

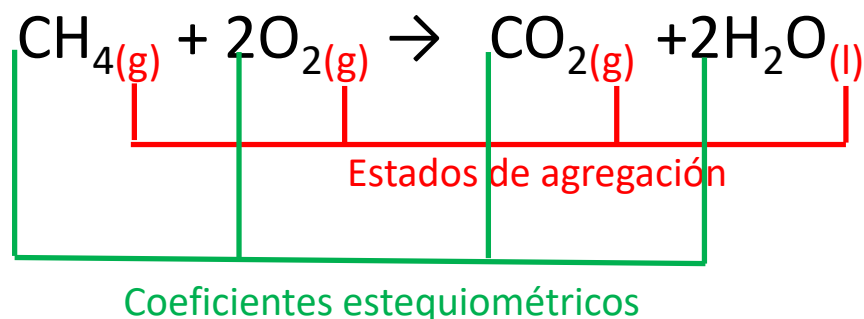
TEMA 3

REACCIÓN QUÍMICA

A REACCIÓN QUÍMICA

Unha **reacción química**, é un proceso onde se produce unha alteración da materia. Pártese dunhas substancias (**reactivos**) e o que se obtén despois do proceso (**productos**) son unhas substancias completamente diferentes ás de partida.

A **ecuación química** é a representación simbólica dunha reacción química mediante fórmulas químicas, escribindo os reactivos á esquerda e os produtos á dereita separados por unha frecha.



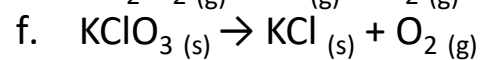
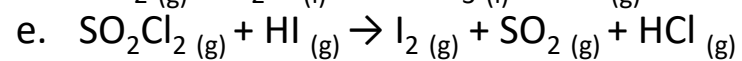
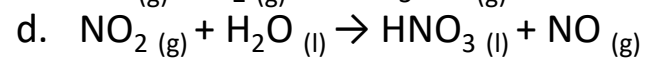
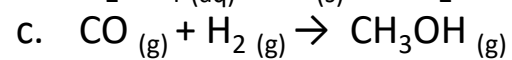
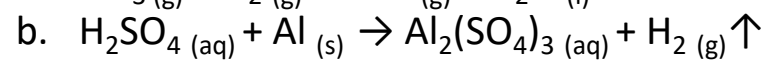
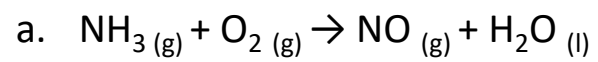
AXUSTE REACCIÓNS QUÍMICAS

Os coeficientes estequiométricos dunha ecuación química mostran a proporción coa que participa cada substancia na reacción.

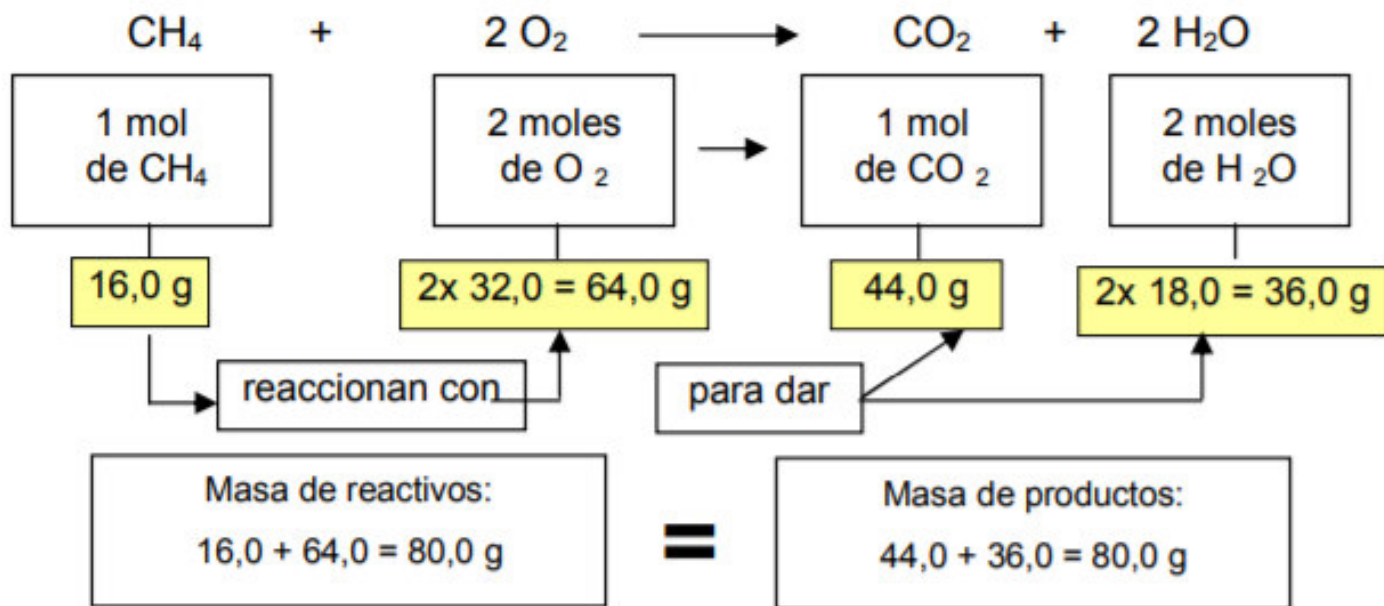
Información que pode incluír unha ecuación química:

- Os estados de agregación.
- Certas reaccións necesitan condicións específicas de presión e temperatura, ou o uso de catalizadores ou disolventes para levarse a cabo. Estas condicións indícanse encima ou abaixo da frecha.
- A presenza da letra grega delta, Δ , encima da frecha indica que o proceso necesita que se quenten os reactivos.
- Se nunha reacción se forma un gas colócase a súa dereita unha frecha cara arriba. $\uparrow$
- Se nunha reacción se forma un precipitado sólido indícase cunha frecha cara abaixo. $\downarrow$

Axusta as seguintes ecuacións:



A REACCIÓN QUÍMICA



Lei de Lavoissier ou de conservación da masa:

“Nunha reacción química a masa consérvase, é dicir, a masa dos reactivos vai ser igual a masa dos produtos”

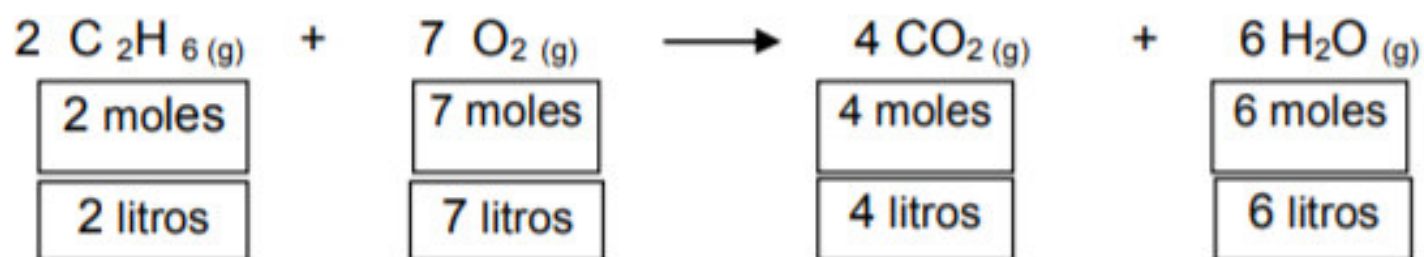
A REACCIÓN QUÍMICA

No caso de que as sustancias sexan gases, e sempre que se midan nas mesmas condicións de presión e temperatura, a relación en moles pódese relacionar en volume.

Hipótese de Avogadro:

“Volumes iguais de gases diferentes nas mesmas condicións de presión e temperatura conteñen o mesmo número de moles”

Se consideramos un gas e o volume se mide a 1 atm e 0 °C (condicións normais), **1 mol ocupa 22,4 L**.



CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Cálculos masa-masa O dato está expresado en gramos e a incógnita que se nos pide tamén está en gramos.
Cantos gramos de dicloruro de manganeso se obteñen cando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico?



$$7,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{126,0 \text{ g de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnCl}_2} = 6,5 \text{ g de MnCl}_2$$

Factor obtido na
ecuación axustada

Cálculos masa-volume O dato está expresado en gramos e a incógnita, por ser un gas, pídesse o volume.
Que volume de cloro se obterá cando reaccionen 7,5 g de ácido clorhídrico?

a) Si se mide en condicións normais.

b) Si se mide a 1,5 atm e 50 °C

$$7,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 1,2 \text{ L de Cl}_2$$

Factor obtido na
ecuación axustada

Relación del volumen de 1 mol de
gas en condiciones normales

$$7,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} = 0,051 \text{ mol de Cl}_2$$

Ecuación dos gases
ideais

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,051 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 323 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ cm}^3$$

Cálculos volume-volume

Si as substancias están en fase gasosa a relación establecida pola ecuación axustada pode considerarse relación en volume, sempre e cando os gases se atopen nas mesmas condicións de presión e temperatura.

Calcular os litros de amoníaco que se obterán cando reaccionen 0,5 L de hidróxeno, se ambos están medidos nas mesmas condicións de presión e temperatura.



$$0,5 \text{ L H}_2 \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L H}_2} = 0,333 \text{ L NH}_3$$

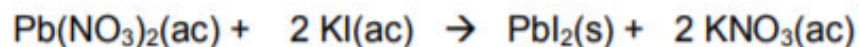
1. Fanse reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcular o volume de hidróxeno que se obtén, medido a 27 °C e 740 mm de Hg. (V = 3,87 L)
2. Ao engadir auga ao carburo de calcio, CaC_2 , prodúcese hidróxido de calcio e acetileno C_2H_2 . Calcula a masa de carburo de calcio que se necesita para obter 4,1 L de acetileno, medidos a 27 °C e 1760 mm de Hg (24,7 g)

Cálculos con rendimento distinto do 100 %

O máis frecuente é que debido a diversas razóns, á hora da realización práctica dunha reacción química as cantidades obtidas sexan distintas das cantidades calculadas teoricamente.

$$R = \frac{\text{cantidade real}}{\text{cantidade teórica}} \cdot 100$$

O nitrato de chumbo (II) reacciona co ioduro de potasio para dar un precipitado amarelo de ioduro de chumbo (II). Cando se fan reaccionar 15,0 g de nitrato obtéñense 18,5 g de ioduro. Cal é o rendimento do proceso?



$$15,0 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 20,9 \text{ g PbI}_2$$

$$R = \frac{18,5}{20,9} \cdot 100 = 88,5 \%$$

1. A combustión completa de 3,00 g de propano (C_3H_8) produciu 1100 mL de dióxido de carbono, medidos en condicións normais. Cal foi o rendimento da reacción? (24,7 %)
2. O ácido sulfúrico pode obterse por oxidación do sulfuro de cinc e posterior tratamento acuoso segundo o seguinte procedo

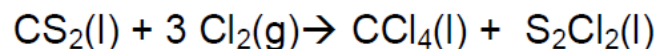


Cun rendimento máximo en ácido do 75 %. Calcular a cantidade de sulfuro (en kg) necesaria para obter unha tonelada de ácido sulfúrico. (1325 kg)

Procesos con reactivo limitante

Á hora de levar a cabo una reacción química pode suceder que un dos reactivos estea en exceso, entón a reacción transcorrerá mentres exista algo do outro reactivo. Unha vez que este se acaba a reacción para, quedando o exceso do outro sen reaccionar. O reactivo que ao agotarse fai que a reacción pare denomínase **reactivo limitante**.

Unha mestura de 100,0 g de disulfuro de carbono e 200,0 g de cloro (gas) pásase a través dun tubo de reacción quente producíndose a reacción:



Calcular a cantidade de S_2Cl_2 que se obterá.

Como dan as cantidades para ambos reactivos, miramos se están en cantidades estequiométricas.

$$100,0 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{CS}_2}{76,2 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2}} = 1,31 \text{ mol } \text{CS}_2$$

$$200,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{71,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2}} = 2,82 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Lendo na reacción 1 mol de CS_2 reacciona con 3 moles de Cl_2 , para reaccionar 1,31 moles de CS_2 necesitaríanse: $1,31 \cdot 3 = 3,93$ moles de Cl_2 . Por tanto como só existen 2,82 moles de Cl_2 .

Reactivo en exceso (non reacciona todo): CS_2 . Reactivo limitante (reacciona todo) Cl_2

Á hora de efectuar os cálculos debe terse en conta que parte do CS_2 quedará sen reaccionar. Polo tanto, debe de usarse o reactivo limitante, ou tamén podería empregarse a parte que reacciona do reactivo en exceso.

$$2,82 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{S}_2\text{Cl}_2}}{3 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}} \frac{135,0 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{S}_2\text{Cl}_2}} = 126,9 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2$$

Reactivos impuros

Se os reactivos que se empregan na reacción non son puros debe terse en conta o dato da pureza e realizar os cálculos só coa parte da mostra que reacciona.

Ao quentar o óxido de mercurio (II) descomponse en osíxeno gas e mercurio metálico. Calcular a cantidade que poderemos obter ao descompoñer 20,5 g dun óxido do 80 % de pureza.



Parte da mostra non
é HgO

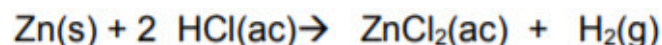
$$20,5 \text{ g de óxido} \times \frac{80 \text{ g de HgO}}{100 \text{ g de óxido}} \times \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,8 \text{ g HgO}} \times \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \times \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 15,2 \text{ g Hg}$$

Factor que convirte os gramos de mostra en gramos de HgO

Determinación da pureza dun reactivo

Baseándonos na cantidade de produtos obtidos (ou de reactivo que reaccionan) pódese establecer a pureza dun reactivo ou o seu contido en determinada substancia (riqueza)

Unha mostra impura de 50,0 g de cinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico. Calcula a porcentaxe de cinc presente na mostra (riqueza).



A cantidade de cinc presente na mostra calcularase a partir do ácido consumido, supoñendo que as impurezas non reaccionan co ácido:

$$53,7 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

O cálculo da pureza redúcese a calcular o tanto por cento

$$\text{Pureza} = \frac{48,1 \text{ g Zn puro}}{50,0 \text{ g mostra}} \cdot 100 = 96,2 \% \text{ Zn}$$

Reactivos en disolución (Molaridade)

Normalmente os reactivos que se empregan atópanse en disolución acuosa, de forma que se dan datos de disolución e non de soluto.

Fanse reaccionar 6,5 g de carbonato de calcio con ácido clorhídrico 1,5 M. Calcular a cantidade de ácido preciso para consumir todo o carbonato.



$$6,5 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{100,1 \text{ g } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,5 \text{ mol HCl}} = 86,7 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Este factor permite transformar moles de HCl (soluto) en volume de disolución. Empregando a definición de molaridade.
1,5 M = 1,5 mol de soluto en 1 litro de disolución

Reactivos en disolución (% en masa)

Outra forma corrente de expresar a concentración dunha disolución é tanto por cento en masa. Si se quere operar cun volume de disolución é preciso, coñecer, ademais, a densidade da disolución.

Fanse reaccionar 4,5 g de cinc con ácido clorhídrico do 35 % en masa e 1,18 g/cm³ de densidade. Calcular o volume de ácido necesario para completar a reacción.



$$4,5 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100,0 \text{ g ácido}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,18 \text{ g ácido}} = 12,2 \text{ cm}^3 \text{ ácido (disolución)}$$

Factor que convirte moles de HCl en gramos de HCl

Empregando a definición de tanto por cento en masa, pódese converter os gramos de HCl (soluto) en gramos de ácido (disolución)

O dato da densidade permite converter gramos (masa) en cm³ (volume de disolución).