

Guía 1 Enlace químico

Todo átomo, con contadas excepciones, se puede “asociar” con otro para formar moléculas. Esta asociación, en un enlace químico, busca beneficiar a los átomos que en él participan, de manera de ofrecerles mayor estabilidad electrónica.

Para iniciar esta unidad, entonces primero veremos como un átomo se estabiliza electrónicamente, ganando, perdiendo o compartiendo electrones. En el enlace participan los electrones más externos de los átomos, es decir, **los electrones de valencia**. El tipo de enlace que se establezca dependerá exclusivamente de la naturaleza de los átomos que participen en este enlace.

¿Como se estabiliza un átomo en un enlace?

Todo átomo tiene una estructura subatómica definida, con cierta cantidad de neutrones y protones en el núcleo y de electrones en su envoltura.



Del conocimiento de las partículas del átomo aparecen algunos conceptos que son determinantes en la clasificación de los elementos químicos, estos son:

Número atómico (Z)

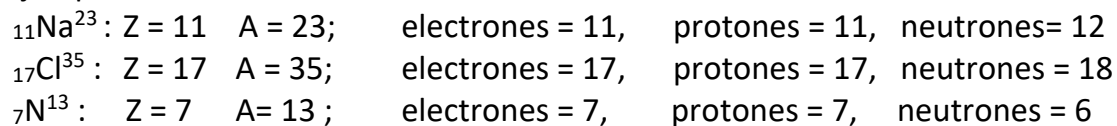
Es el número de protones que posee un átomo y es lo que identifica a un elemento, digamos que si un átomo llegara a perder o a ganar protones se convertiría en un átomo diferente. En un átomo neutro, la cantidad de protones es igual a la cantidad de electrones.

Número másico (A)

El número másico es la suma de protones y neutrones en el núcleo atómico. En él se expresa la composición nuclear que determina el peso atómico.

Cualquiera sea el átomo, podemos representarlo de la manera ${}_Z X^A$, en donde X es el símbolo del átomo, Z es el número de protones (número atómico indicado en la parte inferior) y A es el número de protones más neutrones (número másico indicado en la parte superior).

Ejemplos:



Un átomo es neutro cuando la cantidad de protones en el núcleo es igual a la cantidad de electrones en la envoltura. Ya que un átomo puede ganar o perder electrones, podemos encontrar átomos cargados, los que llamaremos **iones**. Si un átomo tiene carga negativa (**anión**) se debe a que ha ganado electrones, es decir, tiene mayor cantidad de electrones en la envoltura que protones en el núcleo, por tanto, adquiere una carga negativa. Si el átomo pierde electrones, entonces tendrá menor cantidad de electrones en la envoltura que protones en el núcleo, y por lo tanto el átomo presentará carga positiva (**catión**). Veamos los tres casos posibles:

Átomo neutro como el ${}_{17}\text{Cl}^{35}$: Ya vimos que el átomo de cloro tiene 17 protones y 17 electrones, que le dan la neutralidad, además de 18 neutrones en el núcleo.

Catión ${}_{17}\text{Cl}^{+7}$: En este caso el átomo sigue teniendo los 17 protones, pero solo tiene 10 electrones en la envoltura (perdió/cedió), por eso la carga +7. El número de neutrones no cambia.

Anión ${}_{17}\text{Cl}^{-1}$: En este caso el átomo tiene 17 protones en el núcleo, pero ahora tiene 18 electrones (ganó/captó) en la envoltura, por eso la carga -1. El número de neutrones no cambia.

Practiquemos

Indique la cantidad de partículas para cada uno de los siguientes elementos:

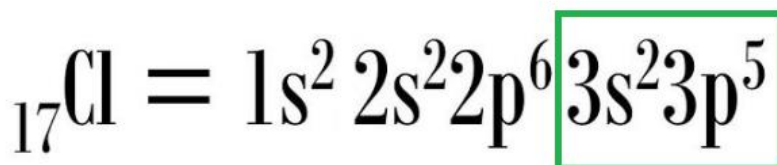
	Protones	Electrones	Neutrones
${}_{12}\text{Mg}^{24}$			
${}_{29}\text{Cu}^{63}$			
${}_{47}\text{Ag}^{107}$			
${}_{78}\text{Pt}^{195}$			
${}_{35}\text{Br}^{79}$			
${}_{35}\text{Br}^{-1}$			

${}^8\text{O}^{16}$			
${}^8\text{O}^{-2}$			

Pero ¿porqué el Cl podría formar un catión con carga +7 y también podría formar un anión con carga -1?

La respuesta a esa pregunta es que en ambos estados el ion que forma el cloro encuentra una estabilidad electrónica (que puede lograr en un enlace químico), y para entender aquello es necesario que conozcamos la cantidad de electrones de valencia que posee el cloro:

El cloro pertenece, en la tabla periódica, al grupo 17, también llamado VII-A. Todos los elementos de ese grupo de la tabla periódica poseen 7 electrones de valencia, es decir, tienen 7 electrones externos.



Capa más externa

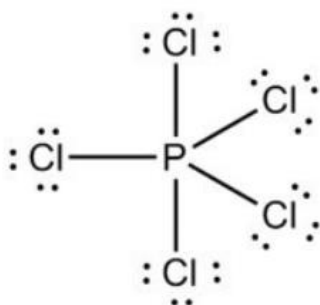
Que pasa en el caso de formar Cl^{+7} : perdería los últimos 7 electrones (todos) de su capa de valencia. Quedando con 10 electrones en su envoltura. Si vamos a la tabla periódica y buscamos que átomo posee 10 electrones nos daremos cuenta de que corresponde al neón, un gas noble, muy estable electrónicamente.

Que pasa en el caso de formar el Cl^{-1} : ganaría un electrón, en consecuencia, quedaría con 8 electrones en su capa de valencia y con 18 electrones totales en la envoltura. Si vamos a la tabla periódica y buscamos que átomo posee 18 electrones, nos daremos cuenta de que corresponde al argón, un gas noble, muy estable electrónicamente.

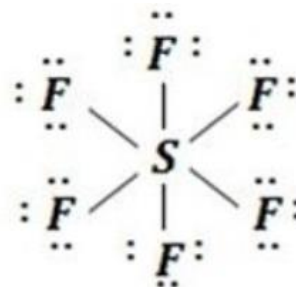
Entonces, es correcto inferir, que un átomo al formar un enlace (de cualquier naturaleza) tratará de estabilizarse electrónicamente, queriendo parecerse a un gas noble, y eso lo hará ganando, perdiendo o compartiendo electrones para completar la última capa de valencia. Cuando dos átomos o iones tienen la misma cantidad de electrones se denominan **isoelectrónicos**.

De esta manera, la estabilidad se puede lograr: completando 2 electrones en la capa externa (**dueto**); completando 8 electrones en la capa externa (**octeto**).

Existen ocasiones en que los átomos no alcanzan a formar un octeto, como ocurre con los átomos del grupo 13 o IIIA, en donde los elementos únicamente completan 6 electrones en la capa externa, designándose como “octeto incompleto”. También ocurre el fenómeno opuesto, llamado “octeto expandido” en elementos que poseen mayor cantidad de electrones, como en el caso del azufre y fósforo:



El fósforo completa 10 electrones de valencia al unirse con el cloro



El azufre completa 12 electrones de valencia al unirse con el flúor

Si aplicamos este concepto de estabilidad, por ejemplo, al ${}_{3}\text{Li}$ tenemos que se estabiliza como Li^{+1} , perdiendo un electrón y quedando solo con dos electrones en su envoltura, tal como lo tiene el gas noble helio.

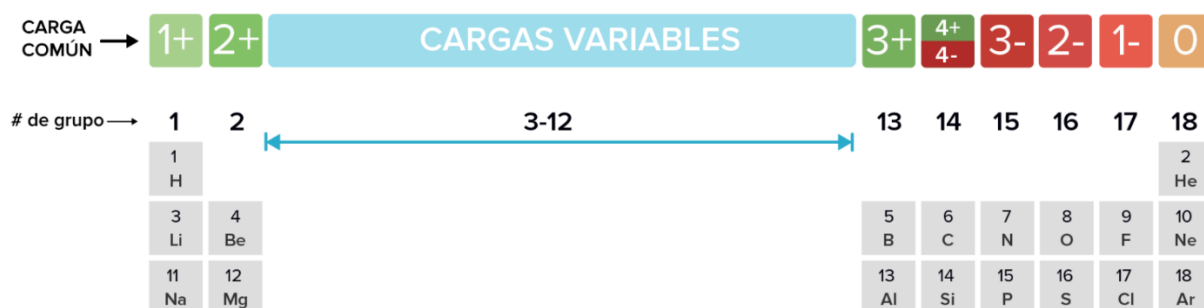
Practiquemos

Cuantos electrones de valencia tiene: IN EDUCACIÓN CIENTÍFICA

Elemento	Número atómico	N° electrones de valencia
Sodio	11	3
Magnesio	12	
Aluminio	13	
Fósforo	15	
Azufre	16	
Cloro	17	
Argón	18	
Calcio	20	
Escandio	21	

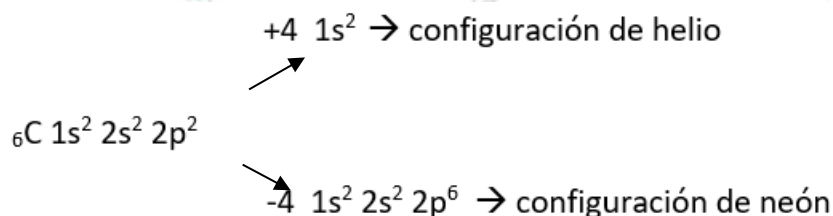
Así, entonces encontraremos átomos que son mucho más propensos a perder electrones, como aquellos del grupo 1 o grupo 2, pues al tener 1 o 2 electrones de valencia, resulta mucho más factible electrónicamente perderlos que ganar 6 o 7 para completar el nivel de energía. Por el contrario, existen átomos que tienen tendencia a ganar electrones, los del grupo 16 y 17, pues deben ganar 1 o 2 electrones para estabilizarse como gas noble.

En la tabla periódica podríamos entonces identificar la tendencia a formar iones o aniones, tal como se muestra en la siguiente imagen:



¿Qué pasará por ejemplo en el caso del grupo 14, en donde se estabilizan +4 o -4?

Pues en este caso, los del grupo 14 (grupo IVA) tiene 4 electrones de valencia, por lo que podrían, ganar 4 electrones y completar los 8 de la capa de valencia o perder los 4 electrones que tienen para dejar el nivel anterior completo.



Como vemos, siempre el átomo se estabiliza al alcanzar una configuración de gas noble.

Estructuras de Lewis en átomos

Las estructuras de Lewis representan la cantidad de electrones de valencia que posee un átomo, y nos serán de gran utilidad para explicar la formación de enlaces, pues muestra los electrones que pueden involucrarse en un enlace químico. En la estructura de Lewis, el símbolo del átomo es rodeado por la cantidad de electrones de valencia que posee aquel átomo, mostrando un máximo de 8 electrones (configuración s^2p^6).

Número atómico		3		Símbolo de Lewis		Li·		Nombre		Litio						
I A	1							VIII	2							
H·	Hidrógeno	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	He:	Helio							
3	Li·	4	Be:	5	·B:	6	·C:	7	·N:	8	·O:	9	·F:	10	:Ne:	Neón
11	Na·	12	Mg:	13	·Al:	14	·Si:	15	·P:	16	·S:	17	·Cl:	18	:Ar:	Argón
Sodio		Magnesio		Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón		

Símbolos de Lewis para algunos elementos.

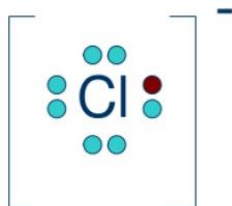
En el diagrama de Lewis cada punto representa un electrón. Siempre los dos primeros puntos (electrones) van juntos, pues representan los electrones del orbital s^2 y luego cada punto se va poniendo en los otros tres lados del símbolo de manera individual para luego ir formando parejas.

La estructura de Lewis es útil para informar los electrones de valencia tanto de átomos y moléculas como de iones.

Veamos el caso del nitrógeno, que pertenece al grupo VA, es decir, posee 5 electrones de valencia, por lo tanto, su estructura electrónica externa es s^2p^3 . Con esta información podemos establecer que en la representación de Lewis debe aparecer el orbital s con dos electrones y los otros 3 electrones distribuidos en orbitales p , que serían los otros tres costados del símbolo. Así:



En el caso de la estructura de Lewis de un ion, el procedimiento es el mismo, considerando los electrones que se han ganado o cedido, encerrando el ion entre corchetes e indicando la carga del ion fuera, como se muestra en el ejemplo de Cl^-



Para asignar estructuras de Lewis a moléculas debemos poner atención en definir el átomo central, sobre el cual los otros átomos se van a enlazar. Generalmente es el átomo menos electronegativo, que no se repite en la fórmula y nunca es el hidrógeno. Por ejemplo, en el caso del amoníaco (NH_3), en donde el átomo central es el nitrógeno. Todos estos casos los veremos un poco más adelante.

Enlaces químicos

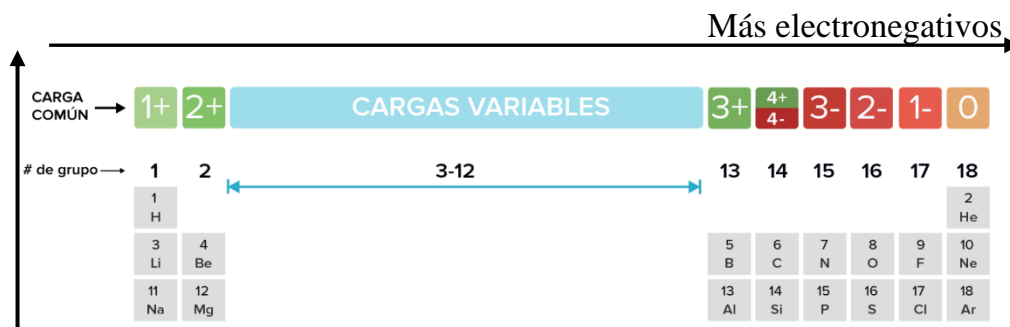
El enlace entre dos átomos nunca se corresponde exactamente con una de las siguientes categorías, sin embargo, son útiles para clasificar muchas de las propiedades y reactividad química de una gran variedad de compuestos.

- 1.- Enlace iónico.
- 2.- Enlace covalente (polar; apolar)
- 3.- Enlace covalente coordinado o dativo.

Para comprender la formación de estos enlaces, es conveniente familiarizarnos con el concepto de **electronegatividad** (que ya hemos mencionado). La electronegatividad la podemos definir como: “La capacidad de un átomo de atraer electrones hacia su núcleo cuando forma un enlace”.

Los átomos que tienden a atraer electrones son los más electronegativos y los que prefieren ceder electrones son menos electronegativos. Pero esto ya lo hemos revisado, pues hemos visto que hay átomos que se estabilizan electrónicamente ganando electrones (pueden formar aniones, por ejemplo) y otros que se estabilizan cediendo electrones (formando cationes, por ejemplo).

Si nos centramos en la tabla periódica, nos daremos cuenta de que precisamente los átomos que tienen a formar cationes son los menos electronegativos, mientras que los átomos que tienden a formar aniones son los más electronegativos.



La escala de Pauling asigna electronegatividades entre 0,7 y 4,0 para los distintos elementos, y como se darán cuenta, los elementos que se ubican arriba a la derecha son los que tienen mayor electronegatividad.

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIA	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 2,2																	He
2	Li 1	Be 1,6											B 2	C 2,6	N 3	O 3,4	F 4	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,3											Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar
4	K 0,8	Ca 1	Sc 1,4	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Mn 1,6	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,7	Ga 1,8	Ge 2	As 2,2	Se 2,6	Br 3	Kr 3
5	Rb 0,8	Sr 1	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,6	Mo 2,2	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,8	Sn 1,8	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe 2,6
6	Cs 0,8	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,3	Au 2,5	Hg 2	Tl 1,6	Pb 2,3	Bi 2	Po 2	At 2,2	Rn 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1															

Conociendo esta tendencia de electronegatividad, podemos definir los distintos tipos de enlaces químicos:

Enlace iónico

El enlace iónico (electrovalente) se caracteriza por una transferencia total de uno o más electrones desde la capa de valencia de un átomo de baja electronegatividad (metal) hasta un átomo de alta electronegatividad (no metal). El átomo que cede electrones se convierte en un ion positivo (catión) y el que los gana se convierte en un ion negativo (anión). El enlace iónico resulta de una atracción electrostática entre estos iones de cargas opuestas.

Las sustancias iónicas tienen aspecto cristalino, son sólidas a temperatura ambiente y presentan elevados puntos de fusión y ebullición. Además, son solubles en agua y conducen la corriente eléctrica (electrolitos) cuando están fundidos o en solución acuosa. Son sustancias iónicas: la sal de mesa (NaCl), el salitre (KNO₃), el sulfato de cobre (CuSO₄) y sales en general.

El enlace iónico se establece principalmente entre átomos de los grupos:



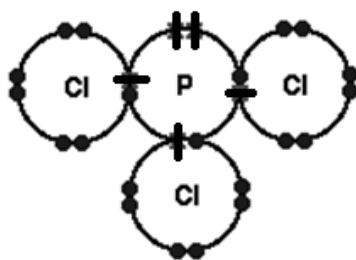
En este proceso, el catión consigue tener la misma configuración electrónica que el gas noble más próximo, logrando así su estabilidad química. Para el caso de los aniones, el proceso de ganancia de electrones deja al átomo con un exceso de cargas negativas, pero al igual que con los cationes, también proporcionan estabilidad electrónica al átomo.

Si utilizamos la escala de Pauling de electronegatividades, resultaran enlaces iónicos cuando la diferencia de electronegatividad entre átomos que forman un enlace sea igual o superior a 1,7.

Enlace covalente

Corresponden al enlace que se establece por **compartición de un par de electrones (o más) por dos átomos**. De esta manera ambos átomos adoptan la configuración de gas noble, ya sea dueto u octeto. Las sustancias con enlaces covalentes pueden ser gases, líquidos o sólidos a temperatura ambiente, son malos conductores del calor y la electricidad.

Por ejemplo, si se combina fósforo (P) y cloro (Cl) para formar el compuesto PCl_3 , debemos considerar los electrones de valencia del P, que son 5 (pertenece al grupo V-A) y los electrones de valencia del cloro que son 7 (grupo VII-A).



Podemos notar que, para formar este compuesto, el átomo de fósforo aporta 3 electrones para el enlace (uno para cada cloro) y cada cloro aporta un electrón. Si contamos la cantidad de electrones que rodea a cada uno de los átomos participantes, entonces nos damos cuenta de que cada uno tiene 8 electrones rodeándolo, de esta manera los átomos se encuentran en un estado de estabilidad electrónica.

En virtud de que un enlace covalente se puede formar entre átomos que tienen una diferencia de electronegatividad menor a 1,7, insuficiente para conformar un enlace iónico, existen distintos tipos de enlaces covalentes de acuerdo con la polaridad:

Enlace covalente apolar

Se presenta entre átomos que tienen la misma electronegatividad, por lo tanto, corresponde a un tipo de enlace en donde los electrones se comparten de manera equitativa. En consecuencia, no existe polaridad (son apolares), este tipo de enlace se da entre elementos iguales, tales como H₂; N₂; O₂ etc., los que pueden presentar enlaces simples (H₂), dobles (S₂) o triples (N₂). Estos son los únicos compuestos en los que puedo estar seguro de que el enlace existente es apolar.

El siguiente ejemplo ilustra lo señalado anteriormente:

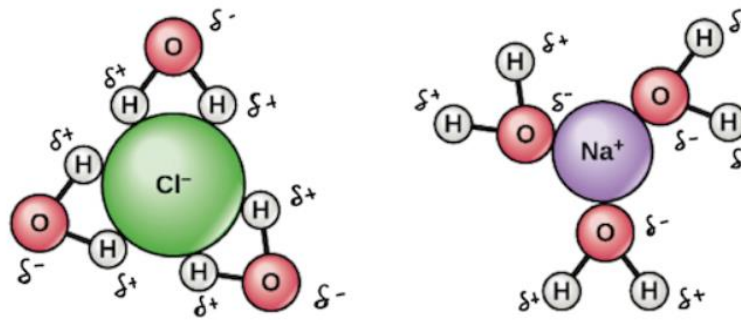
Molécula	Enlace
H ₂	H – H
Enlace covalente apolar simple	

De todas maneras, cuando la diferencia de electronegatividad es pequeña (entre 0,1 y 0,4) la tendencia de atracción hacia algún núcleo es muy menor, por lo tanto, estos enlaces se consideran nominalmente como apolares. Por ejemplo, en la formación del metano (CH₄), en donde la diferencia es de 0,4, se considera apolar.

Enlace covalente polar

Se presenta entre átomos que tienen diferencia de electronegatividades entre 0,4 y 1,7, pero la diferencia no es tan elevada como para originar un enlace iónico. Se le denomina enlace covalente polar porque al producirse la unión entre átomos con diferentes electronegatividades, el átomo más electronegativo (no metal) atrae hacia su nube electrónica los electrones del otro átomo, polarizando (desplazando) el enlace, generándose por consiguiente un polo positivo y otro polo negativo. Por lo tanto, la zona que pertenece al átomo con mayor electronegatividad será el polo negativo y la del átomo con menor electronegatividad será el polo positivo, originándose así una molécula polar.

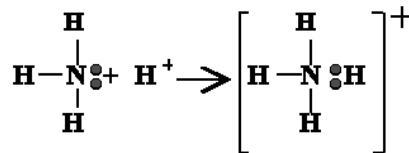
Algunas moléculas que presentan este tipo de enlace son: H₂O; NH₃; HBr; PCl₃, etc.



Las moléculas de agua están polarizadas, pues el oxígeno atrae los electrones del hidrogeno hacia su núcleo, otorgándole a la molécula de agua esa característica. Los oxígenos y los hidrogeno del agua pueden interactuar con iones como Na⁺ y Cl⁻. Las moléculas covalentes polares tienen mayor solubilidad en agua que las apolares, y también poseen puntos de fusión y ebullición mas elevados.

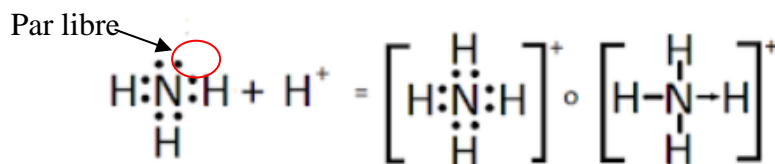
Enlace covalente coordinado o dativo

Es un enlace covalente que se establece entre átomos, en donde el par de electrones del enlace es aportado sólo por uno de los átomos participantes. Un ejemplo de lo enunciado es la formación del ion amonio (NH₄⁺), que se ilustra en el siguiente esquema:



El Nitrógeno aporta dos electrones. Ion amonio

El enlace covalente dativo suele representarse como una flecha en la dirección en la que se han entregado los electrones:



Para que se genere un enlace covalente dativo deben darse dos condiciones: un átomo debe tener un par de electrones libres y el otro debe tener orbitales atómicos vacíos.

Estructuras de Lewis en moléculas poliatómicas

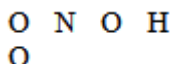
Al determinar la estructura de moléculas poliatómicas, escribir la estructura de Lewis para los compuestos no siempre es tan fácil, y para ayudar a encontrar esta estructura se proponen los siguientes pasos:

- 1.- Escriba la estructura fundamental del compuesto para mostrar que átomos están unidos entre sí. En general, el átomo menos electronegativo ocupa la posición central.
- 2.- Cuente el número total de electrones de valencia presentes.
- 3.- Dibuje un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Complete los octetos de los átomos enlazados al átomo central. (Recuerde que el hidrógeno se completa con solo 2 electrones). Los electrones que no participan en los enlaces deben quedar representados como pares libres.
- 4.- Si no se cumple la regla del octeto para el átomo central, agregue dobles o triples enlaces entre este y los que lo rodean. Puede utilizar los pares libres presentes.
- 5.- Es útil saber que el nitrógeno posee un par de electrones no compartidos y el oxígeno posee 2 pares de electrones no compartidos.

Ejemplo:

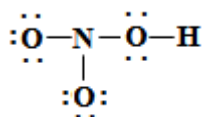
Determina la estructura de Lewis para el ácido nítrico. HNO_3 (el átomo de H va enlazado a uno de los átomos de oxígeno) HNO_3 (Z; N = 7; O = 8; H = 1)

Paso1, la estructura fundamental seria:

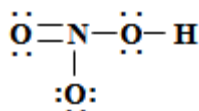


Paso2, el número total de electrones es 24 (1 del H, 5 del N y 6 de cada O)

Paso 3, Dibuje un enlace sencillo entre los átomos y enseguida se llena con los electrones necesarios para satisfacer la regla del octeto (hasta completar los 24 que tengo).

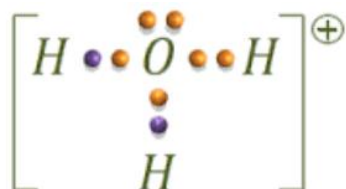


Paso 4, se observa que hasta ahora se satisface la regla del octeto solo para los O, no para el N. Por lo tanto, se mueve un par libre de un O para formar otro enlace con el N



Si miramos detenidamente, el enlace agregado es un covalente dativo, aportado por el Nitrógeno.

Para el caso de los iones poliatómicos, se sigue el mismo procedimiento descrito anteriormente considerando la notación adoptada para iones, tal como se muestra en el siguiente ejemplo del H_3O^+ :



Practiquemos

Dibuje las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:

O_2 :

N_2 :

CO_2 :

CO :

H_2O :

HCN :

Ejercicios de selección múltiple

1. Los elementos del grupo 6 (VIA) tienen una configuración electrónica externa que obedece a la fórmula:

- A) $ns^2 nd^{10}$
- B) $ns^2 nd^7$
- C) $ns^2 nd^6$
- D) $ns^2 nd^5$
- E) $ns^2 nd^4$

2. La configuración electrónica para el ion ${}_{16}\text{S}^{2-}$ puede representarse por:

- A) $[\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- B) $[\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^1 3p^7$
- C) $[\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
- D) $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2$
- E) $[\text{}_{18}\text{Ar}]$

3. ¿Cuántos electrones de valencia presenta un átomo cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$?

- A) 1 electrones.
- B) 3 electrones.
- C) 5 electrones.
- D) 7 electrones.
- E) 11 electrones.

4. Respecto de los iones ${}_{15}\text{P}^{+5}$ y ${}_{9}\text{F}^{-}$, podemos indicar que:

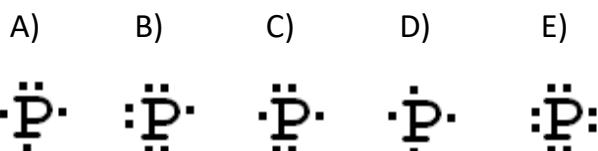
- I.- Tienen el mismo número de protones en el núcleo
- II.- Se consideran isoelectrónicos entre sí.
- III.- tiene el mismo número de electrones.

- A) Solo I
- B) Sólo III
- C) I y II
- D) II y III
- E) I, II y III

5. Si un átomo neutro pierde un electrón, entonces:

- A) su carga total no se altera.
- B) su carga total quedará negativa.
- C) su carga total queda positiva.
- D) su masa total disminuye considerablemente.
- E) resulta un anión.

6. La estructura de Lewis para el fósforo (grupo V-A)



7. Respecto a los enlaces químicos.

- I. Al romper un enlace iónico se originan solo iones positivos
- II. En el compuesto Cl_2 existen 6 pares de electrones no enlazantes.
- III. Si el enlace es covalente polar se comparten igualmente los electrones.

Es (son) correcta (s)

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) Sólo I y II
- E) Sólo I y III

8. El diagrama de Lewis que representa el enlace entre el cloro y el sodio es:

A) $\text{Na}^+ \cdot \cdot \text{Cl}^-$	B) $:\ddot{\text{Na}} \cdot \cdot \text{Cl}$	C) $\text{Na}^+ \cdot \cdot \cdot \cdot \text{Cl}^-$
D) $\text{Na}^- \cdot \cdot \cdot \cdot \text{Cl}^+$	E) $\text{Na} \cdot \cdot \cdot \cdot \text{Cl}$	

9. En la molécula de ácido carbónico (H_2CO_3), encontramos:

- I. Enlace covalente simple
- II. Enlace covalente doble
- III. Enlace covalente coordinado

- A) Solo I
- B) I y II
- C) I y III
- D) II y III
- E) I, II y III

10. La unión covalente se forma cuando:

- A) los electrones los aporta un elemento.
- B) un átomo pierde electrones y el otro los recibe.
- C) se comparten electrones entre dos átomos.
- D) existen iones en un compuesto.
- E) existe una fuerte atracción electrostática.

11. ¿Cuál(es) de los siguientes compuestos presenta(n) enlace iónico? (*Na* y *Li*: grupo I-A, *S*: grupo VI-A, *O*: grupo VI-A, *I* y *F*: grupo VII-A)

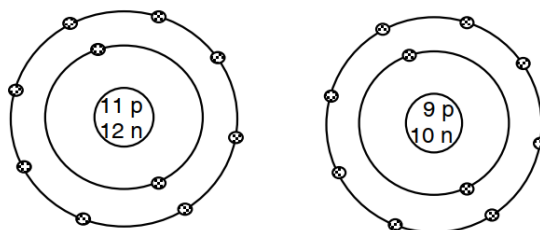
- I. NaI
- II. SO_2
- III. LiF

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) I y II
- D) I y III
- E) II y III

12. El Magnesio es un metal de número atómico 12. En una reacción química, el Magnesio tiende a ceder electrones. ¿Cuál es el ion más estable que forma el Magnesio?

- A) Mg^{-1}
- B) Mg^{-2}
- C) Mg^0
- D) Mg^{+1}
- E) Mg^{+2}

13. Si comparamos sustancias sólidas formadas por enlaces covalentes con las formadas por enlaces iónicos, ¿qué se puede decir correctamente de las covalentes?
- A) Son más solubles en agua.
 - B) Presentan menores puntos de fusión.
 - C) La red cristalina es físicamente más dura.
 - D) Se vuelven líquidos o gases con poca facilidad.
 - E) En solución conducen mejor la corriente eléctrica.
14. Usted posee dos sales diferentes, una blanca y otra amarilla. Al ponerlas en agua, nota que la sal blanca se disuelve muy fácilmente, mientras que la amarilla no. De esta observación, ¿qué podría concluir de los enlaces que forman las sales?
- A) En la sal blanca existe una mayor cantidad de enlaces covalentes.
 - B) En la sal amarilla predominan los enlaces de carácter iónico.
 - C) En la sal blanca encontramos mayor carácter iónico.
 - D) La sal amarilla contiene enlaces de coordinación.
 - E) Se requiere más información.
15. (2016) La molécula de N_2 es isoelectrónica con:
- A) CN^-
 - B) CH_4
 - C) H_2O
 - D) O_2
 - E) NO
16. (2016) Las figuras representan esquemáticamente a dos especies:



- Al respecto, se puede afirmar correctamente que entre ellas se formará un enlace:
- A) iónico.
 - B) covalente polar.
 - C) covalente coordinado.
 - D) covalente simple y apolar.
 - E) covalente doble y apolar.

17. (2016) ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta un enlace doble?

- A) F_2
- B) Cl_2
- C) N_2
- D) H_2
- E) O_2

18. La estructura de Lewis correcta para el ácido cianhídrico es:

- A) $H-C \equiv \ddot{N}$
- B) $H-\ddot{N}=\ddot{C}$
- C) $H-\dot{C}=\ddot{N}\cdot$
- D) $H-\ddot{N} \equiv C$
- E) $H-\ddot{C}-N:$

19. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta un mayor número de pares de electrones no compartidos?

- A) HCN
- B) H_2O
- C) NH_3
- D) CO
- E) CO_2

20. ¿Cuál es el número total de electrones de valencia que presenta una molécula de ácido cloroso (HClO_2)?

- A) 8
- B) 12
- C) 14
- D) 20
- E) 24

Selección Múltiple

1.	E	11.	D
2.	E	12.	E
3.	C	13.	B
4.	D	14.	C
5.	C	15.	A
6.	A	16.	A
7.	C	17.	E
8.	E	18.	A
9.	B	19.	E
10.	C	20.	D