

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

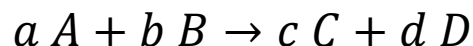
- Como xa vimos en cursos precedentes e ao inicio deste mesmo curso, na natureza producen-se **cambios físicos** e **cambios químicos**.
<https://www.youtube.com/watch?v=5X76c2bPFOA>
- Un cambio físico é aquel que non produce a aparición de novas substancias. Pola contra, nun cambio químico aparecen 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
- **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).

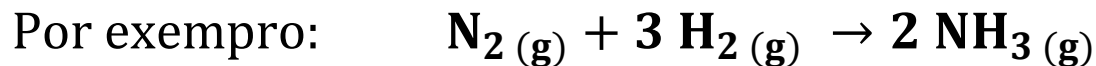
3.-Lei das proporcións múltiples.

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

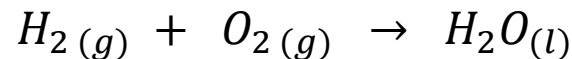
Axustar unha ecuación química consiste na determinación dos **coeficientes estequiométricos** para que haxa o mesmo número de átomos de cada elemento nos dous membros da ecuación (**Lei de conservación da masa**)

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

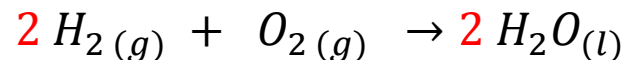
1.-**Formulamos:**

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

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

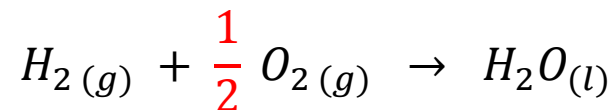


3.-E agora calculamos os **coeficientes estequiométricos** para conseguir que haxa o mesmo número de átomos de cada especie ao principio e ao final.



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**.

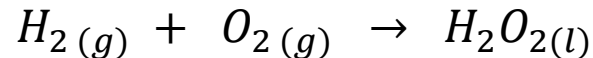
Axuste das ecuacións químicas

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

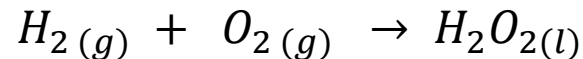
1.-**Formulamos:**

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 reaccionan 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 múltiples.***

Cantidad 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 **cantidad de substancia** da conta do ***número de unidades*** (átomos, ións ou moléculas) que contén unha ***determinada cantidad de substancia***.
- A unidade de cantidad de substancia é o **mol**.
- ***Un mol é a cantidad 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 ₂ O	2.1 u+16 u=18 u	1 molécula	18 g/mol	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas
N ₂	2.14 u=28 u	1 molécula	28 g/mol	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas
O ₂	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:

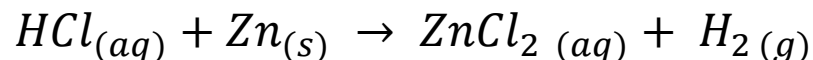
$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{18 \text{ u}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} \cdot \frac{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$
$$= \mathbf{18 \text{ g/mol}}$$

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.

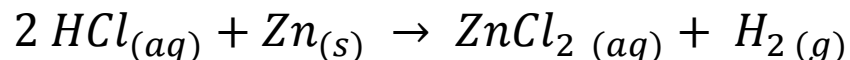
Exemplo 1: o ácido clorhídrico en disolución, reacciona co metal cinc producindo a formación de cloruro de cinc, que queda na disolución, e gas hidróxeno.

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.

$$M_{at\acute{o}mica}(Zn) = 65,4 u \rightarrow M (Zn) = 65,4 g/mol$$

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

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

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

Na seguinte taboa estan todas as relacións e proporcións:

HCl	Zn	ZnCl ₂	H ₂
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 ²³ moléculas	6,022.10 ²³ átomos	6,022.10 ²³ u.formula	6,022.10 ²³ moleculas

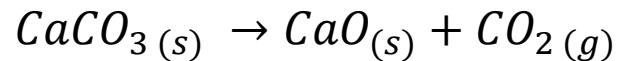
Observa: Suma as masas de reativos e produtos, e comproba que da cumprimento á Lei de conservación da masa.

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

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.

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:

CaCO₃	CaO	CO₂
1 u.formula	1 u.formula	1 molécula
100 g	56 g	44 g
150 g		