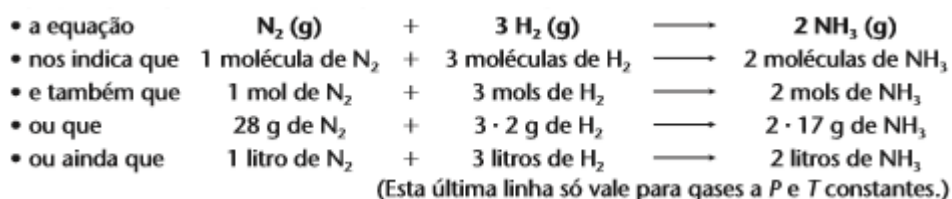


## Estequiometria simples

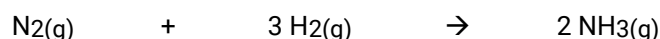
### Resumo

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:

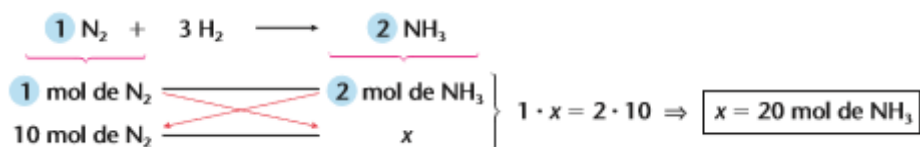


De acordo com as leis das reações, as proporções acima são constantes, e isso permite que eu monte uma regra de três para calcular as quantidades envolvidas numa reação genérica. Por exemplo:



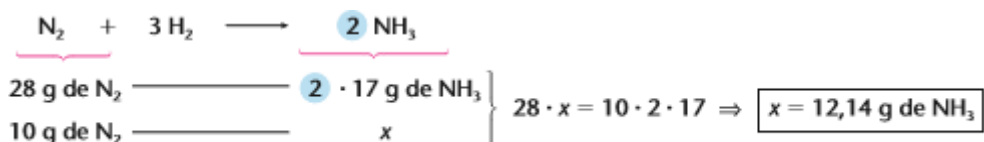
1 mol de  $\text{N}_2$  reage com 3 mol de  $\text{H}_2$  produzindo 2 mol de  $\text{NH}_3$

Sendo assim, caso eu queira saber quantos mol de amônia eu produzo com 10 mol de  $\text{N}_2$  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  $\text{N}_2$  produzem 2 mol de  $\text{NH}_3$  eu posso chegar a conclusão que com 10 mol de  $\text{N}_2$  eu produzo 20 mol de  $\text{NH}_3$ .

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



Como 1 mol de  $N_2$  equivale a 28g e produzem 34g de  $NH_3$ , com uma regra de três simples consigo descobrir quanto de  $NH_3$  eu consigo produzir utilizando apenas 10g de  $N_2$ .

Resumindo:

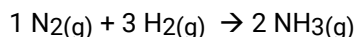
- I. Escrever a equação química mencionada no problema.
- II. Balancear ou acertar os coeficientes dessa equação (lembre-se de que os coeficientes indicam a proporção em mols existente entre os participantes da reação).
- III. Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo 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 ( $NH_3$ ) obtida a partir de 3,5 g de nitrogênio gasoso( $N_2$ ) (massas atômicas: N = 14; H = 1).

Resolução:



$$1 \text{ mol de } N_2 = 28g$$

$$2 \text{ mol de } NH_3 = 2 \times 17g(14+3) = 34g, \text{ logo...}$$

$$28g \text{ de } N_2 \text{ ————— } 34g \text{ de } NH_3$$

$$3,5g \text{ de } N_2 \text{ ————— } X \text{ de } NH_3$$

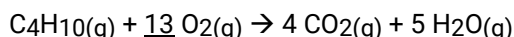
$$X = 4,25g \text{ de } NH_3$$

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:



2

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  $C_4H_{10}$  ——— 4 x 22,4L de  $CO_2$

290g de  $C_4H_{10}$  ——— X

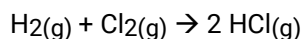
X = 448L de  $CO_2$  (Nas CNTP)

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( $H_2$ ), 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  $H_2$  ——— produz ——— 2 volumes de  $HCl$

1L de  $H_2$  ——— 2L de  $HCl$

15 de  $H_2$  ——— V de  $HCl$

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

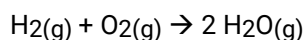
O cálculo estequiométrico entre volumes de gases é um cálculo simples e direto, desde que os gases(reagente e produto) estejam nas mesmas condições de pressão e temperatura.

### 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  $O_2$  ——— 2 x 18g de  $H_2O$

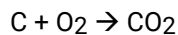
X mol de  $O_2$  ——— 0,45g de  $H_2O$

X = 0,0125 mol de  $O_2$  ou  $1,25 \times 10^2$  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  $\text{CO}_2$

4,8g de C ——— X moléculas de  $\text{CO}_2$

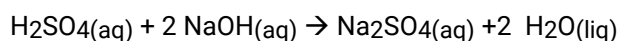
X =  $2,4 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$

**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( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



98g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ——— 142g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

X de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ——— 28,4g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

X = 196g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Para a massa do Hidróxido de sódio( $\text{NaOH}$ ):

2 x 40g de  $\text{NaOH}$  ——— 142g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Y de  $\text{NaOH}$  ——— 28,4g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

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

---

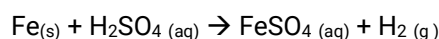
Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

## Exercícios

1. Dada a reação não balanceada  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ , é correto afirmar-se que a massa de água produzida na queima de 40 kg de hidrogênio e a massa de oxigênio consumidos na reação são, respectivamente,

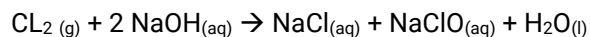
Dados:  ${}^1_1\text{H}$ ;  ${}^{16}_8\text{O}$

- a) 320 kg e 360 kg.
  - b) 360 kg e 320 kg.
  - c) 360 kg e 80 kg.
  - d) 320 kg e 80 kg.
  - e) 160 kg e 80 kg.
2. 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
3. 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:



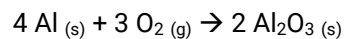
A massa de soda cáustica,  $\text{NaOH}_{(aq)}$ , necessária para obter 149 kg de hipoclorito de sódio,  $\text{NaClO}_{(aq)}$ , é: Dados: H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u; CL = 35,5 u

- a) 40 kg
- b) 80 kg
- c) 120 kg
- d) 160 kg
- e) 200 kg

4. O carbonato de cálcio é um calcário usado como matéria-prima na obtenção da cal, de acordo com a reação  $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ . A massa de cal produzida na calcinação de 200 kg de carbonato é:

a) 112 kg  
b) 56 kg  
c) 28 kg  
d) 100 kg  
e) 200 kg

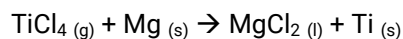
5. O alumínio (Al) reage com o oxigênio ( $\text{O}_2$ ) de acordo com a equação química balanceada a seguir:



A massa, em gramas, de óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) produzida pela reação de 9,0 g de alumínio com excesso de oxigênio é:

a) 17  
b) 34  
c) 8,5  
d) 9,0  
e) 27

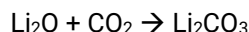
6. Acompanhando a evolução dos transportes aéreos, as modernas caixas-pretas registram centenas de parâmetros a cada segundo, constituindo recurso fundamental na determinação das causas de acidentes aeronáuticos. Esses equipamentos devem suportar ações destrutivas e o titânio, metal duro e resistente, 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  $\text{TiCl}_4 (\text{g})$ . 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

7. Numa estação espacial, emprega-se óxido de lítio para remover o  $\text{CO}_2$  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  $\text{Li}_2\text{O}$ , o volume máximo de  $\text{CO}_2$ , medido nas CNPT, que cada uma delas pode absorver, é:

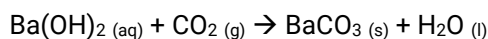
- a) 1.800 L
  - b) 1.344 L
  - c) 1.120 L
  - d) 980 L
  - e) 672 L
8. Antiácido estomacal, preparado à base de bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ), reduz a acidez estomacal provocada pelo excesso de ácido clorídrico segundo a reação:



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

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

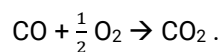
- a) 900 mL
  - b) 778 mL
  - c) 645 mL
  - d) 493 mL
  - e) 224 mL
9. Um ser humano adulto sedentário libera, ao respirar, em média, 0,880 mol de  $\text{CO}_2$  por hora. A massa de  $\text{CO}_2$  pode ser calculada, medindo-se a quantidade de  $\text{BaCO}_3$  (s), produzida pela reação:



Suponha que a liberação de  $\text{CO}_2$  (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  $\text{CO}_2$  (g), produzido durante 30 minutos, é aproximadamente:

- a) 197 g
- b) 173 g
- c) 112 g
- d) 86,7 g
- e) 0,440 g

10. 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 1.120 L de CO (medido nas CNPT), o volume de O<sub>2</sub> (medido nas CNPT) necessário para converter todo o CO em CO<sub>2</sub> é, em litros, igual a:

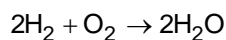
- a) 2.240
- b) 1.120
- c) 560
- d) 448
- e) 336



Gabarito

---

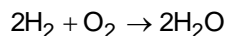
1. B



$$4\text{g} \text{ ————— } 36\text{g}$$

$$40\text{ kg} \text{ ————— } x$$

$$x = 360\text{ kg de água}$$

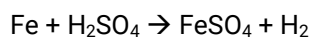


$$4\text{ g} \text{ ————— } 32\text{ g}$$

$$40\text{ kg} \text{ ————— } y$$

$$y = 320\text{ kg}$$

2. E

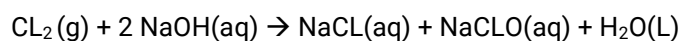


$$1 \cdot 56\text{ g de Fe(s)} \text{ ————— } 1 \cdot 22,4\text{ L de H}_2\text{(g)}$$

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

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

3. D



$$2 \cdot 40\text{ g de NaOH(aq)} \text{ ————— } 1 \cdot 74,5\text{ g de NaClO(aq)}$$

$$x \text{ ————— } 149\text{ kg de NaClO(aq)}$$

$$x = \frac{149 \cdot 2 \cdot 40}{1 \cdot 74,5} \rightarrow x = 160\text{ kg de NaOH(aq)}$$

4. A



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

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

$$200\text{ kg} \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{200 \cdot 56}{100} \rightarrow x = 112\text{ kg de CaO(s)}$$

5. A

$$\text{MM(Al}_2\text{O}_3) = 102\text{g/mol}$$

$$4 \times 27\text{ g Al} \text{ ————— } 2 \times 102\text{ g Al}_2\text{O}_3$$

$$9\text{ g Al} \text{ ————— } m$$

$$m = \frac{9 \times 2 \times 102}{4 \times 27}$$

$$m = 17\text{ g Al}_2\text{O}_3$$

6. B

$$MM(\text{TiCl}_4) = 47,9 + 4 \times 35,5 = 189,9 \text{ g/mol}$$

$$189,9 \text{ g TiCl}_4 \text{ ----- } 47,9 \text{ g Ti}$$

$$9,5 \text{ g TiCl}_4 \text{ ----- } m$$

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

7. B

$$\text{I. } MM(\text{Li}_2\text{O}) = 2 \times 7 + 16 = 30 \text{ g/mol}$$

$$\text{II. } n = \frac{1,8 \cdot 10^3 \text{ g}}{30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 60 \text{ mol Li}_2\text{O}$$

$$\text{III. } 1 \text{ mol CO}_2 \text{ ----- } 1 \text{ mol Li}_2\text{O} \rightarrow n_{\text{CO}_2} = 60 \text{ mol}$$

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

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

8. D

$$\text{I. } n = \frac{1,87 \text{ g}}{84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,022 \text{ mol NaHCO}_3$$

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

$$n_{\text{CO}_2} = 0,022 \text{ mol CO}_2$$

$$\text{III. } PV = nRT$$

$$1 \times V = 0,022 \times 0,082 \times 273 \rightarrow V = 0,4925 \text{ L} \rightarrow V = 493 \text{ mL}$$

9. D

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

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

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

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

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

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

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

10. C

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

Então,

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

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

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

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