

ntegrando.

C U R S O S A C A D É M I C O S

Capítulo 2

Átomos, moléculas y iones

Temario del capítulo 2

2.1 Modelos atómicos

2.2 Número atómico, número de masa e isótopos

2.3 Tabla periódica

2.4 Moléculas y iones

2.5 Fórmulas químicas

2.6 Estados de oxidación

Integrando.

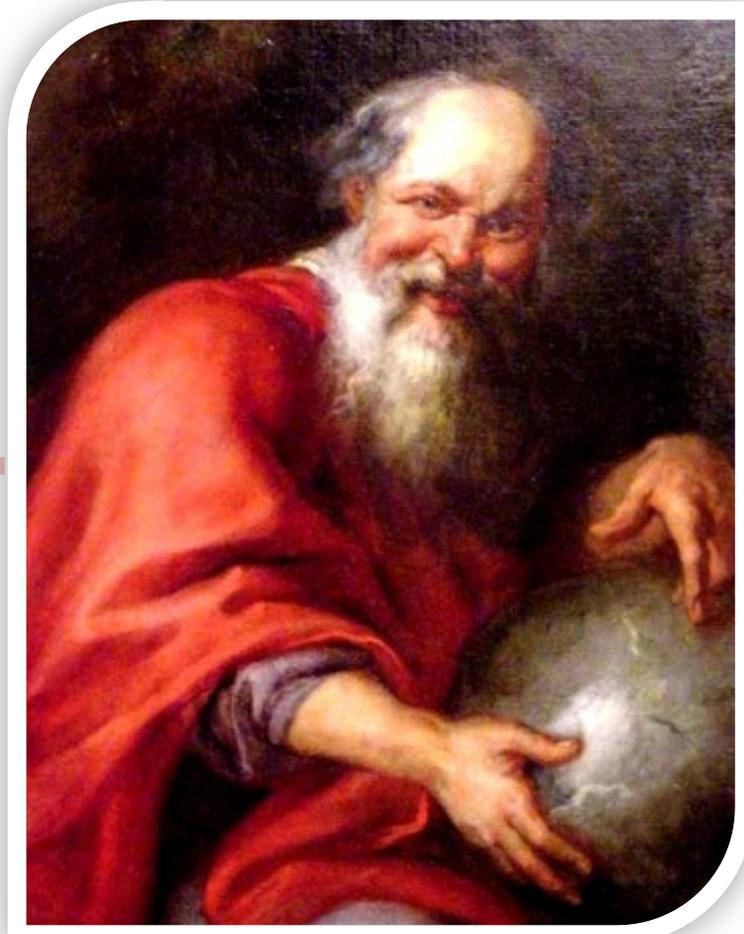
2.1 Modelos atómicos

Demócrito fue un **filósofo y matemático griego** del siglo V y VI.

Acuñó el término **átomo** que proviene del griego “**sin división**”.

Creía que la materia estaba formada por pequeñas entidades indivisibles a las que acuñó con éste mismo término.

Hoy sabemos que el átomo si es divisible.



2.1 Modelos atómicos

En 1808 el inglés **John Dalton** marca el inicio de la química moderna al formular una serie de postulados.

- Los elementos están formados por átomos.
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos en propiedades físicas y químicas.
- Compuestos formado por 2 o mas átomos de diferentes elementos.
- Una reacción química implica separación, combinación y reordenamiento de los mismos.

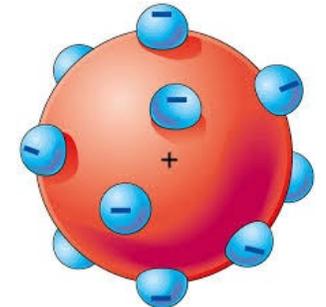
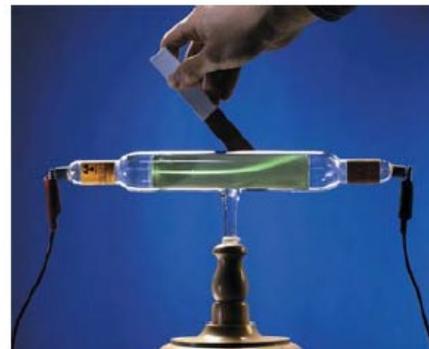
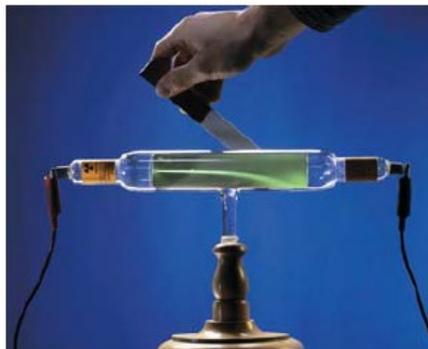
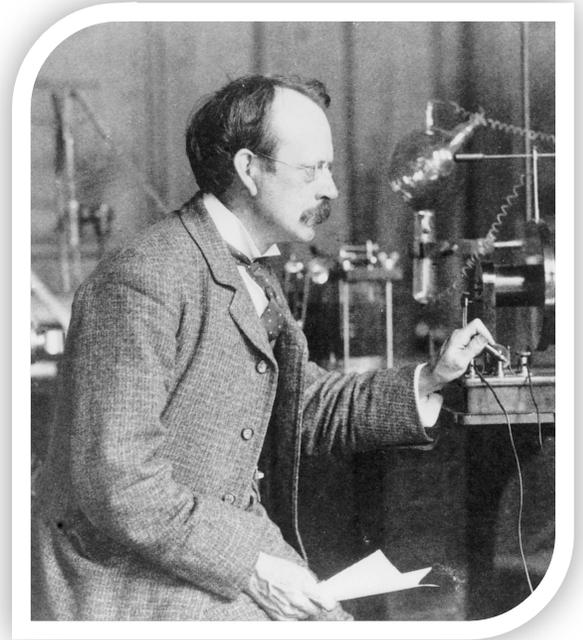


2.1 Modelos atómicos

En 1908 el físico **J.J Thomson** descubre el **electrón** a partir de un experimento con **rayos catódicos**.

Determinó que la materia debía de poseer carga debido a los efectos de atracción y repulsión.

A este modelo se le conoció como el **modelo de budín con pasas**.



2.1 Modelos atómicos

Según Thomson, el átomo estaba compuesto por una **masa difusa con carga positiva** en donde estaban incrustados los electrones.

Se estableció que un **átomo neutro** debía contener la **misma cantidad de carga positiva** que **carga negativa**.

Integrando.

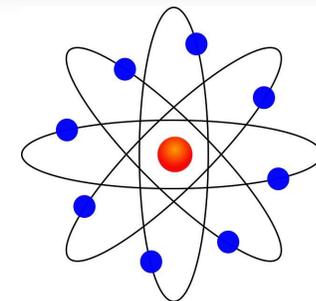
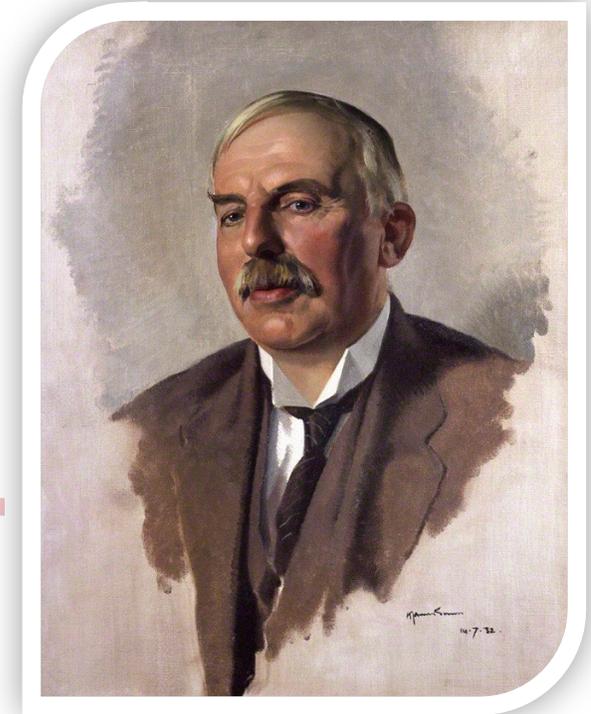
Con el descubrimiento del **protón** se entiende el mejor la estabilidad de los átomos.

2.1 Modelos atómicos

En 1910 el físico **Ernest Rutherford** descubre el **protón** mediante una serie de experimentos con **laminillas delgadas de oro**.

Utilizando **partículas α** (carga positiva) como proyectiles de una fuente de radiación intentó medir los ángulos de dispersión.

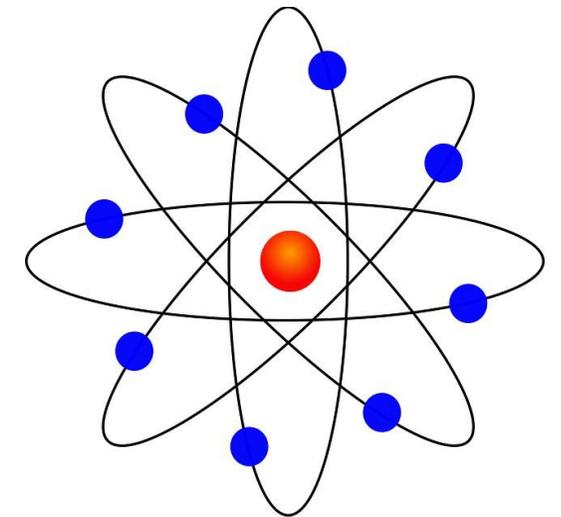
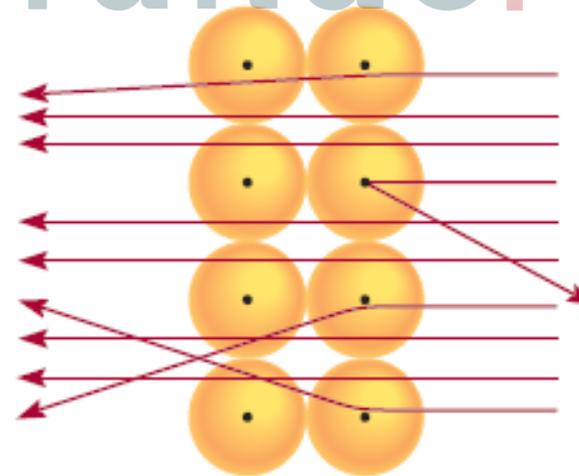
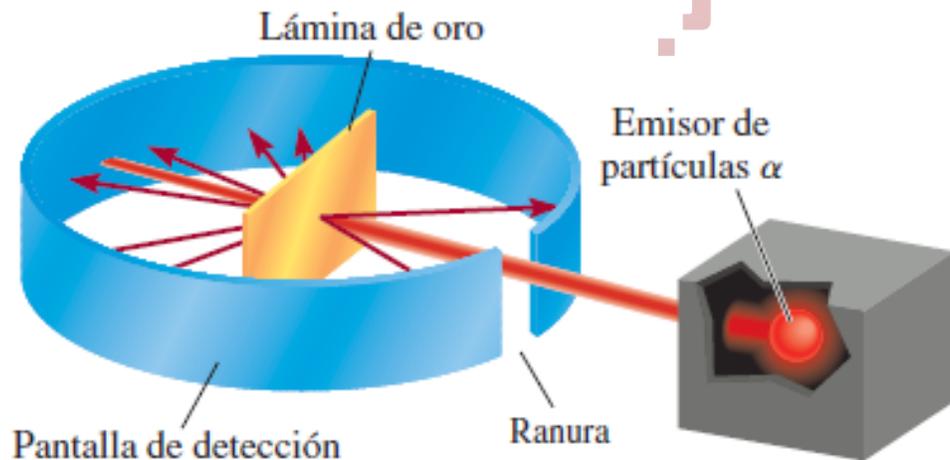
Descubrió que algunas partículas **regresaban a la fuente** después de haber impactado.



2.1 Modelos atómicos

Concluyó que el átomo debía de estar compuesto por un **núcleo** muy **denso**, en donde se concentraba el 99% de la masa del átomo.

La desviación de las partículas alfa podía explicarse si el **núcleo** contenía a los **protones** y **alrededor** se encontraban los **electrones**.

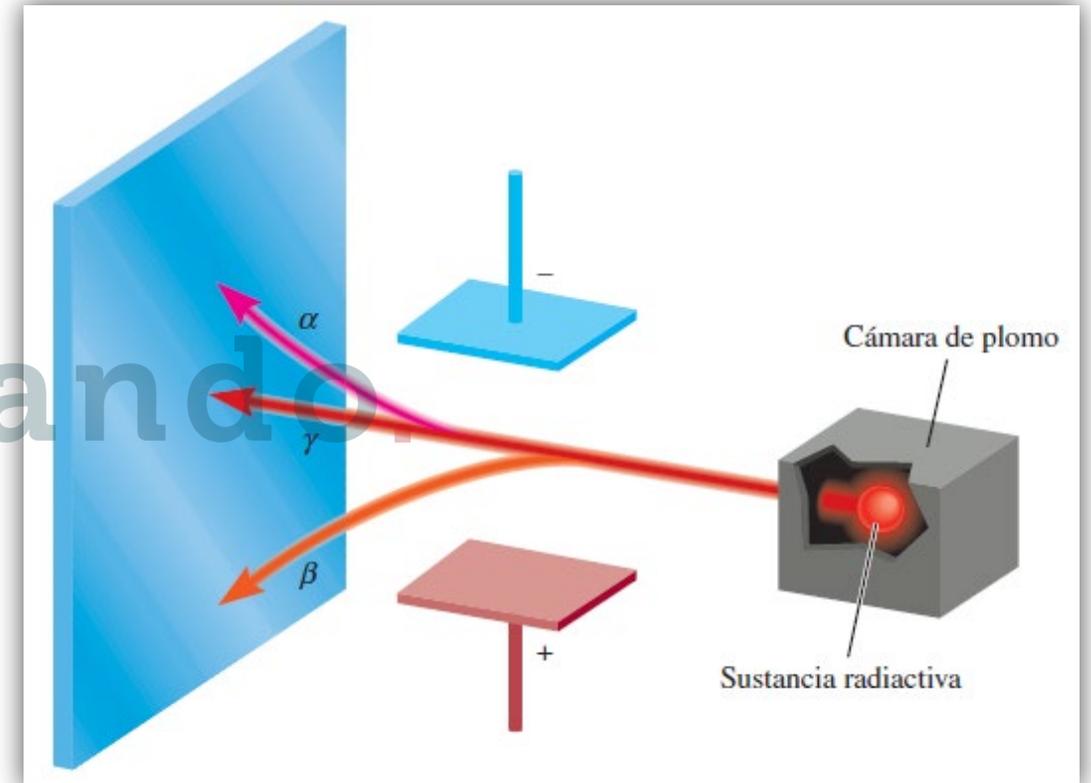


2.1 Modelos atómicos

Algunos elementos radioactivos emiten 3 tipos de partículas de manera **espontánea**.

- Partículas α (carga positiva)
- Partículas β (carga negativa)
- Rayos γ (radiación EM)

A este fenómeno se le conoce como **radioactividad**.

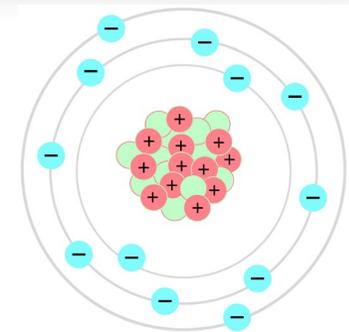


2.1 Modelos atómicos

Niels Bohr propuso un **modelo planetario** en donde los electrones se hallaban **cuantizados**.

De esta manera los electrones girarían en orbitas definidas y específicas, lo cual explicaba los **espectros de emisión** de elementos característicos.

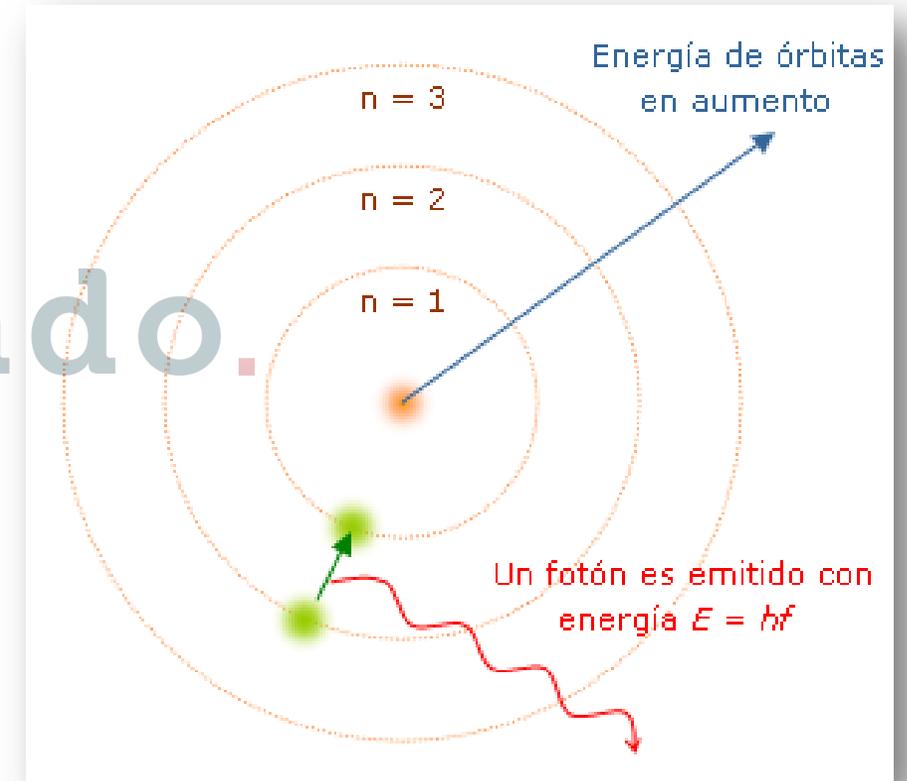
Establecía que la **energía** asociada a cada orbita era múltiplo de la constante de Planck " h "



2.1 Modelos atómicos

Bohr propuso 3 postulados para su teoría atómica:

- Los electrones se mueven en **órbitas definidas (n)** con **energías cuantizadas**.
- Los electrones no irradian energía al girar.
- El electrón **absorbe o emite** energía al pasar de una órbita a otra.



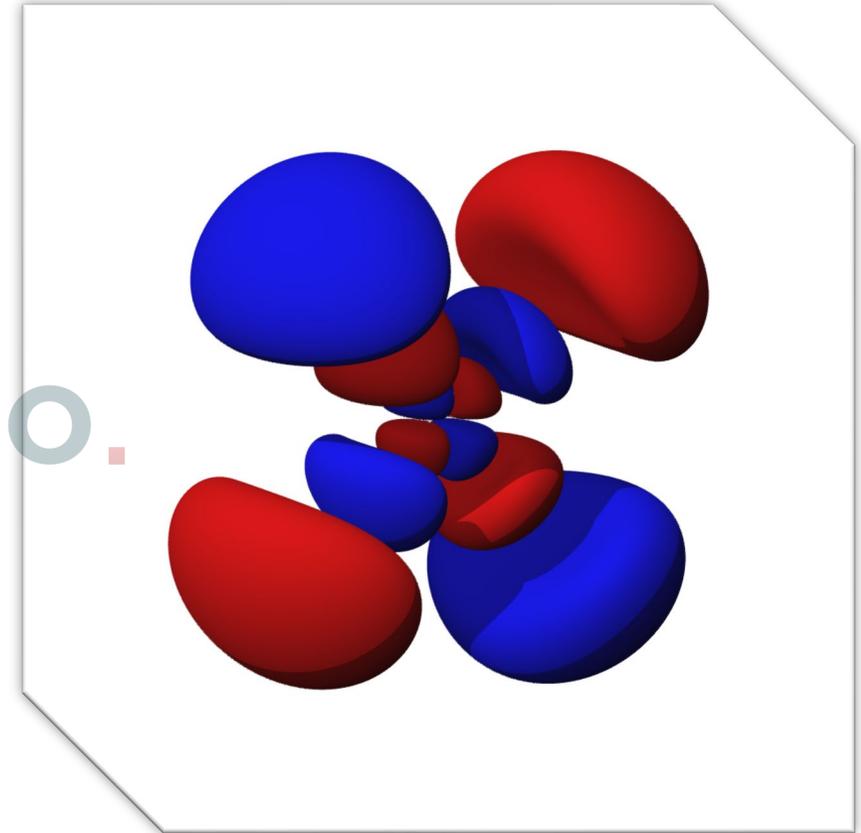
2.1 Modelos atómicos

Es el modelo más aceptado actualmente, fue propuesto por los físicos **Werner Heisenberg**, **Louis de Broglie** y **Erwin Schrodinger**.

En vez de orbitales, se plantean **nubes electrónicas** de probabilidad en donde es posible hallar al electrón.

Para ubicar la posición del electrón se usan 4 números cuánticos.

$$n, l, m_l, m_s$$

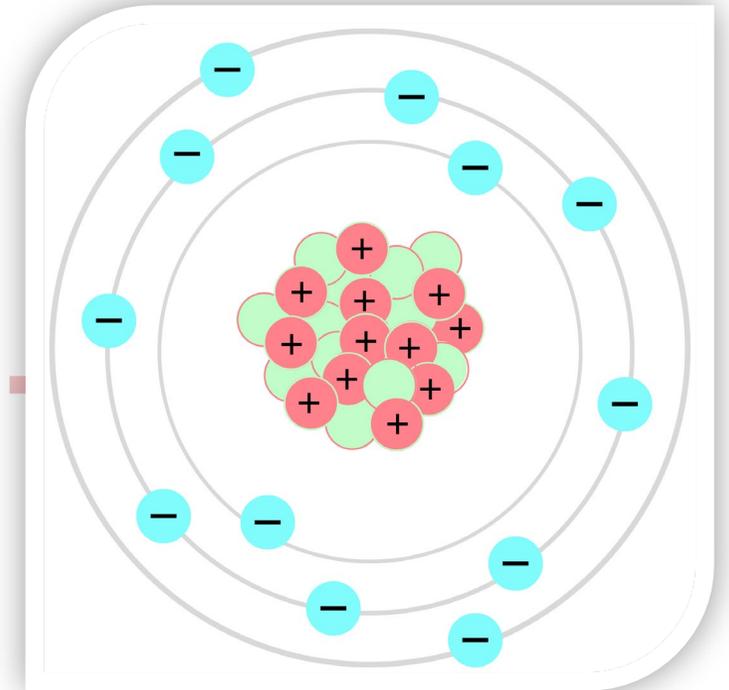


2.2 Número atómico, número de masa e isótopos

El **número atómico** indica la cantidad de **protones** que un átomo tiene en su núcleo. Se indica con la letra "**Z**".

En un **átomo neutro** el **número de protones** es igual al **número de electrones**.

El número atómico les da **identidad** a los átomos de la tabla periódica, por lo que **cada elemento** tiene **diferente** número atómico.



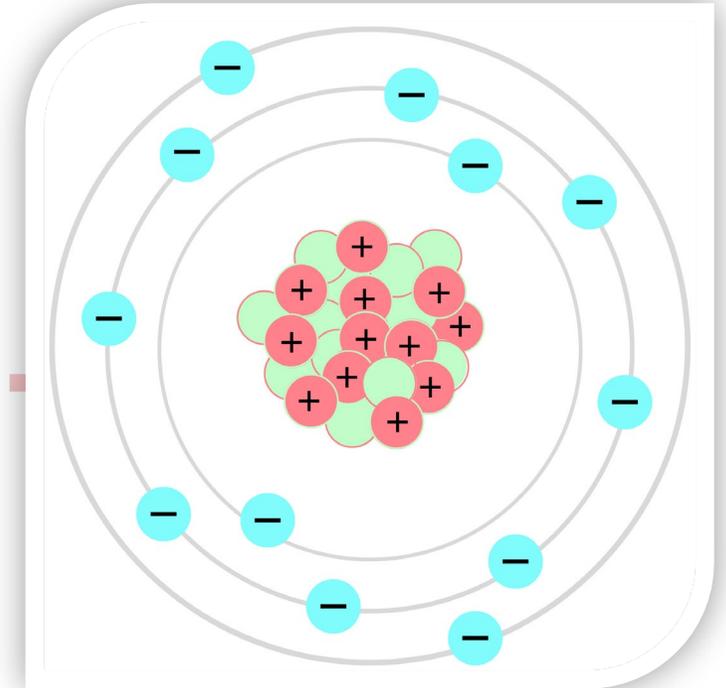
2.2 Número atómico, número de masa e isótopos

El **número de masa** indica la cantidad de **protones y neutrones** que un átomo tiene en su núcleo. Se indica con la letra "A".

Se desprecia la masa del electrón por ser demasiado pequeña.

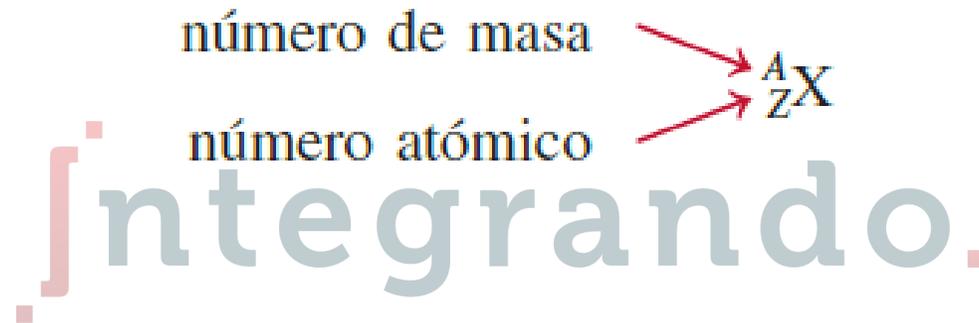
$$A = \text{protones} + \text{neutrones} = Z + N$$

Si conocemos el número de masa podemos conocer la cantidad de protones y neutrones.



2.2 Número atómico, número de masa e isótopos Integrando. CURSOS ACADÉMICOS

El número de masa y el número atómico se suelen representar de la siguiente manera.



En donde " X " representa al **elemento** en cuestión, por ejemplo el elemento potasio (K) tiene 19 protones (Z) y 20 neutrones (N) por lo que su número de masa es 39 (A).

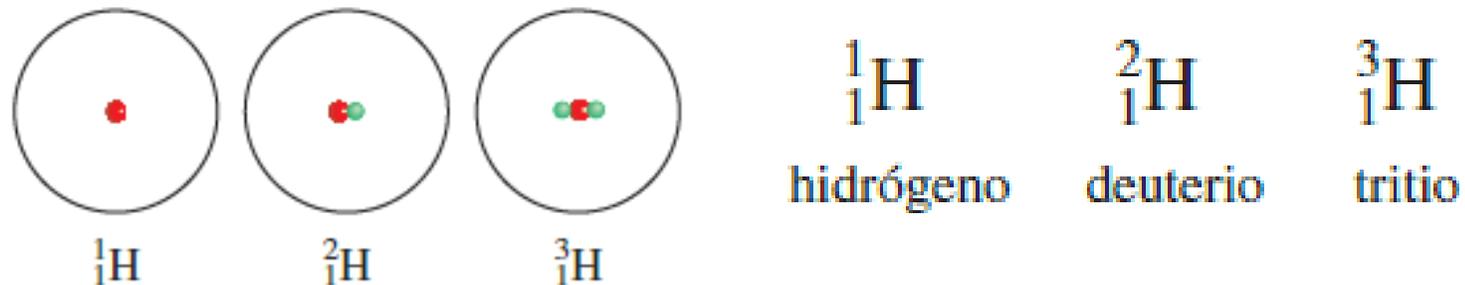


2.2 Número atómico, número de masa e isótopos Integrando. CURSOS ACADÉMICOS

Un **isótopo** es un elemento que contiene **mismo número atómico pero diferente número de masa**.

La mayoría de los elementos tienen dos o más isótopos y se indican con el nombre del elemento y su número de masa “uranio – 238”, “carbono – 12” etc.

Como excepción tenemos los dos isótopos del hidrógeno, que se conocen como **deuterio** y el **tritio**.



2.2 Número atómico, número de masa e isótopos Integrando. CURSOS ACADÉMICOS

El **hidrógeno** contiene 1 protón y 0 neutrones, por lo que su número de masa

$$A = Z + N = 1 + 0 = 1$$

El isótopo **deuterio** tiene 1 protón y tiene 1 neutrón, por lo que su número de masa es:

$$A = Z + N = 1 + 1 = 2$$

El isótopo **tritio** tiene 1 protón y tiene 2 neutrones, por lo que su número de masa es

$$A = Z + N = 1 + 2 = 3$$

2.2 Ejemplos

1. Indica el número de protones (Z), electrones (e), neutrones (N) y número de masa (A) de los siguientes átomos neutros:



Integrando.

a) $Z = 8, N = 9, e = 8, A = 17$ b) $Z = 80, N = 119, e = 80, A = 199$ c) $Z = 11, N = 11, e = 11, A = 22.$

2.2 Ejercicios

1. Completa la siguiente tabla, indica de qué elemento se trata. Considera que son átomos neutros.

Elemento	Protones (Z)	Neutrones (N)	Electrones (e)	Nº de masa (A)
${}_{8}^{17}\text{O}$				
		16	15	
Carbono – 14				
	2			4

2.3 Tabla periódica

La tabla periódica fue “inventada” y organizada por **Dmitri Mendeléyev**.

Básicamente podemos **clasificar** a los elementos que componen a la tabla periódica en **3 grandes grupos**.

- a) **Metales**: Buenos conductores de calor y electricidad.
- b) **No metales**: Malos conductores de calor y electricidad.
- c) **Metaloides**: Presentan propiedades intermedias.

2.3 Tabla periódica

En la **tabla periódica**, se encuentran agrupados y ordenados todos los elementos **naturales y sintéticos**.

Los elementos se ordenan en periodos y familias o grupos.

- a) Los **periodos** corresponden a las **filas horizontales** y podemos encontrar hasta **7** periodos.
- b) Los **grupos o familias** corresponden a las **filas verticales** y se agrupan en **Familia A** (8 familias) y **Familia B** (10 familias).

2.3 Tabla periódica

SIMBOLOGÍA

METALES		H	GAS
METALOIDES		Hg	LÍQUIDO
NO METALES		Li	SÓLIDO
		Tc	SINTÉTICO

NÚCLEOS ELECTRÓNICOS

PERÍODO

No. ATÓMICO

DISTRIBUCIÓN DE ELECTRONES EN LAS ÓRBITAS

MASA ATÓMICA

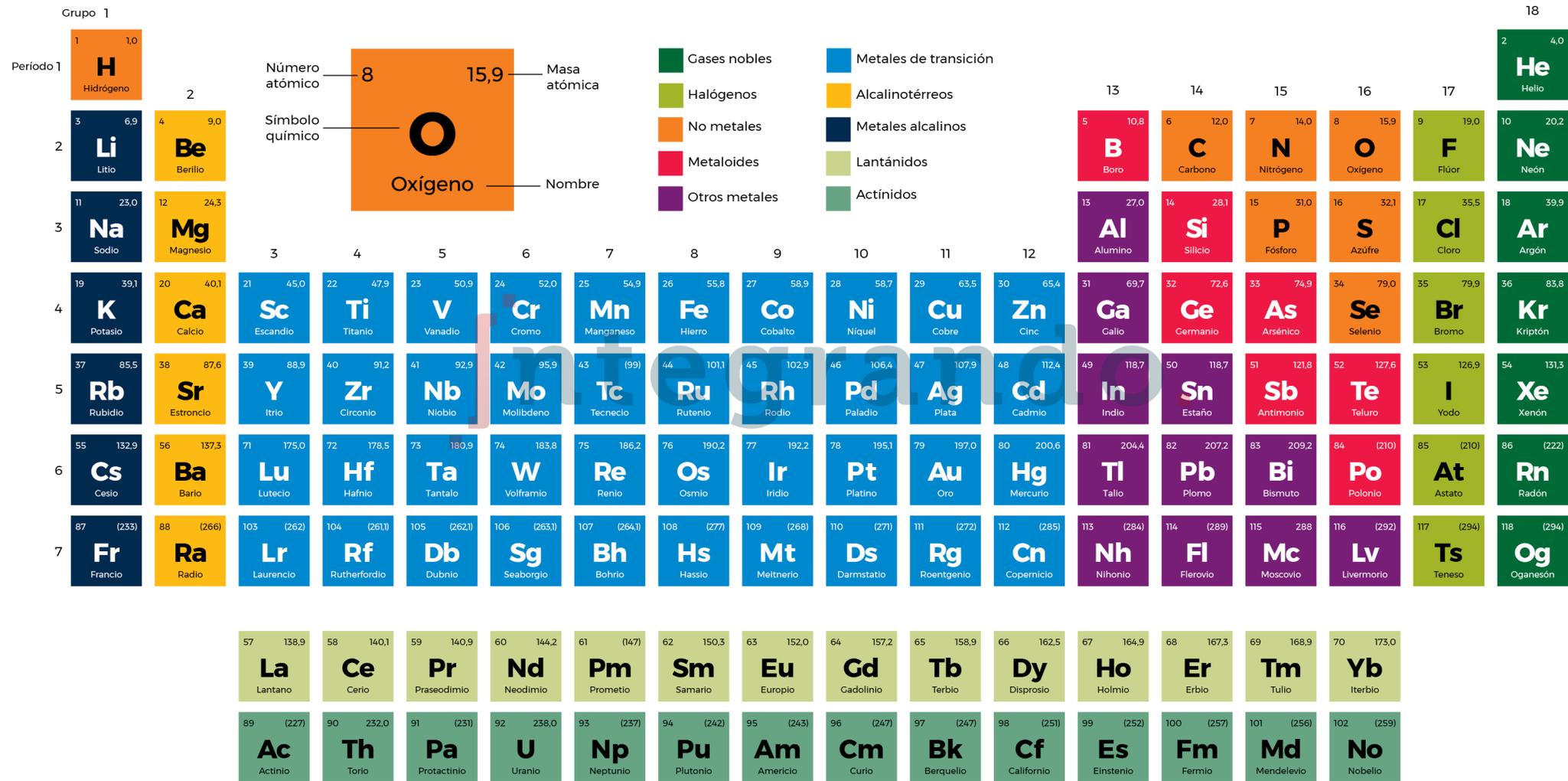
SÍMBOLO QUÍMICO

No. DE OXIDACIÓN
(Subrayado el más común)

NOMBRE QUÍMICO

PERÍODOS	1 IA	2 IIA	METALES PESADOS										13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	
1	H 1 HIDROGENO 1.00794																		He 2 HELIO 4.0026
2	Li 3 LITIO 6.941	Be 4 BERILIO 9.0122																	Ne 10 NEÓN 20.183
3	Na 11 SODIO 22.9898	Mg 12 MAGNESIO 24.305																	Ar 18 ARGÓN 39.948
4	K 19 POTASIO 39.102	Ca 20 CALCIO 40.08	Sc 21 ESCANDIO 44.956	Ti 22 TITANIO 47.90	V 23 VANADIO 50.942	Cr 24 CROMO 51.998	Mn 25 MANGANESO 54.9381	Fe 26 HIERRO 55.847	Co 27 COBALTO 58.9332	Ni 28 NÍQUEL 58.71	Cu 29 COBRE 63.546	Zn 30 ZINC 65.37	Ga 31 GALIO 69.72	Ge 32 GERMANIO 72.59	As 33 ARSENICO 74.9216	Se 34 SELENIO 78.96	Br 35 BROMO 79.909	Kr 36 KRIPTÓN 83.80	
5	Rb 37 RUBIDIO 85.467	Sr 38 ESTRONCIO 87.62	Y 39 ITRIO 88.905	Zr 40 ZIRCONIO 91.22	Nb 41 NIOBIO 92.906	Mo 42 MOLIBDENO 95.94	Tc 43 TECNECIO (99)	Ru 44 RUTENIO 101.07	Rh 45 RADIO 102.905	Pd 46 PALADIO 106.42	Ag 47 PLATA 107.868	Cd 48 CADMIO 112.40	In 49 INDIO 114.82	Sn 50 ESTAÑO 118.69	Sb 51 ANTIMONIO 121.75	Te 52 TELURIO 127.80	I 53 YODO 126.9044	Xe 54 XENÓN 131.30	
6	Cs 55 CESIO 132.905	Ba 56 BARIO 137.34	* SERIE DEL LANTANIO	Hf 72 HAFNIO 178.49	Ta 73 TANTALIO 180.947	W 74 TUNGSTENO 183.85	Re 75 RENIUM 186.21	Os 76 OSMIO 190.2	Ir 77 IRIDIO 192.22	Pt 78 PLATINO 195.08	Au 79 ORO 196.967	Hg 80 MERCURIO 200.59	Tl 81 TALIO 204.3833	Pb 82 PLOMO 207.19	Bi 83 BISMUTO 208.98	Po 84 POLONIO (209)	At 85 ASTATO (210)	Rn 86 RADÓN (222)	
7	Fr 87 FRANCIO (223)	Ra 88 RADIO (226)	* SERIE DEL ACTINIO	Rf* 104 RUTERFORDIO (257)	Db* 105 DUBNIO (260)	Sg* 106 SEABORGIO (263)	Bh* 107 BOHRIO (262)	Hs* 108 HASSIO (265)	Mt* 109 MEITNERIO (268)	Ds** 110 DARMSHTADTIO (269)	Rg** 111 ROENTGENIO (270)	Da** 112 DARWAZIO (271)	Tf** 113 TUSTRANO (272)	Eo** 114 ERERSTENIO (273)	Me** 115 MERCHEL (274)	Nc** 116 NECTARTEN (275)	El** 117 EFELIO (276)	On** 118 OSERÓN (277)	

2.3 Tabla periódica



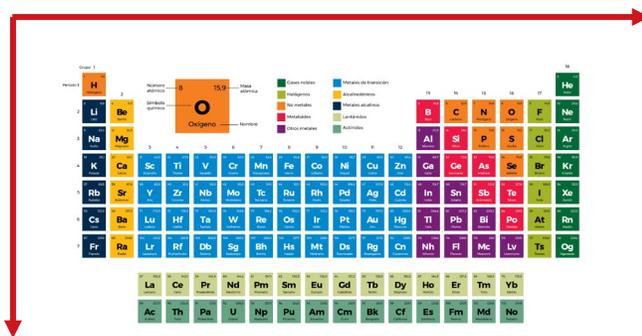
2.3 Tabla periódica

Es importante mencionar que la tabla periódica está **ordenada** de acuerdo a los **números atómicos**.

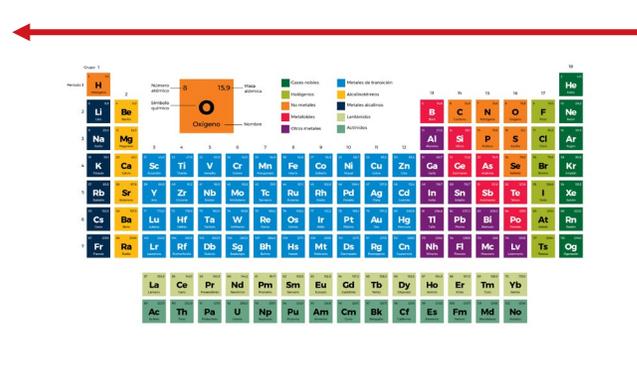
Una consecuencia de ello provoca que también esté **ordenada** por **radio atómico**, **electronegatividad** etc.

Integrando.

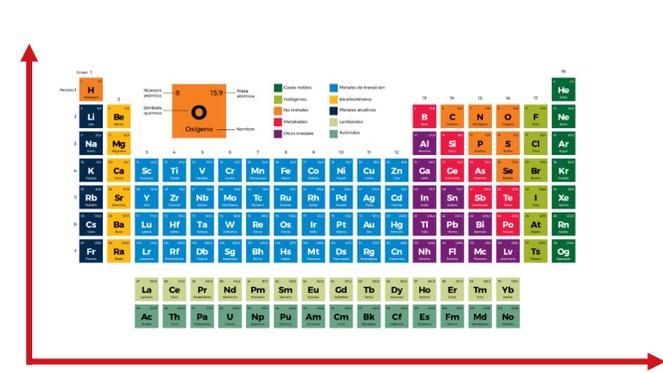
Número atómico



Radio atómico



Electronegatividad



2.4 Moléculas y iones

La mayor parte de la materia está formada por **moléculas** y/o **iones**.

Una **molécula** es un **agregado** de por lo menos 2 átomos unidos por enlaces químicos.

Las moléculas deben cumplir lo siguiente:

- a) Deben contener por lo menos 2 átomos.
- b) Deben de ser eléctricamente neutros.
- c) Formados por iones.

2.4 Moléculas y iones

Las moléculas **no siempre son compuestos**, ya que por definición el compuesto debe de poseer por lo menos 2 átomos diferentes.

- a) **Moléculas monoatómicas:** Formadas por un solo átomo, los gases nobles son comúnmente llamados **gases monoatómicos**.
- b) **Moléculas diatómicas:** Formadas por 2 átomos, ejemplos pueden ser H_2 , Cl_2 , CO etc.
- c) **Moléculas poliatómicas:** Formadas por 3 átomos o más, ejemplos pueden ser O_3 , H_2O , NH_4 etc.

2.4 Moléculas y iones

Los **iones** son **átomos individuales** o **agrupaciones de átomos** que poseen **carga** positiva o negativa.

Un átomo neutro, tiene la misma cantidad de electrones que protones.

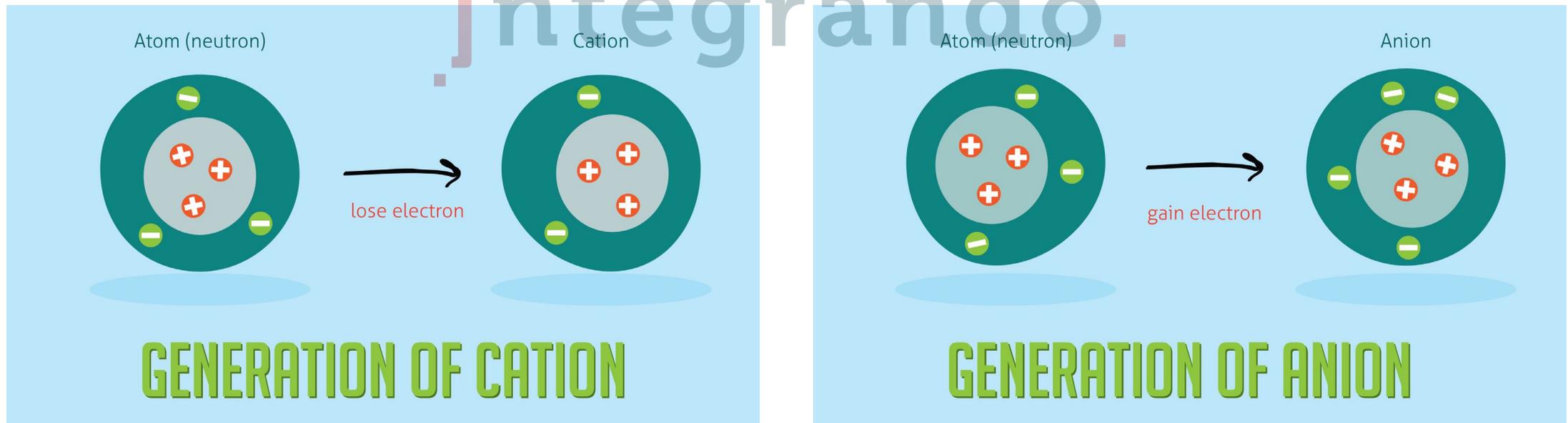
Integrando.
 $Z = e$

Un átomo neutro que **gana** un **electrón** queda cargado **negativamente** e^- y se le llama **anión**.

Un átomo neutro que **pierde** un **electrón** queda cargado **positivamente** e^+ y se le llama **catión**.

2.4 Moléculas y iones

Los **cationes** suelen formarse de elementos metálicos y en su mayoría son monoatómicos, mientras que los **aniones** se suelen formar de elementos no metálicos y en su mayoría son poliatómicos.



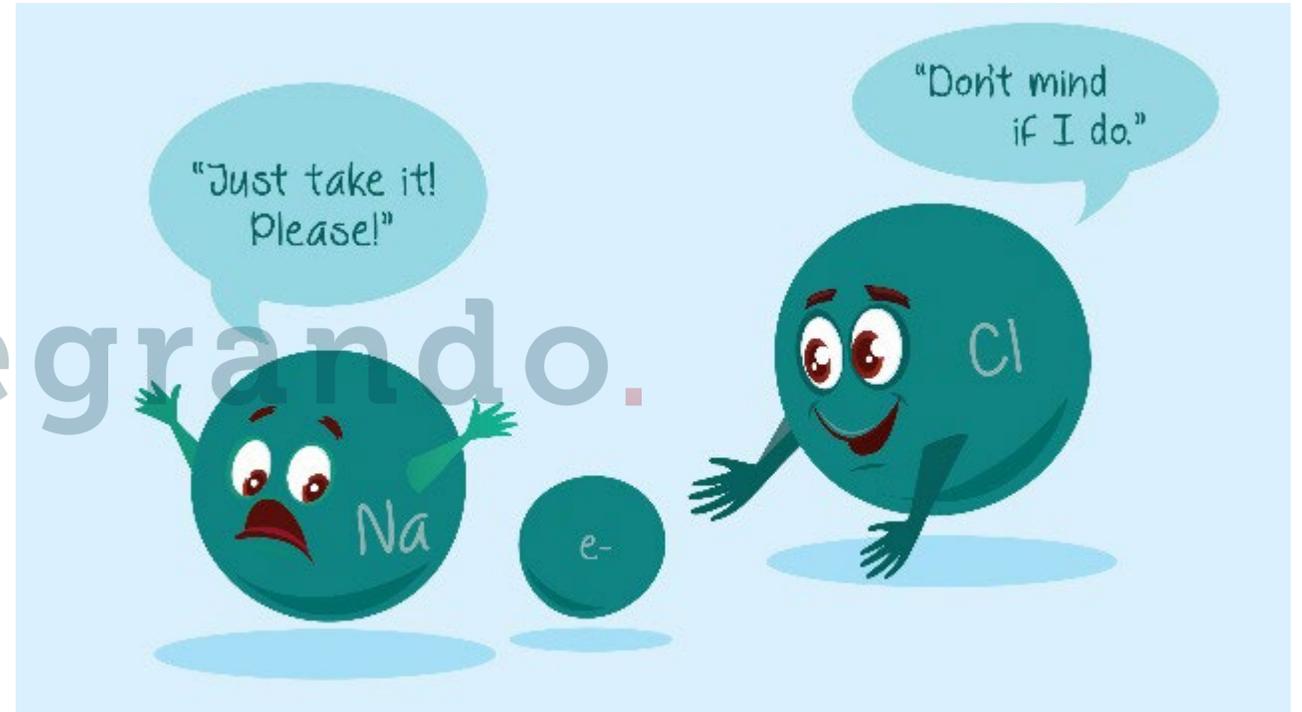
2.4 Moléculas y iones

Ejemplos de aniones son:

- PO_4^{3-} Ion Fosfato (poliatómico).
- S^{-2} Ion Sulfuro (monoatómico).
- OH^{-} Ion Hidróxido (poliatómico).

Ejemplos de cationes son:

- NH_4^{+} Ion Amonio (poliatómico).
- Cu^{2+} Ion Cobre (monoatómico).
- Na^{+} Ion Sodio (monoatómico)



2.4 Ejemplos

1. Determina el número de protones (Z), neutrones (N), electrones (e) y número de masa (A) de los siguientes elementos con carga:



Integrando.

a) $Z = 11, A = 22, N = 11, e = 10$ b) $Z = 16, A = 32, N = 16, e = 18$ c) $Z = 8, A = 16, N = 8, e = 11$

2.4 Ejercicios

1. Completa la siguiente tabla.

Elemento	Protones (Z)	Neutrones (N)	Electrones (e)	Nº de masa (A)
$^{16}_8\text{O}$	8		10	
$^{63}_{29}\text{Cu}^{+2}$				
$^{53}_{53}\text{I}^{-}$		73		
$^1_1\text{H}^{+}$		0		

2.5 Fórmulas químicas

Una **fórmula química** expresa la **composición** de las **moléculas** y **compuestos iónicos** por medio de símbolos químicos. Podemos usar:

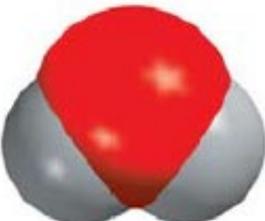
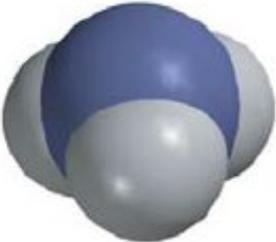
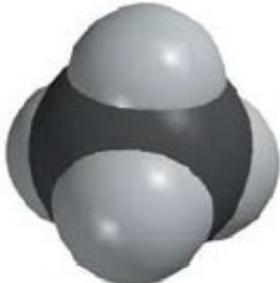
a) **Fórmulas moleculares (reales)**: Indica el **número exacto de átomos** de cada elemento, que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia.

Integrando.

b) **Fórmulas empíricas (sencillas)**: Indica los elementos presentes y la **proporción mínima** entre sus átomos.

Podemos representar un compuesto usando los **modelos moleculares**.

2.5 Fórmulas químicas

	Hidrógeno	Agua	Amoniaco	Metano
Fórmula molecular	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Fórmula estructural	$H-H$	$H-O-H$	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Modelo de esferas y barras				
Modelo espacial				

2.5 Ejemplos

1. Escriba la fórmula empírica de los siguientes compuestos a partir de su fórmula molecular.

a) Acetileno C_2H_2

b) Glucosa $C_6H_{12}O_6$

c) Óxido Nitroso N_2O

Integrando.

a) CH

b) CH_2O

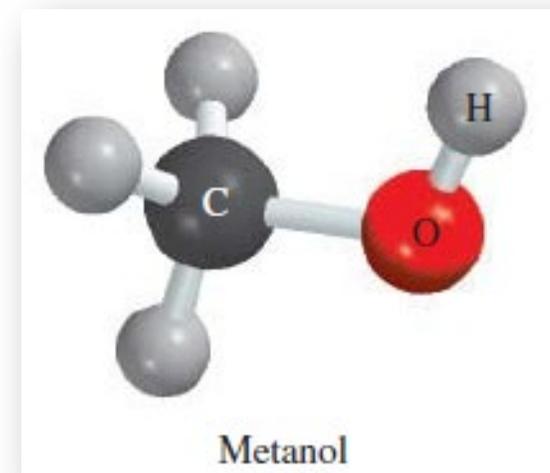
c) N_2O

2.5 Ejemplos

2. Del siguiente modelo molecular, determina:

- a) Su fórmula molecular
- b) Su fórmula empírica
- c) Su fórmula estructural

Integrando.



a) CH_3OH

b) CH_3OH

2.5 Ejercicios

1. Determina las siguientes fórmulas empíricas.

a) Cafeína $C_8H_{10}N_4O_2$

b) Agua Oxigenada H_2O_2

c) Óxido de Fosforo P_4O_6

d) Butano C_4H_{10}

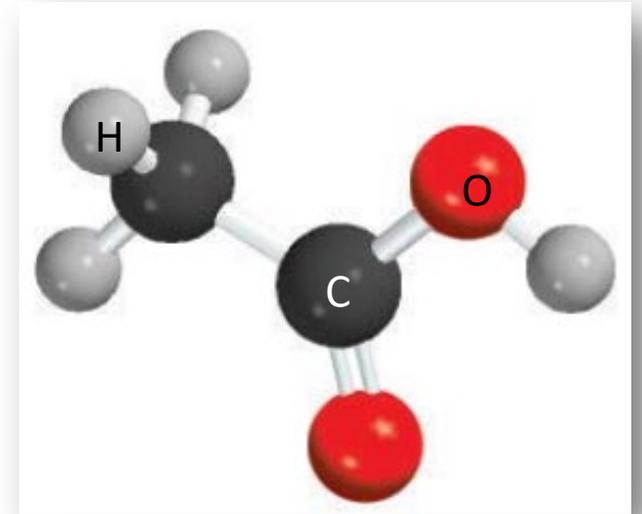
Integrando.

2.5 Ejercicios

2. Del siguiente modelo, determina lo siguiente:

- a) Fórmula molecular
- b) Fórmula estructural
- c) Fórmula empírica

Integrando.



3. De la siguiente fórmula de la metilamina CH_3NH_2 determina:

- a) Modelo de esferas y barras
- b) Fórmula estructural

2.6 Estados de oxidación

El **estado de oxidación** de un elemento es la carga que adquiere cuando se encuentra combinado con uno o más elementos.

1. La suma de los números de oxidación de un **compuesto neutro** o cualquier **elemento libre** es siempre igual a **cero**.
2. El número de oxidación del **hidrógeno** es **+1** cuando actúa como hidrácido y **-1** cuando actúa como hidruro.
3. El número de oxidación para el **oxígeno** es **-2**, excepto en los peróxidos, donde trabaja con **-1**.

2.6 Estados de oxidación

Algunas consideraciones importantes al momento de designar los números de oxidación son:

1. Los elementos de **carácter metálico** se escriben a la **izquierda (cationes)** y los de carácter no metálico a la derecha (aniones).
2. Si tenemos un **compuesto no metálico**, se escribe a la **izquierda** aquel con **mayor** grado de **electronegatividad**.
3. En **iones poliatómicos** la suma de los números de oxidación debe de dar la **carga neta** del ion.

2.6 Ejemplos

1. Identifica los números de oxidación de cada uno de los siguientes compuestos:



 Integrando.

a) K (+1) Mn (+7) O (-2) b) H (+1) S (+6) O (-2) c) P (+5) O (-2) d) Ca (+2) O (-2) H (+1)

2.6 Ejercicios

1. Identifica cada uno de los siguientes números de oxidación de los siguientes compuestos.



Integrando.