

OBJETIVO

ITA
Química
Livro do Professor

8



Actinídeos

Sólidos

Outros metais

Não-Metais

Casos nobres

25 Mn Manganês 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.93320	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinco 65.38	31 Ga Gálio 69.723	32 Ge germânio 72.64	33 As Arsênio 74.9216	34 Se Selênio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Criptônio 83.80
43 Tc Tecnécio (68)	44 Ru Rútenio 101.07	45 Rh Ródio 102.9055	46 Pd Paládio 106.42	47 Ag Prata 107.8682	48 Cd Cádmio 112.411	49 In Índio 114.818	50 Sn Estanho 118.710	51 Sb Antimônio 121.757	52 Te Telúrio 127.6	53 I Iodo 126.905	54 Xe Xenônio 131.29
75 Re Rênio 186.207	76 Os Ósmio 190.23	77 Ir Írídio 192.222	78 Pt Platina 195.084	79 Au Ouro 196.967	80 Hg Mercúrio 200.59	81 Tl Tântalo 204.38	82 Pb Chumbo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98	84 Po Poloônio 209	85 At Astato 210	86 Rn Radônio 222

UNITED STATES OF AMERICA

MÓDULOS 29 e 30

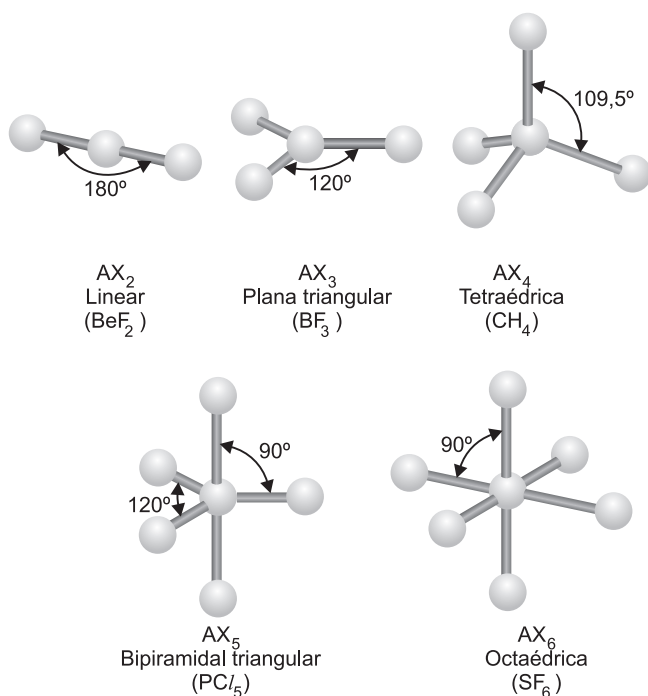
Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons na Camada de Valência (RPECV).

1. Introdução

O modelo RPECV está baseado na ideia de as repulsões entre os pares de elétrons ligantes e de elétrons não ligantes de um átomo controlarem os ângulos entre as ligações do átomo com os outros átomos que o circundam. A disposição dos pares de elétrons é prevista na base das repulsões entre os pares, e a geometria da molécula ou do íon poliatômico depende do número de pares isolados e de pares ligantes.

2. Átomos centrais exclusivamente com pares ligantes

A figura a seguir ilustra as geometrias que a RPECV prevê para moléculas dos tipos AX_2 até AX_6 , em que A é o átomo central.

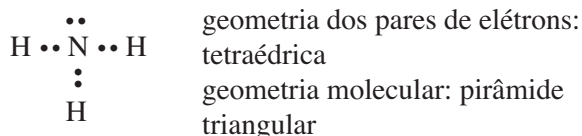


Estas formas geométricas tornam mínimas as repulsões entre os pares de elétrons.

3. Átomos centrais com pares ligantes e pares isolados

A geometria dos pares de elétrons em torno do átomo central inclui as posições espaciais de todos os pares ligantes e pares isolados, enquanto a geometria molecular da molécula ou do íon envolve a disposição espacial dos respectivos átomos.

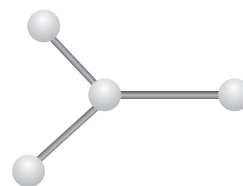
Exemplo



No caso do par de elétrons isolado, só há um núcleo atraindo o par de elétrons, portanto esse par vai ocupar um volume maior que um par de elétrons ligantes. O volume maior que o par isolado ocupa espalha-o e aperta os elétrons dos pares ligantes. Então, a força relativa das repulsões é: Par isolado – par isolado > par isolado – par ligante > par ligante – par ligante

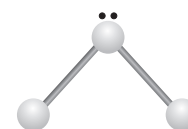
• Três pares de elétrons

Não tem pares isolados



Plana triangular (BF_3)

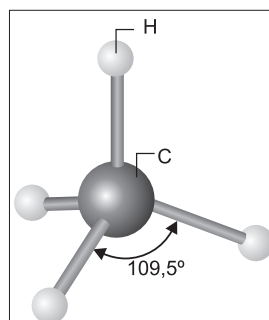
Um par isolado



Angular (SO_2)

• Quatro pares de elétrons

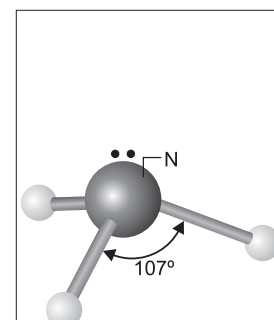
Nenhum par isolado



Metano, CH_4
4 pares ligantes

Tetraédrica

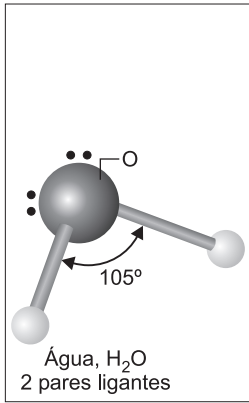
Um par isolado



Amônia, NH_3
3 pares ligantes

Pirâmide trigonal

Dois pares isolados



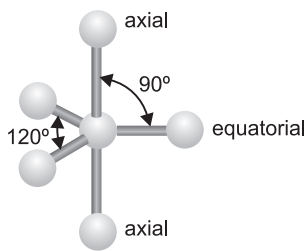
Angular

• Cinco pares de elétrons

Temos duas posições a serem consideradas:

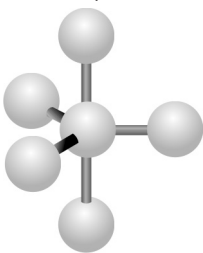
Equatoriais: os átomos ligantes ficam nos vértices do triângulo.

Axiais: os átomos ligantes ficam em cima e embaixo.

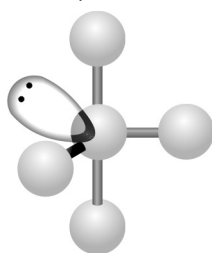


Qualquer par isolado, que admitimos ser mais volumoso que os pares ligantes, prefere ocupar **posições equatoriais** em lugar das axiais, pois estarão mais afastados (menor repulsão).

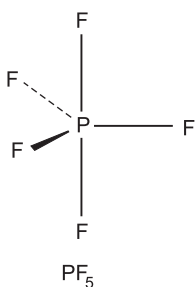
Nenhum par isolado



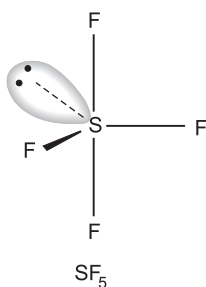
Um par isolado



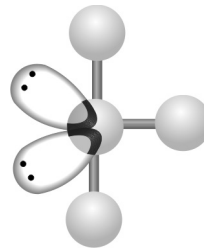
Bipirâmide triangular



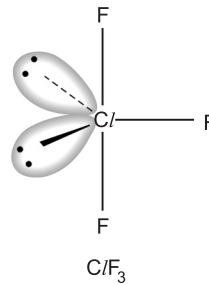
Gangorra



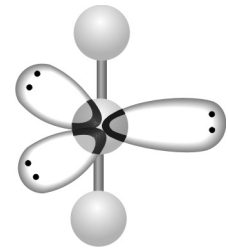
Dois pares isolados



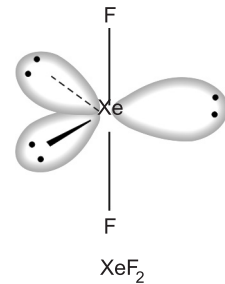
Em forma de T



Três pares isolados



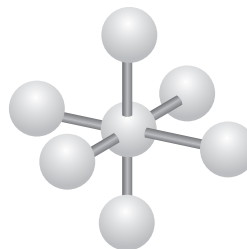
Linear



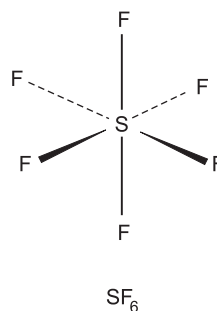
• Seis pares de elétrons

No octaedro todas as posições são equivalentes. Então, se a molécula tiver um par isolado, como no BrF₅, não faz diferença qual o vértice que ocupa. Se a molécula tiver dois pares isolados, estes ficarão nos lados opostos, como no XeF₄.

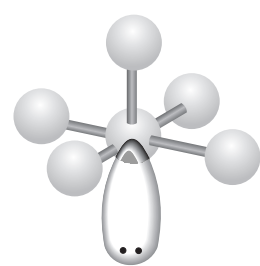
Nenhum par isolado



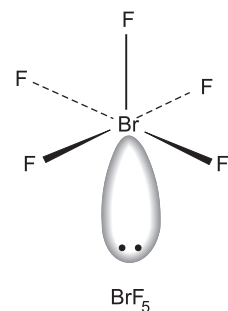
Octaedro



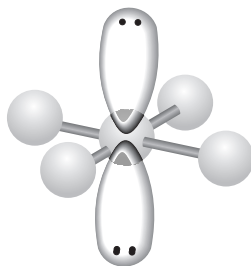
Um par isolado



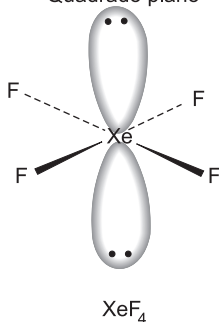
Pirâmide quadrada



Dois pares isolados



Quadrado plano



4. Estrutura de Lewis

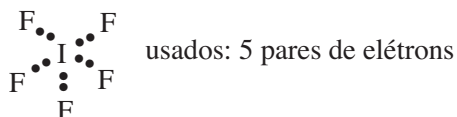
Indica a distribuição dos elétrons nas moléculas e íons poliatômicos. A estrutura de Lewis facilita a determinação da geometria molecular.

Vamos usar a molécula IF_5 como exemplo:

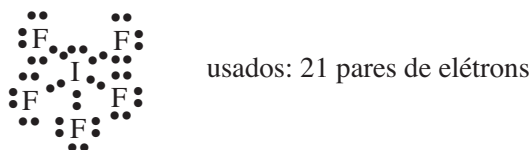
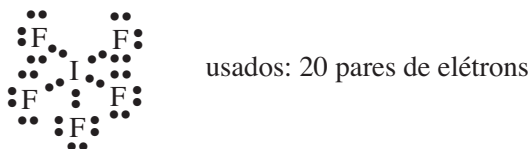
1º passo: Calcular o total de pares de elétrons da camada de valência

$$7(\text{I}) + 5 \cdot 7 (\text{F}) = 42 \therefore \text{pares de elétrons} = 21.$$

2º passo: coloque um par de elétrons entre o átomo central (I) e o ligante (F).



3º passo: use os pares restantes para colocar pares isolados em torno do ligante (F) a fim de cumprir a regra do octeto. Se sobrares pares de elétrons, coloque-os no átomo central.



Geometria da molécula: piramidal quadrada

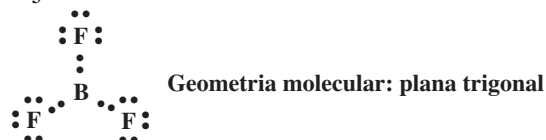
Exercícios

1. (ITA-SP) – Considere as seguintes espécies no estado gasoso: BF_3 , SnF_3^- , BrF_3 e KrF_4 . Para cada uma delas, qual é o nome da geometria molecular?

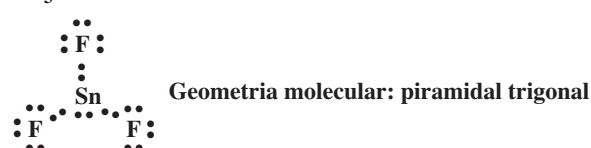
Dados: grupo 17 (F, Br), grupo 18 (Kr), grupo 13 (B), grupo 14 (Sn)

RESOLUÇÃO:

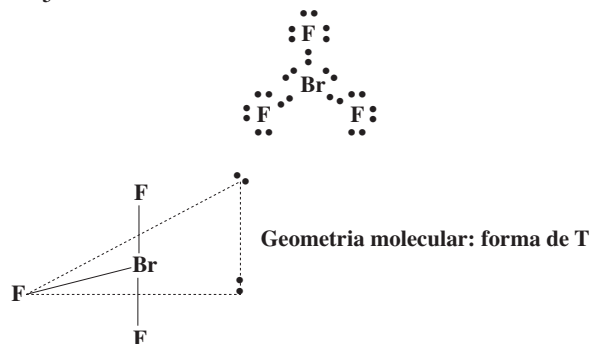
BF_3 : total de e = 24, pares de e = 12



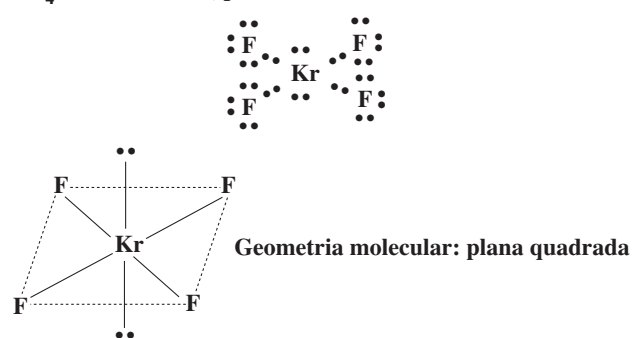
SnF_3^- : total de e = 26, pares de e = 13



BrF_3 : total de e = 28, pares de e = 14

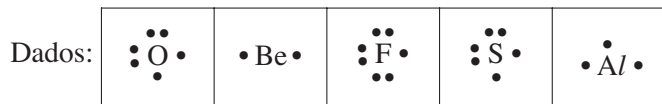


KrF_4 : total de e = 36, pares de e = 18



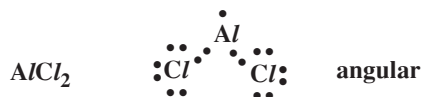
2. (ITA-SP) – Considere as seguintes moléculas no estado gasoso: OF_2 , BeF_2 , AlCl_2 e AlS_2 .

- a) Dê as estruturas de Lewis e as geometrias moleculares de cada uma das moléculas.
 b) Indique as moléculas que devem apresentar caráter polar.



RESOLUÇÃO:

- a) As estruturas de Lewis e as geometrias moleculares das moléculas:

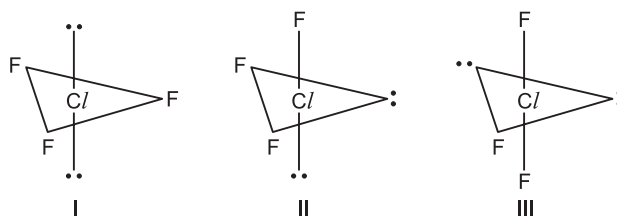


Na estrutura AlS_2 todos os três elétrons do alumínio estarão emparelhados, ficando um átomo de enxofre com 8 elétrons e outro átomo de enxofre com 7 elétrons.



- b) As moléculas angulares OF_2 e AlCl_2 apresentam caráter polar.

3. (IME) – Considere as seguintes possibilidades para a estrutura da molécula de trifluoreto de cloro (ClF_3):



Assinale a alternativa correta.

- a) A estrutura I é a mais estável, visto que as seis repulsões entre pares não ligantes e pares ligantes equivalem à menor repulsão possível.
 b) A estrutura II é a mais estável, visto que ocorrem três repulsões entre elétrons não ligantes e pares ligantes e mais uma repulsão entre pares de elétrons não ligantes, o que confere uma maior estabilidade ao sistema de forças.
 c) A estrutura III é a mais estável por equivaler à configuração na qual a repulsão entre todos os pares (ligantes e não ligantes) é mínima.
 d) A estrutura I é a mais provável por ser a mais simétrica, correspondendo à configuração de menor energia.
 e) Todas as três estruturas possuem a mesma energia e são encontradas na natureza.

RESOLUÇÃO:

A estrutura I é a mais simétrica, mas apresenta seis repulsões de 90° entre átomos e pares isolados.

A estrutura II apresenta uma repulsão de 90° entre dois pares isolados, além de três repulsões de 90° entre pares isolados e átomos.

A estrutura III apresenta quatro repulsões de 90° entre pares isolados e átomos e uma repulsão de apenas 120° entre pares isolados.

A estrutura III é a mais provável, sofrendo ainda um desvio no sentido de atingir a configuração ótima de menor repulsão entre todos os pares.

Em geral, se existirem pares isolados numa bipirâmide trigonal eles se situarão em posições equatoriais (no plano do triângulo) e não nas posições axiais, uma vez que esse arranjo minimiza as forças repulsivas.

Resposta: C

MÓDULO 31

Estequiometria I

1. (ITA) – Considere uma série de experiências, todas realizadas com a mesma massa (6,54g) de Zn e massas crescentes de 0,00 a 6,42g de enxofre, na ausência de ar.

Os dois reagentes são misturados em cadinho que é aquecido até que

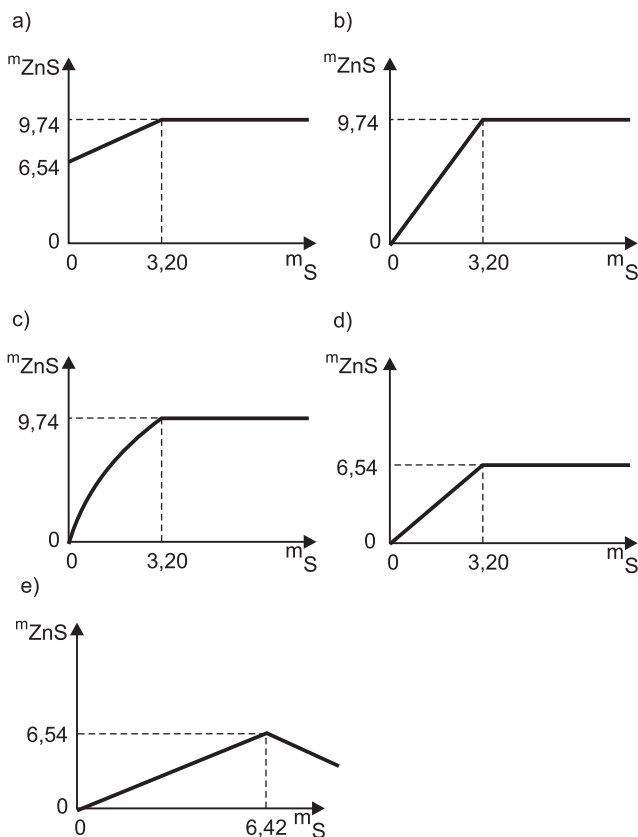
- se complete a única reação possível:
 $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}; e$
- seja eliminado, por vaporização, todo o S eventualmente em excesso.

Qual dos gráficos abaixo representa corretamente a massa, em g, de ZnS formado (m_{ZnS}) em função da massa, em g, de S empregado na experiência (m_{S})?

Dados: massas molares em g/mol:

Zn = 65,4

S = 32,0



RESOLUÇÃO:

Cálculo das massas de Zn e S que reagem estequiometricamente:



65,4g — 32,0g

6,54g — 3,20g — 9,74g

Massa superior a 3,20g de S indica que esse reagente está em excesso, portanto a massa de ZnS permanece constante (9,74g).

A massa de ZnS varia linearmente com a massa de S, variando esta no intervalo de 0 a 3,20g.

Exemplo:



1,635g — 0,8g — 2,435g

3,27g — 1,6g — 4,87g

$$\frac{0,8\text{g}}{1,6\text{g}} = \frac{2,435\text{g}}{4,87\text{g}} = \frac{1}{2}$$

$$m_{\text{ZnS}} = k \cdot m_{\text{S}}$$

Resposta: B

2. (ITA) – Uma amostra de 1,222g de cloreto de bário hidratado ($\text{BaCl}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042g.

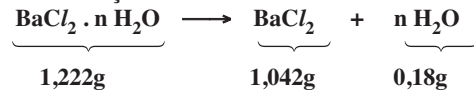
Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine

- o número de mols de cloreto de bário,
- o número de mols de água e
- a fórmula molecular do sal hidratado.

Dados: Massas molares em g/mol:

Ba	—	137
Cl	—	35,5
H	—	1
O	—	16

RESOLUÇÃO:



a) Cálculo da massa molar do BaCl_2 :

$$M = [137,00 + 2(35,50)] \text{ g/mol}$$

$$M = 208,00 \text{ g/mol}$$

Cálculo da quantidade em mol de BaCl_2 :

$$1 \text{ mol de BaCl}_2 \text{ ————— } 208,00\text{g}$$

$$x \text{ ————— } 1,042\text{g}$$

$$x = 0,005 \text{ mol ou } 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

b) Cálculo da massa molar da água (H_2O):

$$M = [2(1,00) + 16,00] \text{ g/mol}$$

$$M = 18,00\text{g/mol}$$

Cálculo da quantidade em mol de água:

$$1 \text{ mol de H}_2\text{O} \text{ ————— } 18,00\text{g}$$

$$y \text{ ————— } 0,18\text{g}$$

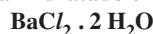
$$y = 0,01 \text{ mol ou } 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

c) Cálculo da quantidade em mol de água em 1 mol de sal:

$$\begin{array}{ccc} \text{BaCl}_2 & & \text{H}_2\text{O} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} & & 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \\ 1 \text{ mol} & & z \end{array}$$

$$z = 2 \text{ mol}$$

Portanto, a fórmula do sal hidratado é



3. (ITA) – Aquecendo juntos x kg de óxido de estanho (SnO_2) e 0,48 kg de grafita, sólidos, em atmosfera inerte, são produzidos 3,6 kg de estanho sólido, z m³ de monóxido de carbono (CO) e w m³ de dióxido de carbono (CO_2), gasosos.

Qual das opções a seguir apresenta os valores corretos de x , z e w ? (Considerar volumes gasosos medidos nas CNTP e comportamento ideal dos gases.)

	x (kg)	z (m ³)	w (m ³)
a)	1,5	0,22	0,11
b)	3,8	0,11	0,22
c)	4,5	0,15	0,15
d)	4,5	0,45	0,45
e)	9,0	0,45	0,45

Dados: Massas molares em g/mol

$$C = 12$$

$$\text{Sn} = 118$$

$$\text{SnO}_2 = 150$$

$$\text{Volume molar de um gás nas CNTP} = 22,4\text{L/mol}$$

RESOLUÇÃO:

Cálculo da quantidade em mols de grafita e estanho:

grafita: 12g ————— 1 mol

$$480\text{g} \text{ ————— } x \quad \therefore x = 40 \text{ mol}$$

estanho: 118g ————— 1 mol

$$3600\text{g} \text{ ————— } y \quad \therefore y = 30 \text{ mol}$$

40 mol de grafita produzem 30 mol de estanho ou 4 mol de grafita produzem 3 mol de estanho

Balaceando a equação, temos:



$$6 = a + 2b$$

$$4 = a + b$$

$$a = 2; b = 2$$



$$3 \cdot 150\text{g} \text{ — } 4 \text{ mol — } 2 \cdot 22,4\text{L} \text{ — } 2 \cdot 22,4\text{L}$$

$$x \text{ — } 40 \text{ mol — } z \text{ — } w$$

$$x = 4500\text{g} = 4,5\text{kg} \quad z = w = 0,45\text{m}^3$$

Resposta: D

MÓDULO 32

Estequiometria II

1. (ITA-SP) – Uma mistura sólida é composta de carbonato de sódio e bicarbonato de sódio. A dissolução completa de 2,0 g dessa mistura requer 60,0 mL de uma solução aquosa 0,5 mol L⁻¹ de HCl. Assinale a opção que apresenta a massa de cada um dos componentes desta mistura sólida.

a) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,4\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,6\text{g}$

b) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,7\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,3\text{g}$

c) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,9\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,1\text{g}$

d) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,1\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,9\text{g}$

e) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,3\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,7\text{g}$

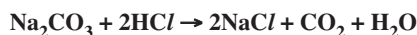
RESOLUÇÃO:

Cálculo da quantidade de matéria de HCl que reage com a mistura:

1000 mL ————— 0,5 mol

60,0 mL ————— x

$x = 0,03 \text{ mol}$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{reage com Na}_2\text{CO}_3: a \\ \text{reage com NaHCO}_3: 0,03 - a \end{array} \right.$



$106 \text{ g} \text{ — } 2 \text{ mol}$ $x = \frac{106 a}{2} \therefore x = 53 a$
 $x \text{ — } a$



$84 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol}$ $y = 84 (0,03 - a)$
 $y \text{ — } 0,03 \text{ mol} - a$ $y = 2,52 - 84 a$

Temos que:

$x + y = 2,0 \text{ g}$

$53 a + 2,52 - 84 a = 2,0$

$31 a = 0,52$

$a = 0,017$

$x = 53 \cdot 0,017 \therefore x = 0,9 \text{ g}$

Concluimos que:

$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,9 \text{ g}$

$m_{\text{NaHCO}_3} = 1,1 \text{ g}$

Resposta: C

2. (ITA-SP) – Em um laboratório, a 20°C e utilizando um sistema adequado, H₂(g) foi obtido através da reação entre uma amostra de uma liga de 0,3g de magnésio e um litro de uma solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ em HCl. Um manômetro indicou que a pressão no interior do recipiente que contém o H₂(g) era de 756,7 Torr. Sabendo-se que a pressão de vapor d'água a 20 °C é 17,54 Torr e o volume de H₂(g) obtido foi 0,200L, determine a pureza da amostra da liga de magnésio (massa de magnésio x 100/massa total da amostra), considerando que somente o magnésio reaja com o HCl.

RESOLUÇÃO:

* cálculo da pressão do H₂:

$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$

$756,70 \text{ Torr} = P_{\text{H}_2} + 17,54 \text{ Torr}$

$P_{\text{H}_2} = 739,16 \text{ torr}$

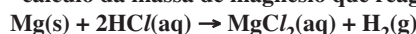
* cálculo da quantidade de matéria, em mols, de H₂:

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

$739,16 \text{ Torr} \cdot 0,200 \text{ L} = n \cdot 62,4 \text{ Torr} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}$

$n \approx 0,0081 \text{ mol}$

* cálculo da massa de magnésio que reagiu:



↓

↓

1 mol

1 mol

24,31g

1 mol

y g

0,00811 mol

$y \approx 0,2\text{g}$

* cálculo da pureza da amostra de magnésio:

$0,3 \text{ — } 100\%$

$0,2\text{g} \text{ — } z\%$

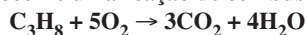
$z \approx 66,67\%$

3. (IME) – Em um recipiente fechado queima-se propano com 80% da quantidade estequiométrica de ar. Admitindo que não haja hidrocarbonetos após a combustão, que todos os produtos da reação estejam na fase gasosa e que a composição volumétrica do ar seja de uma parte de O₂ para quatro partes de N₂, calcule a porcentagem molar de CO₂ no recipiente após a combustão (considere comportamento ideal para os gases).

- a) 4,35 % b) 4,76 % c) 5,26 %
 d) 8,70 % e) 14,28 %

RESOLUÇÃO:

Com uma proporção estequiométrica entre propano e oxigênio de 1:5 ocorre uma reação de combustão completa:



Entretanto, a reação acontece com apenas 80% da quantidade estequiométrica de oxigênio e mesmo assim consome completamente o propano. A única forma disso acontecer é se acontecer uma reação de combustão incompleta. Como todos os produtos estão na fase gasosa, assumiremos que não acontece a formação de C. Logo a equação química representativa do processo é:



Considerando o número de átomos de C e O existentes na reação, os coeficientes x e y podem ser encontrados através de um sistema de equações:

$$\begin{cases} \text{conservação de carbonos} \\ \text{conservação de oxigênios} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} 3 = x + y \\ 8 = 2x + y + 4 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x = 1 \\ y = 2 \end{cases}$$

Logo a reação que acontece é:



Para determinar a porcentagem molar, assumiremos sem perda de generalidade uma quantidade inicial de propano igual a 1 mol. A quantidade inicial de N₂ é quatro vezes a quantidade de O₂. Assim, temos 16mol de N₂, quantidade que permanece constante pois nitrogênio não participa da reação.

Pela proporção da reação que ocorre, temos o seguinte esquema:

Antes da combustão: 1 mol C ₃ H ₈ 4 mol O ₂ 16 mol N ₂	⇒	Depois da combustão: 1 mol CO ₂ 2 mol CO 4 mol H ₂ O 16 mol N ₂
---	---	--

Como no final temos 1 + 2 + 4 + 16 = 23 mol de gases, temos que a porcentagem molar de CO₂ no sistema é dado por:

$$\begin{array}{r} 23\text{mol} \text{ ----- } 100\% \\ 1\text{mol} \text{ ----- } x \\ x = 4,35\% \end{array}$$

Resposta: A

exercícios-tarefa

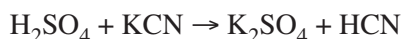
❑ Módulos 29 e 30

– Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons na Camada de Valência

1. Escreva a fórmula eletrônica da molécula BrF_5
Dado: Br e F pertencem ao grupo 17
2. (ITA) – Assinale a opção que contém a geometria molecular correta das espécies OF_2 , SF_2 , BF_3 , NF_3 , CF_4 e XeF_4 , todas no estado gasoso.
 - a) Angular, angular, piramidal, piramidal, tetraédrica e quadrada planar.
 - b) Linear, linear, trigonal plana, piramidal, quadrada planar e quadrada planar.
 - c) Angular, angular, trigonal plana, piramidal, tetraédrica e quadrada planar.
 - d) Linear, angular, piramidal, trigonal plana, angular e tetraédrica.
 - e) Trigonal plana, linear, tetraédrica, piramidal, tetraédrica e quadrada planar.Dados: ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_5\text{B}$, ${}_7\text{N}$, ${}_6\text{C}$, ${}_{54}\text{Xe}$

❑ Módulo 31 – Estequiometria I

1. (UFRRJ) – O gás cianídrico (HCN) é um gás tóxico que mata por asfixia. O uso dessa substância na câmara de gás, nos Estados Unidos da América, ocorria de acordo com a reação não balanceada abaixo:



Partindo de 24,5g de ácido sulfúrico com 90% de pureza, o volume obtido de gás cianídrico nas CNTP é de

Dados: massas molares em g/mol: H = 1,0; S = 32; O = 16; C = 12; N = 14; K = 39. Volume molar de gás nas CNTP = 22,4L/mol

- a) 16,42 litros
 - b) 13,02 litros
 - c) 11,20 litros
 - d) 10,08 litros
 - e) 9,61 litros
2. Para desinfetar uma sala cujas dimensões são 6 x 4 x 3m, usou-se o SO_2 proveniente da queima de enxofre. Admitindo-se que os gases resultantes da combustão encheram toda a sala, a massa, em quilogramas, de enxofre (25°C e 1 atm) com 20% de impurezas que deve ser “queimada” para produzir todo o SO_2 é de aproximadamente
 - a) 115
 - b) 92
 - c) 230
 - d) 18,4
 - e) 184

Dados: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
massas molares: O 16g/mol
S 32g/mol
volume molar = 25L/mol (25°C e 1 atm)

3. (ITA) – Certo sal contém, além de água de cristalização, apenas ferro, carbono e oxigênio; sabe-se ainda que cada mol do sal contém um mol de ferro. Com esse sal, foram feitos os seguintes ensaios:

- I. No aquecimento forte, em atmosfera inerte, de 1,000g de sal hidratado, foram obtidos 0,400g de óxido de ferro (II).
- II. Num aquecimento mais brando, 1,000g do sal hidratado perdeu toda a água de cristalização e foram obtidos 0,800g do sal anidro.
- III. No aquecimento forte com excesso de oxigênio, 1,000g do sal anidro forneceu, como únicos produtos, óxido de ferro (II) e 0,612g do gás carbônico.

Indicando claramente seu raciocínio:

- a) calcule a massa molar do sal hidratado;
- b) calcule o número de mols de água de cristalização por mol do sal hidratado;
- c) indique a fórmula molecular do ânion do sal.

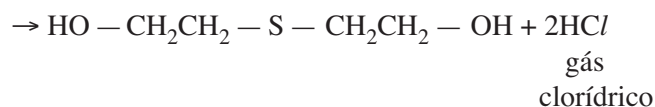
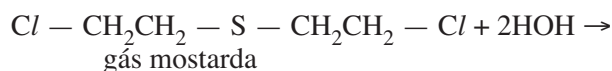
Responda também à seguinte pergunta:

Qual é o número de oxidação do ferro no sal?

Justifique.

Dados: massas molares em g/mol: Fe = 55,86; O = 16,00; H = 1,01; C = 12,01

4. A destruição em massa por armas químicas constitui um dos maiores temores da sociedade civilizada atual. Entre os mais temidos agentes químicos, destacam-se o VX, de propriedades semelhantes às do Sarin, porém mais tóxico, e o gás mostarda, também letal. A denominação “gás mostarda” foi dada devido à cor semelhante do condimento e a seu efeito picante sobre a pele. A atuação desse gás se deve, entre outras, à sua reação com a água, produzindo HCl , o responsável pela irritação da pele, dos olhos e do sistema respiratório. Assim, com base na equação:



e supondo um rendimento de 100% no processo, o volume de gás clorídrico, nas condições ambientes, obtido a partir de 1 tonelada de gás mostarda, é aproximadamente

- a) $1,5 \cdot 10^5\text{L}$
- b) $3,1 \cdot 10^5\text{L}$
- c) $6,5 \cdot 10^5\text{L}$
- d) $3,2 \cdot 10^7\text{L}$
- e) $2,8 \cdot 10^8\text{L}$

Dados: volume molar, nas condições ambientes =
= 24,5L/mol
massa molar do gás mostarda = 159g/mol

5. Dois carros, um movido a álcool e outro a gasolina (considere C_8H_{18} como componente principal), consomem 50 litros dos respectivos combustíveis para percorrer uma certa distância. Considerando que todo o combustível seja consumido nos dois casos, qual seria a massa aproximada de dióxido de carbono que o carro a álcool lançaria na atmosfera a menos que o carro a gasolina?

Dados: $C_2H_5OH = 46g/mol$, $C_8H_{18} = 114g/mol$,

$CO_2 = 44g/mol$

densidade do álcool = 0,80kg/L

densidade da gasolina = 0,70kg/L

Equação de combustão completa do álcool não balanceada: $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Equação de combustão completa da gasolina não balanceada: $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

- a) 88,0kg b) 76,5kg c) 31,5kg
d) 10,5kg e) 1,62kg

6. Os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2) podem reagir em diversas proporções, formando diferentes óxidos de nitrogênio (N_xO_y). Em uma determinada condição, foram colocados em um reator 32,0g de O_2 e 20,0g de N_2 . Terminada a reação, supondo a formação de apenas um tipo de óxido, é coerente afirmar que foram obtidos

- a) 52,0g de N_2O_3 .
b) 40,0g de NO, restando 12,0g de O_2 sem reagir.
c) 48,0g de NO, restando 4,0g de N_2 sem reagir.
d) 46,0g de NO_2 , restando 6,0g de N_2 sem reagir.
e) 50,0g de N_2O_3 , restando 2,0g de O_2 sem reagir.

Dados: massas molares em g/mol: N = 14, O = 16

7. Um cilindro de revolução, confeccionado com Al puro, é totalmente consumido por uma solução aquosa de

ácido clorídrico, gastando-se $\frac{21 \times 219g}{54}$ de HCl dessa

solução. Em outra experiência, verificou-se que foram consumidos 73,0g de HCl da mesma solução, para reagir completamente com uma esfera de ferro puro, colocada dentro da solução.

Admita que o raio da esfera (R) é igual ao raio da base do cilindro de revolução.

Dados: $d_{Al} = 3g/mL$, $d_{Fe} = 8g/mL$, $\pi = 3$, massas molares em g/mol: Al = 27, H = 1, Cl = 35,5, Fe = 56

Com os dados anteriormente expostos, pode-se concluir como verdadeira uma das alternativas abaixo. Assinale-a.

- a) A altura do cilindro de revolução é igual a $\frac{3R}{4}$.
b) Se o raio da esfera for igual a 3cm, a altura do cilindro será igual a 4cm.
c) Se a altura do cilindro for igual a 8,0cm, o raio da esfera será igual a 4,0cm.
d) A massa de alumínio consumida nesta reação é igual, aproximadamente, a 85,0g.
e) O volume da esfera de ferro é o triplo do volume do cilindro de revolução.

❑ Módulo 32 – Estequiometria II

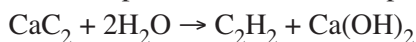
1. Em um recipiente são colocados, para reagir, 40,0g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) com 40,0g de hidróxido de sódio (NaOH). Sabe-se que um dos reagentes está em excesso. Após a reação se completar, permanecerão sem reagir:

- a) 9,0g de H_2SO_4 b) 18,1g de H_2SO_4
c) 7,4g de NaOH d) 32,6g de NaOH
e) 13,6g de NaOH

Dados: massas molares em g/mol: $H_2SO_4 = 98$,

NaOH = 40

2. O acetileno, substância de grande aplicação, é um gás menos denso do que o ar, empregado especialmente como combustível, uma vez que, quando queima em atmosfera de oxigênio puro, fornece uma chama azul de elevada temperatura. O processo industrial de obtenção do acetileno pode ser demonstrado pela equação:



Sabendo que 100g de carbeto de cálcio reagem com quantidade suficiente de água para a obtenção de 24,6g de acetileno, assinale a alternativa que apresenta o rendimento dessa reação.

Dados: massas atômicas: H = 1u, C = 12u, O = 16u e Ca = 40u

- a) 10,0% b) 36,3% c) 49,2% d) 60,5% e) 91,4%

3. (UNIRIO) – “O vazamento do produto MTBE (éter metil-terc-butílico), ocorrido em uma tubulação da Petrobras em Guarajuba, distrito de Paracambi, na Baixada Fluminense, pode ter atingido o lençol freático da região (...). Segundo a Petrobras, o vazamento que ocorreu está entre 100 e 1.000 litros. (...) O MTBE é proibido no Brasil. Toda a produção brasileira é exportada para os Estados Unidos, onde é empregado como aditivo na gasolina”. (JB, 2000)

Na verdade, a notícia remete-nos a uma significativa preocupação ambiental e nesse sentido é importante que você considere a reação de síntese abaixo



Partindo-se de 560 gramas de t-butóxido de potássio e de 750 gramas de iodeto de metila, determine, para os itens 1 e 2:

Dados: H = 1u; C = 12u; O = 16u; K = 39u; I = 127u;

considerar $d_{MTBE} = 0,8 \text{ g/mL}$

1º item: A massa de reagente que não reagiu, se houver;

2º item: O volume, em litros, de MTBE formado.

4. Sabe-se que o zinco é um elemento constituinte de certo número de sistemas enzimáticos essenciais. As metaloenzimas zíncicas incluem a fosfatase alcalina, anidrase carbônica e carboxipeptidase, entre outras. O zinco funciona também como co-fator de numerosas enzimas. O sulfato de zinco hidratado é usado como medicamento no campo pós-operatório como apoio eficaz à aceleração e à estimulação da cicatrização. Uma drágea com 200mg de sulfato de zinco hidratado ($ZnSO_4 \cdot xH_2O$) contém 45,47mg de zinco. Determine

- a massa de água de hidratação.
- o número de moléculas de água de hidratação por unidade de fórmula, ou seja, o valor de x.

Dados: massas molares (g/mol):

Zn = 65,37; $ZnSO_4$ = 161,43; H_2O = 18,02

5. Na reação de 47,4g de $KMnO_4$ com ácido clorídrico, segundo a equação



é correto afirmar que se formam, exatamente:

Dados: H = 1g/mol

O = 16g/mol

K = 39g/mol

Cl = 35,5g/mol

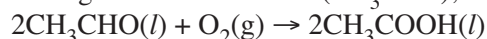
Mn = 55g/mol

Volume molar dos gases nas CNTP =

= 22,4L/mol

- $2,4 \cdot 10^{23}$ átomos de Cl.
- 2 mols de KCl.
- 16,8L de Cl_2 nas CNTP.
- 252g de $MnCl_2$.
- $4,8 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2O .

6. Num processo de produção de ácido acético, borbulha-se oxigênio no acetaldeído (CH_3CHO), a $60^\circ C$.



Num ensaio de laboratório para esta reação, opera-se no vaso de reação com 22,0 gramas de CH_3CHO e 16,0 gramas de O_2 . Quantos gramas de ácido acético são obtidos nesta reação e qual o reagente limitante?

	Massa de CH_3COOH obtida	Reagente limitante
a)	15,0g	CH_3CHO
b)	30,0g	O_2
c)	30,0g	CH_3CHO
d)	60,0g	O_2
e)	120,0g	CH_3CHO

Dados: massas molares em g/mol: H = 1, C = 12, O = 16

7. (ITA) – A calcinação de 1,42g de uma mistura sólida constituída de $CaCO_3$ e $MgCO_3$ produziu um resíduo sólido que pesou 0,76g e um gás. Com estas informações, qual das opções a seguir é a correta?

- Borbulhando o gás liberado nesta calcinação em água destilada contendo fenolftaleína, com o passar do tempo a solução irá adquirir uma coloração rósea.
- Uma solução aquosa, contendo fenolftaleína, em contato com o resíduo sólido, fica incolor.
- O volume ocupado pelo gás liberado devido à calcinação da mistura, nas CNTP, é de 0,37L.
- A composição da mistura sólida inicial é 70% (m/m) de $CaCO_3$ e 30% (m/m) de $MgCO_3$.
- O resíduo sólido é constituído pelos carbetos de cálcio e magnésio.

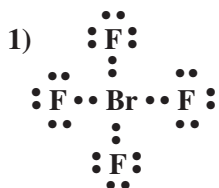
Dados: Massas molares em g/mol

$CaCO_3$ = 100, $MgCO_3$ = 84, CaO = 56,

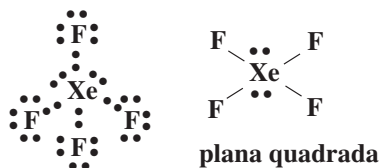
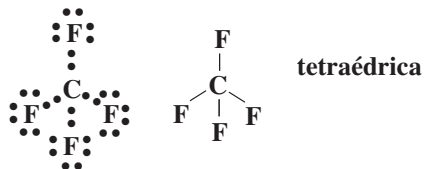
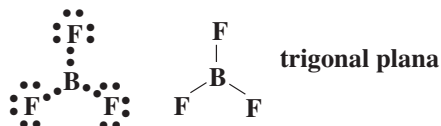
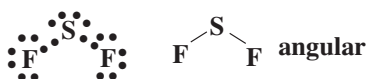
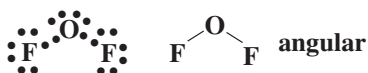
MgO = 40, CO_2 = 44

resolução dos exercícios-tarefa

■ MÓDULOS 29 E 30



2) De acordo com a teoria da repulsão dos pares de elétrons na camada de valência, temos:

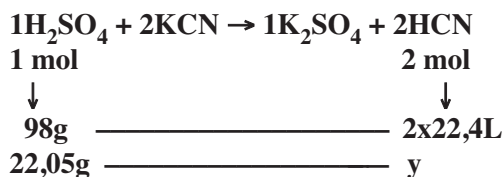


Resposta: C

■ MÓDULO 31

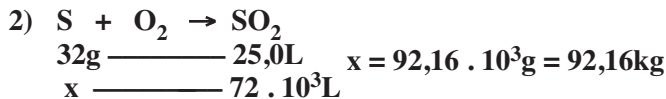
1) Massa de ácido sulfúrico:

$$\frac{24,5\text{g}}{x} = \frac{100\%}{90\%} \quad x = 22,05\text{g de H}_2\text{SO}_4$$



$$y = 10,08\text{L de HCN}$$

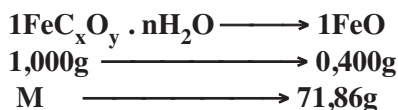
Resposta: D



$$\frac{92,16\text{kg}}{m} = \frac{80\%}{100\%} \quad m = 115\text{kg}$$

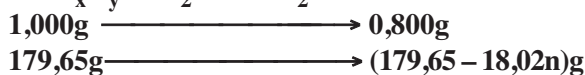
Resposta: A

3) I) 1 mol do sal tem 1 mol de Fe:



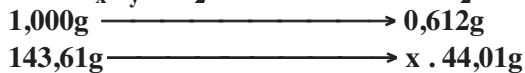
$$\therefore M = 179,65\text{g} \quad \textcircled{a}$$

II) $1\text{FeC}_x\text{O}_y \cdot n\text{H}_2\text{O} \rightarrow n\text{H}_2\text{O} + \text{sal anidro}$



$$n = 2,00 \text{ mol} \quad \textcircled{b}$$

III) $1\text{FeC}_x\text{O}_y + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO} + x\text{CO}_2$



$$x = 2,00 \text{ mol}$$

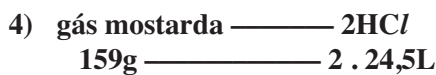
c) $\text{FeC}_2\text{O}_y \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

$$55,85 + 12,01 \cdot 2 + 16,00 \cdot y + 2 \cdot 18,02 = 179,65$$

$$\therefore y = 4 \text{ mol}$$



+2

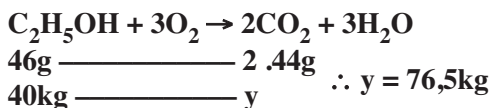


$$x = 0,31 \cdot 10^6\text{L} \text{ ou } 3,1 \cdot 10^5\text{L}$$

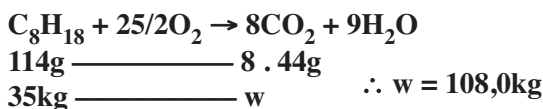
Resposta: B

5) Cálculo da massa de CO_2 proveniente da combustão de 50L de álcool:

$$\frac{1\text{L}}{50\text{L}} = \frac{0,80\text{kg}}{x} \quad \therefore x = 40\text{kg}$$



Cálculo da massa de CO_2 proveniente da combustão de 50L de gasolina:



Cálculo da massa de CO_2 lançada na atmosfera a menos pelo carro a álcool:

$$108,0\text{kg} - 76,5\text{kg} = 31,5\text{kg}$$

Resposta: C



$$28\text{g} \text{ — } 64\text{g} \text{ — } 92\text{g}$$

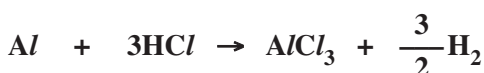
$$14\text{g} \text{ — } 32\text{g} \text{ — } 46\text{g}$$

excesso

$$\text{N}_2: 20\text{g} - 14\text{g} = 6,0\text{g de N}_2 \text{ sem reagir}$$

Resposta: D

7) Cálculo da massa e do volume de Al utilizado na reação:



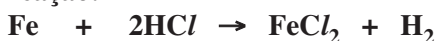
$$27\text{g} \text{ — } 3 \cdot 36,5\text{g}$$

$$x \text{ — } \frac{21 \times 219\text{g}}{54}$$

$$x = 21\text{g}$$

$$d = \frac{m}{V} \quad \therefore 3\text{g/mL} = \frac{21\text{g}}{V} \quad \therefore V = 7\text{mL} = 7\text{cm}^3$$

Cálculo da massa e do volume de Fe utilizado na reação:



$$56\text{g} \text{ — } 73\text{g}$$

$$d = \frac{m}{V} \quad \therefore 8\text{g/mL} = \frac{56\text{g}}{V} \quad \therefore V = 7\text{mL} = 7\text{cm}^3$$

Relação entre a altura do cilindro e o raio:

$$\text{Cilindro: } V_C = b \cdot h = \pi R^2 h$$

$$V_C = V_e$$

$$\text{Esfera: } V_e = \frac{4}{3} \pi R^3$$

$$\pi R^2 h = \frac{4}{3} \pi R^3 \quad \therefore h = \frac{4}{3} R$$

$$R = 3\text{cm} \quad \therefore h = 4\text{cm}$$

$$h = 8\text{cm} \quad \therefore R = 6\text{cm}$$

Resposta: B

■ MÓDULO 32

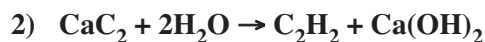


$$80\text{g} \text{ — } 98\text{g}$$

$$x \text{ — } 40\text{g} \quad x = 32,6\text{g}$$

$$\text{Excesso de NaOH} = 40,0\text{g} - 32,6\text{g} = 7,4\text{g}$$

Resposta: C



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 64\text{g} & \text{ — } & 26\text{g} \\ 100\text{g} & \text{ — } & y \end{array}$$

$$y = 40,6\text{g de C}_2\text{H}_2 \text{ (100\% de rendimento)}$$

$$40,6\text{g} \text{ — } 100\%$$

$$24,6\text{g} \text{ — } y$$

$$\boxed{y = 60,5\%}$$

Resposta: D

3) 1º item:



$$\text{Massas molares: } \text{C}_4\text{H}_9\text{O}^-\text{K}^+ = 112\text{g/mol}$$

$$\text{CH}_3\text{I} = 142\text{g/mol}$$

$$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O} = 88\text{g/mol}$$

Cálculo da massa de iodeto de metila que reage com 560g de t-butóxido de potássio:



$$\begin{array}{ccc} \downarrow & & \downarrow \\ 112\text{g} & \text{ — } & 142\text{g} \\ 560\text{g} & \text{ — } & x \end{array}$$

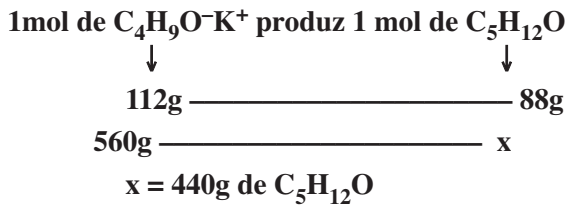
$$x = 710\text{g de CH}_3\text{I}$$

Massa de iodeto de metila em excesso:

$$m = 750\text{g} - 710\text{g} = 40\text{g de CH}_3\text{I}$$

2º item:

Massa de MTBE produzida pela reação de 560g de t-butóxido de potássio:



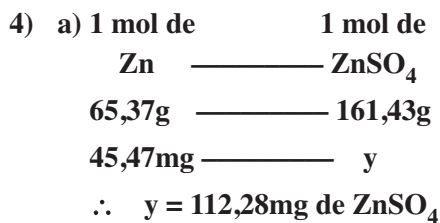
Volume de MTBE formado:

$d_{\text{MTBE}}: 0,8g/mL$

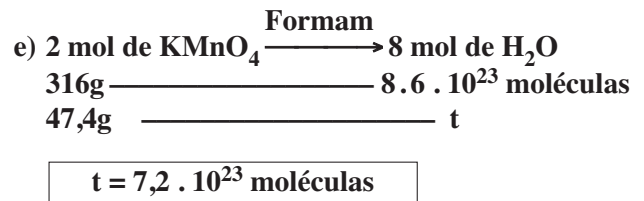
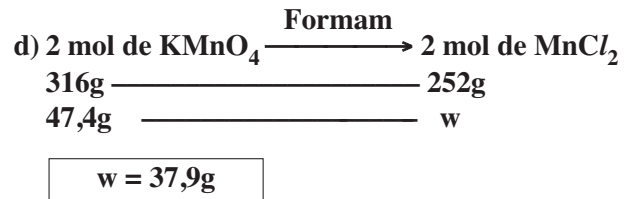
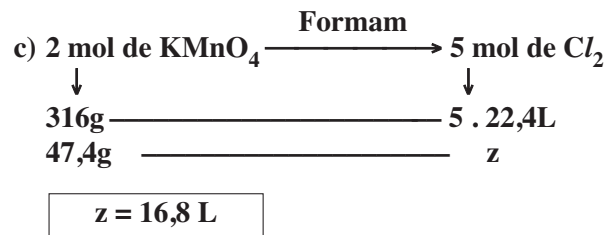
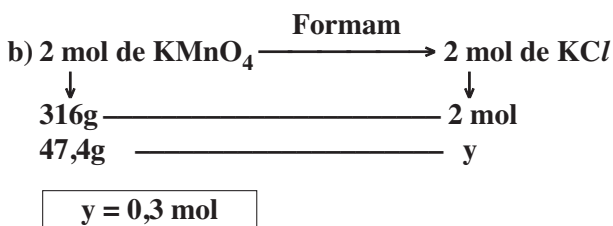
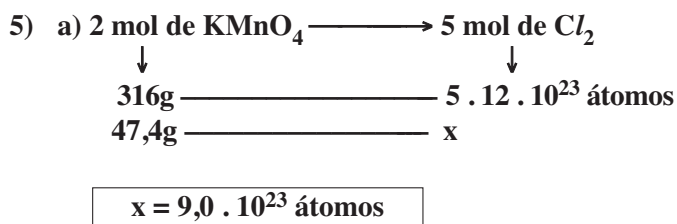
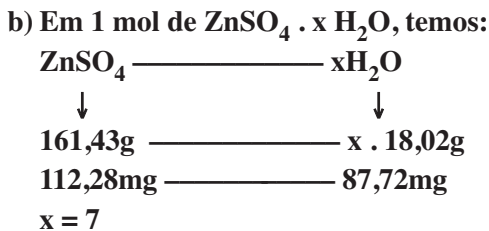
0,8g ----- 1mL

440g ----- y

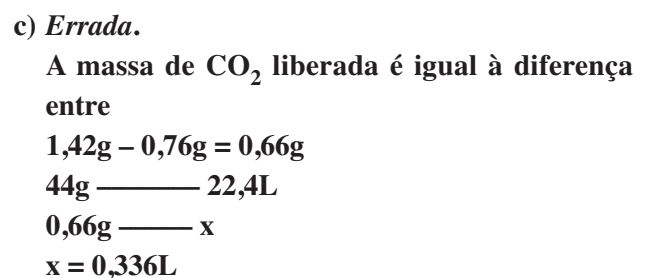
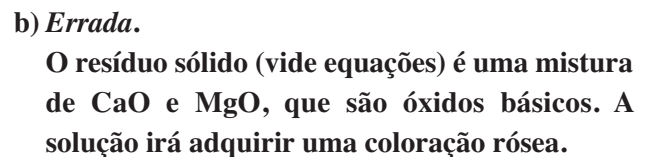
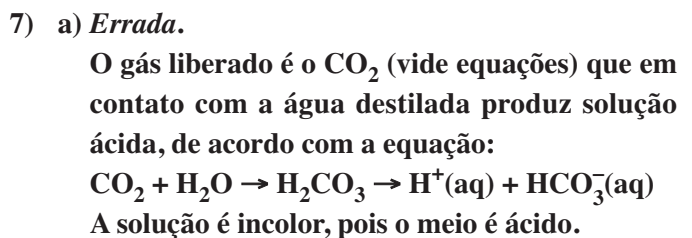
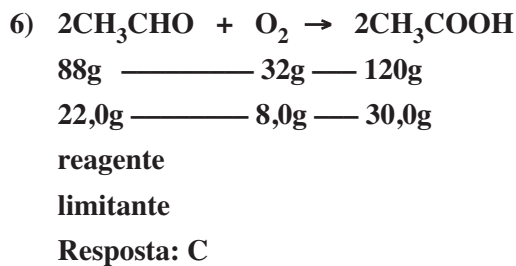
y = 550mL = 0,55L de MTBE



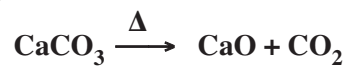
Massa de água de hidratação =
= 200mg - 112,28mg = 87,72mg



Resposta: C



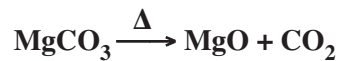
d) *Correta.*



$$100\text{g} \text{ ————— } 56\text{g}$$

$$x \text{ ————— } y$$

$$y = 0,56x$$



$$84\text{g} \text{ ————— } 40\text{g}$$

$$1,42 - x \text{ ————— } 0,76 - y$$

$$84 (0,76 - y) = 40 (1,42 - x)$$

$$84 (0,76 - 0,56x) = 40(1,42 - x)$$

$$x = 1$$

$$\text{CaCO}_3 = 1\text{g} ; \text{MgCO}_3 = 0,42\text{g}$$

$$1,42\text{g} \text{ ————— } 100\%$$

$$1\text{g} \text{ ————— } p$$

$$p \cong 70\%$$

$$\text{CaCO}_3: 70\%; \text{MgCO}_3: 30\%$$

Resposta: D

