

QUÍMICA

Prof. Daniel Pires

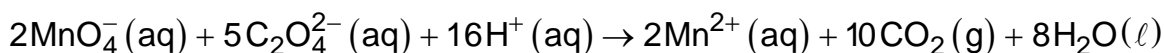
CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 1: DIRETO, PUREZA E RENDIMENTO - QUESTÕES - SÉRIE AULA.

1. (Uerj) Para prevenção do bócio, doença causada pela falta de iodo no organismo, recomenda-se a adição de 0,005%, em massa, de iodato de potássio ao sal de cozinha. O iodato de potássio é produzido pela reação entre o iodo molecular e o hidróxido de potássio, que forma também água e iodeto de potássio.



- a) Qual a massa de água produzida por 9 moles de Iodo?
 b) Qual geometria e polaridade da água e do Iodo?
 c) Determine a massa, em gramas, do íon iodato presente em 1 kg de sal de cozinha.

2. (Fuvest) A transformação representada pela equação química:



foi efetuada em condições de temperatura e pressão tais que o volume molar do $\text{CO}_2(\text{g})$ era de 22 L/mol. Se x é o número de mols de MnO_4^- , gastos na reação, e V é o volume, medido em litros, de $\text{CO}_2(\text{g})$ gerado pela reação, obtenha

- a) V como função de x ;
 b) a quantidade, em mols, de MnO_4^- que serão gastos para produzir 440 L de $\text{CO}_2(\text{g})$.
3. (Uftm) O cloreto de cálcio, por ser um sal higroscópico, absorve umidade com facilidade. Devido a essa propriedade, é utilizado como agente secante nos laboratórios de química e pode ser preparado a partir da reação de calcário com ácido clorídrico.



A partir do resfriamento da solução aquosa de cloreto de cálcio, resultante da reação apresentada, forma-se o $\text{CaCl}_2(\text{s})$.

- a) Descreva os processos de separação envolvidos na obtenção do sólido CaCl_2 .
 b) Calcule a massa de cloreto de cálcio que pode ser obtida a partir da reação de 625 g de calcário contendo 80 % de pureza de CaCO_3 com solução de HCl .

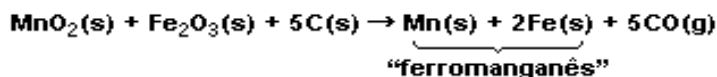
4. (Uff) O bicarbonato de sódio é convertido a carbonato de sódio após calcinação, de acordo com a reação não balanceada a seguir



A calcinação de uma amostra de bicarbonato de sódio de massa 0,49 g, que contém impurezas, produz um resíduo de massa 0,32 g. Se as impurezas da amostra não são voláteis à temperatura de calcinação, pede-se:

- a) os valores que tornam a equação balanceada;
 b) por meio de cálculos, o percentual de bicarbonato na amostra original.

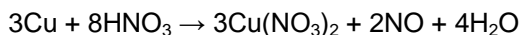
5. (Ufc 2007) O manganês é um metal de transição com elevada importância na indústria siderúrgica, sendo utilizado na composição de ligas metálicas para a produção de aço. Na natureza, sua principal fonte é o minério pirolusita (MnO_2), que é empregado para a obtenção de ferromanganês, de acordo com a seguinte reação:



- a) Quantos elétrons estão envolvidos nessa reação?
 b) Em uma reação com 70 % de rendimento, qual é a massa (em gramas) de ferro que é obtida a partir de 173,8 g de pirolusita com 20 % de impurezas?

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 1 - QUESTÕES - SÉRIE CASA.

1. (Ueg) O nitrato de cobre pode ser obtido a partir da reação de cobre metálico e ácido nítrico, conforme a equação abaixo:

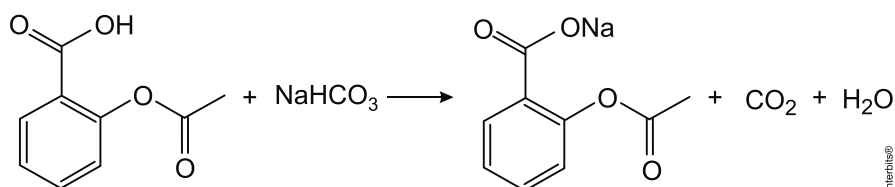


De acordo com as informações apresentadas acima, considere que o cobre utilizado na reação apresenta uma pureza de 100% e, a partir de 635 g desse metal, determine:

- a) a massa do sal que será formada.
 b) o volume do recipiente, em que deverá ser armazenado todo o NO produzido, de forma que a pressão exercida pelo gás seja igual a 8,2 atm, a uma temperatura de 300 K.
2. (Uftm) A Aspirina® C é um medicamento indicado para o alívio sintomático da dor de cabeça, dor muscular e febre causadas por gripes e resfriados. É apresentada na forma de comprimido efervescente contendo 400 mg de ácido acetilsalicílico ($180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), além de ácido ascórbico e outras substâncias, como bicarbonato de sódio ($84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) e sacarina sódica.

(<http://www4.anvisa.gov.br>. Adaptado.)

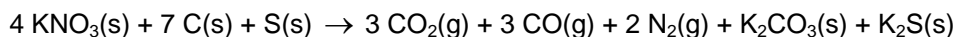
A reação do ácido acetilsalicílico com bicarbonato de sódio é apresentada na equação.



- a) Calcule a massa aproximada de bicarbonato de sódio necessária para reagir completamente com o ácido acetilsalicílico presente no comprimido.
 b) Calcule o volume máximo de gás carbônico a 300 K e 1,0 atm que pode ser obtido a partir da reação de 90 g de ácido acetilsalicílico com excesso de bicarbonato de sódio. Considere R igual a $0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.
3. (Ufg) A partir de 2014, todos os automóveis nacionais serão obrigatoriamente produzidos com um dispositivo de segurança denominado *air bag*. Este dispositivo contém um composto instável, denominado azida de sódio ($\text{NaN}_3(\text{s})$), que, ao ser ativado, decompõe-se em um curto intervalo de tempo. Na decomposição, é liberado sódio metálico e nitrogênio molecular (na forma de um gás) que rapidamente enche o *air bag*.

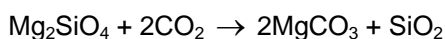
Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- a) Considerando-se o exposto, escreva a equação química balanceada para a decomposição da azida de sódio.
 b) Calcule a massa de $\text{NaN}_3(\text{s})$ necessária para encher um *air bag* de 50 L na temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm.
4. (Uerj) A pólvora consiste em uma mistura de substâncias que, em condições adequadas, reagem, com rendimento de 100 %, segundo a equação química a seguir:



Sob condições normais de temperatura e pressão, e admitindo comportamento ideal para todos os gases, considere a reação de uma amostra de pólvora contendo 1515 g de KNO_3 com 80 % de pureza. Calcule o volume total de gases produzidos na reação. Em seguida, nomeie os sais formados.

5. (Ufrj) A Conferência de Kyoto sobre mudanças climáticas, realizada em 1997, estabeleceu metas globais para a redução da emissão atmosférica de CO_2 . A partir daí, várias técnicas para o sequestro do CO_2 presente em emissões gasosas vem sendo intensamente estudadas.
- a) Uma indústria implantou um processo de sequestro de CO_2 através da reação com Mg_2SiO_4 , conforme a equação representada a seguir:



Determine, apresentando seus cálculos, o número de mols do óxido formado quando 4400 g de CO_2 são sequestrados.

- b) Essa indústria reduziu sua emissão para 112.000 L de CO_2 por dia nas CNTP. A meta é emitir menos de 500 kg de CO_2 por dia. Indique se a indústria atingiu a meta. Justifique sua resposta.

GABARITO- CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 1 - SÉRIE AULA:
Resposta da questão 1:

A equação é a seguinte:

a) 54g

b) angular e polar, linear e apolar



1000 g de sal de cozinha ————— 100%

m ————— 0,005%

m = 0,05 g de KIO₃

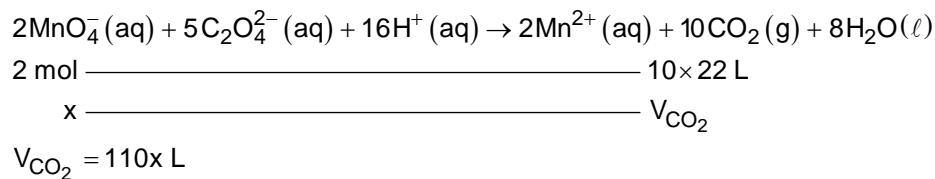
Agora vamos calcular a massa do íon iodato presente e 0,05 g de KIO₃

$$\begin{array}{ccc} \underbrace{1 \text{ mol de KIO}_3}_{214 \text{ g de KIO}_3} & & \underbrace{\text{massa de iodato presente no KIO}_3}_{175 \text{ g de IO}_3^-} \\ \hline 0,05 \text{ g} & & x \end{array}$$

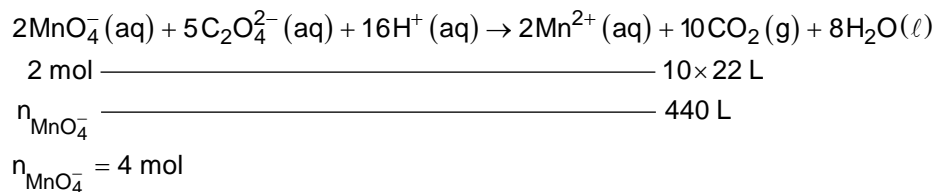
x = 0,04 g de íons iodato.

Resposta da questão 2:

a) Teremos:



b) Na produção de 440 L de CO₂, vem:

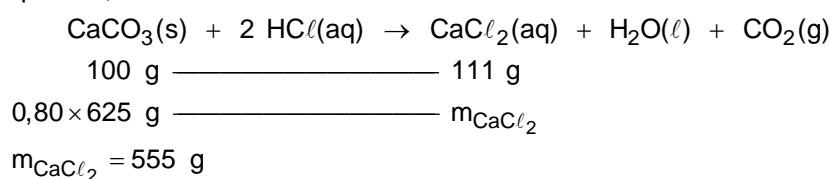


c) Passivação.

Resposta da questão 3:

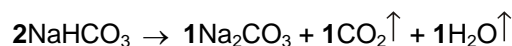
a) A dissolução do cloreto de cálcio em água é um processo endotérmico, ou seja, absorve calor. Com o resfriamento da solução, a solubilidade do CaCl₂ diminui e ocorre cristalização. Para separar os cristais de CaCl₂ formados deve ser feita uma filtração simples.

b) A partir da equação química, teremos:



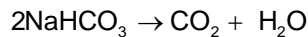
Resposta da questão 4:

a) No balanceamento a quantidade de átomos de cada elemento químico deverá ser a mesma dos dois lados da equação química, logo teremos:



b) Como a calcinação produz um resíduo de 0,32 g, podemos calcular a quantidade de CO_2 e H_2O liberada:

$$0,49 \text{ g} - 0,32 \text{ g} = 0,17 \text{ g.}$$



$$2(84 \text{ g}) \quad \text{---} \quad (44 \text{ g} + 18 \text{ g})$$

$$m \quad \text{---} \quad 0,17 \text{ g}$$

$$m = 0,46 \text{ g de bicarbonato de sódio}$$

$$100\% \text{ da amostra} \quad \text{---} \quad 0,49 \text{ g}$$

$$p \quad \text{---} \quad 0,46 \text{ g}$$

$$p = 94 \%$$

Resposta da questão 5:

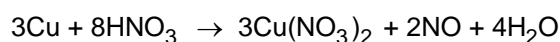
a) Dez elétrons.

b) Massa de ferro $\approx 125,2 \text{ g}$.

GABARITO- CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 1 - SÉRIE CASA:
Resposta da questão 1:

Dados: $\text{Cu} = 63,5$; $\text{N} = 14,0$; $\text{O} = 16,0$; $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

a) Teremos:

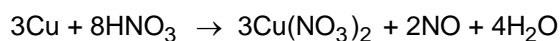


$$3 \times 63,5 \text{ g} \quad \text{---} \quad 3 \times 178,5 \text{ g}$$

$$635 \text{ g} \quad \text{---} \quad m_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2}$$

$$m_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 1785 \text{ g}$$

b) Teremos:



$$3 \times 63,5 \text{ g} \quad \text{---} \quad 2 \text{ mol}$$

$$635 \text{ g} \quad \text{---} \quad n_{\text{NO}}$$

$$n_{\text{NO}} = 6,67 \text{ mol}$$

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

$$8,2 \times V = 6,67 \times 0,082 \times 300$$

$$V = 20,01 \text{ L}$$

Resposta da questão 2:

a) De acordo com a equação, teremos:

$$1 \text{ mol } (\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol } (\text{NaHCO}_3)$$

$$180 \text{ g} \quad \text{---} \quad 84 (\text{NaHCO}_3)$$

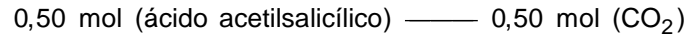
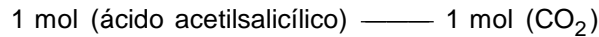
$$400 \text{ mg} \quad \text{---} \quad m_{\text{NaHCO}_3}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = 187 \text{ mg}$$

b) Convertendo a massa de ácido acetilsalicílico para mol, vem:

$$n_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = \frac{m}{M} = \frac{90 \text{ g}}{180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,50 \text{ mol}$$

A partir da equação fornecida no enunciado e aplicando a equação de estado dos gases, teremos:



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

$$1 \text{ atm} \times V = 0,50 \text{ mol} \times 0,08 \text{ atm}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \times 300 \text{ K}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 12 \text{ L}$$

Resposta da questão 3:

a) Equação química balanceada: $2 \text{NaN}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}(\text{s}) + 3\text{N}_2(\text{g})$.

b) Cálculo da massa de $\text{NaN}_3(\text{s})$:

Resposta da questão 4:

537,6 L

Carbonato de potássio e sulfeto de potássio.

Resposta da questão 5:

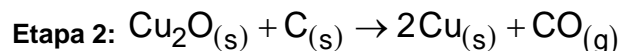
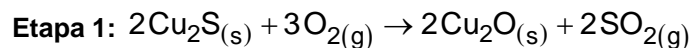
a) 4400 g de CO_2 correspondem a 100 mols, pois a massa molar dessa substância é igual a 44 g/mol. Como 2 mols de CO_2 são necessários para produzir 1 mol de SiO_2 , formam-se 50 mols de SiO_2 .

b) Uma emissão de 112.000 L de CO_2 por dia, nas CNTP, corresponde a $(112000\text{L}/\text{dia})/(22,4\text{L}/\text{mol}) = 5000$ mols/dia.

Logo, a emissão é de $(5000 \text{ mol}/\text{dia}) \times (44 \text{ g}/\text{mol}) = 220000 \text{ g}/\text{dia} = 220 \text{ kg}/\text{dia}$. Portanto, a emissão é menor do que 500 kg/dia, o que significa que a indústria atingiu a sua meta.

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 2: REAÇÕES CONSECUTIVAS E REAGENTE EM EXCESSO QUESTÕES- SÉRIE AULA.

1. (Uerj) O cobre metálico é obtido a partir do sulfeto de cobre I em duas etapas subsequentes, representadas pelas seguintes equações químicas:



Em uma unidade industrial, 477 kg de Cu_2S reagiram com 100% de rendimento em cada uma das etapas.

Nomeie os dois gases formados nesse processo. Em seguida, calcule o volume, em litros, de cada um desses gases, admitindo comportamento ideal e condições normais de temperatura e pressão.

2. (Uftm) O titânio, à temperatura ambiente, tem estrutura cristalina hexagonal compacta (figura 1), chamada de fase alfa, a qual é estável até 882 °C; acima dessa temperatura, a estrutura muda para cúbica de corpo centrado (figura 2), chamada de fase beta. O titânio não é tóxico, mas, apesar de fisiologicamente inerte, o pó é carcinogênico. Outra consequência importante da sua atoxicidade é a utilização desse metal e suas ligas como biomaterial, devido à excelente resistência à corrosão e alta biocompatibilidade.

(Química Nova On-line, vol. 30, n.º 2, 2007. Adaptado.)

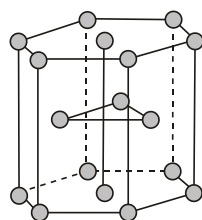


figura 1

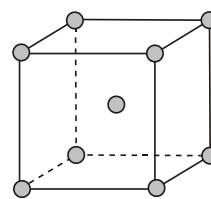
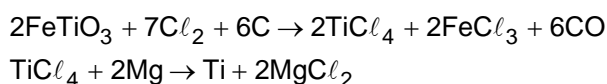


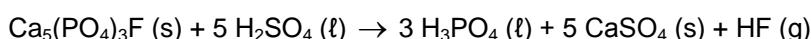
figura 2

Intercept®

Na indústria, o titânio é obtido pelo processo Kroll, a partir do minério ilmenita (FeTiO_3), processo representado pelas equações:



- Indique o nome do fenômeno que ocorre com o titânio por apresentar diferentes estruturas (figuras 1 e 2), bastante comum em diversos outros elementos na natureza. Compare as diferenças nas propriedades do titânio e de seu minério quanto à condutividade térmica.
 - Considerando o rendimento da reação como 100%, calcule a massa aproximada de titânio que pode ser obtida a partir de 760 kg de ilmenita.
 - Dê o nome da propriedade de autoproteção do Titânio contra a corrosão.
3. (Ufc) O ácido fosfórico, H_3PO_4 , pode ser produzido a partir da reação entre a fluoroapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, e o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de acordo com a seguinte equação química:



Considere a reação completa entre 50,45 g de fluoroapatita com 98,12 g de ácido sulfúrico.

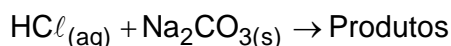
- Qual é o reagente limitante da reação?
 - Determine a quantidade máxima de ácido fosfórico produzida.
4. (Ufrj) Uma indústria precisa determinar a pureza de uma amostra de hidróxido de sódio (NaOH). Sabendo que 4,0 g da amostra foram neutralizados com 40 mL de ácido clorídrico 2 mol/L e que as impurezas presentes na amostra não reagem com o ácido clorídrico, calcule a porcentagem de pureza da base.
5. (Uerj) A análise elementar de 2,8 g de uma substância orgânica desconhecida, no estado gasoso e com comportamento ideal, produziu 8,8 g de dióxido de carbono e 3,6 g de água pela reação de combustão completa. A massa dessa substância orgânica, a 1 atm e 27 °C, ocupa o volume de 1,2 L. Sabendo-se que essa substância apresenta isômeros espaciais, determine sua fórmula molecular e escreva as estruturas dos estereoisômeros correspondentes.

Dado: $R = 0,08 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 2 .- QUESTÕES SÉRIE CASA.

- (Ufg) A Teoria do Flogístico afirmava que a massa de resíduos, após uma combustão, seria menor do que a massa inicial. Entretanto, não explicava o fato de que a oxidação dos metais produzia resíduos com massa maior que a inicial. Lavoisier resolveu essa questão com a formulação da Lei de Conservação das Massas. Considerando o exposto,
 - explique como a Lei de Conservação das Massas resolveu o problema que a Teoria do Flogístico não conseguiu resolver em relação à massa residual;
 - escreva as equações químicas balanceadas da combustão do carbono e do magnésio.
- (Pucrj) Uma das reações mais comuns é a de neutralização de um ácido inorgânico forte. Por exemplo, uma solução aquosa de ácido clorídrico é neutralizada por carbonato de sódio conforme mostrado na equação abaixo:

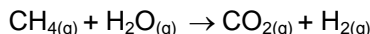
Dado: $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$



Considerando essa reação, seus reagentes e produtos, faça o que se pede.

- Antes de ser dissolvido em água, o ácido clorídrico é um gás corrosivo. Escreva o tipo de ligação que existe entre os átomos dos elementos H e Cl no HCl gasoso.
- Considerando excesso de HCl e a reação completa com o carbonato de sódio, calcule a quantidade de matéria, em mol, do produto gasoso produzido a partir de 5,3 g do sal.

3. (Ufop) O hidrogênio, por ser mais leve que o ar, foi muito usado no passado para encher balões dirigíveis. Em 1937, um desses balões movidos a gás hidrogênio, o *Hindenburg*, explodiu, provocando um incêndio de grandes proporções. O acidente pôs fim a esse curioso meio de transporte. A produção de hidrogênio pode ser realizada a partir do metano com vapor de água segundo a seguinte reação **não balanceada**:



- a) Qual a massa de CH_4 , em Kg, consumida nesse processo para produzir um volume de gás hidrogênio nas CNTP capaz de encher um balão dirigível de 560 m^3 ?
- b) Considerando os gases que participam da obtenção do hidrogênio, complete o seguinte quadro:

| Molécula | Estrutura de Lewis | Geometria molecular | Polaridade |
|----------------------|--------------------|---------------------|------------|
| CH_4 | | | |
| H_2O | | | |
| CO_2 | | | |

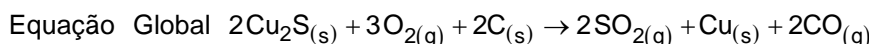
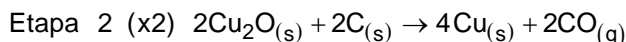
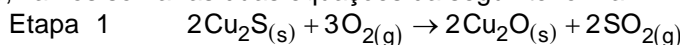
4. (Ufes) Por ser o gás mais leve (menos denso) que existe, o hidrogênio foi usado nos primeiros dirigíveis. Santos-Dumont utilizava, em seus dirigíveis, o hidrogênio gasoso produzido a partir de ácido sulfúrico e limalha de ferro.
- a) Escreva a equação balanceada da reação química utilizada por Santos-Dumont para produzir o hidrogênio gasoso.
- b) Para cada 231 gramas de ferro puro que reage com o ácido sulfúrico, formam-se 100 litros de hidrogênio (H_2), nas condições normais de temperatura e pressão. Sabendo que a limalha de ferro possui 84 % de pureza, em peso, calcule a massa, em gramas, de limalha de ferro necessária para produzir 20 metros cúbicos ($1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$) de hidrogênio (H_2).
- c) O hidrogênio (H_2) também pode ser obtido pela passagem de vapor d'água sobre ferro aquecido, que se transforma em Fe_3O_4 . Esse óxido pode posteriormente ser reduzido pelo monóxido de carbono, proporcionando a recuperação do ferro. Calcule a massa, em gramas, necessária de monóxido de carbono para efetuar essa recuperação, após terem sido obtidos 1,0 kg de hidrogênio.
5. (Ufu) O ácido sulfúrico, importante reagente químico produzido e consumido pelas indústrias químicas em todo o mundo, muitas vezes é empregado com indicativo de crescimento dos países. O processo industrial para obtenção do ácido sulfúrico envolve reações de oxi-redução a partir da matéria-prima: o enxofre. Pede-se:
- a) escreva as três reações que mostram a obtenção do ácido sulfúrico.
- b) explique por que esse ácido, quando comercializado, não é 100% puro.
- c) calcule a massa aproximada de enxofre puro que deve ser utilizada para produzir um quilograma do ácido.

GABARITO: CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 2 - SÉRIE AULA:

Resposta da questão 1:

Para a resolução do problema, podemos montar a equação global do processo.

Nesse procedimento, vamos somar as duas equações da seguinte forma:



Os dois gases formados pelo processo são o monóxido de carbono (CO) e o dióxido de enxofre (SO_2).

Cálculo do volume de cada um dos gases na CNTP:

Lembrar que, nessas condições, o volume molar dos gases é de 22,4 L/mol.

Como os dois gases são produzidos na proporção de 1:1, podemos afirmar que o volume produzido pelos dois é igual.

$$\begin{array}{ccc} \underbrace{2 \text{ mols de Cu}_2\text{S}}_{318\text{g de Cu}_2\text{S}} & & \underbrace{2 \text{ mols de CO (CNTP)}}_{44,8\text{L de CO}} \\ \hline 477.000 \text{ g} & & V \end{array}$$

$$V = 67.200 \text{ L. de CO produzido.}$$

Assim, podemos dizer que o volume de SO_2 produzido também foi de 67.200 L.

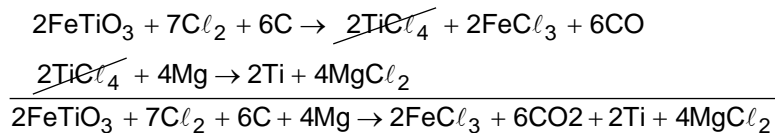
Resposta da questão 2:

a) O nome do fenômeno que ocorre com o titânio é alotropia.

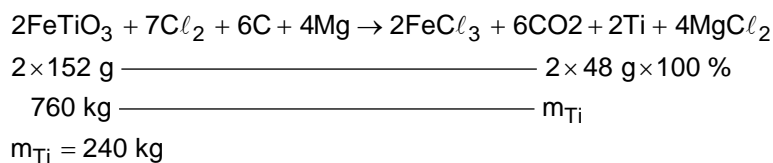
O titânio metálico é considerado um bom condutor térmico, pois a ligação presente no retículo cristalino é metálica. Nesse caso, existem elétrons livres.

O minério de urânio é um péssimo condutor de eletricidade, pois apresenta ligação iônica e, nesse caso, os íons ficam presos no retículo.

b) Somando a primeira equação com a segunda multiplicada por dois, teremos:



Então,


Resposta da questão 3:

a) A fluoroapatita ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$) é o reagente limitante da reação.

b) 29,41 g H_3PO_4 .

Resposta da questão 4: 80 %.

Resposta da questão 5:

Teremos:

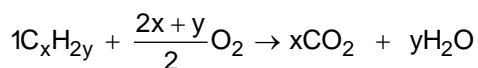
C_xH_y : substância orgânica

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

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}; R = 0,08 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$1 \times 1,2 = \frac{2,8}{M} \times 0,08 \times 300$$

$$M = 56 \text{ g}$$

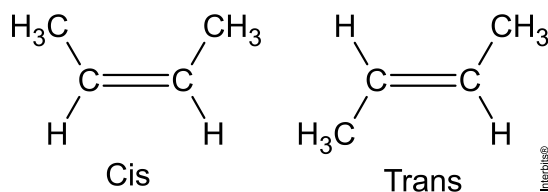


$$56 \text{ g} \text{ ————— } 44x \text{ g} \text{ — } 18y \text{ g}$$

$$2,8 \text{ g} \text{ ————— } 8,8 \text{ g} \text{ — } 3,6 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l}
 \frac{56 \text{ g}}{2,8 \text{ g}} = \frac{44x \text{ g}}{8,8 \text{ g}} \Rightarrow x = 4 \\
 \frac{56 \text{ g}}{2,8 \text{ g}} = \frac{18y \text{ g}}{3,6 \text{ g}} \Rightarrow y = 4
 \end{array} \right\} \text{C}_x\text{H}_y = \text{C}_4\text{H}_8 \text{ (fórmula molecular)}$$

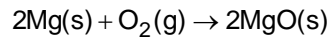
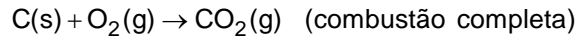
Estereoisômeros correspondentes:



GABARITO - CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO 2 - SÉRIE CASA:
Resposta da questão 1:

a) As experiências de Lavoisier foram feitas em sistemas fechados, ou seja, a soma das massas iniciais dos reagentes corresponde à soma das massas finais dos produtos.

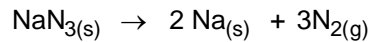
b) Teremos:



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

$$1 \times 50 = n_{\text{N}_2} \times 0,082 \times 298$$

$$n_{\text{N}_2} = 2,046 \text{ mol}$$



$$2 \times 65 \text{ g} \text{ ----- } 3 \text{ mol}$$

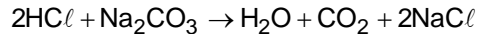
$$m_{\text{NaN}_3\text{(s)}} \text{ ----- } 2,046 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaN}_3\text{(s)}} = 88,66 \text{ g}$$

Resposta da questão 2:

a) Ligação covalente polar.

b) Teremos:



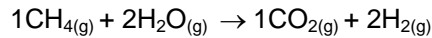
$$106 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol}$$

$$5,3 \text{ g} \text{ ----- } n_{\text{CO}_2}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,05 \text{ mol}$$

Resposta da questão 3:

a) Balanceando a equação, teremos:



$$16 \text{ g} \text{ ----- } 2 \times 22,4 \text{ L}$$

$$m_{\text{CH}_4} \text{ ----- } 560 \times 10^3 \text{ L}$$

$$m_{\text{CH}_4} = 200 \times 10^3 \text{ g} = 200 \text{ kg.}$$

b) Teremos:

| Molécula | Estrutura de Lewis | Geometria molecular | Polaridade |
|------------------|---|---------------------|------------|
| CH ₄ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$ | Tetraédrica | Apolar |
| H ₂ O | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{O}:\text{H} \\ \vdots \end{array}$ | Angular ou em V | Polar |
| CO ₂ | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ :\text{O}::\text{C}::\text{O}: \\ \vdots \end{array}$ | Linear | Apolar |

Resposta da questão 4:

a) $\text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{FeSO}_4\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$.

b) 55.000 g de limalha de ferro.

c) 14.000 g de CO.

Resposta da questão 5:

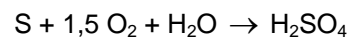
a) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

$\text{SO}_2 + 0,5 \text{ O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

b) O ácido sulfúrico é higroscópico, ou seja, absorve água, logo não é 100 % puro.

c) A reação global do processo é dada por:



$$32 \text{ g} \text{ ----- } 98 \text{ g}$$

$$m(\text{S}) \text{ ----- } 1 \text{ kg}$$

$$m(\text{S}) = 0,3265 \text{ kg ou } 326,5 \text{ g.}$$