

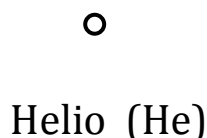
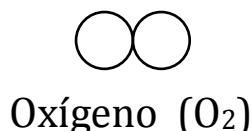
ESTRUCTURA DE LA MATERIA:

Moléculas:

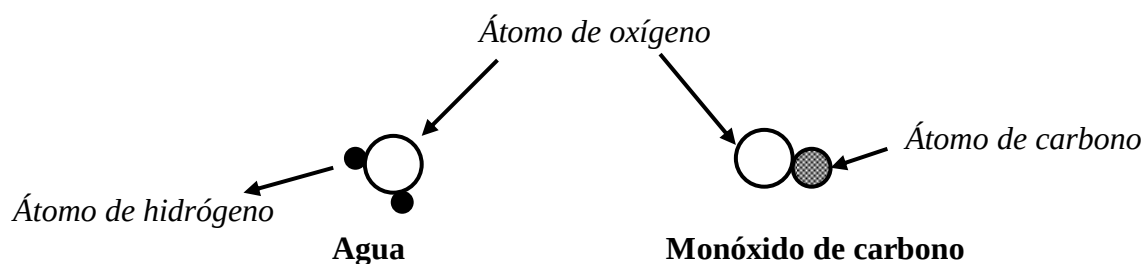
En el comienzo de este módulo te dijimos que materia es lo que constituye los cuerpos. También te dijimos que la materia está formada por partículas muy pequeñas. En una gran parte de las sustancias que conoces estás partículas que componen la materia son moléculas.

Una **molécula** es una partícula elemental que está formada por un **número entero de átomos**.

Los átomos que componen una molécula pueden ser iguales. Por ejemplo: una molécula de helio (el gas que se utiliza para los globos aerostáticos) está formada por un átomo de helio; una molécula de oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno.



Pero también una molécula puede estar formada por átomos diferentes: una molécula de monóxido de carbono está formada por un átomo de oxígeno y uno de carbono y una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.



La materia puede contener sólo un tipo de partículas elementales, o bien, ser una mezcla de diversos tipos de partículas elementales. El agua pura contiene únicamente moléculas de agua (H_2O), en tanto que el aire puro es una mezcla de moléculas de diversos gases como por ejemplo oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2), etc.

Átomos:

Un **átomo** es la **partícula elemental** que constituye las moléculas

Todos los **átomos** se caracterizan por poseer un **núcleo** y una **zona extranuclear**.

Los **átomos** están constituidos por tres tipos de partículas fundamentales: **protones (p^+)**, **neutrones (n^0)** y **electrones (e^-)**.

Los **protones** y **neutrones** se encuentran en el **núcleo** del átomo. Los **electrones** forman una nube alrededor del núcleo llamada **zona extranuclear**. Todos los electrones que constituyen los distintos tipos de átomos son idénticos; son copias unos de otros. De la misma manera, todos los protones y los neutrones son idénticos.

Un **átomo** es esencialmente **espacio vacío**. Casi toda su masa está concentrada en el núcleo. El físico neozelandés Ernest Rutherford descubrió este hecho en 1911 por medio de su famoso experimento de la hoja de oro. Rutherford y sus colaboradores dirigieron un haz de partículas cargadas positivamente (partículas alfa) provenientes de una fuente radiactiva hacia una hoja de oro muy delgada. Luego midieron los ángulos a los que las partículas eran desviadas al atravesar dicha hoja. La mayoría de las partículas seguían un curso más o menos recto después de atravesar la hoja, pero para sorpresa de los investigadores, algunas de ellas se desviaban

notablemente. Algunas, incluso, rebotaban recorriendo hacia atrás sus trayectorias de incidencia. Para ellos ésto era tan sorprendente como disparar balas a un trozo de papel muy delgado y encontrar que algunas de ellas rebotaban.

Rutherford concluyó que las partículas que pasaban sin desviarse atravesaban regiones vacías de la hoja de oro. Las escasas partículas que se desviaban lo hacían debido a la repulsión de los centros de los átomos de oro, también cargados eléctricamente, donde se concentraba una gran masa. Rutherford había descubierto el **núcleo atómico**.

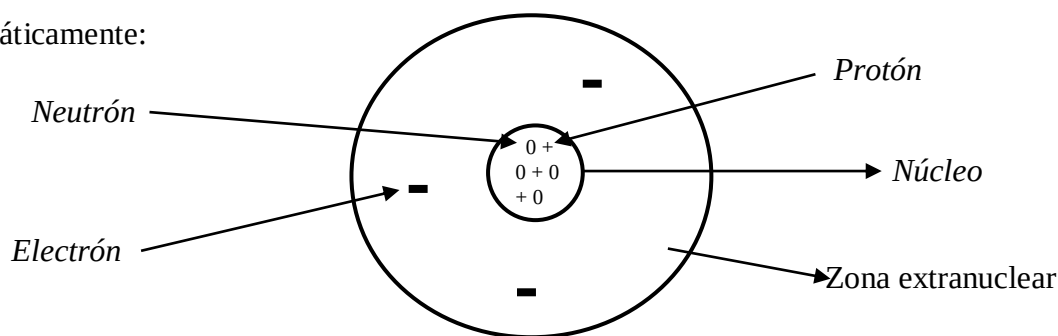
♣ ¿Sabías que si pudiéramos llenar una esfera de 1cm de diámetro de núcleos atómicos desnudos de hidrógeno, la esfera pesaría 133000000 de toneladas?

Con respecto a las cargas que poseen las partículas fundamentales del átomo, podemos decir que:

Los **protones** y los **electrones** poseen cargas de igual valor pero distinto signo (*positivo* y **negativo** respectivamente). Los **neutrones no tienen carga**.

Todo **átomo** es eléctricamente **neutro**. Como ya te dijimos, los protones tienen cargas de igual módulo y signo opuesto a los electrones, por lo tanto el número de protones y electrones que posee un átomo debe ser igual para que la carga total sea nula. Por ejemplo, si un átomo tiene 3 protones, entonces posee una carga igual a +3 debida a los protones (+1 por cada p^+). Como el átomo es neutro, entonces deberá tener tres electrones con una carga total debida a ellos de -3 (-1 por cada e^-). De esta manera, la carga total del átomo es $-3 + 3 = 0$

Esquemáticamente:



Esta representación te la presentamos sólo para que entiendas de una manera sencilla como se distribuyen las partículas fundamentales del átomo y sus respectivas cargas pero no ha sido realizada a escala puesto que, a pesar de que la masa del átomo se concentra principalmente en el núcleo, éste ocupa sólo unas cuantas milbillonésimas del volumen del átomo. Para que tengas una idea, si el núcleo del átomo de hidrógeno lo representamos del tamaño de una bola de billar, el electrón estaría a una distancia de 1km.

? Completa: Si un átomo neutro posee 6 protones, entonces debe poseer electrones.

NÚMERO ATÓMICO Y DEFINICIÓN DE ELEMENTO QUÍMICO:

Existen diferentes tipos de átomos en la naturaleza, cada uno de ellos difieren entre sí en el número de protones y neutrones que contienen.

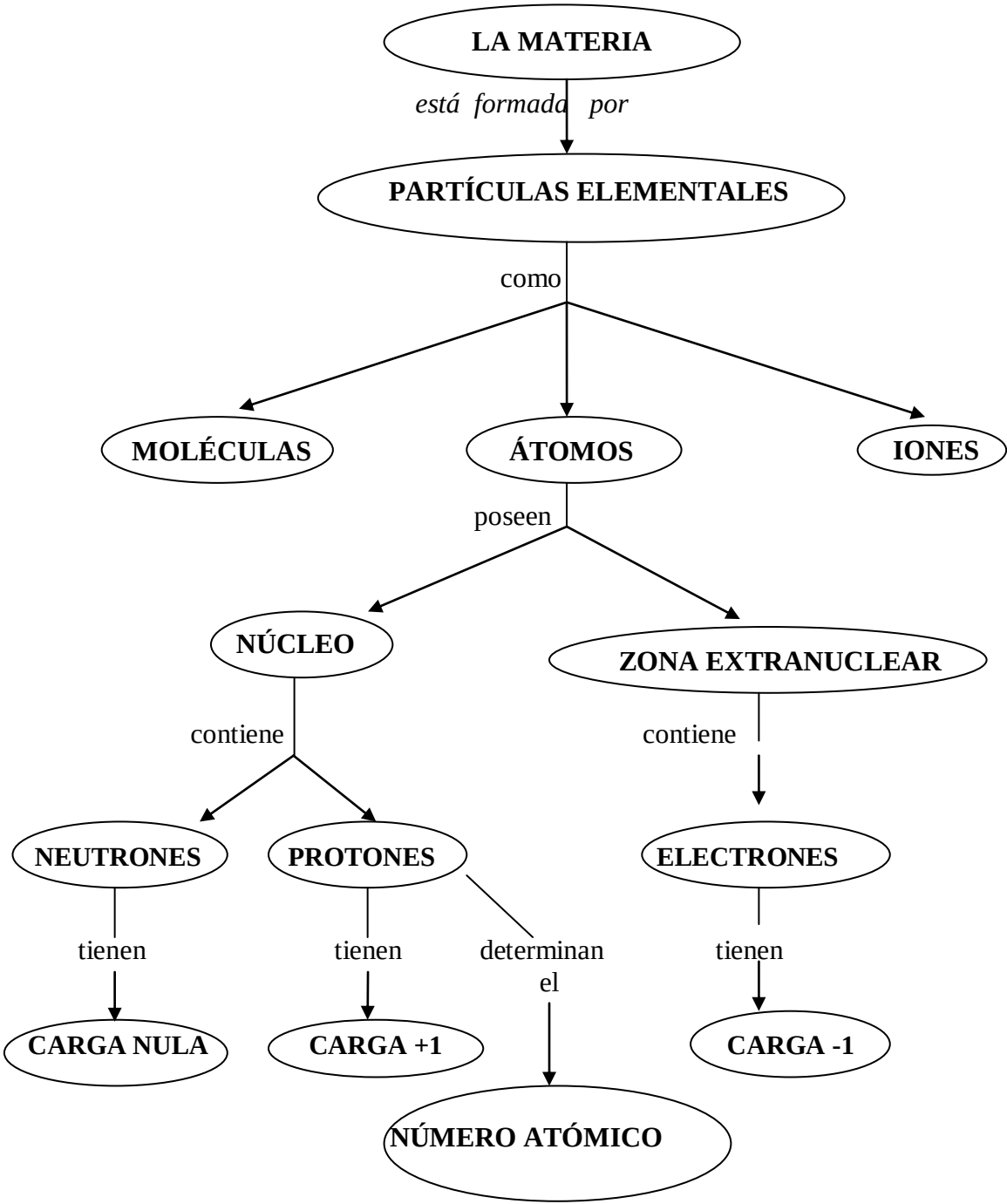
Elemento químico es el nombre que recibe el conjunto de átomos con el mismo número de protones.

Cada elemento se caracteriza por un número entero llamado **número atómico (Z)** y es, justamente, el número de protones que tienen todos sus átomos. Por ejemplo, el número atómico del sodio es 11, esto significa que todos los átomos del elemento sodio poseen 11 protones en su núcleo.

Como ya te dijimos, para un átomo neutro, el número de protones es igual al número de electrones, por lo tanto, en este caso el número atómico también indica el número de electrones .

? Si un átomo neutro posee 8 protones, ¿cuántos electrones posee y cuál es su número atómico? Representalo esquemáticamente.

Para resumir lo que te hemos explicado hasta ahora te presentamos la siguiente red conceptual:



LOS ELEMENTOS Y LA TABLA PERIÓDICA:

Actualmente existen 114 elementos detectados de los cuales 92 son naturales. Todos los elementos se presentan agrupados en una tabla denominada Tabla Periódica.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

NÚMERO DE MASA Y NÚMERO DE NEUTRONES:

El número de masa o número másico indica la cantidad de neutrones más protones que posee un átomo. Este número se simboliza con la letra A y se indica arriba y a la izquierda del símbolo del elemento. El número atómico, Z, se indica abajo y a la izquierda. Por ejemplo: el número de masa del potasio es 39 y el número atómico es 19, esto se indica:



Si tuvieras que calcular el número de neutrones del potasio, deberías restar 39 (número total de protones mas neutrones) -19 (número de protones) = 20 (número de neutrones)

En general, para un elemento X:



Número de neutrones = A-Z

Cuando dos átomos poseen el mismo número de masa y el mismo número atómico decimos que pertenecen al mismo nucleido.

- Completa la siguiente tabla:

Z	A	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
3	7			
		8	8	

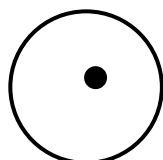
Isótopos:

Como ya te dijimos, todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones. Sin embargo, el número de neutrones para un elemento dado puede variar. Los **átomos** de un **mismo elemento**, con distinto **número de neutrones** se llaman **isótopos** de dicho elemento. El núcleo del átomo de hidrógeno más común tiene un solo protón. A este nucleido se lo llama protio. Cuando el protón está acompañado por un neutrón, tenemos el deuterio y cuando el protón está acompañado de dos neutrones, tenemos el tritio.

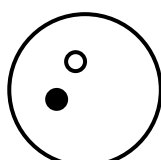
Protio, deuterio y tritio son isótopos.



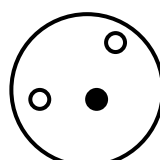
Si representamos los núcleos esquemáticamente



Protón ●



Neutrón ○



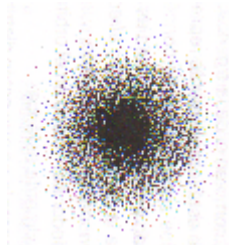
Entonces, se llaman **isótopos** a los átomos que tienen igual número de protones y distinto número de neutrones o, lo que es lo mismo, tienen igual número atómico pero distinto número másico.

Como un mismo elemento, existe en distintas variedades isotópicas se originan pequeñas variaciones en las propiedades de dicho elemento. Por esta razón existe la posibilidad de que moléculas de una misma sustancia puedan estar formadas por átomos de distintas variedades isotópicas de un elemento y presentar variaciones en sus propiedades.

El ejemplo más cercano corresponde al del agua pesada, que se utiliza en las usinas de energía nuclear. Esta molécula está formada por átomos de hidrógeno con número de masa 2, es decir con deuterio.

ZONA EXTRANUCLEAR: ORBITALES ATÓMICOS

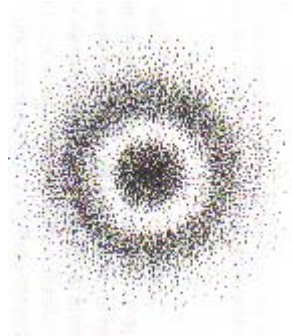
Como ya te explicamos, el átomo está constituido por un núcleo donde se encuentran los protones y neutrones y una zona extranuclear donde se encuentran los electrones. Esta zona tiene aspecto de **nube** ya que, como no existe la posibilidad de conocer simultáneamente la posición y velocidad de un **electrón** en un instante dado en un átomo, sólo podemos referirnos a la **probabilidad** de hallarlo en un determinado lugar alrededor del núcleo de dicho átomo. A continuación te mostramos la **nube electrónica** del átomo más sencillo: el de **hidrógeno**.



La zona de la nube más sombreada, más densa, representa espacios donde el electrón se encuentra con más frecuencia o, más exactamente, donde es mayor la probabilidad de hallarlo.

El átomo de hidrógeno posee sólo un electrón pero, a medida que aumenta el número atómico en los elementos de la Tabla Periódica, como el número de protones es igual al número de electrones para un átomo neutro, también aumenta el número de electrones. Esto hace que aparezcan distintas zonas en donde existe alta probabilidad de encontrar al electrón.

Por ejemplo, en el átomo de litio, existen dos zonas con alta probabilidad de encontrar electrones:



Se llama **orbital atómico** a la zona del espacio alrededor del núcleo donde existe elevada probabilidad de encontrar a un electrón.

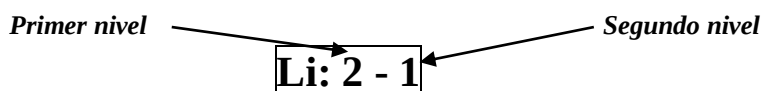
Hasta este momento, las zonas (orbitales) que hemos representado tienen geometría esférica, (intenta imaginarlas en tres dimensiones a pesar de estar representadas sobre la hoja, en dos dimensiones).

A los **orbitales** que presentan simetría esférica se los denomina **orbitales s**.

NIVELES DE ENERGÍA EN EL ÁTOMO: “ESTRUCTURAS ELECTRÓNICAS POR NIVELES”

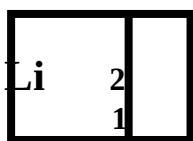
A medida que aumenta el número de electrones de un átomo, se van acomodando en distintas capas o **niveles de energía**.

Por ejemplo en el hidrógeno hay un nivel, mientras que en el litio ya existen dos niveles. De los tres electrones que tiene el litio, dos se acomodan en el primer nivel y el restante pasa al segundo nivel. Esta distribución se puede representar de la siguiente manera:



A la forma de representar la distribución de electrones en un átomo indicando la cantidad de electrones en cada nivel se le llama “estructura electrónica por niveles”.

Cuando analicemos la tabla periódica observarás que esta distribución se encuentra representada así:



Tanto en una representación como en la otra, el “2” indica que en el primer nivel hay dos electrones y, el “1” siguiente indica que en el segundo nivel hay un electrón.

Entonces:

Representar la **estructura electrónica por niveles** consiste en describir la distribución de los electrones que contiene un átomo respecto de los distintos **niveles de energía** en los que se encuentran los **orbitales**.

? a- ¿Si un átomo neutro posee la siguiente estructura electrónica por niveles, cuál es su número atómico?

X: 2-8-1

b- ¿Cuántos electrones posee en el último nivel?

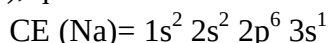
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA (CE)

Las órbitas de los electrones no tienen límites precisos, son zonas difusas donde hay mayor probabilidad de encontrar al electrón, llamadas **orbitales**. Hay unos pocos tipos de orbitales, diferenciados por su forma. Se los denomina con las letras **s**, **p**, **d** y **f**. así, los orbitales **s** son esféricos y los **p** tienen forma lobular. En los orbitales **s**, entran hasta 2 electrones; en los orbitales **p**, un máximo de 6; en los **d**, hasta 10 electrones y en los **f**, hasta 14.

Un mismo átomo puede tener orbitales de distintos tamaño, entendiendo esto por la distancia promedio a la que está el electrón del núcleo. El **tamaño** de un orbital se asocia a lo que se llama **nivel (n)** de energía. Cuanto mayor es el nivel, mayor es la distancia entre el electrón y el núcleo y mayor energía del orbital. El nivel 1 es el más cercano al núcleo, el más pequeño y el de menor energía.

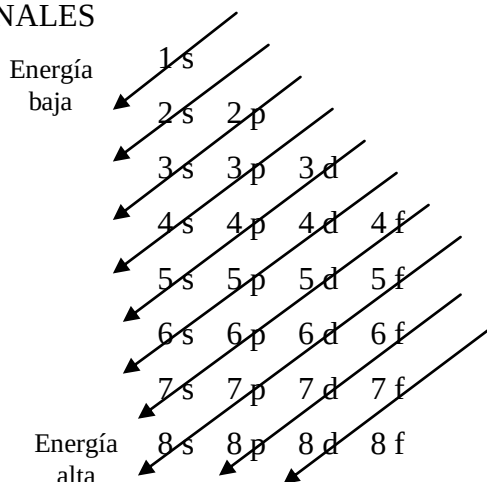
La distribución de los e^- de un átomo o ión se llama **configuración electrónica (CE)**.

Veamos la CE del átomo de Na (sodio), que tiene 11 e^- .



Para saber la CE de los diferentes átomos se utiliza la regla de las diagonales, que muestra el orden de llenado de los subniveles. Se debe seguir la flecha ubicando el número máximo de electrones en cada subnivel, salvo que en el último que es el único que puede quedar incompleto.

REGLA DE LAS DIAGONALES



Por ejemplo: si realizamos las distribuciones electrónicas por niveles para los átomos correspondientes a los elementos:

Li, O y Ne obtenemos:

Li: 2 – 1

O: 2 – 6

Ne: 2 – 8

Como se puede observar, todos tienen 2 niveles de energía y todos se encuentran en la segunda fila, por lo tanto podemos afirmar que estos elementos pertenecen al período 2.

El **número del período** al cual pertenece un elemento en la clasificación periódica coincide con el **número de niveles** en que se ubican los electrones en sus átomos .

Cada **período** está asociado con un determinado **nivel máximo de energía** en el que se han dispuesto los electrones en los átomos de los elementos de dicho período. Por ejemplo, en el período dos, el máximo nivel de energía es dos, en el período 3, el máximo nivel de energía es 3 y así sucesivamente. Podés observar que: **existen 7 períodos en total**

Hay que tener en cuenta que los lantanoides y actinoides deberían ubicarse a partir del lantano y el actinio, respectivamente. No se hace así y se los agrega al final de la tabla, simplemente por cuestiones de comodidad.

? Si un elemento tiene la siguiente estructura electrónica por niveles:

X: 2-8-1

¿A qué período pertenece?

Grupo:

En la tabla periódica actual existen **18 grupos** o columnas verticales, en cada uno de las cuales están ubicados **elementos de propiedades similares**.

Para los elementos de los **grupos 1 y 2**, el **número del grupo** al cual pertenece el elemento en la clasificación periódica coincide con el **número de electrones que tienen sus átomos en su último nivel energético**.

Por ejemplo, si realizamos las distribuciones electrónicas por niveles para el Li, Na y K, obtenemos:

Li: 2 – 1

Na: 2 – 8 – 1

K: 2 – 8 – 8 – 1

Como puedes observar, todos tienen 1 electrón en el último nivel, todos pertenecen al Grupo 1.

Para los elementos de los grupos 13 a 18, la última cifra del número del grupo al cual pertenece el elemento en la clasificación periódica coincide con el número de electrones que tienen sus átomos en el último nivel energético.

Si realizamos las distribuciones electrónicas por niveles para el F y el Cl, obtenemos:

F: 2 – 7

Cl: 2 – 8 – 7

El helio (He) es una excepción a lo expuesto. Está en el grupo 18 por tener propiedades similares a Ne, Ar, Kr, Xe y Rn, a pesar de tener dos electrones en su último (y único) nivel.

La forma en que se combinan los elementos y sus propiedades químicas están íntimamente vinculadas con el número de electrones que tienen sus átomos en el último nivel.

Los elementos pueden clasificarse en:

II. No metals

III. Metales

I

II No Metales

III Metales

At

B

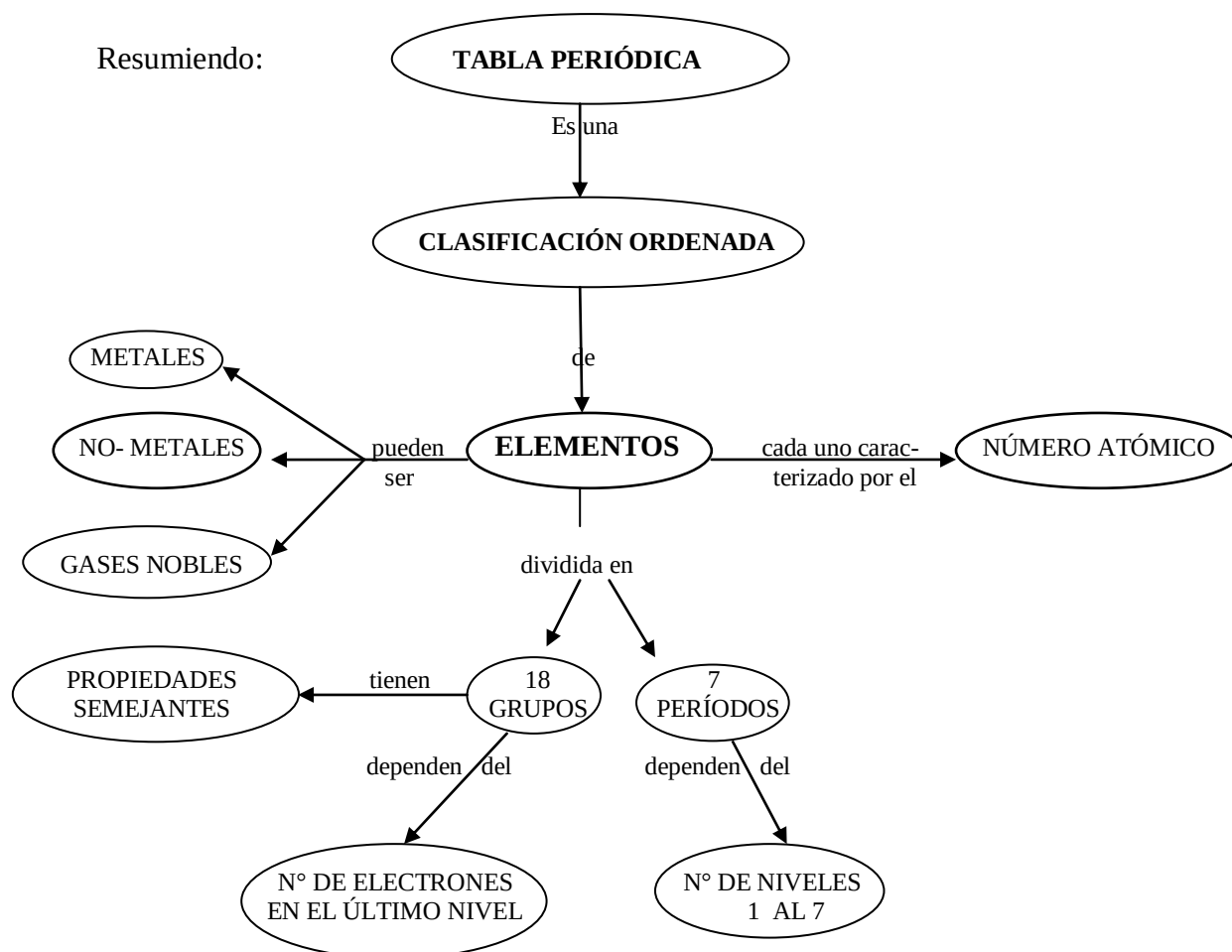
Observa la estructura electrónica de los átomos de los gases nobles; exceptuando a los de helio, todos ellos tienen, en el último nivel, 8 electrones. Los átomos de helio, en cambio, alcanzan esa estructura electrónica estable con sólo 2 electrones para su último y único nivel electrónico.

II. Los *no metales*. Sus átomos tienden a captar electrones al combinarse con otros elementos. Si observas el esquema de la tabla periódica los no metales se encuentran a la derecha y hacia la arriba, separados de los metales por una línea imaginaria (“en escalera”) que comienza con el boro y termina con el astato.

Corresponde incluir entre ellos al hidrógeno, si bien este elemento tiene, en cierta medida, propiedades peculiares.

III. Los **metales**, que también pueden llamarse **elementos electropositivos**. Se caracterizan porque al constituir las diversas sustancias *sus átomos habitualmente pierden electrones*.

Resumiendo:



ACTIVIDADES IV

- ¿Cómo son las masas de los protones y los neutrones comparadas con la de los electrones? ¿Y las cargas?
- ¿Por qué se conoce la tabla periódica con ese nombre?
- Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, corregí las falsas:
 - Los isótopos son átomos que tienen igual número de neutrones.
 - Si dos átomos tienen igual número másico, son isótopos.
 - El número másico es suficiente para conocer la estructura nuclear.
 - Dos isótopos tienen igual número másico pero diferente número atómico.
- ¿Cuáles de los siguientes átomos son isótopos?
 - ¿Cuáles tienen igual cantidad de neutrones?
 - ¿Cuál es el número atómico de B? ¿Cuál es el número másico de E?

30	33	31	32	30
A	B	C	D	E
15	17	15	15	16

- Completa el siguiente cuadro.

Átomo	Z	A	e ⁻	n	p ⁺
G	23			28	
H	15	31			
I				10	8
J			20	21	

6. El cobre (Cu) posee 29 electrones y 35 neutrones. Con estos datos, puede decirse que tiene:
(muestre los cálculos realizados al costado de la respuesta).

- a. $Z=29$ y $A=29$ b. $Z=64$ y $A=29$ c. $Z=29$ y $A=35$ d. $Z=29$ y $A=64$ e. $Z=35$ y $A=29$

7. Completa el cuadro con los datos que faltan:

SÍMBOLO	Z	A	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
Na					
S					
Cr					
	29	64			
	35	81			
	46	106			
			47	61	
			53	74	
				82	57
		195			78

8. Indica V o F. Justifica la respuesta

- El átomo de carbono posee 6 electrones y un número másico igual a 12.
- El número másico indica la cantidad de protones y electrones presentes en el átomo.
- Como el átomo de K posee un número atómico de 19 posee 19 neutrones.
- El átomo de cloro posee una masa atómica relativa de 36.
- Los isótopos de un mismo elemento presentan igual cantidad de neutrones y protones, difieren en los electrones.

9. En la siguiente tabla se indica la estructura de cuatro partículas:

partícula	protones	neutrones	electrones
A	8	8	10
B	3	4	2
C	11	12	10
D	9	10	9

- ¿Cuál o cuáles de éstas partículas tienen carga?
- Indica el número atómico y el número másico de cada partícula.

10. Representa las estructuras electrónicas por niveles para los siguientes elementos:

- Pertenece al grupo 2, período 2.
- Pertenece al grupo 1, período 4.
- Tiene $Z=16$.
- Pertenece al período 2 y es un gas noble.

11. Indica a qué grupo y período pertenecen los elementos cuyos átomos tienen las siguientes estructuras electrónicas por niveles:

A: 2-8-1

B: 2-8-7

C: 2-6

D: 2-3

E: 2-8-8

F: 2-8-18-7

12. Representa tres estructuras electrónicas por niveles de elementos que pertenezcan al mismo grupo. ¿Qué se puede afirmar de las propiedades de dichos elementos?

13. Representa tres estructuras electrónicas por niveles de elementos que pertenecen al mismo período. ¿Qué se puede afirmar de las propiedades de dichos elementos?

14. Cuáles son los números atómicos de los elementos que pertenecen al:

a: 2º período, grupo III

b: 3º período, grupo II

c: 4º período, grupo I

(Resolver sin utilizar la Tabla Periódica.)

15. Marca con una cruz sólo las premisas verdaderas:

a.- La masa de un átomo está uniformemente distribuída en su interior.

b.- El número atómico es el número de protones del núcleo del átomo y es característico de cada elemento.

c.- El número másico es el número de neutrones del núcleo del átomo.

d.- Un átomo y un ión de un mismo elemento tiene el mismo número de electrones.

e.- Si dos átomos de diferentes elementos tienen igual número másico son isótopos.

h.- Un subnivel p contiene 3 orbitales y por lo tanto puede albergar hasta 6 electrones.

i.- El segundo nivel de energía puede contener hasta 10 electrones.

16. Teniendo en cuenta las siguientes notaciones atómicas en las que los símbolos han sido reemplazados por letras:

$^{62}_{29}\text{L}$

$^{36}_{17}\text{A}$

$^{38}_{19}\text{G}$

$^{59}_{29}\text{D}$

$^{64}_{29}\text{X}$

$^{91}_{40}\text{E}$

$^{40}_{18}\text{F}$

Completa sobre la línea de puntos con lo que corresponda:

a.- El número atómico de E es

b.-, y son isótopos.

c.- y tienen igual número de neutrones.

e.- La configuración electrónica de F es

f.- El átomo neutro del elemento X posee protones y electrones.

17. Siguiendo la regla de las diagonales, realiza la CE de los siguientes átomos: Ca, O, N, H y Zn.

18. Completa la siguiente tabla:

Especie	Z	A	nº de p^+	nº de n	nº de e^-	Carga	Configuración electrónica
Cs		133					
	20			20	18		
		14	7			-3	
Al^{+3}				14			
		1		0	0	1	
		2	1	1		0	
Pb		207					

19. Para estudiar los mecanismos de absorción intestinal de cierto elemento X se le hizo ingerir a una persona un preparado que contenía un isótopo radiactivo de X. Sabiendo que este isótopo contiene un electrón menos que el átomo $^{56}_{27}\text{M}$, y un número de neutrones igual al del $^{56}_{25}\text{Y}$.

a) Escribir el símbolo nuclear del isótopo radiactivo de X. ¿De qué elemento se trata? Identificar los elementos Y, M.

b) Escribir el símbolo nuclear de cada uno de ellos.