

## QUÍMICA 2 – Volume 3

### RESOLUÇÕES TAREFA DE CASA

#### AULA 21

##### 01. A

Diluição :

$$[\text{NaOH}]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{NaOH}]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$[\text{NaOH}]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{NaOH}]_{\text{final}} \times (V_{\text{água}} + V_{\text{inicial}})$$

$$1,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 100 \text{ mL} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times (V_{\text{água}} + 100 \text{ mL})$$

$$(V_{\text{água}} + 100 \text{ mL}) = \frac{1,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 100 \text{ mL}}{0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$V_{\text{água}} = 2.500 \text{ mL} - 100 \text{ mL}$$

$$V_{\text{água}} = 2.400 \text{ mL}$$

##### 02. A

A ideia química, no primeiro exemplo se refere ao conceito de diluição, ou seja, acrescentar solvente à mistura homogênea (“tomar água”).

##### 03. B

$$\text{Concentração Molar} = \frac{4}{40 \cdot 0,1} = 1 \text{ mol/L}$$

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

$$1 \cdot V_1 = 0,15 \cdot 250$$

$$V_1 = 37,5 \text{ mL}$$

##### 04. B

$$M \cdot MM = \tau \cdot d \cdot 1000$$

$$M \cdot 36,5 = 0,37 \cdot 1,18 \cdot 1000$$

$$M = 11,96 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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

$$11,96 \cdot V_1 = 3 \cdot 50$$

$$V_1 = 12,54 \text{ mL}$$

##### 05. C

No estoque do laboratório, há uma solução concentrada desse ácido a 63% m/m, com uma densidade aproximadamente igual a  $1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . Então,

$$\text{concentração comum} = (\% \text{ m / M}) \times d$$

$$\text{concentração comum} = 0,63 \times 1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$\text{concentração comum} = 0,945 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$\text{concentração comum} = [\text{HNO}_3] \times M_{\text{HNO}_3}$$

$$\text{HNO}_3 = 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,945 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = [\text{HNO}_3] \times 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{inicial}} = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{final}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$V_{\text{final}} = 500 \text{ mL}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{HNO}_3]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$0,015 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1} \times V_{\text{inicial}} = 0,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1} \times 500 \text{ mL}$$

$$V_{\text{inicial}} = 16,66666 \text{ mL} \approx 17 \text{ mL}$$

##### 06. B

$$95\% \cdot V_1 = 75\% \cdot 1000$$

$$V_1 \approx 790 \text{ mL}$$

Volume deve ser retirado =

$$1000 \text{ mL} - 790 \text{ mL} = 210 \text{ mL}.$$

##### 07. E

Teremos:

$$n_{\text{solute antes}} = n_{\text{solute depois}}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4]_{\text{antes}} \times V = [\text{Na}_2\text{SO}_4]_{\text{depois}} \times V_{\text{depois}}$$

$$0,35 \text{ mol/L} \times V = 0,21 \text{ mol/L} \times 650 \text{ mL}$$

$$V = 390 \text{ mL}$$

##### 08. E

Cálculo da concentração de amônia em mol/L:

1L de solução — 900 g de solução

A porcentagem de soluto na solução é de 28%.

Assim:

$$900 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$m_{\text{SOLUTO}} \text{ — } 28\%$$

$$m_{\text{SOLUTO}} = 252 \text{ g}$$

Agora, vamos calcular o número de mols de soluto correspondentes a 252 g:

$$1 \text{ mol de amônia — } 17 \text{ g}$$

$$n \text{ — } 252 \text{ g}$$

$$n = 14,8 \text{ mol}.$$

Como essa quantidade em mols está presente em 1 litro da solução, podemos concluir que a concentração de amônia é de 14,8 mol/L.

Para o cálculo do volume de solução estoque necessária para efetuar a diluição usaremos a seguinte expressão:  $C_{\text{INICIAL}} \cdot V_{\text{INICIAL}} = C_{\text{FINAL}} \cdot V_{\text{FINAL}}$

Substituindo os valores, calcularemos o volume inicial que sofrerá a diluição:

$$4,8 \cdot V_{\text{INICIAL}} = 0,25 \cdot 500 \Rightarrow V_{\text{INICIAL}} = \frac{125}{14,8} \approx 8,4 \text{ mL}$$

**09. E**

Os dados fornecidos pelo exercício são:  
 Volume final ( $V_F$ ) = 1 200 mL (o volume final é 1 200 porque, no início, tínhamos 400 mL e foram adicionados 800 mL);  
 Volume inicial ( $V_i$ ) = 400 mL;  
 Molaridade inicial ( $M_i$ ) = ?  
 Molaridade final ( $M_F$ ) = 5 mol/L.

Basta substituí-los na fórmula da diluição e molaridade:

$$M_i \cdot V_i = M_F \cdot V_F$$

$$M_i \cdot 400 = 5 \cdot 1\,200$$

$$M_i \cdot 400 = M_F \cdot 300$$

$$M_i = \frac{6\,000}{400}$$

$$M_i = 15 \text{ mol/L}$$

**10. B**

Os dados fornecidos pelo exercício são:  
 Volume final ( $V_F$ ) = 300 mL (o volume final é 300 porque, no início, tínhamos 500 mL e foram evaporados 200 mL);  
 Volume inicial ( $V_i$ ) = 500 mL;  
 Molaridade inicial ( $M_i$ ) = 0,3 mol/L;  
 Molaridade final ( $M_F$ ) = ?

Basta substituí-los na fórmula da diluição e molaridade:

$$M_i \cdot V_i = M_F \cdot V_F$$

$$0,3 \cdot 500 = M_F \cdot 300$$

$$150 = M_F \cdot 300$$

$$M_F = \frac{150}{300}$$

$$M_F = 0,5 \text{ mol/L}$$

**AULA 22****01. C**

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M \cdot V$$

$$(0,1 \text{ mol/L}) \cdot (1 \text{ L}) + (0,2 \text{ mol/L}) \cdot (1 \text{ L}) = M \cdot 2 \text{ L}$$

$$0,1 \text{ mol} + 0,2 \text{ mol} = M \cdot 2 \text{ L}$$

$$M = \frac{(0,1 + 0,2) \text{ mol}}{2 \text{ L}}$$

$$M = 0,15 \text{ mol/L}$$

**02. A****Dados:**

$$C_1 = 200 \text{ g/L}$$

$$V_1 = ?$$

$$C_2 = 100 \text{ g/L}$$

$$V_2 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$C = 120 \text{ g/L}$$

$$V = V_1 + V_2 = V_1 + 0,2$$

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C \cdot V$$

$$200 \cdot V_1 + 100 \cdot 0,2 = 120 \cdot (V_1 + 0,2)$$

$$200 V_1 + 20 = 120 V_1 + 24$$

$$200 V_1 - 120 V_1 = 24 - 20$$

$$80 V_1 = 4$$

$$V_1 = 4/80$$

$$V_1 = 0,05 \text{ L}$$

**03. A**

Solução I:

$$4 \text{ g de KMnO}_4 \text{ ----- } 0,1 \text{ L de solução}$$

$$X_i \text{ ----- } 1 \text{ L de solução}$$

$$X_i = 1 \cdot 4 / 0,1$$

$$X_i = 40 \text{ g/L de KMnO}_4$$

Solução II:

$$6 \text{ g de KMnO}_4 \text{ ----- } 0,3 \text{ L de solução}$$

$$X_{II} \text{ ----- } 1 \text{ L de solução}$$

$$X_{II} = 1 \cdot 6 / 0,3$$

$$X_{II} = 20 \text{ g/L de KMnO}_4$$

Solução III:

$$12 \text{ g de KMnO}_4 \text{ ----- } 0,2 \text{ L de solução}$$

$$X_{III} \text{ ----- } 1 \text{ L de solução}$$

$$X_{III} = 1 \cdot 12 / 0,2$$

$$X_{III} = 60 \text{ g/L de KMnO}_4$$

Analizando as alternativas, temos:

A) A adição da solução II à solução III:

$$\text{Massa do soluto} = 6 + 12 = 18 \text{ g}$$

$$\text{Volume final da mistura} = 300 + 200 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$18 \text{ g de KMnO}_4 \text{ ----- } 0,5 \text{ L de solução}$$

$$X \text{ ----- } 1 \text{ L de solução}$$

$$X = 1 \cdot 18 / 0,5$$

$$X = 36 \text{ g/L de KMnO}_4$$

A concentração em massa da mistura das soluções II e III é, de fato, menor que a concentração em massa da solução I.

B) Considerando a aditividade de volume, temos:

$$\text{Massa do soluto} = 4 \text{ g}$$

$$\text{Volume final da mistura} = 100 + 100 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$4 \text{ g de KMnO}_4 \text{ ----- } 0,2 \text{ L de solução}$$

$$X \text{ ----- } 1 \text{ L de solução}$$

$$X = 1 \cdot 4 / 0,2$$

$$X = 20 \text{ g/L de KMnO}_4$$

A afirmação é incorreta, pois a concentração da solução III é igual a 60 g/L.

C) A solução mais concentrada é a que apresenta a maior relação entre soluto e solvente, no caso, a solução III.

D) A solução mais diluída é a que apresenta a menor relação entre soluto e solvente, no caso, a solução II.

**04. A**

O volume final é  $V = 100 + 100 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$

$$n^\circ \text{ de mols de NaCl} = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol NaCl}$$

$$0,01 \text{ mol de NaCl} \rightarrow 0,01 \text{ mol de Na}^{+} \text{ e } 0,01 \text{ mol de Cl}^{-}$$

$$n^\circ \text{ de mols de KCl} = 0,1 \times 0,1 = 0,01 \text{ mol de KCl}$$

$$0,01 \text{ mol de KCl} \rightarrow 0,01 \text{ mol de K}^{+} \text{ e } 0,01 \text{ mol de Cl}^{-}$$

As concentrações molares de cada um dos íons são:

$$[\text{Na}^+] = 0,01 / 0,2 = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{K}^+] = 0,01 / 0,02 = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = (0,01 + 0,01) / 0,2 = 0,1 \text{ mol/L}$$

**05. A**

O exercício pede apenas a concentração de íons sódio ( $\text{Na}^+$ ). Para calculá-la, é necessário inicialmente calcular a concentração de cada sal na mistura final para posteriormente determinar a concentração do íon, pois ambos os solutos apresentam sódio em sua composição.

Os dados fornecidos pelo exercício foram:

Para a solução de $\text{CaCl}_2$	Para a solução de $\text{AlCl}_3$
(solução 1)	(solução 2)
$M_1$ (concentração molar) = 0,05 mol/L	$M_2$ (concentração molar) = 0,10 mol/L
$V_1$ (Volume) = 200 mL	$V_2$ (Volume) = 600 mL
$M_F$ em relação ao $\text{CaCl}_2$ = ?	$M_F$ em relação ao $\text{AlCl}_3$ = ?
$V_F$ (Volume final após a mistura) = 800 mL	
$(V_1 + V_2)$	

Como temos uma mistura de soluções que apresentam solutos diferentes e o exercício pede a concentração molar de cada um deles após a mistura, devemos calcular a concentração de cada um desses solutos de forma isolada, da seguinte maneira:

- Concentração do  $\text{CaCl}_2$  na solução final

$$M_1 \cdot V_1 = M_F \cdot V_F$$

$$0,05 \cdot 200 = M_F \cdot 800$$

$$10 = M_F \cdot 800$$

$$M_F = \frac{10}{800}$$

$$M_F = 0,0125 \text{ mol/L}$$

- Concentração do  $\text{AlCl}_3$  na solução final

$$M_2 \cdot V_2 = M_F \cdot V_F$$

$$0,10 \cdot 600 = M_F \cdot 800$$

$$60 = M_F \cdot 800$$

$$M_F = \frac{60}{800}$$

$$M_F = 0,075 \text{ mol/L}$$

- Para determinar a concentração de íons cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) na solução final, devemos inicialmente multiplicar a quantidade molar (referente à quantidade atômica na fórmula da substância) pela concentração molar da substância:

-  $[\text{Cl}^-]$  proveniente do  $\text{CaCl}_2$  na solução final:

Temos apenas 2 átomos (quantidade molar) de Na e a concentração molar do sal é de 3,38 mol/L, logo:

$$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 0,0125$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,025 \text{ mol/L}$$

-  $[\text{Cl}^-]$  proveniente do  $\text{AlCl}_3$  na solução final:

Temos apenas 3 átomos (quantidade molar) de Na e a concentração molar do sal é de 2,19 mol/L, logo:

$$[\text{Cl}^-] = 3 \cdot 0,075$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,225 \text{ mol/L}$$

Por fim, somamos as concentrações molares do Cl em ambos os solutos:

$$[\text{Cl}^-] = 0,025 + 0,225$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,25 \text{ mol/L}$$

**06. C**

Os dados fornecidos pelo exercício foram:

Para a solução de sacarose

Para a solução de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ )

(solução 1)	(solução 2)
$C_1$ (concentração molar) = 50 g/L	$M_2$ (concentração molar) = 2 mol/L
$V_1$ (Volume) = 2 L	$V_2$ (Volume) = 6 L
$C_F$ em relação à sacarose = ?	$M_F$ em relação ao $\text{BaCl}_2$ = ?
$V_F$ (Volume final após a mistura) = 8 L	
$(V_1 + V_2)$	

Vale ressaltar que, para a sacarose, o cálculo será feito com a concentração comum (g/L) e, para o  $\text{NaCl}$ , o cálculo será feito com a concentração molar (mol/L).

- Concentração da sacarose na solução final

$$C_1 \cdot V_1 = C_F \cdot V_F$$

$$50 \cdot 2 = C_F \cdot 8$$

$$100 = C_F \cdot 8$$

$$C_F = \frac{100}{8}$$

$$C_F = 12,5 \text{ g/L}$$

- Concentração do  $\text{NaCl}$  na solução final

$$M_2 \cdot V_2 = M_F \cdot V_F$$

$$2 \cdot 6 = M_F \cdot 8$$

$$12 = M_F \cdot 8$$

$$M_F = \frac{12}{8}$$

$$M_F = 1,5 \text{ mol/L}$$

**07. D**

O exercício pede apenas a concentração de íons sódio ( $\text{Na}^+$ ). Para calculá-la, vamos determinar a concentração de cada sal na mistura final para posteriormente determinar a concentração do íon, pois ambos os solutos apresentam sódio em sua composição.

Os dados fornecidos pelo exercício foram:

Para a solução de $\text{NaCN}$	Para a solução de $\text{Na}_2\text{SO}_3$
(solução 1)	(solução 2)
$M_1$ (concentração molar) = 6 mol/L	$M_2$ (concentração molar) = 5 mol/L
$V_1$ (Volume) = 450 mL	$V_2$ (Volume) = 350 mL
$M_F$ em relação ao $\text{NaCN}$ = ?	$M_F$ em relação ao $\text{Na}_2\text{SO}_3$ = ?
$V_F$ (Volume final após a mistura) = 800 mL	
$(V_1 + V_2)$	

Como temos uma mistura de soluções que apresentam solutos diferentes e o exercício pede a concentração molar de cada um deles após a mistura, devemos calcular a concentração de cada um desses solutos de forma isolada, da seguinte maneira:

- Concentração do NaCN na solução final

$$M_1 \cdot V_1 = M_F \cdot V_F$$

$$6.450 = M_F \cdot 800$$

$$2700 = M_F \cdot 800$$

$$M_F = \frac{2700}{800}$$

$$M_F = 3,38 \text{ mol/L}$$

- Concentração do Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> na solução final

$$M_2 \cdot V_2 = M_F \cdot V_F$$

$$5.350 = M_F \cdot 800$$

$$1750 = M_F \cdot 800$$

$$M_F = \frac{1750}{800}$$

$$M_F = 2,19 \text{ mol/L}$$

- Para determinar a concentração de íons sódio [Na<sup>+</sup>] na solução final, devemos inicialmente multiplicar a quantidade molar (referente à quantidade atômica na fórmula da substância) pela concentração molar da substância:

- [Na<sup>+</sup>] proveniente do NaCN na solução final:

Temos apenas 1 átomo (quantidade molar) de Na e a concentração molar do sal é de 3,38 mol/L, logo:

$$[\text{Na}^+] = 1,3,38$$

$$[\text{Na}^+] = 3,38 \text{ mol/L}$$

- [Na<sup>+</sup>] proveniente do Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> na solução final: Temos apenas 2 átomos (quantidade molar) de Na e a concentração molar do sal é de 2,19 mol/L, logo:

$$[\text{Na}^+] = 2,2,19$$

$$[\text{Na}^+] = 4,38 \text{ mol/L}$$

Por fim, somamos as concentrações molares do Na em ambos os solutos:

$$[\text{Na}^+] = 3,38 + 4,38$$

$$[\text{Na}^+] = 7,76 \text{ mol/L}$$

## 08. B

Os dados fornecidos pelo exercício foram:

Para a solução de KCl (solução 1)	Para a solução de BaCl <sub>2</sub> (solução 2)
M <sub>1</sub> (concentração molar) = 0,5 mol/L	M <sub>2</sub> (concentração molar) = 0,3 mol/L
V <sub>1</sub> (Volume) = 350 mL	V <sub>2</sub> (Volume) = 200 mL
M <sub>F</sub> em relação ao KCl = ?	M <sub>F</sub> em relação ao BaCl <sub>2</sub> = ?
V <sub>F</sub> (Volume final após a mistura) = 550 mL (V <sub>1</sub> + V <sub>2</sub> )	

Como temos uma mistura de soluções que apresentam solutos diferentes e o exercício pede a concentração molar de cada um deles após a mistura, devemos calcular a concentração de cada um desses solutos de forma isolada, da seguinte maneira:

- Concentração do KCl na solução final

$$M_1 \cdot V_1 = M_F \cdot V_F$$

$$0,5 \cdot 350 = M_F \cdot 550$$

$$175 = M_F \cdot 550$$

$$M_F = \frac{175}{550}$$

$$M_F = 0,32 \text{ mol/L}$$

- Concentração do BaCl<sub>2</sub> na solução final

$$M_2 \cdot V_2 = M_F \cdot V_F$$

$$0,3 \cdot 200 = M_F \cdot 550$$

$$60 = M_F \cdot 550$$

$$M_F = \frac{60}{550}$$

$$M_F = 0,11 \text{ mol/L}$$

## 09. E

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_F \cdot V_F \rightarrow$$

$$5 \text{ g/L} \cdot 0,2 \text{ L} + 4 \text{ g/L} \cdot 0,3 \text{ L} = C_F \cdot 0,5 \text{ L} \rightarrow$$

$$1,0 \text{ g/L} \cdot L + 1,2 \text{ g/L} \cdot L = C_F \cdot 0,5 \text{ L} \rightarrow$$

$$2,2 \text{ g/L} \cdot L = C_F \cdot 0,5 \text{ L} \rightarrow$$

$$C_F = 4,4 \text{ g/L}$$

## 10. D

Cálculo da concentração em mol/L da solução 5,85 g/L de NaCl: 5,85 g NaCl 1 mol NaCl . 0,1 mol/L 1 L NaCl 58,5 g NaCl = Cálculo da concentração em mol/L da solução resultante:

$$[\text{NaCl}] \cdot 1 \cdot V_1 + [\text{NaCl}] \cdot 2 \cdot V_2 = [\text{NaCl}] \cdot F \cdot V_F \rightarrow$$

$$2 \cdot 0,2 + 0,1 \cdot 0,5 = [\text{NaCl}] \cdot F \cdot 0,7 \rightarrow$$

$$[\text{NaCl}] \cdot F = 0,64 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

## AULA 23

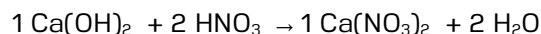
### 01. E

Para alcançar a resposta da questão, são necessários os seguintes passos:

**1º Passo:** Identificar os dados fornecidos pelo exercício.

- Massa da base: 4 g
- Massa do ácido: 6,3 g
- Massa do excesso: ?

**2º Passo:** Montar e balancear a equação química.



Ao realizar esse passo, a proporção apresentada entre os participantes deve ser de 1 mol de base para 2 mol do ácido, formando 1 mol do sal, isto é, base e sal apresentam a mesma proporção, enquanto o ácido possui o dobro em mol deles.

**3º Passo:** Determinar a massa molar da base (M<sub>b</sub>).

Para isso, podemos multiplicar a quantidade de átomos do elemento pela sua massa atômica e, em seguida, somar os resultados:

$$M_b = 1,40 + 2,16 + 2,1$$

$$M_b = 40 + 32 + 2$$

$$M_b = 74 \text{ g/mol}$$

**4º Passo:** Determinar a massa molar do ácido ( $n_a$ ).

$$M_a = 1,1 + 1,14 + 3,16$$

$$M_a = 1 + 14 + 48$$

$$M_a = 63 \text{ g/mol}$$

**5º Passo:** Determinar o número de mol do ácido ( $n_a$ ). Para obter esse número, podemos dividir a massa fornecida pela massa molar:

$$n_a = \frac{m_a}{M_a}$$

$$n_a = \frac{6,3}{63}$$

$$n_a = 0,1 \text{ mol}$$

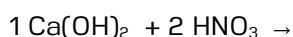
**6º Passo:** Determinar o número de mol da base ( $n_b$ ). Esse número é determinado se dividirmos a massa fornecida pela massa molar:

$$n_b = \frac{m_b}{M_b}$$

$$n_b = \frac{4}{40}$$

$$n_b = 0,1 \text{ mol}$$

**7º Passo:** Determinar se há reagente em excesso. Para isso, devemos relacionar o número de mol obtido com a proporção da reação. Na proporção, o ácido deve ser o dobro da base. Encontramos, assim, 0,1 mol para a base e 0,1 mol para o ácido.



Como a proporção entre eles deve ser de 1 para 2, logo, é impossível que ambos tenham o mesmo número de mol. Caso isso aconteça, um deles pode estar em excesso. Como o resultado dos cálculos apresentou a base com 0,1 mol, isso revela que ela é o reagente em excesso, porque o valor dela deveria ser metade do valor do ácido, ou seja, 0,05 mol.

**8º Passo:** Determinar o número de mol do excesso.

Como a base está em excesso e sua proporção é a metade do ácido (que possui 0,1 mol), o número de mol da base que reage deve ser 0,05 mol (metade do valor do ácido). Assim, para determinar o excesso, basta subtrair:

$$n_{b\text{excesso}} = 0,1 - 0,05$$

$$n_{b\text{excesso}} = 0,05 \text{ mol}$$

**9º Passo:** Determinar a massa da base ( $m_b$ ) que realmente reagiu.

Para isso, podemos multiplicar o número de mol real (que é 0,05 mol) pela massa molar:

$$n_b = \frac{m_b}{M_b}$$

$$0,05 = \frac{m_b}{74}$$

$$m_b = 3,7 \text{ g}$$

**10º Passo:** Determinar a massa do excesso:

Para obter a massa em excesso, devemos subtrair a massa da base que foi realmente utilizada (3,7) da massa da base que foi adicionada (4 g) à mistura:

$$m_{b\text{excesso}} = 4 - 3,7$$

$$m_{b\text{excesso}} = 0,3 \text{ g}$$

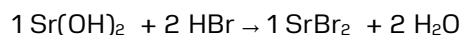
## 02. D

Para alcançar a resposta, são necessários os seguintes passos:

**1º Passo:** Identificar os dados fornecidos pelo exercício:

- Volume do ácido: 80 mL ou 0,08 L (após dividir por 1 000)
- Molaridade do ácido: 1,0 mol/L
- Volume da base: 120 mL ou 0,12 L (após dividir por 1 000)
- Molaridade da base: 0,6 mol/L
- Volume da solução final: 200 mL (resultado da soma de 80 mL com 120 mL) ou 0,2 L (após dividir por 1 000)
- Molaridade do sal: ?
- Molaridade do excesso: ?

**2º Passo:** Montar e balancear a equação química.



A proporção encontrada entre os participantes deve ser de 1 mol de base para 2 mol do ácido, formando 1 mol do sal, ou seja, base e sal apresentam a mesma proporção, enquanto o ácido possui o dobro em mol deles.

**3º Passo:** Determinar o número de mol do ácido ( $n_a$ ). Para isso, devemos multiplicar a molaridade ( $M_a$ ) fornecida pelo volume do ácido ( $V_a$ ) em L:

$$n_a = M_a \cdot V_a$$

$$n_a = 1,0 \cdot 0,08$$

$$n_a = 0,08 \text{ mol}$$

**4º Passo:** Determinar o número de mol da base.

Devemos multiplicar a molaridade ( $M_b$ ) fornecida pelo volume da base ( $V_b$ ) em L:

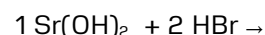
$$n_b = M_b \cdot V_b$$

$$n_b = 0,6 \cdot 0,12$$

$$n_b = 0,072 \text{ mol}$$

**5º Passo:** Determinar se há reagente em excesso.

Para isso, devemos relacionar o número de mol obtido com a proporção da reação. Na proporção, o ácido deve ser o dobro da base.



O resultado encontrado no cálculo foi de 0,072 mol para a base e 0,08 mol para o ácido. Como é impossível que 0,08 seja o dobro de 0,072 mol, concluímos que a base esteja em excesso.

**6º Passo:** Determinar o número de mol do excesso.

Como a base está em excesso e sua proporção é a metade do ácido (que possui 0,08 mol), o número de mol de base que reage é 0,04 mol (metade do valor do ácido). Assim, para determinar o excesso, podemos subtrair:

$$n_{b,\text{excesso}} = 0,072 - 0,04$$
$$n_{b,\text{excesso}} = 0,032 \text{ mol}$$

**7º Passo:** Determinar a molaridade do excesso.

Para isso, podemos dividir o número de mol em excesso da base pelo volume da solução final (0,2 l):

$$M_{b,\text{excesso}} = \frac{n_{b,\text{excesso}}}{V_{\text{final}}}$$
$$M_{b,\text{excesso}} = \frac{0,032}{0,2}$$
$$M_{b,\text{excesso}} = 0,16 \text{ mol/L}$$

**8º Passo:** Determinar a molaridade do sal na solução final.

Podemos dividir o número de mol do sal, que é igual ao da base que reage, ou seja, 0,04 mol, pelo volume da solução final (0,2 L):

$$M_s = \frac{n_s}{V_{\text{final}}}$$
$$M_s = \frac{0,04}{0,2}$$
$$M_s = 0,2 \text{ mol/L}$$

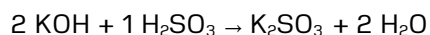
### 03. C

Para alcançar a resposta, são necessários os seguintes passos:

**1º Passo:** Identificar os dados fornecidos pelo exercício:

- Volume do ácido: 200 mL ou 0,2 L (após dividir por 1 000)
- Molaridade do ácido: 3,2 mol/L
- Volume da base: 800 mL ou 0,8 L (após dividir por 1 000)
- Molaridade da base: 2,0 mol/L
- Volume da solução final: 1000 mL (resultado da soma de 80 ml com 120 ml) ou 1 l (após dividir por 1000)
- Molaridade do excesso: ?

**2º Passo:** Montar e balancear a equação química.



A proporção obtida entre os participantes deve ser 2 mol de base para 1 mol do ácido, formando 1 mol do sal. Assim, ácido e sal devem apresentar a mesma proporção, e a base possui o dobro da proporção em mol de cada um.

**3º Passo:** Determinar o número de mol do ácido ( $n_a$ ). Para isso, devemos multiplicar a molaridade ( $M_a$ ) fornecida pelo volume do ácido ( $V_a$ ) em L:

$$n_a = M_a \cdot V_a$$
$$n_a = 3,2 \cdot 0,2$$
$$n_a = 0,64 \text{ mol}$$

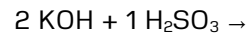
**4º Passo:** Determinar o número de mol da base.

Para isso, podemos multiplicar a molaridade ( $M_b$ ) fornecida pelo volume da base ( $V_b$ ) em L:

$$n_b = M_b \cdot V_b$$
$$n_b = 2,0 \cdot 0,8$$
$$n_b = 1,6 \text{ mol}$$

**5º Passo:** Determinar se há reagente em excesso.

Para isso, devemos relacionar o número de mol obtido com a proporção da reação. Na proporção, a base é o dobro do ácido.



Os valores encontrados nos cálculos foram: 1,6 mol para a base e 0,64 mol para o ácido. Como é impossível que 1,6 seja o dobro de 0,64 mol, concluímos que a base está em excesso.

**6º Passo:** Determinar o número de mol do excesso.

Como a base está em excesso e sua proporção é o dobro do ácido (que possui 0,64 mol), portanto, o número de mol da base que reage deve ser 1,28 mol (o dobro do valor do ácido). Assim, para determinar o excesso, basta subtrair:

$$n_{b,\text{excesso}} = 1,6 - 1,28$$
$$n_{b,\text{excesso}} = 0,32 \text{ mol}$$

**7º Passo:** Determinar a molaridade do excesso.

Para isso, podemos dividir o número de mol em excesso da base pelo volume da solução final (1 l):

$$M_{b,\text{excesso}} = \frac{n_{b,\text{excesso}}}{V_{\text{final}}}$$
$$M_{b,\text{excesso}} = \frac{0,32}{1}$$
$$M_{b,\text{excesso}} = 0,32 \text{ mol/L}$$

### 04. B

Para alcançar a resposta, são necessários os seguintes passos:

**1º Passo:** Identificar os dados fornecidos pelo exercício:

- Volume do ácido: 200 mL ou 0,2 L (após dividir por 1 000)
- Molaridade do ácido: 0,1 mol/L
- Massa molar da base: 78 g/mol
- Massa da base necessária para reagir com o ácido: ?

**2º Passo:** Montar e balancear a equação química



A proporção obtida entre os participantes deve ser de 1 mol de base para 3 mol do ácido, formando 1 mol do sal. Dessa forma, base e sal apresentam a mesma proporção, e o ácido possui o triplo da proporção em mol de cada um.

**3º Passo:** Determinar o número de mol do ácido ( $n_a$ ). Para isso, multiplicamos a molaridade ( $M_a$ ) fornecida pelo volume do ácido ( $V_a$ ) em L:

$$n_a = M_a \cdot V_a$$
$$n_a = 0,1 \cdot 0,2$$
$$n_a = 0,02 \text{ mol}$$

**4º Passo:** Determinar o número de mol da base. Para isso, podemos utilizar a proporção da equação balanceada no 2º passo. Como a base é um terço em mol do ácido, seu número de mol pode ser conseguido pela divisão do número de mol do ácido por 3:

$$n_b = \frac{0,02}{3}$$

$$n_b = 0,0067 \text{ mol (aproximadamente)}$$

**5º Passo:** Determinar a massa da base. Para isso, devemos utilizar a massa molar e o número de mol da base, como na seguinte expressão:

$$n_b = \frac{m_b}{M_b}$$

$$m_b = n_b \cdot M_b$$

$$m_b = 0,0067 \cdot 78$$

$$m_b = 0,5226 \text{ g}$$

### 05. B

Normogliêmico (regular): entre 70 e 100 mg/dL

$$1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}; 1 \text{ L} = 10 \text{ dL}$$

Paciente 1:

$$1,8 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,80 \times 10^{-3} \frac{180 \times 10^3 \text{ mg}}{10 \text{ dL}} =$$

$$= 32,4 \text{ mg/dL (hipoglicêmico)} \\ (32,4 \text{ mg/dL} < 70 \text{ mg/dL})$$

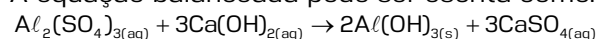
Paciente 2:

$$5,4 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 5,4 \times 10^{-3} \frac{180 \times 10^3 \text{ mg}}{10 \text{ dL}} =$$

$$= 97,2 \text{ mg/dL (normoglicêmico)} \\ (70 \text{ mg/dL} < 97,2 \text{ mg/dL} < 100 \text{ mg/dL})$$

### 06. B

A equação balanceada pode ser escrita como:



Agora, vamos calcular os números de mols dos dois reagentes:

Para o sulfato de alumínio:

$$1 \times 10^{-2} \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$n \text{ — } 6,5 \times 10^{-1} \text{ L}$$

$$n = 6,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Para o hidróxido de cálcio:

$$3 \times 10^{-2} \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$n \text{ — } 1,0 \times 10^{-1} \text{ L}$$

$$n = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Vamos observar que há excesso de um dos reagentes.



$$n \text{ — } 3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Assim, podemos afirmar que, após o término da reação, havia excesso de sulfato de alumínio. Esta informação é útil, pois agora sabemos que o reagente limitante é o hidróxido de cálcio.

Estabelecendo a proporção entre  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  e  $\text{CaSO}_4$ :



$$3 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ — } n$$

$$n = 3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Concentração} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{0,003}{0,75} = 0,004 \text{ mol/L}$$

### 07. C

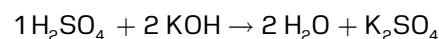
Teremos:

16 mL de uma solução aquosa de KOH 0,30 mol . L<sup>-1</sup>:

$$0,30 \text{ mol KOH} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n \text{ mol KOH} \text{ — } 16 \text{ mL}$$

$$n_{\text{KOH}} = 4,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{KOH}} = 2 \times n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{KOH}}}{2}$$

$$n_{\text{KOH}} = 4,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{4,8 \times 10^{-3} \text{ mol}}{2} \Rightarrow \\ \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{2,4 \times 10^{-3} \text{ mol}}{20 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,12 \text{ mol/L}$$

### 08. E

Pela reação, temos uma proporção entre  $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$  e

$\text{AgNO}_3(\text{aq})$  de 1 : 1, ou seja  $n_{\text{CLORETO}} = n_{\text{NITRATO DE PRATA}}$

Cálculo do número de mols de nitrato de prata que foram consumidos:

$$5 \times 10^{-2} \text{ mols de AgNO}_3 \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$n \text{ — } 1 \times 10^3 \text{ L}$$

$$n = 5 \times 10^{-5} \text{ mol de AgNO}_3 \text{ consumidos.}$$

Portanto, a quantidade de íons cloreto consumidos foi de  $5 \times 10^{-5} \text{ mol}$ .

Em litro de água, teremos:

$$5 \times 10^{-5} \text{ mols de cloreto} \text{ — } 50 \text{ mL}$$

$$n \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n = 1 \times 10^{-3} \text{ mol de Cl}^- \text{ em } 1 \text{ L de água}$$

$$1 \times 10^{-3} \text{ mol de Cl}^- / \text{L}$$

Em massa, teremos a seguinte concentração:

$$1 \text{ mol de Cl}^- \text{ — } 35,5 \text{ g}$$

$$1 \times 10^{-3} \text{ mol de Cl}^- \text{ — } m$$

$$m = 35,5 \times 10^{-3} \text{ g em } 1 \text{ L} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 35,5 \times 10^{-3} \text{ g/L ou } 35,5 \text{ mg/L}$$

09. A

$$C = \frac{0,5 \cdot 0,2 + 0,8 \cdot 0,3}{0,5} \Rightarrow C \cong 0,7 \text{ mols.}$$

10. B

Teremos:

SOLUÇÃO	NÚMERO DE MOLS (m/M) ( $K_2CR_2O_2$ )	VOLUME DA SOLUÇÃO (L)	CONCENTRAÇÃO MOLAR (mol/L)
I	$\frac{3}{294} = 0,01 \text{ mol}$	0,1	0,1
II	$\frac{3}{294} = 0,01 \text{ mol}$	0,6	0,0167
III	$\frac{6}{294} = 0,02 \text{ mol}$	0,1	0,2
IV	$\frac{6}{294} = 0,02 \text{ mol}$	0,4	0,05

## AULA 24

01. C

A temperatura de ebulição de uma solução é sempre maior que a da água pura (ebulioscopia), e a temperatura de congelamento da solução é sempre menor que a da água pura (crioscopia).

02. A

Conforme estudado na propriedade coligativa da tonoscopia, a pressão de vapor de um solvente diminui quando é adicionado a ele um soluto não volátil como a sacarose, em virtude das interações que se estabelecem entre as moléculas de sacarose e de água. As demais alternativas estão incorretas porque:

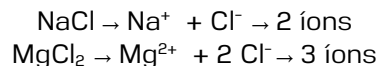
- B) A solução não passa a conduzir corrente elétrica, porque a sacarose não forma íons em água.
- C) A sua pressão de vapor diminui.
- D) O seu ponto de ebulição aumenta (propriedade coligativa da ebulioscopia).
- E) O seu ponto de congelamento diminui (propriedade coligativa da crioscopia).

03. D

A casca de ovo é composta basicamente de carbonato de cálcio, que reage com o ácido acético do vinagre e desaparece. A variação do volume ocorre graças a um processo de osmose, no qual a água atravessa uma membrana semipermeável da região mais diluída para a região mais concentrada. Assim, quando o ovo é imerso no vinagre (solução mais diluída), a água entra no ovo em uma tentativa de tornar as concentrações de soluto de ambos os lados da membrana semipermeável do ovo iguais. Desse modo, o ovo aumenta de volume.

04. E

A água é a que possui menor ponto de ebulição, pois é um solvente puro. As demais soluções apresentam todas a mesma concentração, mas a glicose e a sacarose formam soluções moleculares, enquanto o NaCl e o  $MgCl_2$  formam soluções iônicas, ou seja, suas fórmulas separam-se, formando íons e resultando em um maior número de partículas dissolvidas do que as que existem em soluções moleculares. Entre o NaCl e o  $MgCl_2$ , esse último é o que resulta em uma maior quantidade de íons dissolvidos. Veja isso pelas equações a seguir:



Quanto maior a quantidade de partículas dissolvidas, maior será a interação com as moléculas de água e mais difícil será para separá-las e fazer a água entrar em ebulição.

05. C

Somente a sacarose forma uma solução molecular. As demais formam soluções iônicas. Assim, é preciso analisar a quantidade de íons dissolvidos:

- I.  $CaBr_2$  (0,1 mol/L):  
 $CaBr_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2 Br^- \rightarrow 3 \text{ íons. } 0,1 = 0,3 \text{ mol/L.}$
- II. NaBr (0,2 mol/L):  
 $NaBr \rightarrow Na^+ + Br^- \rightarrow 2 \text{ íons. } 0,2 = 0,4 \text{ mol/L.}$
- III.  $K_2SO_4$  (0,2 mol/L):  
 $K_2SO_4 \rightarrow 2 K^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 3 \text{ íons. } 0,2 = 0,6 \text{ mol/L.}$
- IV. Sacarose (0,5 mol/L): 0,5 mol/L
- V. HCl (0,1 mol/L):  
 $HCl \rightarrow H^+ + Cl^- \rightarrow 2 \text{ íons. } 0,1 = 0,2 \text{ mol/L.}$

Quanto maior for a concentração de partículas dissolvidas, mais dificuldade as moléculas de água terão para organizar-se e formar a estrutura sólida; portanto, menor será a temperatura de congelamento (propriedade coligativa da crioscopia). Assim, a ordem crescente de temperatura de congelamento dessas soluções é inversamente proporcional a concentração delas: 0,6 mol/L 0,5 mol/L 0,4 mol/L 0,3 mol/L 0,2 mol/L  $K_2SO_4 < Sacarose < NaBr < CaBr_2 < HCl$   
 $III < IV < II < I < V.$

06. B

Dados:  
 $m_1 = 650 \text{ g de etilenoglicol}$   
 $M_1 = 62 \text{ g/mol}$   
 $m_2 = 1500 \text{ g de água}$   
 $M_2 = 18 \text{ g/mol}$

Utilizando a Lei de Raoult, temos:

$$\Delta P = x_1 \cdot P_2$$

$$\frac{\Delta P}{P_2} = x_1$$

$$P_2$$



Onde:

$\Delta P$  = abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (depende da temperatura);

$P_2$  é a pressão de vapor do solvente, no caso, da água;

$x_1$  = fração molar do soluto

A relação  $\Delta P/P_2$  é o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor que não depende da temperatura e é o que queremos encontrar.

Observe que para descobrir esse abaixamento relativo da pressão máxima de vapor ( $\Delta P/P_2$ ) é preciso saber o valor da fração molar do soluto ( $x_1$ ) que é dada por:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Por sua vez,  $n = m/M$ . Assim, temos:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \rightarrow n_1 = \frac{650 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} \rightarrow n_1 = 10,5 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} \rightarrow n_2 = \frac{1500 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \rightarrow n_2 = 83,3 \text{ mol}$$

$$x_1 = \frac{10,5 \text{ mol}}{(10,5 + 83,3) \text{ mol}}$$

$$x_1 = \frac{10,5 \text{ mol}}{93,8}$$

$$x_1 = 0,011 \text{ ou } 11\%$$

Aplicando na fórmula da lei de Raoult:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = x_1$$

$$P_2$$

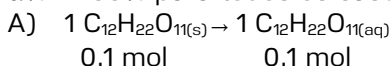
$$\frac{\Delta P}{P_2} = 11\%$$

$$P_2$$

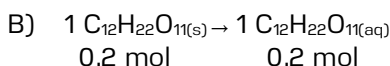
Portanto, a queda da pressão de vapor da água é de 11%.

### 07. D

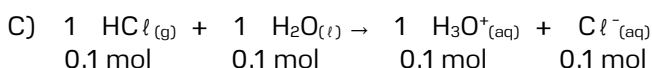
A pressão de vapor da solução é tanto menor quanto maior for o número de partículas dissolvidas na solução. Considerando que o  $\alpha\% = 100\%$  para todos os casos, temos:



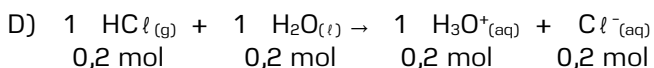
Total = 0,1 mol de partículas em solução.



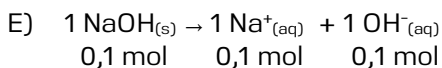
Total = 0,2 mol de partículas em solução.



Total = 0,2 mol de partículas em solução.



Total = 0,4 mol de partículas em solução.



Total = 0,2 mol de partículas em solução.

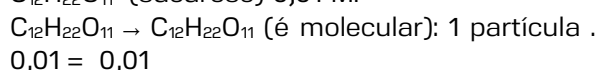
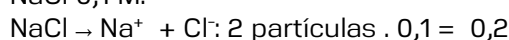
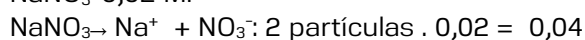
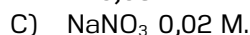
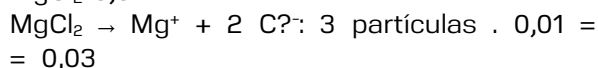
### 08. D

O aditivo diminui a pressão de vapor da solução formada com relação à água pura, causando um aumento do ponto de ebulição – ebulisocopia

(evitando que ocorra o superaquecimento da água dos radiadores de carros) – e uma diminuição do ponto de fusão – crioscopia (evitando o congelamento da água dos radiadores).

### 09. D

A menor temperatura de solidificação depende do número de partículas presentes na solução multiplicado pela concentração. Em cada caso, temos:



A menor temperatura de solidificação é a da solução da letra “d”, pois quanto mais soluto não volátil estiver dissolvido no solvente, isto é, quanto maior for a concentração da solução, menor será o seu ponto de fusão.

### 10. E

A relação entre o abaixamento da temperatura de congelamento ( $\Delta t_c$ ) de uma solução e sua molalidade (W) é dada pela equação  $\Delta t_c = K_c \cdot W$ . Para determinar a molalidade, devemos considerar que, em 54 g de glicose, existem:

$$\frac{54}{180 \text{ g/mol}} = 0,3 \text{ mol.}$$

Aplicamos então a seguinte regra de três:

0,5 kg de água *dissolve* 0,3 mol de glicose

1 kg de água *dissolverá* x

$x = 0,6$  mol de glicose

Portanto,  $W = 0,6$  mol/kg. Dessa forma, a relação da equação  $\Delta t_c = K_c \cdot W$  já pode ser aplicada:

$$\Delta t_c = K_c \cdot W$$

$$\Delta t_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,6 \text{ mol/kg}$$

$$\Delta t_c = 1,116 \text{ }^\circ\text{C.}$$

## AULA 25

### 01. D

Dados do exercício:

$$M = 0,3 \text{ M}$$

$$T = 37 \text{ }^\circ\text{C} \text{ ou } 310 \text{ K (somando 37 com 273)}$$

Observação:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  (constante universal dos gases perfeitos)

Calculando a pressão osmótica:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$\pi = 0,3 \cdot 0,082 \cdot 310$$

$$\pi = 7,62 \text{ atm}$$

**02. B**

Os dados fornecidos são:

$$m_1 = 90 \text{ g}$$

$$m_2 = 400 \text{ g}$$

$$p_2 = 55,3 \text{ mmHg}$$

$$M_1 = 180 \text{ g/mol}$$

$$M_2 = 18 \text{ g/mol}$$

$$K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol}$$

$$\Delta t_c = ?$$

Cálculo do  $\Delta t_c$  com a fórmula:

$$\Delta t_c = K_c \cdot W$$

$$\Delta t_c = \frac{K_c \cdot m_1}{M_1 \cdot m_2}$$

$$M_1 \cdot m_2$$

$$\Delta t_c = \frac{1,86 \cdot 90}{180 \cdot 0,4}$$

$$180 \cdot 0,4$$

$$\Delta t_c = \frac{167,4}{72}$$

$$72$$

$$\Delta t_c = 2,72 \text{ }^\circ\text{C}$$

**03. D**

Os dados fornecidos são:

$$m_1 = 18 \text{ g}$$

$$m_2 = 90 \text{ g}$$

$$p_2 = 55,3 \text{ mmHg}$$

$$M_1 = 180 \text{ g/mol}$$

$$M_2 = 18 \text{ g/mol}$$

$$p = ?$$

Cálculo do  $p$  com a fórmula:

$$\frac{p}{p_2} = K_t \cdot W$$

$$p_2$$

$$\frac{p}{p_2} = \frac{K_t \cdot m_1}{M_1 \cdot m_2}$$

$$p_2$$

$$\frac{p}{55,3} = \frac{0,018 \cdot 18}{180 \cdot 0,09}$$

$$55,3$$

$$\frac{p}{55,3} = 55,3 \cdot 0,018 \cdot 18$$

$$16,2$$

$$\frac{p}{16,2} = 17,91$$

$$16,2$$

$$p = 1,10 \text{ mmHg}$$

**04. C**

Os dados fornecidos são:

$$\Delta t_e = ?$$

$$W = 0,8 \text{ molal}$$

$$K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/molal}$$

Assim, para calcular o  $\Delta t_e$ , utilizaremos a seguinte fórmula:

$$\Delta t_e = K_e \cdot W$$

$$\Delta t_e = 0,52 \cdot 0,8$$

$$\Delta t_e = 0,416 \text{ }^\circ\text{C}$$

**05. C**

Visto que o celofane funciona como uma membrana semipermeável, ele deixará passar somente o solvente, que no caso é a água, e não as moléculas de sacarose. Nesse processo de osmose, ocorre a passagem do solvente para a solução. Portanto, o volume da solução no saco irá aumentar e sua concentração irá diminuir.

**06. E**

O meio é hipotônico, o que faz com que a planta (hipertônica) seja hidratada.

**07. A**

I – Dentro

II – Fora

III – enrugamento

IV – pressões osmóticas

**08. E**

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]

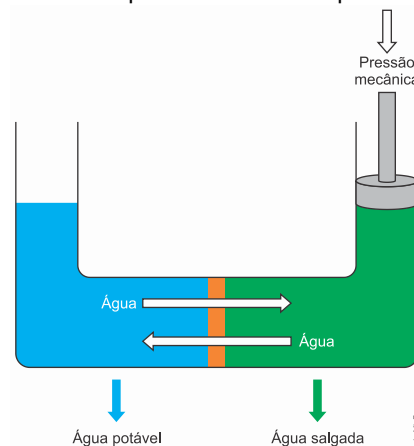
A osmose cria um ambiente desfavorável à sobrevivência dos micro-organismos, pois o solvente (água) migra da região de maior pressão de vapor (alimento) para a de menor pressão de vapor (sal).

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Biologia]

Em meio hipertônico, os micro-organismos decompositores perdem água, por osmose, e morrem. Dessa forma, os alimentos salgados são mais conservados do que o alimento fresco.

**09. E**

Para que ocorra esse processo é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica, assim o solvente migrará do meio mais concentrado para o meio menos concentrado num processo não espontâneo.

**10. C**

Ao ser colocado no mar, o lambari, como um peixe de água doce, sofre desidratação pois seus fluidos são hipotônicos (menor concentração de soluto) em relação a água do mar (hipertônica, com maior concentração de soluto), num processo chamado de osmose.

**AULA 26****01. E**

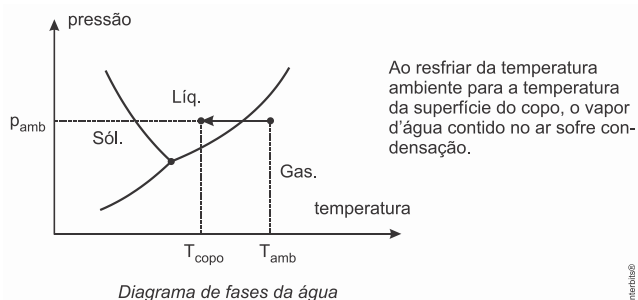
[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]

A água gelada presente no copo provoca uma diferença de temperatura entre a parte interna e externa do copo, as moléculas de água presente

da atmosfera, ao encontrar a superfície mais fria do copo, fornece calor para ela, fazendo com que a água condense, ou seja, passe para o estado líquido, formando gotículas de água nas paredes do copo.

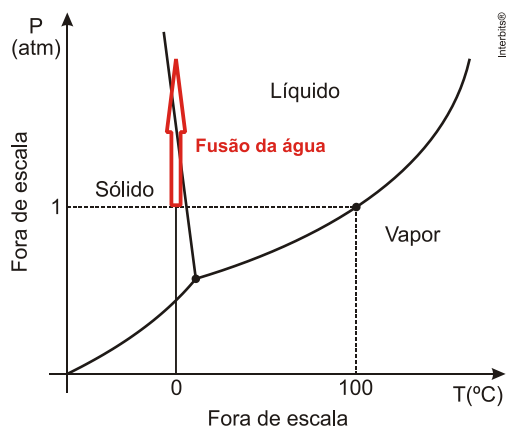
[Resposta do ponto de vista da disciplina de Física]

A água gelada contida no copo resfria a parede externa do copo. O ar em contato com essa parede também se resfria, atingindo, para a pressão ambiente, temperatura menor que a do ponto de condensação dos vapores de água nele contido, que passam, então, para a fase líquida, conforme mostra o diagrama de fases da água, na figura a seguir.



**02. E**

I. **Correta.** A patinação no gelo ocorre, pois a pressão que a lamina dos patins exerce sobre o gelo provoca a fusão da água, permitindo o deslizamento.

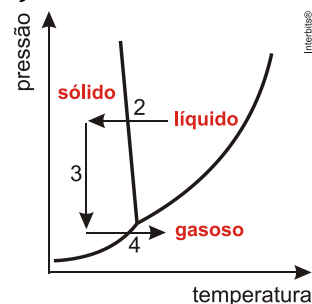


II. **Correta.** A utilização da panela de pressão acelera o cozimento dos alimentos, pois possibilita o aumento da temperatura devido à elevação do número de colisões entre as moléculas de água e conseqüentemente da temperatura de ebulição da água.

III. **Correta.** A água apresenta menor temperatura de ebulição em Caxias do Sul - RS, comparada a uma cidade localizada no nível do mar, pois nesta cidade a pressão atmosférica é menor. Quanto menor a pressão, menor a "resistência" à mudança de estado.

**03. B**

O processo de liofilização acima descrito pode ser representado neste diagrama pela sequência de etapas 2 (líquido-sólido), 3 (redução da pressão) e 4 (sublimação).

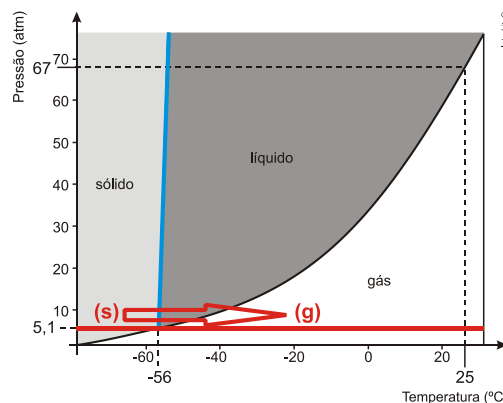


**04. A**

Solidificação da água: seta 2 (processo isobárico). Sublimação da água: seta 7 (processo isotérmico).

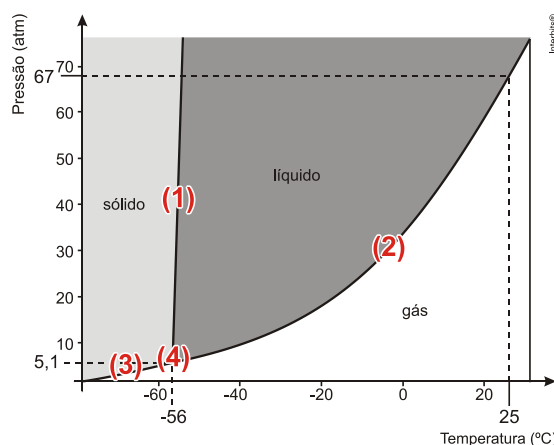
**05. B**

Com base nas informações fornecidas pelo diagrama de fases para o CO<sub>2</sub>, ele pode passar diretamente do estado sólido para o gasoso, quando a pressão for menor que 5,1 atm:



Na temperatura de -56 °C e pressão de 5,1 atm, o ponto triplo do CO<sub>2</sub> é atingido, no qual coexistem os três estados de agregação (sólido, líquido e gasoso).

- CO<sub>2</sub>(s) ⇌ CO<sub>2</sub>(l) (curva 1)
- CO<sub>2</sub>(l) ⇌ CO<sub>2</sub>(g) (curva 2)
- CO<sub>2</sub>(s) ⇌ CO<sub>2</sub>(g) (curva 3)
- CO<sub>2</sub>(s) ⇌ CO<sub>2</sub>(l) ⇌ CO<sub>2</sub>(g) (4 – ponto triplo)



- 06. B**
- Verdade. O ponto A é o ponto triplo em que a água coexiste nos estados físicos.
  - Falso. A adição de soluto não volátil desloca a curva de solubilidade para baixo.
  - Verdade. Em pressões abaixo do ponto triplo a água sofre sublimação quando sob aquecimento

**07. A**

**08. D**

A mudança retratada no gráfico passo do sólido para o gasoso e é denominada sublimação.

**09. E**

O ponto D se encontra na fronteira sólido – vapor logo estas fases irão coexistir neste ponto

**10. C**

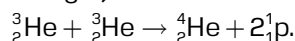
A partir de pressões abaixo do ponto triplo do gás carbônico ele sofre sublimação por aquecimento

## AULA 27

## AULA 28

**01. C**

De acordo com esse esquema, pode-se concluir que essa transformação, que liberaria muita energia, é uma fusão nuclear:



**02. B**

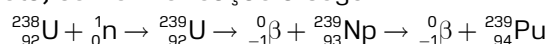
$$\left. \begin{array}{l} x a + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + \text{energia} \\ x + 2 = 4 \Rightarrow x = 2 \\ y + 1 = 2 \Rightarrow y = 1 \end{array} \right\} \begin{array}{l} x a = {}^2_1\text{H} \text{ ou } {}^2_1\text{D} \\ \text{(deutério ou hidrogênio pesado)} \end{array}$$

$$\left. \begin{array}{l} {}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^t_w\text{b} + \text{energia} \\ 2 + 3 = 4 + t \Rightarrow t = 1 \\ 1 + 1 = 2 + w \Rightarrow w = 0 \end{array} \right\} \begin{array}{l} {}^t_w\text{b} = {}^1_0\text{n} \text{ (nêutron)} \end{array}$$

**03. A**

A) **Correta.** A fissão nuclear ocorre quando o núcleo é bombardeado por um nêutron que, após a colisão, libera uma grande quantidade de energia e nesse processo novos nêutrons são liberados, provocando uma reação em cadeia.

B) **Incorreta.** Ocorre emissão de duas partículas beta, conforme reação a seguir:



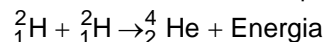
C) **Incorreta.** A energia gerada na explosão de uma bomba atômica se origina a partir de um processo de fissão nuclear.

D) **Incorreta.** Na bomba de hidrogênio, os nêutrons são disparados contra os núcleos de átomos de urânio ou de plutônio, numa reação em cadeia.

E) **Incorreta.** A radiação gama, possui o maior poder de penetração entre as radiações: alfa, beta e gama.

**04. D**

No Sol ocorrem reações de fusão nuclear, que liberam enorme quantidade de energia:



**05. B**

Pela análise da figura verifica-se, principalmente, a existência de reatores, unidades de reprocessamento e enriquecimento de urânio. Infere-se que a Coreia do Norte possui instalações que indicam sua capacidade de produção de bombas atômicas, cujo princípio é a fissão nuclear.

**06. E**

A) **Incorreta.** Emissões do tipo gama, não apresentam massa nem carga, assim, não altera o número atômico ou de massa do elemento Bi, não provocando a sua desintegração.

B) **Incorreta.** A emissão de uma partícula beta irá aumentar o número atômico em uma unidade:  ${}^{235}_{92}\text{U} \rightarrow {}^0_{-1}\beta + {}^{235}_{93}\text{X}$

C) **Incorreta.** Na fusão nuclear, ocorre a junção de núcleos atômicos, com alta liberação de energia.

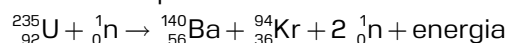
D) **Incorreta.** A fusão nuclear libera uma quantidade de energia muitas vezes maior que uma reação química, onde apenas os elétrons são envolvidos.

E) **Correta.** A fissão nuclear é uma reação que ocorre quando um núcleo pesado é bombardeado por um nêutron que irá liberar uma enorme quantidade de energia, cada colisão irá liberar novos nêutrons que irá colidir com outros núcleos promovendo uma reação em cadeia

**07. B**

A) **Incorreta.** A fusão nuclear ocorre quando dois ou mais núcleos se unem para produzir um novo elemento.

B) **Correta.** De acordo com a equação, são formados dois novos elementos químicos: o bário e o criptônio.



C) **Incorreta.** A fissão nuclear é usada para gerar eletricidade em usinas nucleares;

D) **Incorreta.** Alguns tipos de reações nucleares ocorrem também de forma espontânea.

E) **Incorreta.** O bombardeamento do urânio por um nêutron leva a liberação de dois nêutrons.

**08. A**

A reação de fusão nuclear é muito mais energética do que a fissão nuclear (núcleos de hidrogênio e hélio combinam-se formando elementos químicos de maior massa).

**09. A**

A união de dois núcleos vão fundir produzindo um novo núcleo estável

**10. A**

A bomba de hidrogênio é uma bomba de fusão, ou seja, em que dois átomos leves fundem-se para formar um único átomo mais pesado.

**AULA 29****01. D**

$$20 \text{ g} \xrightarrow{t_{1/2}} 10 \text{ g} \xrightarrow{t_{1/2}} 5 \text{ g} \xrightarrow{t_{1/2}} 2,5 \text{ g} \xrightarrow{t_{1/2}} 1,25 \text{ g}$$

$$t = 4 \times t_{1/2}$$

$$t = 4 \times 1,5 \text{ h} = 6 \text{ h}$$

ou

$$m = \frac{m_{\text{inicial}}}{2^n}$$

$$1,25 \text{ g} = \frac{20 \text{ g}}{2^n}$$

$$2^n = 16$$

$$2^n = 2^4$$

$$n = 4$$

$$t = 4 \times n$$

$$t = 4 \times 1,5 \text{ h}$$

$$t = 6 \text{ h}$$

**02. D**

$$100 \text{ mg} \xrightarrow{60 \text{ min}} 50 \text{ mg} \xrightarrow{60 \text{ min}} 25 \text{ mg} \xrightarrow{60 \text{ min}} 12,5 \text{ mg}$$

Ou seja, 180 min = 3 horas

**03. E**

De acordo com o gráfico para  $\frac{1}{2}$  quilo de rádio-226 temos 1620 anos, que equivale à sua meia-vida, ou seja, a amostra de rádio-226 diminui a sua quantidade pela metade a cada intervalo de 1.620 anos devido à desintegração radioativa.

**04. B**

Cada processo de meia vida dura 5 dias, como o decaimento passou por 3 meias vidas, o processo final durou 15 dias

**05. C**

Após 80 dias o medicamento será decaído aproximadamente 3 vezes, assim, teremos:

$$40 \text{ mCi} \xrightarrow{1^\circ \text{ decaimento}} 20 \text{ mCi} \xrightarrow{2^\circ \text{ decaimento}} 10 \text{ mCi} \xrightarrow{3^\circ \text{ decaimento}} 5 \text{ mCi}$$

**06. C**

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

$k = 0,1155 \text{ dia}^{-1}$ , substituindo o valor de  $k$ , teremos:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{0,1155} = 6 \text{ dias}$$

E a velocidade de eliminação será dada por:

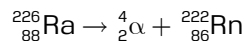
$$v = -k[\text{Hg}^{+2}]$$

**07. C**

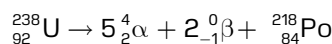
Análise das afirmativas:

I) **Verdadeira.** A conversão de  $^{222}\text{Rn}$  em  $^{218}\text{Po}$  é um processo exotérmico, pois é responsável pelo aquecimento de águas termais, logo libera energia.

II) **Falsa.** A conversão de  $^{226}\text{Ra}$  em  $^{222}\text{Rn}$  libera partículas alfa ( $\alpha$ ).



III) **Verdadeira.** Na série de decaimento, do  $^{238}\text{U}$  ao  $^{218}\text{Po}$ , cinco partículas  $\alpha$  são emitidas.



IV) **Falsa.** O tempo de meia vida ( $t_{1/2}$ ) do  $^{222}\text{Rn}$  é de 3,8 dias, e esse se converte em polônio ( $^{218}\text{Po}$ ), que por sua vez possui um  $t_{1/2}$  de 3,1 minutos. Os tempos de meia-vida são diferentes e a “queda” é exponencial, conseqüentemente, o a concentração de  $^{218}\text{Po}$  não atingirá a metade do valor da concentração inicial de  $^{222}\text{Rn}$ .

**08. B**

A) **Incorreta.** Fissão nuclear é a quebra de um núcleo atômico pesado e instável.

B) **Correta.**

$$100 \xrightarrow{1} 50 \xrightarrow{2} 25 \xrightarrow{3} 12,5 \xrightarrow{4} 6,25$$

$$T = x \cdot P$$

$$100 = 4 \cdot P$$

$$P = 25 \text{ anos}$$

C) **Incorreta.** A grande desvantagem da energia nuclear é o lixo radioativo e o perigo de acidentes que culminem em explosões e vazamentos de radiação.

D) **Incorreta.** As partículas alfa, beta e gama são radiações naturais emitidas por átomos radioativos.

E) **Incorreta.** A bomba atômica é um exemplo de fissão nuclear enquanto a bomba de hidrogênio é um exemplo de fusão nuclear.

**09. A**

Teremos:

$$\frac{76,8 \text{ horas}}{12,8 \text{ horas}} = 6 \text{ meias - vidas}$$

$$128 \text{ mg} \xrightarrow{12,8 \text{ horas}} 64 \text{ mg} \xrightarrow{12,8 \text{ horas}} 32 \text{ mg} \xrightarrow{12,8 \text{ horas}}$$

$$16 \text{ mg} \xrightarrow{12,8 \text{ horas}} 8 \text{ mg} \xrightarrow{12,8 \text{ horas}} 4 \text{ mg} \xrightarrow{12,8 \text{ horas}} 2 \text{ mg}$$

**10. B**

Teremos:

$$1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 2 \times 20 \text{ min} \text{ (3 períodos de semidesintegração)}$$

$$100,0 \text{ g} \xrightarrow{20 \text{ min}} 50,0 \text{ g} \xrightarrow{20 \text{ min}} 25,0 \text{ g} \xrightarrow{20 \text{ min}} 12,5 \text{ g}$$

## AULA 30

### 01. C

Na câmara da figura 1 temos um recipiente com um líquido puro (maior) pressão de vapor) e outro recipiente com uma solução saturada (menor pressão de vapor). Ocorre transferência de solvente do meio de maior pressão de vapor para o de menor pressão de vapor; este fenômeno é denominado é denominado osmose.

### 02. D

Ao nível do mar, em uma pressão de 1 atm, a temperatura de ebulição do  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  é igual a  $-25^\circ\text{C}$ .

### 03. E

Ao adicionar um soluto não volátil ao solvente, o ponto de ebulição do solvente aumenta e há uma abaixamento de pressão máxima de vapor do solvente. Assim, o líquido puro é mais volátil que o líquido quando está misturado com um soluto não volátil.

Quanto maior a concentração do soluto não volátil, maior é o abaixamento da pressão de vapor do líquido.

Assim, tem-se:

Curva I  $\Rightarrow$  solvente puro

Curva II  $\Rightarrow$  solução diluída

Curva III  $\Rightarrow$  solução concentrada

### 04. E

Através do gráfico apresentado, observa-se que, em uma pressão de 700 mmHg, a água entrará em ebulição a  $98^\circ\text{C}$ . Assim o item C é correto.

### 05. D

Período de tempo (de 5 de abril a 6 de maio) = 32 dias

8 dias - 1 meia-vida

32 dias - n

n = 4 meias-vidas

$$200 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 100 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 50 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 25 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 12,5 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3}$$

### 06. A

Teremos:

$$m_{\text{inicial}} = 2 \text{ g}$$

$$m_{\text{final}} = \frac{m_{\text{inicial}}}{2^n}$$

n = número de meias - vidas

p = meia - vida

tempo = n x p

$$100 \text{ h} = n \times 20 \text{ h}$$

$$n = 5$$

$$m_{\text{final}} = \frac{2 \text{ g}}{2^5} = \frac{1}{16} \text{ g} = 62,5 \text{ mg}$$

### 07. C

Teremos:

$$160 \text{ mCi} \xrightarrow{p} 80 \text{ mCi} \xrightarrow{p} 40 \text{ mCi} \xrightarrow{p} 20 \text{ mCi} \xrightarrow{p} 10 \text{ mCi}$$

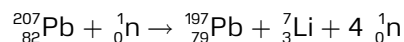
$$5 \times p = 32 \text{ dias} \Rightarrow p = 8 \text{ dias}$$

Logo, após 16 dias:

$$16 \text{ mCi} \xrightarrow{8} 8 \text{ mCi} \xrightarrow{8} 4 \text{ mCi}$$

### 08. C

Ocorreu o processo de fissão nuclear com o bombardeamento do núcleo de chumbo.



### 09. B

Teremos:

$$100\% \xrightarrow{p} 50\% \xrightarrow{p} 25\% \xrightarrow{p} 12,5\% \xrightarrow{p} 6,25\% \xrightarrow{p} 3,125\% \xrightarrow{p} 1,5625\% \xrightarrow{p} 0,78125\%$$

$$7 \times p = 7 \times 30 \text{ anos} = 210 \text{ anos (Césio)}$$

$$7 \times p = 7 \times 8 \text{ dias} = 56 \text{ dias (Iodo)}$$

### 10. A

Teremos:

$$19,2 \xrightarrow{30 \text{ dias}} 9,6 \text{ g} \xrightarrow{30 \text{ dias}} 4,8 \text{ g} \xrightarrow{30 \text{ dias}} 2,4 \text{ g}$$

O tempo que resta é de 67 anos (90 anos - 23 anos já passados).