

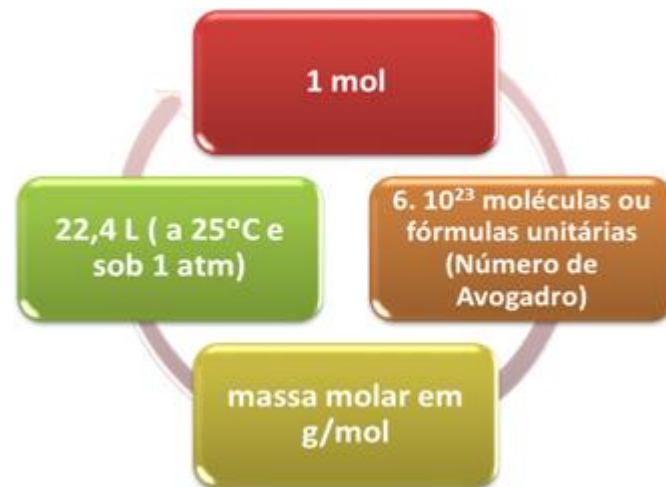
Estequiometria

É o cálculo que permite relacionar quantidades de reagentes e produtos, que participam de uma reação química com o auxílio das equações químicas correspondentes.

Escrever a equação química

Balancear os coeficientes da reação

Estabelecer uma regra de três, relacionando os dados pedidos no problema.



Procedimentos para cálculos estequiométricos

Passo 1: Escrever a equação química com as substâncias envolvidas.

Passo 2: Fazer o **balanceamento** da equação química. Para isso, é preciso ajustar os coeficientes para que reagentes e produtos contenham a mesma quantidade de átomos, segundo as Leis Ponderais (Lei de Proust e Lei de Lavoisier)

Passo 3: Escrever os valores das substâncias seguindo os dados do problema e identificar o que se pede?

Passo 4: Estabelecer a relação existente entre os números de moles, massa (gramas), volume. De acordo com os valores a seguir:

1 MOL
corresponde a

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas
(segundo a Constante de Avogadro)

Massa Molar (gramas)

Volume = 22,4L (CNTP)

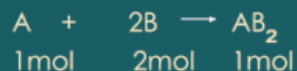
Passo 5: Fazer uma regra de três simples para calcular os valores que se quer.

Passo a passo:

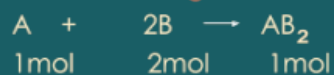
1. Escrever a equação balanceada:



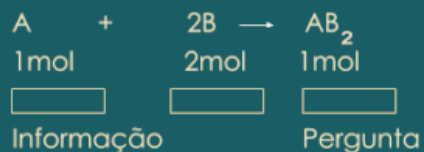
2. Escrever a proporção em Mol:



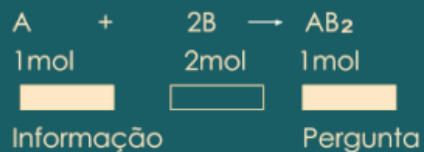
3. Arrumar as grandezas:



4. Anotar as informações e perguntas do problema;



5. Preencher o espaço (mesma grandeza):



6. Resolver a proporção.

1 mol

$6,2 \times 10^{23}$ moléculas

Massa molar
(gramas)

Volume = 22,4L
(CNTP)

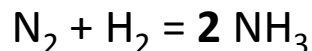
Exemplo

Quantos moles do gás hidrogênio são necessários para a formação de amônia (NH_3), sabendo que a quantidade do gás nitrogênio é de 4 moles?

Passo 1: $\text{N}_2 + \text{H}_2 = \text{NH}_3$

Passo 2: na equação as quantidades de átomos não estão equilibradas. Há 2 átomos de nitrogênio e 2 de hidrogênio nos reagentes, enquanto que no produto há 1 átomo de N e 3 de hidrogênio.

Começando pelo nitrogênio, acertamos o coeficiente no produto:



O nitrogênio ficou equilibrado nos dois lados, mas o hidrogênio não.

$\text{N}_2 + \mathbf{3} \text{H}_2 = 2\text{NH}_3$. Agora sim!

Passo 3: Valor dado pelo exercício:

4 moles de N_2

Valor pedido pelo exercício: **quantos moles de H_2** ? Escrevemos:

x moles de H_2

Passo 4: Estabelecer as relações correspondentes quando necessário. Nesse exemplo não há necessidade, porque é de mol com mol.

Na reação equilibrada acima, observa-se que a relação é de **1 mol de N_2** que reage com **3 moles de H_2** .

Passo 5: Fazer a regra de três.

Coloque sempre os valores de uma substância sobre ela mesma ao montar a regra de três, quer dizer, no exemplo, nitrogênio sobre nitrogênio e hidrogênio sobre hidrogênio, como se vê abaixo:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de } \text{N}_2 & \text{---} & 3 \text{ moles de } \text{H}_2 \\ 4 \text{ moles de } \text{N}_2 & \text{---} & x \text{ moles de } \text{H}_2 \end{array}$$

$$x \text{ moles de } \text{H}_2 = \frac{3 \text{ moles de } \text{H}_2 \cdot 4 \text{ moles de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \text{N}_2}$$

$$x \text{ moles de } \text{H}_2 = 12 \text{ moles de } \text{H}_2$$

Relações possíveis No exemplo anterior



<i>1 mol de N₂</i>	<i>3 mols de H₂</i>	<i>2 mols de NH₃</i>
<i>28 gramas</i>	<i>6 gramas</i>	<i>34 gramas</i>
<i>6,02 x 10²³ Moléculas</i>	<i>18,06 x 10²³ Moléculas</i>	<i>12,04 x 10²³ Moléculas</i>
<i>22,4 L (nas CNTP)</i>	<i>67,2 L (nas CNTP)</i>	<i>44,8 L (nas CNTP)</i>
<i>1 Volume</i>	<i>3 Volumes</i>	<i>2 Volumes</i>

Pureza

Se refere a quanto do reagente realmente é capaz de reagir para formar determinado produto. Por exemplo, se dizemos que a massa de um reagente é **100 g**, porém temos a informação de que o mesmo é **90% puro**, devemos considerar que apenas **90g** irão reagir e conseqüentemente ser levadas em conta para fins de cálculo o restante é impureza.

$$\text{Grau de pureza(\%)} = \frac{\text{massa pura}}{\text{massa da amostra}} \times 100$$

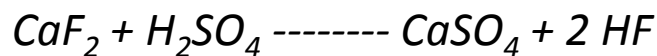
Ou

Massa amostra $\longrightarrow$ 100%

Massa pura $\longrightarrow$ x

Sabendo o grau de pureza, é possível determinar qual é a quantidade de reagente que realmente reagirá e quanto de produto será obtido. Veja mais um exemplo:

“(Mackenzi-SP) O HF é obtido a partir da fluorita (CaF₂) segundo a reação equacionada a seguir:



Dados: massa molar(g/mol): Ca=40, F=19, H=1, S=32, O=16.

A massa de HF obtida na reação de 500,0 g de fluorita de 78% de pureza é:

- a) 390,0 g*
- b) 304,2 g*
- c) 100,0 g*
- d) 200,0 g*
- e) 250,0 g.”*

Veja que a proporção estequiométrica entre o hidróxido de magnésia e o cloreto de magnésio é de 1 : 2.

Usando as massas molares, vamos descobrir quanto de HF será produzido a partir de 500 g de CaF_2 puro:

$$\begin{array}{lcl} 1 . 78 \text{ g de } \text{CaF}_2 & \text{-----} & 2 . 20 \text{ g de HF} \\ 500,0 \text{ g de } \text{CaF}_2 & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 256,4 \text{ g de HF}$$

Mas essa seria a quantidade produzida se a amostra de fluorita estivesse pura, ou seja, se fosse 100% constituída de fluoreto de cálcio (CaF_2), mas ela não é. O seu grau de pureza é 78%, por isso temos:

$$\begin{array}{lcl} 256,4 \text{ g de HF} & \text{-----} & 100\% \\ x & \text{-----} & 78\% \end{array}$$

x = 200 g de HF serão produzidos.

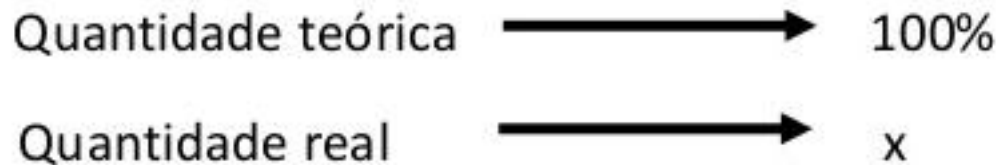
A alternativa correta é a letra “d”.

Rendimento

O rendimento tem relação em especial com o produto. Quando uma reação tem rendimento total significa que toda a quantidade prevista em cálculos será obtida, porém isso na prática geralmente não ocorre devido a resíduos que se formam nas reações. Porém se efetuarmos os cálculos e percebermos que determinada reação formaria em condições ideais **180 gramas** (calculado) e houve na prática um **rendimento de 50%** devemos considerar que temos apenas **90 gramas** de produto.

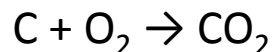
$$\eta = \frac{\text{quantidade real}}{\text{quantidade teórica}} \times 100$$

Ou



Queimando 40 g de carbono puro, com rendimento de 95%, qual será a massa de dióxido de carbono obtida?

Reação:



Considerando um rendimento de 100%, temos:

12g de C ----- 44 g de CO₂

40 g de C ----- x g de CO₂

x = 146,66 g de CO₂

Queimando 40 g de carbono puro é obtido 146,66 g de dióxido de carbono, caso o rendimento da reação seja de 100%. Mas a questão é que o rendimento é de 95%, logo:

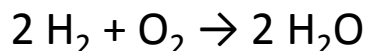
146,66 g de CO₂ ----- 100%

y g de CO₂ ----- 95%

y = 139,32 g de CO₂ é obtido pela queima de carbono puro, numa reação com rendimento de 95%.

Qual será a quantidade de água formada a partir de 15 g de hidrogênio, sabendo que o rendimento da reação é de 80%?

Reação balanceada:



Considerando 100% de rendimento da reação:

4 g de H_2 ----- 36 g de H_2O

15 g de H_2 ----- x g de H_2O

x = 135 g de H_2O

Como o rendimento da reação foi de 80%, temos:

135 g de H_2O ----- 100%

x g de H_2O ----- 80%

x = 108 g de água será formada a partir de 15 g de hidrogênio, se o rendimento da reação for de 80%.

