

Estequiometria simples

Objetivo

Você irá aprender a base sobre estequiometria. Nós chamamos de estequiometria simples e tudo que vier depois, sobre estequiometria, irá utilizar essa parte simples. Vamos aprender a relacionar massa, volume, número de mols, entre os reagentes e produtos.

Se liga

Para que você possa entender a estequiometria simples, e preciso saber calcular as leis ponderais, é importante que você entenda bem os conceitos que fazem parte de leis ponderais, pois a estequiometria se baseia muito nessas leis. Se tem alguma dúvida sobre esse assunto, [clique aqui](#) para assistir uma aulinha e tirar suas dúvidas.

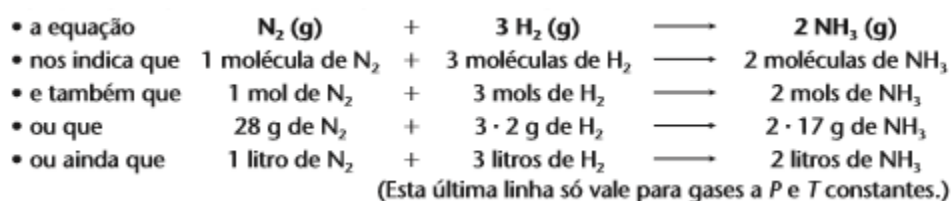
Curiosidade

Em 1806, Proust (o grande responsável pela lei das proporções definidas), foi convidado por Napoleão I para fundar uma fábrica de açúcar, que aplicaria um processo que o Proust havia inventado. Mas Proust recusou a oferta.

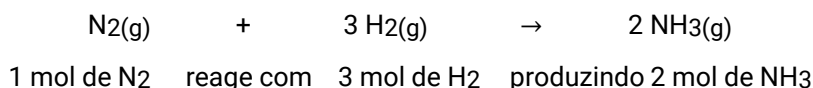
Teoria

Cálculo estequiométrico ou estequiometria é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas baseados nas leis ponderais e proporções químicas.

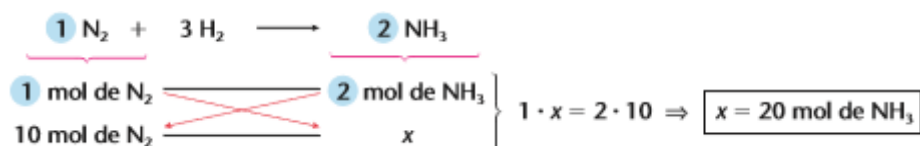
Na estequiometria temos que estar cientes das informações quantitativas que uma reação química pode representar, por exemplo:



De acordo com as leis das reações, as proporções acima são constantes, e isso permite que eu monte uma regra de três para calcular as quantidades envolvidas numa reação genérica. Por exemplo:

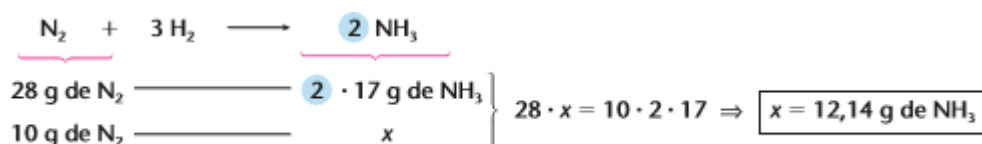


Sendo assim, caso eu queira saber quantos mol de amônia eu produzo com 10 mol de N_2 basta eu montar uma regra de simples partindo da reação dada e relacionando o dado da questão (10 mol) com o X.



Portanto, se eu sei que 1 mol de N₂ produzem 2 mol de NH₃ eu posso chegar a conclusão que com 10 mol de N₂ eu produzo 20 mol de NH₃.

Analogamente podemos utilizar qualquer uma das unidades apresentadas como dados da questão, por exemplo usando a massa:



Como 1 mol de N₂ equivale a 28g e produzem 34g de NH₃, com uma regra de três simples consigo descobrir quanto de NH₃ eu consigo produzir utilizando apenas 10g de N₂.

Resumindo:

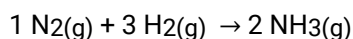
- I. Escrever a equação química mencionada no problema.
- II. Balancear ou acertar os coeficientes dessa equação (lembre-se de que os coeficientes indicam a proporção em mols existente entre os participantes da reação).
- III. Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, que poderá ser escrita em massa, ou em volume, ou em mols, conforme as conveniências do problema.

Casos gerais

1.1) Quando o dado e a pergunta são expressos em massa

Calcular a massa de amônia (NH₃) obtida a partir de 3,5 g de nitrogênio gasoso(N₂) (massas atômicas: N = 14; H = 1).

Resolução:



$$1 \text{ mol de N}_2 = 28\text{g}$$

$$2 \text{ mol de NH}_3 = 2 \times 17\text{g}(14+3) = 34\text{g}, \text{ logo...}$$

$$28\text{g de N}_2 \text{ ————— } 34\text{g de NH}_3$$

$$3,5\text{g de N}_2 \text{ ————— } X \text{ de NH}_3$$

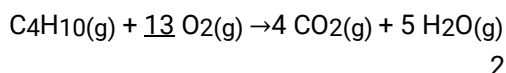
$$X = 4,25\text{g de NH}_3$$

Neste exemplo, a regra de três obtida da equação foi montada em massa (gramas), pois tanto o dado como a pergunta do problema estão expressos em massa.

1.2) Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em volume(ou vice-versa)

Calcular o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de pressão e temperatura, utilizando de 290 g de gás butano (massas atômicas: C = 12; O = 16; H = 1).

Resolução:



Lembrando a definição de Condições Normais de Temperatura e Pressão(P = 1 atm ; T = 0°C):

1 mol de qualquer gás na CNTP ocupam 22,4L.

58g de C₄H₁₀ ——— 4 x 22,4L de CO₂

290g de C₄H₁₀ ——— X

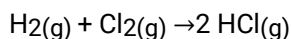
X = 448L de CO₂ (Nas CNTP)

Agora a regra de três é, “de um lado”, em massa (porque o dado foi fornecido em massa) e, “do outro lado”, em volume (porque a pergunta foi feita em volume).

1.3) Quando o dado e a pergunta são expressos em volume

Um volume de 15 L de hidrogênio(H₂), medido a 15 ° C e 720 mmHg, reage completamente com cloro. Qual é o volume de gás clorídrico(HCl) produzido na mesma temperatura e pressão?

Resolução:



1 volume de H₂ ——— produz ——— 2 volumes de HCl

1L de H₂ ——— 2L de HCl

15 de H₂ ——— V de HCl

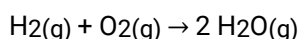
V = 30L de HCl (a 15 ° C e 720 mmHg, ou seja, fora das CNTP)

O cálculo estequiométrico entre volumes de gases é um cálculo simples e direto, desde que os gases(reagente e produto) estejam nas mesmas condições de pressão e temperatura.

1.4) Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em mols (ou vice-versa)

Quantos mols de gás oxigênio são necessários para produzir 0,45 gramas de água?
(Massas atômicas: H = 1; O = 16)

Resolução:



1 mol de O₂ ——— 2 x 18g de H₂O

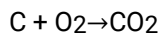
X mol de O₂ ——— 0,45g de H₂O

$X = 0,0125 \text{ mol de O}_2$ ou $1,25 \times 10^2 \text{ mol de O}_2$

1.5) Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em número de partículas(ou vice-versa)

Quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima completa de 4,8 g de carbono puro?
(Massa atômica: C = 12)

Resolução:



12g de C — $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2

4,8g de C — X moléculas de CO_2

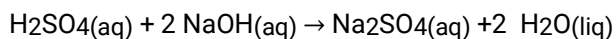
$X = 2,4 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2

1.6) Havendo duas ou mais perguntas

(Neste caso, teremos uma resolução para cada uma das perguntas feitas)

Quais são as massas de ácido sulfúrico e hidróxido de sódio necessárias para preparar 28,4 g de sulfato de sódio? (Massas atômicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32)

Para a massa do ácido sulfúrico(H_2SO_4):



98g de H_2SO_4 — 142g de Na_2SO_4

X de H_2SO_4 — 28,4g de Na_2SO_4

$X = 196\text{g}$ de H_2SO_4

Para a massa do Hidróxido de sódio(NaOH):

2 x 40g de NaOH — 142g de Na_2SO_4

Y de NaOH — 28,4g de Na_2SO_4

$Y = 16\text{g}$ de NaOH

Exercícios de fixação

1. Qual é a quantidade de matéria de gás oxigênio necessária para fornecer 17,5 mol de água, $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$, na queima completa do acetileno, $\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$?
- a) 43,75 mol
 - b) 2 mol
 - c) 17,5 mol
 - d) 35 mol
 - e) 27,2 mol
2. Quantas moléculas de água, $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$, são obtidas na queima completa do acetileno $\text{C}_2\text{H}_2(g)$, ao serem consumidas $3,0 \cdot 10^{24}$ moléculas de gás oxigênio?
- a) $120 \cdot 10^{24}$
 - b) $0,12 \cdot 10^{23}$
 - c) $12 \cdot 10^{24}$
 - d) $1,2 \cdot 10^{23}$
 - e) $1,2 \cdot 10^{24}$
3. Dada a reação de combustão do metano: $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(g)$. Assinale a alternativa que corresponde ao volume de CO_2 , medido a 27°C e 1 atm., produzido na combustão de 960,0 g de metano.
- Dados:**
massa molar do $\text{CH}_4 = 16,0 \text{ g/mol}$;
constante universal dos gases: $R = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$.
- a) 1576,0 L
 - b) 1620,0 L
 - c) 1344,0 L
 - d) 1476,0 L
 - e) 1270,0 L

4. Para a reação de síntese da amônia (NH_3) ao utilizar 10 g de nitrogênio (N_2) reagindo com hidrogênio (H_2), qual massa, em gramas, do composto é produzida?

Dados:

Massa molar do Nitrogênio (N): 14 g/mol;

Massa molar do Hidrogênio (H): 1 g/mol.

- a) 12 g.
- b) 12,12 g.
- c) 12,14 g.
- d) 12,16 g.
- e) 12,10 g.

5. Realizando a combustão completa utilizando 161 g de álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), para produção de dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O), qual é a massa de oxigênio (O_2), em gramas, deve ser empregada?

Dados:

Massa molar do Carbono (C): 12 g/mol;

Massa molar do Hidrogênio (H): 1 g/mol;

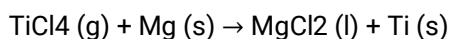
Massa molar do Oxigênio (O): 16 g/mol.

- a) 363 g.
- b) 243 g.
- c) 432 g.
- d) 336 g.
- e) 400 g.

Exercícios de vestibulares

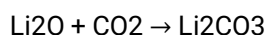


1. (UFF-RJ) Acompanhando a evolução dos transportes aéreos, as modernas caixas-pretas registram centenas de parâmetros a cada segundo, constituindo recurso fundamental na determinação das causas de acidentes aeronáuticos. Esses equipamentos devem suportar ações destrutivas e o titânio, metal duro e resistente, 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 9,5 g de TiCl_4 (g). Supondo-se que tal reação seja total, a massa de titânio obtida será, aproximadamente:

- a) 1,2 g
 - b) 2,4 g
 - c) 3,6 g
 - d) 4,8 g
 - e) 7,2 g
2. (CESGRANRIO) Numa estação espacial, emprega-se óxido de lítio para remover o CO_2 no processo de renovação do ar de respiração, segundo a equação:

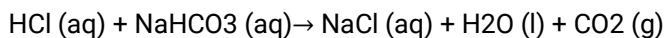


Dados: C = 12; O = 16; Li = 7.

Sabendo-se que são utilizadas unidades de absorção contendo 1,8 kg de Li_2O , o volume máximo de CO_2 , medido nas CNPT, que cada uma delas pode absorver, é:

- a) 1.800 L
- b) 1.344 L
- c) 1.120 L
- d) 980 L
- e) 672 L

3. (FAMP) Antiácido estomacal, preparado à base de bicarbonato de sódio (NaHCO_3), reduz a acidez estomacal provocada pelo excesso de ácido clorídrico segundo a reação:



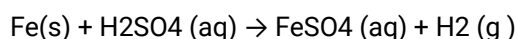
Dados: massa molar $\text{NaHCO}_3 = 84 \text{ g/mol}$; volume molar = $22,4 \text{ L/mol}$ a 0°C e 1 atm .

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

- a) 900 mL
- b) 778 mL
- c) 645 mL
- d) 493 mL
- e) 224 mL



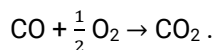
4. (UNIRIO) Jaques A. C. Charles, químico famoso por seus experimentos com balões, foi o responsável pelo segundo voo tripulado. Para gerar o gás hidrogênio, com o qual o balão foi enchido, ele utilizou ferro metálico e ácido, conforme a seguinte reação:



Supondo que tenham sido utilizados 448 kg de ferro metálico, o volume, em litros, de gás hidrogênio obtido nas CNTP (0°C e 1 atm) foi de:

- a) $89,6$
- b) $179,2$
- c) $268,8$
- d) $89\,600$
- e) $179\,200$

5. (UGF - RJ) Uma das transformações que acontecem no interior dos "catalisadores" dos automóveis modernos é a conversão do CO em CO_2 , segundo a reação



Admitindo-se que um motor tenha liberado 1.120 L de CO (medido nas CNPT), o volume de O_2 (medido nas CNPT) necessário para converter todo o CO em CO_2 é, em litros, igual a:

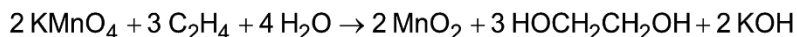
- a) 2.240
- b) 1.120
- c) 560
- d) 448
- e) 336

6. O hipoclorito de sódio tem propriedades bactericida e alvejante, sendo utilizado para cloração de piscinas, e é vendido no mercado consumidor em solução como Água Sanitária, Cândida, Q-Boa, etc. Para fabricá-lo, reage-se gás cloro com soda cáustica



A massa de soda cáustica, $\text{NaOH}(\text{aq})$, necessária para obter 149 kg de hipoclorito de sódio, $\text{NaClO}(\text{aq})$, é: Dados: H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u; CL = 35,5 u

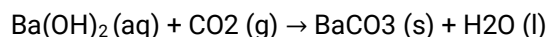
- a) 40 kg
 - b) 80 kg
 - c) 120 kg
 - d) 160 kg
 - e) 200 kg
7. Climatério é o nome de um estágio no processo de amadurecimento de determinados frutos, caracterizado pelo aumento do nível da respiração celular e do gás etileno (C_2H_4). Como consequência, há o escurecimento do fruto, o que representa a perda de muitas toneladas de alimentos a cada ano. É possível prolongar a vida de um fruto climatérico pela eliminação do etileno produzido. Na indústria, utiliza-se o permanganato de potássio (KMnO_4) para oxidar o etileno a etilenoglicol ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$), sendo o processo representado de forma simplificada na equação:



O processo de amadurecimento começa quando a concentração de etileno no ar está em cerca de 1,0 mg de C_2H_4 por kg de ar. As massas molares dos elementos H, C, O, K e Mn são, respectivamente, iguais a 1 g/mol, 12 g/mol, 16 g/mol, 39 g/mol e 55 g/mol. A fim de diminuir essas perdas, sem desperdício de reagentes, a massa mínima de KMnO_4 por kg de ar é mais próxima de

- a) 0,7 mg
- b) 1,0 mg
- c) 3,8 mg
- d) 8,6 mg
- e) 8,5 mg

8. (UFMG) Um ser humano adulto sedentário libera, ao respirar, em média, 0,880 mol de CO₂ por hora. A massa de CO₂ pode ser calculada, medindo-se a quantidade de BaCO₃ (s), produzida pela reação:

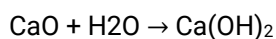


Suponha que a liberação de CO₂ (g) seja uniforme nos períodos de sono e de vigília. A alternativa que indica a massa de carbonato de bário que seria formada pela reação do hidróxido de bário com o CO₂ (g), produzido durante 30 minutos, é aproximadamente:

- a) 197 g
 - b) 173 g
 - c) 112 g
 - d) 86,7 g
 - e) 0,440 g
9. O medicamento Pepsamar Gel, utilizado no combate à acidez estomacal, é uma suspensão de hidróxido de alumínio. Cada mL de Pepsamar Gel contém 0,06 g de hidróxido de alumínio. Assinale a massa de ácido clorídrico do suco gástrico que é neutralizada, quando uma pessoa ingere 6,50 mL desse medicamento, aproximadamente:

Dados (MM g/mol): Al = 27; O = 16; H = 1; Cl = 35,5.

- a) 0,37
 - b) 0,55
 - c) 0,64
 - d) 0,73
 - e) 0,86
10. Uma prática muito comum na agricultura é a utilização de cal virgem, na correção da acidez do solo a ser usado para o plantio. A cal virgem, jogada ao solo, entra em contato com a água, produzindo a cal hidratada, de acordo com a equação abaixo:



Se, na correção de um solo ácido, foram utilizados 15 gramas de cal virgem, que apresenta 60% em massa de CaO, a massa de cal hidratada obtida será de aproximadamente:

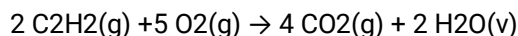
- a) 11,9g
- b) 9,0g
- c) 19,5g
- d) 0,1g
- e) 30,0g

Gabaritos

Exercícios de fixação

1. A

Escreva a equação balanceada



5 mol de $\text{O}_2(\text{g})$ ——— 2 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{v})$

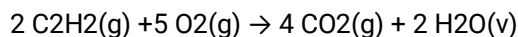
x ————— 17,5 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{v})$

$$x = 17,5 \cdot 5 / 2$$

$$x = 43,75 \text{ mol de } \text{O}_2(\text{g})$$

2. E

Escrevendo a equação balanceada da reação para ver a proporção estequiométrica:



$5 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas de $\text{O}_2(\text{g})$ ————— $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas de $\text{H}_2\text{O}(\text{v})$

$3,0 \cdot 10^{24}$ moléculas de $\text{O}_2(\text{g})$ ————— x

$$x = (3,0 \cdot 10^{24} \cdot 2 \cdot 6 \cdot 10^{23}) \div (5 \cdot 6 \cdot 10^{23})$$

3. D

Passo 1: determinar o número de mol de CO_2 produzido a partir da massa de 960 gramas de CH_4

16 g ——— 1 mol de CO_2

960 g ——— n CO_2

$$16 \cdot n_{\text{CO}_2} = 960$$

$$n_{\text{CO}_2} = 960/16$$

$$n_{\text{CO}_2} = 60 \text{ mol}$$

Passo 2: determinar o volume CO_2 utilizando as condições de temperatura e pressão, além do número de mol encontrado

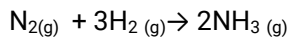
$$P \cdot V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V_{\text{CO}_2} = 60 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V_{\text{CO}_2} = 1476 \text{ L.}$$

4. C

1º passo: escrever a equação balanceada



reto N com 2 parêntese esquerdo reto g parêntese direito espaço subscrito fim do subscrito mais espaço
negrito 3 espaço reto H com 2 parêntese esquerdo reto g parêntese direito subscrito fim do subscrito
espaço seta para a direita espaço negrito 2 espaço NH com 3 parêntese esquerdo reto g parêntese direito
subscrito fim do subscrito

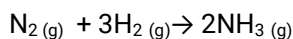
2º passo: calcular as massas molares dos compostos

$$\text{N}_2 = 2 \times 14 = 28 \text{ g}$$

$$\text{H}_2 = 2 \times 1 = 2 \text{ g}$$

$$\text{NH}_3 = 14 + (3 \times 1) = 17 \text{ g}$$

3º passo: calcular a massa de amônia produzida a partir de 10 g de nitrogênio



$$28 \text{ g} \text{ ————— } 2,17 \text{ g}$$

$$10 \text{ g} \text{ ————— } x$$

Através de uma regra de três simples podemos encontrar o valor de x, que corresponde a massa, em gramas, de amônia.

$$28 \text{ g de N}_2 \text{ ————— } 34 \text{ g de NH}_3$$

$$10 \text{ g de N}_2 \text{ ————— } X$$

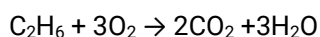
$$X = ((34 \times 10) \div 28)$$

$$X = (340 \div 28)$$

$$X = \sim 12,14 \text{ g.}$$

5. D

1º passo: escrever a equação balanceada



2º passo: calcular as massas molares dos reagentes

Em C_2H_6 :

$$\text{Carbono: } 12 \times 2 = 24$$

$$\text{Hidrogênio: } 1 \times 6 = 6$$

$$\text{Oxigênio } 16 \times 1 = 16$$

$$\text{Massa molar } (24 + 6 + 16) = 46 \text{ g}$$

Em O_2 :

$$\text{Oxigênio } 16 \times 2 = 32$$

$$\text{Massa molar} = 32 \text{ g}$$

3º passo: calcular a proporção em massa dos reagentes

Para encontrar a proporção em massa devemos multiplicar as massas molares pelos coeficientes estequiométricos da equação.

Álcool etílico (C_2H_6O): $1 \times 46 = 46 \text{ g}$

Oxigênio (O_2): $3 \times 32 \text{ g} = 96 \text{ g}$

4º passo: calcular a massa de oxigênio que deve ser empregada na reação:

46 g de C_2H_6O ——— 96g de O_2

161 g de C_2H_6O ——— x

$$X = ((161 \cdot 96) \div 46)$$

$$X = (15456 \div 46)$$

$$X = 336 \text{ g}$$

Exercícios de vestibulares

1. B

$$MM(TiCl_4) = 47,9 + 4 \times 35,5 = 189,9 \text{ g/mol}$$

$$189,9 \text{ g } TiCl_4 \text{ ----- } 47,9 \text{ g Ti}$$

$$9,5 \text{ g } TiCl_4 \text{ ----- } m$$

$$m = 2,4 \text{ g Ti}$$

2. B

$$I. \quad MM(Li_2O) = 2 \times 7 + 16 = 30 \text{ g/mol}$$

$$II. \quad n = \frac{1,8 \cdot 10^3 \text{ g}}{30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 60 \text{ mol } Li_2O$$

$$III. \quad 1 \text{ mol } CO_2 \text{ ----- } 1 \text{ mol } Li_2O \quad n_{CO_2} = 60 \text{ mol}$$

$$IV. \quad 22,4 \text{ L ----- } 1 \text{ mol}$$

$$V \text{ ----- } 60 \text{ mol} \quad V = 1344 \text{ L}$$

3. D

$$I. \quad n = \frac{1,87 \text{ g}}{84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,022 \text{ mol } NaHCO_3$$

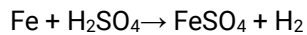
$$II. \quad 1 \text{ mol } NaHCO_3 \text{ ----- } 1 \text{ mol } CO_2$$

$$n_{CO_2} = 0,022 \text{ mol } CO_2$$

$$III. \quad PV = nRT$$

$$2 \quad x \quad V = 0,022 \times 0,082 \times 273 \quad V = 0,4925 \text{ L} \quad V = 493 \text{ mL}$$

4. E



$$1 \cdot 56 \text{ g de Fe(s)} \quad \text{---} \quad 1 \cdot 22,4 \text{ L de H}_2\text{(g)}$$

$$448000 \text{ g de Fe(s)} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = \frac{448000 \cdot 1 \cdot 22,4}{1 \cdot 56} \rightarrow x = 179200 \text{ L de H}_2\text{(g)}$$

5. C

$$\text{Sabe-se que } n = \frac{P}{RT} V \rightarrow n \sim V$$

Então,

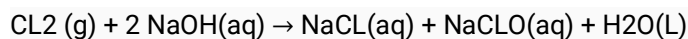
$$1 \text{ mol CO} \quad \text{---} \quad \frac{1}{2} \text{ mol O}_2$$

$$1 \text{ L CO} \quad \text{---} \quad \frac{1}{2} \text{ L O}_2$$

$$1120 \text{ L CO} \quad \text{---} \quad v$$

$$\text{Logo, } V = 560 \text{ L O}_2$$

6. D



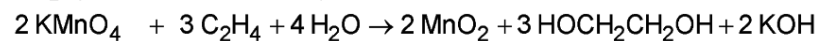
$$2.40 \text{ g NaOH} \quad \text{---} \quad 1.74,5 \text{ g NaClO}$$

$$X \quad \text{---} \quad 149 \text{ kg de NaClO}$$

$$X = 160 \text{ kg de NaOH}$$

7. C

$$M_{\text{C}_2\text{H}_4} = 28 \text{ g/mol}; M_{\text{KMnO}_4} = 158 \text{ g/mol}$$



$$2 \times 158 \text{ g} \quad \text{---} \quad 3 \times 28 \text{ g}$$

$$m_{\text{KMnO}_4} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mg}$$

$$m_{\text{KMnO}_4} = \frac{2 \times 158 \text{ g} \times 1 \text{ mg}}{3 \times 28 \text{ g}}$$

$$m_{\text{KMnO}_4} = 3,7619046 \text{ mg} \Rightarrow m_{\text{KMnO}_4} \approx 3,8 \text{ mg}$$

8. D

$$\text{I. } 1 \text{ h} \quad \text{---} \quad 0,88 \text{ mol CO}_2$$

$$0,5 \text{ h} \quad \text{---} \quad n$$

$$n = 0,44 \text{ mol CO}_2$$

$$\text{II. } 1 \text{ mol BaCO}_3 \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol CO}_2$$

$$n_{\text{BaCO}_3} = 0,44 \text{ mol CO}_2 = 0,44 \text{ mol BaCO}_3$$

$$\text{III. } \text{MM}(\text{BaCO}_3) = 197 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{BaCO}_3} = 0,44 \times 197 = 86,68 \sim 86,7 \text{ g}$$

9. B

Cálculo da massa de hidróxido de alumínio presente em 6,5 mL do medicamento:

$$1 \text{ mL} \text{-----} 0,06\text{g}$$

$$6,50\text{mL} \text{-----} m$$

$$m = 0,39\text{g}$$

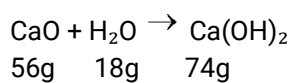
Cálculo da massa de ácido clorídrico necessária para neutralizar 0,39g da base.

$$x \text{ HCl} \text{-----} 0,039 \text{ } 0,39\text{g Al(OH)}_3$$

$$3.36,5\text{gHCl} \text{-----} 78\text{g Al(OH)}_3$$

$$x \sim 0,55 \text{ g}$$

10. A



$$15\text{g} \text{---} 100\%$$

$$x\text{g} \text{---} 60\%$$

$$x = 9\text{g}$$

$$56\text{g de CaO} \text{---} 74\text{g de Ca(OH)}_2$$

$$9\text{g de CaO} \text{---} x\text{g}$$

$$x = 11,9\text{g}$$