

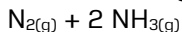
QUÍMICA 2 - VOLUME 2

RESOLUÇÕES - EXERCITANDO EM CASA

AULA 11

01. C

Teremos a seguinte proporção estequiométrica:



$$6 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mols}$$

$$8 \text{ g} \text{ ————— } n$$

$$n = 2,6666 = 2,7 \text{ mols de NH}_3$$

02. B

1º Passo: Descobrir as massas molares, sabendo que as massas molares em g/mol de cada elemento são: C = 12, O = 16, Cl = 35,5 e H = 1.

$$M_{\text{COCl}_2} = 12 + 16 + 2 \cdot 35,5 = 99 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{HCl}} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

2º Passo: Relacionar as massas molares das duas substâncias na equação, lembrando que a proporção estequiométrica entre elas está de 1 : 2. Como a massa tem que ser dada em gramas, temos que 198 mg de fosgênio é igual a 0,198 g:

$$99 \text{ g de COCl}_2 \text{ ————— } 2 \cdot 36,5 \text{ g de HCl}$$

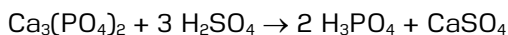
$$0,198 \text{ g de COCl}_2 \text{ ————— } x$$

$$99 x = 73 \cdot 0,198$$

$$x = \frac{14,454}{99}$$

$$x = 0,146 \text{ g} = 1,46 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

03. C



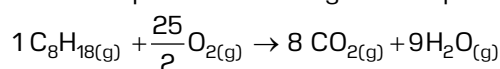
$$310 \text{ g} \text{ ————— } 2 \times 98 \text{ g}$$

$$62 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 39,2 \text{ g de H}_3\text{PO}_4$$

04. A

A massa de gás carbônico produzida (352 g) é maior do que a massa de gasolina queimada (114 g).



$$114 \text{ g} \text{ ————— } \frac{25}{2} \times 32 \text{ g} \text{ ————— } 8 \times 44 \text{ g} \text{ ————— } 9 \times 18 \text{ g}$$

$$m \text{ (gás carbônico produzido)} = 8 \times 44 \text{ g} = 352 \text{ g}$$

$$m \text{ (gasolina queimada)} = 114 \text{ g}$$

05. A

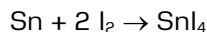
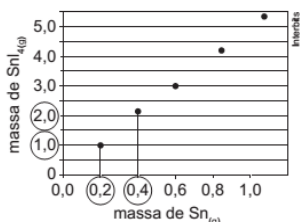
$$6 \text{ mols de NaN}_3 \text{ ————— } 9 \times 22,4 \text{ L de N}_2$$

$$3 \text{ mols} \text{ ————— } V$$

$$V = 101 \text{ L de N}_2$$

06. D

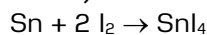
A partir da análise do gráfico, podemos obter a relação estequiométrica entre o estanho (Sn) e o iodo na formação do iodeto de estanho IV (SnI₄):



$$0,2 \text{ g} \text{ — } x \text{ — } 1 \text{ g} \Rightarrow 0,2 + x = 1 \Rightarrow x = 0,8$$

$$0,4 \text{ g} \text{ — } 2x \text{ — } 2 \text{ g}$$

Então,



$$0,2 \text{ g} \text{ — } 0,8 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ g}$$

$$0,4 \text{ g} \text{ — } 1,6 \text{ g} \text{ — } 2 \text{ g}$$

A relação entre as massas será dada por:

$$\frac{\text{massa de I}_2}{\text{massa de Sn}} = \frac{0,8 \text{ g}}{0,2 \text{ g}} = 4$$

Então,

$$\frac{m_{\text{I}_2}}{M_{\text{Sn}}} = \frac{0,8 \text{ g}}{0,2 \text{ g}} = 4 \quad \left(n = \frac{m}{M} \cdot M = \frac{m}{n} \right)$$

$$\frac{M_{\text{I}_2}}{M_{\text{Sn}}} = \frac{n_{\text{I}_2}}{n_{\text{Sn}}} \Rightarrow \frac{M_{\text{I}_2}}{M_{\text{Sn}}} = \frac{2 \text{ mol}}{0,2 \text{ g}} = \frac{0,8}{0,4} = \frac{2}{1}$$

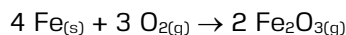
07. B

Teremos:

$$30.000 \text{ m}^3 \text{ de ar} \text{ — } 100\%$$

$$V_{\text{O}_2} \text{ — } 1,6 \%$$

$$V_{\text{O}_2} = 480 \text{ L}$$



$$4 \times 56 \text{ g} \text{ — } 3 \times 22,4 \text{ L}$$

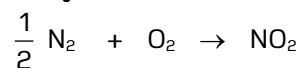
$$M_{\text{Fe}} \text{ — } 480 \text{ L}$$

$$M_{\text{Fe}} = 1.600 \text{ g}$$

08. B

De acordo com a tabela, teremos:

Reação 1:

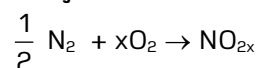


$$14,0 \text{ g} \quad 32,0 \text{ g} \quad 46,0 \text{ g}$$

$$N = 14; \text{O}_2 = 32; \text{O} = 16.$$

Concluimos que as massas molares dos elementos nitrogênio e oxigênio são, respectivamente, 14,0 g . mol⁻¹ e 16 g . mol⁻¹.

Reação 2:



$$54,0 \text{ g}$$

$$\text{NO}_{2x} = 54$$

$$14 + x \cdot 2 \cdot 16 = 54$$

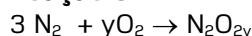
$$x = 1,25$$

$$\text{NO}_{2x} = \text{NO}_{2 \cdot 1,25} = \text{NO}_{2,5}$$

Multiplicando NO_{2,5} por 2, vem:

$$2(\text{NO}_{2,5}) = \text{N}_2\text{O}_5.$$

Reação 3:



$$48,0 \text{ g} \quad 132,0 \text{ g}$$

$$yO_2 = 48$$

$$2y \cdot 16 = 48 \Rightarrow y = 1,5$$

$$N_2O_{2y} = 132$$

$$14z + 2y \cdot 16 = 132$$

$$14z + 2 \cdot 1,5 \cdot 16 = 132 \Rightarrow z = 6$$

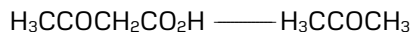
$$N_2O_{2y} = N_6O_3; \text{dividindo por } 3: N_2O.$$

09. D

$$22,4 \text{ L de } C_2H_2 \text{ ——— } 1 \text{ mol de } C_2H_3Cl$$

$$x \text{ ——— } 2 \text{ mols de } C_2H_3Cl$$

$$x = 44,8 \text{ L de } C_2H_2$$

10. A

$$1 \text{ mol ——— } 1 \text{ mol}$$

$$102 \text{ g ——— } 58 \text{ g}$$

$$125 \text{ mg ——— } x$$

$$x = 71,7 \text{ mg}$$

AULA 12**01. A**

Cálculo da massa do enxofre no carvão:

$$100\% \text{ ——— } 10^6 \text{ g}$$

$$1\% \text{ ——— } x$$

$$x = 10^4 \text{ g}$$

Cálculo da massa de hidróxido de cálcio:

$$32 \text{ g ——— } 74 \text{ g}$$

$$10^4 \text{ g ——— } x$$

$$x = 2,3 \cdot 10^4 \text{ g} \therefore 23 \text{ g}$$

02. D

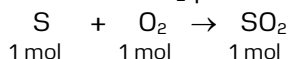
Massa de enxofre no cartão:

$$\text{carvão ——— } 320 \text{ g ——— } 100\%$$

$$\text{enxofre ——— } x \text{ ——— } 2\%$$

$$x = 6,4 \text{ g}$$

Massa do SO_2 produzido:



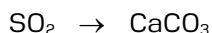
$$1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$$

$$32 \text{ g ——— } 64 \text{ g}$$

$$6,4 \text{ kg ——— } y$$

$$y = 12,8 \text{ kg}$$

Massa do $CaCO_3$ necessária:



$$1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$$

$$64 \text{ g ——— } 100 \text{ g}$$

$$12,8 \text{ kg ——— } m$$

$$m = 20 \text{ kg}$$

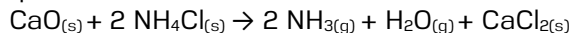
03. D

22,4 toneladas (t) de ferro-gusa – 32,0 t de hematita – 7,2 g de coque

67,2 toneladas (t) de ferro-gusa – x t de hematita – y t de coque x = 96 t; y = 21,6 t

04. C

Primeiro escrevemos a equação da reação química balanceada:



Veja que a proporção estequiométrica entre o CaO e a amônia (NH_3) é de 1 : 2. Visto que o cloreto de amônio está em excesso, o óxido de cálcio é o reagente limitante e é somente ele que vamos considerar. Agora, por meio das massas molares, calculamos a quantidade de CaO que produzirá 5,1 g de amônia:

$$1 \cdot 56 \text{ g de } CaO \text{ ——— } 2 \cdot 17 \text{ g de } NH_3$$

$$x \text{ ——— } 5,1 \text{ g de } NH_3$$

$$x = 8,4 \text{ g de } CaO$$

Por fim, calculamos o grau de pureza em termos de porcentagem de CaO:

$$10,5 \text{ g ——— } 100\%$$

$$8,4 \text{ g ——— } x$$

$$x = 80\%$$

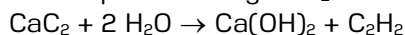
05. D

Massa da amostra (100%): 36% impureza, 64% pureza.

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g ——— } 100\%$$

$$\text{massa pura ——— } 64\%$$

Massa pura = 640 g CaC_2



$$1 \text{ mol} \quad \quad \quad 1 \text{ mol}$$

↓

↓ em volume (CNTP)

$$64 \text{ g} \text{ ————— } 22,4 \text{ L}$$

$$640 \text{ g} \text{ ————— } v$$

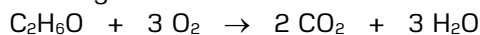
$$V = \frac{640 \cdot 22,4}{64} = 224 \text{ L de } C_2H_2$$

06. C

$$100 \text{ g ——— } 100\%$$

$$x \text{ ——— } 92\%$$

$$x = 92 \text{ g de álcool}$$



$$1 \text{ mol} \quad 3 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol} \quad 3 \text{ mol}$$

↓

↓

$$46 \text{ g} \text{ ————— } 3 \cdot 18 = 54 \text{ g}$$

$$92 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{92 \cdot 54}{46} = 108 \text{ g de } H_2O$$

07. D

De acordo com os dados do enunciado, teremos:

$$800 \text{ kg (mistura) ——— } 100\%$$

$$m \text{ (etanol) ——— } 20\%$$

$$m \text{ (etanol) = } 160 \text{ g}$$

Conclusão:

$$m \text{ (etanol) = } 160 \text{ kg}$$

$$m \text{ (água) = } 640 \text{ kg}$$

De acordo com o enunciado, foram obtidos 100 kg de álcool hidratado

96%, ou seja, 96 kg de etanol e 4 kg (resíduo)

$$\text{Massa de etanol} = 160 \text{ kg} - 96 \text{ kg} =$$

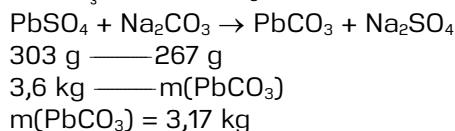
$$= 64 \text{ kg (resíduo)}$$

$$\text{Massa de água} = 640 \text{ kg} - 4 \text{ kg} = 636 \text{ kg (resíduo)}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa total} &= 64 \text{ kg} + 636 \text{ kg} = 700 \text{ kg (resíduo)} \\ 700 \text{ kg} &\text{ — } 100\% \\ 64 \text{ kg} &\text{ — } p \\ p &= 9,14\% \end{aligned}$$

08. C

$$\begin{aligned} 6 \text{ kg (pasta) kg} &\text{ — } 100\% \\ m(\text{PbSO}_4) \text{ kg} &\text{ — } 60\% \\ m(\text{PbSO}_4) &= 3,6 \text{ kg} \end{aligned}$$

Obtenção de PbCO_3 :

Para um rendimento de 91%, vem:

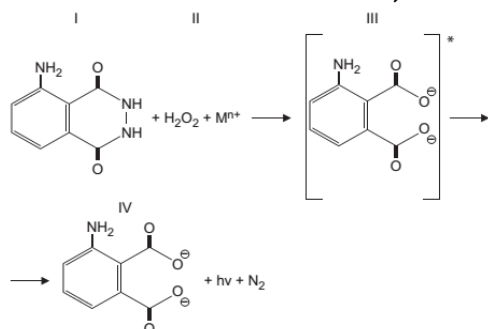
$$\begin{aligned} 3,17 \text{ kg} &\text{ — } 100\% \\ m(\text{PbCO}_3) &\text{ — } 91\% \\ m(\text{PbCO}_3) &= 2,9 \text{ kg} \end{aligned}$$

09. D

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de CH}_3\text{OH} &\text{ — } 1 \text{ mol CH}_2\text{O} \\ \text{Como o rendimento do processo é } 90\%: \\ 3,2 \text{ g de CH}_3\text{OH} &\text{ — } 0,9 \text{ (30 g) de CH}_2\text{O} \\ 3,2 \text{ g de CH}_3\text{OH} &\text{ — } 2,7 \text{ kg de CH}_2\text{O} \end{aligned}$$

10. D

Utilizando os dados fornecidos, temos:



$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &\text{ — } 1 \text{ mol rendimento } 100\% \\ 177 \text{ g} &\text{ — } 164 \text{ g} \\ 54 \text{ g} &\text{ — } x \\ x &= \frac{54 \text{ g} \cdot 164 \text{ g}}{177 \text{ g}} = 50,03 \text{ g para rendimento de } 100\% \end{aligned}$$

Para rendimento de 70%

$$\begin{aligned} 50,03 \text{ g} &\text{ — } 100\% \\ x &\text{ — } 70\% \\ x &= \frac{50,03 \text{ g} \cdot 70\%}{100\%} = 35,0 \text{ g} \end{aligned}$$

Efetuando os cálculos com as massas molares corretas, temos:

$$\begin{aligned} \text{(I)} &\quad \text{(IV)} \\ 177 \text{ g} &\text{ — } 179 \text{ g rendimento } 100\% \\ 54 \text{ g} &\text{ — } x \\ x &= \frac{54 \text{ g} \cdot 179 \text{ g}}{177 \text{ g}} = 54,61 \text{ g} \end{aligned}$$

Para um rendimento de 70%:

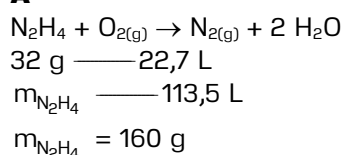
$$\begin{aligned} 54,61 \text{ g} &\text{ — } 100\% \\ x &\text{ — } 70\% \\ x &= \frac{54,61 \text{ g} \cdot 70\%}{100\%} = 38,2 \text{ g} \end{aligned}$$

A resposta que mais se aproxima de 38,2 g é a da alternativa D.

AULA 13**01. B**

Para se obter 1,5 kg do dióxido de urânio puro, matéria-prima para a produção de combustível nuclear, é necessário extrair e tratar 1,0 tonelada (1.000 kg) de minério, então:

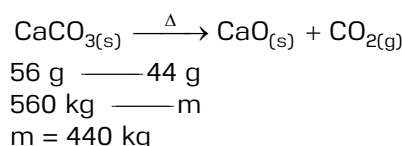
$$\begin{aligned} 1.000 \text{ kg} &\text{ — } 100\% \\ 1,5 \text{ kg} &\text{ — } p \\ p &= 0,15\% \end{aligned}$$

02. A**03. C**Como a massa molar do selênio (Se) é $\frac{2}{3}$ da massa molar do estanho (Sn), teremos:

$$\begin{aligned} M_{\text{Se}} &= \frac{2}{3} M_{\text{Sn}} \\ 2 \text{ Se} + \text{Sn} &\rightarrow \text{SnSe}_2 \\ 2 \times \frac{2}{3} M_{\text{Sn}} &+ M_{\text{Sn}} \end{aligned}$$

Dividindo a massa do selênio pela massa do estanho, vem:

$$\frac{2 \times \frac{2}{3} M_{\text{Sn}}}{M_{\text{Sn}}} = \frac{4}{3} \Rightarrow 4 : 3 \text{ (razão)}$$

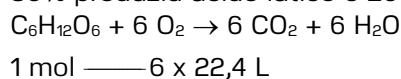
04. DA afirmativa 4 está incorreta, pois o nitrato de sódio (NaNO_3) é um sal solúvel em água.**05. E**

A massa será maior do que 440 kg, pois a queima do metano também libera gás carbônico.

06. D

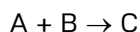
A quantidade total de glicose consumida pelo atleta foi de 0,5 mol.

80% produziu ácido láctico e 20% sofreu oxidação:



$$\frac{0,20}{100} \times 0,5 \text{ mol} \text{ — } V$$

$$V = 13,44 \text{ L}$$

07. B

$$20 \text{ g} + 30 \text{ g} \rightarrow 50 \text{ g}$$

$$50 \text{ g} + 80 \text{ g} \rightarrow x \text{ g}$$

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{20}{30} \neq \frac{50}{80}$$

$$20 \cdot 80 > 30 \cdot 50$$

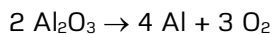
Conclusão: há excesso de B.

08. D

$$1 \text{ kg} \text{ — } 83 \text{ latas}$$

$$x \text{ — } 9 \cdot 10^9 \text{ latas}$$

$$x = \frac{9 \cdot 10^9 \text{ latas} \times 1 \text{ kg}}{83 \text{ latas}} = 0,108 \cdot 10^9 \text{ kg} = 108 \cdot 10^6 \text{ kg}$$



$$2 \text{ mol} \text{ — } 4 \text{ mol}$$

$$2 (102 \text{ g}) \text{ — } 4 (27 \text{ g})$$

$$204 \text{ g} \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 108 \cdot 10^6 \text{ kg}$$

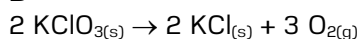
$$x = \frac{108 \cdot 10^6 \text{ kg} \times 204 \text{ g}}{108 \text{ g}} = 204 \cdot 10^6 \text{ kg de Al}_2\text{O}_3$$

$$1 \text{ tonelada} \text{ — } 10^3 \text{ kg}$$

$$x \text{ — } 204 \cdot 10^6 \text{ kg}$$

$$x = \frac{204 \cdot 10^6 \text{ kg} \times 1 \text{ tonelada}}{10^3 \text{ kg}}$$

$$x = 204 \cdot 10^3 \text{ kg de Al}_2\text{O}_3$$

09. B

$$2 \times 122,5 \text{ g} \text{ — } 3 \times 22,4 \text{ L}$$

$$p \times 9,8 \text{ g} \text{ — } 2,016 \text{ L}$$

$$p = 0,75 = 75\%$$

Para calcularmos a massa resultante de KCl, temos que calcular a massa de KCl que impurificou o KClO₃ e soma-la à massa de KCl produzida.

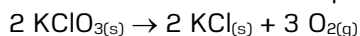
Cálculo da massa de KCl que impurificou o KClO₃:
Como a porcentagem de pureza do KClO₃ é de 75%, então temos 25% de KCl:

$$9,8 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 25\%$$

$$x = 2,45 \text{ g}$$

Cálculo da massa de KCl produzida:



$$2 \times 122,5 \text{ g} \text{ — } 2 \times 74,5 \text{ g}$$

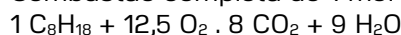
$$7,35 \text{ g} \text{ — } m (\text{KCl})$$

$$m (\text{KCl}) = 4,47 \text{ g}$$

$$\text{Massa de KCl resultante} = 2,45 \text{ g} + 4,47 \text{ g} = 6,92 \text{ g}$$

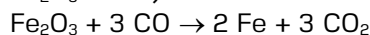
10. D

Combustão completa de 1 mol octano (C₈H₁₈):

**AULA 14****01. C**

$$10^6 \text{ g} = 10^3 \text{ kg}$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160; \text{ Fe} = 56.$$



$$160 \text{ g} \text{ — } 2 \times 56 \text{ g}$$

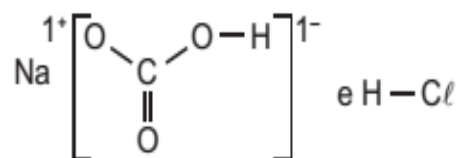
$$10^3 \text{ kg} \text{ — } m_{\text{Fe}}$$

$$m_{\text{Fe}} = 0,7 \times 10^3 \text{ kg}$$

02. D

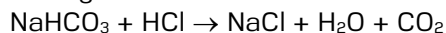
Análise das afirmações:

I. **Incorreta.** A fórmula estrutural do bicarbonato de sódio e do ácido clorídrico é, respectivamente:



II. **Incorreta.** Na reação entre o bicarbonato de sódio e o ácido clorídrico, ocorre uma reação de neutralização, o número de oxidação dos elementos químicos não varia:
(NaHCO₃ + HCl → NaCl + H₂O + CO₂)

III. **Correta.** O antiácido contém 4,200 g de bicarbonato de sódio para neutralização total de 1,825 g do ácido clorídrico presente no suco gástrico.



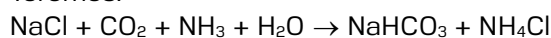
$$84 \text{ g} \text{ — } 36,5 \text{ g}$$

$$4,2 \text{ g} \text{ — } m_{\text{HCl}}$$

$$m_{\text{HCl}} = 1,825 \text{ g}$$

03. A

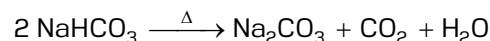
Teremos:



$$58,5 \text{ g} \text{ — } 84 \text{ g} \times 0,75$$

$$234 \text{ kg} \text{ — } m_{\text{NaHCO}_3}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = 252 \text{ g}$$



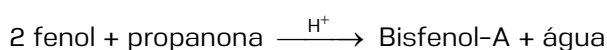
$$2 \times 84 \text{ g} \text{ — } 106 \text{ g} \times 1$$

$$252 \text{ kg} \text{ — } m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 159 \text{ kg}$$

04. C

Teremos:



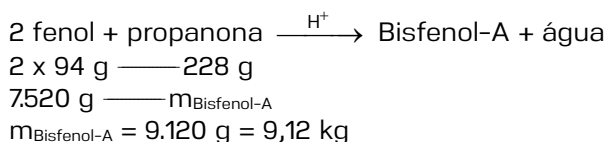
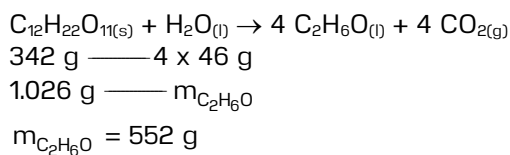
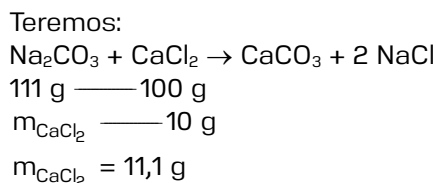
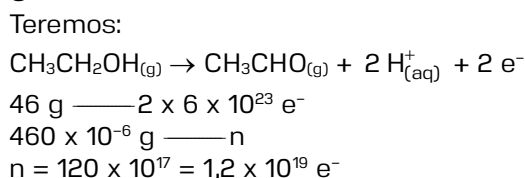
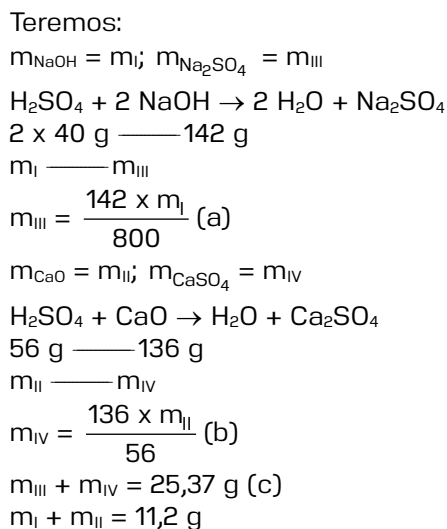
$$2 \times 94 \text{ g} - 58 \text{ g} \text{ — } 228 \text{ g}$$

$$7.520 \text{ g} - \cancel{1.160 \text{ g}} \text{ — } m_{\text{Bisfenol-A}}$$

$$(2 \times 94 \times 1.160) < (58 \times 7.520)$$

Excesso de propanona.

Então,

**05. E****06. C****07. C****08. D**

Substituindo (a) e (b) em (c), vem:

$$\frac{142 \times m_I}{80} + \frac{136 \times m_{II}}{56} = 25,37 \text{ g (d)}$$

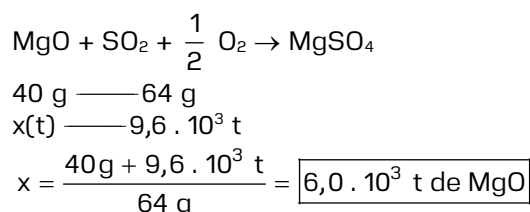
Teremos o sistema:

$$\begin{cases} \frac{142 \times m_I}{80} + \frac{136 \times m_{II}}{56} = 25,37 \text{ g} \\ m_I + m_{II} = 11,2 \text{ g} \end{cases}$$

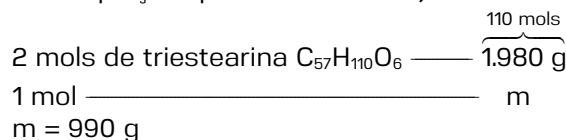
Resolvendo, vem:

$$m_I = m_{\text{NaOH}} = 2,8 \text{ g}$$

$$m_{II} = m_{\text{CaO}} = 8,4 \text{ g}$$

09. D**10. D**

Pela equação química mostrada, observamos que:

**AULA 15****01. C**

O etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) faz ligações de hidrogênio com a água.

As camadas de solvatação formadas por moléculas de água são atraídas pelo etanol e o coloide é desestabilizado.

02. B

Análise das afirmativas:

- I. **Afirmativa correta.** Coloides são misturas que contêm um componente que varia de 1 a 1000 nm.
- II. **Afirmativa incorreta.** Nas emulsões o disperso e o dispersante são líquidos e neste caso temos partículas sólidas dispersas em uma fase gasosa.
- III. **Afirmativa correta.** Consistem em um sistema do tipo aerossol sólido, ou seja, têm-se partículas sólidas dispersas num gás.
- IV. **Afirmativa incorreta.** Neste caso os coloides são polidispersos e heterogêneos.

03. E

Proteínas possuem diâmetros médios entre 1,0 nm e 1.000 nm e, quando em solução aquosa, formam sistemas caracterizados como coloides.

04. E

(NaCl, ZnCl_2 e CaCl_2)

05. D

(Creme de leite, maionese poliestireno expandido)

06. A

(emulsificante)

07. D

Aço \rightarrow Fe, C
 Ouro 18 \rightarrow quilates, Au, Cu, Ag
 Bronze \rightarrow Cu e Sn
 Latão \rightarrow Cu e Zn

08. E

Aço → Fe + C
 Bronze → Cu e Sn
 Ouro 14 quilates → Na e Sn
 Latão → Cu + Zn

09. C

Dispenção com etanol

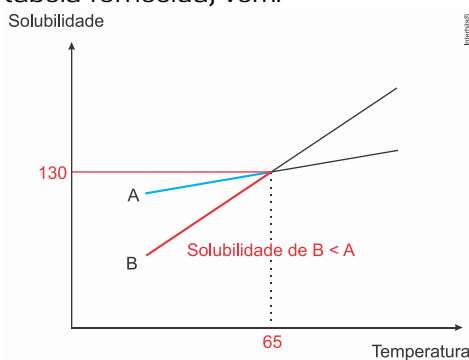
10. A

As demais são falsas porque:
 B) Uma solução pode ser formada também por gases e sólidos, e não somente por líquidos.
 C) Uma solução sempre constitui um sistema com uma única fase.
 D) Uma solução sempre é homogênea.
 E) Uma solução é uma mistura de substâncias, e não uma substância pura.

AULA 16

01. D

De acordo com as curvas de solubilidade e com a tabela fornecida, vem:



Diminuição da temperatura

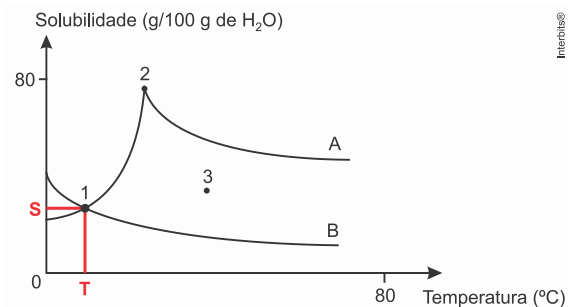
T (°C)	KNO ₃	NaNO ₃
60	115	125
65	130	130
75	160	140

115 < 125
 (B) (A)

Conclusão: a curva A diz respeito ao nitrato de sódio (NaO₃), pois apresenta maior solubilidade abaixo de 65 °C e a curva B, ao nitrato de potássio (KNO₃), pois apresenta menor solubilidade abaixo de 65 °C. Considerando duas soluções aquosas saturadas e sem precipitado, uma de KNO₃ e outra de NaNO₃, a 65 °C, o efeito da diminuição da temperatura acarretará a precipitação de ambas.
 KNO₃ : 130 g – 115 g = 15 g (precipitação).
 NaNO₃ : 130 g – 125 g = 5 g (precipitação).

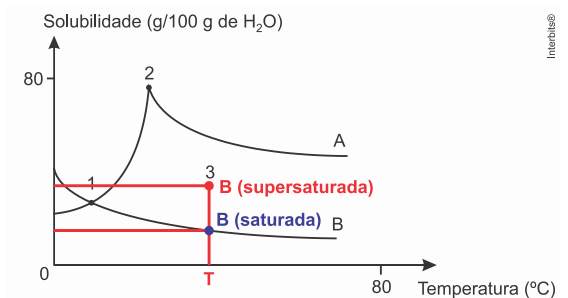
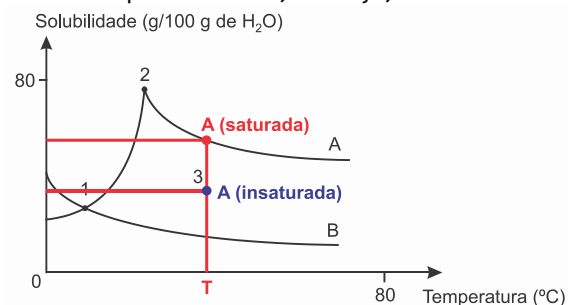
02. E

[A] **Incorreta.** No ponto 1, as soluções A e B apresentam a mesma temperatura e as mesmas solubilidades.



[B] **Incorreta.** A solução da substância A está saturada no ponto 2 no qual ocorre um pico na solubilidade de A.

[C] **Incorreta.** No ponto 3, a solução A está insaturada, ou seja, estável e a solução B estará supersaturada, ou seja, instável.



[D] As curvas de solubilidade podem indicar mudanças na estrutura dos solutos. Por exemplo, no ponto 2, a estrutura cristalina pode ter sido alterada com a hidratação do composto, antes, anidro.

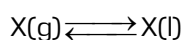
[E] A solubilidade da substância B segue o perfil esperado para a solubilidade de gases em água, ou seja, com a elevação da temperatura a solubilidade dos gases diminui em água, pois a constante de Henry depende da temperatura. Observe:
 A partir da equação de estado de um gás ideal, vem:

$$p_X \times V = n \times R \times T$$

pressão
parcial

$$\frac{n}{V} = \frac{p_X}{R \times T}$$

$$[X(g)] = \frac{p_X}{R \times T}$$



$$K_{eq} = \frac{[X(l)]}{[X(g)]}$$

$$K_{eq} = \frac{[X(l)]}{\frac{p_X}{R \times T}} \Rightarrow [X(l)] = K_{eq} \times \frac{p_X}{R \times T}$$

$$[X(l)] = \frac{K_{eq}}{R \times T} \times p_X$$

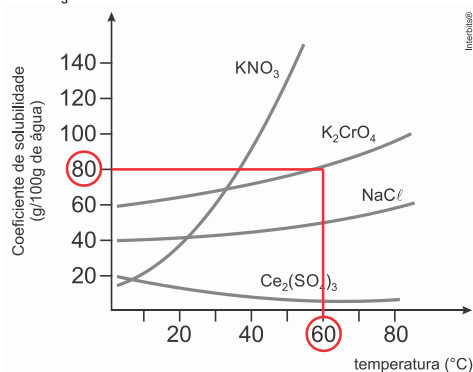
Constante de
Henry (K_H)

$$[X(l)] = K_H \times p_X$$

03. A

[A] **Correta.** De acordo com as curvas representadas, o processo de dissolução dos sais constituídos pelos metais alcalinos (KNO_3 e $NaCl$), em água, é endotérmico, pois a solubilidade aumenta com a elevação da temperatura.

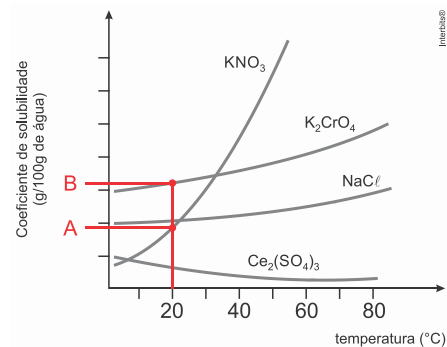
[B] **Incorreta.** A mistura de 120 g de cromato de potássio com 200 g de água forma uma solução insaturada a 60 °C.



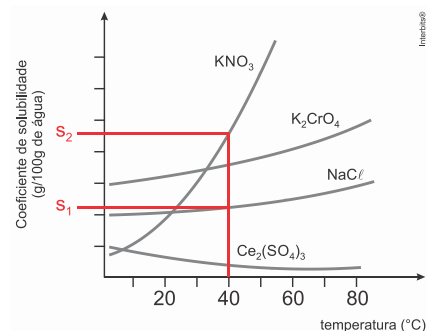
80 g (K_2CrO_4) — 100 g de H_2O
 160 g (K_2CrO_4) — 200 g de H_2O
 120 g de $K_2CrO_4 < 160$ g de $K_2CrO_4 \Rightarrow$
 \Rightarrow Solução insaturada

[C] **Incorreta.** O coeficiente de solubilidade do sulfato de cério diminui com o aquecimento do sistema aquoso, pois a curva representativa do processo é decrescente.

[D] **Incorreta.** A solubilidade do nitrato de potássio (A) é menor do que a do cromato de potássio (B) à temperatura de 20 °C.



[E] **Incorreta.** O nitrato de potássio (S_2) e o cloreto de sódio (S_1) apresentam diferentes coeficientes de solubilidade a 40 °C.



04. A

Solubilidade (KCl ; 60 °C) = 45 g/100 g de água, então:
 45 g de KCl — 100 g de água
 90 g de KCl — 200 g de água
 18 g de KCl — $m_{\text{água}}$ (dissolve 18 g)
 $m_{\text{água}}$ (dissolve 18 g) = 40 g
 $m_{\text{(total de água)}} = 200$ g
 $m_{\text{evaporada}} = 200$ g – 40 g = 160 g

05. D

[A] **Incorreta.** Além da sacarose, tem-se o $NaOH$ que é uma base.

[B] **Incorreta.** Pela análise do gráfico a solubilidade do sulfato de cério (III) em água, diminui à medida que a temperatura aumenta.

[C] **Incorreta.** Em 80 °C a massa de soluto será 600 g/100 g de H_2O .
 Em 40 °C a massa de soluto será 300 g/100 g de H_2O .
 A massa que permanecerá em solução será de 300 g de soluto.

[D] **Correta.** A dissolução do iodeto de sódio aumenta com o aumento da temperatura, ou seja, precisa de calor para dissolver, portanto, endotérmica.

[E] **Incorreta.** A zero graus vários sais possuem solubilidade elevada, como por exemplo, o nitrato de amônio.

06. C

A solubilidade de gases em líquidos diminui com a elevação da temperatura.

07. C

O cloreto de sódio (NaCl) forma solução homogênea com a água, em que é possível solubilizar, a 20 °C, 36 g de NaCl em 100 g de água.

Tem-se uma solução em que 545 g de NaCl estão dissolvidos em 1,5 L de água a 20 °C, sem corpo de fundo, então:

$$36 \text{ g (NaCl)} \xrightarrow{20^\circ\text{C}} 100 \text{ g de água}$$

$$545 \text{ g (NaCl)} \xrightarrow{20^\circ\text{C}} 1500 \text{ g de água}$$

$$m_{\text{NaCl}} \xrightarrow{20^\circ\text{C}} 100 \text{ g de água}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 36,33 \text{ g}$$

Conclusão: 35,33 g > 36 g (NaCl); $\approx 0,33$ g a mais; a solução é supersaturada.

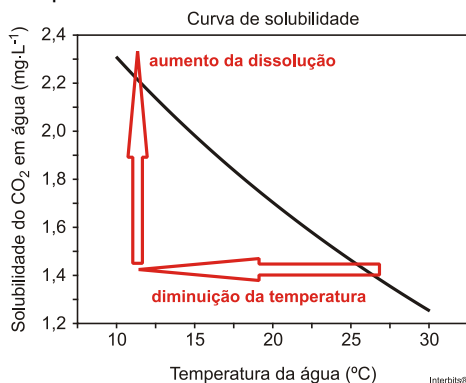
08. B

Teremos:

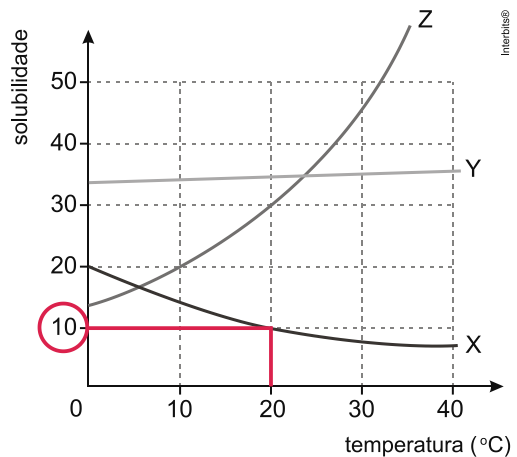
SOLUÇÃO	ADIÇÃO	PRECIPITADO	CONCLUSÃO
1	0,5 g	Nenhum	Insaturada (todo o sal é dissolvido)
2	0,5 g	0,5 g	Saturada (o sal acrescentado precipita)
3	0,5 g	0,8 g	Supersaturada (o sal acrescentado mais 0,3 g precipitam)

09. B

No processo de fabricação dos refrigerantes, a diminuição da temperatura da água facilita a dissolução do $\text{CO}_{2(g)}$ na bebida, ou seja, a dissolução aumenta com a diminuição da temperatura e vice-versa.

**10. A**

Teremos:



10 g soluto — 100 g (água)

De acordo com o gráfico, a 20 °C, têm-se 110 g de solução (10 g + 100 g).

110 g (solução) — 10 g (soluto)

1.100 g (solução) — m_{soluto}

$$m_{\text{soluto}} = 100 \text{ g}$$

AULA 17**01. A**

$$C = \frac{m_1}{V} \cdot 0,05 \text{ g/L} = \frac{20 \text{ g}}{V} \cdot (0,05 \text{ g/L}) \cdot V =$$

$$= 20 \text{ g} \cdot V = \frac{20 \text{ g}}{0,05 \text{ g/L}} \cdot V = 400 \text{ L}$$

02. B

$$V = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$$

$$C = \frac{m_1}{V} \rightarrow C = \frac{30 \text{ g}}{0,4 \text{ L}} \rightarrow C = 75 \text{ g/L}$$

03. E

Precisamos descobrir primeiro quanto em massa existe de soluto na solução. Para isso, usamos a massa molar do etileno glicol, que é calculada da seguinte maneira:

$$C_2H_6O_2 = 2 \cdot 12,0 + 6 \cdot 1,0 + 2 \cdot 16,0 = 62 \text{ g/mol}$$

Agora fazemos uma regra de três simples:

$$1 \text{ mol} \text{ — } 62 \text{ g}$$

$$5 \text{ mol} \text{ — } m_1$$

$$m_1 = 310 \text{ g}$$

Substituindo os valores na fórmula da concentração comum, temos:

$$V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$C = \frac{m_1}{V} \rightarrow C = \frac{310 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} \rightarrow C = 620 \text{ g/L}$$

04. A

$$C = \frac{m_1}{V} \rightarrow C = \frac{4,0\text{g}}{2,0\text{L}} \rightarrow C = 2,0\text{ g/L}$$

05. E

Nesse caso, temos que passar o valor do volume da solução de mL para L:

$$1 \text{ ——— } 1.000 \text{ mL}$$

$$X \text{ ——— } 220 \text{ mL}$$

$$X = \frac{220}{1.000}$$

$$X = 0,22 \text{ L}$$

Agora podemos fazer uma regra de três básica:

$$33 \text{ g de ——— } 0,22 \text{ L de solução}$$

$$y \text{ ——— } 1 \text{ L de solução}$$

$$\frac{1\text{L} \cdot 33\text{g}}{0,22\text{L}}$$

$$y = 150 \text{ g/L}$$

06. E

Sabendo que a diferença de massa entre o refrigerante comum e o *diet* é somente em razão do açúcar:

$$m_{\text{açúcar}} = m_{\text{refrigerante comum}} - m_{\text{refrigerante diet}}$$

$$m_{\text{açúcar}} = 331,2 - 316,2$$

$$m_{\text{açúcar}} = 15 \text{ g}$$

$$15 \text{ g de açúcar ——— } 0,3 \text{ L de refrigerante (300 mL)}$$

$$x \text{ ——— } 1 \text{ L de refrigerante}$$

$$x = \frac{1 \cdot 15}{0,3}$$

$$x = 50 \text{ g de açúcar/L de refrigerante}$$

07. B

Primeiramente, calculamos a concentração comum de cada amostra. Como a unidade pedida no exercício é g/L, o volume de 500 mL será passado para litros, dando um resultado de 0,5 L:

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

Amostra 1

$$C_1 = \frac{22\text{g}}{0,5\text{L}}$$

$$C_1 = 44 \text{ g/L}$$

Amostra 2

$$C_2 = \frac{20\text{g}}{0,5\text{L}}$$

$$C_2 = 40 \text{ g/L}$$

Amostra 3

$$C_3 = \frac{24\text{g}}{0,5\text{L}}$$

$$C_3 = 48 \text{ g/L}$$

Tirando a média:

$$C_{\text{média}} = \frac{C_1 + C_2 + C_3}{3} \rightarrow C_{\text{média}} = \frac{(44 + 40 + 48)\text{g/L}}{3}$$

$$\rightarrow C_{\text{média}} = 44 \text{ g/L}$$

08. D

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

$$8,0\text{g/L} = \frac{m_1}{0,25\text{L}}$$

$$m_1 = 8,0\text{g/L} \cdot 0,25\text{L}$$

$$m_1 = 2,0\text{g}$$

09. A

O valor da porcentagem em massa indica que existem:

$$2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF em } 100 \text{ g de solução}$$

Como a densidade da solução é 1,0 g/mL, ou seja, 1.000 g/L, se um indivíduo ingerir 1 L dessa solução, ele estará ingerindo 1.000 gramas da solução.

Então:

$$100 \text{ g de solução ——— } 2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF}$$

$$1.000 \text{ g de solução ——— } x$$

$$x = \frac{1.000\text{g de solução} \cdot 2 \cdot 10^{-4}\text{g de NaF}}{100\text{g de solução}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF}$$

Outra maneira de resolvermos essa questão é pela aplicação da fórmula de título (τ):

$$\tau \cdot 100\% = \% \text{ em massa}$$

$$\text{em que: } m_1 = ?$$

$$\frac{m_1}{m\%} \cdot 100\% = 5 \text{ em massa}$$

$$m = 1.000 \text{ g}$$

$$\text{em massa} = 2 \cdot 10^{-4} \%$$

$$\frac{m_1}{1.000 \text{ g}} \cdot 100\% = 2 \cdot 10^{-4} \%$$

$$m_1 = 2 \cdot 10^{-4}\% \cdot 1.000 \text{ g} \Rightarrow m_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF}$$

10. D

Se $\tau = 5\%$, então significa que temos 5 g de soluto (glicose) em 100 g de solução. Lembrando que 1 kg = 1.000 g, temos:

$$5 \text{ g de glicose ——— } 100 \text{ g de solução}$$

$$x \text{ ——— } 1.000 \text{ g de solução}$$

$$x = \frac{5 \cdot 1.000}{100}$$

$$x = 50 \text{ g de glicose}$$

AULA 18**01. B**

Por meio das massas molares, calculamos a massa molar do HCl, que é igual a 36,5 g/mol (1,0 + 35,5).

Agora, precisamos determinar o volume da solução, que é considerado o mesmo que o da água. Fazemos isso por meio da densidade:

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

A massa da solução (m) é dada pela soma da massa do soluto ($\text{HCl}_{(s)}$) com a massa do solvente (água):

$$m = 120 \text{ g} + 1.000 \text{ g} = 1.120 \text{ g}$$

Assim, substituindo os dados na fórmula acima para encontrar o valor do volume, temos:

$$V = \frac{1.120 \text{ g}}{1,044 \text{ g/cm}^3} \Rightarrow V = 1072,8 \text{ cm}^3$$

Passando o volume de cm^3 para litros, temos:

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 = 0,001 \text{ dm}^3$$

Se $\text{dm}^3 = \text{L}$, então:

$$1 \text{ cm}^3 \text{ — } 0,001 \text{ L}$$

$$1072,8 \text{ cm}^3 \text{ — } V$$

$$V = 1,0728 \text{ L}$$

Agora sim podemos substituir os valores na fórmula da concentração em mol/L:

$$M = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot v}$$

$$M = \frac{120 \text{ g}}{(36,5 \text{ g/mol}) \cdot (1,0728 \text{ L})}$$

$$M = 3,06 \text{ mol/L}$$

02. A

$$M = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot v}$$

$$M = \frac{18 \text{ g}}{(180 \text{ g/mol}) \cdot (1,0 \text{ L})}$$

$$M = 0,1 \text{ mol/L}$$

03. A

Dados:

$$m_1 = 0,4 \text{ g}$$

$$\text{MM}_{(\text{NaCl})} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$V (\text{L}) = ? \text{ (é o que se deseja descobrir)}$$

$$M = 0,05 \text{ mol/L}$$

Aplicando os valores relacionados na fórmula, temos:

$$M = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot v}$$

$$V = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot M}$$

$$V = \frac{0,4 \text{ g}}{(58,5 \text{ g/mol}) \cdot (0,05 \text{ mol/L})}$$

$$V = 0,14 \text{ L}$$

04. D

Dados:

$$m_1 = ? \text{ (é o que se quer encontrar)}$$

$$\text{MM} = 200 \text{ g/mol}$$

$$V (\text{L}) = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$M = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Aplicando os valores relacionados na fórmula, temos:

$$M = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot v}$$

$$m_1 = M \cdot \text{MM} \cdot v$$

$$m_1 = (5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}) \cdot (200 \text{ g/mol}) \cdot (0,25 \text{ L})$$

$$m_1 = 250 \cdot 10^{-5} \text{ g} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 2,5 \text{ mg}$$

$$V = \frac{0,4 \text{ g}}{(58,5 \text{ g/mol}) \cdot (0,05 \text{ mol/L})}$$

$$V = 0,14 \text{ L}$$

05. E

Dados:

$$m_1 = ? \text{ (é o que se quer encontrar)}$$

$$\text{MM}_{(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6)} = (4 \cdot 12) + (6 \cdot 1) + (6 \cdot 16) = 150 \text{ g/mol}$$

$$V (\text{L}) = 100.000 \text{ L}$$

$$M = 0,175 \text{ mol/L}$$

Aplicando os valores relacionados na fórmula, temos:

$$M = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot v} \Rightarrow m_1 = M \cdot \text{MM} \cdot v$$

$$m_1 = (0,175 \text{ mol/L}) \cdot (150 \text{ g/mol}) \cdot (100.000 \text{ L})$$

$$m_1 = 2.625.000 \text{ g} = 2.625 \cdot 10^6 \text{ g} = 2,62 \text{ t}$$

06. C

Dados:

$$m_1 = 117 \text{ g}$$

$$\text{MM}_{(\text{NaCl})} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$V (\text{L}) = ? \text{ (é o que se deseja descobrir)}$$

$$M = 0,25 \text{ mol/L}$$

Aplicando os valores relacionados na fórmula, temos:

$$M = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot v}$$

$$v = \frac{m_1}{\text{MM} \cdot M}$$

$$v = \frac{117 \text{ g}}{(58,5 \text{ g/mol}) \cdot (0,25 \text{ mol/L})}$$

$$v = 8 \text{ L}$$

07. C

Dados:

$$m_1 = ? \text{ (é o que se quer encontrar)}$$

$$M_1 = 19,0 \text{ g/mol}$$

$$V (\text{L}) = 3 \text{ L}$$

$$M = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Aplicando os dados na fórmula da concentração em mol/L, temos:

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

$$m_1 = M \cdot M_1 \cdot V(\text{L})$$

$$m_1 = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 19,0 \text{ g/mol} \cdot 3 \text{ L}$$

$$m_1 = 285 \cdot 10^{-5} \text{ g ou}$$

$$m_1 = 2,85 \cdot 10^{-3} \text{ g, que é o mesmo que } 2,85 \text{ mg}$$

08. A**Dados:**

C (concentração comum) = 6 mg/L

$M_1 = 200 \text{ g/mol}$

Como C é dado pela fórmula:

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

Então isso significa que:

$m_1 = 6 \text{ mg}$ ou $6 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

$V = 1 \text{ L}$

Assim, podemos aplicar na fórmula da concentração em mol/L para descobrir a resposta:

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

$$M = \frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{200 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}$$

$$M = 0,03 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \text{ ou } 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

09. C**Dados:**

m_1 ou massa do soluto (material dissolvido) = 160 g

m_2 ou massa do solvente (material que dissolve o outro) = 216 g

massa atômica do Na = 23 u

massa atômica do O = 16 u

massa atômica do H = 1u

X_1 (fração molar do soluto) = ?

X_2 (fração molar do solvente) = ?

Como o exercício solicita as frações molares e forneceu apenas massas, teremos que realizar os passos a seguir:

1º Passo: Cálculo da massa molar do soluto (NaOH - M_1) e do solvente (H_2O - M_2). Isso é feito pela multiplicação da massa atômica do elemento pela sua quantidade na fórmula, seguida da soma da multiplicação feita para cada um.

- Para o NaOH (**M_1**):

$$M_1 = 23 \cdot 1 + 16 \cdot 1 + 1 \cdot 1$$

$$M_1 = 23 + 16 + 1 \Rightarrow M_1 = 40 \text{ g/mol}$$

- Para o H_2O (**M_2**):

$$M_2 = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1$$

$$M_2 = 2 + 16 \Rightarrow M_2 = 18 \text{ g/mol}$$

2º Passo: Determinar a quantidade de matéria do soluto (n_1), solvente (n_2) e solução (n). Para o soluto e o solvente, dividimos as massas fornecidas no exercício pelas suas massas molares; para a solução, somamos a do soluto e a do solvente.

- Para o soluto (**n_1**):

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

$$n_1 = \frac{160}{40}$$

$$n_1 = 4 \text{ mol}$$

- Para o solvente (**n_2**):

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

$$n_2 = \frac{216}{18}$$

$$n_2 = 12 \text{ mol}$$

- Para a solução (**n**):

$$n = n_1 + n_2$$

$$n = 4 + 12$$

$$n = 16 \text{ mol}$$

3º Passo: Determinar a fração de quantidade de matéria do soluto (X_1) e do solvente (X_2) dividindo a quantidade de matéria pela quantidade de matéria da solução:

- Para o soluto (**X_1**):

$$X_1 = \frac{n_1}{n}$$

$$X_1 = \frac{4}{16}$$

$$X_1 = 0,25$$

- Para o solvente (**X_2**):

$$X_2 = \frac{n_2}{n}$$

$$X_2 = \frac{12}{16}$$

$$X_2 = 0,75 \text{ mol}$$

10. D**Dados:**

- Concentração (C) de lactose no leite = 45 g/L (a cada litro de leite, temos 45 g de lactose)

- m_1 ou massa do soluto (lactose) = 45 g

- Densidade (d) do leite (água + lactose) = 1 g/mL (como a densidade da solução é de 1 grama a cada 1 mL, logo, se temos 1 L de solução, temos 1.000 gramas de solução)

- massa da solução (m) = 1.000g (como a massa da solução é a soma da massa do soluto e a massa do solvente, logo, a massa do solvente é de 955 gramas)

- m_2 ou massa do solvente (água) = 955 g

- X_1 (fração molar do soluto) = ?

- Fórmula molecular da lactose = $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

- massa atômica do C = 12 u

- massa atômica do O = 16 u

- massa atômica do H = 1 u

1º Passo: Cálculo da massa molar do soluto e do solvente. Isso é feito pela multiplicação da massa atômica do elemento pela sua quantidade na fórmula, seguida da soma da multiplicação feita para cada um.

- Para o $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (**M_1**):

$$M_1 = 12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11$$

$$M_1 = 144 + 22 + 176$$

$$M_1 = 342 \text{ g/mol}$$

- Para o H₂O (**M₂**):

$$M_2 = 1,2 + 16,1$$

$$M_2 = 2 + 16$$

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

2º Passo: Determinar a quantidade de matéria do soluto (n_1), solvente (n_2) e solução (n). Para o soluto e o solvente, dividimos as massas fornecidas no exercício pelas suas massas molares; para a solução, somamos a do soluto e a do solvente.

- Para o soluto (**n₁**):

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

$$n_1 = \frac{45}{342}$$

$$n_1 = 0,13 \text{ mol}$$

- Para o solvente (**n₂**):

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

$$n_2 = \frac{955}{18}$$

$$n_2 = 53,05 \text{ mol}$$

- Para a solução (**n**):

$$n = n_1 + n_2$$

$$n = 0,13 + 53,05 \Rightarrow n = 53,18 \text{ mol}$$

3º Passo: Determinar a fração de quantidade de matéria do soluto (X_1) e do solvente (X_2) dividindo a quantidade de matéria pela quantidade de matéria da solução.

$$X_1 = \frac{n_1}{n}$$

$$X_1 = \frac{0,13}{53,18}$$

$$X_1 = 0,0024 \text{ ou } 2,4 \cdot 10^{-3}$$

AULA 19

01. C

$$T = 0,95$$

$$mol_1 = 98 \text{ g/mol}$$

$$d = 1,857 \text{ g/mL}$$

$$M = ?$$

$$M \cdot mol_1 = 1.000 \text{ d} \cdot T \Rightarrow M \cdot 98 = 1.000 \cdot 1,857 \cdot 0,95$$

$$M = \frac{1.764,15}{98} = 18 \text{ mol/L}$$

02. A

$$C = 2,95 \text{ g/L}$$

$$\text{NaCl}$$

$$M = ?$$

$$Mol_1 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$C = M \cdot Mol_1 \Rightarrow 2,95 = M \cdot 58,5$$

$$M = \frac{2,95}{58,5} = 0,05 \text{ mol/L}$$

03. D

Soro fisiológico

$$M \cdot mol_1 = 1.000 \cdot d \cdot t$$

$$M \cdot 58,5 = 1.000 \times 1 \times 0,009$$

$$M = \frac{9}{58,5} = 0,15 \text{ mol/L}$$

Vinagre

$$M \cdot mol_1 = 1.000 \cdot d \cdot t$$

$$M \cdot 60 = 1.000 \times 1 \times 0,05$$

$$M = \frac{50}{60} = 0,83 \text{ mol/L}$$

Água sanitária

$$M \cdot mol_1 = 1.000 \cdot d \cdot t$$

$$M \cdot 74,5 = 1.000 \times 1 \times 0,02$$

$$M = \frac{20}{74,5} = 0,27 \text{ mol/L}$$

Água oxigenada

$$M \cdot mol_1 = 1.000 \cdot d \cdot t \Rightarrow M \cdot 34 = 1.000 \times d \times t$$

$$M \cdot 34 = 1.000 \times 1 \times 0,03 \Rightarrow M = \frac{30}{34} = 0,88 \text{ mol/L}$$

04. D



$$Mol_1 = 44 \text{ g/mol}$$

$$M = 0,025 \text{ mol/L}$$

$$C = ?$$

$$C = M \cdot Mol_1 \Rightarrow C = 0,025 \times 44$$

$$C = 1,1 \text{ g/L}$$

05. B

Teremos:

$$10^{-3} \text{ L (benzeno)} - 0,9 \text{ g}$$

$$5 \text{ L (benzeno)} - m_{(\text{Benzeno})}$$

$$m_{(\text{Benzeno})} = 4.500 \text{ g}$$

$$C = \frac{4.500 \text{ g}}{1.500 \times 10^3 \text{ L (Benzeno)}} = 3 \times 10^{-3} \text{ gL}^{-1} = 3 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

06. C

$$10,0 \text{ g (chá preto)} \text{ — } 100\%$$

$$0,05 \text{ g (cafeína)} \text{ — } p$$

$$p = 0,50\%$$

07. B

Teremos:



$$40 \text{ g — } 2 \text{ mol}$$

$$16 \times 10^{-3} \text{ g — } n_{\text{HCO}_3^-}$$

$$n_{\text{HCO}_3^-} = 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

08. D

Têm-se chapas retangulares de 30 cm x 40 cm.

1. Cálculo da área:

$$A = b \times h$$

$$A = 40 \text{ cm} \times 30 \text{ cm} \Rightarrow A = 120 \text{ cm}^2$$

$$A = 0,12 \text{ m}^2$$

2. Cálculo da massa de prata em 1 chapa:

$$1 \text{ m}^2 \text{ — } 5 \text{ g(Ag)}$$

$$0,12 \text{ m}^2 \text{ — } m_{\text{Ag}}$$

$$m_{\text{Ag}} = 0,6 \text{ g}$$

Em 10 chapas a massa de prata será:

$$0,6 \text{ g} \times 10 \text{ chapas} = 6 \text{ g}$$

Para a solução de fixador, vem:

$$1 \text{ L — } 5 \text{ g(Ag)}$$

$$2 \text{ L — } m_{\text{Ag}'}$$

$$m_{\text{total}} = m_{\text{Ag}} + m_{\text{Ag}'}$$

$$6 \text{ g} + 10 \text{ g} = 16 \text{ g}$$

09. B

Em um álcool 70° temos 70% de álcool e 30 g de água, ou seja, 70 g de álcool em 100 g de solução.

Então, teremos:

$$d = 0,87 \text{ g/mL} = 870 \text{ g/L}$$

$$\% \text{ em massa} = 0,70$$

$$\text{Concentração comum} = (\% \text{ em massa}) \times d$$

$$\text{Concentração comum} = \text{concentração molar} \times \text{massa molar}$$

$$(\% \text{ em massa}) \times d = \text{concentração molar} \times \text{massa molar}$$

$$\text{Concentração molar} = \frac{(\% \text{ em massa}) \times d}{\text{massa molar}}$$

$$\text{Concentração molar} = \frac{0,70 \times 870}{46} = 13,24 \text{ mol/L}$$

10. C

Pelo gráfico percebemos que a curva referente à temperatura I está acima da curva referente à temperatura II. Concluímos que o prazo de validade na temperatura I é maior, pois a concentração do princípio ativo também é maior.

AULA 20

01. B

Ao misturarmos 50 cm³ de gasolina com 50 cm³ de solução aquosa de NaCl, observamos que houve um aumento de 13 cm³ na fase aquosa; portanto, o volume de álcool é de 13 cm³ nos 50 cm³ da gasolina.

$$50 \text{ cm}^3 \text{ — } 100\%$$

$$13 \text{ cm}^3 \text{ — } x$$

$$x = 26\%$$

02. A

$$60 \text{ }^\circ\text{C}: \text{Cs(B)} = \frac{40 \text{ g de B}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 40 \text{ g de B} - 100 \text{ g de H}_2\text{O} \\ 120 \text{ g de B} - x \text{ g de H}_2\text{O} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 40 \text{ g de B} - 100 \text{ g de H}_2\text{O} \\ 120 \text{ g de B} - x \text{ g de H}_2\text{O} \end{array} \right.$$

$$x = \frac{120 \cdot 100}{40} = 300 \text{ g de H}_2\text{O}$$

03. A

$$0 \text{ }^\circ\text{C}: \text{Cs(A)} = \frac{10 \text{ g de A}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

Para preparar uma solução saturada I, a 0 °C, basta dissolver 10 g de A em 10 g de água.

04. D

No intervalo de temperatura de 30 °C a 100 °C, a curva de solubilidade do Na₂SO₄ é descendente.

A 40 °C, a solubilidade do KNO₃ e do Na₂SO₄ são iguais.

A 20 °C, a solubilidade do KNO₃ e do Na₂SO₄ são iguais.

$$\text{Cs(KNO}_3) = 10 \text{ g de KNO}_3/100 \text{ g de H}_2\text{O (0 }^\circ\text{C)}.$$

05. D

Teremos:

$$\text{NaClO} = 74,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{NaClO}} = \frac{m_{\text{NaClO}}}{M_{\text{NaClO}}} = \frac{250}{74,5} = 3,356 \text{ mol}$$

$$[\text{NaClO}] = \frac{n_{\text{NaClO}}}{V} = \frac{3,356}{5,0} = 0,67 \text{ mol/L}$$

06. C

Teremos:

$$n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = \frac{m}{M} = \frac{34}{342} = 0,0994 \text{ mol}$$

$$[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}] = \frac{0,0994 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,1988 \text{ mol/L}$$

$$[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}] \approx 20 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

07. B

$$\text{Concentração Na (mg/mL)} = \text{concentração Na (mol/L)} \times M_{\text{Na}}$$

$$\frac{69 \text{ mg}}{200 \text{ mL}} = \text{Concentração Na (mol/L)} \times 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Concentração Na (mol/L)} = 0,015 \text{ mol/L}$$

$$\text{Concentração K (mg/mL)} = \text{concentração K (mol/L)} \times M_{\text{K}}$$

$$\frac{78 \text{ mg}}{200 \text{ mL}} = \text{Concentração K (mol/L)} \times 39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Concentração K (mol/L)} = 0,01 \text{ mol/L}$$

08. B

Teremos

$$n_{\text{Ca}} = \frac{m}{M} = \frac{248 \times 10^{-3} \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \left\{ \begin{array}{l} [\text{Cálcio}] = \frac{n}{V} \\ V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L} \end{array} \right.$$

$$[\text{Cálcio}] = \frac{n}{V} = \frac{6,2 \times 10^{-3}}{0,2} = 31 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cálcio}] = 3,1 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

09. C

A porcentagem de peróxido de hidrogênio é de 5%, ou seja:

100 mL de alvejante — 5 mL de peróxido de hidrogênio
200 mL — V

V = 10 mL de peróxido de hidrogênio

10. B

$$\text{Concentração comum} = \frac{4,8}{0,1} = 48 \text{ g/L}$$

$$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7 = 192 \text{ g/mol}$$

$$\text{Concentração molar} = \frac{\text{Concentração comum}}{\text{Massa molar}}$$

$$\text{Concentração molar} = \frac{48}{192} = 0,25 \text{ mol/L}$$