

# As reaccións químicas

- 1.-Cambios na natureza: cambios físicos e químicos.
- 2.-As reaccións químicas.
- 3.-Leis fundamentais das reaccións químicas.
- 4.-Ecuacións químicas.
- 5.-Axuste das ecuacións químicas.
- 6.-Cantidade de substancia:número de Avogadro e mol.
- 7.-Masa molar dunha substancia.
- 8.-Calculos estequiométricos.

# Os cambios químicos

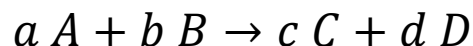
- Como xa vimos en cursos precedentes e ao inicio deste mesmo curso, na natureza producen-se **cambios físicos** e **cambios químicos**.  
<https://www.youtube.com/watch?v=5X76c2bPFOA>
- Un cambio físico é aquel que non produce a aparición de novas substancias. Pola contra, nun cambio químico aparecen substancias que non estaban presentes antes da transformación.
- En suma, nun cambio químico altera-se a natureza da materia. Esta alteración da materia deriva da **reordenación dos átomos** que formaban as substancias iniciais (**reativos**) para dar lugar ás substancias finais (**produtos**).
- Os cambios químicos denomínan-se tamén **reacións químicas**.
- Imos repasar algunhas **reacións químicas** nos seguintes videos:  
<https://youtu.be/HwYGrILJYJk>  
<https://www.youtube.com/watch?v=HKeQOrbNSwl>  
[https://youtu.be/gE\\_ikSL9tKg](https://youtu.be/gE_ikSL9tKg)
- **As reaccións químicas son procesos que:**
  1. Estan acompañadas polo **intercambio de enerxía**.
  2. A maior parte das reaccións químicas son **irreversibeis**, é dicir unha vez que os reativos se combinan para dar lugar aos produtos, estes non se recombinan para volver a dar os reativos. Porén en algunhas si, estas son denominadas **reversibeis**.
  3. Os **estados de agregación** de reativos e produtos non teñen porque ser os mesmos.

# Leis fundamentais das reaccións químicas

As reaccións químicas cumpren tres leis fundamentais:

## **1.-Lei de conservación da masa.**

Segundo esta lei a materia nin se crea nin se destrúe e polo tanto a masa de reativos e produtos é a mesma.



Cumpre-se sempre que:  $m_A + m_B = m_C + m_D$

## **2.-Lei das proporcións definidas.**

Nunha reacción química, a proporción das masas das substancias reaccionantes, reativos e produtos, é constante independentemente das cantidades que reacionen.

Esta proporción recibe o nome de **proporción estequiométrica**.

Por exemplo cando reacionan 10 g de cobre con 5 g de xofre, forman-se 15 g de sulfuro de cobre (II).

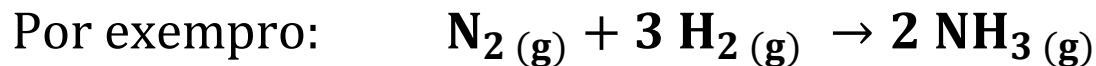
## **3.-Lei das proporcións múltiples.**

Si dous elementos reacionan entre sí formando máis dun composto a proporción entre as cantidades reaccionantes ven dada por números sencillos.

Por exemplo, se reaciona 1 g de carbono con 2,67 g de oxíxeno, forma-se dióxido de carbono; e se reaciona con 1,33 g de oxíxeno forma-se monóxido de carbono. Pois ben, se dividimos 2,67 entre 1,33 o resultado é 2.

# Ecuacións químicas

- Unha **ecuación química** é a **representación simbólica** dunha reacción química.
- **Os elementos dunha ecuación química son:**
  1. **Dous membros conetados por unha frecha** que indica o sentido de avance da reacción. Á esquerda representan-se as **substancias iniciais** ou **reativos**, e á dereita as **substancias finais** ou **produtos** cada un coa súa fórmula química.
  2. **Diante de cada fórmula química** incorporan-se números (**coeficientes estequiométricos**) que indican a cantidade de moléculas ou átomos participantes na reacción de forma que o número de átomos de cada especie nos dous membros sexa a mesma (**lei de conservación da masa**)
  3. **Subíndices** entre parentese que indican o estado de agregación de cada substancia: sólido (s), líquido (l), gas (g) ou en disolución acuosa (aq).
- **A información** que reporta unha ecuación química é :
  1. **Cualitativa:** indica as substancias puras que participan na reacción química por medio da fórmula e o seu estado de agregación.
  2. **Cuantitativa:** define a cantidade de cada substancia participante polos coeficientes estequiométricos.



**1 (unha) molécula de gas hidróxeno reacciona con 3 (tres) moléculas de gas hidróxeno para formar 2 (duas) moléculas de ámoníaco gas.**

# Axuste das ecuacións químicas

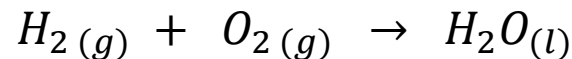
**Axustar unha ecuación química** consiste na determinación dos **coeficientes estequiométricos** para que haxa o mesmo número de átomos de cada elemento nos dous membros da ecuación (**Lei de conservación da masa**)

**Exemplo 1:** o gas hidróxeno reacciona co oxíxeno, tamen gas, e forma-se auga líquida. Formula e axusta a ecuación química correspondente.

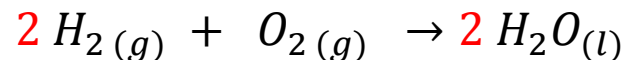
1.-**Formulamos:**

Hidróxeno gas =  $H_2(g)$       Oxíxeno gas =  $O_2(g)$       Auga líquido =  $H_2O(l)$

2.-**Organizamos reativos e produtos:**

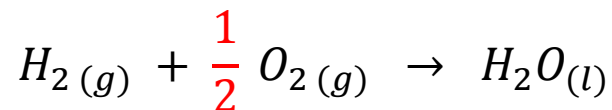


3.-E agora calculamos os **coeficientes estequiométricos** para conseguir que haxa o mesmo número de átomos de cada especie ao principio e ao final.



A ecuación di que: “2 moléculas de gas hidróxeno reaccionan con 1 molécula de gas oxíxeno para formar 2 moléculas de auga líquida”

Tamén poderíamos ter axustado por medio de fraccións:



**Observa:** para formar auga o hidróxeno e o oxíxeno deben reaccionar nunha determinada proporción. Esta relación denomina-se **Lei das proporcións definidas**.

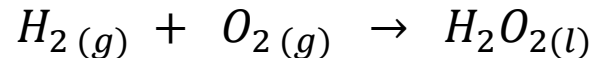
# Axuste das ecuacións químicas

**Exemplo 2:** o gas hidróxeno reaciona co oxíxeno, tamen gas, e forma-se auga oxixenada (peróxido de hidróxeno). Formula e axusta a ecuación química correspondente.

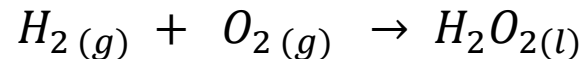
1.-**Formulamos:**

*Hidróxeno gas* =  $H_{2(g)}$       *Oxíxeno gas* =  $O_{2(g)}$       *Auga oxixenada* =  $H_2O_{2(l)}$

2.-**Organizamos reativos e produtos:**



3.-E agora calculamos os **coeficientes estequiométricos** para conseguir que haxa o mesmo número de átomos de cada especie ao principio e ao final.



A ecuación di que: “1 molécula de gas hidróxeno reacionan con 1 molécula de gas oxíxeno para formar 1 molécula de auga oxixenada”

**Observa:** o hidróxeno e o oxíxeno poden formar auga ou auga oxixenada dependendo das proporcións nas que reacionen. Esta relación é a que denominamos como ***Lei das proporcións multiples.***

# Cantidade de substancia

- As reaccións químicas producen-se átomo a átomo e como xa vimos esta realidade tradúce-se en que ***as masas de reativos e produtos*** acadan valores que ***gardan entre sí proporcións determinadas***.
- Isto indica que hai unha ***relación entre a masa das substancias e o número de moléculas ou átomos*** .
- A **cantidade de substancia** da conta do ***número de unidades*** (átomos, ións ou moléculas) que contén unha ***determinada cantidade de substancia***.
- A unidade de cantidade de substancia é o **mol**.
- ***Un mol é a cantidade dunha substancia que contén tantas unidades fundamentais como átomos de carbono hai en 12 g (0,012 kg) de carbono-12.***
- En 0,012 kg de carbono -12 hai  **$6,022 \cdot 10^{23}$**  ***átomos de carbono***. Este número denomínase ***número de Avogadro ( $N_A$ )*** en lembranza de ***Amedeo Avogadro***, o físico que o postulou.
- ***1 mol de qualquer substancia contén  $6,022 \cdot 10^{23}$  unidades fundamentais (átomos, moléculas ou ións) desa substancia.***



Amedeo Avogadro  
(1776-1856)

# Masa molar dunha substancia

- O mol é unha unidade de substancia que está baseada no número de partículas. Agora ben, nos seleccionamos a cantidade dunha substancia pesando nunha balanza: contamos gramos, non partículas.
- Precisamos establecer unha relación entre masa-gramos e partículas-mol.
- Para elo definimos a **masa molar**, que representamos como M, como a **masa de 1 mol de partículas expresada en gramos**. Polo tanto a súa unidade será **g/mol**.
- A **masa molar** dunha substancia é fácil de determinar xa que **o seu valor numerico coincide co que ten a masa atómica, ou a masa molecular ou a masa da unidade formula**.

Substancia	Masa partícula unidade	Nº de partículas	Masa molar	Nº de partículas na masa molar
Na	23 u	1 átomo	23 g/mol	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos
H <sub>2</sub> O	2.1 u+16 u=18 u	1 molécula	18 g/mol	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas
N <sub>2</sub>	2.14 u=28 u	1 molécula	28 g/mol	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas
O <sub>2</sub>	2.16 u=32 u	1 molécula	32 g/mol	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas
CaO	40 u+16 u=56 u	1 u.formula	56 g/mol	$6,022 \cdot 10^{23}$ u.formula



## Porqué a masa molar coincide coa masa atómica ou coa molecular?

Pois imos descubrir a razón.

**1) Imos calcular a masa molar, é dicer a masa de 1 mol de átomos de sodio.**

Só temos que lembrar que:

- A masa de 1 átomo de sodio é **23 u**
- A equivalencia  $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
- Agora só temos que calcular a masa en gramos de  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de sodio:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{23 \text{ u}}{1 \text{ átomo Na}} \cdot \frac{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = \mathbf{23 \text{ g/mol}}$$

**2) Imos calcular a masa molar da auga.**

- Calculamos a masa molecular da auga:

$$M_{\text{molecular}}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = \mathbf{18 \text{ u}}$$
 esta é a masa de 1 molécula.

- Agora calculamos a masa de 1 mol, é dicer de  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas:

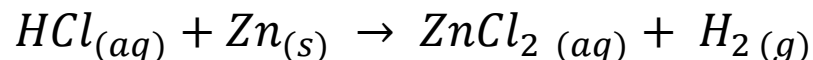
$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{18 \text{ u}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} \cdot \frac{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$
$$= \mathbf{18 \text{ g/mol}}$$

# Calculos estequiométricos nas reaccións químicas

- Consideramos como **calculos estequiométricos** aqueles destinados a **determinar a cantidade de cada substancia participante nunha reacción química**.
- Imos descubrir as fases do calculo estequiométrico cun exemplo.

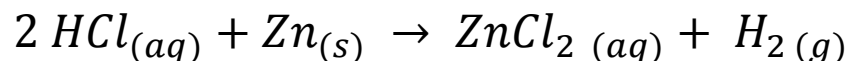
**Exemplo 1:** o ácido clorhídrico en disolución, reacciona co metal cinc producindo a formación de cloruro de cinc, que queda na disolución, e gas hidróxeno.

1.-Formula a ecuación química:



2.-Axusta a ecuación química (lei de Conservación da masa):

É fácil observar que a ecuación ficará axustada sen máis que introducir un coeficiente de 2 acompañando ao HCl:



Da-se así cumprimento á Lei de conservación da masa.

3.-Imos ler as proporcións:

“2 moléculas de ácido clorhídrico reaccionan con 1 átomo de cinc e obtemos 1 unidade formula de cloruro de cinc (composto iónico que fica solubilizado) e 1 molécula de gas hidróxeno que se libera á atmosfera”

# Calculos estequiométricos nas reaccións químicas

4.- Imos buscar agora a relación de partículas e masas. Para elo precisamos as masas molares de reativos e produtos.

$$M_{atómica}(Zn) = 65,4 u \rightarrow M(Zn) = 65,4 g/mol$$

$$M_{molecular}(HCl) = 35,45 u + 1 u = 36,45 u \rightarrow M(HCl) = 36,45 g/mol$$

$$M_{u.formula}(ZnCl_2) = 65,4 u + 2 \cdot 35,45 u = 136,3 u \rightarrow M(ZnCl_2) = 136,3 g/mol$$

$$M_{molecular}(H_2) = 2 u \rightarrow M(H_2) = 2 g/mol$$

Na seguinte taboa estan todas as relacións e proporcións:

HCl	Zn	ZnCl <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>
2 moléculas	1 átomo	1 unidade formula	1 molécula
2 moles	1 mol	1 mol	1 mol
2.36,45 g	65,4 g	136,3 g	2 g
2.6,022.10 <sup>23</sup> moléculas	6,022.10 <sup>23</sup> átomos	6,022.10 <sup>23</sup> u.formula	6,022.10 <sup>23</sup> moleculas

**Observa:** Suma as masas de reativos e produtos, e comproba que da cumprimento á Lei de conservación da masa.

5.-Agora poderemos facer qualquer calculo correspondente á reacción química.

# Complemento 1: calculo con substancias en fase gas

- Cando as substancias estan en fase gasosa, resulta máis acaído medir o volume de gas recollido que a sua masa.
- Para expresar a cantidade de substancia en fase gas en forma de volume, teremos en conta o seu estado baixo as seguintes condicións:
  1. Se o estado no que recollemos o gas ven definido polas condicións denominadas normais (presión 1 atmosfera e temperatura 0°C) enton teremos en conta que 1 mol de qualquer gas nesas condicións, ocupa 22,4 L
  2. Se as condicións son distintas das normais, para coñecer o volume aplicaremos a lei de estado dos gases ideais:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

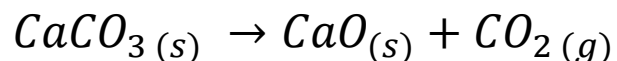
Nesa expresión:

**P**: presión expresada en atmosferas, **V**:volume de gas expresado en litros (L)  
**n**: número de moles de gas, **T**: temperatura en graos Kelvin, **R**: constante dos gases de valor 0,082 atm.L/K.mol

# Calculos estequiométricos nas reaccións químicas

**Exemplo 2:** Por acción do calor, o carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_{3(s)}$ ) descompon-se formando óxido de calcio ( $\text{CaO}_{(s)}$ ) e dióxido de carbono ( $\text{CO}_{2(g)}$ ). Calcula a masa que obtemos de óxido de calcio e de dióxido de carbono se tratamos 150 g de carbonato de calcio. Calcula o volume de gas recollido a 1 atm e 25°C.

1.- A ecuación é:



2.- A ecuación xa está axustada. Calculamos as masas molares de reativos e produtos:

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$$

3.- Construimos unha taboa para prdenar e completar o calculo:

<b>CaCO<sub>3</sub></b>	<b>CaO</b>	<b>CO<sub>2</sub></b>
1 u.formula	1 u.formula	1 molécula
100 g	56 g	44 g
150 g		

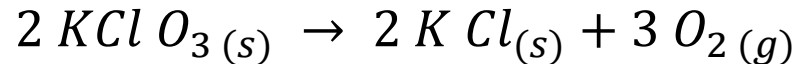
4.-Para calcular o volume de gas, expresa a masa de gas en moles e logo fai uso da ecuación de estado dos gases ideais.

**Exemplo 3:** O clorato de potasio sólido, descompon-se por acción do calor dando lugar a clorúro de potasio sólido e gas oxíxeno que se libera á atmosfera. Calcula a cantidade de cloruro de potasio e o volume de oxíxeno que se forma cando se descompoñen 86,8 g de clorato de potasio a 1 atm de presión e 25°C

1.-Comezamos por formular a ecuación química correspondente ao proceso:



2.-E agora axustamos:



3.-Compre calcular as masas molares:

$$M(KClO_3) = 39,1 + 35,45 + 3 \cdot 16 = \quad g/mol$$

$$M(KCl) = 39,1 + 35,45 = \quad g/mol$$

$$M(O_2) = 2 \cdot 16 = \quad g/mol$$

4.- Completa o calculo:

## Complemento 2: calculo con substancias en disolución acuosa

- En moitas ocasións os reativos encontran-se en disolución acuosa.
- As disolucións acuosas de reactivo poden ser máis ou menos concentradas.
- A concentración da disolución expresa a cantidade de soluto que contén un volume de disolución.
- A concentración dunha disolución pódese expresar:
  1. En gramos por litro (g/L): indica a masa en gramos de soluto que contén 1 L de disolución.

$$c = \frac{\textit{masa de soluto (g)}}{\textit{volume de disolución (L)}}$$

2. En moles por litro (mol/L): indica o número de moles de soluto que contén 1L de disolución. Recebe o nome de molaridade (M)

$$M = \frac{\textit{número de moles de soluto}}{\textit{volume de disolución (L)}}$$

**Exemplo 4:** unha disolución de cloruro de sodio en auga de 5 g/L indica que contén 5 g de cloruro de sodio por cada litro de disolución.

**Pregunta:** que cantidade de soluto de sodio conteñen 250 mL desa disolución?

$$\begin{aligned} 250 \text{ mL de disolución} &= 0,25 \text{ L de disolución} \cdot \frac{5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ L de disolución}} = \\ &= 1,25 \text{ g NaCl} \end{aligned}$$

**Exemplo 5 :** unha disolución de ácido clorhídrico posúe unha concentración de 5 mol/L (di-se 5 M : 5 molar). Calcula o número de moles e a masa de ácido en 250 mL de disolución.

$$5 \text{ M} = 5 \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 1,25 \text{ moles de HCl}$$

Se queremos expresar o resultado en masa, necesitamos a masa molar do ácido clorhídrico:

$$M_{\text{molecular}}(\text{HCl}) = 35,45 \text{ u} + 1 \text{ u} = 36,45 \text{ u} \rightarrow M(\text{HCl}) = 36,45 \text{ g/mol}$$

Polo tanto a masa en gramos será:

$$1,25 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{36,45 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 45,5625 \text{ g de HCl}$$



**Exemplo 6:** preparamos 250 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio, disolvendo 3,5 g de NaOH no volume indicado. Calcula a sua concentración en g/L e mol/L.

Para calcular a concentración en g/L teremos sen máis que atender ás cantidades:

$$c = \frac{3,5 \text{ g NaOH}}{0,25 \text{ L de disolución}} = 14 \text{ g/L}$$

Para calcular a molaridade necesitamos a masa molar do NaOH:

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

Agora expresamos a masa de sosa en moles:

$$3,5 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,0875 \text{ moles NaOH}$$

E agora calculamos a molaridade:

$$M = \frac{0,0875 \text{ moles NaOH}}{0,25 \text{ L de disolución}} = 0,35 \text{ M}$$