

QUÍMICA 2 – Volume 1

RESOLUÇÕES

AULA 1

EXERCITANDO EM SALA

01. C

56 g de Fe — 6×10^{23} átomos de ferro
X g de Fe — $2,5 \times 10^{19}$ átomos de ferro em 1 colher de feijão
X = 2,3 mg de Fe presente em 1 colher de feijão

2,3 mg de Fe — 1 colher
32 mg de Fe — x
X = 13,9 colheres

02. B

M.A.: massa atômica média ponderada
p%: porcentagem isotópica do ^{79}Br
M.A.₁ = 79
(1-p%): porcentagem isotópica do ^{80}Br
M.A.₂ = 80
M.A. = p% × M.A.₁ + (1-p%) × M.A.₂
79,9 = p% × 79 + (1-p%) × 81
79,9 = 79 p% + 81 - 81 p%
2p% = 1,1
p% = 0,55 = 55% de ^{79}Br
100% - 55% = 45% de ^{80}Br

03. D

$\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$
MM = (C) 12u × 9 + (H) 1u × 13 + (N) 14u × 1 + (O) 16 × 3
MM = 108u + 13u + 14u + 48u
MM = 183U

04. E

Foram submetidos dez gramas de moedas a uma sequência de reações e as massas de óxidos de cobre e estanho obtidas foram respectivamente de 7,51 g e 4,54 g.

7,51 g de CuO em 10 g de moedas.

4,54 g de SnO em 10 g de moedas.

Cu = 63,6; CuO = 63,5 + 16 = 79,5.

1 mol de CuO — 1 mol de Cu

79,5 g — 63,5 g

7,51 g — m_{Cu}

$m_{\text{Cu}} \approx 5,998 \text{ g} \approx 6 \text{ g}$

$p_{\text{Cu}} \approx \frac{6 \text{ g}}{10 \text{ g}} \approx 60\%$

Sn = 118,7; SnO = 118,7 + 16 = 134,7.

1 mol de SnO — 1 mol de Sn

134,7 g — 118,7 g

4,54 g — m_{Sn}

$m_{\text{Sn}} \approx 4 \text{ g}$

$p_{\text{Sn}} \approx \frac{4 \text{ g}}{10 \text{ g}} \approx 40\%$

EXERCITANDO EM CASA

01. C

diâmetro = 2 mm de espessura = $2 \times 10^{-3} \text{ m} = 2 \times 10^{-1} \text{ cm}$

raio = 1 mm de espessura = 10^{-1} m

altura = 15 cm

$V_{\text{cilindro}} = (\text{Área da base}) \times (\text{altura})$

$V_{\text{cilindro}} = \pi \times r^2 \times h$

$V_{\text{cilindro}} = \pi \times (10^{-1})^2 \times 15$

$V_{\text{cilindro}} = 0,471 \text{ cm}^3$

$d_{\text{grafita}} = 2,2 \text{ g/cm}^3$

1 cm^3 — 2,2 g

0,471 cm^3 — m_{grafita}

$m_{\text{grafita}} = 1,0362 \text{ g}$

12 g de grafita — $6,0 \times 10^{23}$ átomos de carbono

1,0362 g de grafita — x

x = $5,18 \times 10^{22}$ átomos de carbono

Cálculo do volume da grafita.

02. A

% de sódio no glutamato monossódico = $\frac{23 \text{ g}}{169 \text{ g}} = 0,136$

% de sódio no glutamato monossódico = 13,6%

$\text{NaCl} = (\text{cloreto de sódio}) = 23 + 35,5 = 58,5$

% de sódio no cloreto de sódio = $\frac{23 \text{ g}}{58,5 \text{ g}} = 0,393$

% de sódio no cloreto de sódio = 39,3%

$\frac{13,6\%}{39,3\%} \approx \frac{1}{3}$

“A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 13,6%”; “Por outro lado, o realçador só conta com cerca de um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha.”.

03. C

$\text{C}_{29}\text{H}_{50}\text{O}_2 = 29 \times 12 + 50 \times 1 + 2 \times 16 = 430$

$M_{\text{C}_{29}\text{H}_{50}\text{O}_2} = 430 \text{ g/mol}$

430 g — 6×10^{23} moléculas

$15 \times 10^{-3} \text{ g}$ — x

$x = \frac{15 \times 10^{-3} \text{ g} \times 6 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{430 \text{ g}} = 0,209 \times 10^{20} \text{ moléculas}$

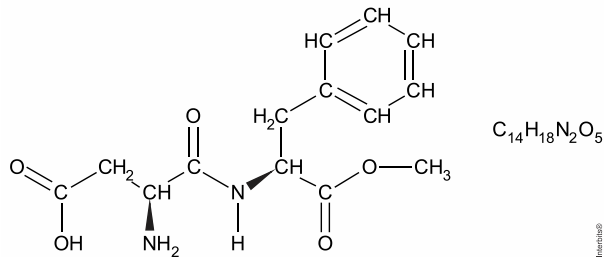
$0,105 \times 10^{20}$ moléculas — 1 comprimido

$0,209 \times 10^{20}$ moléculas — y

$y = \frac{0,209 \times 10^{20} \text{ moléculas} \times 1 \text{ comprimido}}{0,105 \times 10^{20} \text{ moléculas}} = 1,99 \text{ comprimido}$

y = 2 comprimidos

Em 30 dias: 60 comprimidos (2 × 30 comprimidos).

04. D

$$C_{14}H_{18}N_2O_5 = 14 \times 12 + 18 \times 1 + 2 \times 14 + 5 \times 16$$

$$C_{14}H_{18}N_2O_5 = 294$$

$$M_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 294 \text{ g/mol}$$

05. C

$$40\% \text{ m/m}$$

$$40\text{g de Hg} \text{ — } 100\text{g de amálgama}$$

$$x\text{g de Hg} \text{ — } 1,0\text{g}$$

$$x = 0,4\text{g de Hg}$$

$$200,5\text{g de Hg} \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,4\text{g de Hg} \text{ — } y$$

$$y = 1,2 \times 10^{21} \text{ átomos}$$

06. B

De acordo com a figura 2 a bolinha afunda no tolueno e flutua no ácido acético, isto significa que a densidade da bolinha é maior que a do tolueno e menor do que a densidade do ácido acético.

Conclusão: o ácido acético (etanoico) é mais denso do que o tolueno.

$$d_{\text{acético}} = \frac{m}{V_{\text{acético}}}$$

$$d_{\text{tolueno}} = \frac{m}{V_{\text{tolueno}}}$$

$$d_{\text{acético}} > d_{\text{tolueno}} \Rightarrow V_{\text{acético}} < V_{\text{tolueno}}$$

Conclusão: como V_B é menor do que V_A , conclui-se que o ácido acético está no frasco B.

$$d_{\text{acético}} = \frac{m}{V_{\text{acético}}} \Rightarrow m = d_{\text{acético}} \times V_{\text{etanoico}}$$

$$d_{\text{tolueno}} = \frac{m}{V_{\text{tolueno}}} \Rightarrow m = d_{\text{tolueno}} \times V_{\text{tolueno}}$$

$$n = \frac{m}{M}; M_{C_2H_4O_2} = 60 \text{ g/mol}; M_{C_7H_8} = 92 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{acético}} = \frac{m}{60} \\ n_{\text{tolueno}} = \frac{m}{92} \end{array} \right\} (m = m) \frac{m}{92} < \frac{m}{60} \Rightarrow n_{\text{tolueno}} < n_{\text{acético}}$$

Conclusão: $N_A < N_B$.

07. C

$$P_2O_5 = 31 \cdot 2 + 16 \cdot 5 = 142\text{g/mol}$$

$$142 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$100 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 0,70 \text{ mol de } P_2O_5$$

$$30\% \text{ de } 0,70 \text{ mol} = 0,21 \text{ mol}$$

Tem-se 2 mols de fósforo no composto, assim:
 $0,21 \cdot 2 = 0,42 \text{ mol de P em } 100 \text{ g de fertilizante.}$

08. E

Cálculo do volume do cubo:

$$V_{\text{cubo}} = l^3 = (3 \text{ cm})^3 = 27 \text{ cm}^3$$

$$d_{\text{água}} = 1 \text{ g/cm}^3$$

$$1 \text{ g (água)} \text{ — } 1 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{água}} \text{ — } 27 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{água}} = 27 \text{ g}$$

$$18 \text{ g} \text{ — } 6 \times 10^{23} \text{ moléculas de água}$$

$$27 \text{ g} \text{ — } n_{\text{moléculas de água}}$$

$$n_{\text{moléculas de água}} = 9 \times 10^{23} \text{ moléculas de água}$$

$$\text{Diâmetro} = 2 \text{ mm de espessura} = 2 \times 10^{-3} \text{ m} = 2 \times 10^{-1} \text{ cm}$$

$$\text{Raio} = 1 \text{ mm de espessura} = 10^{-1} \text{ m}$$

$$\text{Altura} = 15 \text{ cm}$$

$$V_{\text{cilindro}} = (\text{área da base}) \times (\text{altura})$$

$$V_{\text{cilindro}} = \pi \times r^2 \times h$$

$$V_{\text{cilindro}} = \pi \times (10^{-1})^2 \times 15$$

$$V_{\text{cilindro}} = 0,471 \text{ cm}^3$$

$$d_{\text{grafita}} = 2,2 \text{ g/cm}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 \text{ — } 2,2 \text{ g}$$

$$0,471 \text{ cm}^3 \text{ — } m_{\text{grafita}}$$

$$m_{\text{grafita}} = 1,0362 \text{ g}$$

$$12 \text{ g de grafita} \text{ — } 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$1,0362 \text{ g de grafita} \text{ — } x$$

$$x = 5,18 \times 10^{22} \text{ átomos de carbono}$$

09. B

A quantidade recomendada é o dobro de 500 mg por dia, ou seja, 1000 mg de cálcio por dia, então:

$$1000 \text{ mg} = 1000 \times 10^{-3} = 1 \text{ g}$$

$$40 \text{ g de cálcio} \text{ — } 6 \times 10^{23} \text{ átomos de Ca}$$

$$1 \text{ g de cálcio} \text{ — } n_{\text{Ca}}$$

$$n_{\text{Ca}} = 0,15 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^{22} \text{ átomos de cálcio}$$

10. B

Massa molar do feromônio = 252 g
 252 g feromônio ——— 6×10^{23} moléculas
 1×10^{-10} g feromônio ——— x
 $X = 2,4 \times 10^{11}$

AULA 2**EXERCITANDO EM SALA****01. B**

- A) Falsa.
 98 g de ácido sulfúrico ——— 1 mol
 $2\ 400 \times 10^6$ g de ácido ——— x
 $X = 2,45 \times 10^7$ mol
- B) Correta.
 1 mol ——— 6×10^{23}
 $2,45 \times 10^7$ mol — x
 $X = 1,44 \times 10^{31}$ moléculas
- C) Falsa. 1,8 kg de hidróxido de cálcio não é suficiente para neutralizar 2 400 toneladas de ácido sulfúrico
- D) Falsa. Como a proporção para neutralizar é equimolar, serão necessários $X = 2,45 \times 10^7$ mol de hidróxido de cálcio.
- E) Falsa. O ácido sulfúrico é um ácido extremamente forte e oxidante.

02. C

9 g de ouro ——— 75% da liga
 X g de ouro ——— 100 %
 $X = 12$ g

Como os outros dois metais estão em quantidades iguais na liga é só pegar a diferença (3 g) e dividir pelos outros dois metais, sendo assim fica, 1,5 g de prata e 1,5 g de paládio.

03. E

6×10^{23} de cálcio ——— 40 g de cálcio
 X mol ——— 240 000 g de cálcio (em 1 tonelada de graviola)
 $X = 3\ 600 \times 10^{23} = 3,6 \times 10^{27}$

04. E

116 g de ácido ——— 1 mol
 $2,32 \times 10^{-3}$ g de ácido ——— x
 $x = 2 \times 10^{-5}$ mol do ácido caproico

1 mol ácido ——— 2 mols base
 2×10^{-5} mol ——— x
 $x = 4 \times 10^{-5}$ mol

1 mol de hidróxido de magnésio ——— 58 g
 4×10^{-5} mol de hidróxido de magnésio — x
 $x = 2,32$ mg

2,32 mg ——— 7,25% do leite de magnésia
 X mg de leite ——— 100 %
 $x = 32$ mg

EXERCITANDO EM CASA**01. A**

Au = 3,0 g 75% = 2,25 g
 1 mol de Au ——— 197 g
 x mol ——— 2,25 g
 $x = 0,01$ mol

02. A

1 mol ——— $6,0 \times 10^{23}$ átomos de carbono
 n ——— $1,2 \times 10^{12}$ átomos de carbono
 $n = \frac{1 \text{ mol} \times 1,2 \times 10^{12}}{6,0 \times 10^{23}} = 0,2 \times 10^{-11}$ mol
 $n = 2,0 \times 10^{-12}$ mol

03. D

1 S ——— 1 SO₂
 32 g ——— 64 g
 m_S ——— 19×10^6 t
 $m_S = \frac{32 \text{ g} \times 19 \times 10^6 \text{ t}}{64 \text{ g}}$
 $m_S = 9,5 \times 10^6$ t

04. C

Fluoreto de sódio (NaF):
 Cada 1 mL contém 0,05 mg/mL
 Conteúdo do frasco 150 mL
 Se cada frasco contém: 7,5 mg de NaF, em 3 frascos temos: 22,5 mg
 1 mol de NaF ——— 42g
 x ——— $22,5 \times 10^{-3}$ g
 $x = 55 \times 10^{-5}$ mol

05. D

Para a ingestão de 2 drágeas:
 $D_L = 30 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \div 2 = 15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

1 mol de Li₂CO₃ ——— 73,88 g
 $15 \cdot 10^{-3}$ mol ——— x
 $x = 1,10$ g

06. C

I. Correta.
 1 mol de P ——— 31g
 x mol ——— 650g
 $x = 20,96 \approx 21$ mol

II. Incorreta.
 Fosforita:
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310 \text{ g/mol}$
 310 g ——— 100%
 62 g ——— x
 $x = 20\%$

Fluorapatita:
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F} = 504 \text{ g/mol}$
 $504 \text{ g} \text{ — } 100\%$
 $3 \cdot 31 \text{ — } x$
 $x = 18,45\%$

Hidroxiapatita:
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} = 502 \text{ g/mol}$
 $502 \text{ g} \text{ — } 100\%$
 $3 \cdot 31 \text{ — } x$
 $x = 18,53\%$
 A maior porcentagem é a da fosforita.

III. Correta.

Fosforita:
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310 \text{ g/mol}$
 $310 \text{ g} \text{ — } 100\%$
 $62 \text{ g} \text{ — } x$
 $x = 20\%$

IV. Correta.

Uma pessoa necessita de 1 g/dia. A extração remove 22,6 kg/ano, portanto:
 $\frac{22,6 \text{ kg}}{365 \text{ dias}} = 61,92 \approx 62 \text{ g/dia}$

07. D

$82 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol metilciclopenteno}$
 $8200 \text{ g} \text{ — } x$
 $X = 100 \text{ mols}$

08. E

Teremos:
 $100 \text{ bilhões de átomos de hidrogênio} = 10^{11} \text{ prótons}$
 $1 \text{ mol átomos H} \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \text{ prótons}$
 $n_{\text{mol átomos H}} \text{ — } 10^{11} \text{ prótons}$
 $n_{\text{mol átomos H}} = 1,66 \times 10^{-13} \text{ mols}$

09. A

Razão = $\frac{2 \text{ mol He}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = \frac{2 \text{ mol partículas}}{1 \text{ mol partículas}} = 2.$

10. B

Cálculo do volume do fio:
 $V = A \times \ell = 2,0 \times 10^{-7} \text{ m}^2 \times 10 \text{ m} = 2,0 \times 10^{-6} \text{ m}^3$
 $1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3$
 $V = 2 \text{ cm}^3$

A partir do valor da densidade, teremos:
 $1 \text{ cm}^3 \text{ — } 10,5 \text{ g}$
 $2 \text{ cm}^3 \text{ — } m$
 $m = 21 \text{ g}$

$108 \text{ g} \text{ — } 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos de prata}$
 $21 \text{ g} \text{ — } n$
 $n = 1,16666 \times 10^{23} \text{ átomos de prata}$
 $n = 1,2 \times 10^{23} \text{ átomos de prata}$

AULA 3

EXERCITANDO EM SALA

01. D

$34 \text{ g de H}_2\text{O}_2 \text{ — } 100 \%$
 $2 \text{ g de H} \text{ — } x \%$
 $x = 5,9 \%$

02. D

Fórmula empírica significa fórmula mínima, logo a fórmula molecular é: $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_2$
 Massa molar = 164 gramas
 Massa do carbono = 12 gramas
 Possui 10 carbono na molécula, logo possui $10 \cdot 12 = 120$ gramas de carbono por mol de eugenol.
 $164 \text{ gramas} \text{ — } 100\%$
 $120 \text{ gramas} \text{ — } x\%$
 $x = \frac{120 \cdot 100}{164}$
 $x = \frac{12000}{164}$
 $x = 73\%$

03. C

$\text{C}_{39\%}\text{H}_{10\%}\text{O}_{51\%}$
 Em 100 g de cada elemento: $\text{C}_{39\text{g}}\text{H}_{10\text{g}}\text{O}_{51\text{g}}$.
 Calculando o número de mols para cada elemento químico $\left(n = \frac{m}{M}\right)$:
 $\text{C} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{H} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\text{C} \left(\frac{39 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \right) \text{H} \left(\frac{10 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \right) \text{O} \left(\frac{51 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \right)$$

$$\text{C}_{3,25}\text{H}_{10}\text{O}_{8,5} \div 3,25 \Rightarrow \text{C} \left(\frac{3,25}{3,25} \right) \text{H} \left(\frac{10}{3,25} \right) \text{O} \left(\frac{3,1875}{3,25} \right) \Rightarrow \text{CH}_3\text{O}$$

04. B

$n_U = \frac{m}{M} = \frac{24,64 \text{ g}}{238 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1035 \text{ mol}$
 $n_O = \frac{m}{M} = \frac{3,36 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,21 \text{ mol}$
 $\text{U} \frac{0,1035}{0,1035} \text{O} \frac{0,21}{0,1035} \Rightarrow \text{UO}_2$
 $\frac{1}{1} \quad \frac{\approx 2}{\approx 2}$

EXERCITANDO EM CASA

01. C

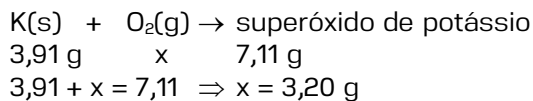
$\text{SnF}_2 (157 \text{ g/mol}) \rightarrow 2 \text{ mol de F} \rightarrow 38 \text{ g de F}$
 $157 \text{ g de SnF}_2 \text{ — } 38 \text{ g de F}$
 $x \text{ — } 0,076 \text{ g de F}$
 $x = \frac{0,076 \cdot 157}{38} \Rightarrow x = 0,314 \text{ g de SnF}_2$

$$78,5 \text{ g de SnF}_2 \text{ ————— } 100\%$$

$$0,314 \text{ g de SnF}_2 \text{ ————— } y$$

$$y = \frac{0,314 \cdot 100}{78,5} \Rightarrow y = 0,4\%$$

02. B



$$\text{K: } \frac{3,91}{39,1} \Rightarrow \text{K} = 0,1$$

$$\text{O: } \frac{3,20}{16} \Rightarrow \text{O} = 0,2$$

A proporção entre o número de átomos de potássio e de oxigênio na fórmula empírica do superóxido de potássio é:

$$0,1 : 0,2 \text{ ou } 1 : 2$$

Fórmula empírica do superóxido de potássio: KO_2 .

03. C

1 tablete ——— 500 mg de CaCO_3
2 tabletes ——— x

$x = 1.000 \text{ mg}$ ou $1,0 \text{ g}$ de CaCO_3
1 mol de CaCO_3 contém 1 mol de Ca
100 g de CaCO_3 contém 40 g de Ca
1,0 g de CaCO_3 contém y

$$y = \frac{1,0 \cdot 40}{100} \Rightarrow y = 0,4 \text{ g de Ca ou } y = 400 \text{ mg de Ca}$$

800 mg de Ca correspondem a 100% das necessidades de um indivíduo, logo 1 tablete (400 mg de Ca) fornece 50% das necessidades diárias de cálcio.

04. C

1 mol de Al_2O_3 ——— 2 mol de Al
102 g de Al_2O_3 ——— 54 g de Al
x ——— 1 kg de Al

$$x = \frac{1,102}{43} \Rightarrow x \approx 1,89 \text{ kg de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

5 kg de bauxita (1 kg de Al) ——— 1,89 kg de Al_2O_3
100 kg de bauxita ——— y

$$y = \frac{100 \cdot 1,89}{5} \Rightarrow y \approx 37,8 \text{ kg de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

Em 100 unidades de massa de bauxita há 37,8 unidades de massa de óxido de alumínio (37,8%).

05. C

1 mol de TiO_2 ——— 80 g ——— 48 g de Ti
100 g ——— x

$$x = \frac{100 \cdot 48}{80} \Rightarrow x = 60 \text{ g de Ti}$$

Portanto, a porcentagem em massa de titânio no dióxido de titânio é 60%.

06. C

% de N na ureia (60 g/mol):

$$\frac{28 \cdot 100}{60} = 46,7\%$$

% de N de nitrato de amônio (80 g/mol):

$$\frac{28 \cdot 100}{80} = 35\%$$

% de N de nitrato na guanidina (59 g/mol):

$$\frac{42 \cdot 100}{59} = 71,2\%$$

% de N de sulfato de amônio (132 g/mol):

$$\frac{28 \cdot 100}{132} = 21,2\%$$

07. D

Fórmula percentual da sacarose: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Massa molar: $12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ g/mol}$

144 g de carbono ——— 342 g de sacarose
x ——— 100 g de sacarose

$$x = \frac{100 \cdot 144}{342} \Rightarrow x \approx 42,11 \text{ g de carbono}$$

22 g de hidrogênio ——— 342 g de sacarose
y ——— 100 g de sacarose

$$y = \frac{100 \cdot 22}{342} \Rightarrow y \approx 6,43 \text{ g de hidrogênio}$$

176 g de oxigênio ——— 342 g de sacarose
z ——— 100 g de sacarose

$$z = \frac{100 \cdot 176}{342} \Rightarrow z \approx 51,46 \text{ g de oxigênio}$$

Fórmula percentual: C 42,11% H 6,43% O 51,46%

08. A

$\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5$

($168 + 9 + 177,5 = 354,5 \text{ g/mol}$)

$$\text{C} \begin{cases} 354,5 \text{ g} - 100\% \\ 168 \text{ g} - x \end{cases} \quad x = 47,4\%$$

$$\text{H} \begin{cases} 354,5 \text{ g} - 100\% \\ 9 \text{ g} - y \end{cases} \quad y = 2,5\%$$

$$\text{Cl} \begin{cases} 354,5 \text{ g} - 100\% \\ 177,5 \text{ g} - z \end{cases} \quad z = 50,1\%$$

09. B

A partir das massas molares (C = 12; H = 1; O = 16) e das porcentagens em massa dos elementos químicos, podemos encontrar a proporção molar, já que teremos 60 g de carbono em 100 g, 4,5 g de hidrogênio em 100 g e 35,5 g em 100 g.

$\text{C}_{60\%}\text{H}_{4,5\%}\text{O}_{35\%}$

$$\text{C}_{\frac{60}{12}}\text{H}_{\frac{4,5}{1}}\text{O}_{\frac{35,5}{16}} \Rightarrow \text{C}_5\text{H}_{4,5}\text{O}_{2,2}$$

Dividindo por 2,22 e multiplicando por 4, teremos $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

10. A

Massa molar (NH_4NO_3) = $28 + 4 + 48 + 80 \text{ g/mol}$

$$\text{N} \begin{cases} 80 \text{ g} - 100\% \\ 28 \text{ g} - x \end{cases} \quad x = \frac{28 \cdot 100}{80} = \boxed{35\%}$$

$$\text{ou N} \begin{cases} 80 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_3 - 28 \text{ g de N} \\ 100 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_3 - x \text{ g de N} \end{cases}$$

$$\boxed{x = 35\%}$$

AULA 4

EXERCITANDO EM SALA

01. B

0,5 mol temos:
120g de carbono – 10 mol (1 mol de carbono equivale a 12g)
12g de hidrogênio – 12 mol (1 mol de h equivale a 1g)
16g de oxigênio – 1 mol (1 mol de oxigênio equivale a 16g)
14g de nitrogênio – 1 mol (1 mol de nitrogênio equivale a 14g)
Isso tudo em 0.5 mol de quinino...pra estabelecer a fórmula dele é necessário deixá-lo na proporção de 1 mol de quinino – temos então:
120g/c — 10 mol
240g/c — x1 x1 = 20mol

12g/h — 12mol
24g/h — x2 x2 = 24mol

16g/o — 1mol
32g/o — x3 x3 = 2mol

14g/n — 1mol
28g/n — x4 x4 = 2mol

Basicamente multiplica-se todos os coeficiente estequiométricos por 2, assim você fica com o equivalente a um mol de quinino

R: $C_{20}H_{24}N_2O_2$

02. D

$C_{23,8\%}H_{5,9\%}Cl_{70,3\%}$
 $C \frac{23,8\text{ g}}{12\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} \quad H \frac{5,9\text{ g}}{1\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} \quad Cl \frac{70,3\text{ g}}{35,5\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$
 $C_{1,98\text{ mol}}H_{5,9\text{ mol}}Cl_{1,98\text{ mol}} \quad (\div 1,98) \Rightarrow CH_3Cl$

03. E (o item E possui o número errado de carbonos, sendo o correto ter 9 átomos)

$C_9H_{13}N$

04. C

$M_{Fe} = 56\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $O = 16\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 $Fe_xO_y \Rightarrow Fe_{70\%}O_{30\%}$
Para 100 g:
 $Fe \frac{70\text{ g}}{56\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} \quad O \frac{30\text{ g}}{16\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$
 $Fe_{1,25\text{ mol}}O_{1,875\text{ mol}} \Rightarrow Fe_{\frac{1,25\text{ mol}}{1,25\text{ mol}}}O_{\frac{1,875\text{ mol}}{1,25\text{ mol}}} \Rightarrow Fe_1O_{1,5}$
 $Fe_1O_{1,5} (\times 2) \Rightarrow Fe_2O_3$

EXERCITANDO EM CASA

01. B

Carbono: $n = m/M = 65,4/12 = 5,5$ mol
Hidrogênio: $n = m/M = 5,5/1 = 5,5$ mol
Oxigênio: $n = m/M = 29,1/16 = 1,8$ mol

Dividir pelo menor dos números encontrados.
5,5 mol/1,8 mol: 5,5 mol/1,8: 1,8/1,8

Assim a fórmula mínima pedida é C_3H_3O .

02. C

$C_{81,82\%}H_{6,06\%}O_{12,12\%}$
 $C \frac{81,82}{12} \quad H \frac{6,06}{1} \quad O \frac{12,12}{16}$
 $C_{6,818}H_{6,06}O_{0,7575}$
 $C_{\frac{6,818}{0,7575}}H_{\frac{6,06}{0,7575}}O_{\frac{0,7575}{0,7575}} \Rightarrow C_9H_8O$

03. D

Fórmula percentual do carbonato de cálcio:
Ca 40% C 12% O 48%
Fórmula mínima do carbonato de cálcio:

cálcio = $\frac{40}{40} = 1$

carbono = $\frac{12}{12} = 1$

oxigênio = $\frac{48}{16} = 3$

04. B

$NaC_9H_9HgO_2S = 1 \times 23 + 9 \times 12 + 9 \times 1 + 1 \times 200 + 2 \times 16 + 32 = 404$
Hg = 200
 $\%(m/m) = \frac{200}{404} = 0,495 \approx 0,50\%$

05. A

0,01 mol de pirita _____ 1,20 g
1 mol de pirita _____ 120 g

ferro = $\frac{46,67}{56} \approx 0,83$

enxofre = $\frac{53,33}{32} \approx 1,67$

Dividindo todos os valores pelo menor deles, teremos:

ferro = $\frac{0,83}{0,83} = 1$

enxofre = $\frac{1,67}{0,83} \approx 2$

Fórmula mínima: Fe_1S_2 ou FeS_2

Massa da fórmula mínima = $1 \cdot 56 + 2 \cdot 32 = 120\text{ g/mol}$
 $120 \cdot n = 120 \Rightarrow n = 1 \therefore$ Fórmula molecular: FeS_2

06. A

100% de minerais _____ 10^6 g (1 tonelada)
65% de minerais _____ x

$x = \frac{65 \cdot 10^6}{100} \Rightarrow x = 6,5 \cdot 10^5$ g de minerais

Massa de fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, em 1 t de ossos:

100% _____ $6,5 \cdot 10^5$ g
80% _____ y

$$y = \frac{80 \cdot 6,5 \cdot 10^5}{100} \Rightarrow y = 5,2 \cdot 10^5 \text{ g de Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Massa de fósforo em $5,2 \cdot 10^5$ g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:
 $310 \text{ g (1 mol) de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\quad} 2 \cdot 31 \text{ g de P}$
 $5,2 \cdot 10^5 \text{ g de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\quad} z$

$$z = \frac{5,2 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 31}{310} \Rightarrow z = 1,04 \cdot 10^5 \text{ g de P}$$

$104.000 \text{ g} = 10^4 \text{ kg de P}$

Massa de cálcio em $5,2 \cdot 10^5$ g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:
 $310 \text{ g (1 mol) de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\quad} 3 \cdot 40 \text{ g de Ca}$
 $5,2 \cdot 10^5 \text{ g de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\quad} w$

$$w = \frac{5,2 \cdot 10^5 \cdot 3 \cdot 40}{310} \Rightarrow w = 2,01 \cdot 10^5 \text{ g de Ca}$$

Massa de carbonato de cálcio, CaCO_3 , em 1 t de ossos:

$100\% \xrightarrow{\quad} 6,5 \cdot 10^5 \text{ g}$
 $20\% \xrightarrow{\quad} \alpha$

$$\alpha = \frac{20 \cdot 6,5 \cdot 10^5}{100} \Rightarrow \alpha = 1,3 \cdot 10^5 \text{ g de CaCO}_3$$

Massa de cálcio em $1,3 \cdot 10^5$ g de CaCO_3 :
 $100 \text{ g (1 mol) de CaCO}_3 \xrightarrow{\quad} 1 \cdot 40 \text{ g de Ca}$
 $1,3 \cdot 10^5 \text{ g de CaCO}_3 \xrightarrow{\quad} \beta$

$$\beta = \frac{1,3 \cdot 10^5 \cdot 1 \cdot 40}{100} \Rightarrow \beta = 0,52 \cdot 10^5 \text{ g de Ca}$$

Massa total de cálcio = $2,01 \cdot 10^5 + 0,52 \cdot 10^5$

Massa total de cálcio = $2,53 \cdot 10^5 \text{ g de Ca} = 253.000 \text{ g de Ca} = 253 \text{ kg de Ca}$

07. B

$6,02 \cdot 10^{20}$ moléculas $\xrightarrow{\quad}$ $0,18 \text{ g de aspirina}$
 $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (1 mol) $\xrightarrow{\quad}$ x

$$x = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,18}{6,02 \cdot 10^{20}} \Rightarrow x = 180 \text{ g (180 g/mol)}$$

Fórmula percentual: C 60% H 4,44% O 35,56%

carbono = $\frac{60}{12} \Rightarrow$ carbono = 5

hidrogênio = $\frac{4,44}{1} \Rightarrow$ hidrogênio = 4,44

oxigênio = $\frac{35,56}{16} \Rightarrow$ oxigênio = 2,22

Dividindo todos os números pelo menor deles:

carbono = $\frac{5}{2,22} \Rightarrow$ carbono = 2,25

hidrogênio = $\frac{4,44}{2,22} \Rightarrow$ hidrogênio = 2

oxigênio = $\frac{2,22}{2,22} \Rightarrow$ oxigênio = 1

Multiplicando todos os valores por 4 para obter os menores números inteiros, teremos: Fórmula Mínima: $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$

08. D

Cálculo da quantidade de matéria de N e O:

$0,5 \text{ mol do óxido} \xrightarrow{\quad} 1,0 \text{ mol do óxido}$

$7,0 \text{ g de N} \xrightarrow{\quad} 14,0 \text{ g de N}$

$16,0 \text{ g de O} \xrightarrow{\quad} 32,0 \text{ de O}$
 Massa do óxido: 46 g/mol .

nitrogênio = $\frac{14,0 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} \Rightarrow$ nitrogênio = 1 mol

oxigênio = $\frac{32,0 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} \Rightarrow$ oxigênio = 2 mol

Fórmula mínima: NO_2

Massa da fórmula mínima: $1 \cdot 14 + 2 \cdot 16 = 46$

$n \cdot 46 = 46 \Rightarrow n = 1$

Fórmula molecular: NO_2

09. D

100% de ouro na aliança $\xrightarrow{\quad}$ $2,0 \text{ g}$

75% de ouro na aliança $\xrightarrow{\quad}$ x

$$x = \frac{75 \cdot 2,0}{100} \Rightarrow x = 1,5 \text{ g de ouro}$$

10. D

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3 \text{ OH} = 5 \cdot 40 + 3 \cdot 31 + 13 \cdot 16 + 1 \cdot 1$

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3 \text{ OH} = 502 \text{ g/mol}$

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3 \text{ F} = 5 \cdot 40 + 3 \cdot 31 + 12 \cdot 16 + 1 \cdot 19$

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3 \text{ F} = 504 \text{ g/mol}$

% de fósforo no composto $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$

$502 \text{ g de Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} \xrightarrow{\quad} 93 \text{ g de fósforo}$

$100 \text{ g de Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} \xrightarrow{\quad} x$

$$x = \frac{100 \cdot 93}{502} \Rightarrow x = 18,53 \text{ g ou } 18,53\%$$

Logo, os compostos apresentam aproximadamente 18,50% de fósforo.

AULA 5

EXERCITANDO EM SALA

01. D

A lei da conservação das massas só se aplica a um sistema fechado para impedir que ocorra troca de matéria entre o sistema reacional e o meio em que ele se encontra.

02. B

De acordo com Lavoisier, a soma das massas dos reagentes deve ser igual à soma das massas dos produtos, assim:

$$1,699 + 0,585 = x + 0,850$$

$$X = 1,434 \text{ g}$$

03. B

Como na combustão o combustível precisa reagir com o oxigênio para que a queima se inicie. Assim, os produtos da queima terão incorporados o oxigênio do ar que reagiu com o combustível e que não teve sua massa calculada inicialmente.

04. E

Inicialmente 50 g de ferro foram queimados na presença de oxigênio. O produto da reação é um óxido sólido formado pelo ferro da esponja de aço mais oxigênio que se ligou ao ferro durante a combustão, o que torna a massa final superior à inicial.

EXERCITANDO EM CASA

01. C

Como os produtos formados possuem oxigênio incorporado a sua massa será maior que a massa inicial de combustível.

02. D

Pela lei da Conservação de Massa, teremos:

Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	X = 4,4	10,0
II	Y = 28	22,0	50,0
III	56,0	44,0	Z = 100

(A) Incorreta.

$$\frac{Y}{X} = \frac{28}{4,4} = 6,4$$

(B) Incorreta.

$$X \cdot Y < Z$$

$$4,4 \cdot 28 < 5$$

$$1200 > 5$$

(C) Incorreta.

$$\frac{Z}{5,6} = X \cdot 3,5$$

$$\frac{100}{5,6} = 4,4 \cdot 3,5$$

$$18 \neq 15$$

(D) Correta.

$$\frac{56}{Y} \cdot \frac{22}{44} = 1$$

$$\frac{56}{28} \cdot \frac{22}{44} = 1$$

03. C

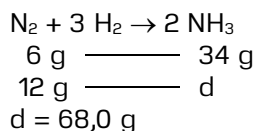
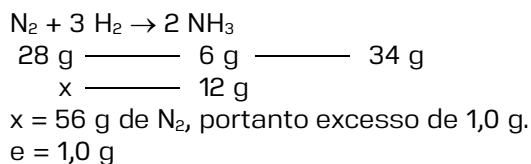
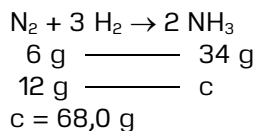
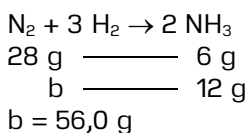
O sólido contido nos dois recipientes é a palha de ferro. Ao queimar um dos lados haverá a formação do Fe₂O₃ devido à reação com o oxigênio, tornando esse lado da balança mais pesado do que aquele que não sofreu o processo de queima.

04. C

O sistema é aberto, o gás carbônico formado no experimento II vai embora, conseqüentemente a massa final é menor que a massa inicial.

05. D

N ₂ + 3 H ₂ → 2 NH ₃				
EXPERIMENTO	NITROGÊNIO	HIDROGÊNIO	AMÔNIA	EXCESSO
I	28,0 g	a = 3 x 2 g = = 6,0 g	34,0 g	0,0
II	b = 56,0 g	12,0 g	c = 68,0 g	0,0
III	57,0 g	12,0 g	d = 68,0 g	e = 1,0 g



06. B

- A) Incorreta. De acordo com a Lei de Lavoisier, ao queimar uma palha de aço, em um sistema fechado, a massa não irá alterar.
- B) Correta. Ao queimar uma folha de papel em uma caixa aberta, a massa da folha de papel diminui, porque os produtos da combustão são gasosos e se dispersam na atmosfera.
- C) Incorreta. Ao se queimar uma vela, ocorrerá diminuição de massa, pois haverá a queima do pavio e da parafina.
- D) Incorreta. Em um sistema fechado, 32,7 g de zinco em pó precisa de 8 g de oxigênio para formar 40,7 g de óxido de zinco (ZnO).
- E) Incorreta. Em um sistema fechado, 1 mol de C(s) reage com 1 mol de oxigênio formando 1 mol de dióxido de carbono (CO₂).

07. E

Ao calcular o percentual de gálio e arsênio na fórmula, obtemos para o gálio

$$144,7 \text{ g GaAs} \quad \text{-----} \quad 100\%$$

$$69,7 \text{ g Ga} \quad \text{-----} \quad x$$

X = 48,2% de Ga
Y = 51,8% de As

Como o lote analisado contém o arsênio em quantidade inferior ao que deveria conter na amostra, podemos inferir que existe algum outro ânion além do arsênio no lote, uma vez que o percentual de gálio está de acordo com o previsto.

08. A

Para restabelecer o equilíbrio A e D.

09. A

Segundo Lavoisier, a reação ocorre da seguinte forma:

$$4,5 \text{ g de H} + 21 \text{ g de N} \rightarrow 25,5 \text{ g de Amônia com } 10,5 \text{ g de excesso de N.}$$

$$X \text{ g de H} + y \text{ g de N} \rightarrow 85 \text{ g de amônia.}$$

$$X = 15 \text{ g de H}$$

$$Y = 70 \text{ g de N}$$

10. B

Calculo de X:

Exp I:

28 g Fe + 120 g de Br → 148 g de brometo de ferro

7g Fe + (40-x) g de Br → 37 g de brometo de ferro

Por Lavoisier: 7 + 40 - x = 37

X = 10 g.

Fórmula

Fe = 28 g / 56 g/mol = 0,5 mol → 0,5 mol / 0,5 = 1

Br = 120 g / 80 g/mol = 1,5 mol → 1,5 mol / 0,5 = 3

AULA 6**EXERCITANDO EM SALA****01. D**

Supondo que 1 L de água ardente tenha massa aproximada de 1 kg (1000 g), vem:

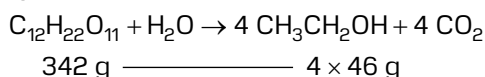
1000 g — 100%

m_{etanol} — 46%

$$m_{\text{etanol}} = \frac{1000 \text{ g} \times 46\%}{100\%} = 460 \text{ g}$$

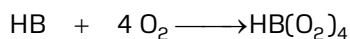
$C_{12}H_{22}O_{11} = 12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342$

$CH_3CH_2OH = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 46$



$m_{C_{12}H_{22}O_{11}}$ ————— 460 g

$$m_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{342 \text{ g} \times 460 \text{ g}}{4 \times 46 \text{ g}} = 855 \text{ g}$$

02. D

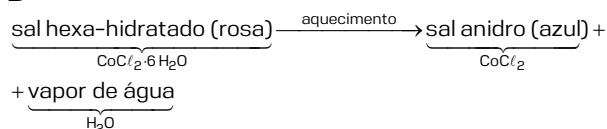
M_{HB} — 4 × 22,4 L · mol⁻¹

1 g — 2,24 × 10⁻⁴ L

$$M_{HB} = \frac{1 \text{ g} \times 4 \times 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{2,24 \times 10^{-4} \text{ L}}$$

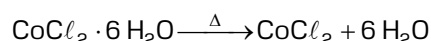
$M_{HB} = 40 \times 10^4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4 \times 10^5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M_{HB} = 4 \times 10^5 \text{ g/mol}$

03. B

$CoCl_2 = 58,9 + 2 \times 35,5 = 129,9$

$M_{CoCl_2} = 129,9 \text{ g/mol}$



1 mol ————— 129,9 g

0,1 mol ————— m_{CoCl_2}

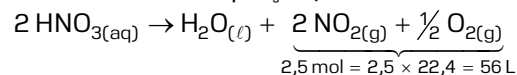
$$m_{CoCl_2} = \frac{0,1 \text{ mol} \times 129,9 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

$m_{CoCl_2} = 12,99 \text{ g} \approx 13 \text{ g}$

04. B

$HNO_3 = 1 \times 1 + 1 \times 14 + 3 \times 16 = 63$

Balanceando a equação, vem:



2 × 63 g ————— 56,0 L

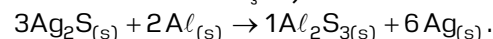
6,3 g ————— V

$$V = \frac{6,3 \text{ g} \times 56,0 \text{ L}}{2 \times 63 \text{ g}}$$

V = 2,80 L

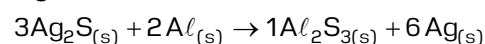
EXERCITANDO EM CASA**01. D**

Balanceando a reação, vem:



$Ag_2S = 2 \times 108 + 32 = 248$

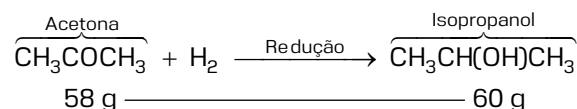
Ag = 108



3 × 248 g ————— 6 × 108 g

2,48 g ————— m_{Ag}

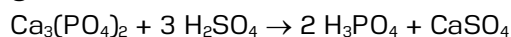
$$m_{Ag} = \frac{2,48 \text{ g} \times 6 \times 108 \text{ g}}{3 \times 248 \text{ g}} = 2,16 \text{ g}$$

02. C

m_{Acetona} ————— $2,7 \times 10^6 \text{ t}$

$$m_{\text{Acetona}} = \frac{58 \text{ g} \times 2,7 \times 10^6 \text{ t}}{60 \text{ g}}$$

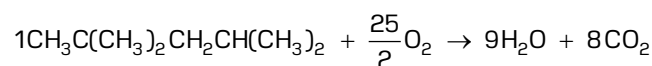
$m_{\text{Acetona}} = 2,61 \times 10^6 \text{ t} \approx 2,6 \text{ milhões de toneladas.}$

03. C

310 g — 2 × 98 g

62 g — x

x = 39,2 g de H₃PO₄

04. C

1 mol ————— 8 × 22,4 L

2 mols ————— V_{CO_2}

$$V_{CO_2} = \frac{2 \text{ mols} \times 8 \times 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}}$$

$V_{CO_2} = 358,4 \text{ L}$

$V_{CO_2} \approx 358 \text{ L}$

05. A

6 mols de NaN₃ — 9 × 22,4 L de N₂

3 mols — V

V = 101 L de N₂

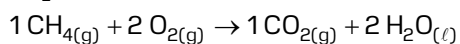
06. B

$$\text{CH}_4 = 1 \times 12 + 4 \times 1 = 16$$

$$M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$16 \text{ g} \text{ ————— } 2 \times 18 \text{ g}$$

$$m_{\text{CH}_4} \text{ ————— } 54 \text{ g}$$

$$m_{\text{CH}_4} = \frac{16 \text{ g} \times 54 \text{ g}}{2 \times 18 \text{ g}} = 24 \text{ g}$$

07. B

Teremos:

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

$$V_{\text{O}_2} \text{ ————— } 1,6 \%$$

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



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

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

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

08. B

De acordo com as informações do enunciado: em voo de cruzeiro (quando o avião alcança a velocidade e altitude ideais) o consumo de QAV é de aproximadamente 2 200 kg/h e voando na altitude de cruzeiro com uma velocidade média, em relação ao solo, de 800 km/h, um Boeing 737-800 percorreu uma distância de 2 400 km.

Cálculo do tempo:

$$\Delta v = \frac{\Delta S}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{\Delta S}{\Delta v}$$

$$\Delta t = \frac{2\,400 \text{ km}}{800 \text{ km/h}} = 3 \text{ h}$$

Cálculo da massa do QAV:

$$2.200 \text{ kg de combustível ————— } 1 \text{ h}$$

$$m_{\text{combustível}} \text{ ————— } 3 \text{ h}$$

$$m_{\text{combustível}} = \frac{2\,200 \text{ kg} \times 3 \text{ h}}{1 \text{ h}}$$

$$m_{\text{combustível}} = 6\,600 \text{ kg} = 6,6 \text{ t}$$

O QAV é constituído por hidrocarbonetos cujas cadeias carbônicas contêm, em média, 12 átomos de carbono e 26 átomos de hidrogênio, apresentando massa molar média de 170 g/mol.

Então:

$$12 \text{ átomos de carbono} \Rightarrow 12 \text{ mol de átomos de carbono} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 12 \text{ mols de CO}_2$$

Na combustão:

$$1 \text{ mol do hidrocarboneto ————— } 12 \text{ mols de CO}_2$$

$$M_{\text{hidrocarboneto}} = 170 \text{ g/mol}$$

$$\text{CO}_2 = 12 + 2 \times 16 = 44$$

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$$

$$170 \text{ g do hidrocarboneto ————— } 12 \times 44 \text{ g}$$

$$6,6 \text{ t do hidrocarboneto ————— } m_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{6,6 \text{ t} \times 12 \times 44 \text{ g}}{170 \text{ g}}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 20,4988 \text{ t}$$

$$m_{\text{CO}_2} \approx 20,5 \text{ t}$$

09. D

$$22,4 \text{ L de C}_2\text{H}_2 \text{ ————— } 1 \text{ mol de C}_2\text{H}_3\text{Cl}$$

$$x \text{ ————— } 2 \text{ mols de C}_2\text{H}_3\text{Cl}$$

$$x = 44,8 \text{ L de C}_2\text{H}_2$$

10. C

$$50 \times 10^3 \text{ L ————— } 100\% \text{ mistura}$$

$$X \text{ L água ————— } 4,5\%$$

$$X = 2,25 \times 10^3 \text{ L água}$$

Como a densidade da água é 1 kg /L, temos:

$$56 \text{ g de CaO ————— } 18 \text{ g água}$$

$$X \text{ g de CaO ————— } 2,25 \times 10^3 \text{ kg água}$$

$$X = 7\,000 \text{ kg.}$$