

*CÁLCULO  
ESTEQUIOMÉTRICO*



*PROF. AGAMENON ROBERTO*

< >

**ESTEQUIOMETRIA ou CÁLCULO****ESTEQUIMÉTRICO**

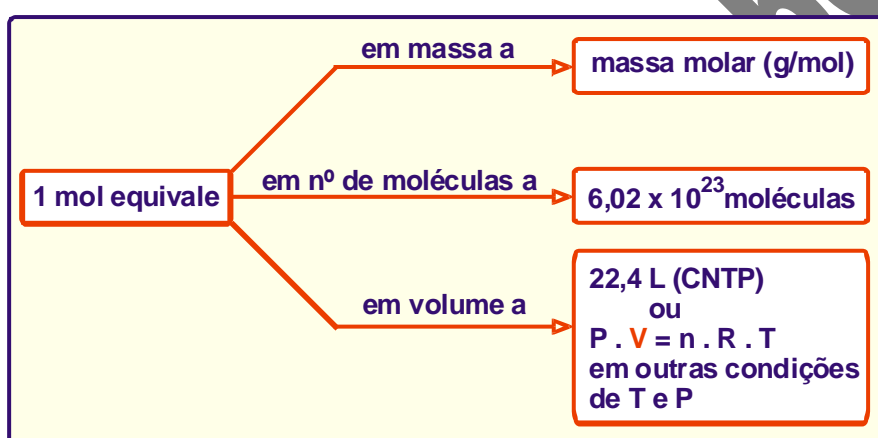
**É o estudo das relações entre as quantidades dos reagentes e / ou produtos de uma reação química.**

Estas relações podem ser feitas em **mols, massas, volumes, número de moléculas**, etc.

Para realizarmos estes cálculos devemos:

- ❖ Escrever a equação química da reação química envolvida no problema.

- ❖ Acertar os coeficientes estequiométricos da equação.
- ❖ Estabelecer uma regra de três entre as grandezas envolvidas (o que se pede e os dados), obedecendo aos coeficientes da equação (os coeficientes indicam a proporção entre o número de mols).
- ❖ Se necessário, fazer a transformação do número de mols para outra grandeza (massa, volume, número de moléculas, etc.)

**LEMBRE-SE QUE:****RELACIONANDO MOL com MOL**

Exemplo:

Calcule o número de mols de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  necessários para reagir totalmente com 9 mols de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

**1º PASSO:**

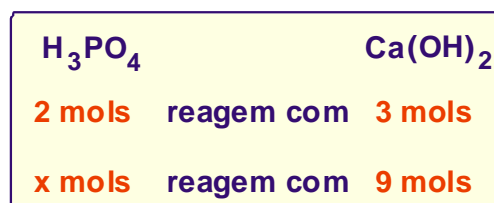
Escrever a equação relacionada com o problema.

**2º PASSO:**

Acertar os coeficientes estequiométricos da equação.

**3º PASSO:**

Relacionar cada coeficiente com a quantidade em mols das substâncias envolvidas.



Estabelecendo e resolvendo a proporção, teremos:

$$\frac{2}{x} = \frac{3}{9} \Rightarrow 3 \cdot x = 2 \cdot 9$$

$$3 \cdot x = 18 \Rightarrow x = \frac{18}{3}$$

$$\therefore x = 6 \text{ mols de } \text{H}_3\text{PO}_4$$

Exercícios:

01) Dada a reação não-balanceada:



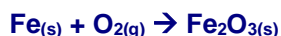
Qual o número de mols de átomos de zinco que reagem completamente com 20 mols de ácido clorídrico (HCl) ?

02) A combustão completa do metano (CH<sub>4</sub>) produz dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) e água. A alternativa que representa o número de mols de CO<sub>2</sub> produzido na combustão de 0,3 mol de CH<sub>4</sub> é:



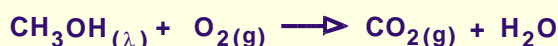
- a) 1,2 mols.
- b) 0,6 mol.
- c) 0,9 mol.
- d) 0,3 mol.
- e) 1,5 mol.

03) (Covest-2004) A ferrugem é composta principalmente por Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Após o balanceamento da equação abaixo, a proporção de ferro e oxigênio necessária para formar 2 mol de óxido de ferro III será:



- a) 1 mol de Fe para 1 mol de O<sub>2</sub>.
- b) 1 mol de Fe para 3 mol de O<sub>2</sub>.
- c) 2 mol de Fe para 3 mol de O<sub>2</sub>.
- d) 4 mol de Fe para 3 mol de O<sub>2</sub>.
- e) 3 mol de Fe para 2 mol de O<sub>2</sub>.

04) (Faap-SP) A combustão completa do metanol pode ser representada pela equação não-balanceada:



Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nessa reação, quantos mols de CO<sub>2</sub> são produzidos?

- a) 1,0.
- b) 2,5.
- c) 5,0.
- d) 7,5.
- e) 10.

05) (U. Católica de Salvador-BA) Considere a informação: cal viva + água → cal hidratada (hidróxido de cálcio). A quantidade de cal hidratada formada pela reação de água com 2,0 mols de cal viva é:

- a) 1,0 mol.
- b) 1,5 mol.
- c) 2,0 mols.
- d) 2,5 mols.
- e) 3,0 mols.

06) (U. Católica de Salvador) Na reação de óxido de alumínio com ácido sulfúrico forma-se sulfato de alumínio, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. Para se obterem 3 mols desse sulfato, quantos mols do ácido são necessários?

- a) 3.
- b) 6.
- c) 9.
- d) 12.
- e) 15.

07) (Cefet-PR) Em um das etapas de tratamento de água, ocorre a retenção de partículas sólidas em uma massa gelatinosa constituída por hidróxido de alumínio. Essa substância é preparada pela adição de Ca(OH)<sub>2</sub> e Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> à água contida em tanques de tratamento. O número de mols do Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> que devem reagir com suficiente Ca(OH)<sub>2</sub> para formar 10 mols de hidróxido de alumínio é igual a:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) 5.

- 08) (U. F. Fluminense-RJ) Marque a opção que indica quantos mols de HCl são produzidos na reação de 0,43 mol de fosgênio ( $\text{COCl}_2$ ) com água, conforme a reação:



- a) 0,43.  
b) 1,00.  
c) 0,86.  
d) 2,00.  
e) 0,56.

- 09) (UNESP) O metano ( $\text{CH}_4$ ), também conhecido por gás dos pântanos, é produzido pela decomposição de compostos orgânicos, na ausência de oxigênio, por determinadas bactérias e consumido na própria atmosfera. Quando 5 mols de metano reagem com 3 mols de oxigênio, o número de mols de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) liberados será igual a:



- a) 1,0 mol.  
b) 1,5 mols.  
c) 3,0 mols.  
d) 3,5 mols.  
e) 5,0 mols.

### RELACIONANDO MOL com MASSA

Quantos gramas de  $\text{H}_2$  são liberados na reação completa de 2 mols de cálcio metálico com ácido clorídrico ?

Dado:  $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$

- a) 1g.  
b) 2g.  
c) 3g.  
d) 4g.  
e) 6g.

#### 1º PASSO:

Escrever a equação relacionada com o problema.



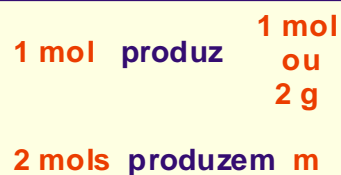
#### 2º PASSO:

Acertar os coeficientes estequiométricos da equação.



#### 3º PASSO:

Relacionar cada coeficiente com a quantidade em mols das substâncias envolvidas, fazendo, se necessário, a transformação de mols para gramas.



Estabelecendo e resolvendo a proporção, teremos:

$$\frac{1}{2} = \frac{2}{m} \Rightarrow 1 \cdot m = 2 \cdot 2$$

$$\therefore m = 4 \text{ g}$$

Exercícios:

- 10) A quantidade de água em MOL produzida pela combustão completa de 40g de hidrogênio é de:  
Dados:  $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$ .



- a) 100 mols.  
b) 40 mols.  
c) 20 mols.  
d) 4 mols.  
e) 1 mol.

11) (F. Dom Bosco-DF) Dada a equação química não-balanceada:



A massa de carbonato de sódio que reage completamente com 0,25 mol de ácido clorídrico é:

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

- a) 6,62g.
- b) 25,5g.
- c) 13,25g.
- d) 10,37g.
- e) 20,75g.

12) (FMTM-MG) No motor de um carro a álcool, o vapor do combustível é misturado com ar e se queima à custa de faísca elétrica produzida pela vela interior do cilindro. A queima do álcool pode ser representada pela equação:

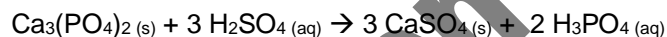


A quantidade, em mols, de água formada na combustão completa de 138g de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) é igual a:

Dado:  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = 46 \text{ g/mol}$ .

- a) 1.
- b) 3.
- c) 6.
- d) 9.
- e) 10.

13) (Covest-2005) Ácido fosfórico impuro, para uso em preparação de fertilizantes, é produzido pela reação de ácido sulfúrico sobre rocha de fosfato, cujo componente principal é  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . a reação é:



Quantos mols de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  podem ser produzidos pela reação de 200 kg de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

Dados: massas molares (em g/mol): H = 1; O = 16; S = 32; P = 31; Ca = 40.

- a) 2107 mol.
- b) 1361 mol.
- c) 95,4 mol.
- d) 954,3 mol.
- e) 620 mol.

#### RELACIONANDO MASSA com MASSA

14) O mármore ( $\text{CaCO}_3$ ) reage com o ácido sulfúrico formando o gesso ( $\text{CaSO}_4$ ), de acordo com a equação balanceada:



A massa de gesso formada pela reação de 25g de mármore com  $\text{H}_2\text{SO}_4$  suficiente será:

Dados:  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ u}$ ;  $\text{CaSO}_4 = 136 \text{ u}$

- a) 5g.
- b) 17g.
- c) 34g.
- d) 68g.
- e) 100g.

15) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com os eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação que representa o processo global é:



A massa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  consumida na obtenção de 54g de alumínio será, aproximadamente, igual a:

Dados: C = 12 u; O = 16 u; Al = 27 u.

- a) 25,5g.
- b) 51,0g.
- c) 76,5g.
- d) 102,0g.
- e) 204,0g.

- 16) O ácido fosfórico, usado em refrigerante tipo "cola" e possível causador da osteoporose, pode ser formado a partir da equação não-balanceada:



Partindo-se de 62g de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  e usando-se quantidade suficiente de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , qual, em gramas, a massa aproximada de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  obtida?

Dados: H = 1u; O = 16u; P = 31u; Ca = 40u.

- a) 19g.  
b) 25g.  
c) 39g.  
d) 45g.  
e) 51g.
- 17) A corrosão de um metal é a sua destruição ou deterioração, devida à reação com o meio ambiente. O enferrujamento é o nome dado à corrosão do ferro:



A massa de ferrugem (óxido férrico) que se forma quando é atacado 1g de ferro é:

Dados: O = 16 g/mol; Fe = 56 g/mol.

- a) 1,43g.  
b) 0,70g.  
c) 0,35g.  
d) 2,86g.  
e) 5,00g.
- 18) Um químico quer extrair todo ouro contido em 68,50g de cloreto de ouro III di-hidratado ( $\text{AuCl}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), através da eletrólise de solução aquosa do sal. Indique a massa de ouro obtida, após a redução de todo o metal.

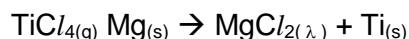
Dados:  $\text{AuCl}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 342,5$  u; Au = 200 u.

- a) 34,25g.  
b) 40,00g.  
c) 44,70g.  
d) 68,50g.  
e) 100,0g.
- 19) (CESULON-PR) O magnésio (Mg) reage com o oxigênio ( $\text{O}_2$ ) do ar, produzindo óxido de magnésio ( $\text{MgO}$ ) de acordo com a equação  $2 \text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{MgO}_{(s)}$ . Calcule a massa de  $\text{O}_2$  necessária para produzir 40g de óxido de magnésio.

Dados: MgO = 40g/mol;  $\text{O}_2 = 32$ g/mol.

- a) 160g.  
b) 80g.  
c) 40g.  
d) 32g.  
e) 16g.
- 20) (UFF-RJ) Acompanhando a evolução dos transportes aéreos, as modernas caixas-pretas registram centenas de parâmetros a cada segundo, construindo recurso fundamental na determinação das causas de acidentes aeronáuticos. Esses equipamentos devem suportar ações destrutivas, e o titânio, metal duro e resistente, pode ser usado para revesti-los externamente.

O titânio é um elemento possível de ser obtido a partir do tetracloreto de titânio por meio da reação não-balanceada:



Considere que essa reação foi iniciada com 9,5g de  $\text{TiCl}_{4(g)}$ . Supondo que tal reação seja total, a massa de titânio obtida ser, aproximadamente:

Dados: Ti = 48 u.; Cl = 35,5 u.; Mg = 24 u.

- a) 1,2g.  
b) 2,4g.  
c) 3,6g.  
d) 4,8g.  
e) 7,2g.

21) (CEFET-MG) O vinho torna-se ácido, quando o etanol,  $C_2H_5OH$ , é convertido em ácido acético por meio da reação:



Considerando-se que, em uma garrafa, há um determinado volume de vinho contendo 4,6g de etanol e que, depois de um certo tempo, 50% desse álcool acidificou-se, pode-se afirmar que a quantidade, em gramas, de ácido acético presente no vinho é:

Dados: H = 1 u.; C = 12 u.; O = 16 u.

- a) 6,0g.
- b) 4,6g.
- c) 3,0g.
- d) 2,3g.
- e) 1,5g.

22) Na síntese de 110g de gás carbônico, as quantidades mínimas necessárias de reagentes são:

Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol.

- a) 30g de carbono e 40g de oxigênio.
- b) 60g de carbono e 80g de oxigênio.
- c) 55g de carbono e 55g de oxigênio.
- d) 60g de carbono e 50g de oxigênio.
- e) 30g de carbono e 80g de oxigênio.

### RELACIONANDO MASSA ou MOL com MOLÉCULAS

23) (PUC-SP) Dada a reação:



O número de moléculas de gás hidrogênio, produzidas pela reação de 112g de ferro, é igual a:

Dado: Fe = 56 g/mol.

- a) 1,5.
- b) 3,0.
- c)  $9,0 \times 10^{23}$ .
- d)  $1,8 \times 10^{24}$ .
- e)  $3,0 \times 10^{24}$ .

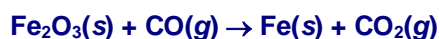
24) (PUC/Campinas-SP) O acetileno, utilizado em maçaricos, pode ser obtido pela hidrólise do carbureto de cálcio, de acordo com a equação não-balanceada:



O número de moléculas de água que hidrolisam 2 mols de carbureto é:

- a)  $3,0 \times 10^{23}$ .
- b)  $6,0 \times 10^{23}$ .
- c)  $9,0 \times 10^{23}$ .
- d)  $18 \times 10^{23}$ .
- e)  $24 \times 10^{23}$ .

25) (Covest-2003) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não balanceada):



Percebe-se desta reação que o  $CO_2$  é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de  $CO_2$  liberadas na atmosfera, quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação? Considere: número de Avogadro igual a  $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

- a)  $6 \times 10^{23}$
- b)  $24 \times 10^{23}$
- c)  $12 \times 10^{23}$
- d)  $36 \times 10^{23}$
- e)  $18 \times 10^{23}$

- 26) O éter etílico é o éter comumente vendido em farmácia, cuja principal aplicação está relacionada à sua ação anestésica. A combustão completa de 14,8g de éter etílico ( $C_4H_{10}O$ ) irá produzir gás carbônico e água, de acordo com a equação:



Dados: H = 1g/mol; C = 12g/mol; O = 16g/mol

Nº de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$

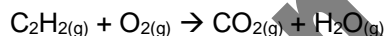
0	0	São produzidos 38,4g de $O_2$
1	1	A combustão de 2 mols de éter etílico produz 15 mols de água.
2	2	74g do éter etílico produzem 4 mols de dióxido de carbono.
3	3	Para produzirmos 2 mols de gás carbônico devemos queimar 37g do éter etílico.
4	4	Nestas condições são produzidas $3,0 \times 10^{24}$ moléculas de $CO_2$ .

- 27) (UFG-GO) O corpo humano necessita diariamente de 12 mg de ferro. Uma colher de feijão contém cerca de  $4,28 \times 10^{-5}$  mol de ferro. Quantas colheres de feijão, no mínimo, serão necessárias para que se atinja a dose diária de ferro no organismo?

- a) 1  
b) 3  
c) 5  
d) 7  
e) 9

### RELACIONANDO GRANDEZAS COM VOLUME

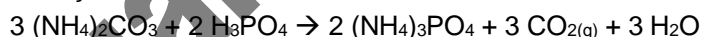
- 28) Considere a equação da reação de combustão do acetileno (não-balanceada):



Admitindo-se CNTP e comportamento de gás ideal, a soma do número de mols dos produtos obtidos, quando 112 litros de  $C_2H_2$  reagem com excesso de oxigênio, é igual a:

- a) 5.  
b) 10.  
c) 15.  
d) 20.  
e) 22,4.

- 29) (UPF-RS) Considere a reação:



O volume em litros de gás carbônico liberado, quando 250g de carbonato de amônio reagem com excesso de ácido fosfórico, é de:

Dados: Volume molar nas CNTP = 22,4 L.

H = 1,0g/mol; C = 12g/mol;

N = 14g/mol; O = 16g/mol; P = 31g/mol.

- a) 23,5 L.  
b) 58,3 L.  
c) 76,8 L.  
d) 84,1 L.  
e) 132,9 L.

- 30) O antiácido estomacal, preparado à base de bicarbonato de sódio ( $NaHCO_3$ ), reduz a acidez estomacal provocada pelo excesso de ácido clorídrico segundo a reação:



Para cada 1,87g de bicarbonato de sódio, o volume de gás carbônico liberado a  $0^\circ C$  e 1 atm é aproximadamente:

Dados:  $NaHCO_3 = 84$  g/mol;

Volume molar de  $CO_2 = 22,4$  L .

- a) 900 mL.  
b) 778 mL.  
c) 645 mL.  
d) 498 mL.  
e) 224 mL.



- 31) O CO<sub>2</sub> produzido pela decomposição térmica de 320g de carbonato de cálcio teve seu volume medido a 27°C e 0,8 atm. O valor, em litros, encontrado foi de:  
Dados: Ca = 40 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; R = 0,082 atm.L/mol. K.

a) 22,4 L.  
b) 44,8 L.  
c) 67,2 L.  
d) 71,6 L.  
e) 98,4 L.

- 32) Jaques A. C. Charles, químico famoso por seus experimentos com balões, foi o responsável pelo segundo vôo tripulado. Para gerar gás hidrogênio, com o qual o balão foi cheio, ele utilizou ferro metálico e ácido, conforme a seguinte reação:



Supondo-se que tenham sido utilizados 448g de ferro metálico; o volume, em litros, de gás hidrogênio obtido nas CNTP foi de:

Dados: O = 16 g/mol; Fe = 56 g/mol.

a) 89,6 L.  
b) 179,2 L.  
c) 268,8 L.  
d) 89600 L.  
e) 179000 L.

- 33) Uma das transformações que acontecem no interior dos “catalisadores” dos automóveis modernos é a conversão do CO em CO<sub>2</sub>, segundo a reação:



Admitindo-se que um motor tenha liberado 1120 L de CO em CO<sub>2</sub> é, em litros, igual a:

a) 2240 L.  
b) 1120 L.  
c) 560 L.  
d) 448 L.  
e) 336 L.

- 34) (PUC-SP) O enxofre queima com uma chama azul característica, produzindo o gás dióxido de enxofre, de acordo com a reação  $\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{2(g)}$ . Se queirmos 64g de enxofre, o volume do dióxido de enxofre produzido, nas CNTP, é igual a:

Dados: S = 32g/mol; Volume molar do gás nas CNTP = 22,4 L.

a) 11,2 L.  
b) 22,4 L.  
c) 33,6 L.  
d) 44,8 L.  
e) 89,6 L.

- 35) Conhecendo-se a reação  $3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$  (P e T constantes). O volume de gás hidrogênio necessário para a obtenção de 6 litros de NH<sub>3</sub> é igual a:

a) 12 L.  
b) 9 L.  
c) 6 L.  
d) 3 L.  
e) 1 L.

- 36) (Rumo-2004) Um meteorito de 4,5 bilhões de anos, que caiu numa cidadezinha do Texas, trouxe uma surpresa para os cientistas: “vestígios de água” (“O globo”, 30/08/1999). De fato, na investigação sobre a vida em outros planetas, procura-se verificar a existência ou não de água, pois esta é essencial à vida, no moldes até agora conhecidos. Considere a reação completa de  $1,5 \times 10^3$  L de hidrogênio gasoso com oxigênio gasoso, à temperatura de 300 K e pressão de 8,2 atm. Nestas condições, a massa de água produzida e o número de mols de oxigênio consumido são, respectivamente:

a) 1,80 kg e 500 mol.  
b) 4,50 kg e 250 mol.  
c) 9 kg e 250 mol.  
d) 18,0 kg e 500 mol.  
e) 45,0 kg e 500 mol.

- 37) Uma das reações para produzir gás nitrogênio com grande velocidade é representada pela equação abaixo. Calcule o volume de  $N_2$ , a  $27^\circ C$  e 2 atm de pressão, produzido a partir de 46 g de sódio metálico. Considere que a reação apresente 100% de rendimento. (em g/mol: Na = 23; N = 14; K = 39; O = 16)



- a) 24,6 litros  
**b) 2,46 litros**  
 c) 4,48 litros  
 d) 22,4 litros  
 e) 1,24 litros
- 38) A gasolina, como combustível automotivo, é uma mistura de vários hidrocarbonetos parafínicos. Quando queimada completamente produz  $CO_2$  e  $H_2O$ . Se considerarmos que a gasolina tem fórmula  $C_8H_{18}$ , qual o volume de  $CO_2$  produzido, à 300 K e 1 atm de pressão, quando 1,25 mols de gasolina são completamente queimadas?  
 Considere o  $CO_2$  um gás perfeito.

- a) 125 L.  
**b) 224 L.**  
 c) 179,2 L.  
 d) 246 L.  
 e) 8,0 L.

- 39) Para se obter HCl (ácido clorídrico) através da reação  $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$  que será absorvido em 2,0 L de água destilada. A massa de NaCl necessária para obtermos uma solução a 30% em massa de HCl, será de, aproximadamente:

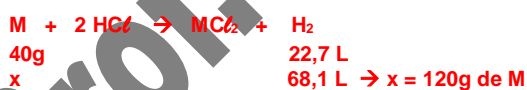
Dados: H = 1 u; Na = 23 u; Cl = 35,5 u; densidade da água = 1,0 g/mL

- a) 1373,78 g.**  
 b) 952,35 g.  
 c) 686,89 g.  
 d) 343,45 g.  
 e) 425,45 g.

- 40) (SSA -2009) Uma liga metálica de forma esférica, constituída de um metal "M", de massa molar 40g/mol e densidade  $5,0g/cm^3$ , reage totalmente com uma solução aquosa de ácido clorídrico, liberando, nas CNTP, 68,1L de um gás inflamável, conforme a equação:  $M_{(s)} + 2 HCl(aq) \rightarrow MC_2(aq) + H_2(g)$ . Sabendo-se que o raio da esfera é igual a 2,0 cm e que as impurezas não reagem com a solução ácida, é CORRETO afirmar que

Dados:  $\pi = 3$ ,  $V_m = 22,7L/mol$ ,  $m_a(H) = 1u$

- a) a liga metálica é constituída de 25% em massa do metal "M".  
 b) a massa do metal "M" que constitui a liga metálica é igual a 140g.  
 c) na reação da liga metálica com a solução ácida, formam-se  $4,515 \times 10^{25}$  moléculas de hidrogênio.  
 d) na liga metálica, existem, apenas, 50g do metal "M".  
**e) na liga metálica, antes da reação, existiam 3 mols de átomos do metal "M".**



**1 mol  $\rightarrow$  40g**  
**n mol  $\rightarrow$  120g, então n = 3 mol de M**

- 41) (ENEM – 2009.A) Os exageros do final de semana podem levar o indivíduo a um quadro de azia. A azia pode ser descrita como uma sensação de queimação no esôfago, provocada pelo desbalanceamento do pH estomacal (excesso de ácido clorídrico). Um dos antiácidos comumente empregados no combate à azia é leite de magnésia.

O leite de magnésia possui 64,8g de hidróxido de magnésio  $[Mg(OH)_2]$  por litro da solução. Qual a quantidade de ácido neutralizado ao se ingerir 9 mL de leite de magnésia?

Dados: Massas molares (em g/mol): Mg = 24,3; Cl = 35,4; O = 16; H = 1.

- a) 20 mol.  
 b) 0,58 mol.  
 c) 0,2 mol.  
**d) 0,02 mol.**  
 e) 0,01 mol.

42) (UNESP-SP) O clorato de potássio ( $KClO_3$ ) pode ser utilizado para a produção de oxigênio em laboratório. Quando aquecido na presença de um catalisador, o clorato se decompõe produzindo, além do gás desejado, cloreto de potássio (KCl). O volume de oxigênio, medidos nas CNTP ( $T = 273\text{ K}$  e  $P = 1\text{ atm}$ , com  $R = 0,082\text{ L.atm/K.mol}$ ), produzido quando um mol do clorato é consumido, é de:

- a) 67,2 L.
- b) 56,0 L.
- c) 44,8 L.
- d) 39,2 L.
- e) 33,6 L.

43) (UPE-2010-Q1) Uma peça metálica, constituída de zinco e ouro, de massa 13,08g, foi convenientemente tratada com uma solução aquosa de ácido clorídrico. Após o término da reação, o gás recolhido ocupou o volume de 0,82 L a 1,5 atm e  $27^\circ\text{C}$ . A percentagem de ouro na liga metálica é igual a

Dados:  $m(\text{H}) = 1\text{u}$ ,  $m(\text{Zn}) = 65,4\text{u}$ ,  $m(\text{C}) = 35,5\text{u}$ ,  $m(\text{Au}) = 197\text{u}$ ,  $R = 0,082\text{ L . atm/mol . K}$

- a) 10%.
- b) 35%.
- c) 75%.
- d) 25%.
- e) 85%.

$m = 13,08\text{g}$  de Zn e Au; Apenas o Zn reage com o HCl, segundo a reação  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

$V = 0,82\text{ L}$  de  $\text{H}_2$ ,  $P = 1,5\text{ atm}$ ,  $T = 27 + 273 = 300\text{K}$

$1,5 \times 0,82 = n \times 0,082 \times 300 \rightarrow n = 0,05\text{ mol}$  de  $\text{H}_2$

Então: 1 mol de zinco  $\rightarrow$  1 mol de  $\text{H}_2$ , então **0,05 mol de zinco** produz 0,05 mol de  $\text{H}_2$

Então: 1 mol de zinco  $\rightarrow$  65,4g

0,05 mol de zinco  $\rightarrow$  m, portanto  $m = 3,27\text{g}$

Cálculo da percentagem: 13,08g corresponde a 100%

3,27g corresponde a x%  $\rightarrow$  **x = 25%** então o ouro é **75%**

44) (UPE-2010-Q2) Em 1dL de sangue de uma pessoa adulta, foi encontrado 0,0375 mL de etanol puro. Sabe-se que a densidade do etanol é 0,80g/mL e que o organismo humano elimina 0,15g/h de etanol. Sobre isso, analise as afirmativas abaixo e conclua.

Dados:  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 46\text{g/mol}$  - Um adulto = 7 L de sangue.

0	0	A quantidade de álcool encontrada em 1L de sangue analisado é igual a 0,80g.
1	1	O organismo da pessoa adulta cujo sangue foi analisado levará 14 horas para eliminar todo álcool presente no sangue.
2	2	O volume total de etanol puro presente no corpo da pessoa adulta cujo sangue foi analisado é menor que 1,0 mL.
3	3	O número total de moléculas de etanol presentes no organismo da pessoa cujo sangue foi analisado é menor que um mol de moléculas.
4	4	O organismo da pessoa cujo sangue foi analisado levará, apenas, 1 hora para eliminar todo o álcool presente no sangue.

$\rightarrow$  00: 100 mL de sangue tem 0,0375 mL de álcool

1000 mL de sangue tem "V" mL de álcool, então  $V = 0,375\text{ mL}$

Como  $d = 0,80\text{ g/mL}$

1 mL  $\rightarrow$  0,80g

0,375 mL  $\rightarrow$  m, portanto  $m = 0,3\text{g}$

$\rightarrow$  11: 1 L  $\rightarrow$  0,30g de álcool

7 L  $\rightarrow$  m, então  $m = 2,1\text{g}$  de álcool no corpo do adulto

Em 1 h elimina-se 0,15g de álcool

x h elimina-se 2,1g de álcool, portanto  $x = 2,1 : 0,15 = 14\text{ h}$

$\rightarrow$  22: 1 L tem 0,375 mL de álcool

7 L tem V, então  $V = 7 \times 0,375 = 2,635\text{ mL}$  que é maior que 1,0 mL.

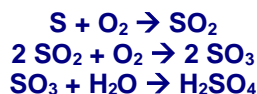
$\rightarrow$  33: 1 mol corresponde a 46g de álcool

n mol corresponde a 2,1g de álcool, então  $n = 0,045\text{ mol}$

$\rightarrow$  44: levará 14 h.

### RELACIONANDO REAÇÕES SUCESSIVAS

- 45) Uma das formas de poluição de nossos dias é a chuva ácida. Ela provoca a destruição de monumentos históricos, como a Basílica em Belém, cuja fachada é revestida de mármore, através da corrosão provocada pelo ácido. A origem dessa forma de poluição encontra-se na queima de derivados de petróleo que contêm impurezas como o enxofre, e se processa segundo as reações:



Considerando-se que em 100 L de gasolina encontram-se 3,2 mg de enxofre, a quantidade, em gramas, de ácido sulfúrico formada pela queima deste volume de combustível será de:

Dados: H = 1 u; O = 16 u; S = 32 u.

- a) 98g.  
b) 9,8g.  
c) 0,98g.  
d) 0,098g.  
e) 0,0098g.
- 46) (Covest-2004) Superóxido de potássio,  $\text{KO}_2$ , é utilizado em equipamentos de respiração em sistemas fechados para remover o dióxido de carbono e a água do ar exalado. A remoção da água gera oxigênio para a respiração pela reação:



O hidróxido de potássio remove o dióxido de carbono do equipamento pela reação:



Qual a massa de superóxido de potássio necessária para gerar 20g de  $\text{O}_2$ ?

Dados: K = 39 u; H = 1 u; O = 16 u.

**Justificativas:**



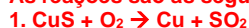
Então  $x = 59\text{g}$ .

- 47) (Covest – 2010) Ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) é um importante insumo industrial, obtido como subproduto do refino de cobre. A matéria prima deste processo, sulfeto de cobre ( $\text{CuS}$ ) é decomposta termicamente, na presença de oxigênio, produzindo cobre metálico e  $\text{SO}_2$ . Por ser um gás tóxico, o  $\text{SO}_2$  não pode ser liberado no ambiente, e, portanto, é oxidado a  $\text{SO}_3$ , que em seguida reage com água para formar ácido sulfúrico. Ao iniciarmos o processo com 19,1 toneladas de sulfeto de cobre puro, e assumindo um rendimento de 100% em todas as etapas, podemos afirmar que serão:  
(Dadas as massas atômicas: Cu, 63,5 g/mol; S, 32 g/mol; O, 16 g/mol e H, 1 g/mol).

0	0	consumidos 300.000 mols de oxigênio molecular.
1	1	consumidos 200.000 mols de água.
2	2	produzidos e posteriormente consumidos 80.000 mols de $\text{SO}_3$ .
3	3	produzidas 196 toneladas de ácido sulfúrico.
4	4	produzidas 1,31 toneladas de cobre metálico.

A massa molar do  $\text{CuS}$  é  $32 + 63,5 = 95,5 \text{ g/mol}$ . Em 19,1 toneladas tem-se  $19,1 \times 10^6 / 95,5 \text{ g/mol} = 200.000 \text{ mols de CuS}$ .

As reações são as seguintes:



0-0) Verdadeira. São consumidos 200.000 mols na reação 1 + 100.000 na reação 2.

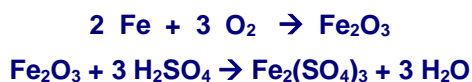
1-1) Verdadeira. São consumidos 200.000 mols na reação 3.

2-2) Falsa. São produzidos na reação 2 e posteriormente consumidos na reação 3, 200.000 mols de  $\text{SO}_3$ .

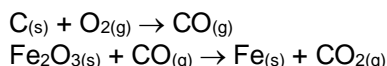
3-3) Falsa. São produzidas  $200.000 \times 98 \times 10^{-6} = 19,6$  toneladas de ácido sulfúrico na reação 3.

4-4) Falsa. São produzidas  $200.000 \times 63,5 \times 10^{-6} = 12,7$  toneladas de cobre na reação 1.

- 48) Certa massa de ferro é oxidada a óxido férrico; a seguir, este último reage com ácido sulfúrico produzindo 80g de sulfato férrico. Qual a massa inicial do ferro?  
Dados: Fe = 56 u; S = 32 u; O = 16 u.

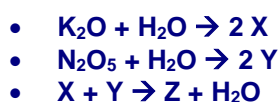


- a) 224g.  
b) 22,4g.  
c) 112g.  
d) 11,2g.  
e) 44,8g.
- 49) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda. Considerando apenas essas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em kg, de carvão consumido na produção de uma tonelada de ferro.

- 50) Considera as reações:



O número de mols de **Z** existente em 202g desta substância é:

- a) 1.  
b) 2.  
c) 3.  
d) 4.  
e) 5.

### REAÇÕES COM REAGENTE EM EXCESSO

- 51) Considere a reação em fase gasosa:  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ . Fazendo-se reagir 4 L de  $\text{N}_2$  com 9 L de  $\text{H}_2$  em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- a) Os reagentes estão em quantidades estequiométricas.  
b) O  $\text{N}_2$  está em excesso.  
c) Após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.  
d) A reação se processa com aumento de volume total.  
e) Após o término da reação, serão formados 8 L de  $\text{NH}_3$ .

- 52) (UFJF-MG) Considerando-se a reação  $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} + \text{KNO}_3$  e fornecendo-se as massas molares,  $\text{Ag} = 108\text{g/mol}$ ;  $\text{N} = 14\text{g/mol}$ ;  $\text{O} = 16\text{g/mol}$ ;  $\text{K} = 39\text{g/mol}$ ;  $\text{I} = 127\text{g/mol}$ , se reagirmos 17g de  $\text{AgNO}_3$  com 17g de  $\text{KI}$ , haverá:

- a) consumo total dos dois reagentes.  
b) excesso de 0,4g de  $\text{AgNO}_3$ .  
c) excesso de 0,4g de  $\text{KI}$ .  
d) excesso de 4,0g de  $\text{AgNO}_3$ .  
e) excesso de 4,0g de  $\text{KI}$ .

- 53) Efetuando-se a reação entre 18g de alumínio e 462g de gás cloro, segundo a equação:



Obtém-se uma quantidade máxima de cloreto de alumínio igual a:

Dados:  $\text{Al} = 27 \text{ g/mol}$ ;  $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$ .

- a) 36g.  
b) 44,5g.  
c) 89g.  
d) 462g.  
e) 240g.

54) A reação completa entre 5,0g de gás carbônico e 8,0g de hidróxido de sódio, segundo a equação:



produz \_\_\_\_\_ g de carbonato de sódio, restando \_\_\_\_\_ g do reagente colocado em excesso. Os números que preenchem corretamente as lacunas são, respectivamente:

- a) 10,6g e 0,6g.
- b) 12,0g e 1,0g.
- c) 5,8g e 4,0g.
- d) 10,0g e 3,0g.
- e) 8,3g e 0,6g.

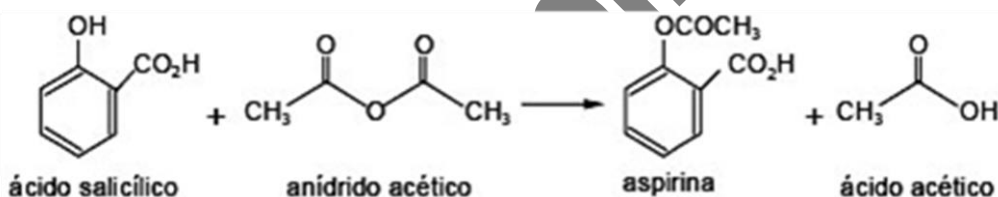
55) (UEMS-MS) Ao se juntarem em solução 320g de ácido sulfúrico e 240g de hidróxido de sódio, obtém-se aproximadamente a massa do sulfato e de água, respectivamente, como...

Dados: H = 1 u.; O = 16 u.; Na = 23 u.; S = 32 u.

- a) 340g e 220g.
- b) 390g e 170g.
- c) 426g e 134g.
- d) 426g e 108g.
- e) 545g e 15g.

56) Calcule o máximo de massa de água que se pode obter partindo de 8,0 gramas de hidrogênio e 32,0 gramas de oxigênio. Indique qual o reagente em excesso e quanto sobra do mesmo.

57) (UFAL-AL) A aspirina ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) é produzida reagindo ácido salicílico com anidrido acético:



Um laboratório farmacêutico recebeu uma encomenda de 180 kg de aspirina. O químico-chefe sabe que o rendimento do processo de preparação da aspirina é 100%. Em seu almoxarifado, há 207 kg de ácido salicílico e 102 kg de anidrido acético. Se a reação ocorrer com o rendimento esperado, será possível preparar a massa

Dados: C = 12 u.; O = 16 u.; H = 1 u.

- a) encomendada, sobrando ácido salicílico no almoxarifado.
- b) menor do que a encomendada, sem sobra de reagentes.
- c) encomendada, com sobra de ambos os reagentes.
- d) encomendada, sobrando anidrido acético no almoxarifado.
- e) maior do que a encomendada, sem sobra de reagentes.

## REAÇÕES COM REAGENTE IMPUREZAS

58) (UPE-2004-Q1) O ácido acetilsalicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ), comumente chamado de aspirina, é muito usado pelos alunos, após uma prova de química, física ou matemática, disciplinas que requerem muitos cálculos e atenção. A massa de ácido acetilsalicílico que deve reagir com anidrido acético ( $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ ), para se obter três comprimidos de aspirina, cada um com 0,6g, admitindo que o ácido salicílico é 92% puro, é:

Dados: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u.



- a) 1,50g.
- b) 1,92g.
- c) 1,65g.
- d) 1,38g.
- e) 2,25g.

- 59) Uma amostra de 10g de calcário contém 8g de carbonato de cálcio. A porcentagem de pureza do carbonato de cálcio é:
- 0,8%.
  - 10%.
  - 8%.
  - 80%.
  - 20%.

- 60) A equação de ustulação da pirita ( $\text{FeS}_2$ ) é:



A massa de óxido férrico obtida, em kg, a partir de 300 kg de pirita, que apresenta 20% de impurezas, é igual a:

Dados: Fe = 56 g/mol; S = 32 g/mol;

O = 16 g/mol.

- 160.
  - 218.
  - 250.
  - 320.
  - 480.
- 61) O medicamento "Leite de Magnésia" é uma suspensão de hidróxido de magnésio. Esse medicamento é utilizado para combater a acidez estomacal provocada pelo ácido clorídrico, encontrado no estômago. Sabe-se que, quando utilizarmos 12,2g desse medicamento, neutraliza-se certa quantidade do ácido clorídrico, produzindo 16g de cloreto de magnésio. O grau de pureza desse medicamento, em termos do hidróxido de magnésio, é igual a:
- Dados:  $\text{Mg}(\text{OH})_2 = 58 \text{ g/mol}$ ;  $\text{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$  e  $\text{MgCl}_2 = 95 \text{ g/mol}$ .
- 90%.
  - 80%.
  - 60%.
  - 40%.
  - 30%.

- 62) Para obtermos 17,6g de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) pela queima total de um carvão com 60% de pureza, necessitaremos de uma amostra de carvão com massa igual a:

Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol.

- 2,4g.
- 4,8g.
- 60g.
- 43g.
- 56g.

- 63) "O químico francês Antoine Laurent de Lavoisier ficaria surpreso se conhecesse o município de Resende, a 160 km do Rio. É lá, às margens da Via Dutra, que moradores, empresários e o poder público seguem à risca a máxima do cientista que revolucionou o século XVIII ao provar que, na natureza, tudo se transforma. Graças a uma campanha que já reúne boa parte da população, Resende é forte concorrente ao título de capital nacional da reciclagem. Ao mesmo tempo em que diminui a quantidade de lixo jogado no aterro sanitário, a comunidade faz virar sucata objeto de consumo. Nada se perde."

Assim, com base na equação:



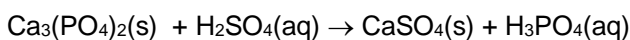
e supondo-se um rendimento de 100% no processo, a massa de alumínio que pode ser obtida na reciclagem de 255 kg de sucata contendo 80% de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  em massa é:

Dados: Al = 27 g/mol; O = 16 g/mol.

- 540 kg.
- 270 kg.
- 135 kg.
- 108 kg.
- 96 kg.

- 64) Em um acidente, um caminhão carregado de solução aquosa de ácido fosfórico tombou derramando cerca de 24,5 toneladas dessa solução no asfalto. Quantas toneladas de óxido de cálcio seriam necessárias para reagir totalmente com essa quantidade de ácido ?  
(Porcentagem em massa de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  na solução = 80%;  $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g/mol}$ ;  $\text{CaO} = 56 \text{ g/mol}$ )
- 7,5 t.
  - 11,2 t.
  - 16,8 t.
  - 21,0 t.
  - 22,9 t.

- 65) (Covest-2005) Um dos principais usos comerciais do ácido sulfúrico é na produção de ácido fosfórico e sulfato de cálcio. Considere a equação química não-balanceada:

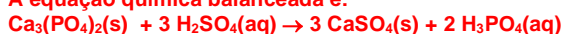


A massa em gramas (arredondada para o próximo inteiro) de uma solução de ácido sulfúrico (79% de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  em massa) que deve ser utilizada para reagir completamente com 63,3 g de fosfato de cálcio é:

Dados: Massas molares ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ): Ca = 40; P = 31; S = 32; H = 1; O = 16.

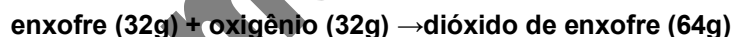
**Resposta: 76**

A equação química balanceada é:



1 mol de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (310 g) reage com 3 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (3 x 98 g); portanto, 63,3g de fosfato de cálcio reagem com 60,0 g de ácido sulfúrico (100%). Como tem-se ácido sulfúrico a 79% em massa  $\Rightarrow$  precisa-se de 75,9 g de solução de ácido sulfúrico.

- 66) Uma amostra de 12,5 g de calcário ( $\text{CaCO}_3$  impuro) foi calcinada e o resíduo obtido adicionado a 1 litro de água. Após filtração, borbulhou-se anidrido sulfúrico no meio, fazendo precipitar 13,6 g de sulfato de cálcio. Qual a pureza do calcário?
- 67) Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar. A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:



Dessa forma, para absorver todo o dióxido de enxofre produzido pela queima de uma tonelada de carvão (contendo 1% de enxofre), é suficiente a utilização de uma massa de hidróxido de cálcio de, aproximadamente:

- 23kg
- 43kg
- 64kg
- 74kg
- 138kg

Calculo da massa do enxofre no carvão:

$$\frac{100\%}{1\%} = \frac{106\text{g}}{x}$$

$$x = 104\text{g}$$

Calculo da massa de hidróxido de cálcio:

enxofre hidróxido de cálcio

$$\frac{32\text{g}}{104\text{g}} = \frac{74\text{g}}{x}$$

$$x = 2,3 \cdot 104\text{g} \approx 23\text{kg}$$

- 68) (IFET) A pirita de ferro,  $\text{FeS}_2$ , forma cristais dourados que são chamados de "ouro das trouxas". Uma amostra com 300 gramas de  $\text{FeS}_2$  contém 112 gramas de ferro. Assinale a alternativa que apresenta a pureza de  $\text{FeS}_2$  na amostra analisada. Dados :  $\text{FeS}_2 = 120 \text{ g/mol}$  e  $\text{Fe} = 56 \text{ g/mol}$ .
- 37 %
  - 50 %
  - 65 %
  - 80 %
  - 90 %



**REAÇÕES ENVLVENDO RENDIMENTO**

69) A combustão do gás amoníaco é representada pela seguinte equação não-balanceada:



Calcule a massa de água, obtida a partir de 56 L de  $\text{NH}_3$ , nas CNTP, sabendo que a reação tem rendimento de 95%.

Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol;  
volume molar nas CNTP = 22,4 L.

- a) 256,5g.
- b) 270,0g.
- c) 67,5g.
- d) 64,1g.
- e) 42,8g.

70) (SSA -2010.1º ano) Uma amostra de massa 8,48g de carbonato de sódio reagiu completamente com quantidade estequiométrica de ácido clorídrico diluído, originando entre outros produtos 2,64g de um gás. Em relação a essa reação, é verdadeiro afirmar que

Dados:  $m_a(\text{Na}) = 23u$ ,  $m_a(\text{C}) = 12u$ ,  $m_a(\text{O}) = 16u$ ,  $m_a(\text{H}) = 1u$ ,  $m_a(\text{Cl}) = 35,5u$ ,  $N = 6,02 \times 10^{23}$

- a) foram formadas  $3,612 \times 10^{24}$  moléculas de gás nas CNTP e 0,18g de água no estado líquido.
- b) o rendimento da reação calculado pela massa obtida do gás nas condições da experiência é igual a 75%.**
- c) cada 1,06g de carbonato de sódio reage exatamente com 3,65g de  $\text{HCl}$ , pois cada mol do sal reage exatamente com 3,65g de  $\text{HCl}$ .
- d) admitindo-se um rendimento teórico de 100% para a reação, a massa de gás obtida será de 7,04g.
- e) para cada 73,0g de  $\text{HCl}$  que reage exatamente com carbonato de sódio, formam-se 88,0g de gás, admitindo-se um rendimento de 100% para a reação.



106g  
8,48g

44g  
m, então m = 3,52g

como foi obtido, pelo enunciado, 2,64g temos um rendimento menor que 100%  
3,52g → 100%  
2,64g → x%, então x = 75%

71) O etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) pode ser produzido por fermentação da glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), conforme reação:



Se 360g de glicose produzem 92g de etanol, o rendimento do processo é:  
Dados: H = 1 g/mol; C = 12 g/mol; O 16 g/mol.

- a) 92%.E
- b) 100%.
- c) 50%.
- d) 75%.
- e) 25%.

72) (UEPB-PB) O óxido nitroso é usado como anestésico em partos. A sua obtenção é dada pela reação apresentada na equação química abaixo:



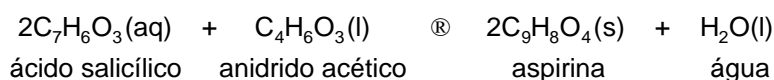
Se foram usados 6 gramas de nitrato de amônio e foram obtidos 2,97 g de óxido de dinitrogênio, qual o rendimento da reação?

- a) 91%
- b) 110%
- c) 97%
- d) 90%**
- e) 80%

73) (MACKENZIE-SP) 16g de enxofre regem com 28g de ferro, produzindo 44g de sulfeto de ferro II. Se o rendimento da reação for de 100%, a massa de sulfeto de ferro II, obtida na reação de 50g de enxofre de pureza 50% com ferro suficiente, é igual a:

- a) 137,5g.
- b) 130,0g.
- c) 110,0g.
- d) 68,75g.
- e) 40,0g.

74) (UNESP-SP) A aspirina (ácido acetilsalicílico) pode ser preparada pela reação do ácido salicílico com o anidrido acético, segundo a reação representada pela equação:



Considerando-se que a reação entre 138 g de ácido salicílico com 25,5 g de anidrido acético ocorre com rendimento de 60%, e sabendo-se que as massas molares desses compostos são:  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 = 138$  g/mol,  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 = 102$  g/mol,  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 180$  g/mol, a massa de aspirina obtida será igual a

- a) 180 g.
- b) 108 g.
- c) 90 g.
- d) 54 g.
- e) 45 g.

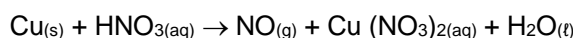
75) (FATEC-SP) A uréia,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , substância utilizada como fertilizante, é obtida pela reação entre  $\text{CO}_2$  e  $\text{NH}_3$ , conforme mostra a equação  $\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ . Se 340 toneladas de amônia produzem 540 toneladas de uréia, o rendimento desse processo é:  
Dados:  $\text{NH}_3 = 17$ g/mol;  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 = 60$ g/mol.

- a) 80%.
- b) 85%.
- c) 90%.
- d) 95%.
- e) 100%.

76) "Gás tóxico e incolor cujas moléculas são formadas pela ligação de um átomo de nitrogênio a um de oxigênio, o óxido nítrico tornou-se nos últimos tempos uma das substâncias mais pesquisadas da farmacologia"...

(Folha de S. Paulo, de 17/7/94)

Esse gás pode ser preparado em laboratório pela redução de ácido nítrico diluído por cobre metálico de acordo com a seguinte equação química:



Partindo-se de 1,9 g de cobre puro e de 200 mL de uma solução 0,5 mol/L de ácido nítrico, calcule:

- a) a massa em excesso de um dos reagentes.
- b) a massa obtida de óxido nítrico, admitindo um rendimento de 80%.

77) (UNIRIO) "A contaminação da água com arsênio está preocupando a Primeira-Ministra de Bangladesh (...) que já pediu ajuda internacional". O arsênio não reage rapidamente com a água. O risco da permanência do arsênio em água é o seu depósito nos sedimentos. É a seguinte reação do arsênio com NaOH:

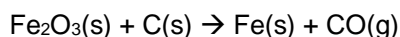


75g de arsênio reagiram com NaOH suficiente, produzindo 25,2 L de  $\text{H}_2$ , nas CNTP. O rendimento percentual da reação foi:

Dados: Volume molar nas CNTP = 22,4 L; As = 75g/mol; Na = 23g/mol; O = 16g/mol; H = 1g/mol.

- a) 75%.
- b) 80%.
- c) 85%.
- d) 90%.
- e) 95%.

78)(Covest-2007) A hematita,  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ , é uma das principais riquezas minerais do Brasil. Este mineral é empregado na obtenção de ferro metálico,  $\text{Fe}(\text{s})$ , obtido a partir de um processo de redução em alto forno, usando carvão,  $\text{C}(\text{s})$ , como agente redutor. Uma das reações ocorridas nesse processo é dada pela equação não balanceada:



Calcule a massa de  $\text{Fe}(\text{s})$  (em toneladas) que é possível obter a partir de 100 toneladas de hematita, 70% pura. (Dados:  $\text{C} = 12 \text{ g/mol}$ ;  $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$ ;  $\text{Fe} = 56 \text{ g/mol}$ ).

**Resposta: 49**

**Justificativa:**

**Equação balanceada:  $1 \text{ Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{ C}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Fe}(\text{s}) + 3 \text{ CO}(\text{g})$**

**MM do  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = 160 \text{ g/mol}$**

**MM do  $\text{Fe}(\text{s}) = 56 \text{ g/mol}$**

**160 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ----- 112 g de Fe**

**100 x 0,7 toneladas de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ----- m Fe (em toneladas)**

**m Fe (em toneladas) = 100 x 0,7 x 112/160 = 49 toneladas**

79) (UPE-2006-Q2) Um cilindro de revolução, confeccionado com  $\text{Al}$  puro, é totalmente consumido por uma solução aquosa de ácido clorídrico, gastando-se  $21 \times 219 / 54 \text{ g}$  de  $\text{HCl}$  dessa solução. Em outra experiência, verificou-se que foram consumidos 73,0g de  $\text{HCl}$  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:  $d_{\text{Al}} = 3\text{g/mL}$ ,  $d_{\text{Fe}} = 8\text{g/mL}$ ,  $\pi = 3$ ,  $m_a(\text{Al}) = 27\text{u}$ ,  $m_a(\text{H}) = 1\text{u}$ ,  $m_a(\text{Cl}) = 35,5\text{u}$ ,  $m_a(\text{Fe}) = 56\text{u}$

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

- A altura do cilindro de revolução é igual a  $3R/4$ .
- Se o raio da esfera for igual a 3cm, a altura do cilindro será igual a 4cm.**
- Se a altura do cilindro for igual a 8,0cm, o raio da esfera será igual a 4,0cm.
- A massa de alumínio consumida nesta reação é igual, aproximadamente, a 85,0g.
- O volume da esfera de ferro é o triplo do volume do cilindro de revolução.



1mol de Al  $\rightarrow$  3 mols de HCl

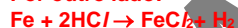
27g  $\rightarrow$  3 . 36,5g

x  $\rightarrow$   $21 \times 219 / 54 \text{ g}$ , então x = 21g de Al

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

$V = .h \pi r^2 \Rightarrow 7 = 3.r^2.h$

Por outro lado:



1mol 2mols

56g  $\rightarrow$  2 . 36,5g

x  $\rightarrow$  73g

x = 56g de Fe

$V = m/d \Rightarrow 56 / 8 = 7\text{cm}^3$

$V_{\text{ESFERA}} = 4/3\pi r^3$

se:  $4/3\pi r^3 \Rightarrow 3r^2 . h \Rightarrow 4/3.3.r^3 = 3r^2 . h = 4r = 3h = h 4/3$  se  $r = 3$  então  $h = 4$

80)(UPE-2006-Q2) 13,0g de uma amostra de zinco impuro e sólido são totalmente consumidos por uma solução ácida de ácido clorídrico. O gás, produzido na experiência, é convenientemente coletado sobre água, a uma temperatura de  $27^\circ\text{C}$  e na pressão total de 255 mmHg. O volume de gás coletado na experiência é igual a 12,3L.

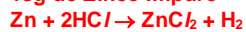
(Admita que as impurezas não reagem com o ácido clorídrico)

Dados =  $m_a(\text{Zn}) = 65\text{u}$ ,  $m_a(\text{H}) = 1\text{u}$ ,  $m_a(\text{Cl}) = 35,5\text{u}$ ,  $R = 0,082\text{L.atm/mol.K}$ ,  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

Sabendo-se que a pressão de vapor da água a  $27^\circ\text{C}$  é igual a 27 mmHg, pode-se concluir como verdadeiro que

- a massa de hidrogênio produzida na reação é igual a 0,40g.
- o zinco utilizado na experiência tem uma pureza igual a 90%.
- foram utilizados, na experiência,  $9,03 \times 10^{23}$  átomos de zinco.
- a massa de zinco consumida na experiência é igual a 9,75g.**
- a massa de impurezas encontrada na amostra de zinco é igual a 1,25g.

13g de Zinco Impuro



o  $V(\text{H}_2) = 12,3\text{L}$  a  $27^\circ\text{C}$

$$P(\text{H}_2) = P - P(\text{H}_2\text{O}) = 255 - 27 = 228\text{mmHg} = 0,3\text{atm} \text{ então: } n = PV / RT = 0,3 \cdot 12,3 / 0,082 \cdot 300$$

$$n = 0,15 \text{ mol de H}_2$$

Pela reação:



↓



- 81) (UPE-2006-Q2) 9,08 L de dióxido de carbono gasoso nas CNTP são insuflados em um recipiente, contendo 1,2 L de hidróxido de sódio 0,80 mol/L. Sabe-se que o dióxido de carbono foi consumido integralmente na reação.

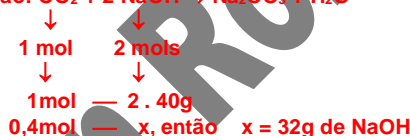
Após o término da reação, pode-se afirmar que:

Dados =  $V_m = 22,7 \text{ L/mol}$ ,  $m_a(\text{Na}) = 23\text{u}$ ,  $m_a(\text{C}) = 35,5\text{u}$ ,  $m_a(\text{O}) = 16\text{u}$ ,  $m_a(\text{H}) = 1\text{u}$

- a) foram consumidos 38,4g de hidróxido de sódio.  
 b) há uma sobra de 6,40g de hidróxido de sódio.  
 c) há formação de 53,0g de carbonato de sódio.  
 d) houve o consumo de 0,60 mol de dióxido de carbono.  
 e) todo o hidróxido de sódio foi consumido na reação.



Como o dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) é um óxido ácido, então:  $\text{CO}_2 + 2 \text{ NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



Na solução: 0,8mol — 1L



- 82) (UPE-2007 – Q2) Uma transformação química é representada pela equação  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$   
 Experimentalmente, sabe-se que:

Experiência	A	B	C	D
1ª	8,0g	-----	12g	-----
2ª	-----	50	-----	30g
3ª	32	-----	-----	x

As massas constantes nesta tabela obedecem à lei das proporções definidas.

Dados :  $m_a(\text{Na}) = 23\text{u}$ ,  $m_a(\text{O}) = 16\text{u}$ ,  $m_a(\text{H}) = 1\text{u}$ ,  $m_a(\text{C}) = 12\text{u}$

Em relação ao sistema reacional acima, é correto afirmar que

- a) a massa de "D" obtida na terceira experiência a partir de 32,0g de "A" é igual a 72,0g.  
 b) se a substância "D" for a água, a massa de "D" obtida na terceira experiência, ao reagir integralmente com quantidade conveniente de óxido de sódio, produzirá uma massa menor que a correspondente a quatro mols do hidróxido.  
 c) na terceira experiência, quando se formam exatos 72,0g de "D", também se formam 280,0g do produto "C".  
 d) se a substância "D" for  $\text{CO}_2$ , a massa de "D" obtida na terceira experiência, ao reagir integralmente com quantidade conveniente de NaOH, produzirá 106,0g de carbonato de sódio.  
 e) na segunda experiência, quando se formam 3,0g de "D", a massa de "A" que reagiu integralmente com "B" é igual a 15,0g.
- 83) (UPE-2007 – Q1) Uma certa massa de carbonato de ferro (II) foi integralmente decomposta por ação térmica. O gás resultante da decomposição reagiu completamente com determinado óxido, produzindo 30,0g de carbonato de cálcio. (Admita as reações químicas com 100% de rendimento)
- Dados:  $m_a(\text{Fe}) = 56\text{u}$ ,  $m_a(\text{C}) = 12\text{u}$ ,  $m_a(\text{Ca}) = 40\text{u}$ ,  $m_a(\text{O}) = 16\text{u}$   
 Em relação a essas transformações químicas, são corretas todas as afirmações abaixo, exceto uma. Assinale-a.
- a) A massa inicial de carbonato de ferro é igual a 34,80g.  
 b) O gás resultante da decomposição térmica do carbonato de ferro é um óxido ácido.  
 c) Para produzir 30,0g de carbonato de cálcio, foi consumido 0,2 mol do óxido básico correspondente.  
 d) Para se obter 600,0g de carbonato de cálcio, seriam necessários decompor 696,0g de carbonato de ferro(II).  
 e) Na reação de formação de 30,0g de carbonato de cálcio, foram usados  $1,806 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .



$$\begin{array}{ccc} x & & 30\text{g} \\ 44\text{g} & & 100\text{g} \end{array} \rightarrow x = 13,2\text{g de CO}_2$$



$$\begin{array}{ccc} m & & 13,2\text{g} \\ 116\text{g} & & 44\text{g} \end{array} \rightarrow m = 34,80\text{g}$$



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & & 100\text{g} \\ n \text{ mol} & & 30\text{g} \end{array} \rightarrow n = 0,3 \text{ mol de CaO}$$



$$\begin{array}{ccc} 34,80\text{g} & & 30\text{g} \\ m & & 600\text{g} \end{array} \rightarrow m = 696\text{g}$$



$$\begin{array}{ccc} 6,02 \times 10^{23} & & 100\text{g} \\ x & & 30\text{g} \end{array} \rightarrow x = 1,806 \times 10^{23}$$

- 84) (UPE-2007 – Q2) Uma esfera de metal puro de densidade  $8,5\text{g/cm}^3$  é completamente consumida por uma solução aquosa de ácido clorídrico. A velocidade de consumo do metal do início ao fim da reação permaneceu constante e igual a  $0,51 \text{ mol/min}$ .

$$\pi^{\square} = 3, \quad M(\text{metal}) = 60\text{g/mol}$$

Sabendo-se que do início ao fim da reação foram decorridos exatos 1.800s, pode-se afirmar como verdadeiro que

- a) a massa da esfera é igual a 30,6g.  
 b) o raio da esfera é igual a 9,0 cm.  
 c) a esfera é formada por, aproximadamente,  $9,2 \times 10^{23}$  átomos do metal e tem raio igual a 2,0 cm.  
 d) foram consumidos exatamente 7,65 mols de ácido clorídrico.  
 e) a massa da esfera é igual a  $9,18 \times 10^{-1} \text{ kg}$  e tem raio igual a 3,0cm.
- 85) (UPE-2008-Q1) A Terra é o terceiro planeta em órbita do Sol, de forma aproximadamente esférica, mas sua rotação produz uma deformação, tornando-a elipsoidal. Na tabela abaixo, constam algumas características físicas de nosso planeta com alguns valores aproximados.

(Considere a Terra com a forma esférica)

Características Físicas da Terra	
Inclinação axial	23,45°
Diâmetro equatorial	$2,0 \times 10^4 \text{ km}$
Área da superfície	$5,10 \times 10^8 \text{ km}^2$
Densidade média	$5.500\text{kg/m}^3$

Determinações estimativas revelam que há, na Terra,  $7,7 \times 10^{24} \text{ kg}$  de ferro. Com esse dado, é correto afirmar que a percentagem em massa de ferro, encontrada na Terra, é igual aproximadamente a

$$\pi = 3$$

- a) 25,5%.  
 b) 18,0%.  
 c) 45,8%.  
 d) 35,0%.  
 e) 15,0%.

$$m_{\text{Fe}} = 7,7 \times 10^{24} \text{ Kg} \quad V_{\text{terra}} = 4/3 \pi R^3 \quad D = 2 \times 10^4 \text{ Km} \rightarrow R = 10^4 \text{ Km} = 10^7 \text{ m}$$

$$V_{\text{terra}} = 4/3 \times 3 \times (10^7)^3 = 4 \times 10^{21} \text{ m}^3$$

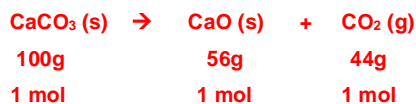
$$d_{\text{terra}} = m_{\text{terra}} / V_{\text{terra}} \rightarrow m_{\text{terra}} = d_{\text{terra}} \times V_{\text{terra}} = 5,5 \times 10^3 \times 4 \times 10^{21} = 22 \times 10^{24} \text{ Kg.}$$

$22 \times 10^{24}$  corresponde a 100%

$7,7 \times 10^{24}$  corresponde a x%, portanto  $x = 35\%$

86) (Covest-2009) A decomposição do carbonato de cálcio, por aquecimento, produz óxido de cálcio e dióxido de carbono. A partir de 100 g de carbonato de cálcio, e sabendo-se as massas molares: Ca (40 g/mol), C (12 g/mol) e O (16 g/mol), é correto afirmar que:

- pode-se obter no máximo 40 g de óxido de cálcio.
- se tivermos este sistema em equilíbrio, o mesmo será deslocado no sentido de produtos, caso aumentemos a pressão sobre o mesmo.
- pode-se obter no máximo 1 mol de dióxido de carbono.
- pode-se obter no máximo 200 g de produtos.
- se forem consumidos 50 g de carbonato de cálcio, serão produzidos 1 mol de óxido de cálcio.



87) (UPE-2008-Q1) Um adulto inspira por dia, aproximadamente, 2,50 kg de oxigênio e expira 1.744 g do mesmo gás no processo de respiração. Sabendo-se que 1,0 cm<sup>3</sup> deste gás pesa 1,4 x 10<sup>-3</sup>g, pode-se afirmar como CORRETO que:

Dado: O = 16 g/mol.

- 540,0 L representam a quantidade de oxigênio fixada nos glóbulos vermelhos, por dia, no processo de respiração de um adulto.
- 50,0 mols de oxigênio por dia são inspirados por um adulto no processo de respiração, para a manutenção de suas atividades vitais.
- a quantidade de ar atmosférico que fornecerá a quantidade mínima de oxigênio requerida por dia, por um adulto, no processo de respiração, é igual a 2.000 g.
- no processo de respiração de um adulto, são fixados, nos glóbulos vermelhos, aproximadamente, 250,0 mols de moléculas de oxigênio em 10 dias.
- 1.250 L é a quantidade de oxigênio fixado nos glóbulos vermelhos, por dia, no processo de respiração de um adulto.

$$m_{\text{O}_2} = 2,5 \text{ Kg} = 2500 \text{ g de oxigênio inspirado}$$

$$m_{\text{O}_2} = 1744 \text{ g de oxigênio expirado}$$

$$m_{\text{O}_2} = 756 \text{ g de oxigênio absorvidos}$$

$$1 \text{ mL pesa } 1,4 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$x \text{ mL pesa } 756 \text{ g} \rightarrow x = 540000 \text{ mL} = 540 \text{ L}$$

88) (UPE-2008-Q1) O dióxido de carbono, conhecido mundialmente como gás causador do Efeito Estufa, é perigoso para a saúde humana, quando em concentrações superiores a 5 x 10<sup>3</sup> ppm. Em relação à remoção desse gás do interior de um ambiente, é CORRETO afirmar que

$$m_a(\text{K}) = 39\text{u}, m_a(\text{Li}) = 7\text{u}, m_a(\text{O}) = 16\text{u}, m_a$$

- 1 mol de hidróxido de lítio remove mais CO<sub>2</sub> do ambiente do que um mol de superóxido de potássio.
- Para cada dois mols de hidróxido de lítio que reagem com dióxido de carbono, são retirados 132,0g desse gás do ambiente.
- Um mol de superóxido de potássio remove, em gramas, quatro vezes mais dióxido de carbono do que 1 mol de hidróxido de lítio.
- 1,0g de superóxido de potássio remove, em gramas, uma quantidade menor de dióxido de carbono do que a quantidade removida do mesmo gás, por 1,0g de hidróxido de lítio.
- 1 mol de hidróxido de lítio, quando reage exatamente com 1,0 mol de dióxido de carbono, produz meio mol de oxigênio nascente.



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

$$1\text{g} \rightarrow x \text{ mol, então: } x = 7,04 \times 10^{-2} \text{ mol}$$



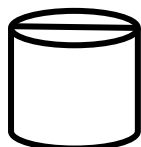
$$48\text{g} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1\text{g} \rightarrow x \text{ mol, então: } x = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

89) (UPE-2008-Q2) Suponha que sobre um cilindro de revolução de 4,0cm de altura e 1,0cm de diâmetro, constituído de uma substância MX, escoe água numa vazão estimada de 1,7 L/dia, proveniente de uma torneira com defeito. O tempo necessário para que toda a substância, MX, seja solubilizada é: (suponha que toda a água resultante do vazamento não evapora e é absorvida pelo cilindro)

Dados:  $\pi = 3$ ,  $d(\text{MX}) = 0,85\text{g/mL}$ ,  $M(\text{MX}) = 150,0\text{g/mol}$ ,  $K_{ps} = 4,0 \times 10^{-4}$

- 2 dias.
- 0,5h.
- 1,2h.
- 720 min.
- 0,5 dia.



$$D = 1 \text{ cm} \rightarrow r = 0,5 \text{ cm}$$

$$h = 4 \text{ cm} \quad V = \pi \cdot r^2 \cdot h = 3 \cdot (0,5)^2 \cdot 4 = 3 \text{ cm}^3$$

$$m = d \cdot V = 0,85 \cdot 3 = 2,55\text{g}$$

massa que solubiliza em 1 L de água

$$K_{ps} = [M^+].[X^-] \rightarrow 4 \times 10^{-4} = S \cdot S \rightarrow S = 2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

ou  $m = 2 \times 10^{-2} \cdot 150 = 3\text{g}$

volume que solubiliza 2,55g

$$3\text{g} \rightarrow 1 \text{ L} \qquad 1,7 \text{ L} \rightarrow 1 \text{ dia}$$

$$2,55\text{g} \rightarrow V \qquad 0,85 \text{ L} \rightarrow x$$

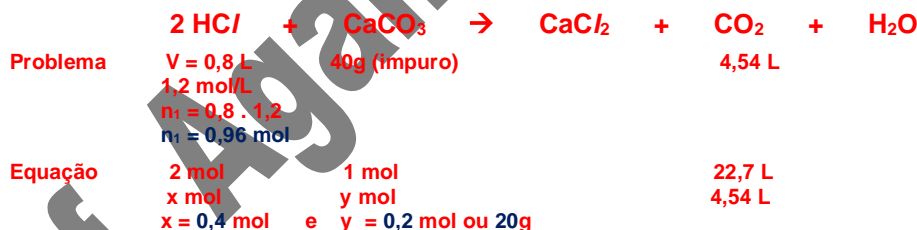
$$V = 0,85 \text{ L} \qquad x = 0,5 \text{ dia ou } 720 \text{ min}$$

90) (UPE-2008-Q2) Adiciona-se a um béquer, contendo 800,0 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico, 1,20 mols/L, 40,0g de uma amostra de carbonato de cálcio impuro. Após o término da reação, verificou-se que o gás obtido nas CNTP ocupou um volume igual a 4,54L.

Dados:  $V_m = 22,7\text{L/mol}$ ,  $m_a(\text{Ca}) = 40\text{u}$ ,  $m_a(\text{C}) = 12\text{u}$ ,  $m_a(\text{O}) = 16\text{u}$

É CORRETO afirmar, em relação a essa reação, que:

- a quantidade de ácido clorídrico contida no béquer é insuficiente para consumir todo carbonato de cálcio.
- o carbonato de cálcio utilizado nessa reação tem pureza igual a 65%.
- após o seu término, há um excesso de 0,16 mol de ácido clorídrico.
- o carbonato de cálcio apresenta um grau de impurezas de 30%.
- há um excesso de 0,56 mol de ácido clorídrico após o término da reação.



91) (UPE-2009-Q2) Um recipiente aberto de volume "V", contendo 1 mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  a  $27^\circ\text{C}$ , foi aquecido a  $327^\circ\text{C}$ . O gás expulso do recipiente foi convenientemente recolhido e insuflado sobre uma solução aquosa de hidróxido de sódio, suficiente para consumir todo gás. Em relação às transformações, é CORRETO afirmar que:

Dados:  $m_a(\text{C}) = 12\text{u}$ ,  $m_a(\text{Na}) = 23\text{u}$ ,  $m_a(\text{O}) = 16\text{u}$ ,  $m_a(\text{H}) = 1\text{u}$

- com a elevação da temperatura para  $327^\circ\text{C}$ , foi expulso do recipiente  $1/4$  de mol do gás  $\text{CO}_2$ .
- ao aquecer o recipiente até  $327^\circ\text{C}$ , todo o gás carbônico contido no recipiente foi expulso.
- após o término da reação do gás carbônico, expulso do recipiente, com a solução aquosa de NaOH, constatou-se que se formou 0,50 mol de um sal de sódio.
- após o término da reação do gás carbônico expulso do recipiente, com a solução aquosa de NaOH, verifica-se que foram formados 2,0 mols de um sal de sódio.
- o gás carbônico não reage com o hidróxido de sódio, pois, sendo um óxido básico, só reagiria com ácidos em solução aquosa

Para transformações em recipientes aberto teremos a relação:  $n_1 \cdot T_1 = n_2 \cdot T_2$

$1 \cdot 300 = n_2 \cdot 600 \rightarrow n_2 = 1/2 \text{ mol}$ , isto é, foi expulso 0,5 mol de  $\text{CO}_2$  que reagiram com o NaOH



92) (UPE-2009-Q2) Uma amostra de óxido de magnésio impura, pesando 800,0 mg, foi adicionada a um béquer contendo 400,0 mL de uma solução de ácido sulfúrico 0,05 mol/L. Após a reação, titulou-se o excesso de ácido com hidróxido de sódio 0,10 mol/L, gastando-se para a completa neutralização 100,0mL. Dados:  $m_a(\text{Mg}) = 24 \text{ u}$ ,  $m_a(\text{S}) = 32 \text{ u}$ .

Sobre as reações que ocorreram nessas transformações, é CORRETO afirmar que:

- a) a impureza do óxido de magnésio é aproximadamente igual a 75%.
- b) foi consumido na reação exatamente 0,60 mol do óxido de magnésio.
- c) foi consumido 0,025 mol de hidróxido de sódio, para neutralizar o ácido sulfúrico em excesso.
- d) 3,92 mols de ácido sulfúrico foram consumidos na reação de neutralização com o hidróxido de sódio.
- e) foi consumido 0,015 mol de ácido sulfúrico na reação com o óxido de magnésio.



$n^\circ$  de mol total do  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,05 \times 0,4 = 0,02 \text{ mol}$

número de mol em excesso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$



$n_a$	$n_b$
1	2

$2 n_a = m_b \times V_b \rightarrow 2 \times n_a = 0,10 \times 0,1 \rightarrow n_a = 0,01 : 2 = 0,005 \text{ mol}$ , então foi consumido:

$n_a = 0,02 - 0,005 = 0,015 \text{ mol do ácido}$

93) (UPE-2010-Q2) A cafeína é um alcalóide do grupo das xantinas, com fórmula molecular  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$  e com tempo de meia-vida de 6h. Sabe-se, ainda, que uma xícara de café comum contém 150,0 mg de cafeína e que a dose letal para um indivíduo de 80kg corresponde à ingestão de 21,0g. Um estudante de 80kg, para se manter desperto, tomou aproximadamente uma quantidade equivalente a 20 xícaras de café comum às 22h. Às 10h da manhã seguinte, ainda resta no corpo do estudante uma quantidade de cafeína correspondente a

- a) 1/5 da dose letal.
- b) 1/28 da dose letal.
- c) 1/2 da dose letal.
- d) 1/4 da dose letal.
- e) 1/7 da dose letal.

Bebendo 20 xícaras o indivíduo consumiu uma massa de  $20 \times 150 = 3000 \text{ mg} = 3,0 \text{ g}$

A dose letal é 21g e 3,0g corresponde a 1/7 desta dose.

A meia-vida da cafeína é de 6h, isto é, a cada 6h sua massa se reduz à metade da anterior.

Após 12h teremos:  $m \rightarrow m/2 \rightarrow m/4$  da dose inicial, isto é,  $1/4 \times 1/7 \times 21\text{g}$ ; como 21g = dose letal, teremos:

1/28 x dose letal

94) (UPE-2011-Q1) Admita que uma planta aquática exposta ao  $\text{CO}_2$  e luz solar fixa o dióxido de carbono pelo processo de fotossíntese, armazenando-o na forma polimérica, de acordo com a equação simplificada  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_n + \text{O}_2(\text{g})$ . Sabe-se que 0,30g da planta aquática absorve pela fotossíntese  $1 \times 10^{-2} \text{ mol de CO}_2 / \text{h}$ , retendo os átomos de carbono sob a forma  $(\text{CH}_2\text{O})_n$ . Considere que a velocidade da reação de fotossíntese é constante. Em quanto tempo, a planta aquática terá sua massa triplicada?

Dados:  $m_a(\text{C}) = 12\text{u}$ ,  $m_a(\text{O}) = 16\text{u}$ ,  $m_a(\text{H}) = 1\text{u}$

- a) 3h
- b) 2h
- c) 1h
- d) 5h
- e) 4h

massa inicial da planta = 0,3g

massa final da planta = 0,9g; então a planta absorve uma massa de 0,6g na forma de  $(\text{CH}_2\text{O})_n$



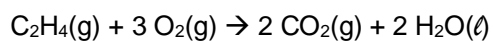
30g  $\rightarrow$  1 mol/h

$m \rightarrow 1 \times 10^{-2} / \text{h}$  (0,01/h) mol , portanto  $m = 0,3\text{g/h}$

para absorver 0,6g necessita de 2h



95) A equação para a combustão do gás etileno,  $C_2H_4$ , é:



Assumindo 70% de eficiência, quantos gramas de água a  $20^\circ C$  podem ser aquecidos a  $90^\circ C$ , pela combustão da 11,2 L de gás etileno, medidos na CNTP?

Dados:

calor específico da água  $1 \text{ cal}/^\circ C \cdot g$ ; volume molar = 22,4 L; variação de entalpia =  $-337 \text{ Kcal/mol}$

Prof. Agamenon Roberto