

QUÍMICA GENERAL 2023



Carrera:

Profesorado de Educación Secundaria en Física

Instituto Superior de Formación Docente "Juan García de Cossio"

Prof. Rocío Solange Benitez

Temas a abordar en clase

- **1.1** Materia y energía.**1.2** Química: una visión molecular de la materia.**1.3** Estados de la materia.**1.4** Propiedades químicas y propiedades físicas.**1.5** Cambios químicos y cambios físicos.**1.6** Mezclas, sustancias, compuestos y elementos.**1.7** Mediciones en química.**1.8** Unidades de medida.**1.9** Método del factor unitario (análisis dimensional).**1.10** Átomo. Partículas fundamentales del átomo. **1.11** Carga nuclear. **1.12** Número másico. **1.13** Isótopos. **1.14** Molécula. **1.15** Masa atómica relativa. **1.16** Masa molecular relativa. **1.17** Número de Avogadro. **1.18** Mol. **1.19** Masa molar. **1.20** Volumen molar normal de un gas.

Materia

La materia es todo lo que tiene masa y ocupa espacio.

Química: es la ciencia que describe la materia —sus propiedades, los cambios que experimenta, y los cambios energéticos que acompañan a esos procesos.

Ley de la conservación de la materia.

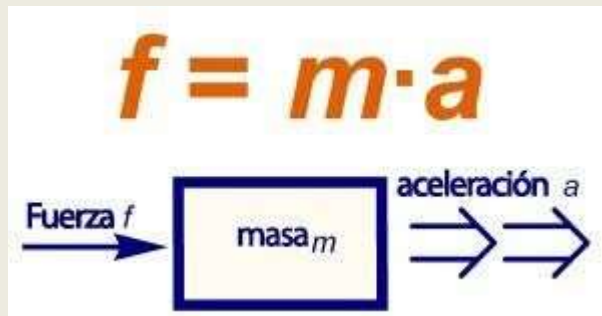
No hay cambio observable en la cantidad de materia durante una reacción química o durante un cambio físico.



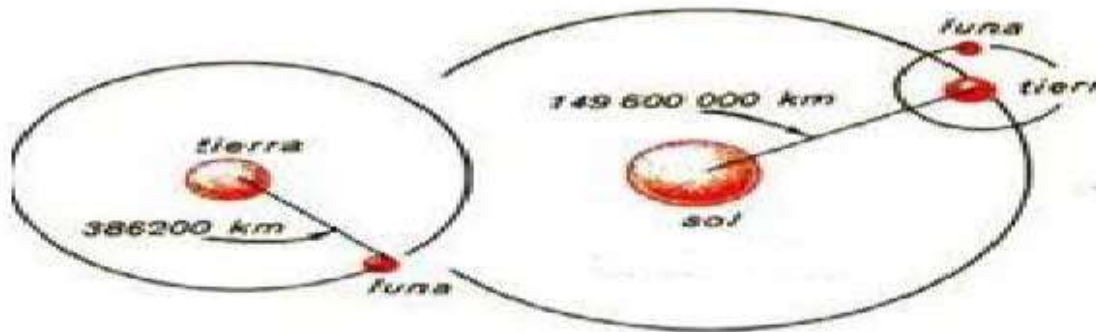
Masa y Peso

Relación entre Masa y Peso

Masa (m) es una medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo y no varía con su posición.



Masa es la relación entre la fuerza aplicada y la aceleración adquirida.



$$F = G \frac{m_1 m_2}{r^2}$$

www.areaciencias.com

GRAVEDAD

$$F = G \frac{m_1 m_2}{r^2} \Rightarrow g = \frac{G m_2}{r^2} \Rightarrow g = \text{Gravedad}$$

Para un cuerpo situado en la superficie de la tierra:
 m = masa de la tierra
 r = radio de la tierra.

$$g_t = 9,8 \text{ N/kg o m/s}^2$$

$$g_t = \text{Gravedad de la Tierra}$$

Peso (P) es la fuerza de atracción que ejerce la tierra sobre un cuerpo por acción de la gravedad y varía con la distancia al centro de la tierra.

$$P = m \cdot g$$

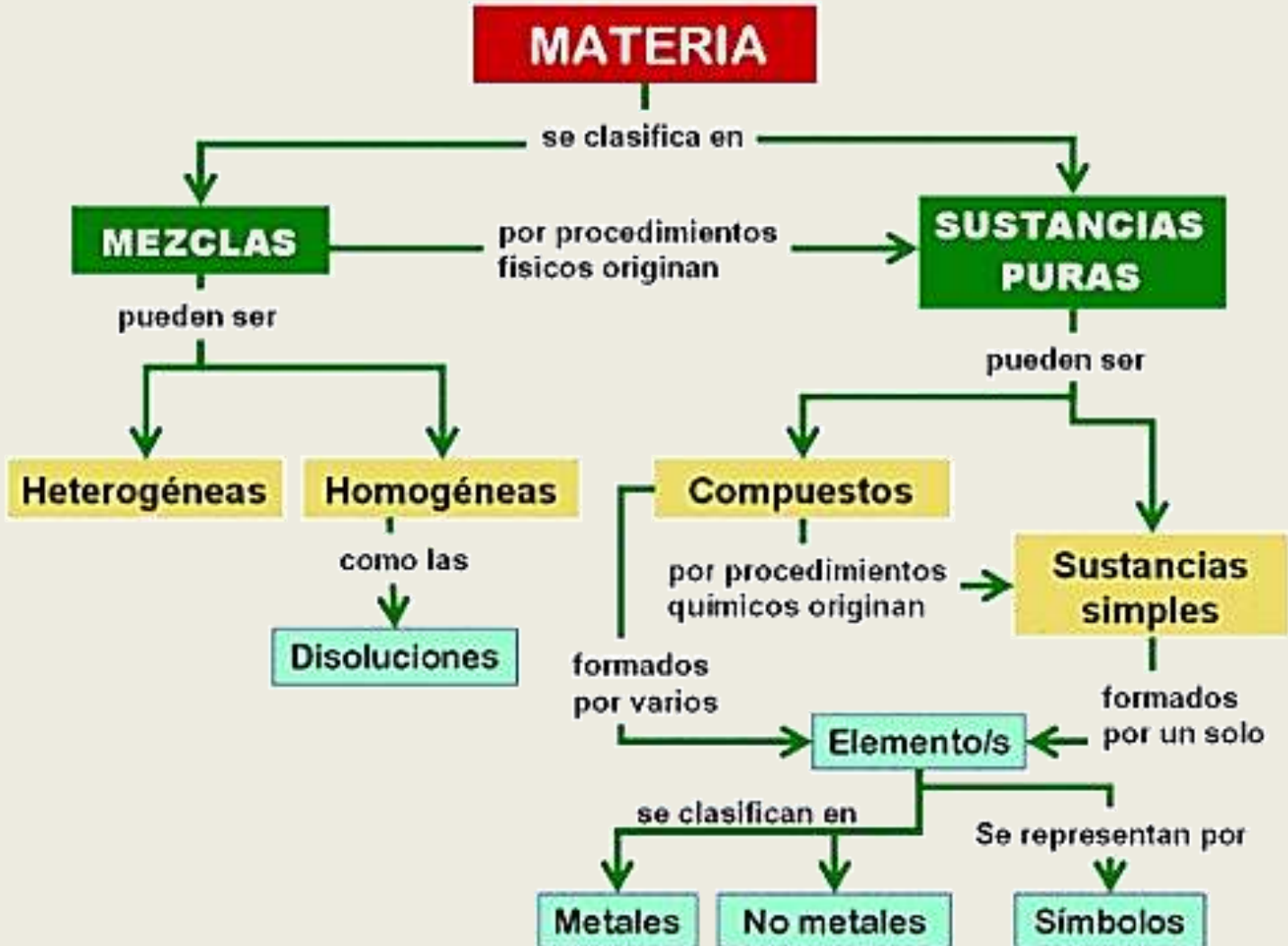
$$m = \frac{P}{g}$$

masa	peso
Es la cantidad de materia que tiene un cuerpo.	Es la fuerza que ocasiona la caída de los cuerpos.
Es una magnitud escalar	Es una magnitud vectorial
Se mide con la balanza	Se mide con el dinamómetro
Su valor es constante, es decir, independiente de la altitud y latitud	Varía según su posición, es decir, depende de la altitud y latitud.
Sus unidades de medida son el gramo (g) y el kilogramo (kg)	Sus unidades de medida son el kgf y el Newton.
Sufre aceleraciones	Produce aceleraciones



Resolver problemas sencillos de masa y peso

Ver archivo



Sistemas Materiales: Clasificación

Sustancia pura: materia que tiene una composición *fija y propiedades características*

Las sustancias puras se clasifican en:

Elementos :

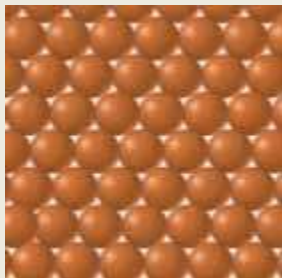
- ***sustancias que no pueden descomponerse en sustancias más simples por medios químicos, se componen de un solo tipo de átomo***
Ejemplos H_2 , N_2 , Fe, S_8

Compuestos:

- ***sustancias que se componen de dos o más elementos, contienen dos o más clases de átomos.***
Ejemplos H_2O , NaCl, $CaCO_3$



i) Kriptón



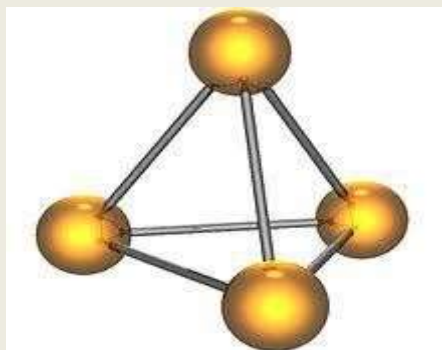
ii) Cobre



iii) Nitrógeno



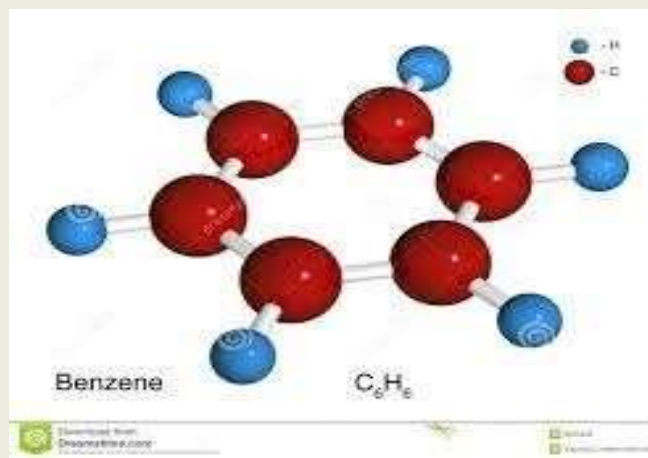
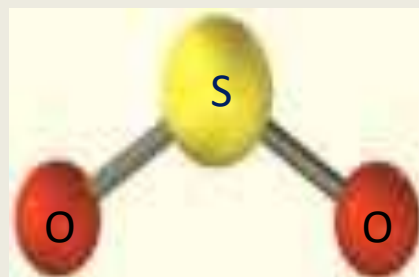
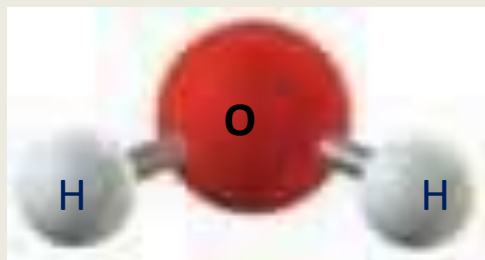
iv) Flúor



v) Fósforo



vi) Azufre



Mezclas: son combinaciones de dos o más sustancias, en las que cada sustancia conserva su propia identidad química .

Pueden ser:

Homogéneas (se llaman soluciones) : cuando tienen propiedades uniformes en todos sus puntos. Ejemplo: aire, sal disuelta en H₂O.

Heterogéneas (no tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos) ejemplo: arena, roca, madera.



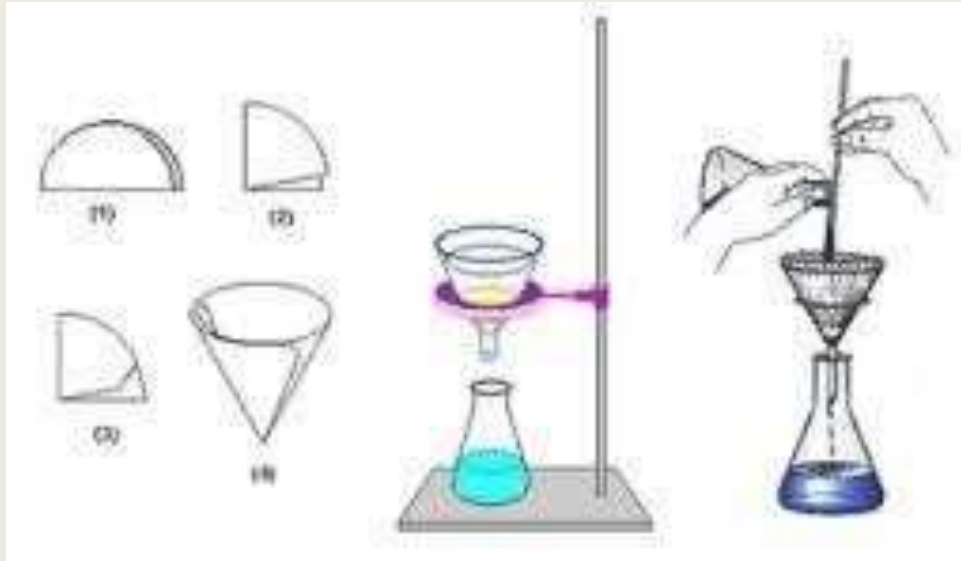
Mezcla

- **Sus componentes se pueden separar por métodos físicos**
- **La composición es variable.**
- **Sus propiedades se relacionan con las de los componentes**

Compuesto

- **Sus componentes no se pueden separar por métodos físicos.**
- **Su composición es fija.**
- **Sus propiedades son distintas de las de los componentes.**

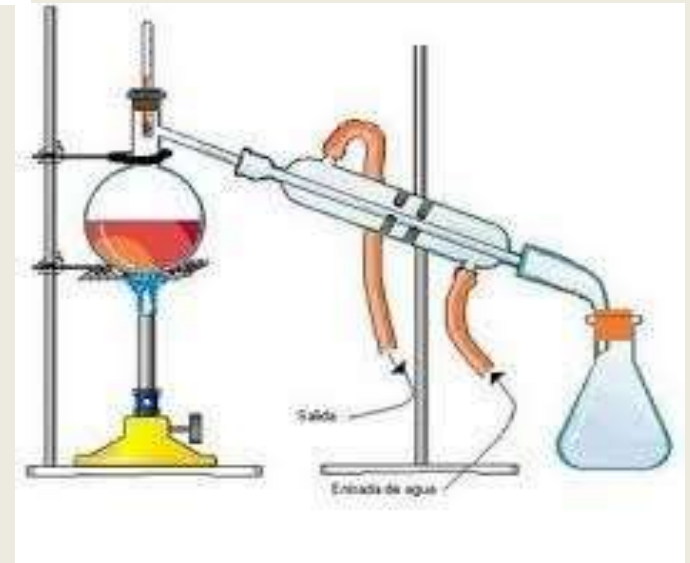
Algunos métodos físicos de separación de los componentes de una mezcla son:



Equipo de filtración

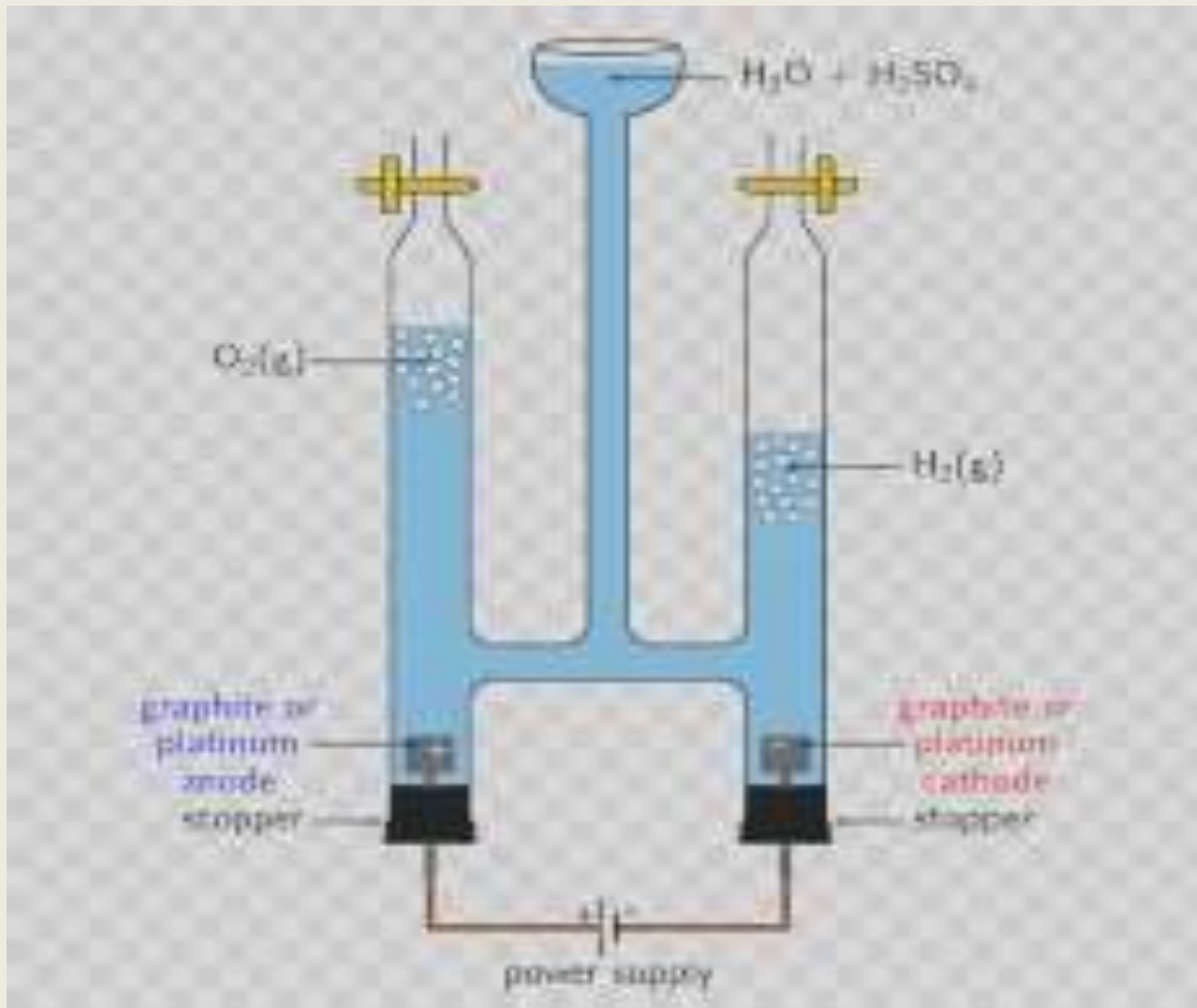


IMANTACIÓN

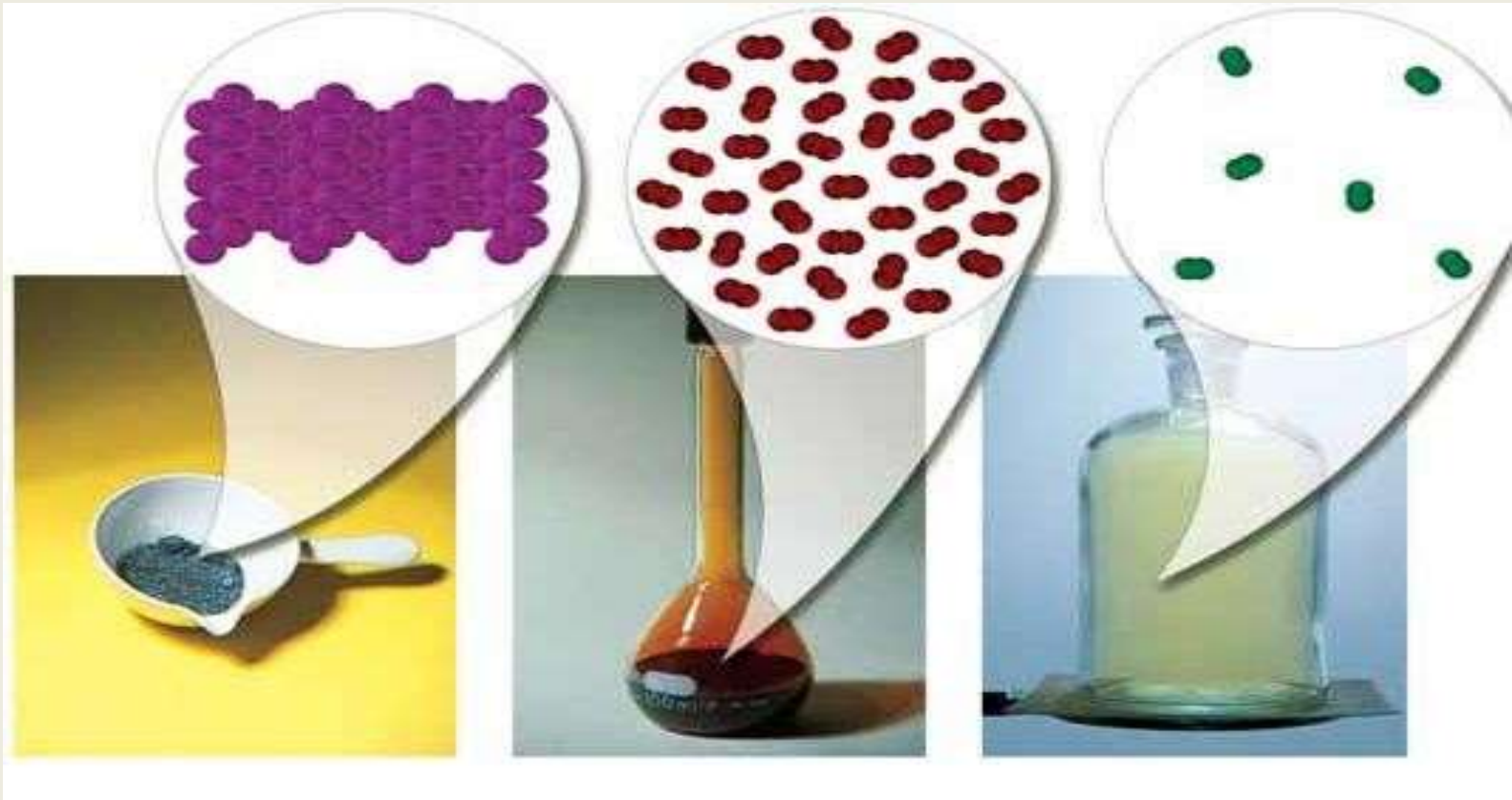


Equipo de destilación

MÉTODO QUÍMICO DE SEPARACIÓN



ESTADOS DE LA MATERIA



A-yodo (s)

C- Cloro (g)

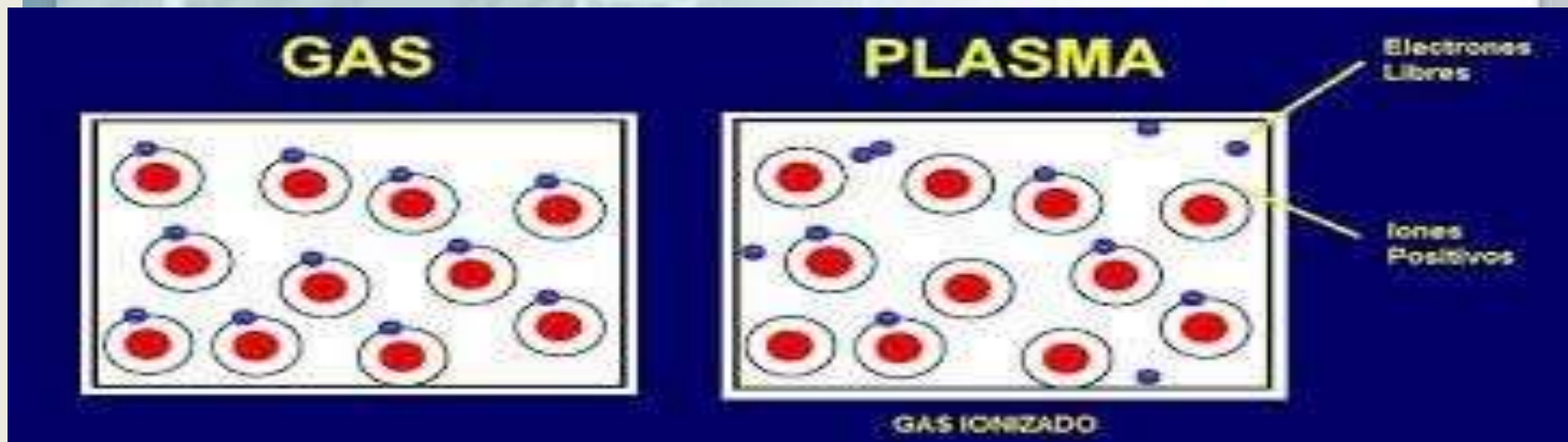
B-Bromo (ℓ)

DIFERENCIAS ENTRE LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

SÓLIDO	LIQUIDO	GASEOSO
		
Masa constante. Volumen constante. Forma constante.	Masa constante. Volumen constante. Forma variable.	Masa constante. Volumen variable. Forma variable.

CUARTO ESTADO DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

- Se denomina **plasma** al cuarto estado de agregación de la materia, un estado fluido similar al estado gaseoso pero en el que determinada proporción de sus partículas están cargadas eléctricamente y no poseen equilibrio electromagnético, por lo que es un buen conductor eléctrico y sus partículas responden fuertemente a las interacciones electromagnéticas de largo alcance.
- El plasma es el estado de agregación más abundante de la naturaleza, y la mayor parte de la materia en el Universo visible se encuentra en estado de plasma, la mayoría del cual es el enrarecido plasma intergaláctico (particularmente el medio del intracúmulos) y en las estrellas.



Propiedades de la materia

Propiedades físicas → se pueden observar o medir sin cambiar la identidad de la sustancia

Pto. de ebullición	Color	Olor	Conductividad eléctrica
Pto. de fusión	Sabor	Dureza	Conductividad térmica
Brillo	Suavidad	Ductilidad	Viscosidad
Volatilidad	Lubricidad	Maleabilidad	Densidad

Propiedades químicas → se refiere a la capacidad de una sustancia de transformarse en otra

Arde en el aire	Reacciona con ácidos específicos	Descompone cuando se calienta
Explota	Reacciona con metales específicos	R. con no metales específicos
Es tóxico	Reacciona con el agua	

Propiedades intensivas → independientes de la cantidad de materia considerada

Pto. de ebullición	Color	Olor	Conductividad eléctrica
Pto. de fusión	Sabor	Dureza	Conductividad térmica
Brillo	Suavidad	Ductilidad	Viscosidad
Volatilidad	Lubricidad	Maleabilidad	Densidad

Propiedades extensivas → dependen de la cantidad de materia considerada

Volumen

Masa

Longitud

Densidad

Concepto: es la masa de la unidad de volumen

Expresión matemática: $\delta = \frac{m}{V}$

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	SOLUBILIDAD A 25° C (g/100 g)		Densidad (g/cm ³)
			En agua	En alcohol etílico	
Ácido acético	16.6	118.1	infinito	infinito	1.05
Benceno	5.5	80.1	0.07	infinito	0.879
Bromo	-7.1	58.8	3.51	infinito	3.12
Hierro	1530	3000	insoluble	insoluble	7.86
Metano	-182.5	-161.5	0.0022	0.033	6.67×10^{-4}
Oxígeno	-218.8	-183.0	0.0040	0.037	1.33×10^{-3}
Cloruro de sodio	801	1473	36.5	0.065	2.16
Agua	0	100	—	infinito	1.00



A-Física. 0°C
Funde a 0°C.



B. Física.
Hierva a 100°C. Disuelve sustancias



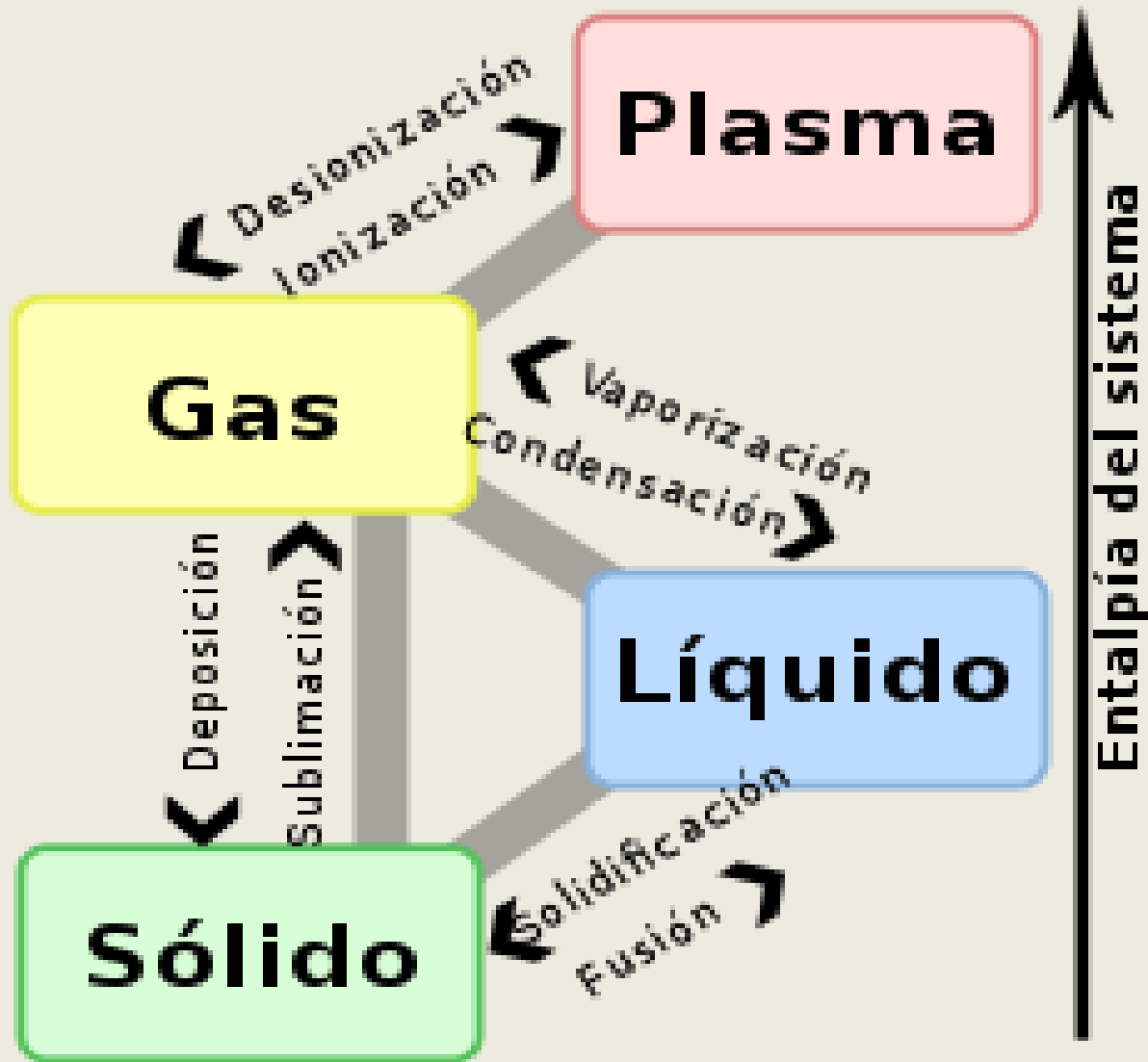
C- Física



D. Química
Reacción violenta con sodio

Cambios físicos y químicos





Sistema Internacional de Unidades (SI)

Un *sistema de unidades* es un conjunto de unidades básicas o fundamentales que se toman como referencia.

Cada una de las unidades fundamentales representa una cantidad física determinada.

Las unidades que no aparecen entre las fundamentales se denominan unidades derivadas.

Unidades SI Fundamentales

Cantidad física	Nombre de la unidad	Abreviatura
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	Amper	A
Temperatura	kelvin	K
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol

Prefijos del Sistema Internacional (SI)

Factor	Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo
10^{18}	exa	E	10^{-1}	deci	d
10^{15}	peta	P	10^{-2}	centi	c
10^{12}	tera	T	10^{-3}	mili	m
10^9	giga	G	10^{-6}	micro	μ
10^6	mega	M	10^{-9}	nano	n
10^3	kilo	k	10^{-12}	pico	p
10^2	hecto	h	10^{-15}	femto	f
10^1	deca	d	10^{-18}	atto	a

Unidades de volumen	m^3			dm^3			cm^3
Unidades de capacidad	kl	hl	dal	ℓ	dl	cl	ml
Unidades de masa	t tonelada	q quintal		kg	hg	dag	g

$$1\ell = 1\text{ dm}^3 = 1\text{ kg}$$

Los **factores unitarios** pueden constituirse con dos términos cualesquiera que describan “cantidades” iguales o equivalentes de lo que estemos considerando.

Esta equivalencia permite escribir los siguientes factores de conversión:

$$\frac{1000m}{1 \text{ Km}} = 1 \qquad \frac{1 \text{ Km}}{1000 \text{ m}} = 1$$

Unidad Dada X Factor de Conversión = Unidad Buscada

y las unidades se cancelan de la siguiente manera:

$$\cancel{\text{Unidad dada}} \times \frac{\text{Unidad buscada}}{\cancel{\text{Unidad dada}}} = \text{Unidad buscada}$$

EJEMPLO

1- El Ångstrom (Å) es una unidad de longitud, $1 \times 10^{-10} \text{ m}$, que brinda una escala conveniente para expresar el radio de los átomos, el cual suele expresarse en picómetros.

El radio del átomo de fósforo es de 1.10 Å .

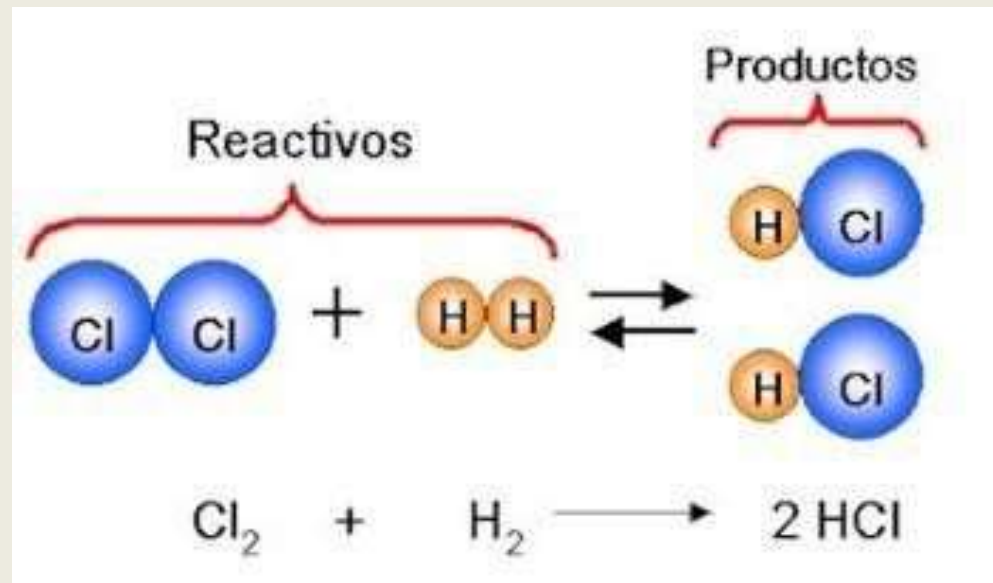
Expresa esta distancia en centímetros y en picómetros.

***Resolución de problemas sencillos de
conversión***

Ver archivo

Concepto de Energía – Relación entre masa y energía

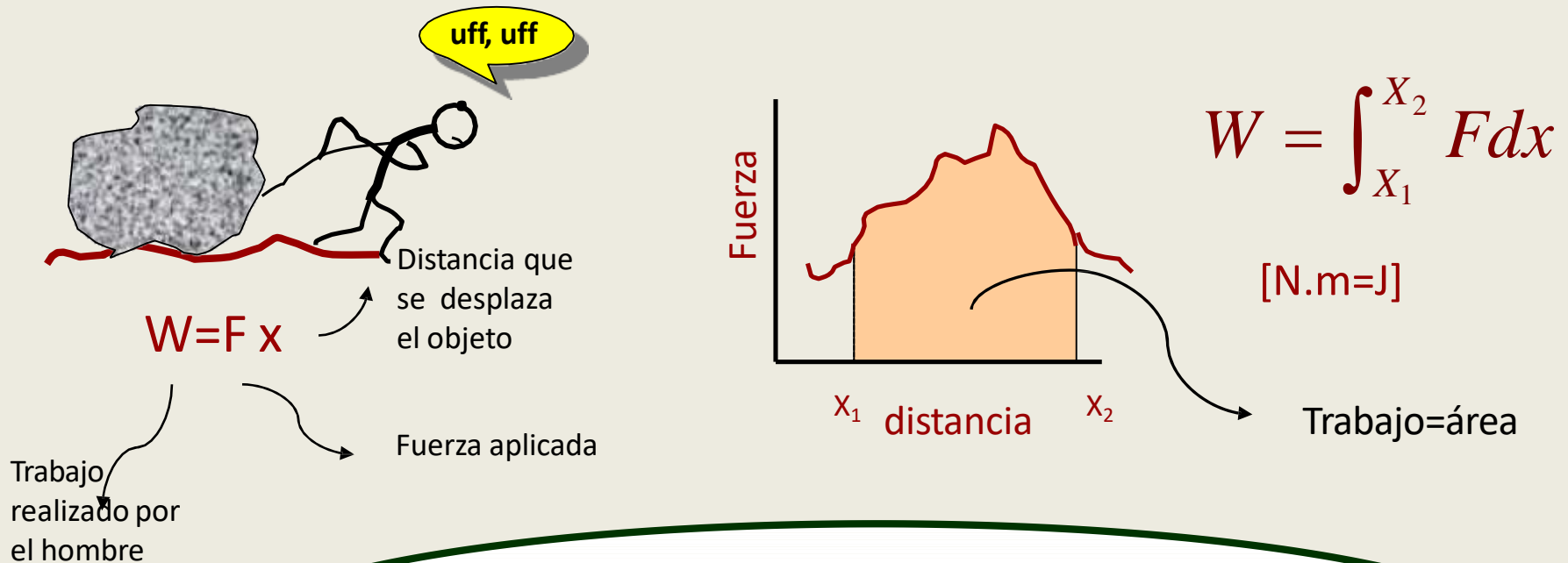
Principio de Conservación de la Masa: en toda reacción química no hay un cambio observable en la masa del sistema, es decir la suma de las masas de reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.



Ley de conservación de la Energía

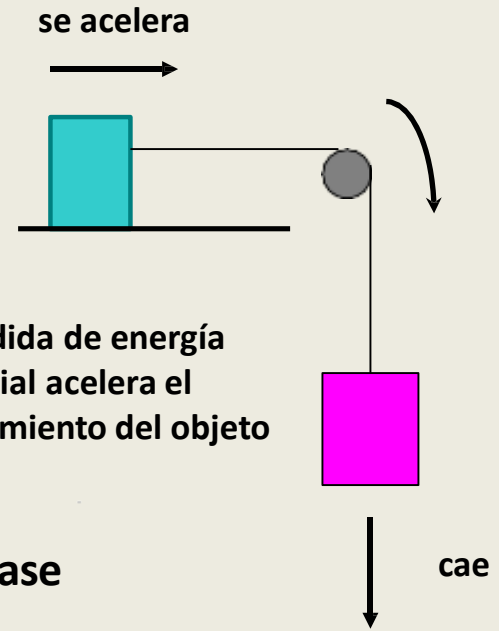
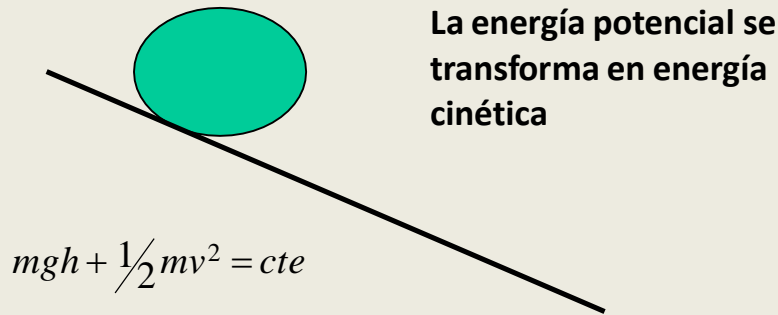
LA ENERGÍA DEL UNIVERSO SE CONSERVA

Es imposible realizar un trabajo sin consumir una energía



Energía = Capacidad para realizar un trabajo

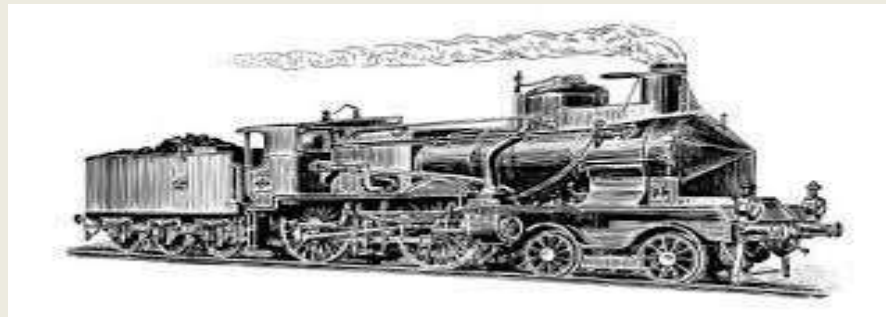
*En una reacción química o en un cambio físico, la energía no se crea ni se destruye:
sólo puede convertirse de una forma a otra.*



energía química (carbón)
energía interna (agua líquida
el vapor se expande
energía cinética

Reacción Química
vapor de agua)
Trabajo →

Cambio de Fase



CALOR

Un sistema cede E en forma de Q si se transfiere como resultado de una diferencia de T entre el sistema y el entorno.



$$Q = mC_{(T,P)}(T_2 - T_1)$$

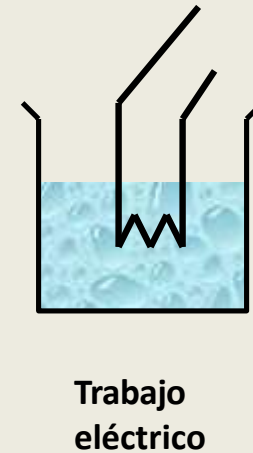
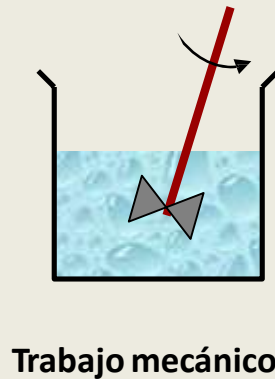
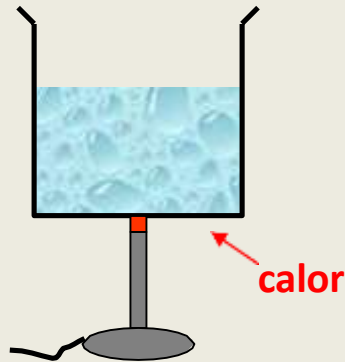
la T_{sistema} varía hasta igualar la $T_{\text{alrededores}}$

Unidades : Julio

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

PRIMER PRINCIPIO

LA ENERGÍA DEL UNIVERSO SE
CONSERVA



El calor y el trabajo son formas equivalentes de variar la energía de un sistema **Joule**

Principio de equivalencia entre masa y energía de Einstein

La equivalencia entre la energía y la masa de un sistema material, esta dada por la ecuación de Einstein:

$$E = m \cdot c^2$$

E: energía.

m: masa del cuerpo.

c: velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m/s

$$\Delta E \propto \Delta m$$

$$\frac{\Delta E}{\Delta m} = \text{cte} \Rightarrow \frac{\Delta E}{\Delta m} = c^2 \Rightarrow \Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Por tener c un valor tan elevado, los pequeños cambios de masa, van acompañados de grandes cambios de energía.

Esto se cumple en las reacciones nucleares (cuando se destruye el núcleo atómico).

EJEMPLO: Un kilogramo de Uranio reacciona en una bomba atómica transformando 0,915 g de su masa en energía. ¿Cuanta energía produce?

Átomo – *Partículas Subatómicas*

La partícula más pequeña que puede existir de un elemento, conservando la identidad química del elemento

Hoy se sabe, que los átomos tienen una estructura interna y están constituidos por partículas de menor tamaño denominadas *partículas subatómicas*

Son tres las partículas que afectan el comportamiento químico: el protón, el neutrón y el electrón

ELECTRÓN

Es una partícula elemental con carga eléctrica negativa igual a $1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb y masa igual a $9,1093 \cdot 10^{-28}$ g.

NEUTRÓN

Es una partícula elemental eléctricamente neutra y masa ligeramente superior a la del protón
($m_{\text{neutrón}} = 1.675 \cdot 10^{-24}$ g).

PROTÓN

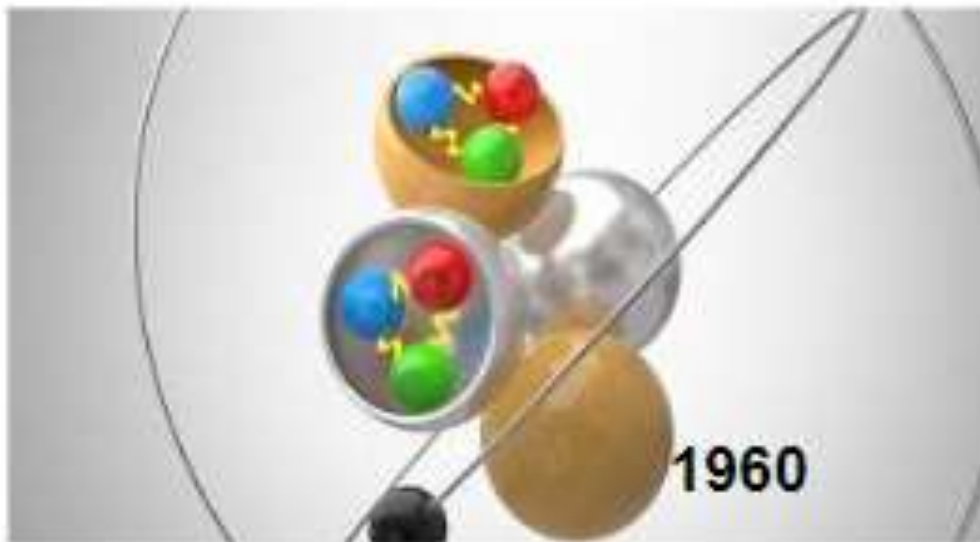
Es una partícula elemental con carga eléctrica positiva igual a $1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb y cuya masa es 1837 veces mayor que la del electrón ($m_{\text{protón}} = 1.673 \cdot 10^{-24}$ g).

MODELO ATOMICO MODERNO

En base a los trabajos y descubrimientos realizados por **De Broglie** (partículas atómicas pueden tener propiedades ondulatorias, 1924) y **Heisenberg** (principio de incertidumbre), en el año **1926 Erwin Schrödinger** elaboró una teoría conocida como **mecánica ondulatoria**, estableciendo un **nuevo modelo atómico** en donde se describe el movimiento de los electrones en un átomo desde un punto de vista matemático probabilístico y se define el concepto de orbital atómico:

Orbital atómico es la región o espacio alrededor del núcleo donde es máxima la probabilidad de encontrar al electrón.





Quark



Proton



Neutron

Los científicos del Gran Colisionador de Hadrones de Suiza han descubierto un nuevo pentaquark y dos tetraquarks. Esto eleva a 21 el número total descubierto. MOdelo Estándar de la Física.

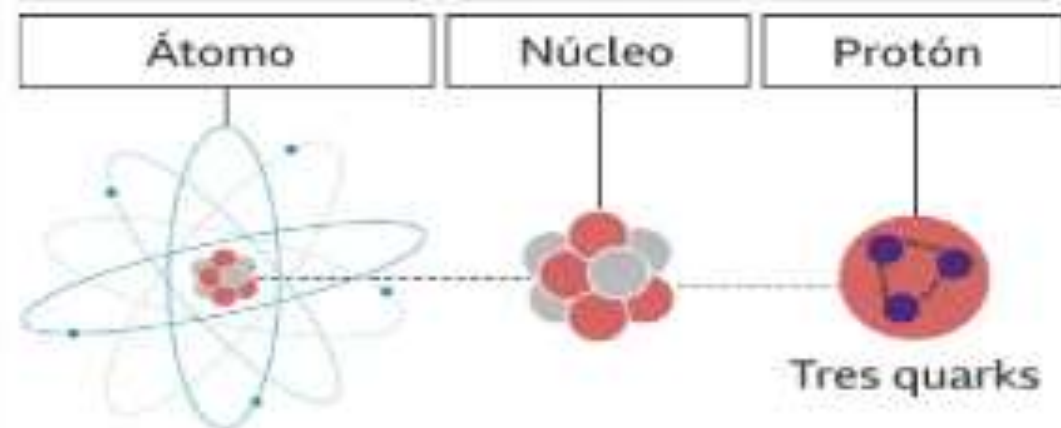
<https://www.youtube.com/watch?v=p5G7sJyIpSo>

Materia ordinaria y exótica

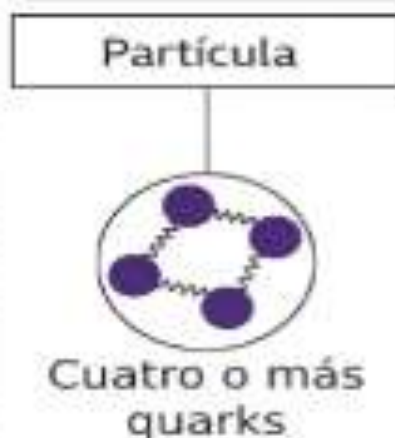
● Protones

● Neutrones

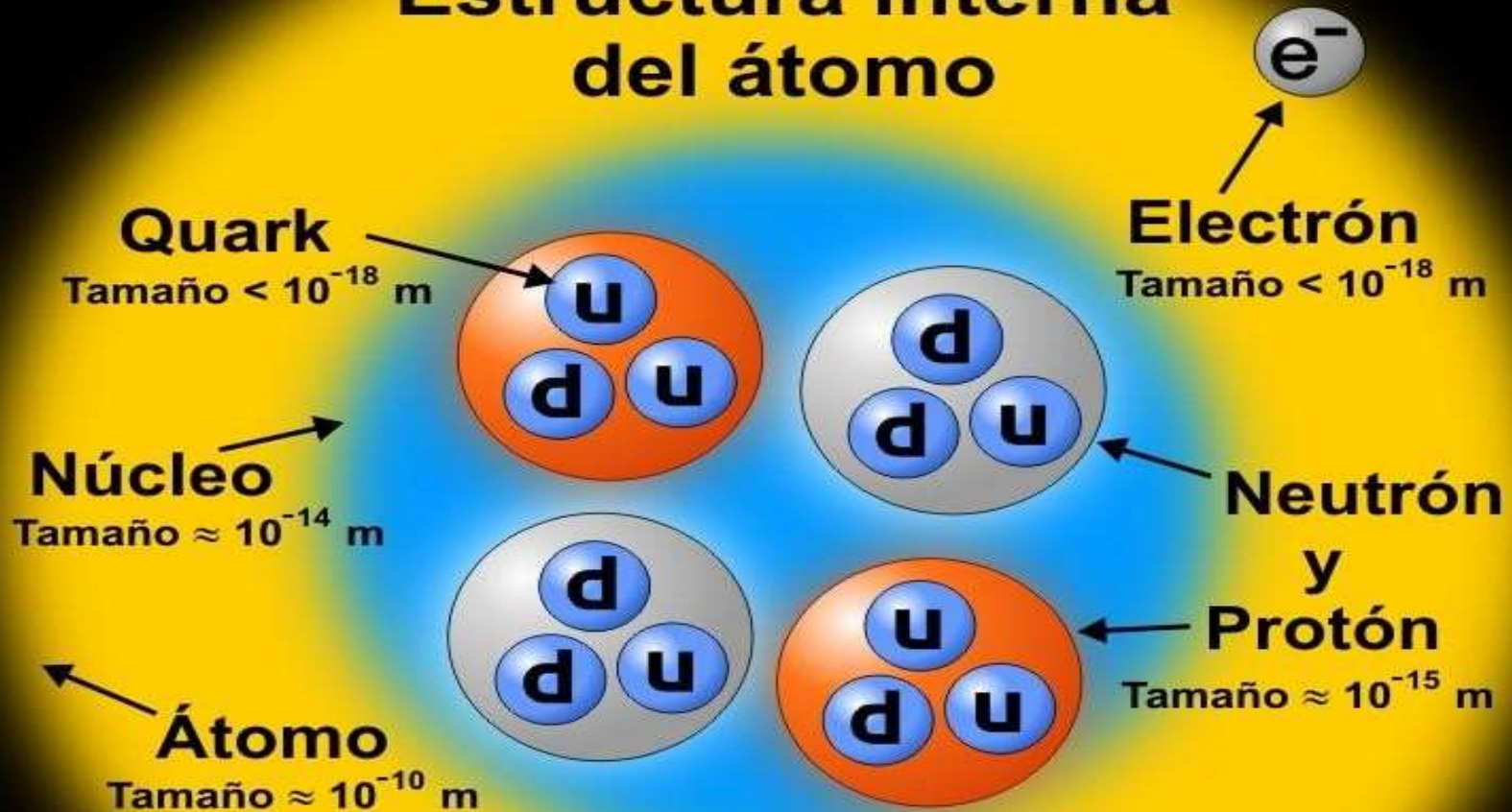
Materia ordinaria



Materia exótica



Estructura interna del átomo



Si la imagen estuviera a escala y los protones y neutrones midieran 10 cm entonces los quarks y electrones medirían 0,1 mm y el átomo 10 km.

En la ciencia los Modelos son representaciones provisionarias. Nada está completamente descubierto y todo está sujeto a cambios.

Resumiendo

- *El átomo es la partícula más pequeña de un elemento químico.*
- *Todo átomo es eléctricamente neutro, porque el número de electrones es igual al número de protones.*

	Protón	Neutrón	Electrón
Definición	Partícula subatómica de carga positiva	Partícula subatómica de carga neutra	Partícula subatómica de carga negativa
Carga	Positiva +1	Neutra 0	Negativa -1
Símbolo	p^+	n^0	e^-
Localización en el átomo	Núcleo	Núcleo	Orbitales periféricos
Masa (kg)	$1,673 \times 10^{-27} \text{kg}$	$1,675 \times 10^{-27} \text{kg}$	$9,109 \times 10^{-31} \text{kg}$
Masa comparada con el protón (amu)	1	1	0,0005
Partícula elemental	3 cuarks: 2 u y 1 d	3 cuarks: 2 d y 1 u	1 leptón
Descubridor (año)	E. Rutherford (1911)	J. Chadwick (1931)	J.J.Thomson (1897)

El átomo tiene carga cero!!!!

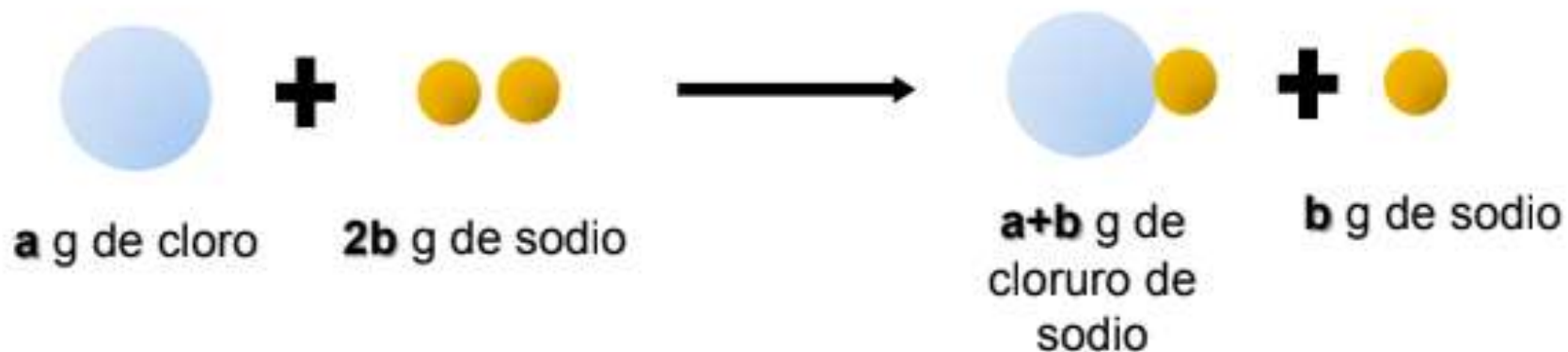
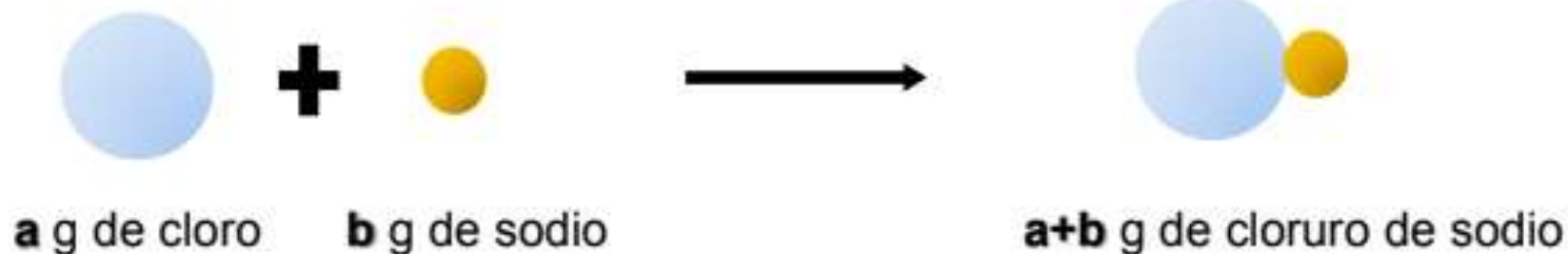
TEORÍA ATÓMICO MOLECULAR

4.1. Enunciado de la teoría

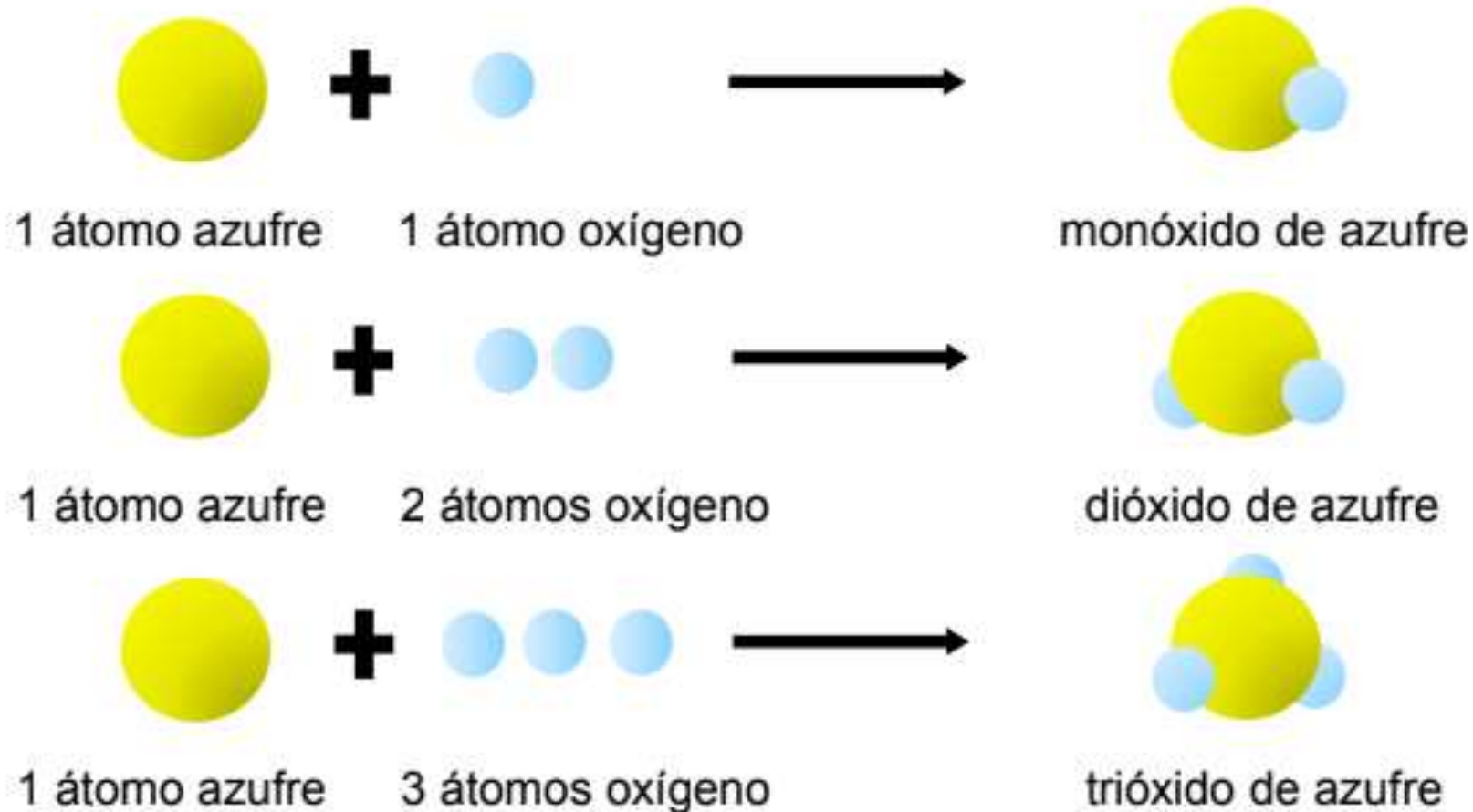
☞ Dalton justificó las leyes ponderales con su teoría atómica

- ⌚ 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.

4.2. Justificación de las leyes

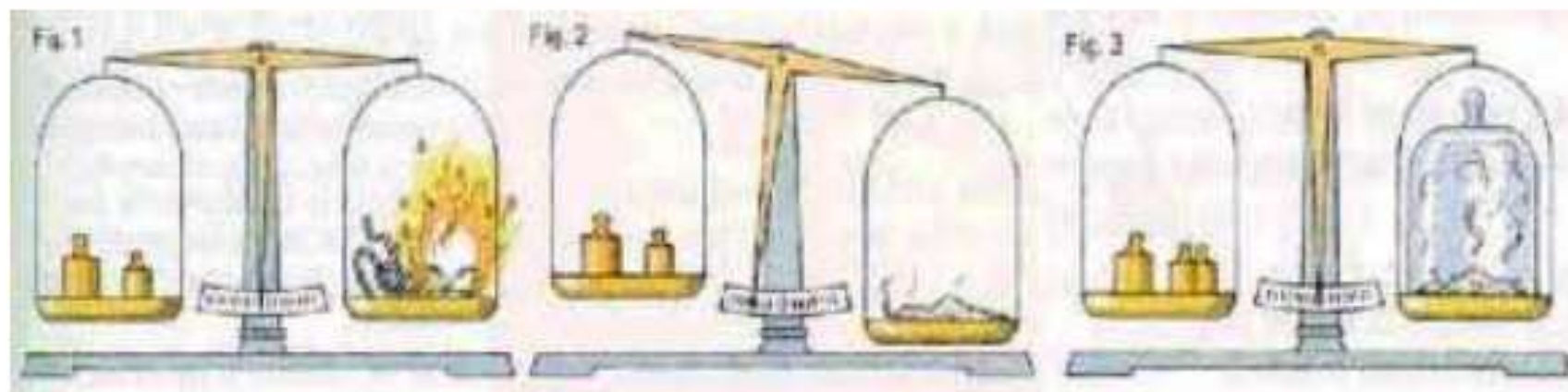
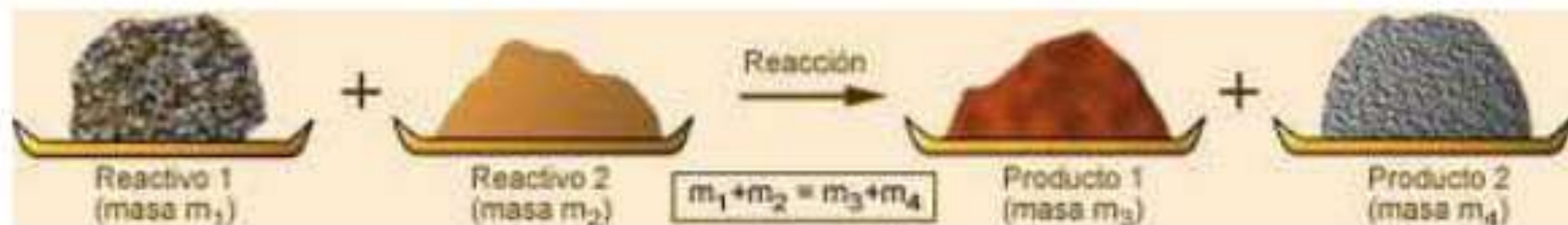


4.2. Justificación de las leyes



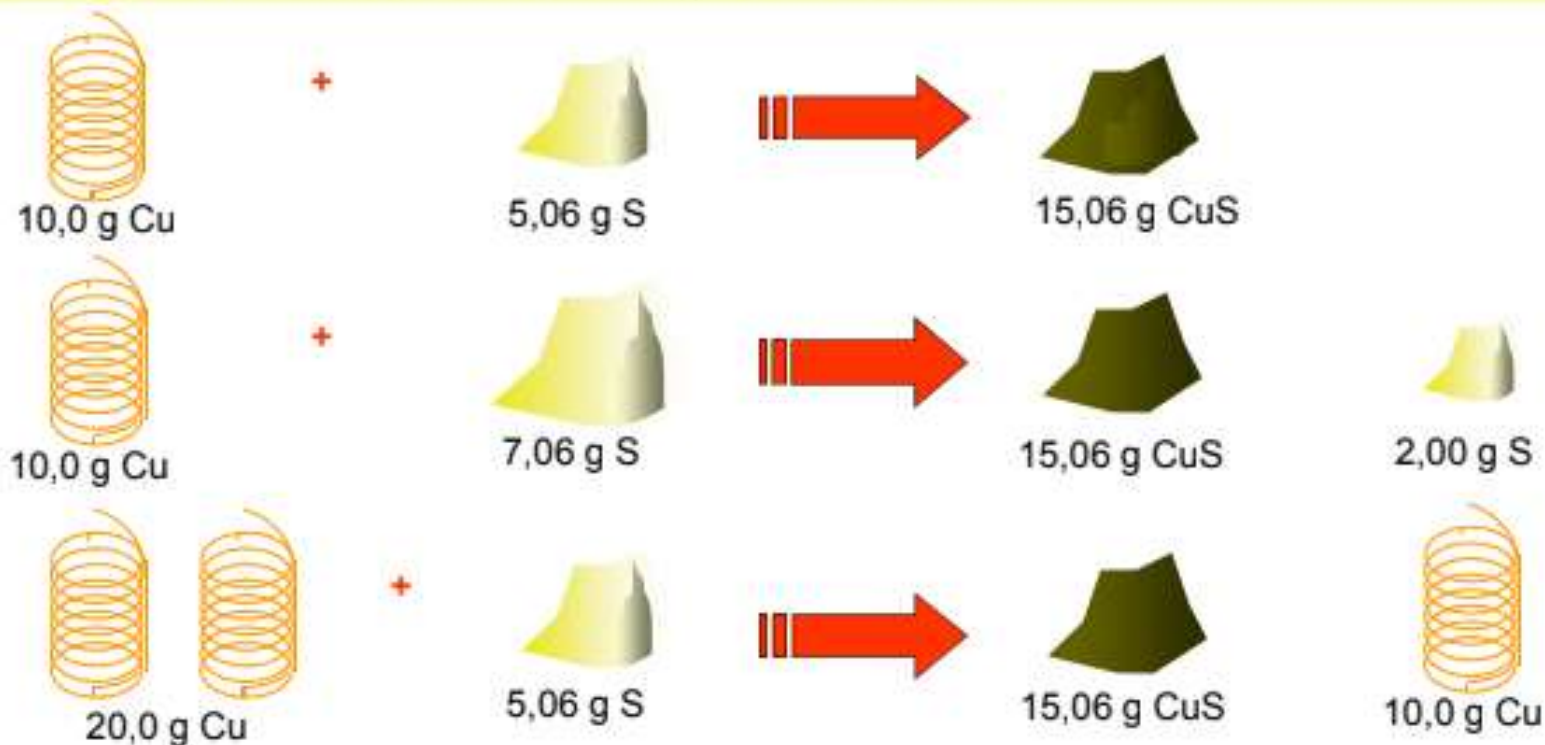
3.1. Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier

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**.



3.2. 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



Carga Nuclear o Número Atómico (Z)

El número atómico (Z), es el número de protones que tiene el núcleo de un átomo de un elemento químico. Se simboliza con Z.

Es una propiedad característica de cada elemento químico. Su valor se saca de la tabla periódica.

Su valor indica la posición que ocupa el elemento en la tabla periódica.

Número másico (A):

Es un número entero (no una masa) , que indica la cantidad de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un determinado elemento.

A = n^o de protones + n^o de neutrones

$$**A = Z + n**$$

Los átomos de un mismo elemento pueden tener distintos números másicos.

${}^A X$

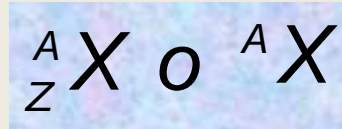
El Ne tiene los átomos con los siguientes números másicos:

Ne: ${}^{20}\text{Ne}$ ${}^{21}\text{Ne}$ ${}^{22}\text{Ne}$

O: ${}^{16}\text{O}$ ${}^{17}\text{O}$ ${}^{18}\text{O}$

C: ${}^{12}\text{C}$ ${}^{13}\text{C}$ ${}^{14}\text{C}$ (radiactivo)

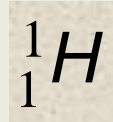
Isótopos:



*Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen igual número de protones pero distinto número de neutrones. Poseen idéntico **Z** y diferente **A***

La composición de un núcleo atómico se indica mediante su símbolo nuclear o símbolo isotópico

Algunos isótopos tienen nombres específicos, por ejemplo:

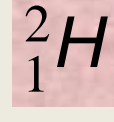


Protio

$$A = 1$$

$$Z = 1$$

$$n = 0$$

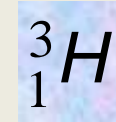


Deuterio

$$A = 2$$

$$Z = 1$$

$$n = 1$$

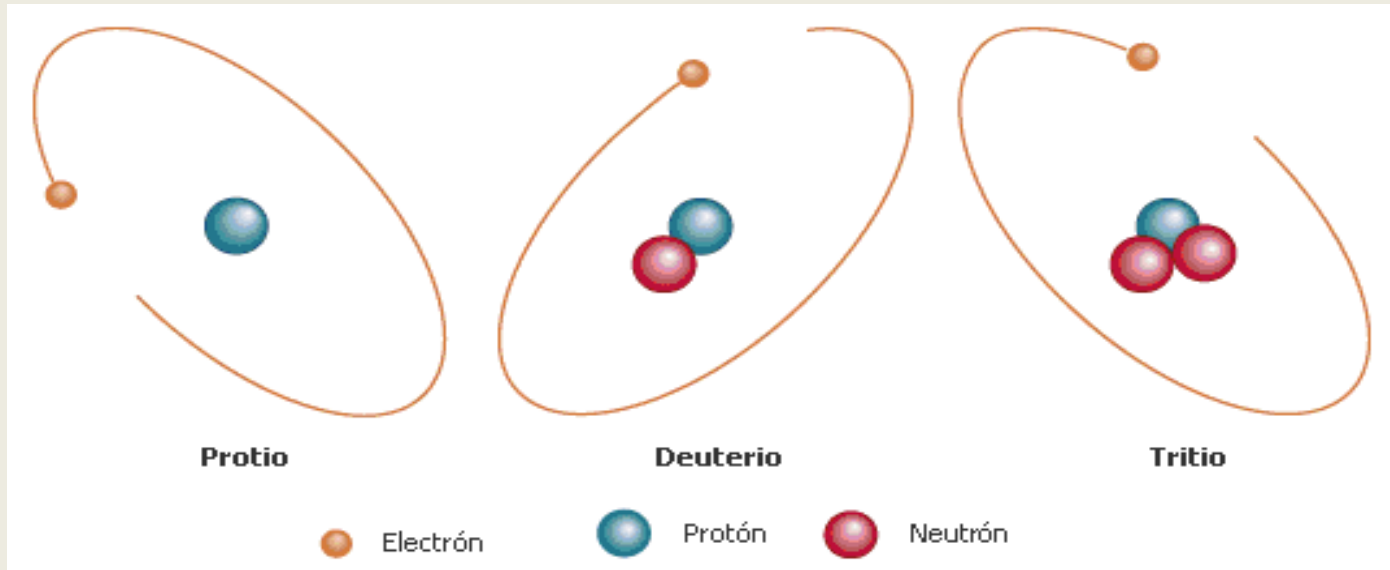


Tritio

$$A = 3$$

$$Z = 1$$

$$n = 2$$



Algunos isótopos de elementos comunes

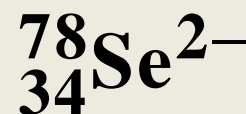
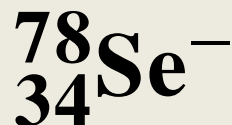
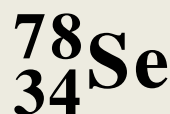
Elemento	Símbolo	Nº atómico Z	Nº másico A	Abundancia (%)
Hidrógeno o protio	${}^1\text{H}$ o H	1	1	99,985
deuterio	${}^2\text{H}$ o D	1	2	0,015
tritio	${}^3\text{H}$ o T	1	3	- *
carbono 12	${}^{12}\text{C}$	6	12	98,90
carbono 13	${}^{13}\text{C}$	6	13	1,10

* Radiactivo, inestable

EJERCICIOS

a) Escriba i) el símbolo del isótopo molibdeno-98, ii) el símbolo del ion que contiene 24 protones, 28 neutrones y 21 electrones.

b) Un elemento tiene 34 protones, 36 electrones y 44 neutrones. ¿De qué isótopo se trata?



c) Indique cuál de las opciones es la correcta.

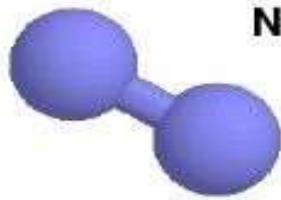
Una partícula de ${}^{56}\text{Fe}^{2+}$ contiene

- a) 54 protones, 56 neutrones y 52 electrones
- b) 26 protones, 30 neutrones y 24 electrones
- c) 26 protones, 26 neutrones y 26 electrones
- d) 28 protones, 28 neutrones y 26 electrones
- e) 58 protones, 58 neutrones y 56 electrones

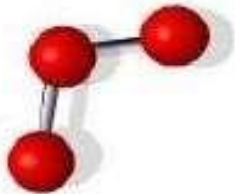
Molécula:

Una molécula es una partícula discreta formada por dos o mas átomos unidos entre si por fuerzas llamadas enlaces químicos

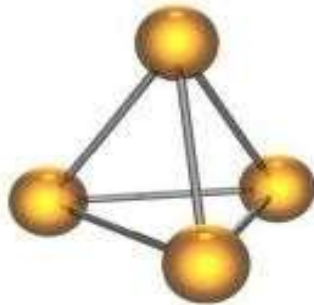
Moléculas de elementos



N_2 (diatómica)



O_3 (triatómica)



P_4 (tetratómica)

Moléculas de compuestos



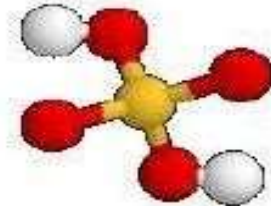
HCl (diatómica)

H_2O (triatómica)



NH_3 (tetratómica)

H_2SO_4 (heptaatómica)

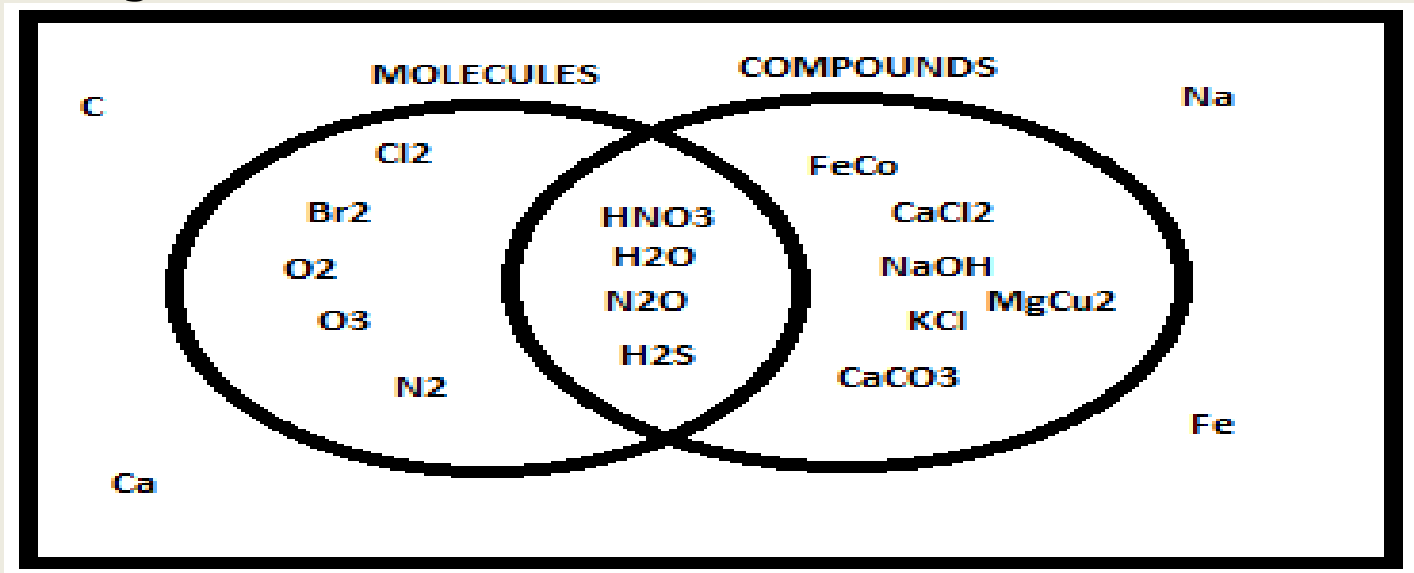


ATENCIÓN!!!!

Algunos compuestos no son moléculas... por la definición de ambos.

Un compuesto es una sustancia cuya fórmula mínima tiene al menos 2 elementos diferentes.

Una molécula es un conjunto de átomos de carga neta nula unidos por enlaces covalentes. Los átomos unidos pueden ser de elementos iguales o diferentes.



Por ejemplo:

- CO₂ es una molécula y un compuesto.
- NaCl es un compuesto pero no una molécula.
- Cl₂ es una molécula pero no es un compuesto

Indique cuáles de las siguientes especies son elementos, cuáles son moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos pero no moléculas y cuáles son compuestos y moléculas

a) SO₂	f) O₃
b) S₈	g) CH₄
c) N₂O₅	h) KBr
d) O	i) S
e) O₂	j) LiF

Masa atómica relativa (Ar)

Es un número adimensional que indica cuántas veces más pesado es el átomo del elemento que la uma.

$$A_r = \frac{\text{masa absoluta del átomo}}{\text{uma}}$$

En la tabla periódica figuran las masas atómicas relativas; sus valores fueron determinados en relación a la masa absoluta de otro átomo que se toma como referencia.

Para elaborar una escala de masas atómicas relativas, es necesario definir una unidad de referencia, la que se calcula en base a la masa del ^{12}C .

Esa unidad es la **uma** (unidad de masa atómica).

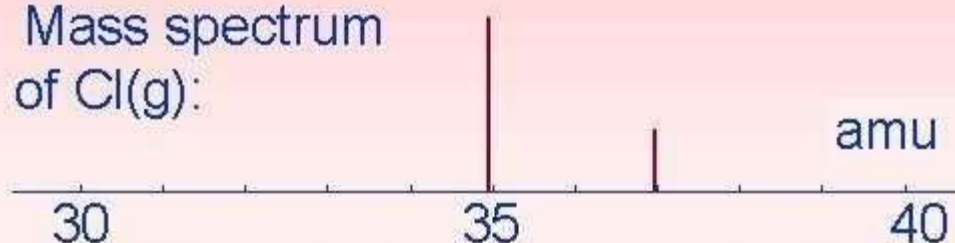
$$\text{uma} = u = \frac{1}{12} \text{ masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}$$
$$u = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza como una mezcla de entre 2 y 10 isótopos. La masa atómica de una mezcla de isótopos depende de las masas atómicas de los isótopos individuales y del porcentaje de cada uno de ellos en la mezcla.

Las masas atómicas que figuran en la tabla periódica se determinaron midiendo con espectrómetros de masas los porcentajes numéricos y las masas atómicas de los isótopos de un elemento en muestras naturales.

Average Atomic Mass of Chlorine

Mass spectrum
of Cl(g):



^{35}Cl	34.968854 amu	75.53%
^{37}Cl	36.965896 amu	24.47%

$$\begin{aligned}\text{Avg. mass} &= 34.968854 \text{ amu} \times 0.7553 \\ &+ 36.965896 \text{ amu} \times 0.2447 \\ &= 35.46 \text{ amu}\end{aligned}$$

Fuente: <http://www.ehu.es/biomoleculas/isotopos/isotopos2.htm>

Masa Molecular Relativa (Mr):

Es el cociente entre la masa media de una molécula y la una.

Indica cuántas veces más pesada es la molécula de la sustancia que la una.

Las masas moleculares relativas se calculan sumando las masas atómicas relativas de los átomos que componen una fórmula química.

Resolución ejercicios. Ver Archivo.

Constante de Avogadro (NA):

El NA es una constante que indica el número de átomos de carbono que hay en exactamente 12 g de ¹²C.

$$\mathbf{NA = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$$

Mol:

El mol es la cantidad de materia que contiene tantos entes elementales como átomos de carbono hay exactamente 12 g de ^{12}C .

Los entes elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, grupos de átomos, electrones u otras partículas.

Experimentalmente se comprobó que este número es $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos

Masa Molar (M):

La masa molar es la masa en g de un mol de átomos, moléculas, iones, o unidades fórmulas.

La masa molar es numéricamente igual a la Mr o a la Ar, de la especie considerada, pero expresada en g / mol.

$$M = A_r \text{ g / mol}$$

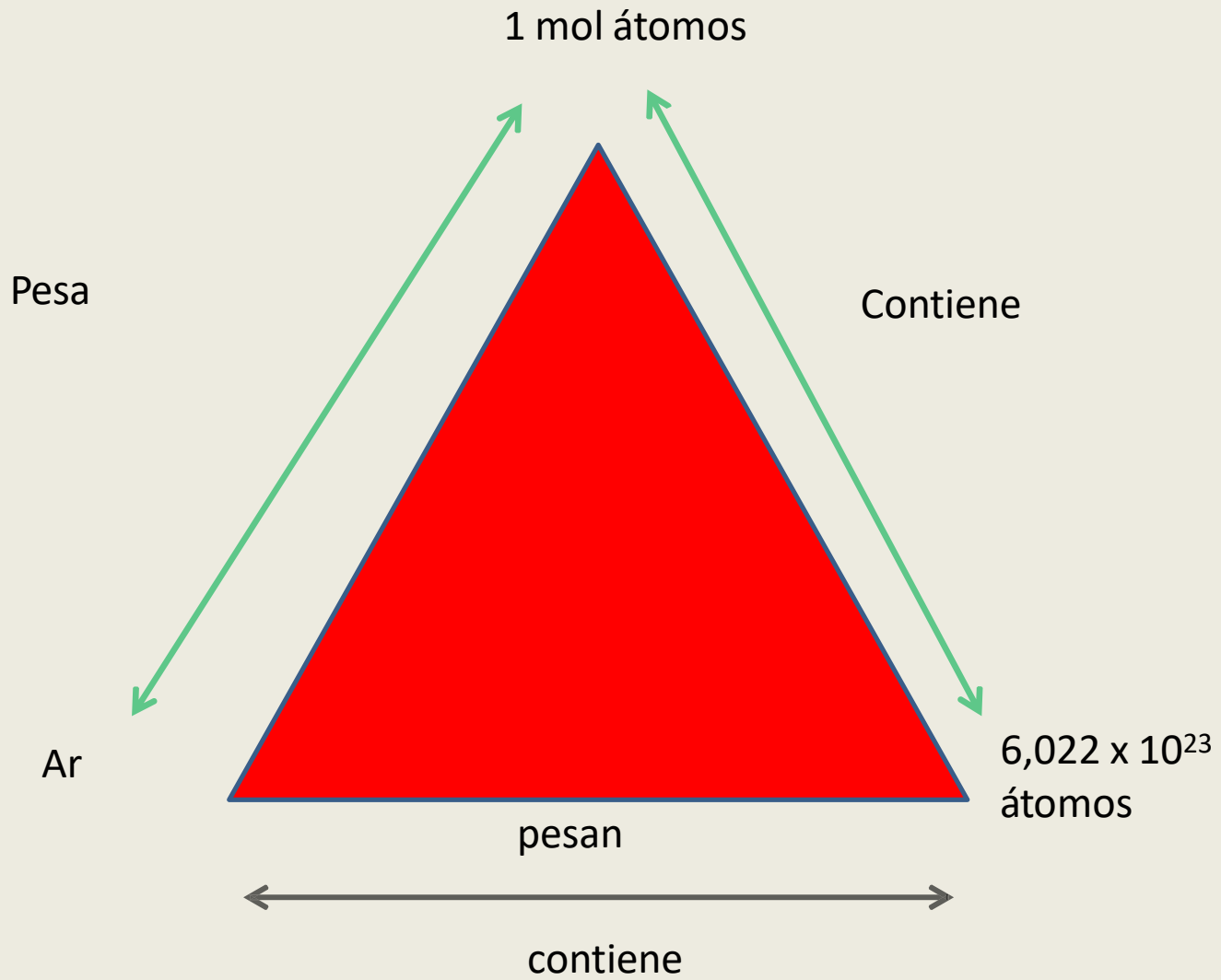
$$M = M_r \text{ g / mol}$$

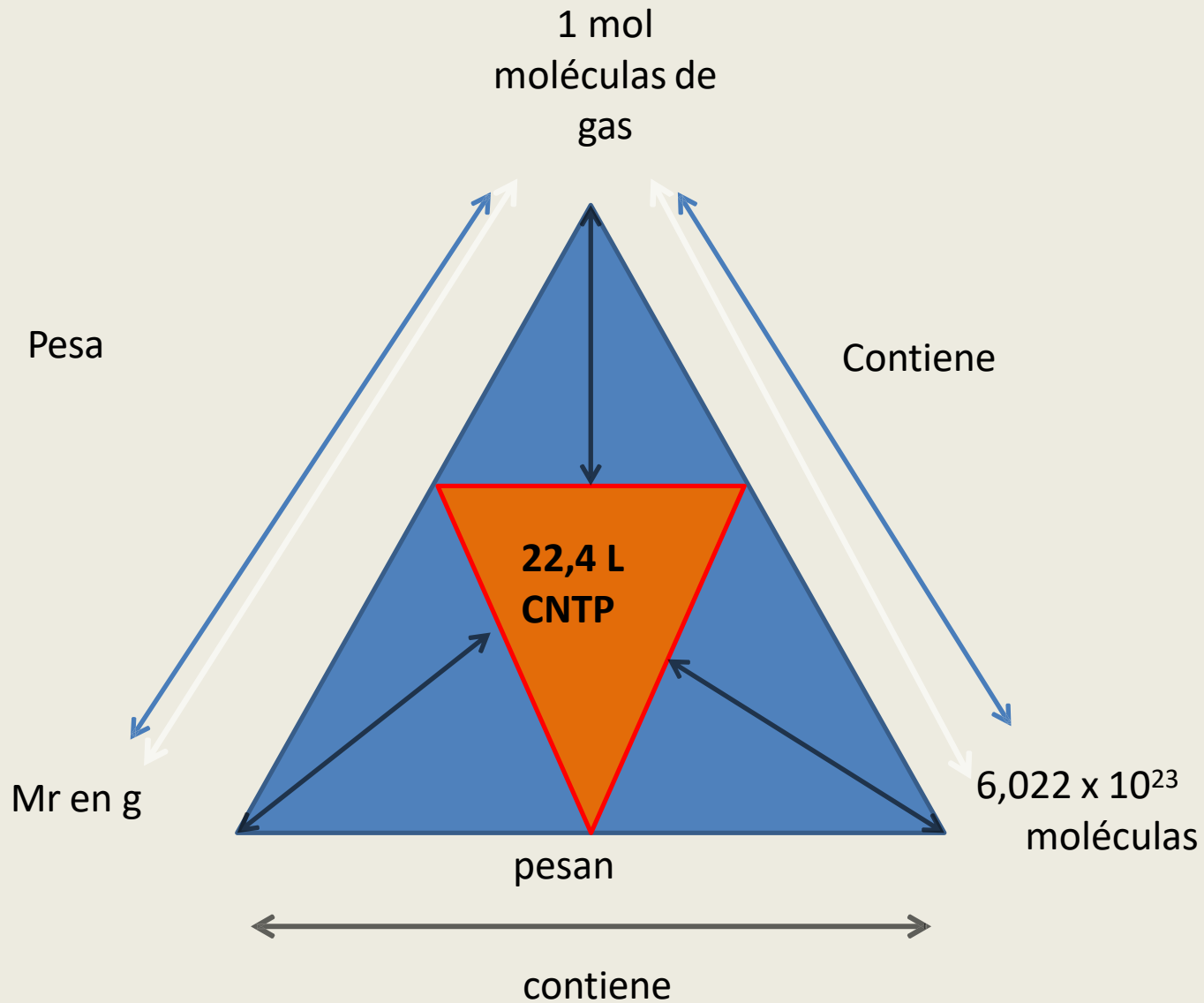
Volumen molar normal de un gas (V_m°):

Es el volumen que ocupa un mol de moléculas de un gas ideal en CNPT (1atm y 0°C).

$$V_m^\circ = 22,414 \text{ L / mol}$$

$$V_m^\circ = 22,4 \text{ L / mol (por simplicidad)}$$





1-A partir de 50 g de plata: Calcule a) número de moles; b)

Número de átomos

2 ¿Cuánto pesa un átomo de mercurio?

3 Se tiene 51 g de NH_3 . Calcule a) número de moles de moléculas;
b) número de moles de átomos; c) número de átomos de cada especie; d) volumen en CNTP

EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN