

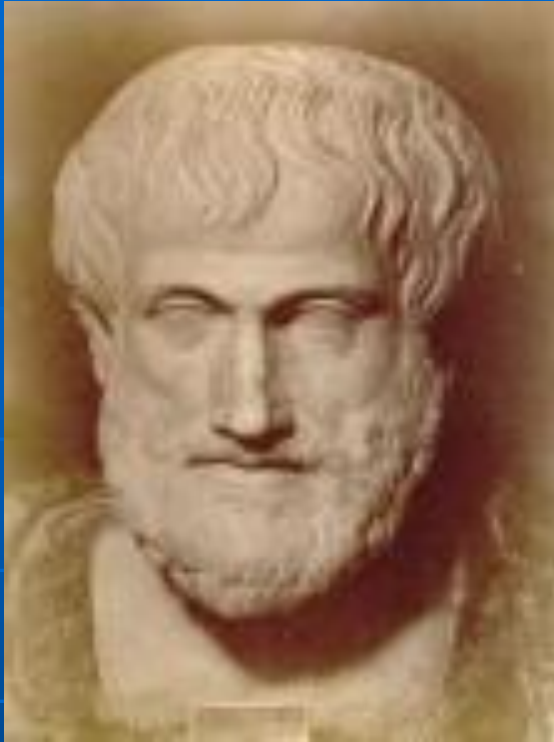
-  **PROTÓN**
-  **NEUTRÓN**
-  **ELECTRÓN**

**¿Como
esta
formada
la
materia?**



Demócrito, filósofo griego que vivió en el siglo IV a. C. propuso que, si se dividía la materia en trozos cada vez más pequeños, debería llegarse a una porción que ya no podría dividirse más. Por ello, llamó a estas partículas átomos, que en griego quiere decir "indivisible".

Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles.



Para Aristóteles, la materia era de naturaleza continua y estaba formada por diferentes combinaciones de

- **Tierra**
- **Agua**
- **Aire**
- **Fuego**

Las ideas de Demócrito no fueron admitidas; la influencia de Aristóteles, otro gran pensador griego, hizo que se impusiese la teoría de los cuatro elementos.

Puede decirse que la química nace como ciencia a finales del siglo XVIII y principios del XIX, con la experimentación cuantitativa de numerosos procesos químicos por Lavoisier, Proust y Dalton,

Tuvieron que pasar veinte siglos para que un químico inglés llamado John Dalton retomara las ideas de Demócrito y publicase, en 1808, su famosa teoría atómica.



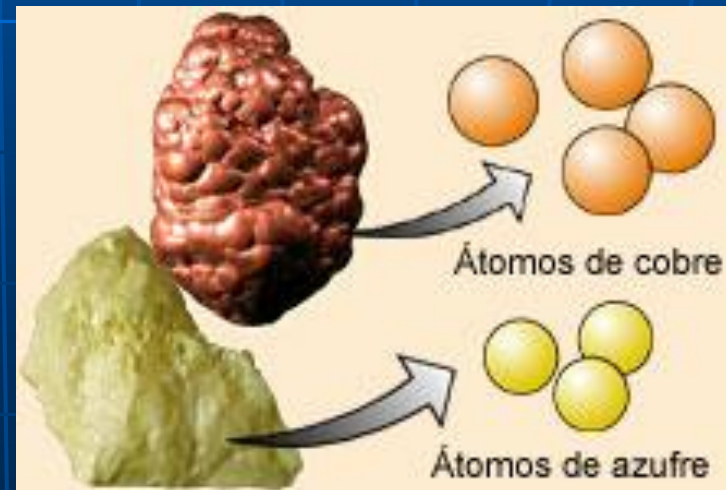
“La materia no es continua, sino que está formada por partículas indivisibles, llamadas átomos, entre las cuales no hay nada (está el vacío).”

1808
John
Dalton



La imagen del átomo expuesta por Dalton en su *teoría atómica*, para explicar las leyes de la Química, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables.

Hay **distintas clases de átomos** que se distinguen por su masa y sus propiedades. Todos los átomos de un elemento poseen las mismas propiedades químicas.





Joseph John Thomson
(1856 – 1940)

- Las ideas de Dalton fueron perfeccionadas por otros científicos.
- En 1897, el británico Joseph John Thomson descubrió unas partículas con propiedades sorprendentes: prácticamente no tenían masa y tenían carga eléctrica negativa.
- Las llamó electrones.

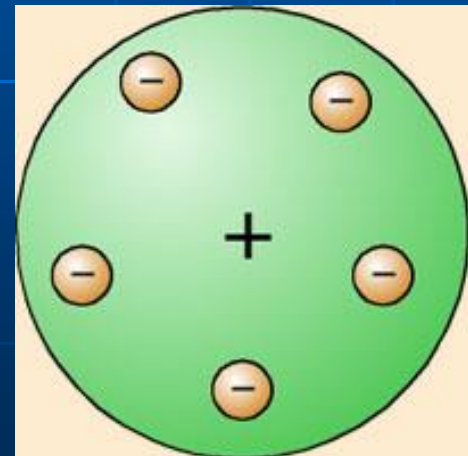
1897

J.J. Thomson

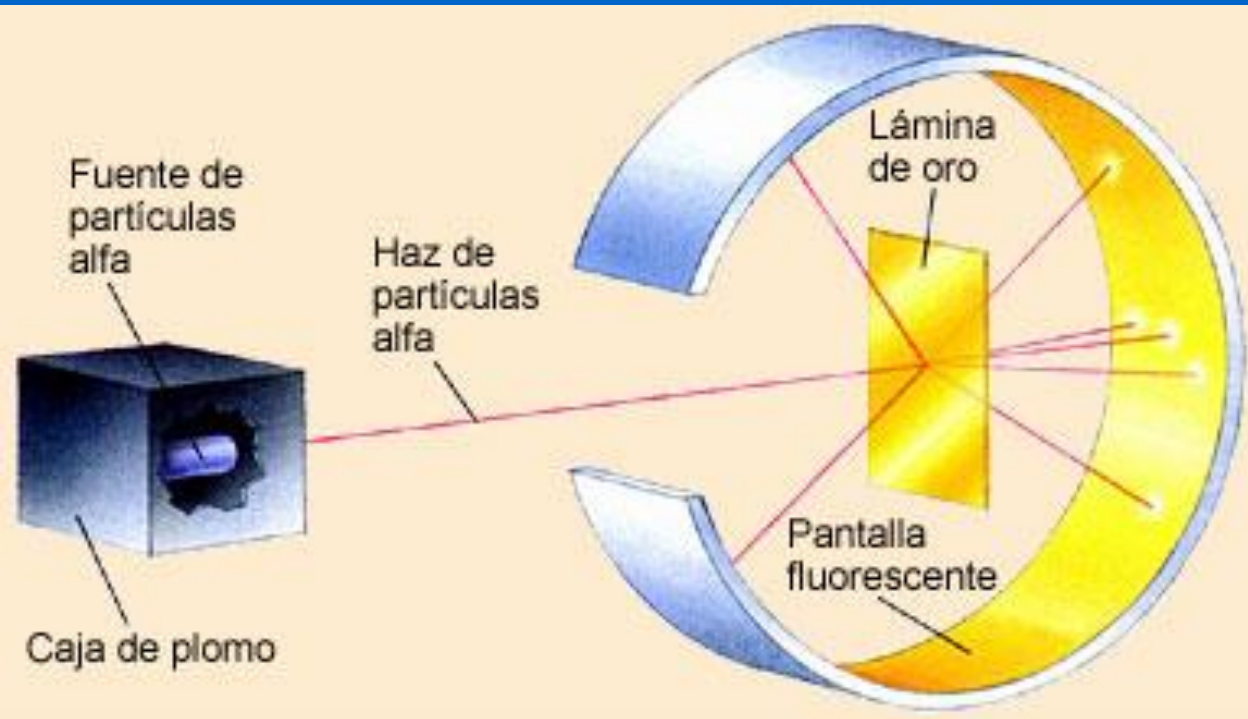


- Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó **electrones**.

De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones.



El experimento de Rutherford

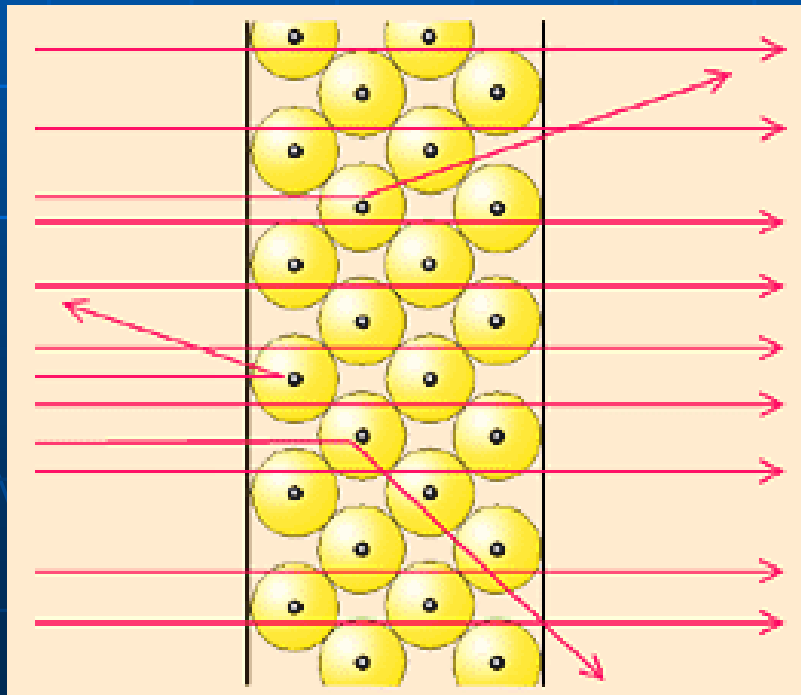


La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños.

Rutherford y sus colaboradores **bombardearon una fina lámina de oro** con *partículas alfa* (núcleos de helio). Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas.

- Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo macizo existente.

Rutherford demostró que la dispersión era causada por un pequeño **núcleo cargado positivamente**, situado en el centro del átomo de oro. De esta forma dedujo que la mayor parte del átomo es espacio vacío



Observe que las partículas que chocan contra el núcleo del átomo son las que se desvían.

1911

E. Rutherford



- Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**.

- Dedujo que el átomo debía estar formado por una *corteza* con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente.



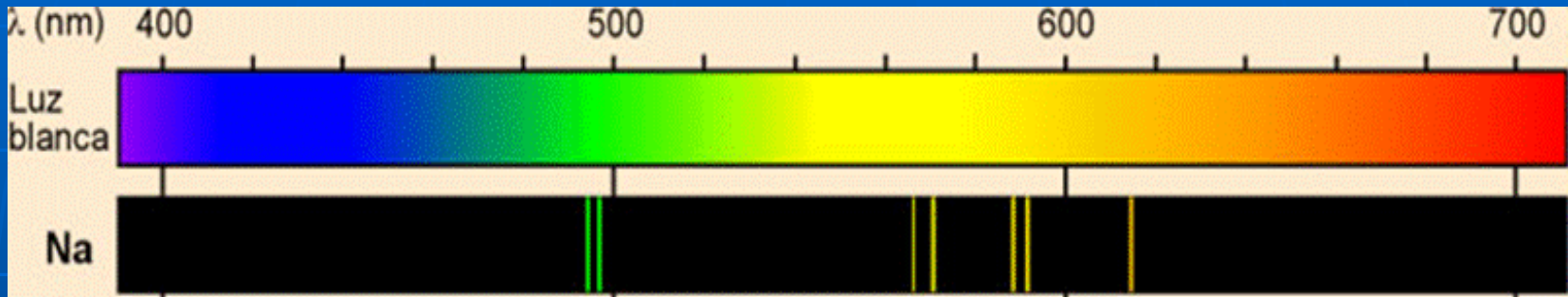
Algunos hechos que el modelo de Rutherford no explicaba...

- En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma.



- El espectro que se obtiene es *continuo* contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta.

- **En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente.**



Es un espectro discontinuo que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento (es decir cada tipo de átomos) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nm y 589,6 nm.

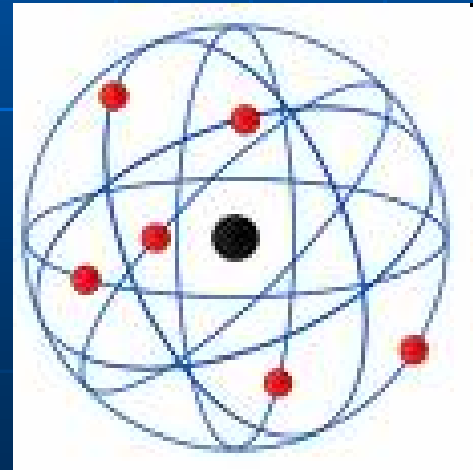
El modelo atómico de Rutherford no podía explicar estas emisiones discretas de radiación por los átomos.

- 1913
Niels Bohr

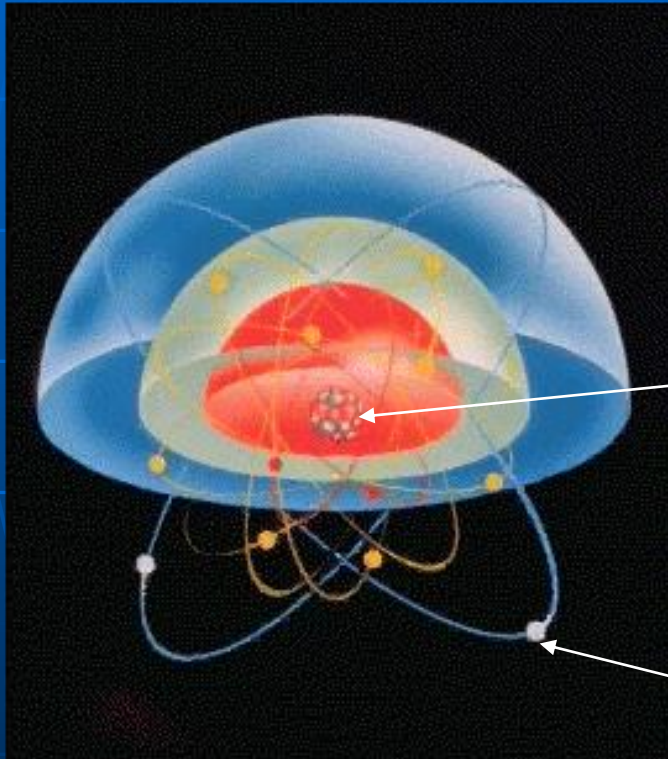


- Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos.

- **Explica los espectros discontinuos** originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso.



Modelo atómico de Bohr



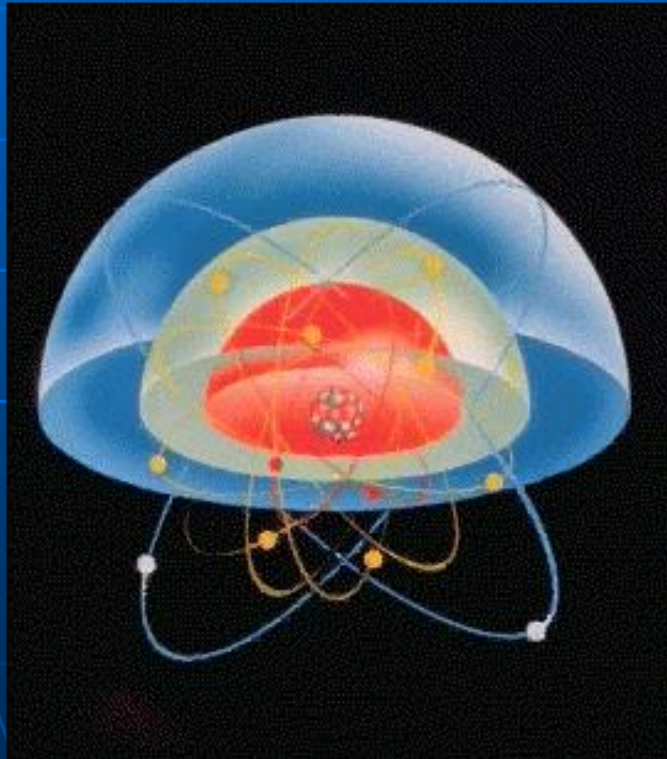
NUCLEO

PROTONES

NEUTRONES

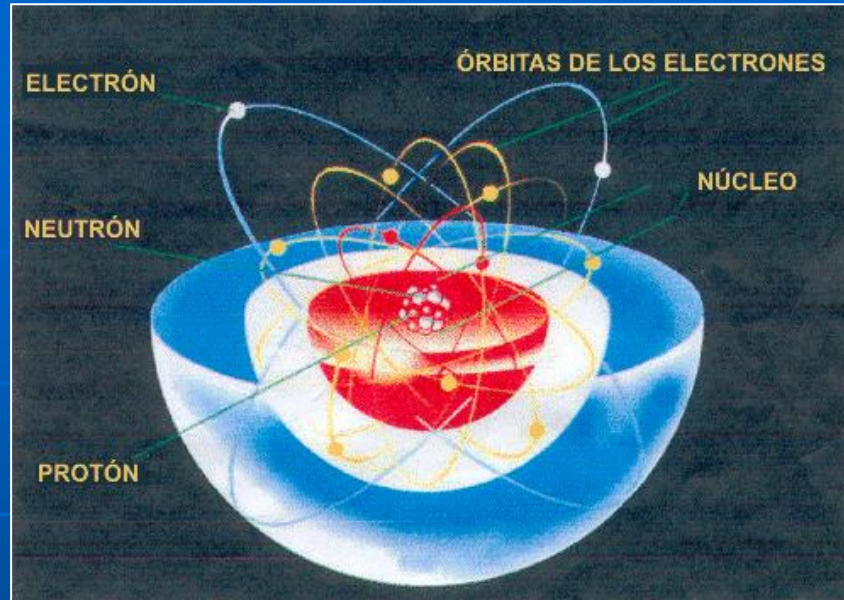
ELECTRONES

- Los electrones giran alrededor del núcleo en regiones del espacio denominados orbitales.



- Los átomos de elementos más pesados albergan a varias capas de electrones.
- El orbital más externo determina cuantos enlaces puede formar un átomo al unirse a otros átomos

RESUMIENDO:

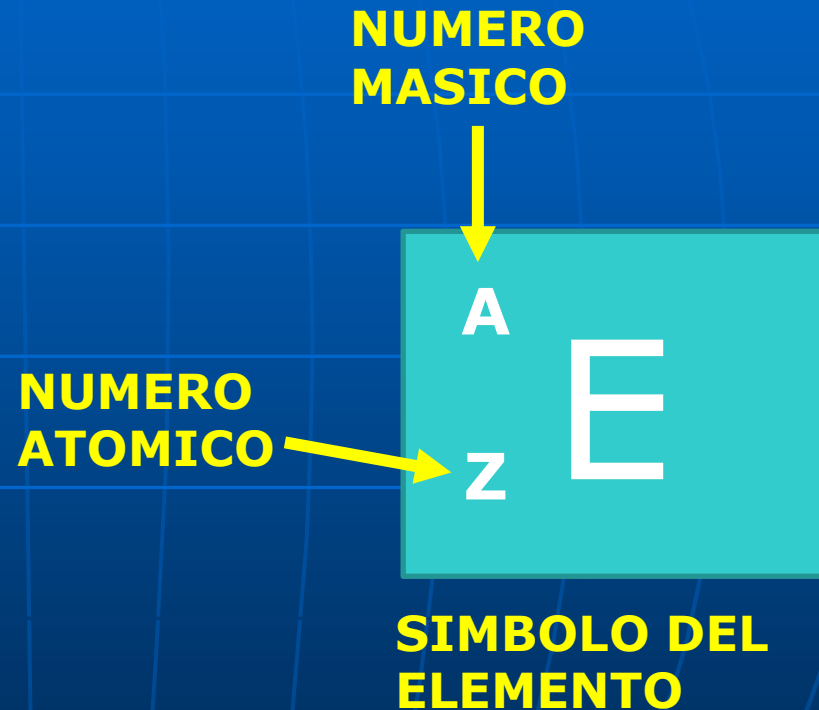


PARTÍCULA	LOCALIZACIÓN	MASA	CARGA
Protón	Núcleo	1 u.m.a.	Positiva
Neutrón	Núcleo	1 u.m.a.	No tiene
Electrón	Corteza	1/1840 u.m.a.	Negativa

u.m.a. = unidad de masa atómica (masa de un átomo de hidrógeno)

- Todos los átomos de un elemento químico tienen en el núcleo el mismo número de protones. Este número, que caracteriza a cada elemento y lo distingue de los demás, es el **número atómico** y se representa con la letra **Z**.

A
es la suma del número de
protones + neutrones



PARA EL ELEMENTO QUE CONTIENE

79 p
118n

- **Numero atómico** = Cantidad de protones en el núcleo = 79

- **Numero de masa** = Suma Protones + Neutrones = 197

- **Neutrones**

= Numero de masa - Protones
= 197 - 79 = 118

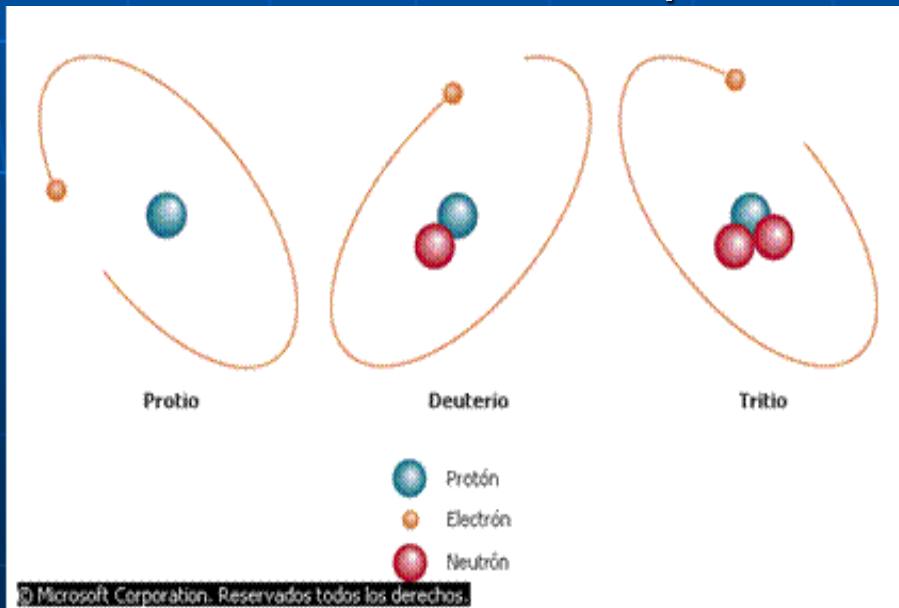
- **Cantidad de electrones** = Cantidad de protones = 79

Recordemos que el átomo es eléctricamente neutro

ISOTOPOS

Aunque todos los átomos de un mismo elemento se caracterizan por tener el **mismo número atómico**, pueden tener **distinto número de neutrones**.

Llamamos **isótopos** a las formas atómicas de un mismo elemento que se diferencian en su número



**ISOTOPOS DEL
HIDROGENO:
Protio,
Deuterio
y Tritio**

Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en número atómico pero no en su masa atómica

■ Ejemplo

Todos los átomos de Carbono tienen 6 protones en el núcleo ($Z=6$), pero solo:

El 98.89% de carbono natural tiene 6 neutrones en el núcleo $A=12$

Un 1.11% tiene 7 neutrones en el núcleo $A=13$.

Una cantidad aun menor 0.01% tiene 8 Neutrones $A=14$

La masa atómica es el promedio de las masa de los isótopos que presenta un elemento de acuerdo con su abundancia en la Naturaleza

Los isótopos de un elemento son átomos que tienen diferente número de neutrones y por tanto una masa atómica diferente.

Para el ejemplo anterior
¿DE QUE ELEMENTO SE TRATA?

- En la tabla periódica encontramos esta información para cada elemento

- **79 p**
- **118n**

Los elementos se ubican en orden creciente de su número atómico en la tabla periódica

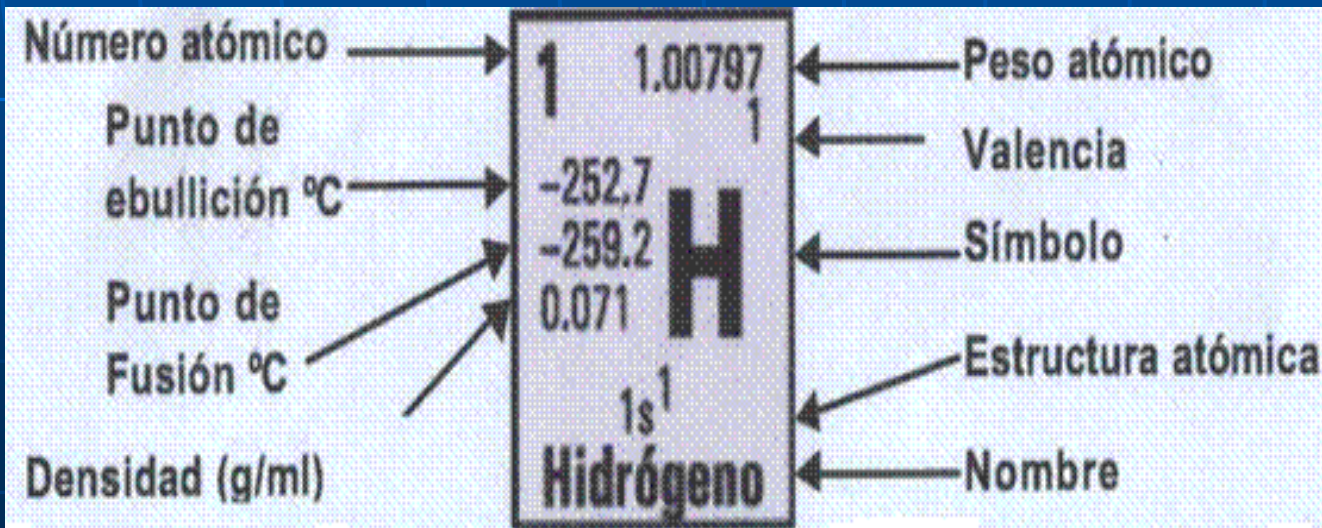


Tabla periódica

Grupos principales

Grupos principales

1
2
3
4
5
6
7

1A	2A	Metales de transición										3A	4A	5A	6A	7A	8A	
1																	2	
H																	He	
3	4											5	6	7	8	9	10	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
11	12	8B										13	14	15	16	17	18	
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B					1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112							
Li	Ra	Ac																

Serie de los lantánidos

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Td	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

Serie de los actínidos

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- El elemento de número atómico = 79 es

Au = oro

¿En que grupo está el elemento?

¿En que periodo está el elemento?

Está en el periodo 6, por tanto tiene sus electrones distribuidos en 6 niveles

Está en el grupo IB por tanto es un metal de transición

Tabla periódica

Grupos principales

Grupos principales

Metales de transición

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5
- 6
- 7

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
1																		2
H																		He
3	4											5	6	7	8	9	10	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
11	12	8B										13	14	15	16	17	18	
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	1B				2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112							
Lr	Ra	Ac																

Serie de los lantánidos

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tm	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

Serie de los actínidos

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- El elemento de número atómico = 11 es

Na = sodio

¿En que grupo está el elemento?

¿En que periodo está el elemento?

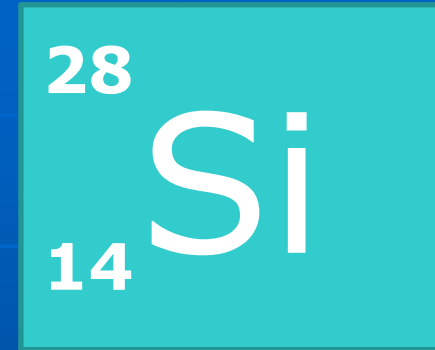
Está en el periodo 3, por tanto tiene sus electrones distribuidos en 3 niveles

Está en el grupo IA por tanto sus átomos tienen 1 electrón en el último nivel

EJERCICIO

Encuentre

- **Numero atómico**
- **Numero de masa**
- **Cantidad de electrones y protones**
- **Número de Neutrones**
- **Grupo y periodo del elemento en la Tabla**
- **¿Cómo se distribuyen sus electrones?**



TIPOS DE ENLACES

Los distintos elementos químicos se unen, combinan, entre si y forman las distintas sustancias que conocemos.

Las diferentes estructuras que conforman cuando se unen entre si, determinan las distintas propiedades o características que posee la materia, es decir, que propiedades tendrá una sustancia en la naturaleza.

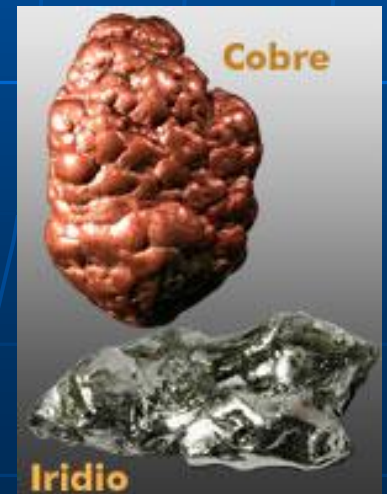
Enlace iónico



Enlace covalente

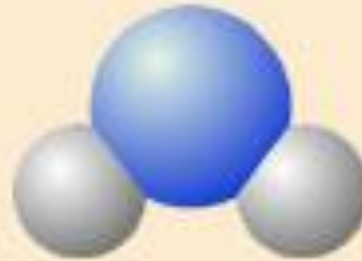


Enlace metálico



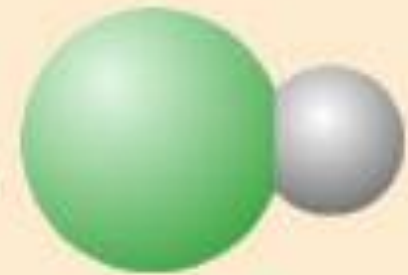
Las sustancias **compuestas** se forman al combinarse los átomos de dos o más elementos en proporciones fijas y sencillas.

Las sustancias **simples** se forman al unirse dos o más átomos de un mismo elemento.

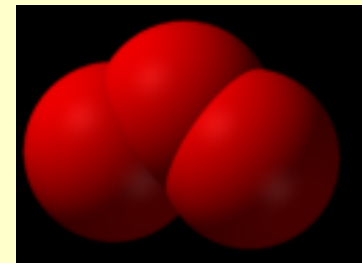
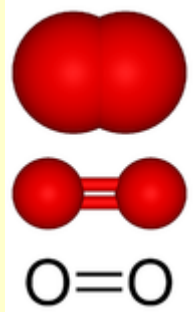


Agua: compuesto de hidrógeno y oxígeno (siempre en la relación: 2 átomos de H por 1 de O)

Cloruro de hidrógeno: compuesto de cloro e hidrógeno (siempre en la relación: 1 átomo de Cl por 1 de H)

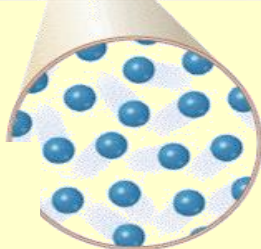


Moléculas de oxígeno formada por dos átomos de dicho elemento.

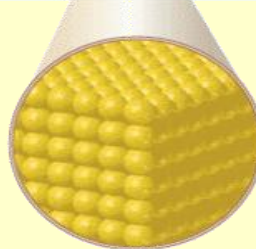


Molécula de ozono en la cual se unen 3 átomos de oxígeno.

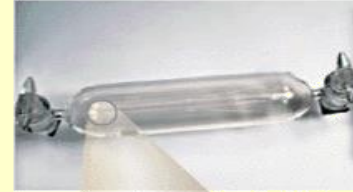
Sustancias simples



Neon (Ne)

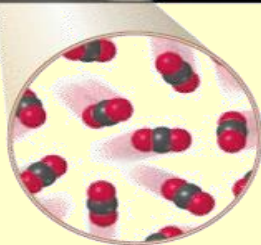
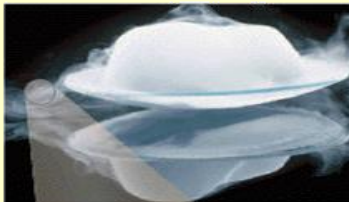


Gold (Au)



Fluorine gas (F₂)

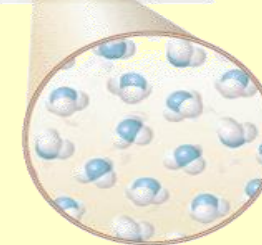
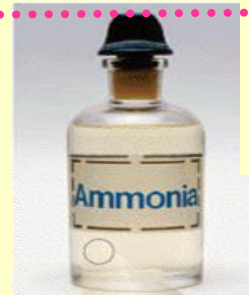
Formadas por átomos pertenecientes al mismo elemento



(b) Dry ice, CO₂



Water, H₂O



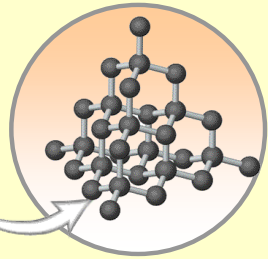
Ammonia, NH₃

Sustancias Compuestas

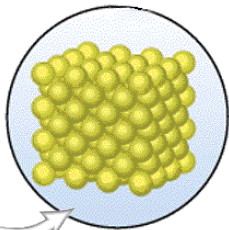
Formadas por la unión de átomos de diferentes elementos

Sustancias simples

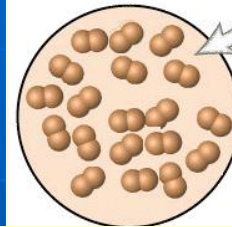
Están formadas por átomos de igual Z



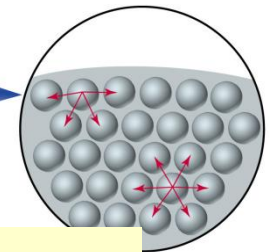
Diamante: átomos de C



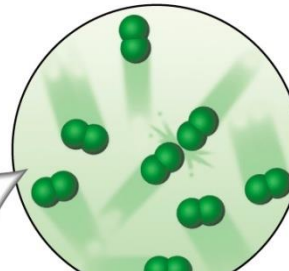
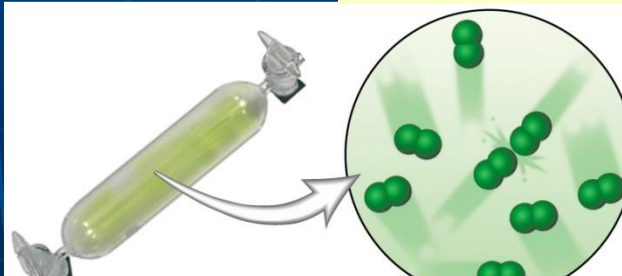
Oro: átomos Au



Bromo: moléculas diatómicas Br₂



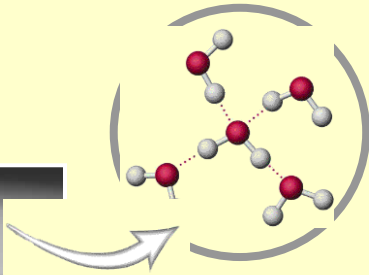
Mercurio: átomos Hg



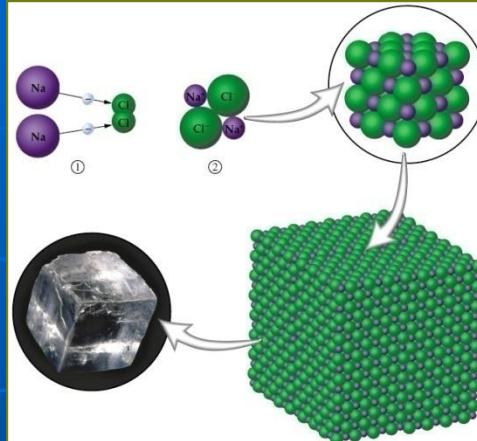
Cloro: moléculas diatómicas Cl₂

Sustancias Compuestas

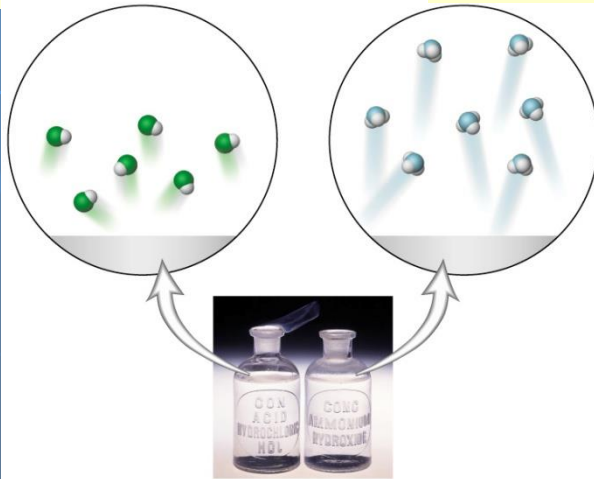
Están formados por la unión de átomos de diferente Z



Agua
Moléculas H_2O

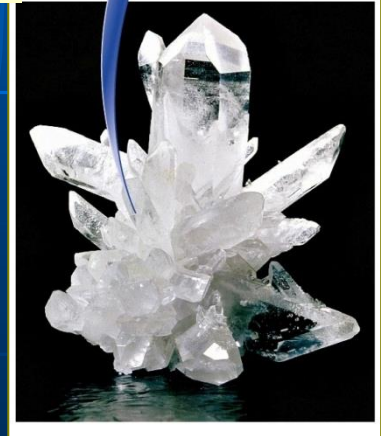
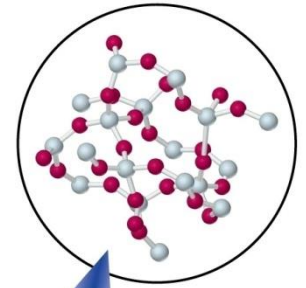


Sal común: cloruro de sodio $NaCl$
Red cristalina de iones Cl^- y Na^+



Amoníaco
Moléculas NH_3

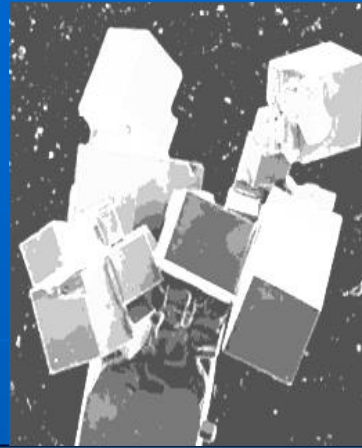
Cloruro de hidrógeno
Moléculas HCl



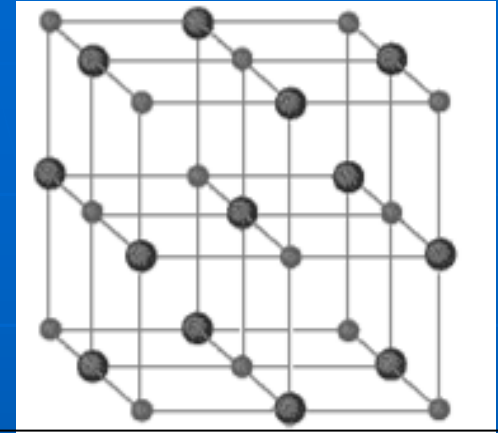
Cuarzo SiO_2
Red cristalina de átomos de Si y O

Sustancias iónicas

Una de las sustancias más abundantes en nuestro planeta: la sal común. Su nombre químico es *cloruro de sodio*.



Micrografía electrónica de cristales de cloruro de sodio (sal)



El cristal de cloruro de sodio (sal) está formado por una red cúbica de iones sodio y cloruro.

- ión de cloro Cl^-
- ión de sodio Na^+

En los compuestos iónicos no existen moléculas aisladas, sino redes cristalinas. En este ejemplo, cada catión Na^+ está rodeado por 6 aniones Cl^- y viceversa. Se forma así una red cristalina cúbica.

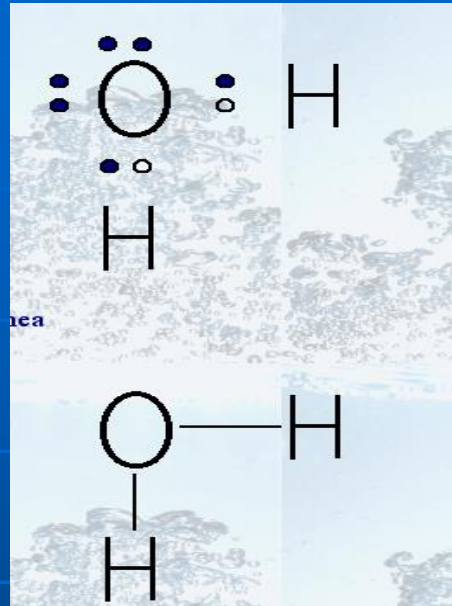
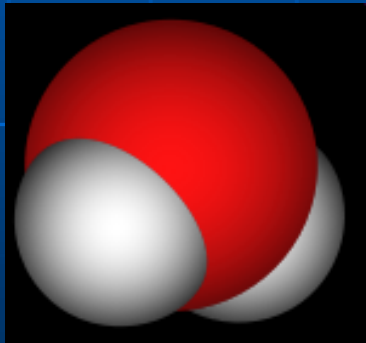
Lewis propuso representar las uniones mediante un diagrama punteado, similar al que acá se presenta:



Estructura de Lewis

Sustancias covalentes

Otra de las sustancias más abundantes en nuestro planeta es el *agua*. Su molécula está formada por 1 átomo de oxígeno y 2 de hidrógeno que comparten pares de electrones.



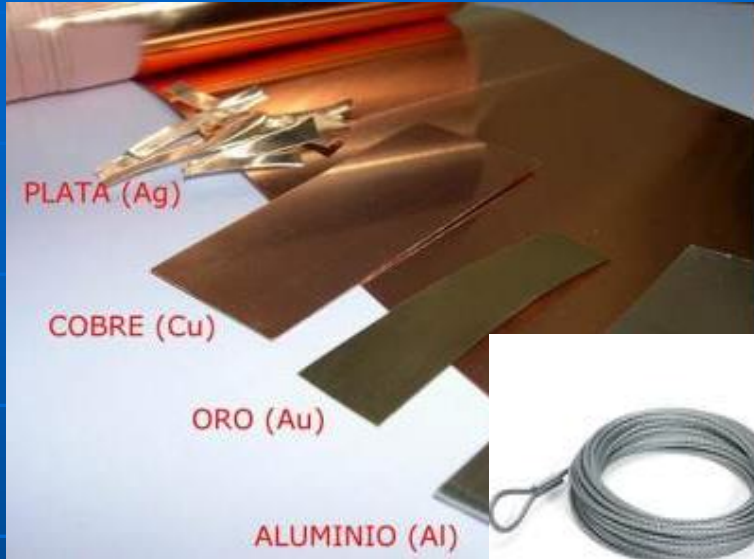
Estructura de Lewis: dos pares de electrones compartidos

Fórmula molecular: los pares de electrones se reemplazan por guiones

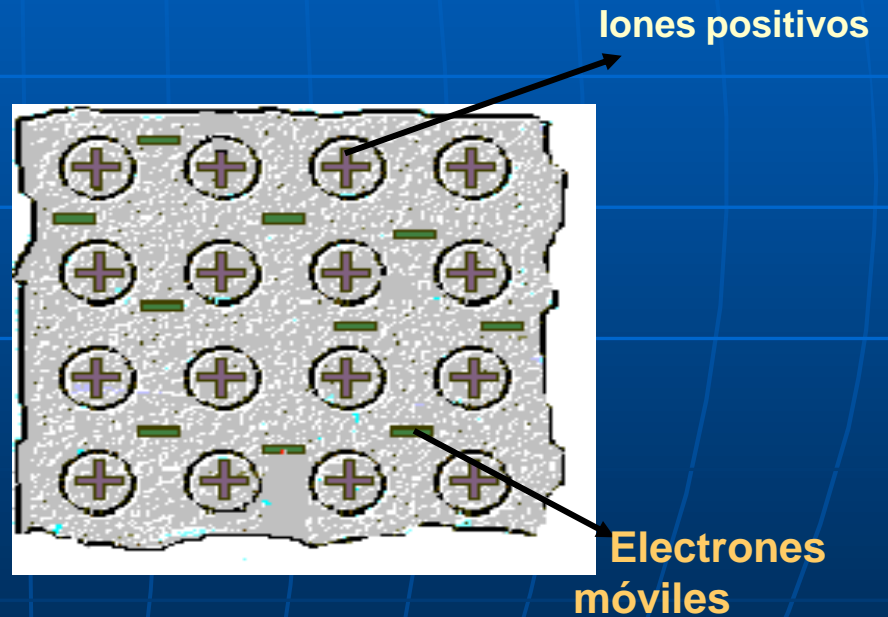
Otro ejemplo: molécula de Flúor (F₂). Un par de electrones compartidos.



Sustancias metálicas

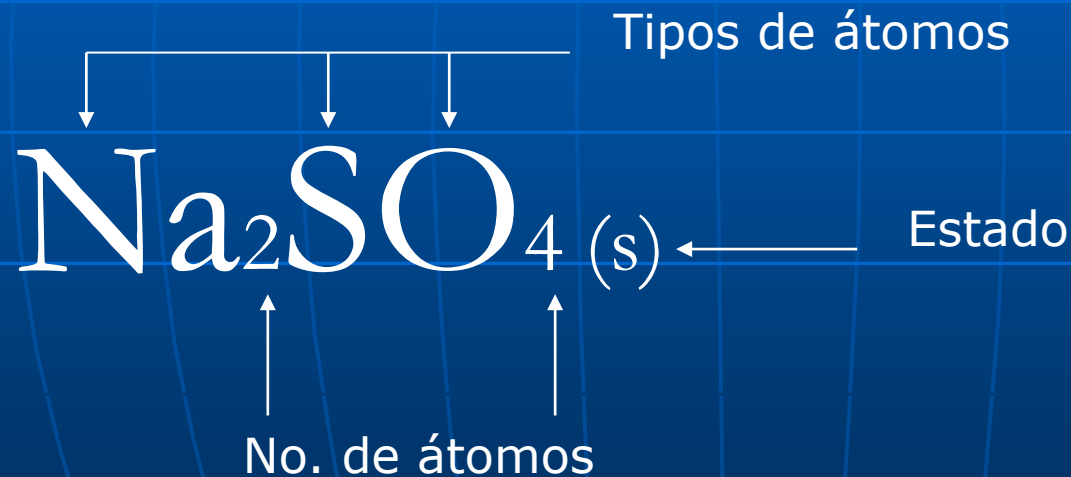


Sus propiedades características pueden explicarse si se tiene en cuenta su estructura:



■ Fórmula Química

Indica el número relativo de átomos de cada Elemento en una sustancia



En este caso vemos que existen en el compuesto 3 tipos diferentes de elementos:

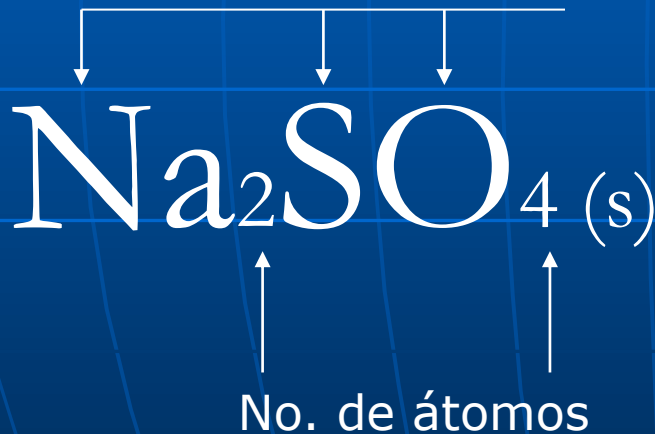
Sodio (**Na**)

Azufre (**S**)

Oxígeno (**O**)

Pasos para encontrar el peso fórmula

1. Determinar cuantos átomos de cada elemento hay en la formula



- En este compuesto existen:
- 2 átomos de Sodio (Na)
- 1 átomo de Azufre (S)
- 4 átomos de Oxígeno (O)

2. Multiplicamos el número de átomos con su respectivo peso atómico (el peso atómico aparece en la tabla periódica)

1	1.00797	←	Peso atómico
	1	←	Valencia
-252.7			
-259.2	H	←	Símbolo
0.071			
	$1s^1$	←	Estructura atómica
	Hidrógeno	←	Nombre



- **En este compuesto existen:**
- 2 átomos de Sodio (Na) y el peso atómico del sodio es de 22.99 g
- 1 átomo de Azufre (S) y el peso atómico del Azufre es de 32.07 g
- 4 átomos de Oxígeno (O) y el peso atómico del Oxígeno es de 16 g
- **Calculamos**
- 2 átomos Sodio (Na) * 22.99 g = 45.98 g
- 1 átomo de Azufre (S) * 32.07 g = 32.07 g
- 4 átomos de Oxígeno (O) * 16 g = 64 g

Sumando los resultados anteriores

45.98 g

32.07 g

64 g

142.05 g es el peso fórmula o peso molecular.