

Reacções Químicas

Transformação química $\Rightarrow$ Reacção química



Equação química

Escrita de Reacções Químicas



✓ Como se lê: O hidrogénio molecular reage com o oxigénio molecular para dar água.

✓ Acerto da equação: Lei da Conservação da Massa.



Reagente

Produto da reacção

Duas moles de moléculas de hidrogénio reagem com uma mole de moléculas de oxigénio para produzir duas moles de moléculas de H₂O.

✓ Informação adicional:

Estados físicos ➞

g = gasoso

l = líquido

s = sólido

Exemplo:



Reacções Ácido-Base

Propriedades

Ácidos

-  Sabor azedo.
-  Causam mudanças de cor nos corantes vegetais.
-  Reagem com certos metais para produzir hidrogénio gasoso.



 Reagem com carbonatos e bicarbonatos para produzir dióxido de carbono gasoso.



 Soluções aquosas de ácidos conduzem electricidade.

Bases

-  Sabor amargo.
-  Escorregadias ao tacto. **Exemplo: sabão.**
-  Causam mudança de cor nos corantes vegetais.
-  Soluções aquosas de bases conduzem electricidade.

Ácidos e Bases de Brønsted

Ácido ➡ Dador de protões.

Base ➡ Aceitante de protões.

Exemplo:

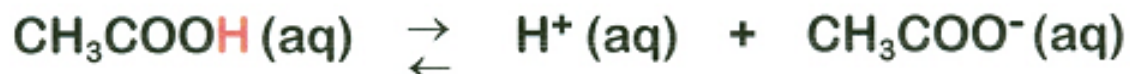
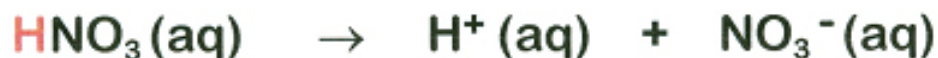


Como os protões estão hidratados em solução tem-se:

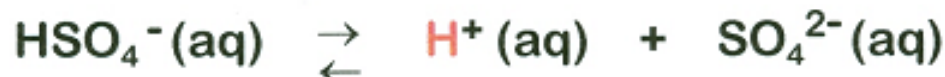
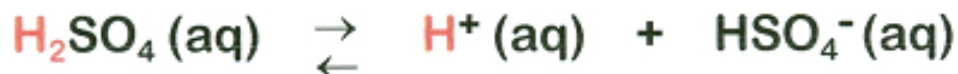


lão hidrónio

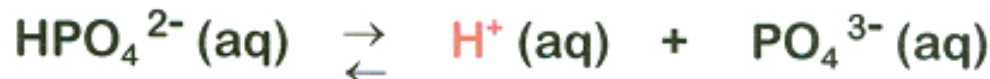
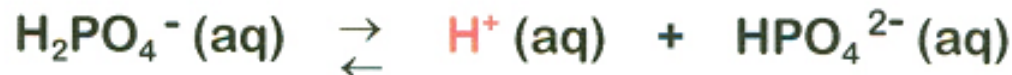
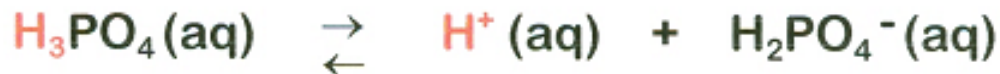
Ácidos monopróticos



Ácidos dipróticos



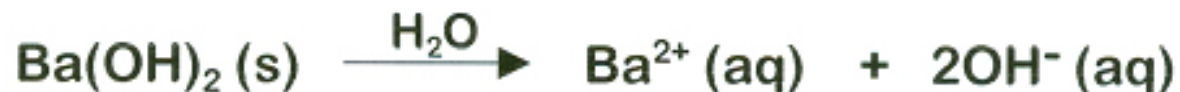
Ácidos tripróticos



Bases fortes



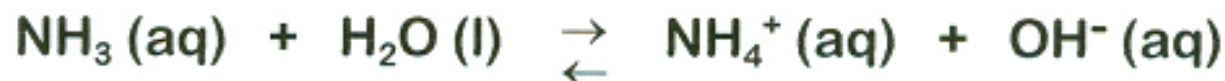
Electrólitos fortes



Bases fracas



Electrólitos fracos



Neutralização Ácido-Base

Reacção ácido - base $\Rightarrow$ reacção de neutralização



Composto iónico

A^- : anião
 B^+ : catião

Exemplo:



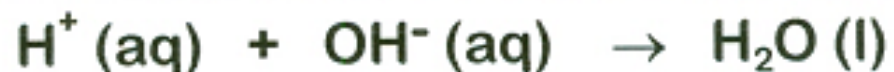


Equação iónica:



(o ácido e a base são electrólitos fortes)

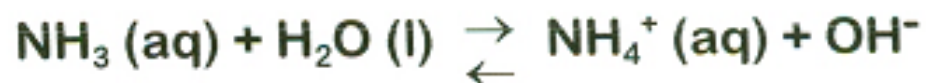
Equação iónica efectiva:



(Na^+ e Cl^- são iões espectadores)

Outras reacções de neutralização:

Equações moleculares



Reacções de Oxidação-Redução

Reacções **ácido-base** ➡ Processos de transferência de protões

Reacções de **oxidação-redução** ➡ Transferência de electrões

Exemplos:

- ❑ Combustão de combustíveis fósseis.
- ❑ Acção das líxivias domésticas.
- ❑ Produção de elementos metálicos e não-metálicos a partir dos minerais respectivos.

Reacção de oxidação-redução (redox):



Semi-reacção de oxidação:



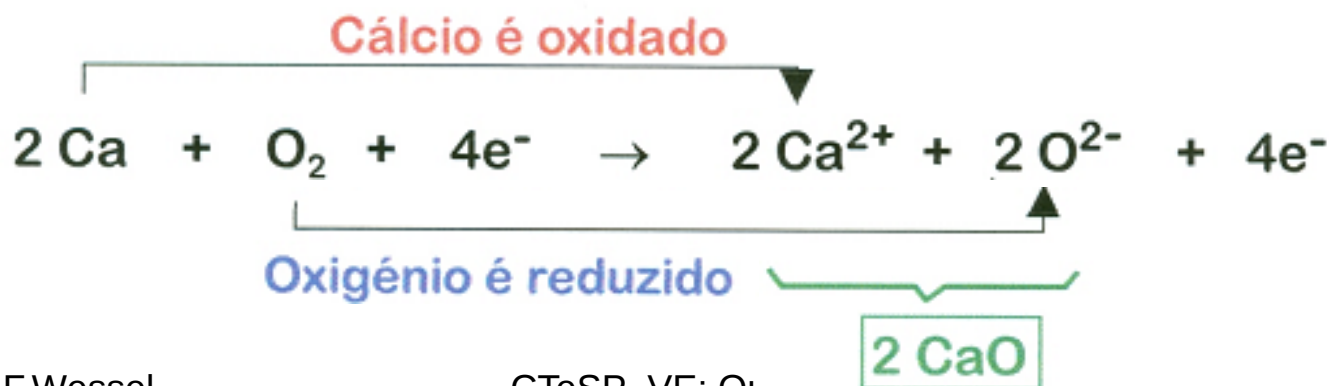
Perda de electrões

Semi-reacção de redução:



Ganho de electrões

Somatório destas duas reacções dá a reacção global:





Eliminando os electrões e representando o composto iónico por CaO tem-se:



Agente redutor (cálcio)

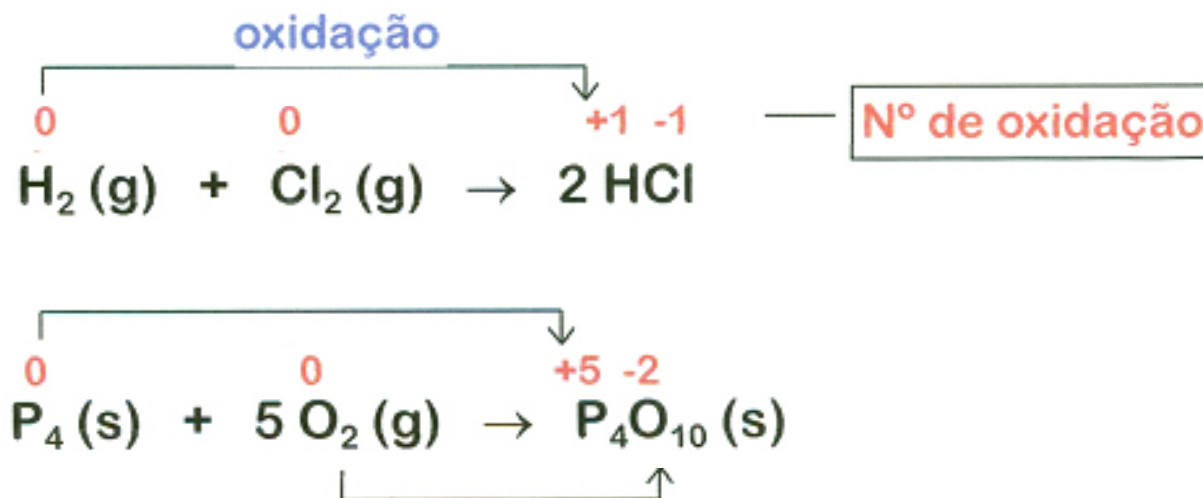
Substância que pode doar electrões a outra substância causando a redução.

Agente oxidante (oxigénio)

Substância que pode aceitar electrões de outra substância causando a sua oxidação.

Número de Oxidação

Número de cargas que um átomo teria numa molécula (ou composto iónico) se os electrões fossem completamente transferidos na direcção indicada pela diferença de electronegatividade¹⁷



Somatório dos números de oxidação em P_4O_{10}

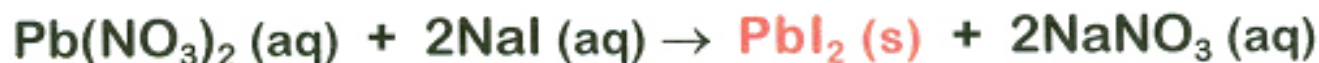
$$4 \times (+5) + 10 \times (-2) = 0$$

¹⁷ O HCl e o P_4O_{10} não são compostos iónicos (tal como o CaO), mas sim moleculares. Assim, não ocorre transferência de electrões na formação destes compostos, como acontece com o CaO. No entanto, os químicos acham conveniente tratar estas reacções como reacções redox porque existem indicações de que há uma transferência parcial de electrões (do H para o Cl em HCl e do P para o O em P_4O_{10}).

Reacções de Precipitação

Formação de um composto insolúvel, ou precipitado.

Equação molecular¹⁹



Precipitado

Precipitado é um sólido insolúvel que se separa da solução.

Equação iónica

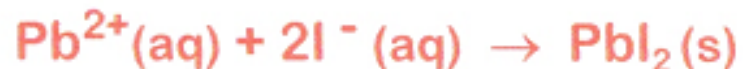


Na^+ e NO_3^- são iões espectadores

¹⁹ A equação molecular deve estar acertada e só depois se passa para a escrita da equação iónica. Nesta os iões espectadores devem ser identificados e eliminados.

Equação iónica efectiva

Indica apenas as espécies iónicas que participam na reacção.



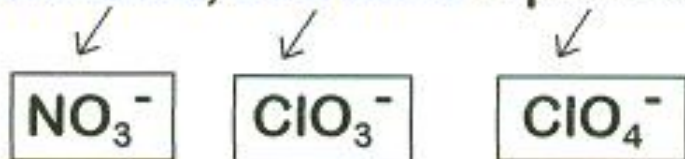
Solubilidade

Quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida numa certa quantidade de solvente a uma dada temperatura.

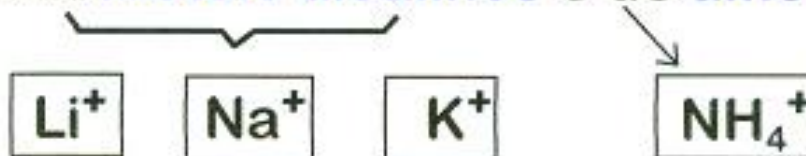
As reacções de precipitação envolvem geralmente compostos iónicos. Estes classificam-se em “solúveis”, “pouco solúveis” ou “insolúveis”.

Sais solúveis

✎ Nitratos, cloratos e percloratos.



✎ Sais dos metais alcalinos e de amônio.

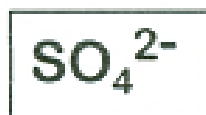


✎ Cloretos, brometos e iodetos;



com exceção dos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}

✎ Sulfatos;



com exceção dos de Ca^{2+} , Ag^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} e Pb^{2+} .

Sais insolúveis

✎ A maioria dos **hidróxidos**;



exceção são os dos metais alcalinos e o hidróxido de bário $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$;

o hidróxido de cálcio é pouco solúvel $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$.

✎ **Carbonatos, fosfatos e sulfitos**;



As exceções são os compostos de amónio e de metais alcalinos.

Relações Mássicas



Informação fornecida pela equação

✓ **Reagentes e produtos.**

Etano (C_2H_6) **reage** com oxigénio (O_2)

quando se aplica suficiente calor

para **produzir** dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O) no estado gasoso

✓ **Moléculas de reagentes e de produtos.**

2 moléculas de C_2H_6 precisam de 7 moléculas de O_2

para reagir e produzir

4 moléculas de CO_2 e 6 moléculas de H_2O .

✓ **Moles de reagentes e de produtos.**

2 moles de C_2H_6 precisam de 7 moles de O_2

para reagir e produzir

4 moles de CO_2 e 6 moles de H_2O .

✓ **Massas relativas de reagentes e produtos.**

60 g de C₂H₆

$$\left(\cancel{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times \frac{30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6}{\cancel{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}} = 60,0 \text{ g C}_2\text{H}_6 \right)$$

e **224 g de O₂**

$$\left(\cancel{7 \text{ mol O}_2} \times \frac{32,0 \text{ g O}_2}{\cancel{1 \text{ mol O}_2}} = 224 \text{ g O}_2 \right)$$

reage e produz **176 g de CO₂**

$$\left(\cancel{4 \text{ mol CO}_2} \times \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{\cancel{1 \text{ mol CO}_2}} = 176 \text{ g CO}_2 \right)$$

e **108 g de H₂O**

$$\left(\cancel{6 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{\cancel{1 \text{ mol H}_2\text{O}}} = 108 \text{ g H}_2\text{O} \right)$$

Lei da Conservação da Massa²⁰

Massa dos reagentes ($60,0 \text{ g} + 224 \text{ g} = 284 \text{ g}$)

Massa dos produtos ($176 \text{ g} + 108 \text{ g} = 284 \text{ g}$)

✓ Volume de gases.

2 volumes de C_2H_6 precisam de 7 volumes de O_2

para reagir e produzir

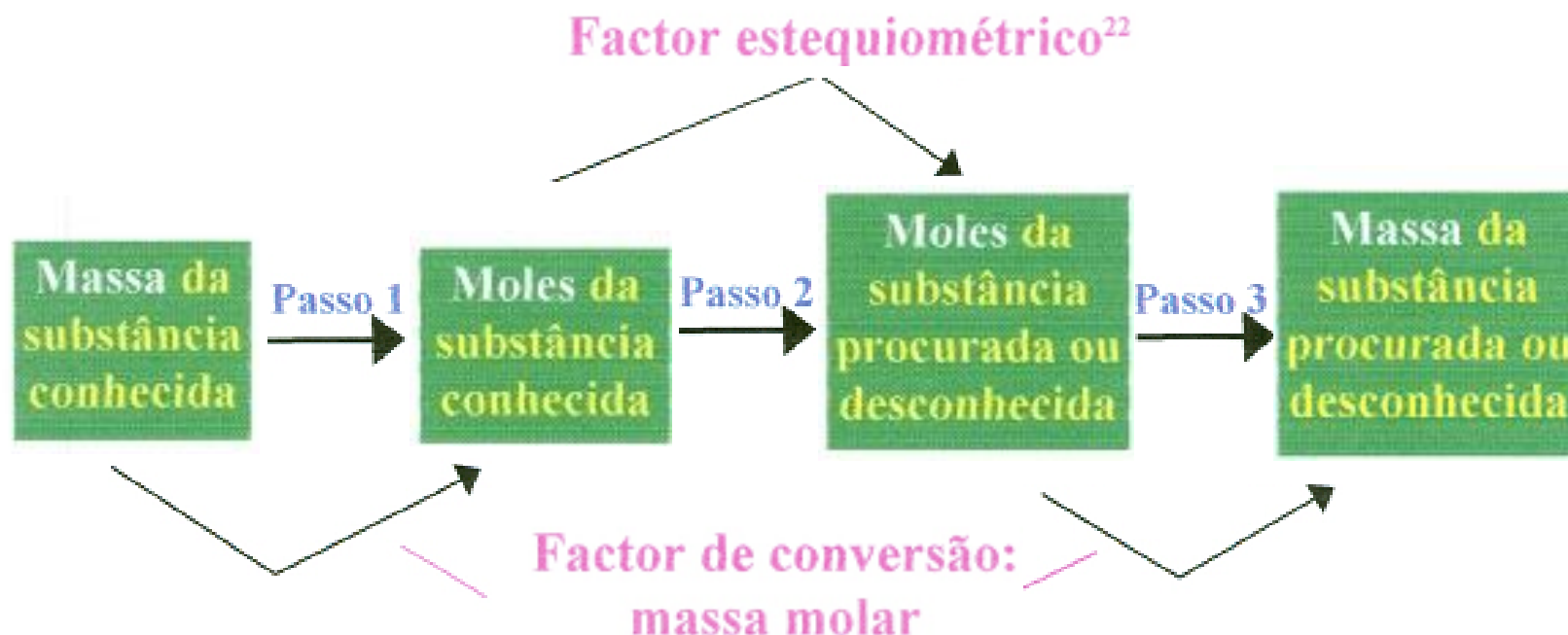
4 volumes de CO_2 e 6 volumes de H_2O ²¹.

²⁰ Lei da conservação da massa (formulação do físico Lavoisier) - a matéria não pode ser nem criada nem destruída.

²¹ Se todos os volumes são medidos como gases à mesma temperatura e pressão.

Método da Mole

Coeficientes estequiométricos numa reacção química podem ser interpretados como o n° de moles de cada substância.

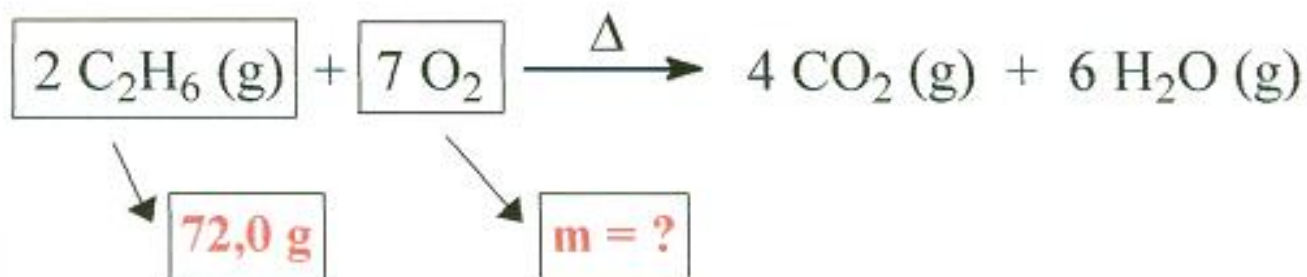


²² Relaciona a quantidade de duas substâncias envolvidas numa reacção química, numa base molar

Problemas estequiométricos

Massa - Massa

EXEMPLO 1



Solução

Passo 1

Calcular o nº de moles da substância conhecida ➡ C_2H_6

Massa molar (C_2H_6) = 30,0 g / mol

$$72,0 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30,0 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6}} = \boxed{\frac{72,0}{30,0} \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6}$$

Passo 2

Calcular o nº de moles da substância procurada ➡ O_2

Pela equação acertada temos:



$$\frac{72,0}{30,0} \cancel{\text{mol de } C_2H_6} \times \frac{7 \text{ mol } O_2}{2 \cancel{\text{mol } C_2H_6}} = \frac{72,0}{30,0} \times \frac{7}{2} \text{ mol de } O_2$$

Passo 3

Calcular a massa de O_2 necessária para queimar 72,0 g de C_2H_6 .

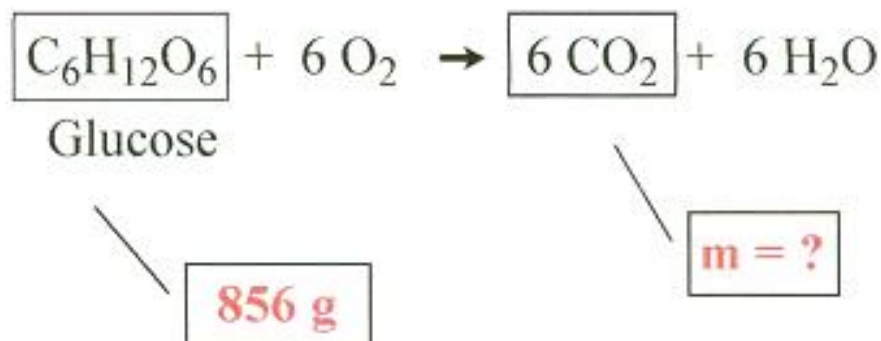
Massa molar de $(O_2) = 32,0 \text{ g / mol}$

$$\frac{72,0}{30,0} \times \frac{7}{2} \cancel{\text{mol de } O_2} \times \frac{32,0 \text{ g } O_2}{1 \cancel{\text{mol } O_2}} = 268,9 \text{ g} = 269 \text{ g } O_2$$

3 algarismos significativos

EXEMPLO 2

Os alimentos que comemos são degradados, ou digeridos no nosso organismo para fornecer energia para o crescimento e funções vitais.

**Solução**

A equação acertada é fornecida.

Passo 1

Calcular o nº de moles da substância conhecida ➡ $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Massa molar ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) = 180,2 g / mol

$$856 \text{ g } \cancel{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,2 \text{ g } \cancel{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}} = 4,75 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Passo 2

Calcular o nº de moles da substância procurada ➡ CO_2

Pela equação acertada temos:



$$4,75 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 28,5 \text{ mol CO}_2$$

Passo 3

Calcular a massa de CO_2 produzida.

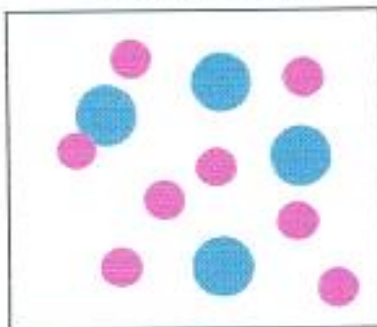
Massa molar de $(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g / mol}$

$$28,5 \text{ mol de CO}_2 \times \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,25 \times 10^3 \text{ g CO}_2$$

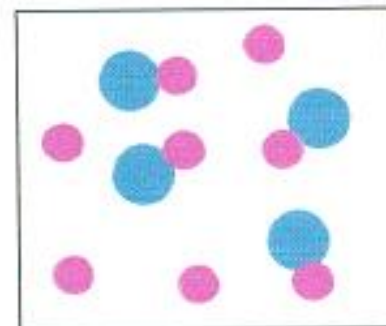


Reagentes Limitantes

Antes do início
da reacção



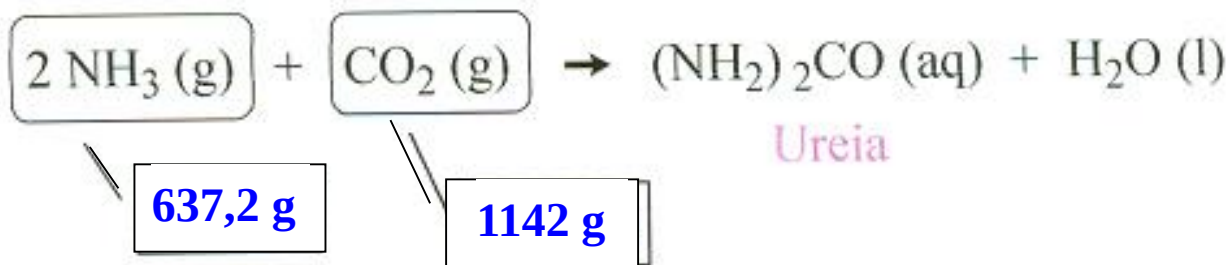
Depois da reacção
estar completa



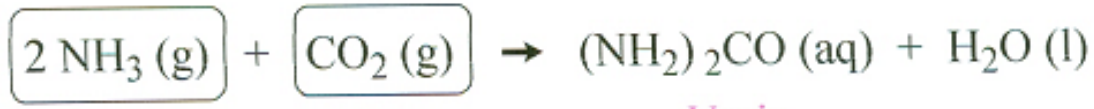
● Reagente limitante

● Reagente em excesso

EXEMPLO 3



Qual o reagente limitante?



1. Calcular o nº de moles de ambos os reagentes

$$\text{NH}_3 \Rightarrow 637,2 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17,03 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} = 37,42 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

$$\text{CO}_2 \Rightarrow 1142 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 25,95 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

2. Calcular o nº de moles de NH_3 necessário para reagir com 25,95 moles de CO_2

Relação estequiométrica:

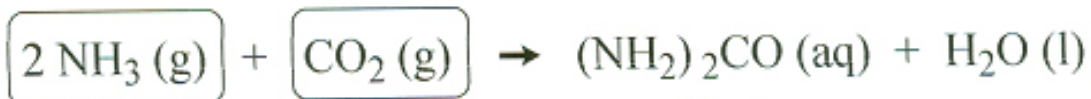


$$25,95 \text{ mol } \text{CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 51,90 \text{ mol } \text{NH}_3$$

Inicialmente: 37,42 mol

Reagente limitante $\Rightarrow \text{NH}_3$

Qual a massa formada de ureia ?



Reagente limitante determina a quantidade de ureia produzida.

$$37,42 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} \times \frac{60,6 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} = 1134 \text{ g de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

Qual é a massa de reagente em excesso ?

Reagente em excesso $\Rightarrow$ CO_2

Moles = ?

$$25,95 \text{ mol } \text{CO}_2 - 37,42 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{2 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} = 7,24 \text{ mol } \text{CO}_2$$

Massa = ?

$$7,24 \text{ mol } \text{CO}_2 \times \frac{44,01 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 319 \text{ g de } \text{CO}_2$$



Rendimentos das Reacções

$$\% \text{ rendimento}^{23} = \frac{\text{conversão}}{\text{conversão máxima}}$$

EXEMPLO 4



20,2 g

13,2 g

Qual a quantidade de CaCl_2 que pode ser produzida ?

²³ A conversão é a quantidade de produto de reacção que se consegue experimentalmente isolar do meio reaccional e que está relacionada com a quantidade de reagente limitante presente. A conversão máxima é a quantidade de produto que se espera obter pela reacção acertada quando todo o reagente limitante é consumido.

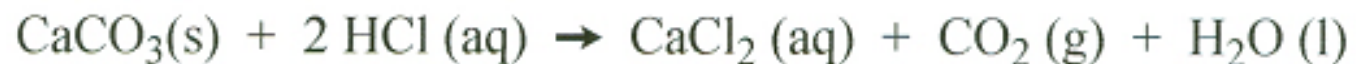
1. Calcular o nº de moles de ambos os reagentes.

$$\text{CaCO}_3 \Rightarrow 20,2 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{100,1 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 0,202 \text{ mol } \text{CaCO}_3$$

$$\text{HCl} \Rightarrow 13,2 \text{ g } \cancel{\text{HCl}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{HCl}}{36,5 \text{ g } \cancel{\text{HCl}}} = 0,362 \text{ mol } \text{HCl}$$

Qual das duas substâncias é o reagente limitante?

2. Calcular o nº de moles de CaCO_3 necessário para reagir com 0,362 moles de HCl



1 mol $\text{CaCO}_3 < >$ 2 mol HCl

$$0,362 \text{ mol } \cancel{\text{HCl}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{2 \text{ mol } \cancel{\text{HCl}}} = 0,181 \text{ mol } \text{CaCO}_3^{24}$$

Presente: 0,202 mol

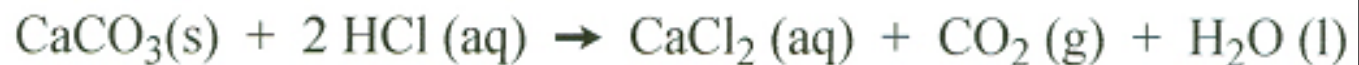
Reagente em excesso $\Rightarrow$ CaCO_3

Reagente limitante $\Rightarrow$ HCl

²⁴ Visto estarem presentes 0,202 mol de CaCO_3 , mais do que o necessário (0,181 mol) para reagir com a quantidade de HCl disponível, CaCO_3 é o reagente em excesso e HCl o reagente limitante.

Qual a massa formada de CaCl_2 ?

Reagente limitante determina a quantidade de CaCl_2 produzida.



$$0,362 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{111,1 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 20,1 \text{ g de CaCl}_2$$

Qual o rendimento da reacção?

Suponha que se obtém efectivamente

18,3 g de CaCl_2

$$\frac{18,3 \text{ g CaCl}_2}{20,1 \text{ g CaCl}_2} \times 100 = 91,0 \%$$

Qual o nº de moles em excesso ?

Reagente em excesso ➡ **CaCO₃**

O nº de moles de CaCO₃ que se consome na reacção:

$$0,362 \text{ mol } \cancel{\text{HCl}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \cancel{\text{mol HCl}}} = \mathbf{0,181 \text{ mol CaCO}_3}$$



Início

↓

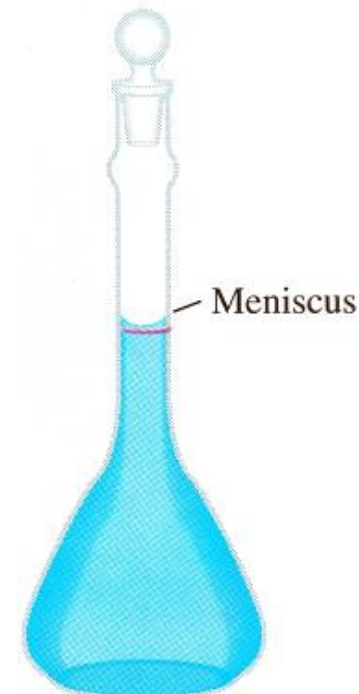
$$(0,202 \text{ mol} - 0,181 \text{ mol}) \text{ CaCO}_3 = \mathbf{0,021 \text{ mol CaCO}_3}$$

Em excesso

Concentração e Diluição de Soluções

Concentração²⁵ = Quantidade de soluto presente numa dada quantidade de solução.

$$\mathbf{M = Molaridade} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solução}}$$



Qual a concentração de uma solução de 500 ml que contém 0,730 moles de glucose ?

$$\text{Molaridade} = \frac{0,730 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 1,46 \text{ mol / L} = 1,46 \text{ M}$$

²⁵ Considera-se que o soluto é um sólido ou um líquido e que o solvente é um líquido.

Ureia e Glucose

Não-Electrólitos

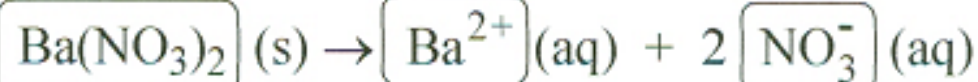
solução 1 M

1 M de moléculas em 1 litro de solução

Nitrato de bário²⁶

Electrólito Forte

solução 1 M



$$[\text{Ba}^{2+}] = 1\text{M}$$

$$[\text{NO}_3^-] = 2\text{M}$$

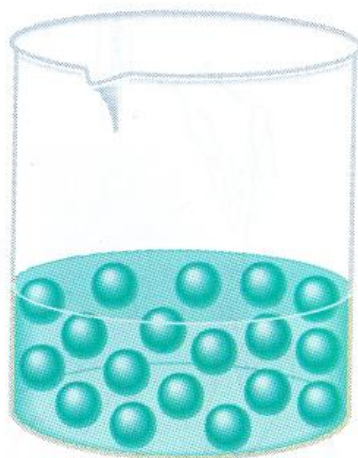
Não existem unidades de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ em solução.

²⁶ Como o nitrato de bário é um electrólito forte, sofre dissociação completa em solução.

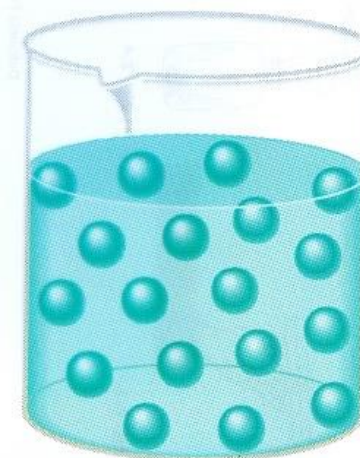
Diluição de soluções

A diluição não altera o nº total de moles de soluto:

Antes da diluição



Depois da diluição



$$\underbrace{\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solução}}}_{\boxed{C}} \times \underbrace{\text{volume da solução (litros)}}_{\boxed{V}} = \text{moles de soluto}$$

$$\boxed{CV} = \text{moles de soluto}$$



$$C_{\text{inicial}} V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} V_{\text{final}}$$

EXEMPLO 5

Como se poderia preparar 500 ml de uma solução 1,75 M HNO_3 , a partir de uma solução de 8,61 M HNO_3 .

Solução

$$C_{\text{inicial}} = 8,61 \text{ M}$$

$$C_{\text{final}} = 1,75 \text{ M}$$

$$V_{\text{inicial}} = ?$$

$$V_{\text{final}} = 5,00 \times 10^2 \text{ ml}$$

Substituindo na equação anterior

$$(8,61 \text{ M}) \times (V_{\text{inicial}}) = (1,75 \text{ M}) \times (5,00 \times 10^2 \text{ ml})$$

$$V_{\text{inicial}} = \frac{(1,75 \text{ M})(5,00 \times 10^2 \text{ ml})}{8,61 \text{ M}}$$

$$V_{\text{inicial}} = 102 \text{ ml}$$