo em soluções iônicas é maior que em soluções moleculares, pois nas dissociações iônicas ou ionização, aumenta a concentração de partículas de soluto dissolvido.

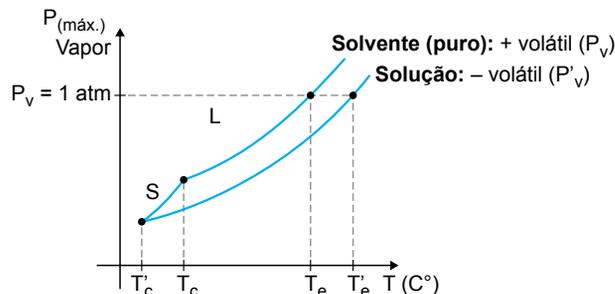
Exemplo:



Módulo 56. Ebulioscopia e crioscopia

Ebulioscopia: aumento na temperatura de início de ebulição

Crioscopia: abaixamento da temperatura de início de solidificação (congelação)



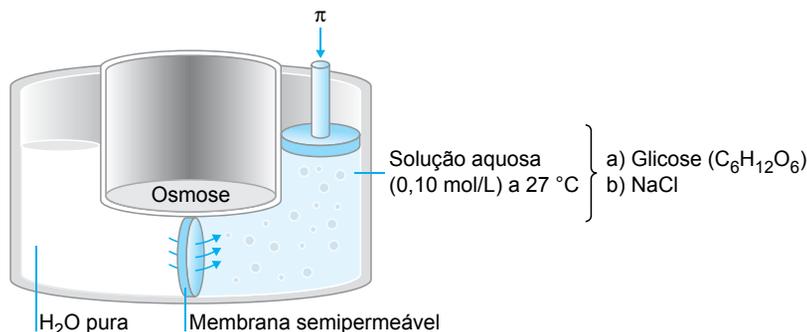
Solvente puro: P_v, T_e, T_c

Solução: P'_v, T'_e, T'_c

Temos: $P'_v < P_v; T'_e > T_e > T'_c < T_c$

Módulo 57. Osmose

Osmose: é a passagem de solvente através de uma membrana semipermeável, de uma solução menos concentrada (mais diluída) de partículas para uma solução mais concentrada de partículas.



A menor pressão aplicada no êmbolo para evitar a osmose é chamada de pressão osmótica, e pode ser calculada pela equação:

$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\left\{ \begin{array}{l} i = 1 \text{ (soluções moleculares)} \\ i > 1 \text{ (soluções iônicas) = fator de Van't Hoff} \end{array} \right.$$

$$i = 1 + \alpha(q - 1)$$

Exemplo

a) Glicose ($C_6H_{12}O_6$) $i = 1$

$$\pi = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K} \cdot 1 = 2,46 \text{ atm} \cong 2,5 \text{ atm}$$

b) NaCl $\rightarrow Na^+ + Cl^-$ ($i = 2$); $\alpha = 100\% = 1$

$$\pi = 0,10 \cdot 0,082 \cdot 300 \cdot 2 = 4,92 \text{ atm} \cong 4,9 \text{ atm}$$

Obs. – Soluções isotônicas: são aquelas que possuem a mesma pressão osmótica.

Módulo 58. Química descritiva

Ocorrência dos elementos na natureza

- **Terra**

Litosfera → porção sólida (6.500 km de raio)

Hidrosfera → parte líquida (80% da superfície terrestre)

Atmosfera → mistura gasosa ao redor da Terra

- **Crosta terrestre** → parte da litosfera (camada com espessura de 30 km)

Elementos mais abundantes na crosta, em porcentagem em massa: O, Si, Al, Fe, Ca.