

Tarea: definición de:

Mol, masa molar (de metales). Número atómico, masa atómica. Periodo, grupos. Modelo atómico de Bohr. Estructura de Lewis. Regla del octeto. Valencia. Enlace iónico y metálico.

¿Qué es el mol?

Un mol, es la cantidad de materia que contiene 6.02×10^{23} partículas elementales (ya sea átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas, etcétera). Por eso, cuando un químico utiliza el término mol, debe dejar en claro si es:

MOL

Es la unidad fundamental empleada en química, la cual se define como:

Cantidad de una sustancia que contiene 6.02×10^{23} unidades fundamentales.

O bien como: Cantidad de sustancia que contiene tantas unidades fórmula como átomos hay exactamente en 12 g de carbono.

1 mol de átomos
1 mol de moléculas
1 mol de iones
1 mol de cualquier partícula elemental.

602 000 000 000 000 000 000 000 000

La masa molar, es la masa de un mol de cualquier sustancia expresada en gramos.

1 mol = masa molar en g/mol

1 mol = 6.02×10^{23} unidades fundamentales.

Para calcular la masa molar de un compuesto se suman las masas atómicas de los elementos que la forman, expresándola en gramos.

Ejemplo:

Calcular la masa molecular de los siguientes compuestos:

H₂O Agua.

Masa molecular = 18 uma

Masa molar = 1 mol de H₂O = 18 g o g/mol

Elementos	No. de átomos	Masa atómica	Multiplicación
H =	2 x	1 =	2
O =	1 x	16 =	16
Total de masa molecular = 18 uma			

Elementos químicos: La masa molar de los átomos de un elemento está dado por el peso atómico de cada elemento multiplicado por la constante de masa molar ($M_u = 1 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = 1 \text{ g/mol}$.)

$$M(\text{H}) = 1,007\ 97(7) \text{ u} \times 1 \text{ g/mol} = 1,007\ 97(7) \text{ g/mol}$$

COMPLETE LA TABLA CADA RESPUESTA DEBE IR CON SU RESPECTIVA UNIDAD DE MEDIDA.

SUSTANCIAS QUÍMICAS	1 Mol	Masa molar	Número atómico	Masa atómica
S	32 g	32 g/mol	16 u	32 uma
Cl	35.5 g	35.5 g/mol	17 u	35.5 uma
Fe	55.8 g	55.8 g/mol	26 u	55.8 uma

$M(\text{NaCl}) =$	58.5 g	58.5 g/mol	11 y 17	23uma+35.5uma
$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) =$	342,2965 g/mol	342,2965 g/mol	6-1-8	(12umax12)+(1u max22)+(16uma x11)

Masa molar de:

$$M(\text{S}) = 32,065(5) \text{ u} \times 1 \text{ g/mol} = 32,065(5) \text{ g/mol}$$

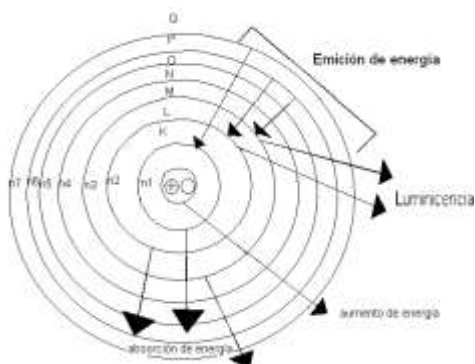
$$M(\text{Cl}) = 35,453(2) \text{ u} \times 1 \text{ g/mol} = 35,453(2) \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,845(2) \text{ u} \times 1 \text{ g/mol} = 55,845(2) \text{ g/mol}$$

Masa molecular de compuestos:

$$M(\text{NaCl}) = [22,989 769 28(2) + 35,453(2)] \times 1 \text{ g/mol} = 58,443(2) \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = ([12 \times 12,010 7(8)] + [22 \times 1,007 94(7)] + [11 \times 15,999 4(3)]) \times 1 \text{ g/mol} = 342,297 (14) \text{ g/mol}$$



Número atómico. Es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Se representa con la letra **Z**.

Número másico nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra **A** y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa la masa del átomo medida en

uma, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse.

Masa atómica: es la masa promedio de los isotopos de un elemento en particular el cual es reportado en unidades de masa atómica (uma) o en Dalton.

Masa molecular: es la masa de una molécula de una sustancia unida ya sea por enlaces covalentes o iónicos, es reportado en unidades de masa atómica (uma) o en Dalton. Masa molar: es la masa de un mol de cualquier sustancia, reportada en gramos/mol, aunque también se utilizan otras unidades llamadas “mol” (Kg/Kg-mol entre otras).

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (UMA): La uma o dalton (Da) es una unidad de masa empleada en física y química en la medida de masa atómicas y moleculares. Equivale a 1.66×10^{-24} gramos, la inversa de la constante de Avogadro, de hecho, si divides 1 entre 6.023×10^{23} obtendrás ese valor.

¡Cuidado!

En el caso de los gases ideales, siempre y cuando nos encontremos en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT, 0°C y 1 atp), el volumen que ocupa un mol, sea cual sea el gas ideal, es el mismo. 1 mol de un gas ideal, en CNPT ocupa siempre 22.4 litros, sea cual sea ese gas.

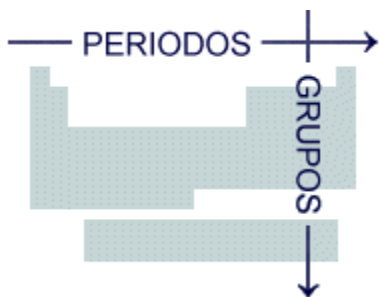
MASA ATÓMICA RELATIVA (1)	
GRUPO IUPAC	GRUPO CAS
NÚMERO ATÓMICO — 5	13 IIIA
SÍMBOLO — B	10.811
BORO	
NOMBRE DEL ELEMENTO	

	H ₂ O	H ₂ SO ₄	Fe	
Masa molecular	18 u o Dalton	98 u o Da	56 u o D	
Masa molecular	18(1.66x10 ⁻²⁴ g)	98 (1.66x10 ⁻²⁴ g)	56 (1.66x10 ⁻²⁴ g)	1 uma= 1.66x10 ⁻²⁴

absoluta				
Masa relativa (Mr)	18	98	56	
Masa molar (Mm)	18 g/mol	98 g/mol	56 g/mol	

PERÍODOS.

Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas períodos. Pero los períodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.



GRUPOS:

Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.

Modelo atómico de Bohr

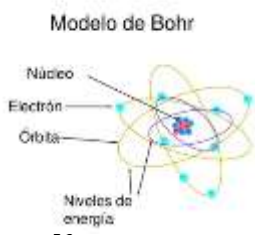
Bohr unió la idea de átomo nuclear de Rutherford con las ideas de una nueva rama de la Ciencia: la Física Cuántica. Así, en 1913 formuló una hipótesis sobre la estructura atómica en la que estableció tres postulados:

- ☒ El electrón no puede girar en cualquier órbita, sino sólo en un cierto número de órbitas estables. En el modelo de Rutherford se aceptaba un número infinito de órbitas.
- ☒ Cuando el electrón gira en estas órbitas no emite energía.
- ☒ Cuando un átomo estable sufre una interacción, como puede ser el impacto de un electrón o el choque con otro átomo, uno de sus electrones puede pasar a otra órbita estable o ser arrancado del átomo.

El átomo de hidrógeno según el modelo atómico de Bohr

- ☒ El átomo de hidrógeno tiene un núcleo con un protón.
- ☒ El átomo de hidrógeno tiene un electrón que está girando en la primera órbita alrededor del núcleo. Esta órbita es la de menor energía.
- ☒ Si se le comunica energía a este electrón, saltará desde la primera órbita a otra de mayor energía. cuando regrese a la primera órbita emitirá energía en forma de radiación luminosa.

En la siguiente simulación puedes elegir la órbita de giro del electrón. Observa cómo las energías de las órbitas más exteriores son mayores que las de las órbitas más interiores. "r" es el radio de la órbita.

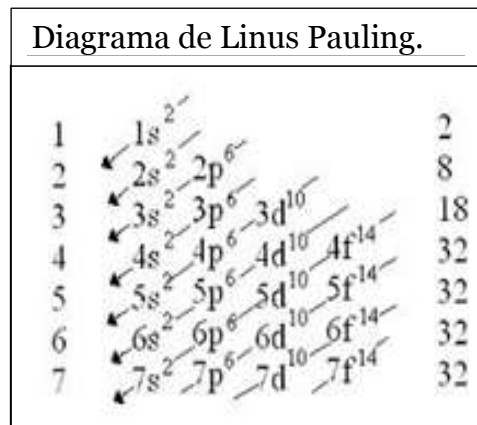


ESTRUCTURAS DE LEWIS: Las estructuras, diagramas o fórmulas de Lewis (USA, 1916) de una molécula son representaciones bidimensionales sencillas del esqueleto o conectividad de los átomos en la molécula y de la posición de los electrones enlazantes y no enlazantes. Tienen como finalidad

explicar el enlace covalente mediante la compartición de uno o más pares de electrones entre dos átomos con el objeto de cerrar capa y conseguir así la máxima estabilidad. 1. Reglas para obtener la estructura de Lewis:

Lewis determinó una forma para poder representar enlaces covalentes, basándose en los **electrones de valencia** de cada átomo.

Capa	Nivel	Subnivel	#e ⁻ por subnivel	#e ⁻ por subnivel
K	1	S	2	2
L	2	S	2	8
		P	6	
M	3	S	2	18
		P	6	
		D	10	
N	4	S	2	32
		P	6	
		D	10	
		F	14	
O	5	S	2	32
		P	6	
		D	10	
		F	14	
P	6	S	2	32
		P	6	
		D	10	
		F	14	
Q	7	S	2	32
		P	6	
		D	10	
		F	14	



Aquí se verán alrededor de 5 pasos sencillos para lograr una representación de Lewis de manera correcta:

1. Contar los electrones de valencia de todos los átomos involucrados. Este número es el total de electrones a representar.
2. Dibujar el átomo central (o los átomos centrales) con sus electrones de valencia alrededor (representados por x y/o puntos).
3. Dibujar el resto de los átomos alrededor del átomo central, haciendo coincidir un electrón de valencia de este último (del átomo central) con un electrón de valencia del átomo secundario.
4. Contar el número de electrones alrededor de cada átomo. Los átomos H, Li y Be deben estar rodeados por dos electrones (correspondientes a los electrones del enlace) y los demás elementos deben estar rodeados por ocho electrones. Si se cumple el primer caso, entonces se dice que se cumple con la regla del dueto, y si se cumple el segundo caso, se dice que se cumple con la regla del octeto.* Si no se cumplen estas reglas, lea el 5to paso.
5. Si no se cumplen las reglas anteriores (paso 4) entonces tiene que hacerlas calzar. Si le sobran electrones, rompa algunos enlaces y si le faltan forme nuevos enlaces hasta que se cumplan las reglas.

Ejemplos de estructuras de Lewis

Dióxido de carbono, CO₂
 1. C es central
 2. e⁻ de valencia =
 4 • 2 • 6 = 16 (8 pares)
 3.

 4.


Enlaces múltiples:
 La estructura del CO₂ no cumple la regla del octeto, a no ser que...

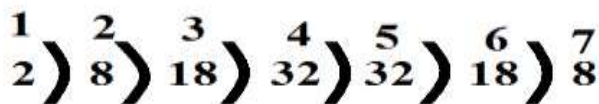

 ¿Cómo es el CN?

H₂O Agua. CCl₄ Tetracloruro de carbono.

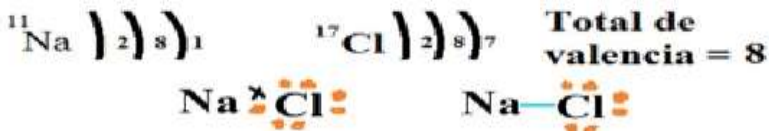
- Ejercicios
 NaCl, Cloruro de sodio.
 BaCl₂ Cloruro de bario
 Na₂S Sulfuro de sodio.
 BaS Sulfuro de bario.
 AlF₃ Fluoruro de aluminio

EJERCICIOS RESUELTOS

Niveles de energía



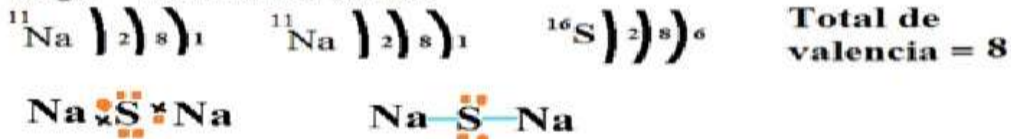
NaCl, Cloruro de sodio.



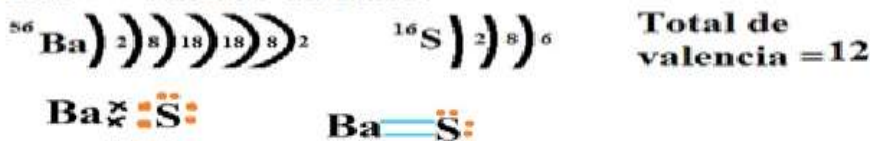
BaCl₂ Cloruro de bario



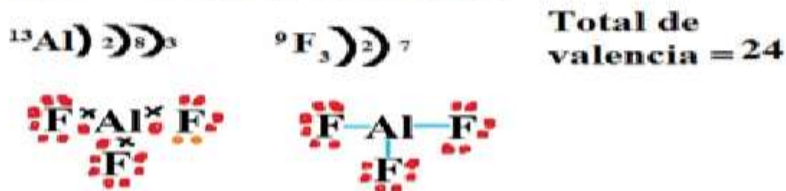
Na₂S Sulfuro de sodio.



BaS Sulfuro de bario.



AlF₃ Fluoruro de aluminio



Regla de Octeto.

Esta regla indica que cuando se van a enlazar dos átomos iguales, los electrones de valencia de éstos se organizan de tal manera que, al formar el enlace por compartición de pares de electrones, cada uno de los átomos al final adopta una estructura de gas noble, quedando ambos rodeados de 8 electrones en sus últimos niveles de energía. Cuando se trata de átomos diferentes, el elemento más electronegativo o no metálico es el que se rodea de ocho electrones.

Esta Regla tiene algunas excepciones como es el caso de que no se aplica en la formación de enlaces con pares de átomos de hidrógeno.

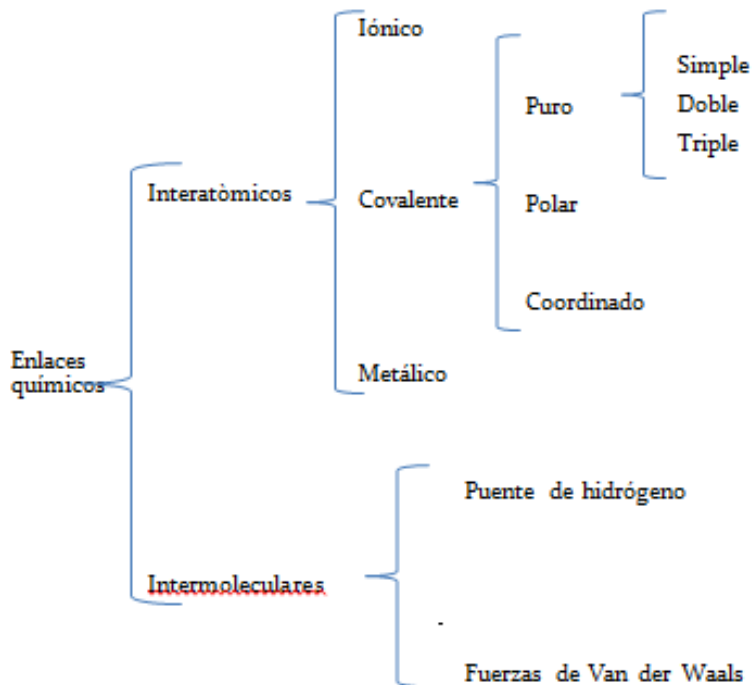
EL NÚMERO DE OXIDACIÓN

de un átomo en un compuesto, representa la carga eléctrica que asumiría si los electrones de enlace estuviesen distribuidos, de modo que se atribuye el par de electrones del enlace al átomo más electronegativo. En muchos casos el número de oxidación coincide con la valencia del átomo considerado.

LAS VALENCIAS

También nominadas como **número de valencia**, son en el campo de la química una forma de medida para las cantidades de enlaces químicos que forman diferentes átomos de cada elemento químico. Con el tiempo, y a lo largo del siglo XX, el concepto de valencia ha sufrido una evolución con lo cual se ha conseguido ir describiendo con mayor exactitud el concepto de enlace químico, como por ejemplo la estructura de Lewis en el año 1916, la teoría de los orbitales moleculares, en el año 1928, así como los métodos de la química cuántica, etc.

CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS:



Enlace iónico.

¿Qué es el enlace iónico?

Es el enlace que se da entre elementos de **electronegatividades muy diferentes**. Se produce una cesión de electrones **del elemento menos electronegativo al más electronegativo** y se forman los respectivos iones positivos (los que pierden electrones) y negativos (los átomos que ganan los electrones).

Este tipo de enlace suele darse entre elementos que están a un extremo y otro de la tabla periódica. O sea, el enlace se produce entre elementos **muy electronegativos (no metales) y elementos poco electronegativos (metales)**.

Cloruro de Sodio (NaCl)
Cloruro de Potasio (KCl)
Ioduro de Potasio (KI)
Oxido de Hierro (FeO)
Cloruro de Plata (AgCl)
Oxido de Calcio (CaO)
Bromuro de Potasio (KBr)
Oxido de Zinc (ZnO)
Oxido de Berilio (BeO)
Cloruro de Cobre (CuCl₂)

Enlace metálico.

¿Qué es el enlace metálico?

Es el enlace que se da entre elementos de electronegatividades bajas y muy parecidas, en estos casos ninguno de los átomos tiene más posibilidades que el otro de perder o ganar los electrones. La forma de cumplir la regla de octeto es mediante la compartición de electrones entre muchos átomos. Se crea una nube de electrones que es compartida por todos los núcleos de los átomos

que ceden electrones al conjunto..

Este tipo de enlace se produce entre elementos poco electronegativos (metales).

Los electrones que se comparten se encuentran deslocalizados entre los átomos que los comparten
KNa AgPt CuNi CuSn AgAu ZnCu HgAu

Enlaces covalentes:

Son las fuerzas generadas entre átomos por compartición de pares de electrones, esto se debe a una deformación de los orbitales externos, la diferencia de electronegatividades ($\neq EN$) entre ellos es menor o igual a 1.7, son comunes entre no metales. Por la forma en que puede darse la covalencia los enlaces se clasifican en:

No polares # $EN=0$.

Polares, $0 < EN < 1.7$

Coordinados, $0 < EN < 1.7$

Enlaces covalentes:

10 ejemplos de enlaces covalentes:

Molécula de cloro (Cl ₂)
Molécula de Agua (H ₂ O)
Metano (CH ₄)
Molécula de Oxígeno (O ₂)
Molécula de Hidrógeno (H ₂)
Molécula de Flúor (F ₂)
Amoniaco (NH ₃)
Trióxido de Azufre (SO ₃)
Bióxido de Carbono (CO ₂)
Cloruro de Fósforo (PCl ₅)

Reglas para asignar el número de oxidación:

1ª) La suma de los números de oxidación de todos los átomos, en las especies químicas, es igual a su carga total.

2ª) Los átomos en su forma elemental tienen un número de oxidación 0. © Julio Anguiano Cristóbal
NOMENCLATURA Y FORMULACIÓN QUÍMICA Página 2 de 22

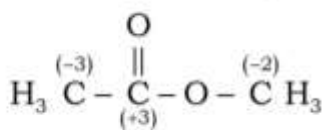
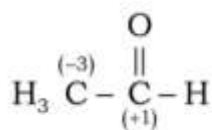
3ª) Para los elementos: a) del grupo 1 (I) tienen número de oxidación +1; b) del grupo 2 (II) tienen número de oxidación +2; c) del grupo 13 (excepto el B) tienen número de oxidación +3 para iones M3+; d) del grupo 14 (excepto C y Si) tienen número de oxidación +4 para M4+ y +2 para M2+.

4ª) Para el H el número de oxidación es +1 en su combinación con los no metales y -1 en su combinación con metales.

5ª) Para el F el número de oxidación es -1 en todos sus compuestos.

6ª) Para el O los números de oxidación son: a) -2 a menos que se combine con el F; b) -1 en los peróxidos (O_2^{2-}); c) $-1/2$ en superóxidos (O_2^{1-}); d) $-1/3$ en ozónidos (O_3^{1-}).

El número de oxidación del carbono en los compuestos formados por la unión de varios átomos de C se determina de la siguiente forma: el C es cero respecto a otro C, negativo respecto al H y positivo respecto a los grupos que contengan O y N. Así, el H tiene un número de oxidación +1, el O tiene -2 y en los peróxidos -1, el N tiene -3 en aminas y +3 en nitrocompuestos. Podemos establecer una serie de reglas para escribir los números de oxidación para los átomos de carbono: 1ª) Para obtener el número de oxidación del átomo de carbono, restamos el número de enlaces al hidrógeno del número de enlaces al oxígeno. Esto significa que por ejemplo para el carbono carbonilo, que tiene un doble enlace C=O, debemos contar los dos enlaces. Así para el acetaldehído, el átomo de carbono carbonilo tiene un número de oxidación de +1, y el carbono metílico tiene un número de oxidación de -3. Es importante hacer notar que los dos carbonos metílicos en el acetato de etilo no tienen el mismo número de oxidación, uno es de -3 y el otro de -2.



2ª) Los enlaces entre carbono y nitrógeno son tratados exactamente como enlaces entre carbono y oxígeno, ya que son más electronegativos que el carbono. En un enlace entre dos átomos de igual electronegatividad, como dos átomos de carbono,

los electrones se considera que están compartidos por igual.

Tarea:

Hidrócidos:

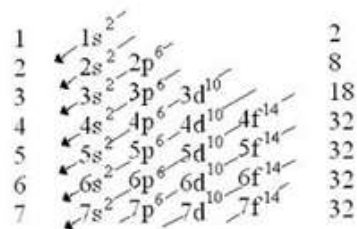
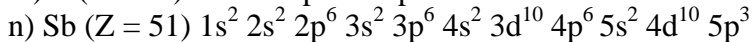
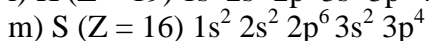
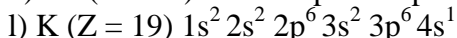
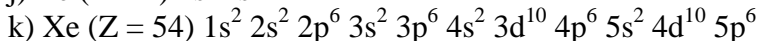
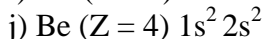
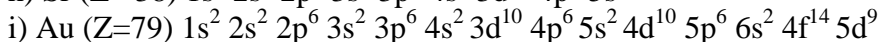
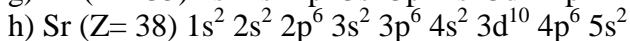
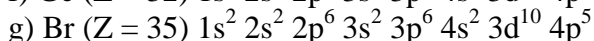
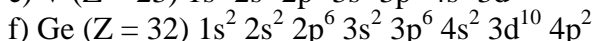
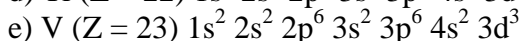
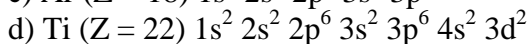
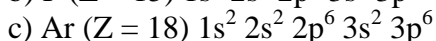
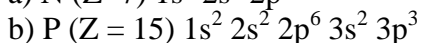
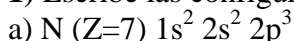
Números de oxidación.	Fórmula.	Nombre.	
$H^{1+}_2 S^{2+}$	H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
$H^{1+}_2 Se^{2-}$	H ₂ Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico
$H^{1+}_2 Te^{2-}$	H ₂ Te	teluro de hidrógeno	ácido telurhídrico
	Hidrógeno con otros no metales:		
$N^{3-} H_3^{1+}$	NH ₃	amoniaco	trihidruro de nitrógeno
$P^{3-} H_3^{1+}$	PH ₃	fosfina	trihidruro de fósforo
$As^{3-} H_3^{1+}$	AsH ₃	arsina	trihidruro de arsénico
	Hidruros metálicos:		
$Pb^{4+} H_4^{1-}$	PbH ₄	hidruro de plomo	
$Sn^{4+} H_4^{1-}$	SnH ₄	hidruro de estaño	
$Ge^{4+} H_4^{1-}$	GeH ₄	hidruro de germanio	
	Combinaciones binarias del oxígeno		
	Fórmula	Nombre sistemático	Nombre según Stock
$N_2^{5+} O_5^{2-}$	N ₂ O ₅	pentóxido de dinitrógeno	óxido de nitrógeno(V)
$S^{4+} O_2^{2-}$	SO ₂	dióxido de azufre	óxido de azufre(IV)

$S^{6+}O_3^{2-}$	SO_3	trióxido de azufre	óxido de azufre(VI)
	Metales y no metales:		
$Ni_2^{1+}Si^{2-}$	Ni_2Si	siliciuro de níquel	siliciuro de níquel(II)
$Hg_3^{2+}N_2^{3-}$	Hg_3N_2	dinitruro de trimercurio	nitruro de mercurio(II)
$Sb^{3+}F_3^{1-}$	SbF_3	trifluoruro de antimonio	fluoruro de antimonio(III)
	No metal con no metal:		
$C^{2+}S_2^{1-}$	CS_2	disulfuro de carbono	sulfuro de carbono
$Si_3^{4+}N_4^{3-}$	Si_3N_4	tetranitruro de trisilicio	nitruro de silicio
$B_2^{3+}S_3^{2-}$	B_2S_3	trisulfuro de diboro	sulfuro de boro

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

1) Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos

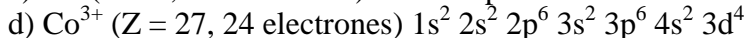
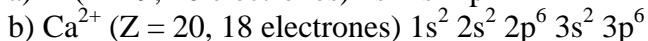


2) Escribe la configuración electrónica de los siguientes iones:

Cuando tenemos iones, nos fijamos primero en el número atómico del elemento. En condiciones normales, como hemos dicho, ese número atómico (Z) se corresponde con el número de electrones. Pero en los iones hay electrones de más o de menos, dependiendo de si se trata de iones negativos (aniones) o positivos (cationes):

- En los iones negativos, hay un electrón de más por cada carga negativa.

- En los iones positivos, hay un electrón de menos por cada carga positiva.



- f) N^{3-} ($Z = 7$, 10 electrones) $1s^2 2s^2 2p^6$
g) Na^+ ($Z = 11$, 10 electrones) $1s^2 2s^2 2p^6$
i) Cl^- ($Z = 17$, 18 electrones) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
j) Al^{3+} ($Z = 13$, 10 electrones) $1s^2 2s^2 2p^6$
k) Se^{2-} ($Z = 34$, 36 electrones) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
l) H^+ ($Z = 1$, 0 electrones) $1s^0$
m) Ba^{2+} ($Z = 56$, 54 electrones) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
n) P^{3-} ($Z = 15$, 18 electrones) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$