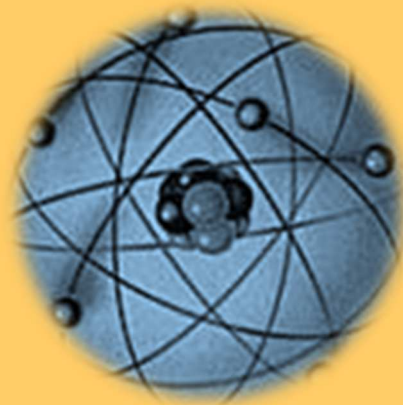


BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

I. TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR



R. Artacho

Dpto. de Física y
Química



Índice

1. La materia
2. Clasificación de la materia
3. Leyes ponderales
4. Teoría atómica de Dalton
5. Leyes volumétricas
6. La unidad de cantidad de materia: el mol



1 La materia

Materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio

1.1. Los cuerpos materiales y sus propiedades

↪ Son **propiedades físicas** aquellas que muestran los cuerpos materiales cuando no se altera su composición

☞ color

☞ olor

☞ densidad

....

↪ Son **propiedades químicas** aquellas que únicamente se ponen de manifiesto cuando unas sustancias se transforman en otras

☞ grado de oxidación

☞ facilidad con la que pueda ser atacada por otra sustancia

...



2 Clasificación de la materia

La materia se presenta en la naturaleza como **sustancias puras** o **mezclas**

2.1. Sustancias puras

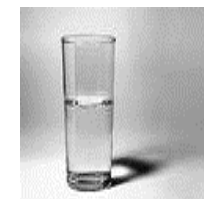
Una **sustancia pura** es cualquier clase de materia que presenta una composición y unas propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma



Sustancia simple, o **elemento**, es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas, ni por métodos físicos ni químicos.



Un **compuesto** es cualquier sustancia pura que está formada por dos o más elementos diferentes combinados siempre en una proporción fija y separables por métodos químicos.





2 Clasificación de la materia

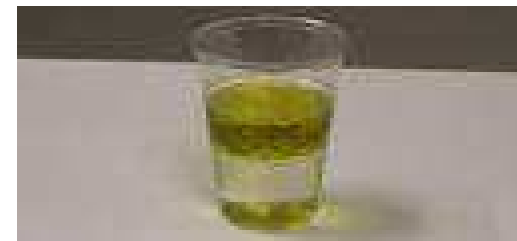
2.2. Mezclas

Las **mezclas** son combinaciones de dos o más sustancias puras, cada una de las cuales mantiene su propia composición y propiedades y que pueden ser separadas mediante procedimientos físicos



Mezclas **homogéneas** cuando presenta unas propiedades y una composición uniformes en todas sus porciones. Se denomina también **disolución**

Mezcla **heterogénea** cuando los componentes que la forman están físicamente separados y pueden observarse a simple vista o con un microscopio óptico





2 Clasificación de la materia

2.3. Obtención de sustancias puras

Procedimientos para separar mezclas heterogéneas



Filtración



Decantación



Centrifugación



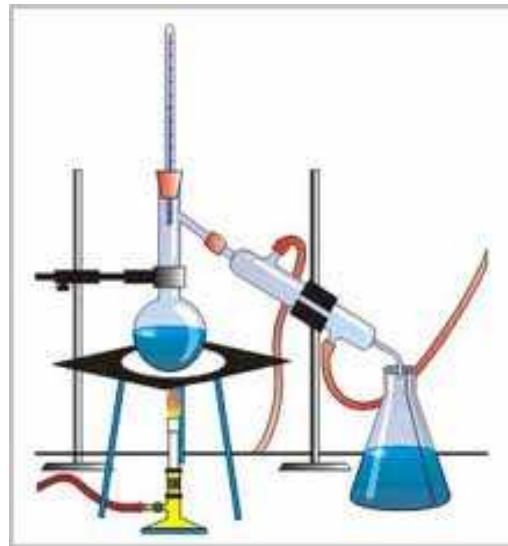
2 Clasificación de la materia

2.3. Obtención de sustancias puras

Procedimientos para separar mezclas homogéneas



Cromatografía



Destilación



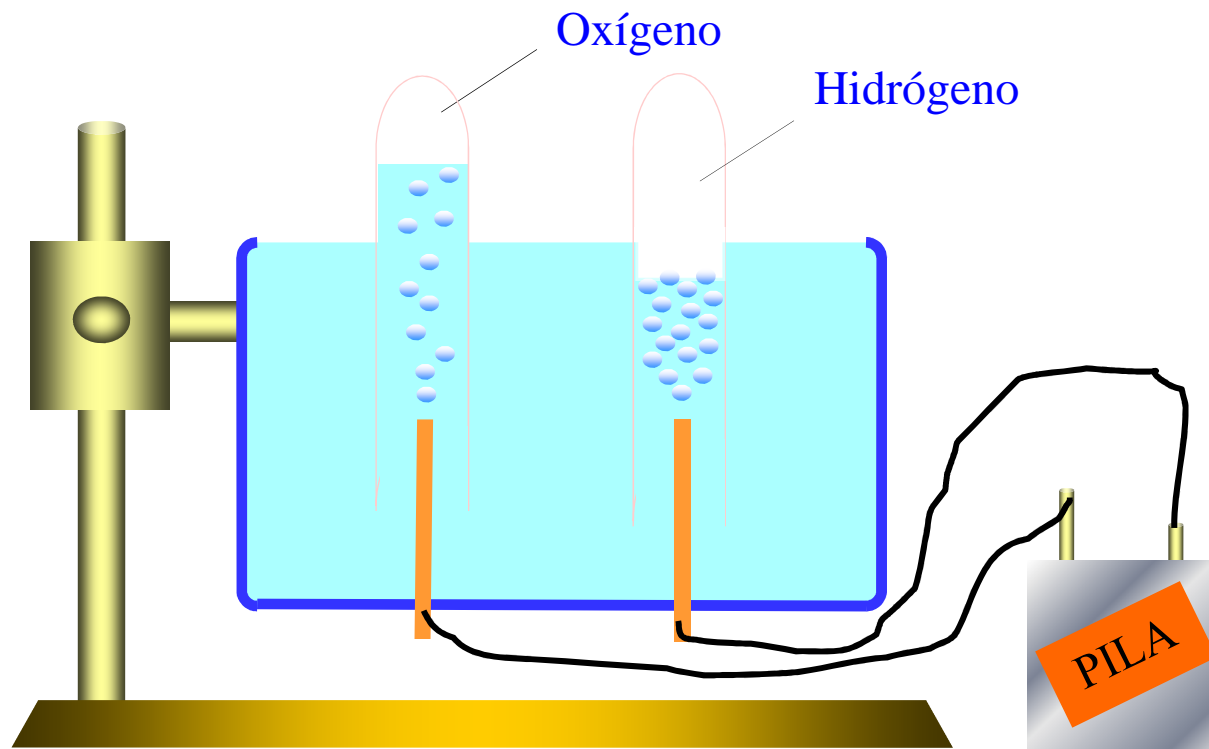
Cristalización



2 Clasificación de la materia

2.4. Obtención de sustancias puras simples

Procedimientos para descomponer sustancias puras compuesto: **electrolisis**

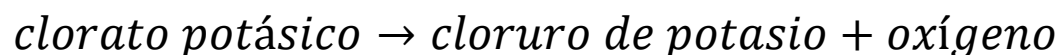
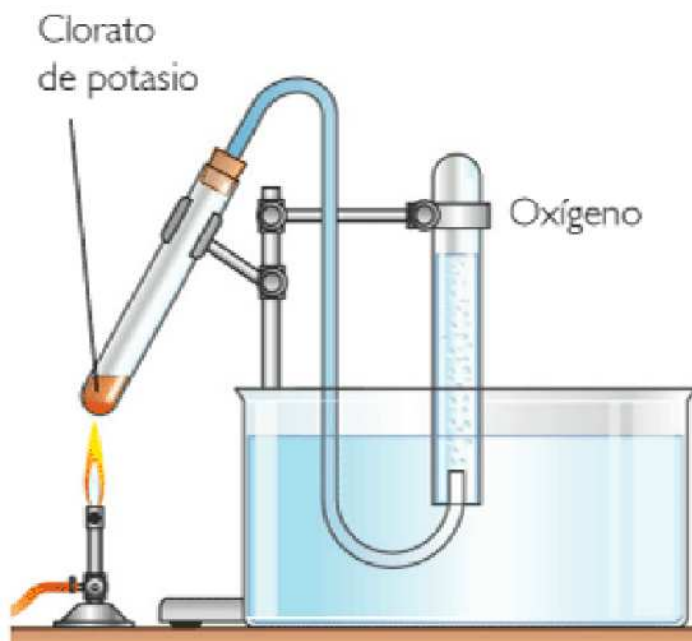




2 Clasificación de la materia

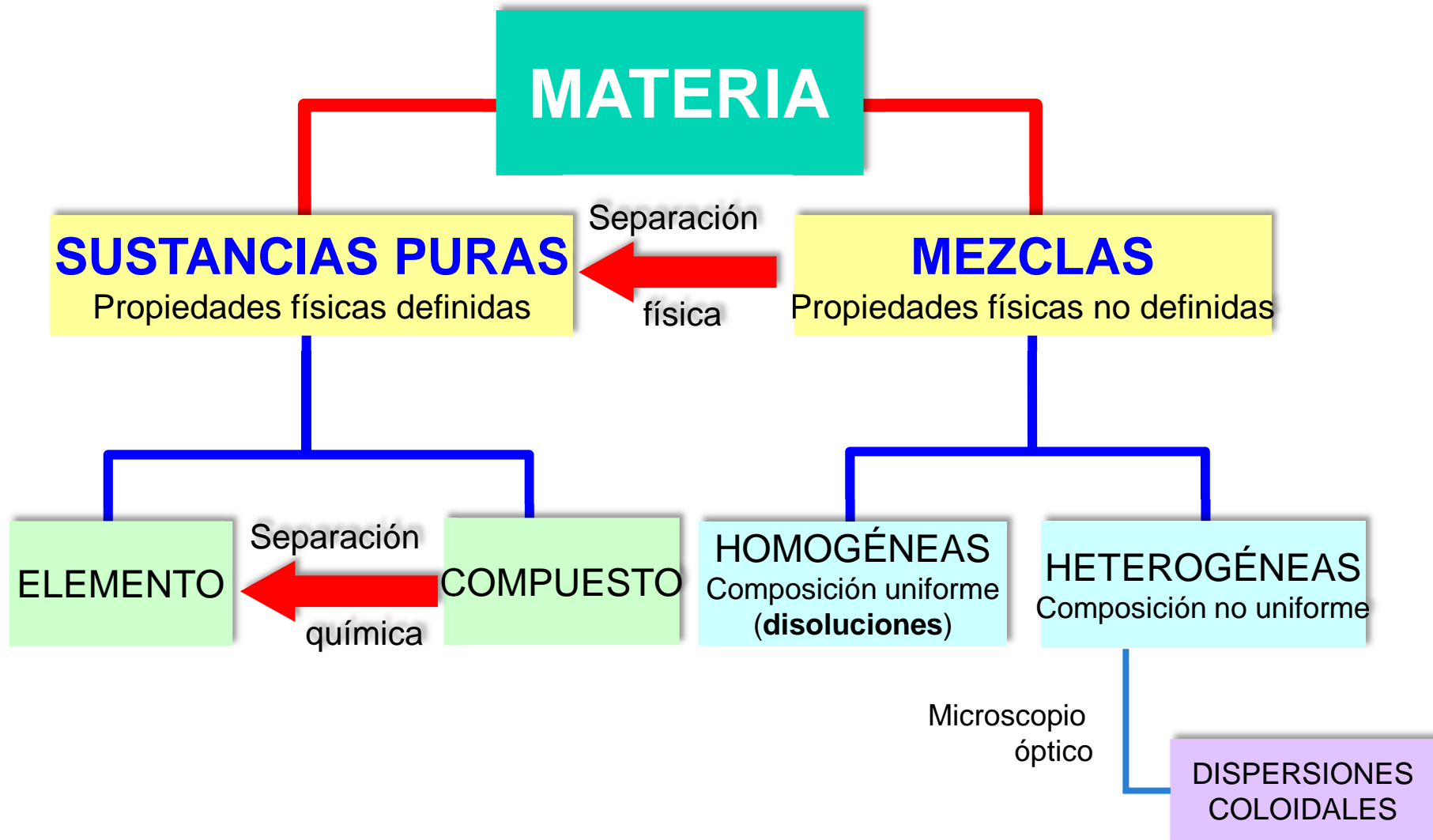
2.4. Obtención de sustancias puras simples

Procedimientos para descomponer sustancias puras compuesto:
descomposición térmica





2 Clasificación de la materia

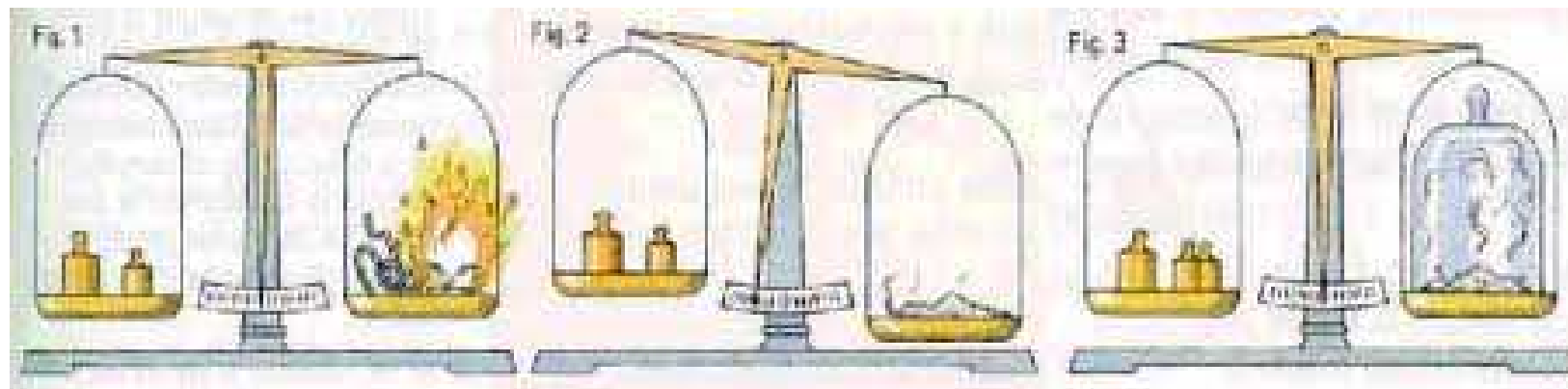




3 Leyes ponderales

3.1. Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier

En cualquier reacción química que tenga lugar en un sistema cerrado, **la masa total de las sustancias allí existentes se conserva**. O lo que es lo mismo, en una reacción química, la masa de los **reactivos** es la misma que la masa de los **productos**.

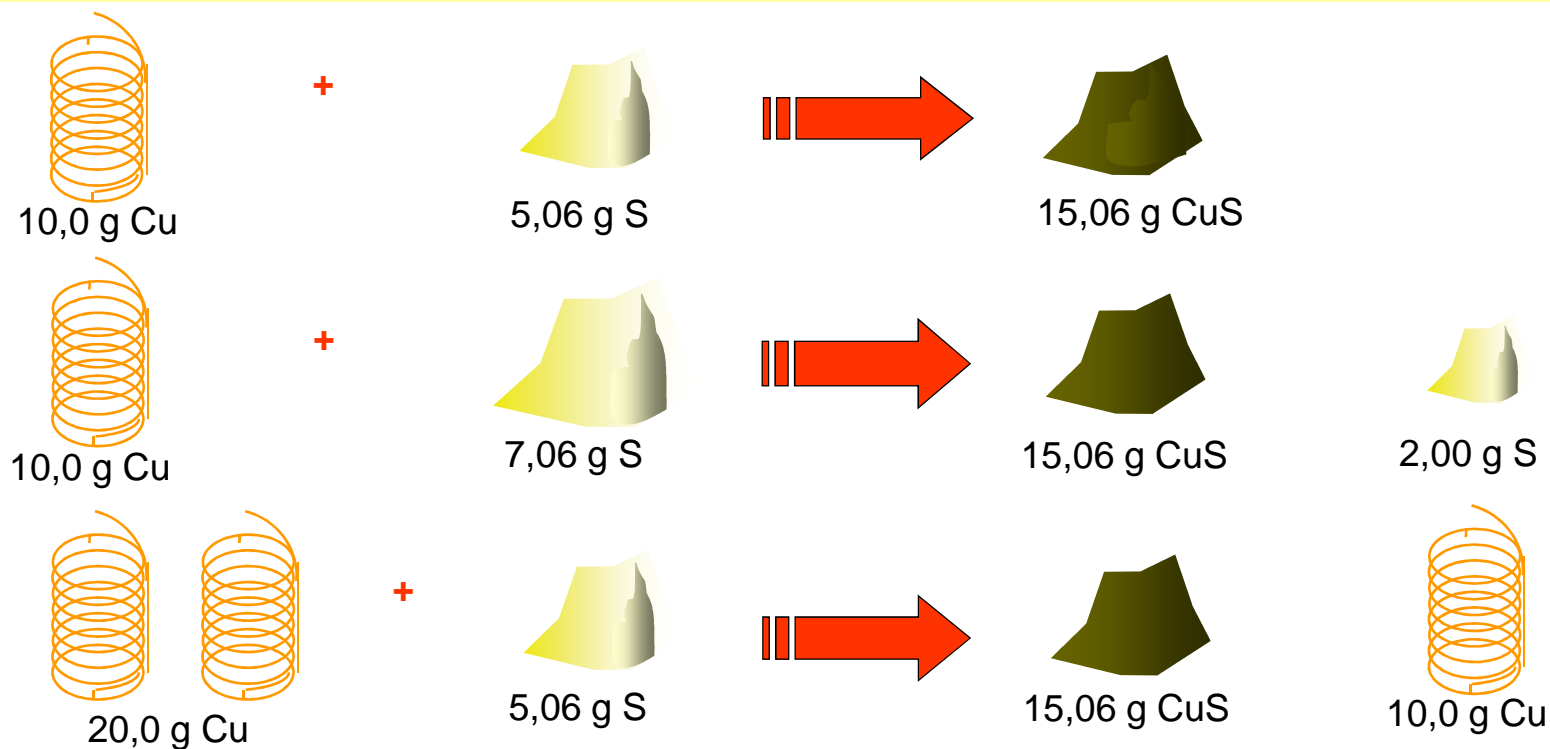




3 Leyes ponderales

3.2. Ley de las proporciones definidas o de Proust

Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de sus estado físico y forma de obtención





3 Leyes ponderales

EJERCICIO 1

El bromo y el potasio se combinan para dar bromuro de potasio en una proporción de 79,9 g de bromo y 39,1 g de potasio. ¿Cuál será la cantidad de potasio necesaria para combinarse con 25 g de bromo?

EJERCICIO 2

El cloro y el sodio se combinan para dar cloruro de sodio en la siguiente relación: 71 g de cloro con 46 g de sodio. Calcula:

- La cantidad necesaria de sodio para que se combine totalmente con 30 g de cloro.
- La cantidad de cloruro de sodio que se formará al mezclar 50 g de cloro con 80 g de sodio.



3 Leyes ponderales

3.3. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton

Cuando determinada cantidad fija de un elemento se combina con cantidades variables de otro elemento, las cantidades variables de este último elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos



16 g O → monóxido de azufre

$$\frac{32 \text{ g O}}{16 \text{ g O}} = 2$$

32 g O → dióxido de azufre

$$\frac{48 \text{ g O}}{16 \text{ g O}} = 3$$

48 g O → trióxido de azufre

$$\frac{32 \text{ g O}}{48 \text{ g O}} = \frac{2}{3}$$



3 Leyes ponderales

EJERCICIO 3

El carbono se combina con oxígeno en dos proporciones en masa, 3:4 y 3:8. Con la primera forma monóxido de carbono (CO), y con la segunda, dióxido de carbono (CO₂). Razona cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno para dar CO.
- b) 12 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para dar CO.
- c) 12 g de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar CO₂.
- d) 12 g de carbono reaccionan con 36 g de oxígeno para dar CO₂.



4.1. Enunciado de la teoría

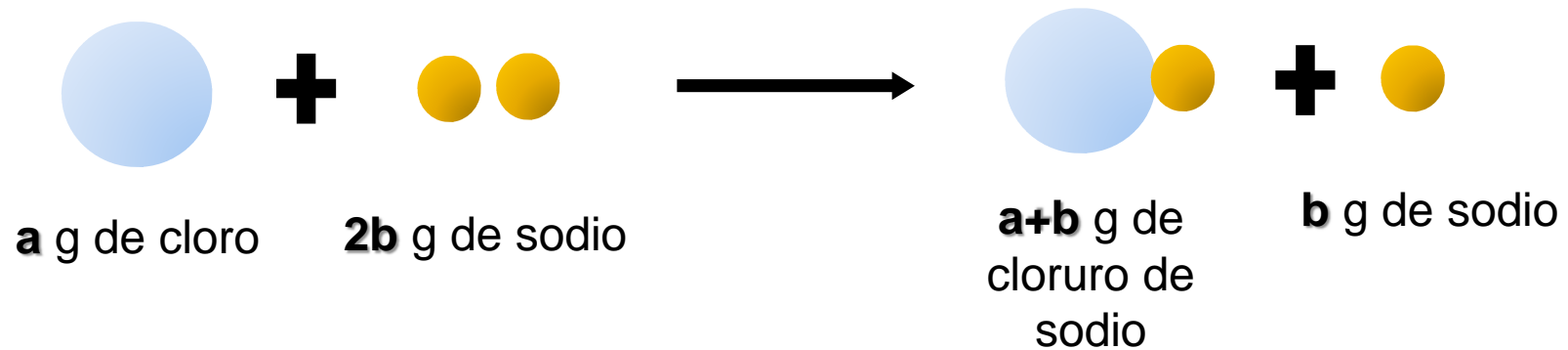
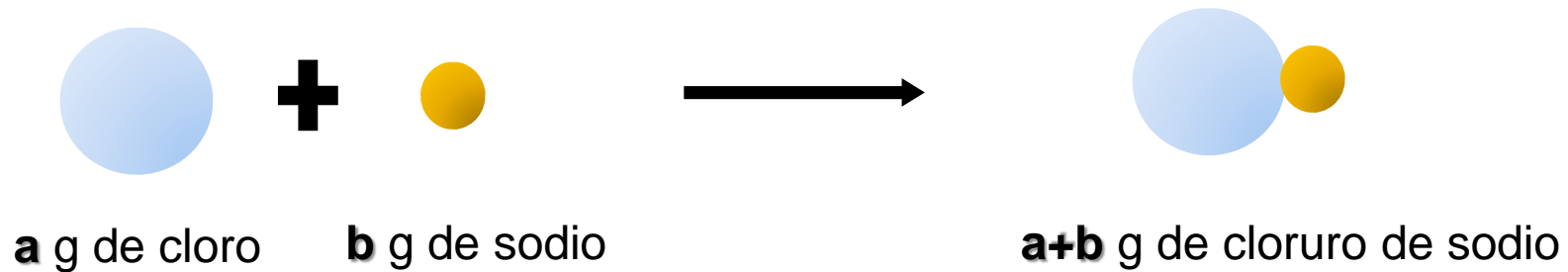
☞ Dalton justificó las leyes ponderales con su teoría atómica

- ⊙ Los elementos químicos están formados por partículas pequeñísimas, llamadas **átomos**, que son indivisibles e inalterables.
- ⊙ Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.
- ⊙ Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.
- ⊙ Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.



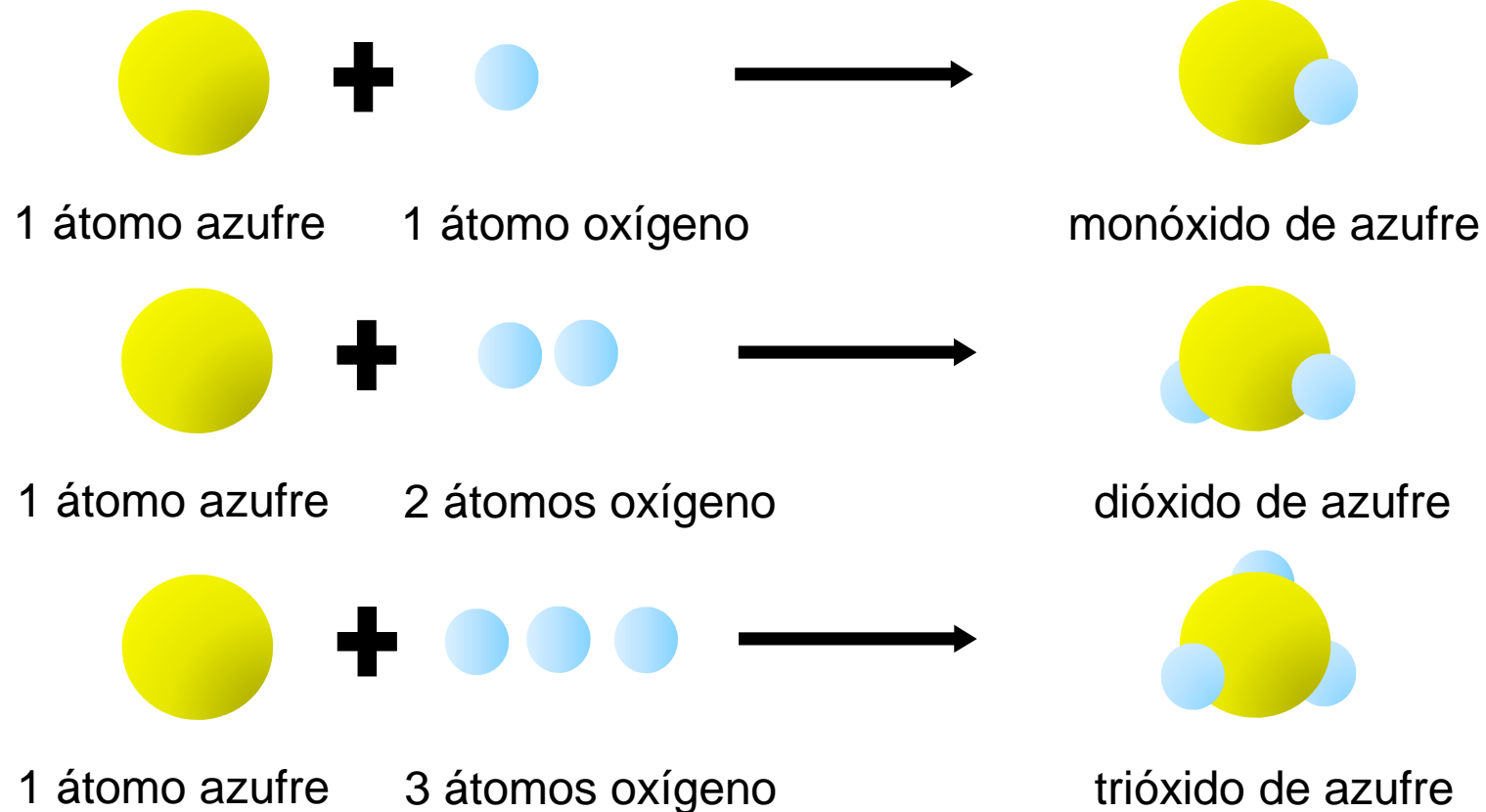
4 Teoría atómica de Dalton

4.2. Justificación de las leyes ponderales





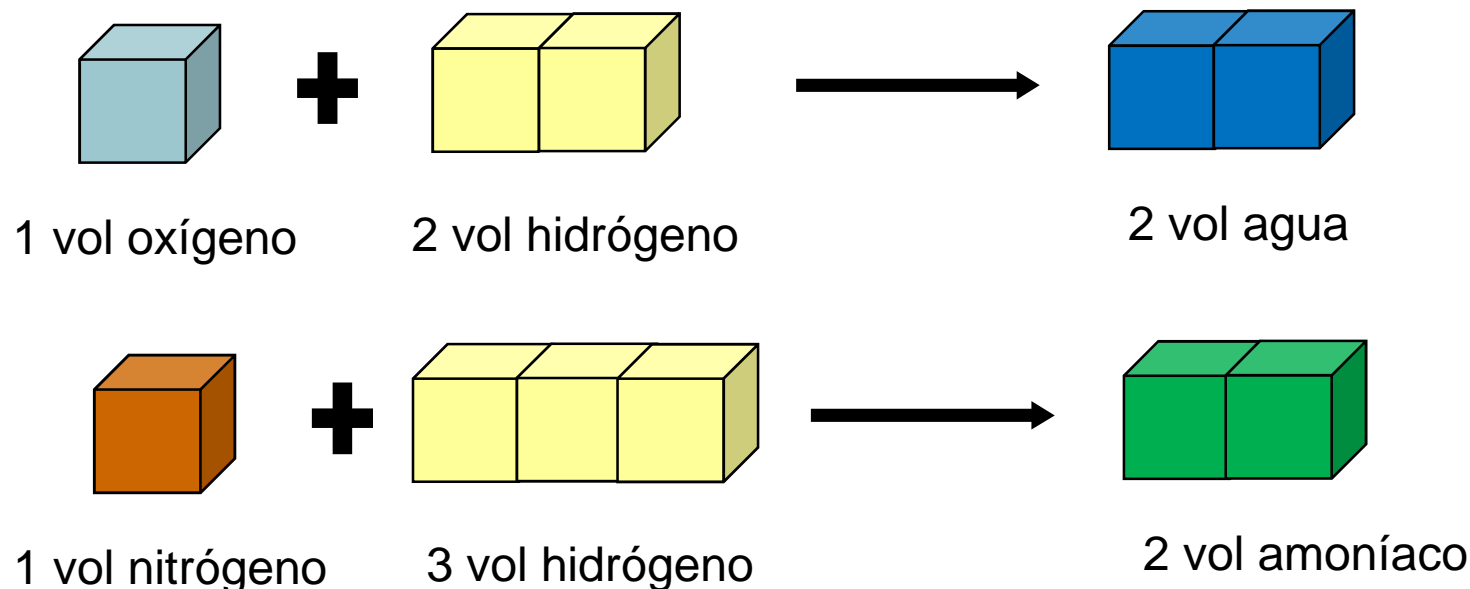
4.2. Justificación de las leyes ponderales





5.1. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay Lussac

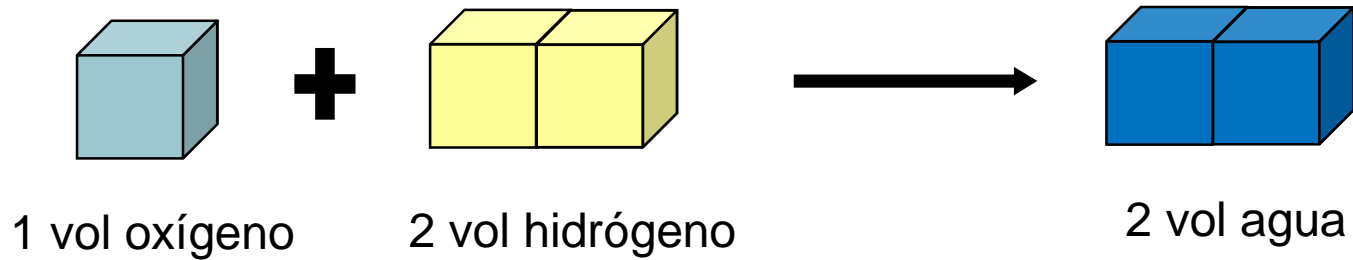
En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos.



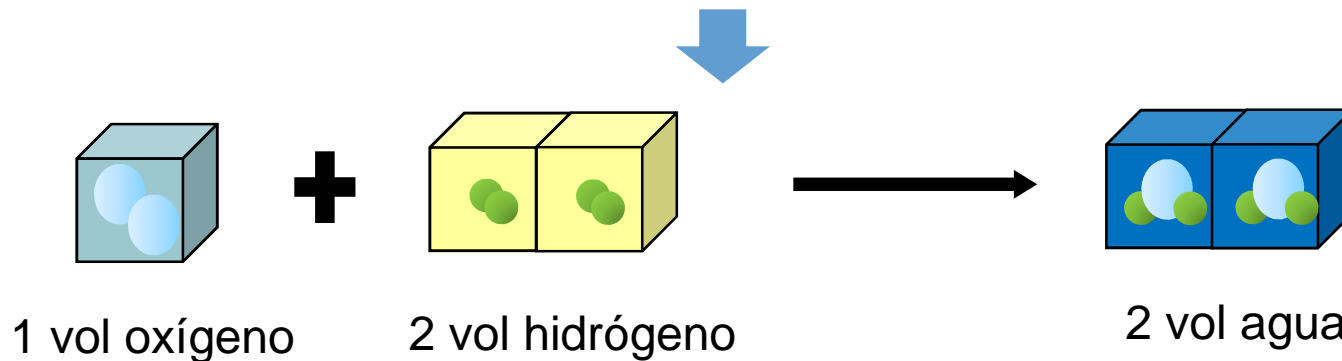


5.2. La hipótesis de Avogadro

Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.



Solución de Avogadro: “Las partículas fundamentales no son átomos, sino agrupaciones de varios átomos que se llaman **moléculas**”





EJERCICIO 4

Cuando 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno, se obtiene el siguiente volumen de amoníaco:

- a) 1 L
- b) 2 L
- c) 4 L
- d) 3,15 L



6 La unidad de cantidad de sustancia: el mol

6.1. Fórmulas químicas

☞ **Dalton** se sirvió de símbolos para representar átomos y moléculas:

ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	86
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

☞ **Berzelius** sugirió que cada elemento tuviese un símbolo (inicial del nombre de latino y si coincidían añadir una de las letras siguientes).

☞ Para representar moléculas se unirían los símbolos y con números se indicaría la cantidad de cada uno.

La **fórmula química** de una sustancia representa los elementos que contiene, así como la relación en la que se encuentran los átomos de dichos elementos.



6.2. Masas atómicas y moleculares

- ✓ **Dalton** elaboró la primera tabla de masas relativas al hidrógeno.
- ✓ Más tarde se eligió como patrón al **oxígeno**, al que se le asignó una masa atómica de 16,0000.
- ✓ En 1961 la IUPAC acordó establecer una escala de masas atómicas relativas que tenía como patrón de referencia el **carbono-12** (^{12}C).

La **masa atómica relativa** (simplemente masa atómica) de un elemento es la masa que le corresponde a un átomo de ese elemento cuando se le compara con un átomo patrón, el isótopo carbono-12.

La **unidad de masa atómica (u)** se define como 1/12 de la masa del isótopo del carbono-12.

La **masa molecular** de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los elementos de la fórmula, multiplicadas cada una por el número de veces en que está presente el elemento.



EJERCICIO 5

Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias:

- a) N_2
- b) $C_9H_8O_4$
- c) $Al_2(SO_4)_3$



6.3. Concepto de mol y masa molar

El **mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones, etc.), como las que hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

El **número de partículas existentes en 1 mol de sustancia es $6,022 \cdot 10^{23}$** . Este número se conoce como **constante de Avogadro** (N_A), en honor al científico.

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$



- ☞ La masa molar es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc. Se representa mediante la letra M y se expresa en kg/mol o en g/mol.
- ☞ El valor numérico de la masa molar coincide con el valor numérico de la masa atómica, molecular o iónica.
- ☞ La relación entre la cantidad de sustancia y masa molar es:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$



6 La unidad de cantidad de sustancia: el mol

EJERCICIO 6

Se tiene una muestra de 2,5 mol de agua (H_2O). Calcula:

- La cantidad de agua en gramos.
- El número de moléculas de H_2O y el de átomos de H y O.

EJERCICIO 7

¿Cuántas moléculas hay en 200 g de ácido sulfúrico? ¿Y cuántos átomos de H, S y O?

EJERCICIO 8

Una muestra de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) tiene una masa de 18 g. Calcula:

- La cantidad, en mol, de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, de C, de H y de O.
- El número de partículas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, de C, de H y de O.



6.4. Composición centesimal

La **composición centesimal** indica el porcentaje de masa de cada elemento que forma parte del compuesto.

EJERCICIO 9

Calcula la composición centesimal del ácido nítrico (HNO_3).



6.5. Determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto

- La **fórmula empírica** de un compuesto es aquella que indica la relación más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos.
 - La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos de cada clase que forma la molécula de un compuesto.
1. Se calcula la cantidad de sustancia, en mol, de cada uno de los elementos, dividiendo los porcentajes entre la masa molar de cada elemento.
 2. Si los cocientes no son cifras enteras, se dividen entre la menor; si aún no fueran enteros, se multiplican todas por el número necesario para conseguirlo.
 3. Supongamos que la fórmula empírica es AB_2 . La fórmula molecular responderá a la expresión $(AB_2)_n$, donde n es el cociente de la masa molar real y la empírica.
 4. La fórmula molecular será: A_nB_{2n} .



EJERCICIO 10

Un hidrocarburo contiene 85,63 % de C y 14,37 % de H. Si su masa molecular es 28, calcula su fórmula molecular.

EJERCICIO 11

Cierto azúcar tiene por composición centesimal la siguiente: 40 % de carbono, 6,67 % de hidrógeno y 53,33 % de oxígeno. Si tiene una masa molar de 180 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?