

UNIDAD I

Materia. Átomos y Moléculas

Dra. Cristina Iuga

Universidad Autónoma Metropolitana

Unidad Xochimilco

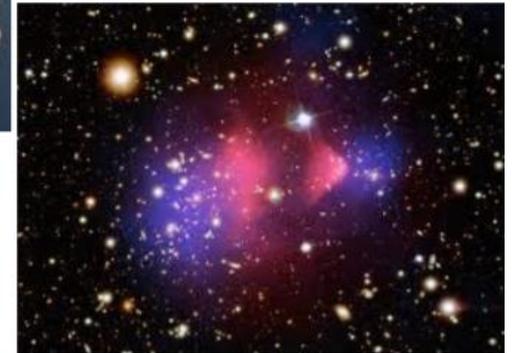
Contenido

- ✓ Composición química de la materia. Estados de agregación.
- ✓ Sistemas de unidades y conversión de unidades.
- ✓ Estructura del átomo: núcleo (protones y neutrones) y nube de electrones.
- ✓ Aspectos básicos de los elementos: nombre, número atómico, número másico, masa atómica. Isótopos.

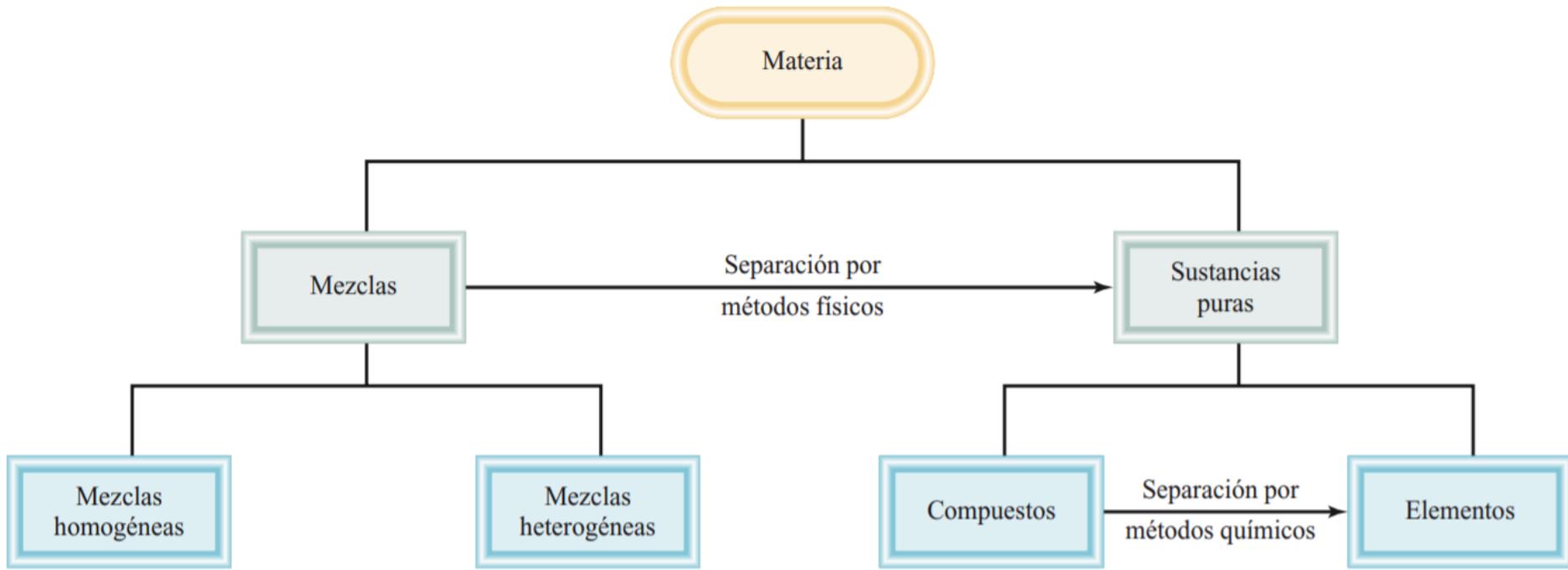
Recordando...

LA MATERIA

Materia es todo aquello que tiene volumen (ocupa un espacio) y masa.



CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA



Recordando...

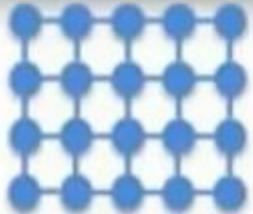
La materia está presente en todo el universo en diferentes estados. Algunos de ellos, incluso, recién se están investigando.



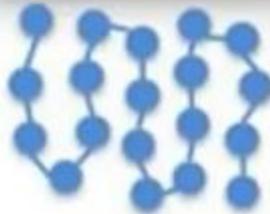
Recordando...

Estados de agregación de la materia

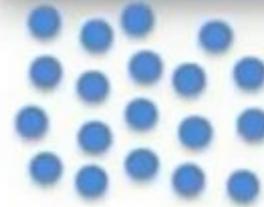
Solido



Líquido



Gaseoso



Plasma



5to estado: Condensado de Bose-Einstein

6to estado: Condensado fermiónico

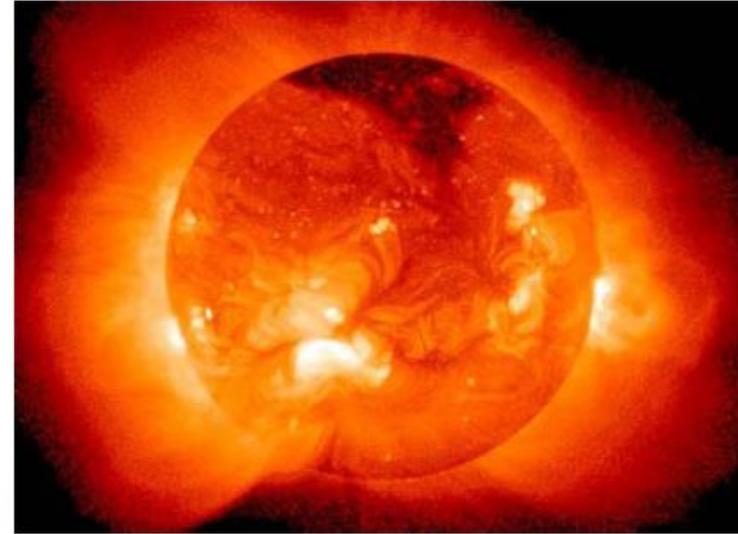
ESTADOS DE AGREGACIÓN



- **Sólido:** materia que tiene una forma fija y un volumen fijo
- **Líquido:** volumen definido pero se adapta a la forma del recipiente
- **Gas:** sustancia sin volumen fijo

Estado de plasma

- Es considerado el cuarto estado de la materia.
- Es el más abundante en el Universo.
- Es un gas fuertemente ionizado, compuesto por electrones, cationes (iones con carga positiva) y neutrones. La gran cantidad de energía hace que los impactos entre electrones sean tan violentos que se separen del núcleo.
- Es un estado que se alcanza a temperaturas extremadamente altas.
- Ejemplos de estados de Plasma: el sol, la ionosfera, luces fluorescentes.
- Los plasmas tienen la característica de ser conductores de la electricidad.



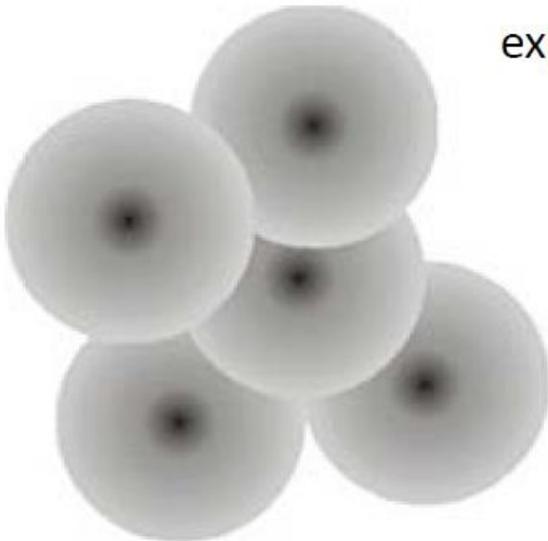
El condensado de Bose-Einstein

Es considerado el quinto estado de la materia.

Se alcanza a temperaturas extremadamente bajas, cerca del cero absoluto.

Todos los átomos en un condensado de Bose-Einstein pierden su identidad individual.

El condensado de Bose-Einstein fue observado experimentalmente en átomos de rubidio.



Átomos muy fríos



Átomos en Condensado
de Bose - Einstein

ESTADOS DE AGREGACIÓN



ESTADOS DE AGREGACIÓN

Ejemplos de sublimación

Alcanfor

El alcanfor es una sustancia sólida hecha de naftaleno y para-dicloro benceno. Las sustancias contenidas en el alcanfor pueden cambiar a gas si se colocan a presión y temperatura ambiente.

Eso es lo que causa que las bolas de naftalina reducen el tamaño (disminución de la masa) cuando se colocan en un espacio abierto. Su forma cambiará inmediatamente de sólido a gas sin convertirse primero en líquido.



Hielo seco



Sólidos de arsénico



PROPIEDADES DE LA MATERIA

- **Propiedades intensivas** (no dependen de la cantidad de materia considerada)
- **Propiedades extensivas** (dependen de la cantidad de materia considerada)

Intensive Properties



Boiling Point



Color



Temperature



Luster



Hardness

Extensive Properties



Volume



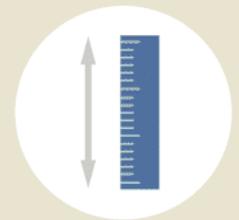
Mass



Size



Weight



Length

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Magnitudes básicas y derivadas del SI

Magnitudes fundamentales	Unidades (SI)	Símbolos
Longitud (l)	metro	m
Masa (m)	kilogramo	kg
Tiempo (t)	segundo	s
Temperatura (T)	kelvin	K
Intensidad de corriente (I)	amperio	A
Intensidad luminosa (I)	candela	cd
Cantidad de sustancia (n)	mol	mol

Magnitudes derivadas	Unidades y símbolos	Otras unidades equivalentes
Volumen (V)	m^3	L (litro)
Densidad (ρ)	kg/m^3	g/cm^3 ; g/mL; g/L
Velocidad (v)	m/s	km/h
Aceleración (a)	m/s^2	N/m
Fuerza (F)	$kg \cdot m/s^2 = N$ (newton)	kp
Presión (p)	$N/m^2 = Pa$ (pascal)	mmHg; atm
Trabajo (W)	$N \cdot m = J$ (julio)	erg; kW·h

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Prefijos usados con unidades del SI

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
Tera-	T	1 000 000 000 000 ó 10^{12}	1 terametro (Tm) = 1×10^{12} m
Giga-	G	1 000 000 000 ó 10^9	1 gigametro (Gm) = 1×10^9 m
Mega-	M	1 000 000 ó 10^6	1 megametro (Mm) = 1×10^6 m
Kilo-	k	1 000 ó 10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
Deci-	d	1/10 ó 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0,1 m
Centi-	c	1/100 ó 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0,01 m
Mili-	m	1/1 000 ó 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0,001 m
Micro-	μ	1/1 000 000 ó 10^{-6}	1 micrómetro (μm) = 1×10^{-6} m
Nano-	n	1/1 000 000 000 ó 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
Pico-	p	1/1 000 000 000 000 ó 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

NOTACIÓN CIENTÍFICA

Usamos **notación científica o exponencial** cuando tratamos con números muy grandes o muy pequeños.

Por ejemplo, 197 gramos de Au contienen aproximadamente 60200000000000000000000000 átomos y la masa de un átomo de Au es aproximadamente 0.000000000000000000000000327 gramos.

Se usa la notación científica dónde se escribe el número en forma exponencial y se coloca un dígito no nulo a la izquierda de la coma decimal. Así tenemos 6.02×10^{23} átomos en 197 g de oro y la masa de un átomo de oro es de 3.27×10^{-22} gramos.

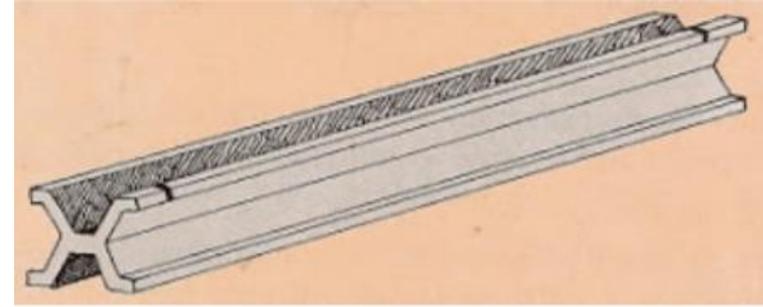
60200000000000000000000000 átomos \longrightarrow 6.02×10^{23} átomos

0.000000000000000000000000327 gramos \longrightarrow 3.27×10^{-22} gramos

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Longitud

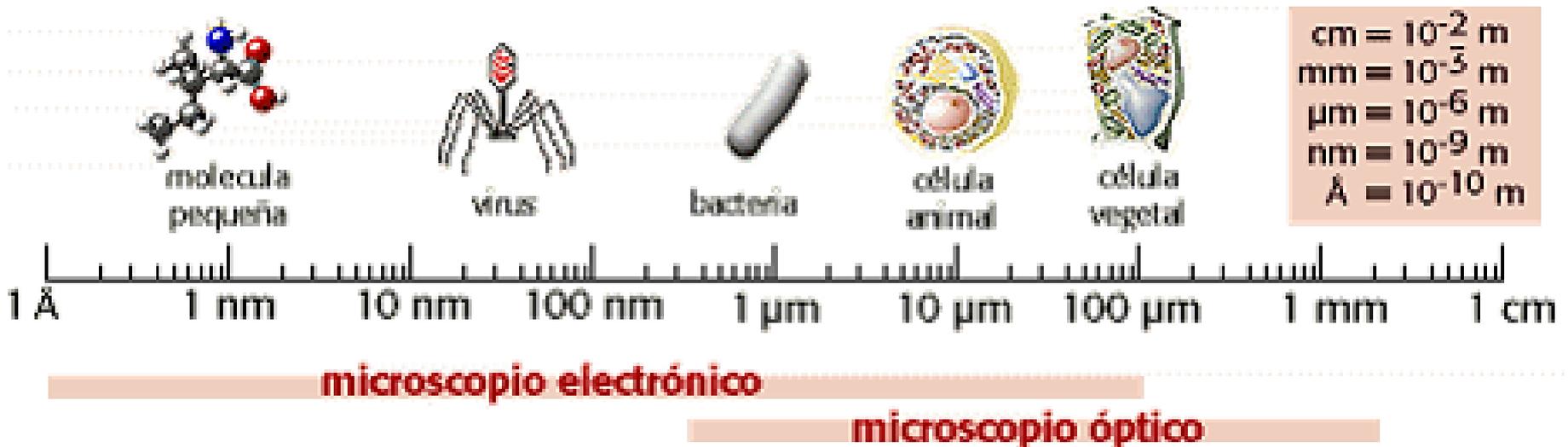
El metro actualmente se define como la longitud del trayecto recorrido en el vacío por la luz durante un tiempo de $1/299792458$ segundos (aprox. 3.34 ns)



El metro patrón

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m} = 0.1 \text{ nm}$$

Se emplea para medir distancias de escala atómica



Sistema técnico inglés

Longitud	Fuerza	Tiempo
pie	libra	segundo

- Solo se usa en mecánica y termodinámica
- No decimal: 1 yarda = 3 pies; 1 pie = 12 pulgadas
- Equivalencias:

$$1 \text{ yd} = 0,9144 \text{ m}$$

$$1 \text{ pie} = 0,3048 \text{ m}$$

$$1 \text{ pulgada (inch)} = 2,54 \text{ cm}$$

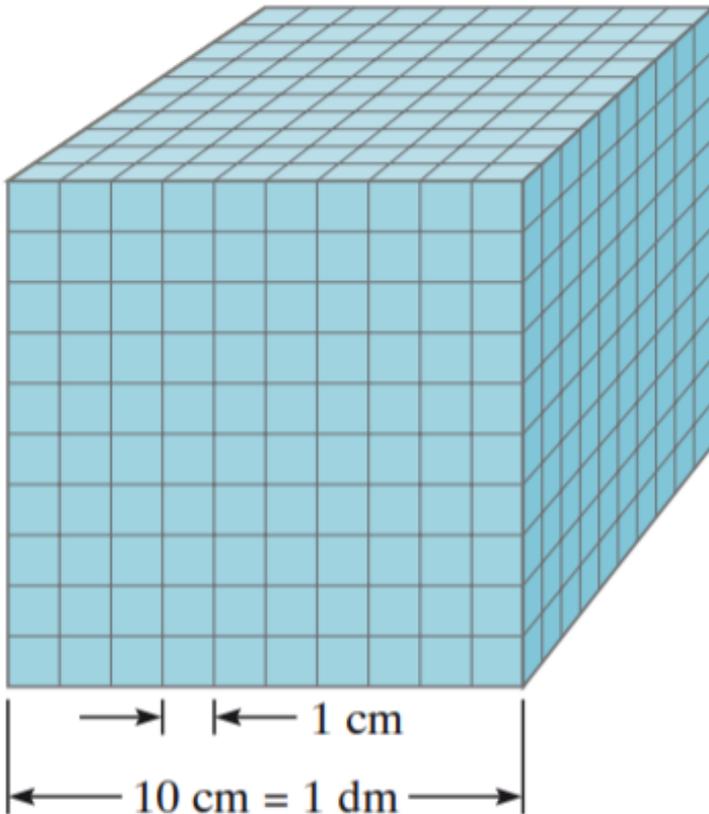
$$1 \text{ milla} = 1,609 \text{ km}$$

$$1 \text{ lb} = 4,4482 \text{ N}$$



Área y Volúmen

Volumen: $1\ 000\ \text{cm}^3$;
 $1\ 000\ \text{mL}$;
 $1\ \text{dm}^3$;
 $1\ \text{L}$



Volumen: $1\ \text{cm}^3$;
 $1\ \text{mL}$

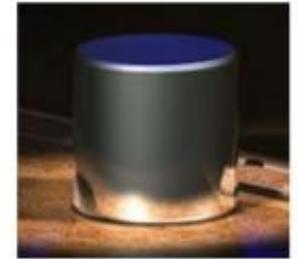
A small blue cube is shown. A dimension line below it indicates the side length is 1 cm.

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Masa

Hasta el 20 de mayo del 2019 el kilogramo estuvo definido por la masa que tiene el cilindro patrón, compuesto de una aleación de platino e iridio, que se guarda en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas en Sévres, Francia. Es la única unidad que emplea un prefijo.

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$



Aleación de platino e iridio,



Oficina Internacional de Pesos y Medidas, en Sévres, Francia.

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Masa

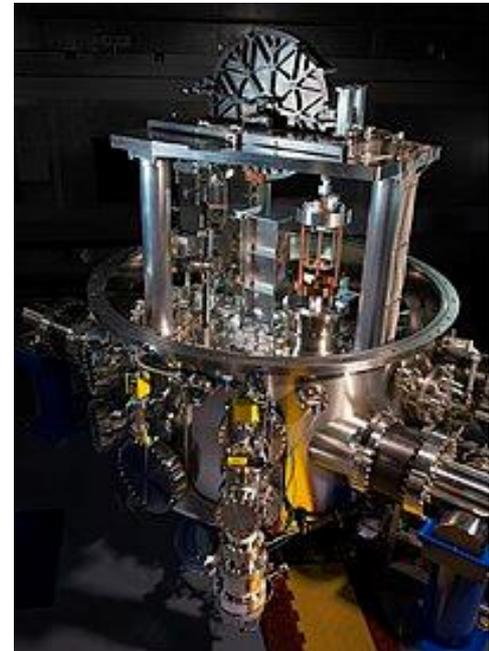
La definición oficial del kilogramo es:

«El kilogramo, símbolo kg, es la unidad SI de **masa**. Se define al fijar el valor numérico de la **constante de Planck**, h , como $6.626\ 070\ 15 \times 10^{-34}$ expresado en J·s (julios por segundo), unidad igual a $\text{kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-1}$, donde el **metro** y el **segundo** se definen en función de c (**velocidad de la luz** en el vacío) y $\Delta\nu_{\text{Cs}}$ (duración del **segundo atómico**).»⁸

De la relación exacta $h=6.626\ 070\ 15\cdot 10^{-34}\ \text{kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-1}$, se obtiene la expresión para el kilogramo en función del valor de la constante de Planck, h :

$$1\text{kg} = \left(\frac{h}{6.62607015 \times 10^{-34}} \right) \text{m}^{-2}\text{s}$$

La balanza de Watt NIST-4, que comenzó a funcionar a principios de 2015 en el Instituto Nacional de Estándares y Tecnología estadounidense en Gaithersburg (Maryland), que midió la constante de Planck con una precisión de 13 partes por millardo en 2017, lo cual fue lo suficientemente preciso para ayudar con la redefinición del kilogramo.



MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Diferencia entre masa y peso

La **masa** de un objeto se refiere a la cantidad de materia contenida por el objeto. Es una medida de su inercia.

El **peso** de un objeto es la fuerza de gravedad actuando sobre el objeto.



Comparación de peso y masa de una persona en la Tierra y la Luna.



Masa en la Tierra de 65 kg

Peso en la Tierra de 64.4 kg

Gravedad en la Tierra: 9.81 m/s^2

(En la Luna la fuerza gravitatoria es una sexta parte de la misma fuerza en la Tierra.)

Masa en la Luna de 65 kg

Peso en la Luna de 10.8 kg

Gravedad en la Luna: 1.62 m/s^2

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Densidad

Densidad = 19.3 g/cm^3



1 kg de oro

Densidad = 7.8 g/cm^3



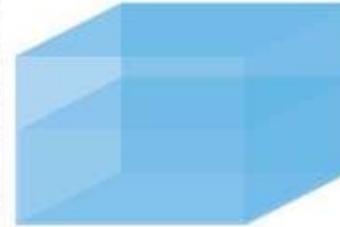
1 kg de fierro

Densidad = 2.7 g/cm^3



1 kg de aluminio

Densidad = 1.0 g/cm^3



1 kg de agua

Densidad = $.50 \text{ g/cm}^3$



1 kg de madera

Sustancia
muy compacta

Densidad grande

Sustancia
poco compacta

Densidad pequeña

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

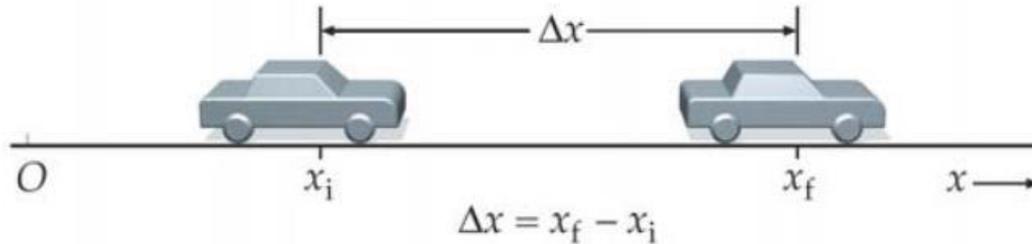
Tiempo

El **segundo** actualmente se define tomando como base el tiempo atómico (un segundo es igual a 9.192.631.770 periodos de radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del isótopo 133 del átomo de cesio ^{133}Cs , medidos a 0K).

Unidad	Equivalencia
Segundo	
Minuto	60 segundos
Hora	60 minutos
Día	24 horas
Semana	7 días
Mes	28, 29, 30 o 31 días
Año	365 días y 1/4
Lustro	5 años
Década	10 años
Siglo	100 años
Milenio	1,000 años

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Velocidad



$$v = \frac{\Delta x}{t}$$

Pasar de km/h a m/s /h. $1 \text{ km/h} = \frac{1 \cancel{\text{km}}}{1 \cancel{\text{h}}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} = \frac{10}{36} \text{ m/s}$

Pasar de m/s a km/h. $1 \text{ m/s} = \frac{1 \cancel{\text{m}}}{1 \cancel{\text{s}}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{1000 \cancel{\text{m}}} \cdot \frac{3600 \cancel{\text{s}}}{1 \text{ h}} = 3,6 \text{ km/h}$

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Temperatura

- La temperatura se puede expresar en diferentes escalas de temperatura. Tres escalas de temperatura usadas comúnmente son: Celsius, Kelvin (absoluta) y Fahrenheit.
- La unidad de temperatura en las escalas Celsius y Fahrenheit se llama grado. El signo de grado no se utiliza con la temperatura Kelvin.

<p>De Kelvin a Celsius</p> $C = K - 273.15$	<p>De Kelvin a Fahrenheit</p> $F = \frac{9(K - 273.15)}{5} + 32$
<p>De Fahrenheit a Celsius</p> $C = \frac{5(F - 32)}{9}$	<p>De Fahrenheit a Kelvin</p> $K = \frac{5(F - 32)}{9} + 273.15$
<p>De Celsius a Kelvin</p> $K = C + 273.15$	<p>De Celsius a Fahrenheit</p> $F = \frac{9C}{5} + 32$

Intensidad de corriente eléctrica

El **amperio** o **ampere** es una corriente constante que, si es mantenida en dos conductores paralelos de largo infinito, circulares y colocados a un metro de distancia en el vacío, produciría entre esos conductores una fuerza igual a 2×10^{-7} newton por metro de largo.

Intensidad luminosa

La **candela** es la unidad básica del SI de intensidad luminosa en una dirección dada, desde una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} hercios y de la cual la intensidad radiada en esta dirección es 1/683 vatios por estereorradián.

AIRIS M137. Televisor LCD 26''

Carrefouronline



Características técnicas

- TV LCD 26'' - 16:9
- Resolución: 1280 x 768
- **Brillo 500 Cd/m²** → cd/m²
- Contraste 600:1
- Sonido Estéreo Nicam
- Soporte de pared incorporado

Cantidad de sustancia

El **mol** se define como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado cómo átomos de C hay en 12 gramos de ^{12}C .

$$1[\textit{decena}] \text{ ————— } 10 [\textit{unidades}]$$

$$1[\textit{centena}] \text{ ————— } 100 [\textit{unidades}]$$

$$1[\textit{mol}] \text{ ————— } 6.022 \times 10^{23} [\textit{unidades}]$$

constante de Avogadro

el número de partículas contenidos en un mol es enormemente grande!

Cantidad de sustancia

Un mol contiene 6.022×10^{23} unidades de lo que sea

Un mol de granos de arena equivale a 6.022×10^{23} granos de arena.

Un mol de lápices equivale a 6.022×10^{23} lápices.

Un mol de átomos equivale a 6.022×10^{23} átomos.

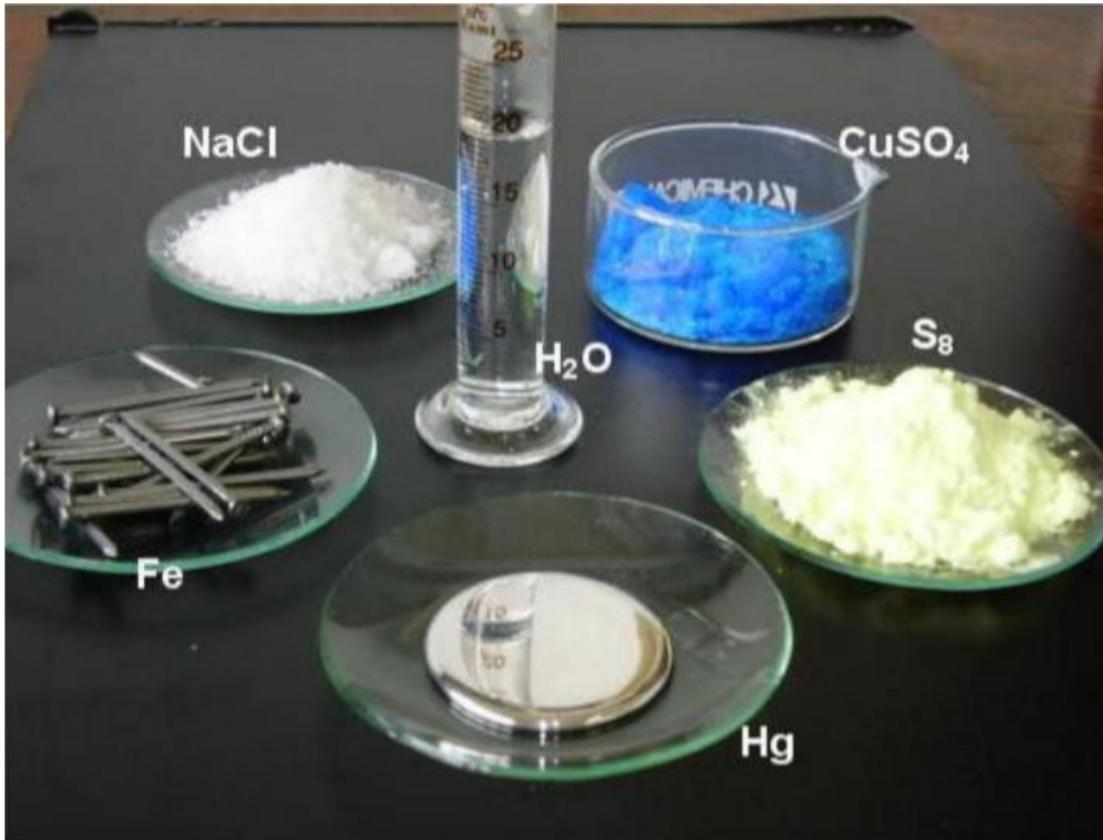
Un mol de moléculas equivale a 6.022×10^{23} moléculas.

1 mol de granos de sal cubriría la superficie de todo nuestro planeta con una capa de poco más de 1 m de espesor; por ello, **resulta poco práctico emplear el concepto de mol para entidades macroscópicas.**

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Cantidad de sustancia

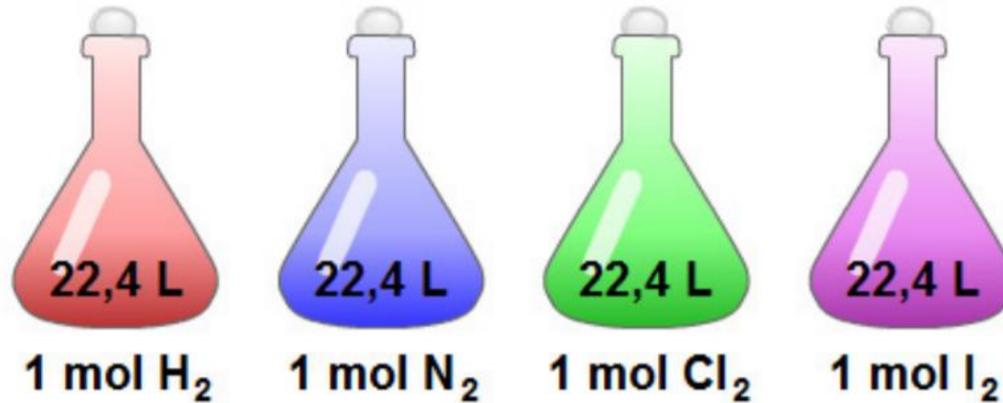
Ejemplo: Un mol de agua está constituido por un mol de moléculas de dicha sustancia, y corresponde a un volumen de tan sólo 18 mililitros y una masa de 18 gramos.



1 Mol de distintas sustancias:
cloruro de sodio, sulfato de
cobre (II), azufre, mercurio,
hierro, agua

MEDICIONES Y CONVERSIÓN DE UNIDADES

Un mol de gas ideal ocupa un volumen de 22.4 litros a 0 °C de temperatura y 1 atm de presión.



ELEMENTOS QUÍMICOS

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupo 1

Período 1

Número atómico: 8

Masa atómica: 15,9

Símbolo químico: O

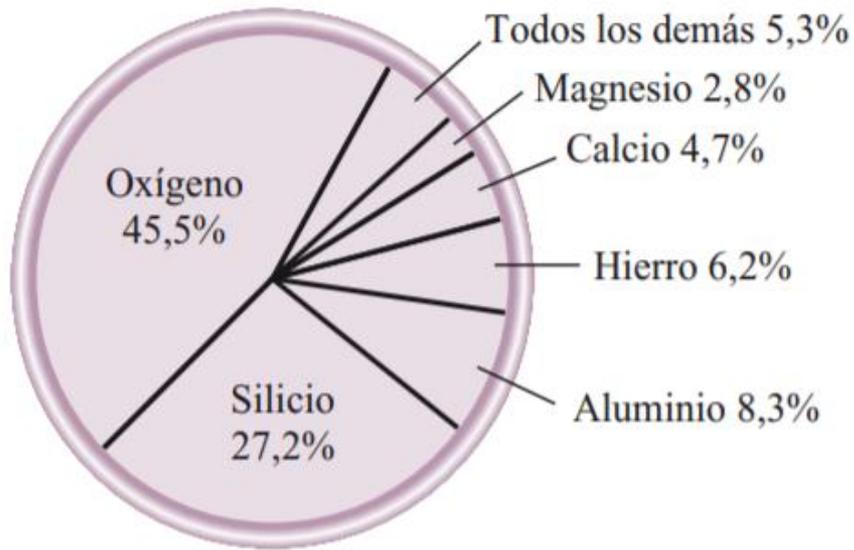
Nombre: Oxígeno

Clasificación de elementos:

- Gases nobles
- Halógenos
- No metales
- Metaloides
- Otros metales
- Metales de transición
- Alcalinotérreos
- Metales alcalinos
- Lantánidos
- Actínidos

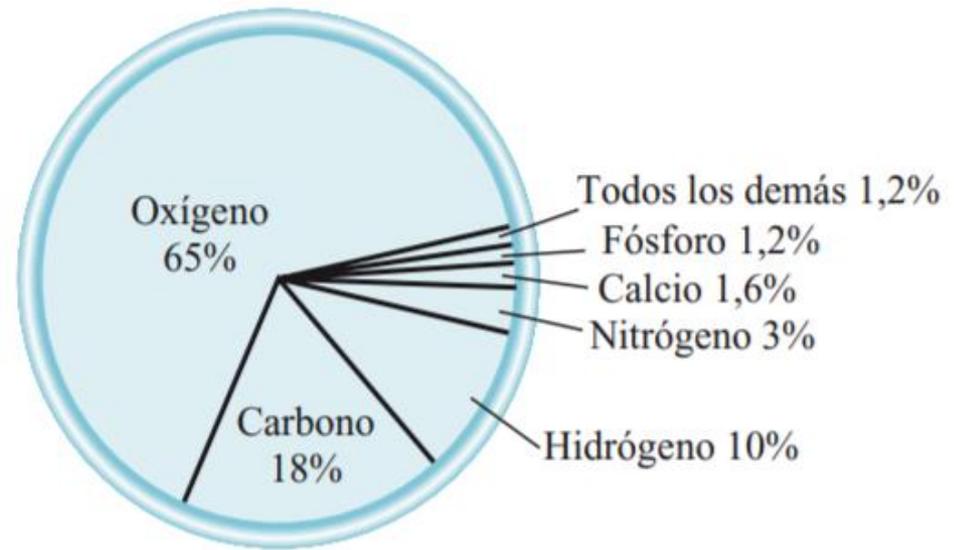
1	2											13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno												5 B Boro	6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F Flúor	10 Ne Neón
3 Li Litio	4 Be Berilio											13 Al Aluminio	14 Si Silicio	15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón
11 Na Sodio	12 Mg Magnesio											31 Ga Gallo	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Kriptón
19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganeso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Cinc	49 In Indio	50 Sn Estaño	51 Sb Antimonio	52 Te Teluro	53 I Yodo	54 Xe Xenón
37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Itrio	40 Zr Circonio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio	47 Ag Plata	48 Cd Cadmio	81 Tl Talio	82 Pb Plomo	83 Bi Bismuto	84 Po Polonio	85 At Astatina	86 Rn Radón
55 Cs Cesio	56 Ba Bario	71 Lu Lutecio	72 Hf Hafnio	73 Ta Tantalo	74 W Volframio	75 Re Renio	76 Os Osmio	77 Ir Iridio	78 Pt Platino	79 Au Oro	80 Hg Mercurio	113 Nh Nihonio	114 Fl Flerovio	115 Mc Moscovio	116 Lv Livermorio	117 Ts Teneso	118 Og Oganésón
87 Fr Francio	88 Ra Radio	103 Lr Laurencio	104 Rf Rutherfordio	105 Db Dubnio	106 Sg Seaborgio	107 Bh Bohrio	108 Hs Hassio	109 Mt Meitnerio	110 Ds Darmstadtio	111 Rg Roentgenio	112 Cn Copernicio						
		57 La Lantano	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Prometio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Disprobio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Tulio	70 Yb Iterbio		
		89 Ac Actinio	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curio	97 Bk Berquellio	98 Cf Californio	99 Es Einstenio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio		

ELEMENTOS QUÍMICOS



(a)

Abundancia natural de los elementos en porcentaje en masa.



(b)

Abundancia de los elementos en el cuerpo humano en porcentaje en masa

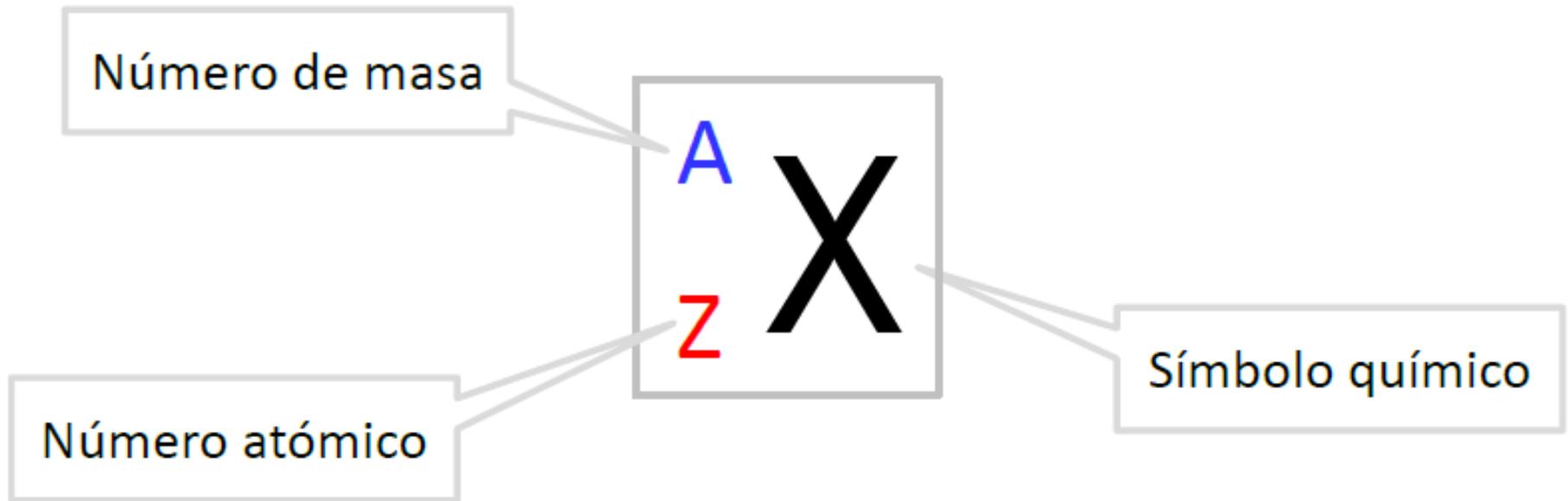
ELEMENTOS QUÍMICOS

1 1A H 1.008	2 2A He 4.003											13 3A B 10.81	14 4A C 12.01	15 5A N 14.01	16 6A O 16.00	17 7A F 19.00	18 8A Ne 20.18
3 Li 6.941	4 Be 9.012											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (257)	105 Ha (260)	106 Sg (263)	107 Ns (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110	111	112						

	Metals
	Metalloids
	Nonmetals

58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lr (257)

NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA



NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA

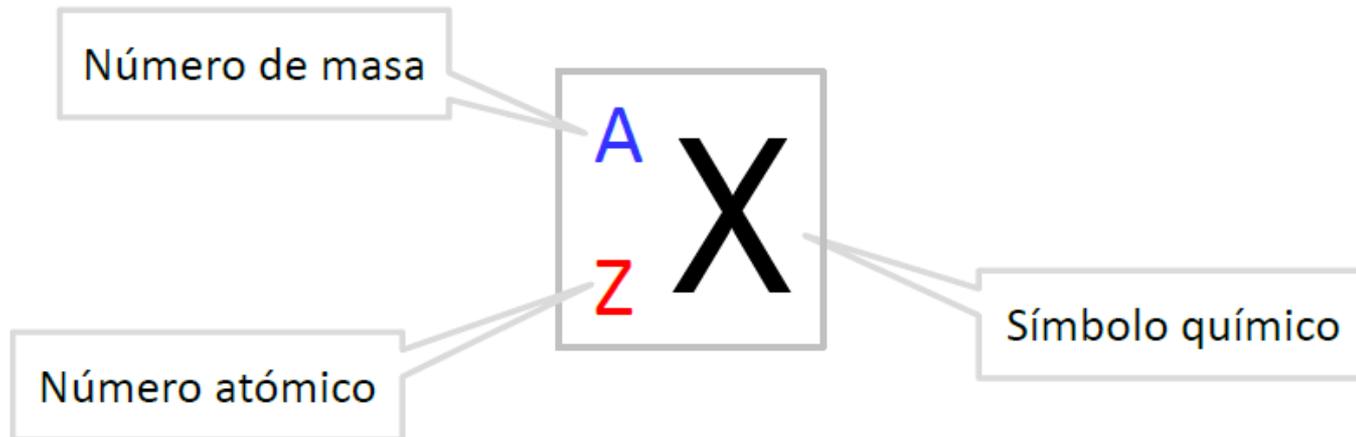
El número atómico (Z) es el número de protones de un átomo

- Cada elemento tiene un Z diferente
- El número de electrones es igual a Z en un átomo neutro

El número de masa (A) es el número total de protones y neutrones

$$A = Z + n$$

n = número total de neutrones

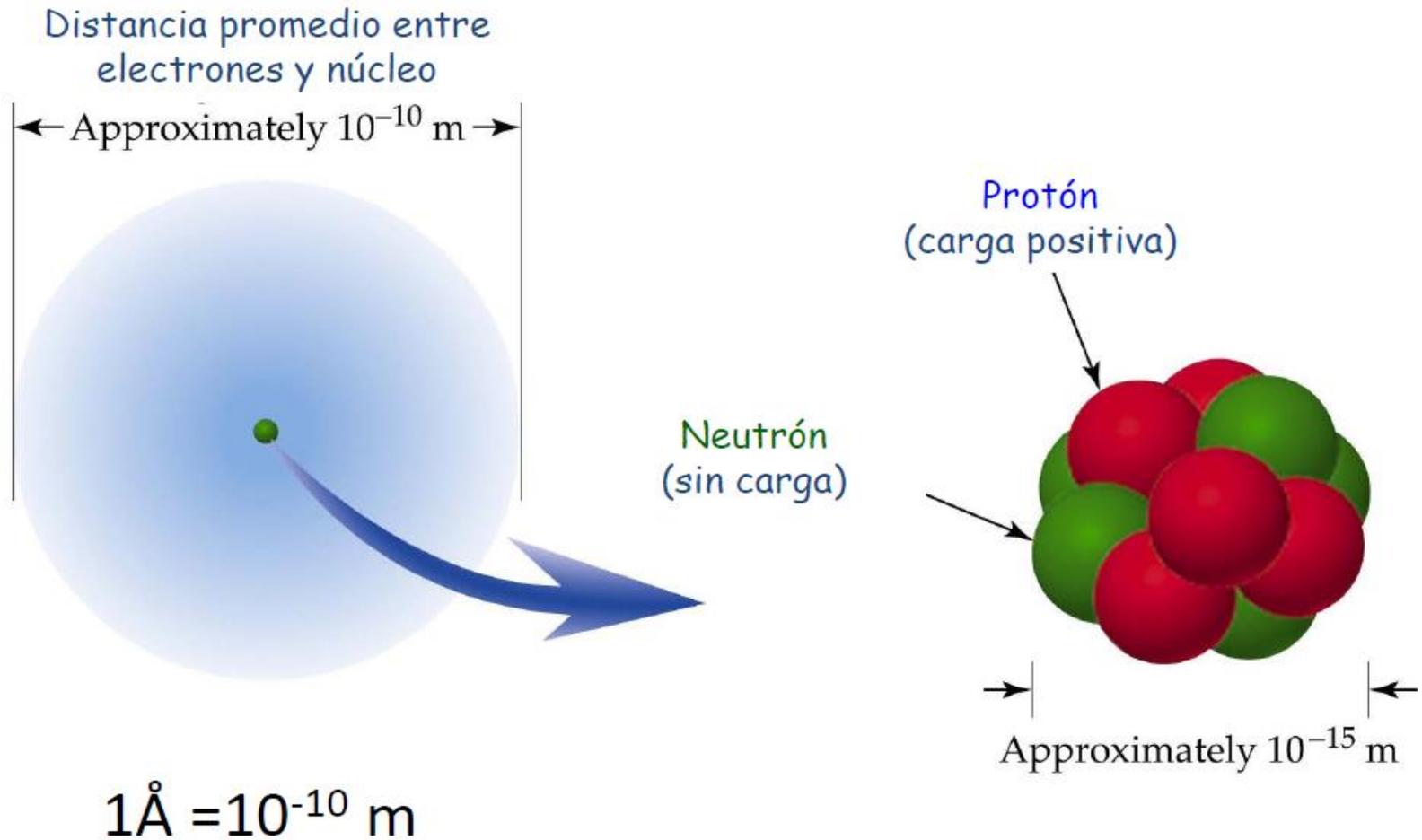


PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulombs	Carga unitaria
Electrón	9.01093×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

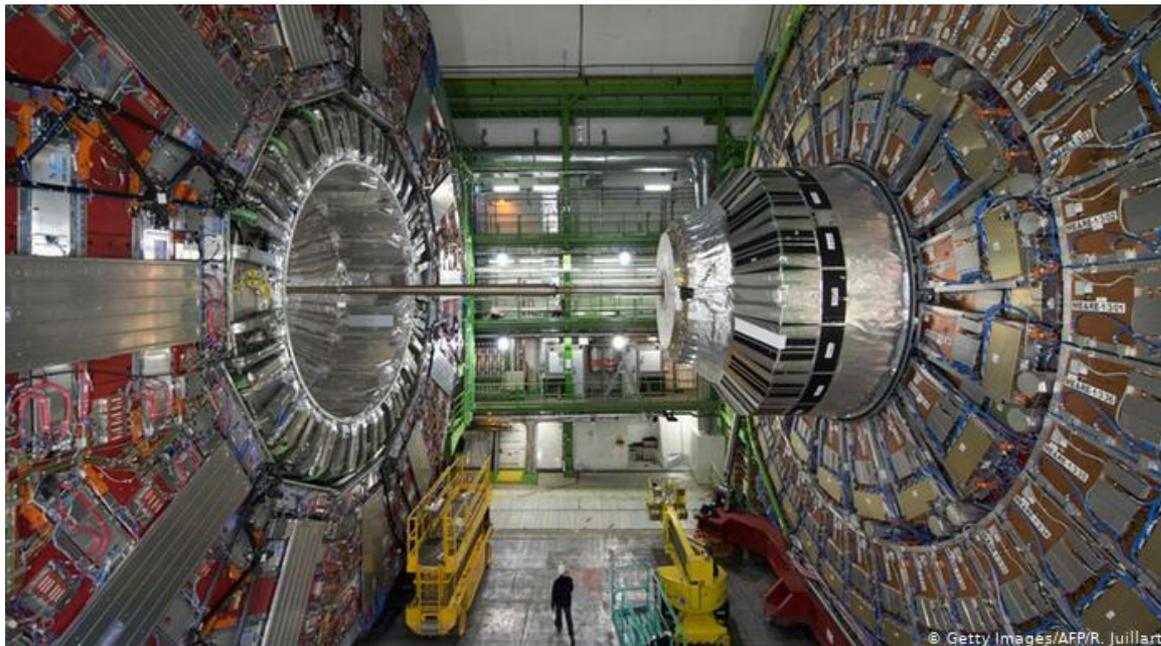
Los neutrones y los protones tienen casi la misma masa, y casi 2000 veces superior a la masa de los electrones, de modo que para fines prácticos, la masa de un átomo es igual a la sola masa del núcleo.

El átomo es esencialmente vacío



PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

- Es importante saber que protones, neutrones y electrones no son las únicas partículas subatómicas.
- Existen además otras muchas partículas (positrones, quarks, neutrinos, gluones, bosones, mesones, muones...) necesarias para la comprensión de la materia a nivel fundamental y que son objeto de estudio de la física de partículas y de la física nuclear.
- La mayoría de dichas partículas se han detectado en los rayos cósmicos y en los aceleradores de partículas.



CERN: un acelerador de partículas más grande y más potente

MASA ATÓMICA

Los átomos tienen masas extremadamente pequeñas (la masa del átomo más pesado que se conoce es de aproximadamente 4×10^{-22} g)

La **masa atómica** es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma)

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Por definición:
1 átomo ^{12}C "pesa" 12 uma

MEDICIÓN DE LAS MASAS ATÓMICAS

La comparación directa y medición de las masas de los átomos se logra con la utilización de un [espectrómetro de masas](#).

La **espectrometría de masas** es una técnica experimental que permite la medición de iones derivados de moléculas. El **espectrómetro de masas** es un instrumento que permite analizar con gran precisión la composición de diferentes elementos químicos e isótopos atómicos, separando los núcleos atómicos en función de su relación masa-carga (m/z). Puede utilizarse para identificar los diferentes elementos químicos que forman un compuesto, o para determinar el contenido isotópico de diferentes elementos en un mismo compuesto. Con frecuencia se encuentra como detector de un cromatógrafo de gases, en una técnica híbrida conocida por sus iniciales en inglés, GC-MS.

El espectrómetro de masas mide razones carga/masa de iones, calentando un haz de material del compuesto a analizar hasta vaporizarlo e ionizar los diferentes átomos haz de iones produce un patrón específico en el detector, que permite analizar el compuesto. En la industria es altamente utilizada en el análisis elemental de semiconductores, biosensores y cadenas poliméricas complejas. Drogas, fármacos, productos de síntesis química, pesticidas, plaguicidas, análisis forense, contaminación medioambiental, perfumes y todo tipo de analitos que sean susceptibles de pasar a fase vapor e ionizarse sin descomponerse.

NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA

Hydrogen

1

H

1.00794

Carbon

6

C

12.011

Oxygen

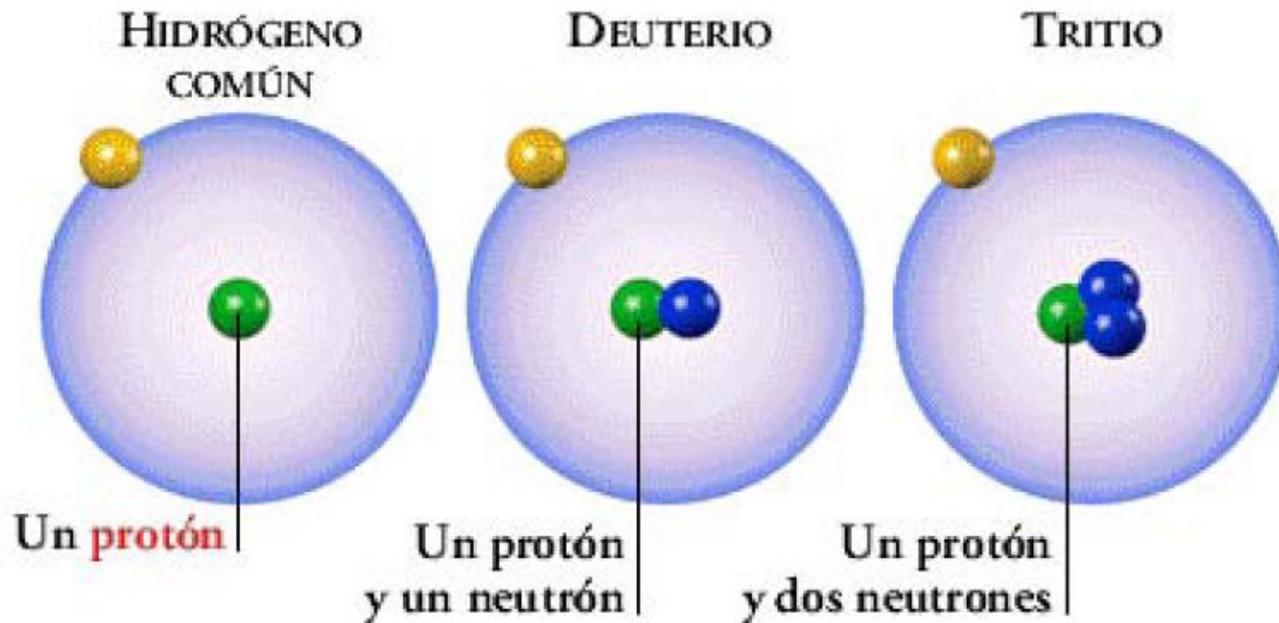
8

O

15.9994

ISÓTOPOS

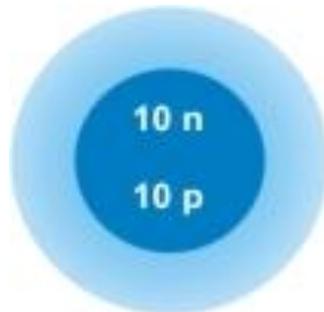
Los isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número de masa, por lo tanto, son átomos del mismo elemento pero con diferente número de neutrones.



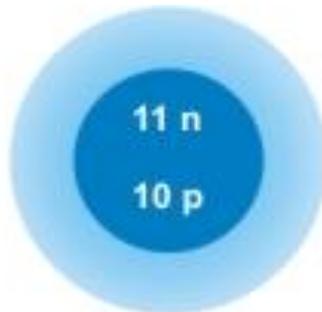
En la naturaleza hay sólo 15 átomos de deuterio por cada 100.000 átomos de hidrógeno.

ISÓTOPOS

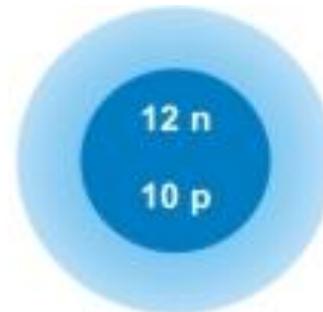
- Muchos elementos existen en la naturaleza formando varios isótopos, aunque normalmente uno de ellos es más abundante que el resto.
- Generalmente, para un elemento natural, la abundancia relativa de sus isótopos en la naturaleza suele ser constante y recibe el nombre de *abundancia isotópica natural*.
- En general las propiedades químicas de un elemento están determinadas fundamentalmente por los protones y electrones de sus átomos y en condiciones normales los neutrones no participan en los cambios químicos. Por ello los isótopos de un elemento tendrán un comportamiento químico similar, formarán el mismo tipo de compuestos y reaccionarán de manera semejante.



Neón-20



Neón-21



Neón-22



MASA ATÓMICA RELATIVA

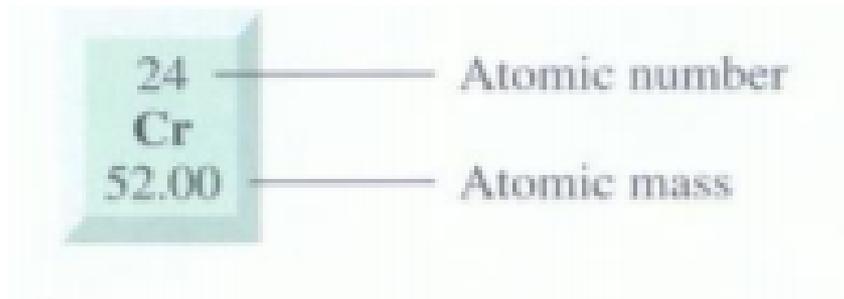
La masa atómica promedio o relativa de un elemento es una media de las masas de sus isótopos naturales, ponderada de acuerdo a su abundancia relativa.

$$A = \frac{\sum A_i \cdot x_i}{100}$$

A = masa atómica del elemento natural

A_i = masa atómica de cada isótopo

x_i = porcentaje de cada isótopo en la mezcla



MASA MOLAR

1 mol átomos ^{12}C \rightarrow 6.023×10^{23} átomos de ^{12}C

1 mol átomos ^{12}C \rightarrow 12.0 gramos de ^{12}C

Para cualquier elemento:

Masa atómica (uma) = Masa molar (gramos)

Un mol de átomos
de un elemento

Contiene 6.023×10^{23} átomos
de ese elemento

Contiene una masa en gramos
numéricamente igual a la masa
atómica promedio del elemento

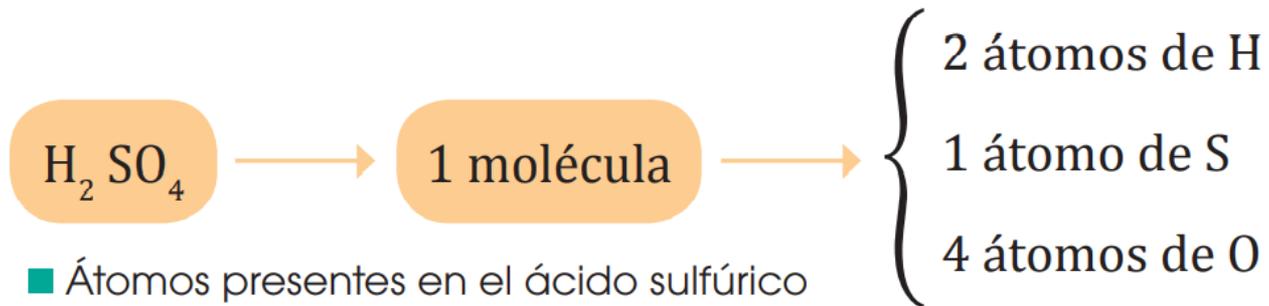
MASA MOLAR

1 mol átomos Li → 6.023×10^{23} átomos de Li
→ 6.941 gramos de Li

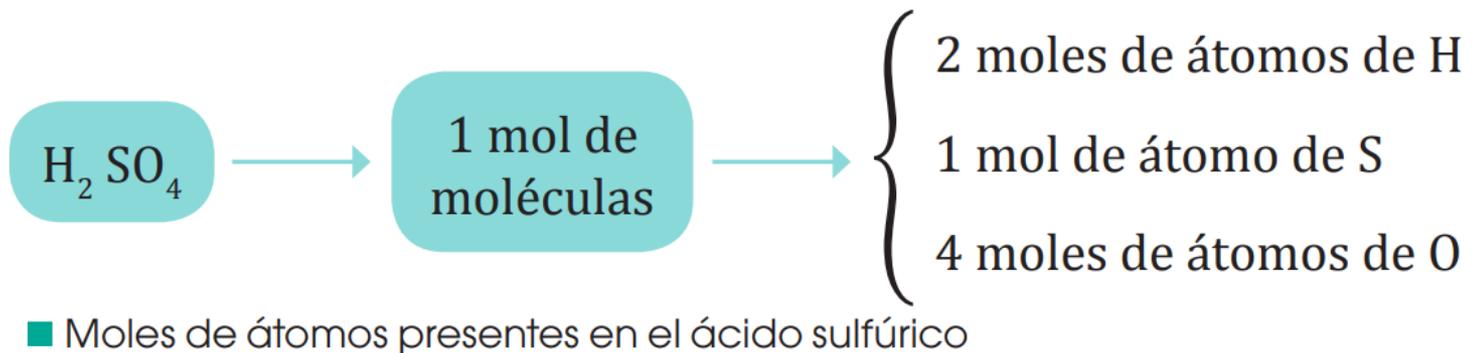
1 mol átomos Mg → 6.023×10^{23} átomos de Mg
→ 24.31 gramos de Mg

MASA MOLECULAR

Es la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen una molécula, expresados en unidades de masa atómica (u.m.a)



Masa molecular de $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ uma}$



MASA MOLECULAR

Es la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen una molécula, expresados en unidades de masa atómica (u.m.a)

Ejemplos:

masa molecular de O_2

$$2 \times 16 = 32 \text{ uma}$$

masa molecular de Al_2O_3

$$2 \times 26.98 + 3 \times 16 = 102 \text{ uma}$$

masa molecular de HBr

$$1 \times 1 + 1 \times 81 = 82 \text{ uma}$$

masa molecular de CO_2

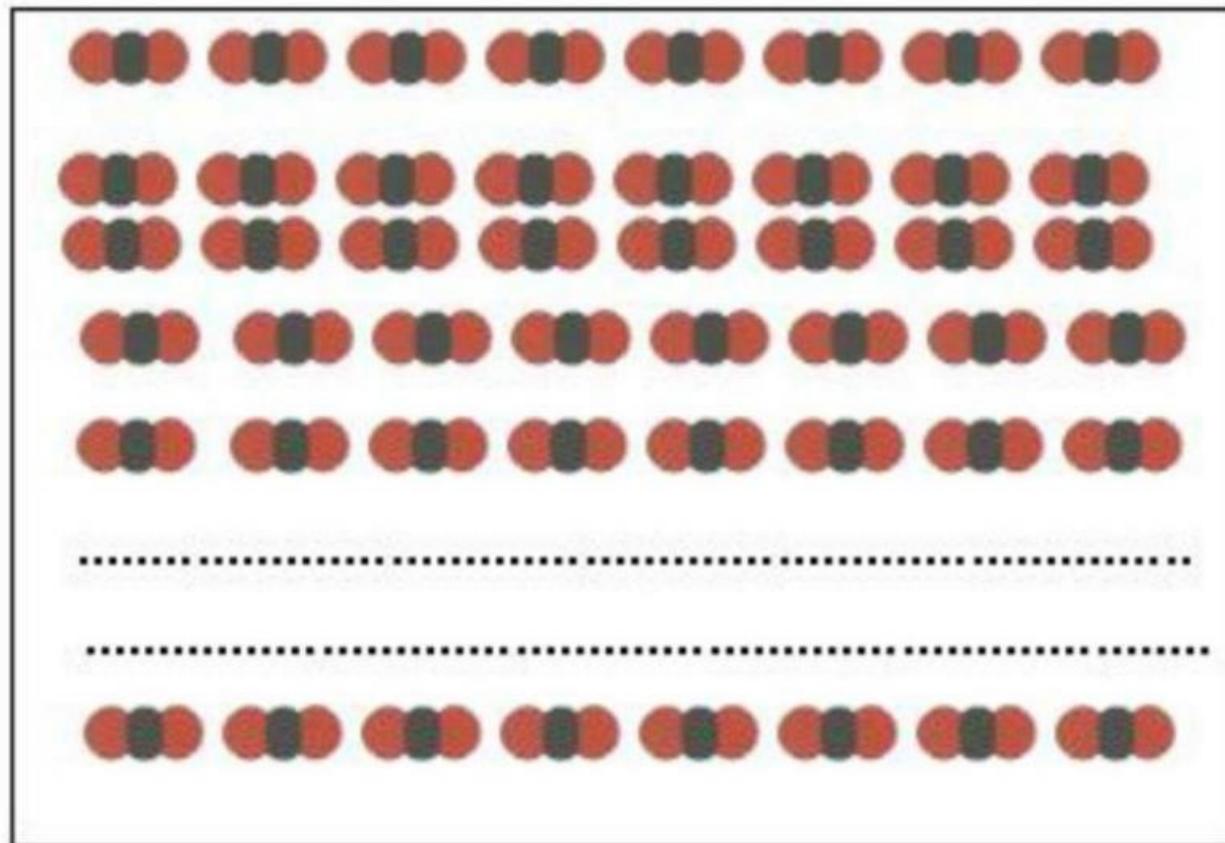
$$1 \times 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ uma}$$

MASA MOLECULAR



1 molécula de CO_2

Masa = 44,01 uma

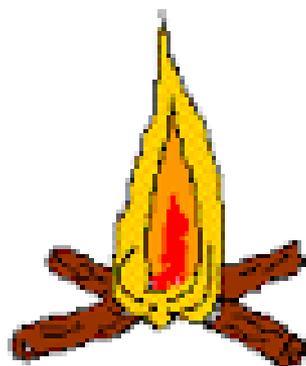


1 mol de moléculas de CO_2

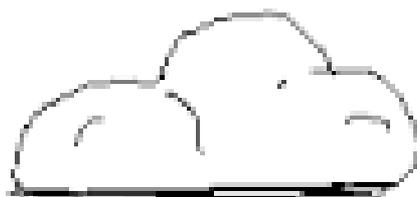
$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2

Masa = 44,01 gramos

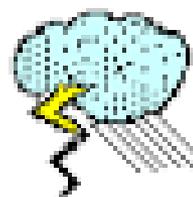
DESCUBRIMIENTO DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS



FUEGO



AIRE



AGUA



TIERRA

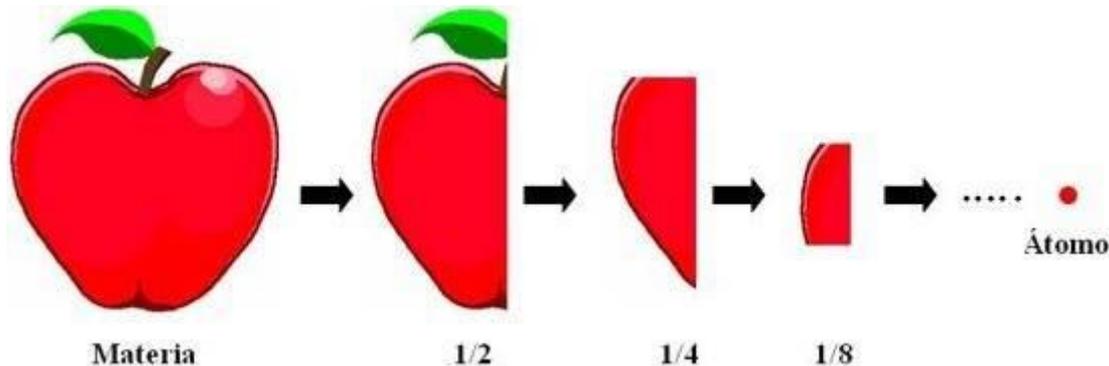
HISTORIA DE LAS TEORÍAS ATÓMICAS

- Toda teoría científica recurre a modelos estructurales.
- Un modelo no es la reproducción en menor escala de la realidad, sino una estructura imaginaria que representa más o menos completamente esa realidad.
- Cuando un modelo deja de ser conveniente porque no reproduce los hechos experimentales, se lo modifica o se lo reemplaza por otro. Este cambio de modelo no modifica la realidad, sino que mejora su comprensión.

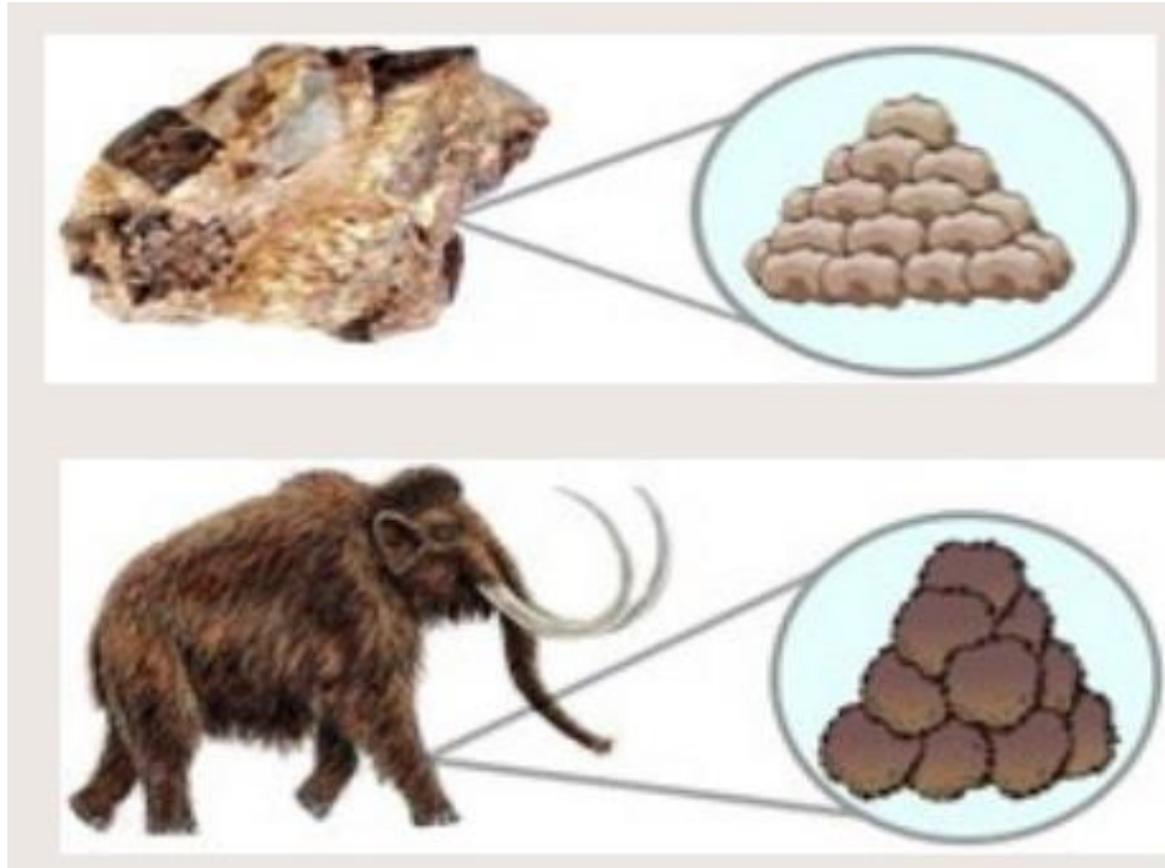
EVOLUCIÓN DE LOS MODELOS ATÓMICOS

El átomo según Demócrito

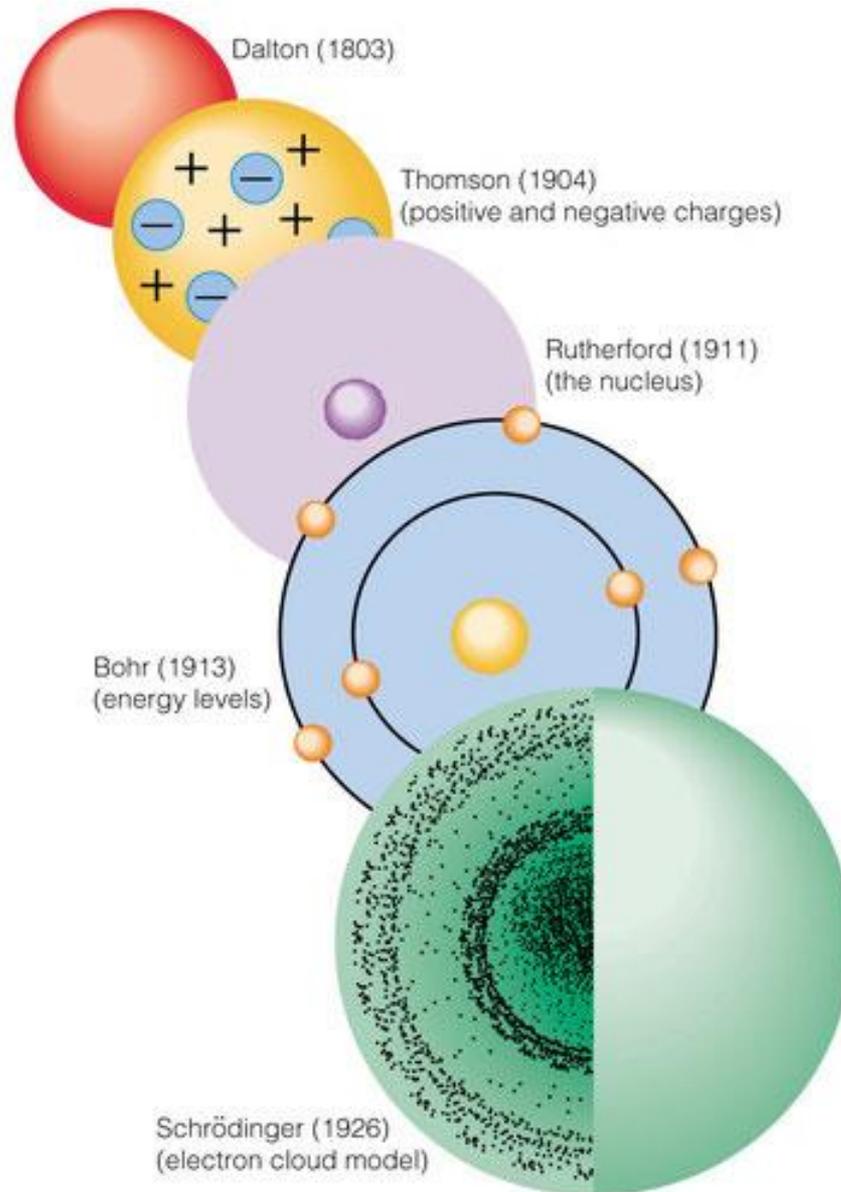
- El átomo es la fracción más pequeña posible de cada sustancia
- El átomo es sólido y sin estructura interna
- Los átomos de los distintos materiales pueden diferir en tamaño, forma o masa



El átomo según Demócrito



EVOLUCIÓN DE LOS MODELOS ATÓMICOS



TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

En 1808, en su libro *Nuevo sistema de filosofía química*, **John Dalton** (1766-1844) sentó las bases de la teoría atómica al postular que la materia estaba compuesta por unidades elementales, que denominó átomos. Su hipótesis se basó en los siguientes postulados:

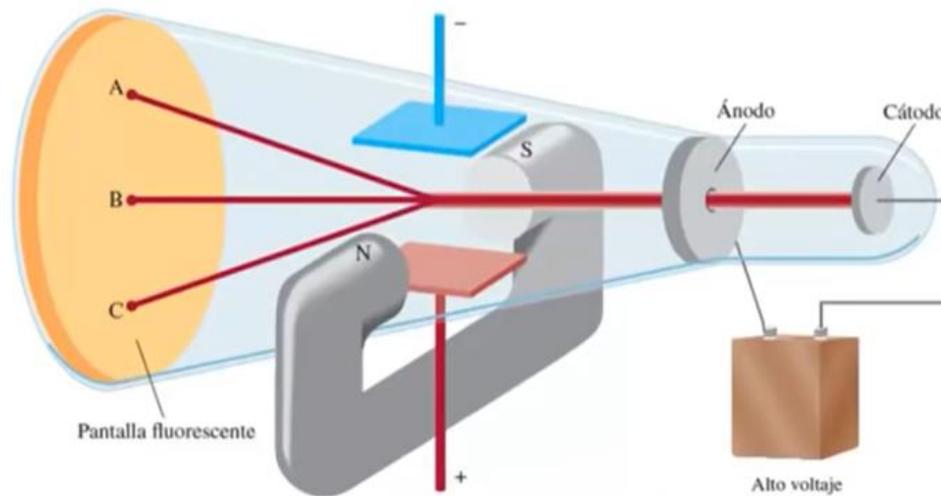
- Los **elementos** están constituidos por átomos, que son partículas materiales independientes, inalterables e indivisibles.
- Los **átomos de un mismo elemento** son iguales en masa y en el resto de propiedades.
- Los **átomos de distintos elementos** tienen diferentes masas y propiedades.
- Los **compuestos** se forman por la unión de los átomos de los correspondientes elementos en base a una relación de números enteros sencilla.
- En las **reacciones químicas**, los átomos ni se crean ni se destruyen, solamente se redistribuyen para formar nuevos compuestos.

TEORÍA ATÓMICA

A finales del siglo XIX, el descubrimiento de las partículas subatómicas como los protones, los electrones y los neutrones, impulsó a los químicos de la época a proponer modelos para explicar cómo estaban constituidos los átomos.

Nombre	Símbolo	Masa	Carga	Descubrimiento
protón	p	$1.673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$+1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	Goldstein, 1886
electrón	e	$9.109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$-1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	Thomson, 1897
neutrón	n	$1.675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	No tiene carga	Chadwick, 1932

Experimento de Crookes



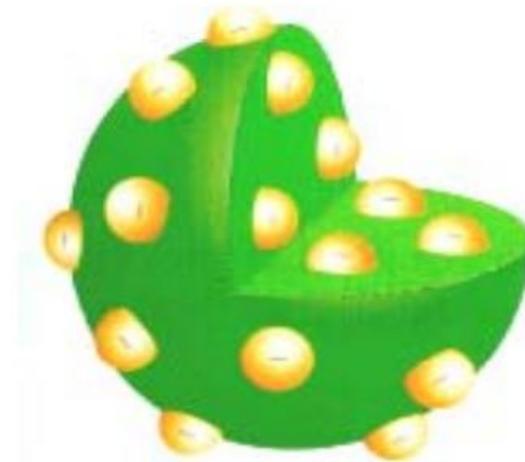
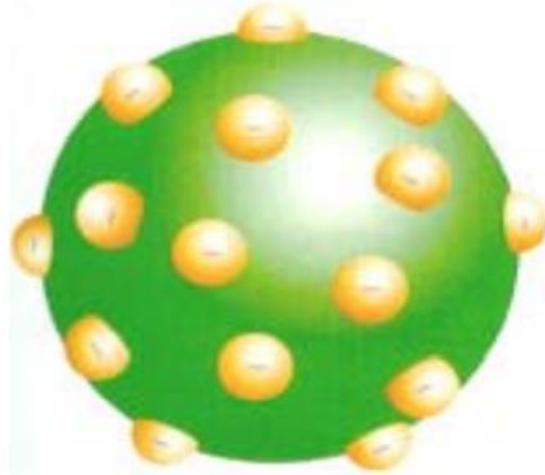
Tubo de rayos catódicos

MODELO ATÓMICO DE THOMSON

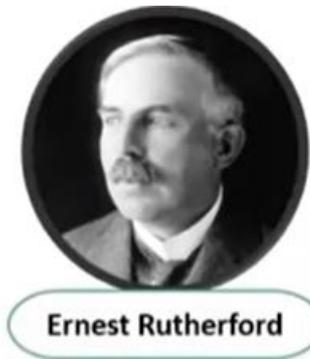


J. J. Thomson
(1856-1940)

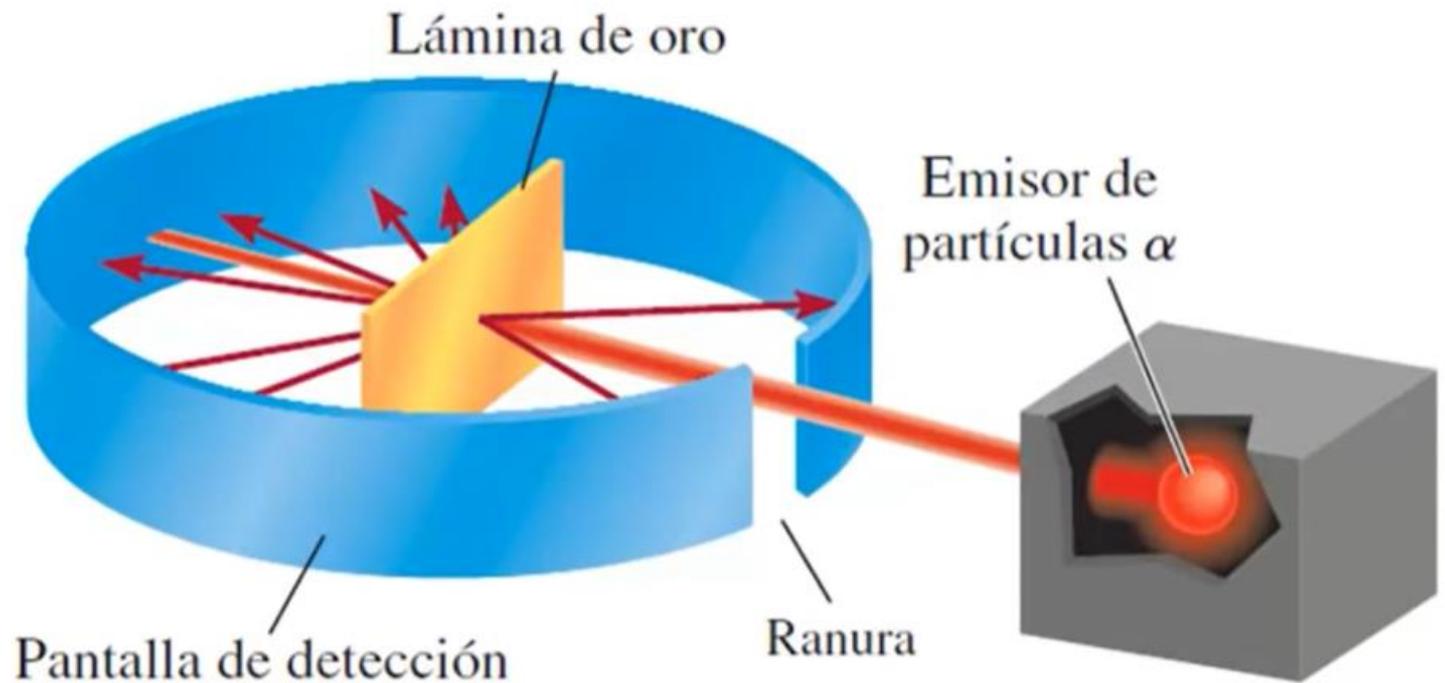
En 1904 y como consecuencia de la explicación que da al experimento de William Crookes (descubrimiento del electrón) desarrolla su hipótesis de que el átomo está compuesto por electrones distribuidos en una esfera de carga positiva, en cantidad suficiente para neutralizar la carga eléctrica. Este modelo es conocido con el nombre de modelo “Sandía” o “Pastel con pasas” en el que los electrones serían las pepitas o las pasas y la sandía o el pastel la carga positiva.



MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD



Ernest Rutherford

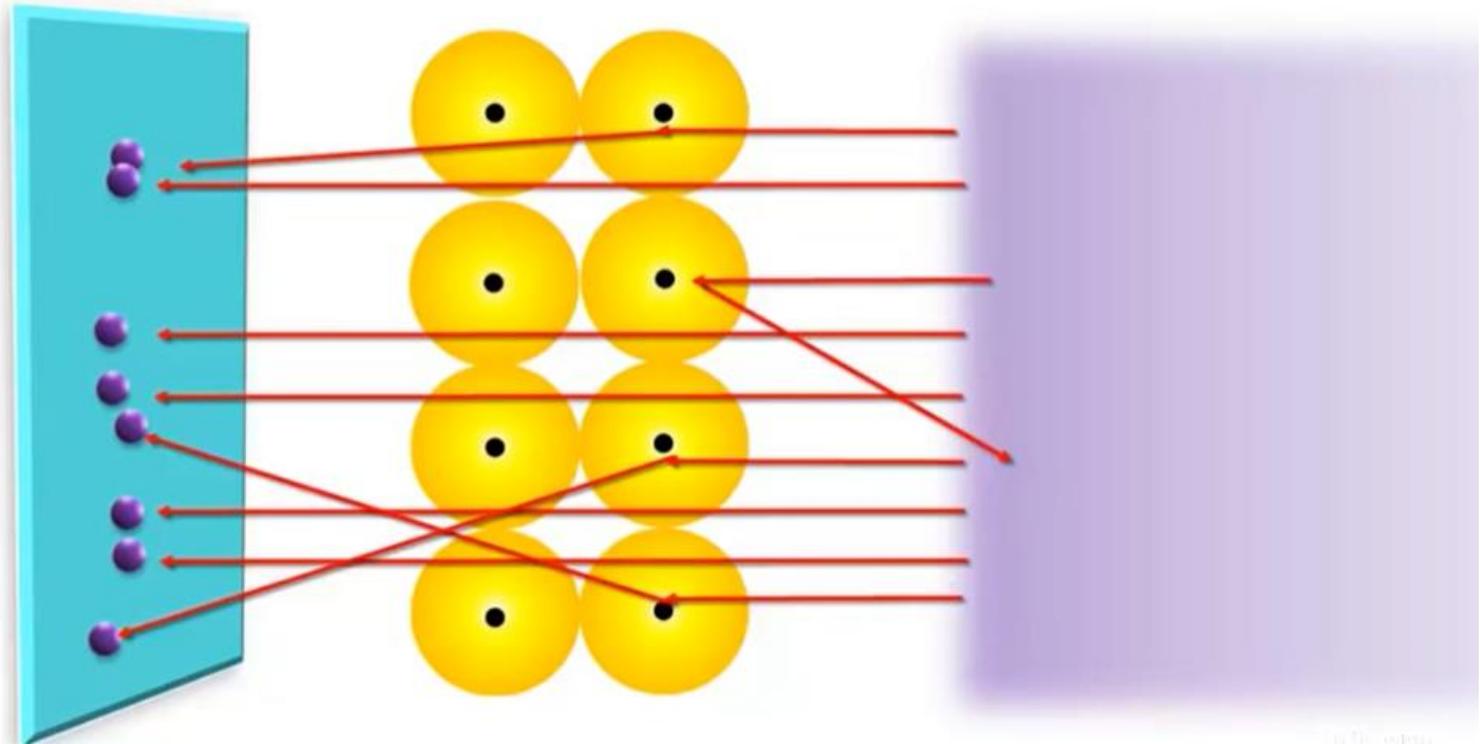


Rutherford realiza una serie de experiencias en las que hace incidir un haz de partículas alfa (${}^4_2\text{He}^{+2}$, por tanto son partículas de carga eléctrica positiva) de alta energía, procedentes de una sustancia radiactiva como el radio, sobre unas láminas metálicas delgadas de oro, cobre, etc.

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD



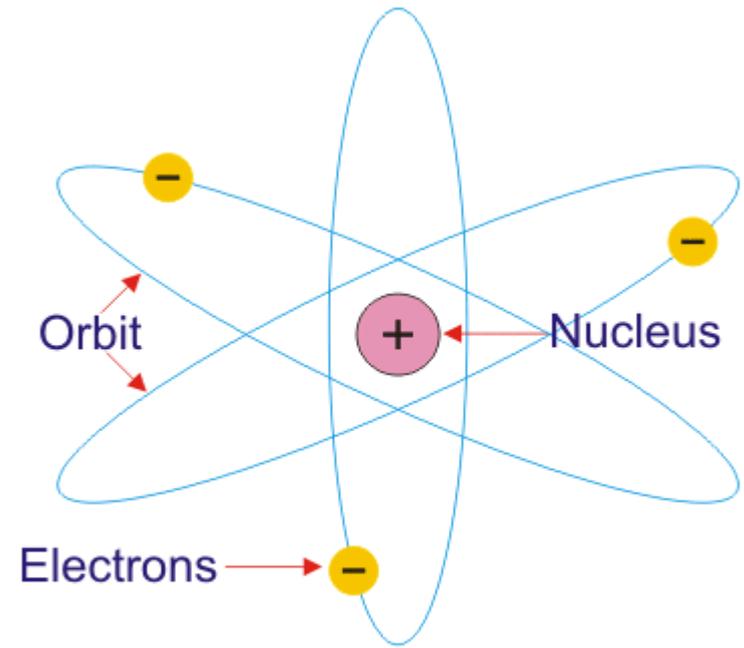
Ernest Rutherford



- Como prácticamente todas las partículas alfa pasan a través de la lámina sin desviarse, se debe considerar que la materia, y por tanto, los átomos están casi totalmente vacíos.
- Las partículas alfa que al atravesar la lámina pasan cerca del núcleo sufren una gran desviación de su trayectoria (debido a efectos de la repulsión entre cargas positivas).
- Algunas partículas alfa rebotan, lo cual se explica por el choque de las partículas contra algo de una gran masa y elevada carga positiva (núcleo con casi la totalidad de la masa).

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

- El átomo posee un núcleo central con carga positiva.
- En el núcleo reside la masa del átomo.
- El resto del átomo debe estar prácticamente vacío, con los electrones formando una corona alrededor del núcleo.
- La neutralidad del átomo se debe a que la carga positiva total presente en el núcleo, es igualada por el número de electrones de la corona.
- El átomo es estable, debido a que los electrones mantienen un giro alrededor del núcleo, que genera una fuerza centrífuga que es igualada por la fuerza eléctrica de atracción ejercida por el núcleo, y que permite que se mantenga en su órbita.



Rutherford's Atomic Model

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

¿Por qué los electrones no caen sobre el núcleo que los atrae?

- La situación recuerda a la Tierra que no cae sobre el Sol porque gira en una órbita estacionaria, en la que la fuerza centrípeta y la fuerza de atracción gravitatoria son iguales.
- Sin embargo, el modelo planetario no es aplicable a partículas cargadas, ya que, según las leyes clásicas del electromagnetismo, un electrón con un movimiento acelerado, como el circular, radia energía electromagnética, lo que debería producir su progresiva caída sobre el núcleo.