

Integrando.

CURSOS ACADÉMICOS

Capítulo 10

Enlaces químicos.

Temario del capítulo 10.

- 10.1 Puntos de Lewis.
- 10.2 Tipos de enlaces.
- 10.3 Electronegatividad.
- 10.4 Estructuras de Lewis.
- 10.5 Carga formal.
- 10.6 Excepciones a la regla del octeto.

10.1 Puntos de Lewis.

Cuando dos o más átomos se encuentran ligados entre sí, se dice que existe un **enlace químico** entre todos ellos.

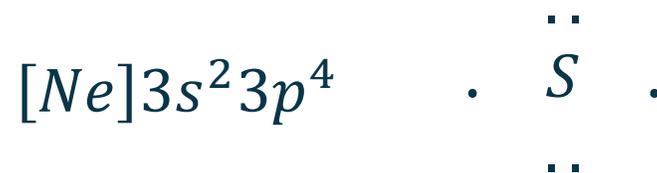
Los átomos en un compuesto pueden estar unidos por **enlaces iónicos**, **enlaces covalentes** o **enlaces metálicos**.

Los **responsables** de estos enlaces son los electrones que se encuentran en la última capa electrónica, los **electrones de valencia**.

10.1 Puntos de Lewis.

Los electrones de valencia de cierto elemento los podemos obtener a partir de sus **configuraciones electrónicas**.

La **simbología de Lewis** muestra los electrones en la capa de valencia. Para el azufre la simbología de Lewis es la siguiente.



Observe que **cada punto representa un electrón de valencia**, hay $6e^-$ en total.

10.1 Puntos de Lewis.

Los **gases nobles** son los elementos mas estables y por lo tanto son muy poco reactivos y se debe a que presentan una **configuración electrónica completa**.

Todos los gases nobles presentan **$8e^-$ de valencia** a excepción del helio que presenta únicamente **$2e^-$ de valencia**.

Muchos elementos que experimentan una reacción química suelen llenar su ultima capa con **$8e^-$ (ns^2np^6)** lo que se conoce como la **regla del octeto**.

10.1 Puntos de Lewis.

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
·H	·Be·											·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
·Li	·Mg·	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11 1B	12 2B	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
·K	·Ca·											·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·
·Rb	·Sr·											·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·
·Cs	·Ba·											·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·
·Fr	·Ra·												·Fl·		·Lv·		

10.2 Tipos de enlaces.

Enlace iónico.

Un enlace iónico se suele formar entre elementos **alcalinos (IA)** o elementos **alcalinotérreos (IIA)** con algún **halógeno (VIIA)** u **oxígeno**.

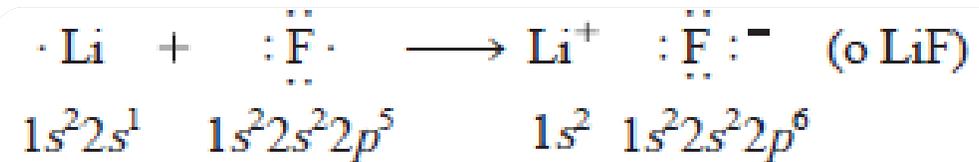
Generalmente suelen estar formados por **metal + no metal** y están unidos por **fuerzas electrostáticas**, presentan **altos puntos de fusión y alta solubilidad**.

Se forman cuando el catión (metal) **dona** sus electrones al anión (no metal).

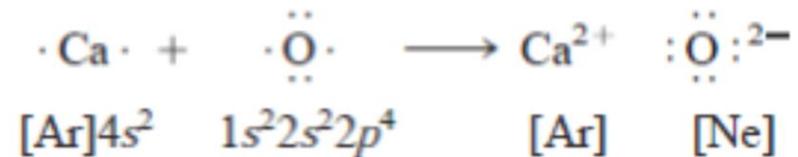
10.2 Tipos de enlaces.

Enlace iónico.

Observe lo que ocurre con la reacción entre litio y flúor.



Otro ejemplo es la siguiente reacción $2\text{Ca}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CaO}(s)$



10.2 Tipos de enlaces.

Enlace iónico.

Para medir que tan estable es un compuesto iónico usamos la **energía de red**.

La energía de red se define como la **energía requerida** para separar completamente un mol de un compuesto iónico en sus iones gaseosos.

TABLA 8.2 • Energías de red para algunos compuestos iónicos

Compuesto	Energía de red (kJ/mol)	Compuesto	Energía de red (kJ/mol)
LiF	1030	MgCl ₂	2326
LiCl	834	SrCl ₂	2127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3795
NaCl	788	CaO	3414
NaBr	732	SrO	3217
NaI	682		
KF	808	ScN	7547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		

10.2 Tipos de enlaces.

Enlace covalente.

Un enlace covalente se forma cuando los átomos **comparten sus electrones** con otros átomos vecinos.

Los enlaces covalentes se suelen formar entre **no metales** y presentan propiedades como **bajos puntos de fusión y baja solubilidad**.

Dependiendo del grado de **interacción** que tenga el **electrón** con su átomo vecino, el enlace covalente se puede clasificar como **polar** o **no polar**.

10.2 Tipos de enlaces.

Enlace covalente.

En un **enlace covalente no polar**, se esperaría que el electrón compartido pase el mismo tiempo en ambos lados del enlace.

De lo contrario, tendríamos un **enlace covalente polar** que ocurre cuando **un electrón compartido** pasa más tiempo de un lado del enlace que del otro.

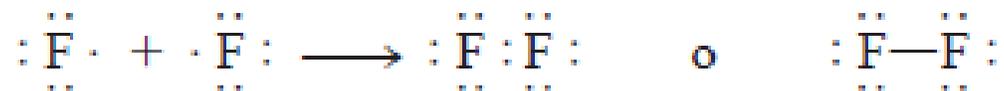
Aquello se debe a las magnitudes de las **electronegatividades** que presentan los átomos, esta definición se estudiará mas adelante.

10.2 Tipos de enlaces.

Enlace covalente.

En la simbología de Lewis **un enlace covalente**, que **representa un par de electrones (:)** se suele representar con una línea (—) para denotar $2e^-$.

Por ejemplo el $F_2(g)$ en simbología de Lewis lo podemos representar como:



10.2 Tipos de enlaces.

Enlace metálico.

El enlace metálico se produce cuando existe **una atracción simultánea** de uno o más electrones por más de un núcleo.

Ocurre entre átomos de naturaleza metálica formando un enlace fuerte en donde todos los átomos envueltos **pierden los electrones de la última capa.**

Los electrones libres forman una **nube electrónica** también conocida **como mar de electrones.**

10.3 Electronegatividad.

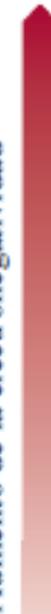
La **electronegatividad** se define como la **facilidad que tiene un átomo para formar un enlace químico** con otro átomo.

Los valores de las electronegatividades nos ayudan a determinar si un enlace dado es **iónico, covalente polar o covalente no polar**.

Una **mayor electronegatividad** representa una mayor capacidad de un átomo de **atraer electrones**.

10.3 Electronegatividad.

Aumento de la electronegatividad



1A												3A					4A	5A	6A	7A	8A
H 2.1												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0					
Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0					
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0				
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6				
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2					
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9										
Fr 0.7	Ra 0.9																				

10.3 Electronegatividad.

Los enlaces químicos suelen presentar las siguientes **diferencias de electronegatividades**.

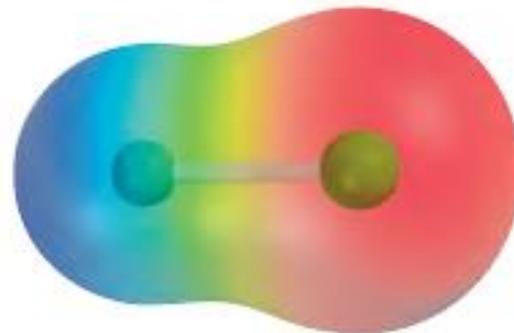
1. Enlace covalente no polar ($0 - 0.4$)
2. Enlace covalente polar ($0.5 - 1.7$)
3. Enlace iónico (< 1.7)

10.3 Electronegatividad.

Consideremos el HF , la imagen inferior muestra un **mapa electrostático**.

Se muestra que el flúor (derecha) presenta mucho mayor electronegatividad y por lo tanto mayor atracción del electrón compartido.

Naturalmente el electrón pasará **mayor tiempo** del lado del flúor que del hidrogeno formando así un **enlace covalente polar**.



10.3 Ejemplos.

1. Prediga el ion generalmente formado por

a) Sr

b) S

c) Al

a) Sr^{+2} b) S^{-2} c) Al^{+3}

10.3 Ejemplos.

2. Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes no polares.

a) HCl

b) KF

c) El enlace CC en el H_3CCH_3 .

a) Covalente polar

b) Iónico

c) Covalente no polar

10.3 Ejemplos.

3. Cual de los siguientes enlaces es el mas polar? $S - Cl$, $S - Br$, $Se - Cl$ ó $Se - Br$

a) $Se - Cl$

10.3 Ejercicios.

1. ¿Cuál es el número máximo de puntos que pueden dibujarse alrededor de un átomo?
2. Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes no polares.
 - a) $CsCl$
 - b) H_2O
 - c) H_2S
 - d) El enlace NN en H_2NNH_2

10.3 Ejercicios.

3. Explique el por que lo gases nobles tienen una electronegatividad de cero.

4. En cada caso, ¿Cuál enlace es el mas polar?

a) $B - Cl$

b) $C - Cl$

c) $P - F$

d) $P - Cl$

10.4 Estructuras de Lewis.

Las **estructuras de Lewis** o también llamadas **estructuras de electrón punto**, muestran la forma en como están acomodados los átomos en una molécula.

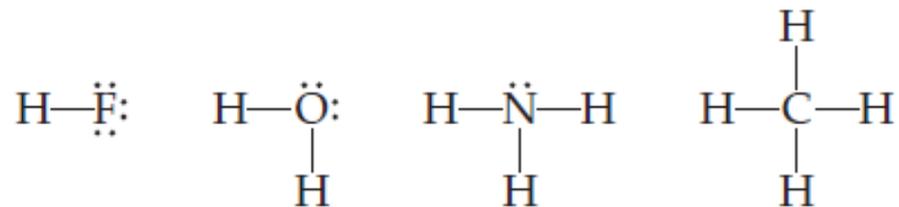
Se muestran los **electrones libres (electrones de valencia)** con **puntos** y los **pares de electrones (enlaces)** con una **línea**.

Para los **no metales**, los electrones libres equivalen al **numero del grupo** en donde se encuentre el elemento en cuestión.

10.4 Estructuras de Lewis.

Los elementos del grupo **7A** forman **1 enlace**, los del **6A** forman **2 enlaces**, los del **5A** forman **3 enlaces** y los del **4A** forman **4 enlaces**.

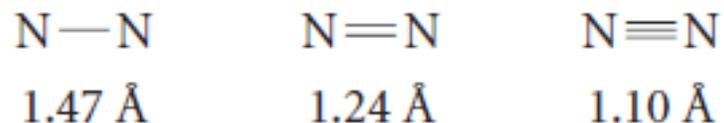
Como se ha mencionado antes, todos estos elementos buscan **completar el octeto** para estabilizarse al gas noble mas próximo.



10.4 Estructuras de Lewis.

Muchas veces los elementos forman octetos completos compartiendo mas de un par electrón formando así **varios enlaces** con un mismo elemento.

De esta forma se pueden formar **dobles enlaces y triples enlaces** si se comparten 2 pares de electrones ($4e^-$) y 3 pares de electrones ($6e^-$).



10.4 Estructuras de Lewis.

Para representar correctamente una estructura de Lewis seguimos lo siguiente.

1. Sumar los e^- de valencia de todos los átomos, para aniones hay que sumar el exceso de carga negativa y para cationes restar el exceso de carga.
2. Escriba los símbolos de los átomos para mostrar cuales están unidos con cuales y conéctelos mediante un **enlace sencillo**.
3. Los **átomos centrales** son normalmente **los menos electronegativos**.

10.4 Estructuras de Lewis.

4. Complete los **octetos alrededor de todos los átomos** unidos al átomo central, recuerde que el hidrogeno se completa con 2 electrones.
5. Coloque los **electrones sobrantes en el átomo central**, incluso si al hacerlo resulta mas de un octeto.
6. Si no hay suficientes electrones para que el átomo central complete su octeto, **intente añadir enlaces múltiples.**

10.4 Estructuras de Lewis.

El numero de enlaces lo podemos calcular mediante:

$$n^{\circ} \text{ enlaces} = \frac{e_{\text{enlazados}}}{2} = \frac{e_{\text{totales}} - e_{\text{valencia}}}{2}$$

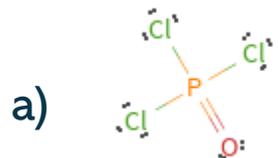
Ahora, el numero de electrones libres (no enlazados) los calculamos mediante:

$$e_{\text{libres}} = e_{\text{valencia}} - e_{\text{enlazados}}$$

Los e_{totales} suele ser de 8 en su mayoría y los e_{valencia} lo determina el grupo.

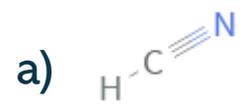
10.4 Ejemplos.

1. Obtenga la estructura de Lewis para el $POCl_3$



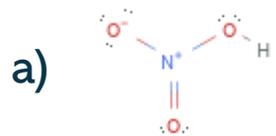
10.4 Ejemplos.

2. Obtenga la estructura de Lewis del *HCN*



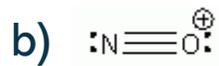
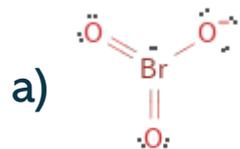
10.4 Ejemplos.

3. Obtenga la estructura de Lewis del HNO_3



10.4 Ejemplos.

4. Obtenga la estructura de Lewis para los siguiente iones.



10.4 Ejercicios.

1. Obtenga la estructura de Lewis para el PCl_3 y para el NF_3 .
2. Cuantos electrones de valencia deberían de aparecer en el CH_2Cl_2 , dibuje la estructura
3. Dibuje la estructura de Lewis para el $HCOOH$.
4. Escriba la estructura de Lewis para el ion carbonato CO_3^{-2}
5. Escriba la estructura de Lewis para el BF_3
6. Obtenga la estructura de Lewis para el H_2SO_4

10.5 Carga formal.

La **carga formal** (q_f) se define como la diferencia de carga eléctrica entre electrones de valencia de un átomo y el número de electrones asignados a ese átomo.

$$q_f = e_{valencia}^-(x) - e_{libres}^-(x) - \frac{1}{2} e_{enlazados}^-(x)$$

En una **molécula neutra**, la suma de las cargas formales debe de dar **cero**, mientras que en **iones** la suma coincide con la **carga neta** del ion.

10.5 Carga formal.

La **carga formal** nos ayuda a visualizar la **distribución de carga** en una molécula.

Como ya se ha visto anteriormente pueden existir **múltiples estructuras de Lewis** para un compuesto, la carga formal nos ayuda a escoger la **correcta**.

1. La estructura dominante es aquella en la que las cargas formales se acerquen a cero.
2. Una estructura de Lewis en donde la carga formal reside en los átomos mas electronegativos de la molécula es mas estable.

10.5 Carga formal.

Existen casos en donde podemos tener dos o más estructuras de Lewis correctas, la **posición de los enlaces** y sus **cargas formales** son indiferentes.

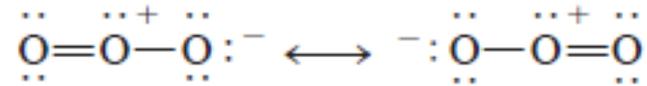
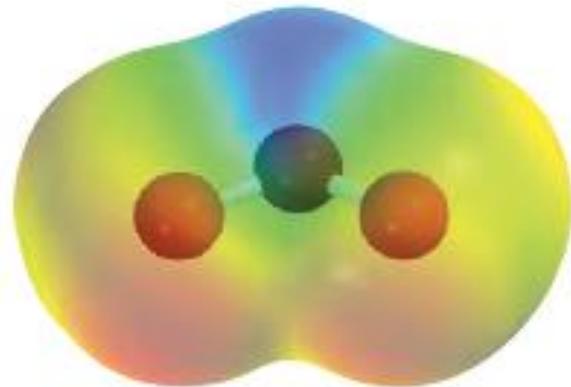
En el caso del O_3 el doble enlace lo podemos situar a la derecha o a la izquierda, lo mismo ocurre con su carga formal.



En teoría el doble enlace debería de ser mas corto, no obstante **resultados experimentales** muestran que todos los enlaces tienen la **misma longitud**.

10.5 Carga formal.

Realmente **ambas estructuras** son correctas, a esto se le conoce como el fenómeno de **resonancia**.



Una estructura de resonancia es por lo tanto **una de dos o mas** estructuras para una sola molécula, la cual **no puede ser representada por una sola**.

10.5 Carga formal.

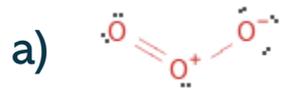
El error mas frecuente sobre el concepto de resonancia, es pensar que una estructura se alterna de forma. **Ninguna** estructura de resonancia es **real**.

El concepto de resonancia es una **invención** del ser humano diseñada para poder explicar las limitaciones en los enlaces químicos.

Hay que tomar en cuenta que estructuras de resonancia con cargas formales mayores a +2 o -2 suelen descartarse.

10.5 Ejemplos.

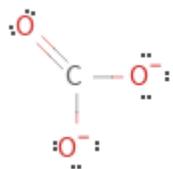
1. Obtenga las cargas formales para el O_3 y escriba las estructuras de resonancia.



10.5 Ejemplos.

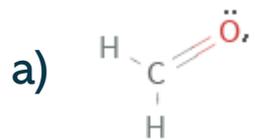
2. Obtenga las cargas formales para el ion carbonato y dibuje todas las estructuras de resonancia posibles.

a)



10.5 Ejemplos.

3. Escriba la estructura de Lewis mas probable para el formaldehído (CH_2O).



10.5 Ejemplos.

4. Dibuje las 3 estructuras de resonancia del N_2O y determine la estructura más probable.



10.5 Ejercicios.

1. Obtenga la carga formal para cada elemento del SO_2 y escriba su estructura de resonancia.
2. Escriba la cargas formales para el ion nitrito.
3. Dibuje la estructura de Lewis mas adecuada para un compuesto que contiene un átomo de carbono, uno de nitrógeno y uno de hidrogeno.
4. De la estructura correcta de la cianamida CH_2N_2 .
5. De dos estructuras de resonancia para la acetamida C_2H_5NO y determine en cada caso sus cargas formales.
6. Dibuje tres estructuras de resonancia para el ion tiocianato SCN^-

10.6 Excepciones a la regla del octeto.

Para **enlaces iónicos** en el caso de los metales de transición existen muchas **inconsistencias**. En enlaces covalentes existen también algunas excepciones.

1. Moléculas con numero impar de electrones.
2. Elementos que tienen menos de un octeto de electrones de valencia.
3. Elementos en los que un átomo tiene mas de un octeto de electrones de valencia.

10.6 Excepciones a la regla del octeto.

Moléculas con número impar de electrones.

En muchas moléculas (mayoría) y iones el número total de electrones de valencia es un número par.

En algunos casos tenemos un total de electrones de valencia impar, como por ejemplo en el ClO_2 , NO , NO_2 y O_2^- .

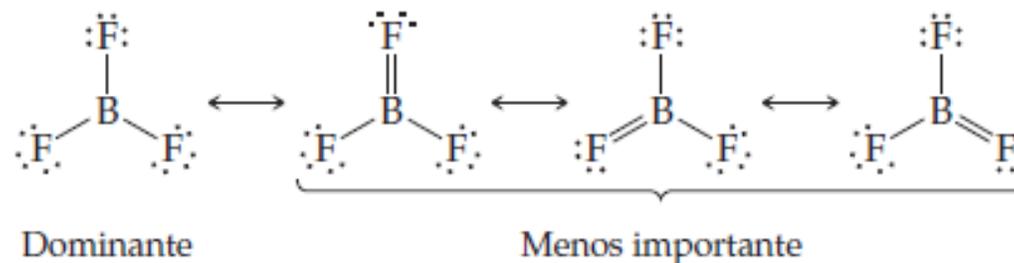
En el caso del NO no es posible aparear todos los electrones y tendremos **dos estructuras resonantes** pero solo una **dominante**.

10.6 Excepciones a la regla del octeto.

Elementos con menos de un octeto.

Ocurre cuando tenemos menos de 8 electrones de valencia en un átomo, se presenta comúnmente en compuestos con **Boro** y **Berilio**.

Observe el caso del BF_3 , de acuerdo a la carga formal la estructura dominante se representa a la izquierda.

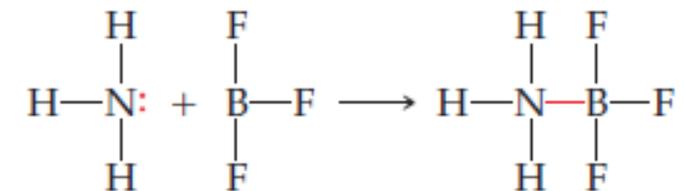


10.6 Excepciones a la regla del octeto.

Elementos con menos de un octeto.

Sin embargo existen casos como en el NH_3BF_3 en donde el Boro completa su octeto.

Esto sucede cuando **reacciona de manera enérgica** con moléculas que tiene un **par de electrones no compartido** como en el caso del NH_3



10.6 Excepciones a la regla del octeto.

Elementos con más de un octeto.

Es un caso muy común en donde hay **mas de ocho electrones** en la capa de valencia. Algunos ejemplos son SF_4 , PF_5 , AsF_6^- , ICl_4^- etc...

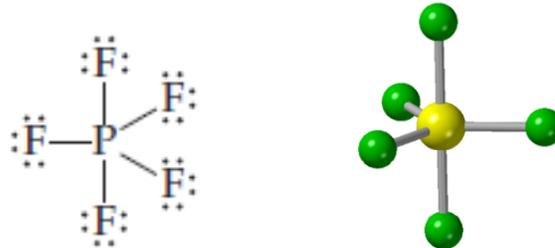
En estos casos los átomos centrales son llamados **hipervalentes**. Las moléculas hipervalentes solo están formadas por átomos del **periodo 3 en adelante**.

Se forman debido a que el **tamaño** del átomo central es relativamente **grande**.

10.6 Excepciones a la regla del octeto.

Elementos con más de un octeto.

Las moléculas hipervalentes ocurren también cuando el átomo central está enlazado a **átomos mas pequeños y electronegativos** como el *F*, *Cl* y *O*.



En algunos caso se tiene que decidir entre satisfacer la regla del octeto o el principio de la carga formal para los elementos de una molécula.