

3. Los diferentes tipos de enlace químico

Andrés Cedillo, AT-250

cedillo@xanum.uam.mx

www.fqt.izt.uam.mx/cedillo

3. Los diferentes tipos de enlace químico

- 3.1. La clasificación del enlace químico
- 3.2. Los símbolos de Lewis y la regla del octeto
- 3.3. El enlace iónico
- 3.4. El enlace metálico

3. Los diferentes tipos de enlace químico

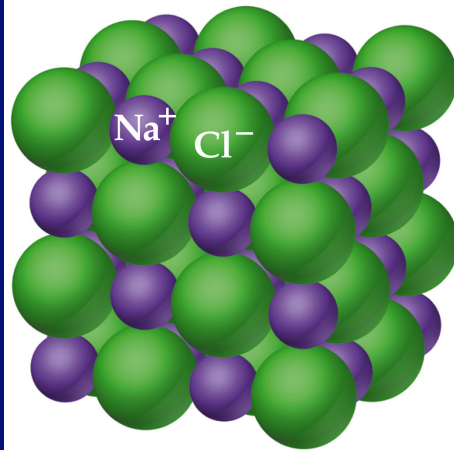
- 3.5. El enlace covalente
- 3.6. La electronegatividad y la polaridad del enlace
- 3.7. La estructura de Lewis, la carga formal y las estructuras resonantes
- 3.8. Algunas excepciones a la regla del octeto

3.1. La clasificación del enlace químico

- La estructura molecular de un compuesto químico se estabiliza por el enlace químico entre los átomos o iones que lo forman.
- Los tipos más comunes de enlace son:
 - el enlace iónico
 - el enlace metálico
 - el enlace covalente

3.1. La clasificación del enlace químico ...2

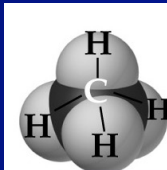
- El enlace iónico representa a la fuerza eléctrica que une a los iones de un compuesto iónico.



metal
+
no metal

3.1. La clasificación del enlace químico ...3

- El enlace metálico mantiene unidos a los átomos de un material con características metálicas. metal + metal
- El enlace covalente existe entre los átomos que forman un compuesto molecular y proviene de compartir electrones entre dichos átomos.



no metal
+
no metal

3.2. Los símbolos de Lewis y la regla del octeto

- El símbolo de Lewis de un átomo es una representación de sus electrones de valencia.
- Esta representación contiene al símbolo del elemento y a los electrones de valencia mostrados como puntos, formando parejas sólo cuando sus espines están apareados.

H: $1s^1$

H·

He: $1s^2$

He:

3.2. Símbolos de Lewis y la regla del octeto ...2

TABLE 8.1 Lewis Symbols

Element	Electron Configuration	Lewis Symbol	Element	Electron Configuration	Lewis Symbol
Li	[He] $2s^1$	Li·	Na	[Ne] $3s^1$	Na·
Be	[He] $2s^2$	·Be·	Mg	[Ne] $3s^2$	·Mg·
B	[He] $2s^2 2p^1$	·B·	Al	[Ne] $3s^2 3p^1$	·Al·
C	[He] $2s^2 2p^2$	·C·	Si	[Ne] $3s^2 3p^2$	·Si·
N	[He] $2s^2 2p^3$	·N·	P	[Ne] $3s^2 3p^3$	·P·
O	[He] $2s^2 2p^4$	·O·	S	[Ne] $3s^2 3p^4$	·S·
F	[He] $2s^2 2p^5$	·F·	Cl	[Ne] $3s^2 3p^5$	·Cl·
Ne	[He] $2s^2 2p^6$	·Ne·	Ar	[Ne] $3s^2 3p^6$	·Ar·

3.2. Símbolos de Lewis y la regla del octeto ...3

- Las características de los gases nobles
 - Tienen la mayor energía de ionización en cada período.
 - Poca disponibilidad para ceder electrones
 - Tienen la mayor desestabilización al recibir un electrón.
 - Poca disponibilidad para aceptar electrones
- Por lo tanto, poseen una alta preferencia a mantener su configuración electrónica.

3.2. Símbolos de Lewis y la regla del octeto ...4

- La regla del octeto (GN Lewis)
 - “En la mayoría de los casos, los átomos ganan, pierden o comparten sus electrones para estar rodeados de ocho electrones de valencia.”
 - Esta regla se basa en la estabilidad de la configuración de los gases nobles.

Nota: el hidrógeno sólo necesita dos electrones para completar su capa de valencia.

3.2. Símbolos de Lewis y la regla del octeto ...5

En el enlace iónico:

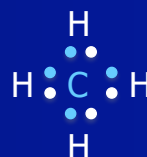
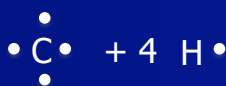
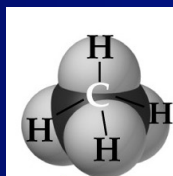
- Los metales ceden sus electrones de valencia para adquirir la configuración del gas noble más cercano formando un catión (ion positivo).
- Los no metales reciben electrones para adquirir la configuración del gas noble más cercano formando un anión (ion negativo).

1A	2A	Transition metals										3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H ⁺															N ³⁻	O ²⁻	H ⁻	NOBLE GASES
Li ⁺												Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻		
Na ⁺	Mg ²⁺																	
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺					Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺												Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺	Te ²⁻	I ⁻
Cs ⁺	Ba ²⁺												Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺

3.2. Símbolos de Lewis y la regla del octeto ...6

En el enlace covalente:

- Los no metales comparten sus electrones para completar su capa de valencia y adquirir la configuración del gas noble más cercano.



3.3. El enlace iónico

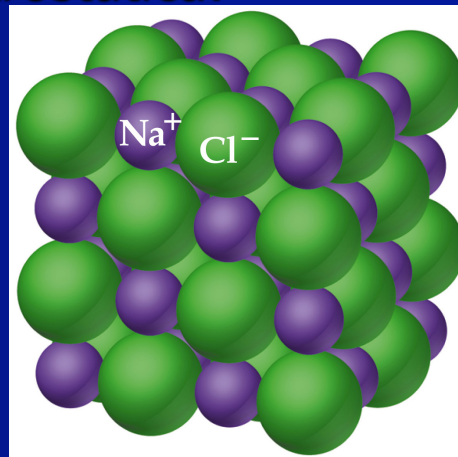
- El enlace iónico es aquel que da estabilidad a los compuestos formados por iones.
- Tiene su origen en la fuerzas electrostáticas entre todos los iones presentes en el cristal y la interacción total es estabilizante.
- La configuración electrónica de los iones determina su estabilidad.

3.3. El enlace iónico ...2

- Energía potencial electrostática:

$$E_{es} = k Q_1 Q_2 / r$$

- Para la sal (NaCl):



$$\Delta_r H = -411 \text{ kJ/mol}$$

3.3. El enlace iónico ...3

- Una revisión de conceptos
 - Un proceso endotérmico requiere energía.
 - $\Delta E > 0$
 - Un proceso exotérmico desprende energía.
 - $\Delta E < 0$
 - La entalpía de reacción es igual al calor de reacción a presión constante.

3.3. El enlace iónico ...4

- La energía de red o reticular
 - La energía necesaria para separar totalmente a todos los iones de un mol de fórmulas que están en fase sólida.
 - $\text{NaCl}(s) \rightarrow \text{Na}^+(g) + \text{Cl}^-(g)$
 - $\Delta H_{\text{red}} = 788 \text{ kJ/mol}$
 - Depende de las interacciones eléctricas, por lo tanto de la carga de los iones y de la distancia entre ellos en el cristal.

3.3. El enlace iónico ...5

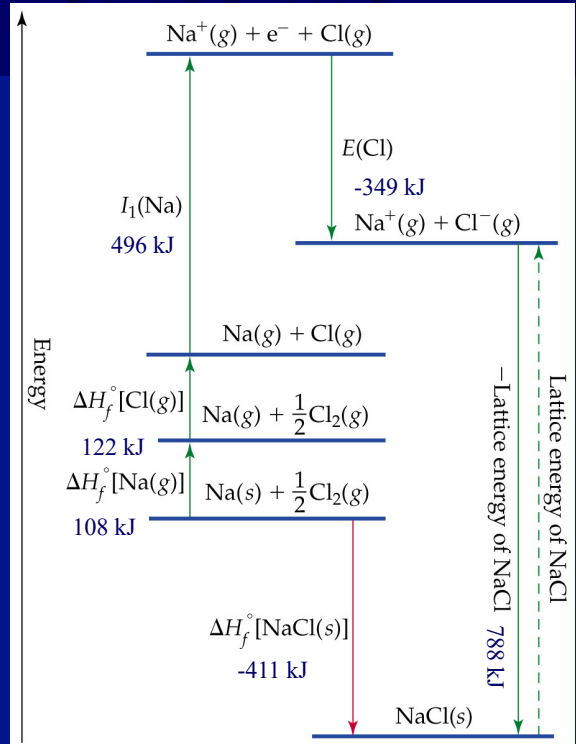
La energía de red de algunos compuestos iónicos

$Q_1 Q_2$

	$\Delta H_{\text{red}} / \text{kJ mol}^{-1}$				
	LiF	1030	MgCl ₂	2326	-2
	LiCl	834	SrCl ₂	2127	
	LiI	730			
	NaF	910	MgO	3795	
	NaCl	788	CaO	3414	-4
	NaBr	732	SrO	3217	
-1	NaI	682			
	KF	808	ScN	7547	-9
	KCl	701			
	KBr	671			
	CsCl	657			
	CsI	600			

3.3. El enlace iónico ...6

- Estimación de la energía reticular
 - Mediciones termodinámicas
 - Mediciones en fase gas



3.3. El enlace iónico ...7

- Las propiedades características de los compuestos iónicos
 - Malos conductores térmicos
 - Baja resistencia mecánica
 - Conductividad eléctrica
 - Muy baja en el sólido
 - Alta en disolución y en la sal fundida
 - Temperatura de fusión alta

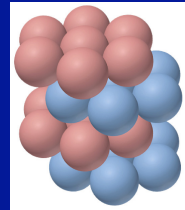
3.4. El enlace metálico

- Las propiedades características de los metales
 - Brillo metálico
 - Buena conductividad térmica
 - Buena conductividad eléctrica
 - Maleables y dúctiles
- Estructura
 - Átomos empaquetados en forma compacta

3.4. El enlace metálico ...2

- El enlace en los metales
 - Los electrones de valencia son insuficientes para formar enlaces covalentes con todos los vecinos.
 - Todos los electrones de valencia están distribuidos de manera uniforme en todo el metal y son atraídos electrostáticamente por los centros positivos (núcleos + electrones internos).

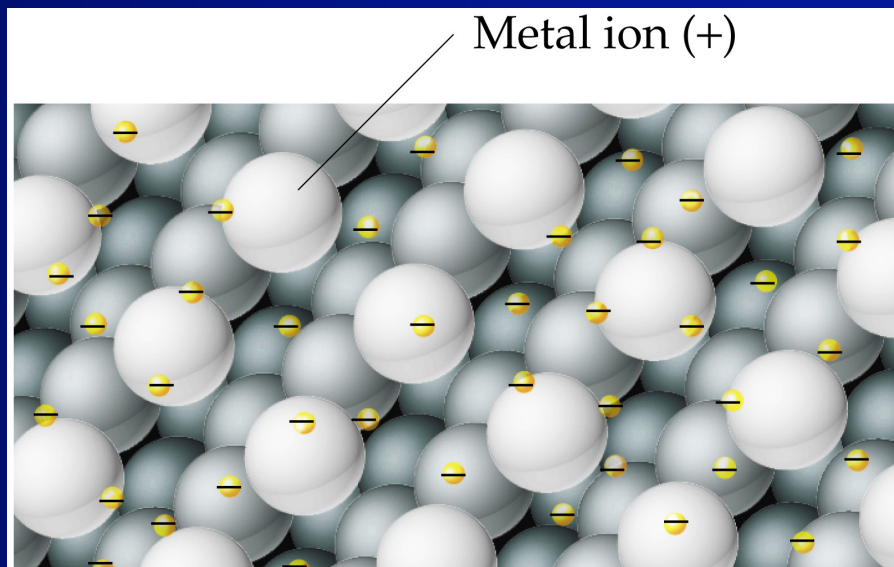
Modelo del "mar de electrones"



3.4. El enlace metálico ...3

Representación del modelo del mar de electrones

centros
positivos
+
electrones
de conducción



3.4. El enlace metálico ...4

- El movimiento de los electrones de valencia (electrones de conducción) es casi libre a lo largo del metal.
 - Alta conductividad eléctrica
 - Desplazamiento en campos eléctricos
 - Alta conductividad térmica
 - Transporte de energía

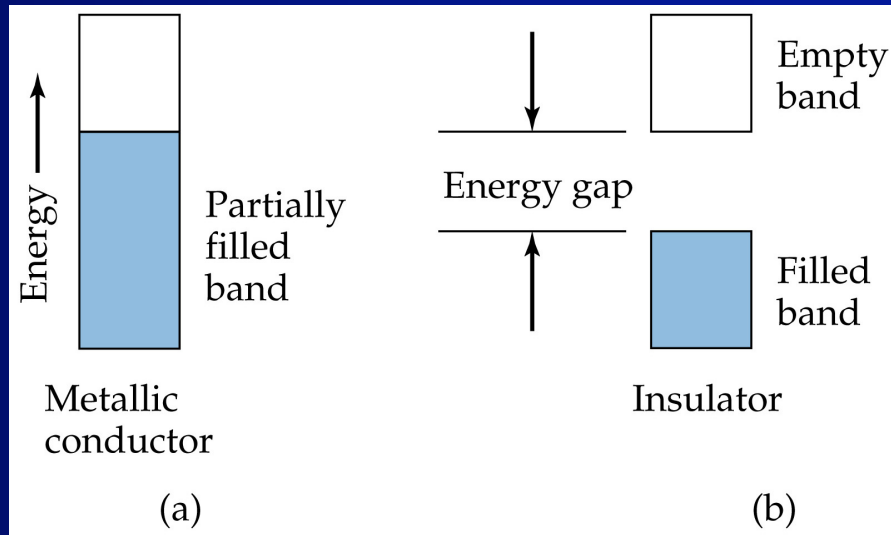
3.4. El enlace metálico ...5

- Alta temperatura de fusión
 - Es máxima alrededor del grupo 6.

grupo	3	4	5	6	7	8	9	10
	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
$T_{\text{fus}} / \text{K}$	1821	1933	2163	2130	1518	1808	1768	1726
	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
$T_{\text{fus}} / \text{K}$	1796	2125	2741	2890	2445	2583	2239	1875
	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
$T_{\text{fus}} / \text{K}$	1193	2495		3683	3453	3318	2683	2045

3.4. El enlace metálico ...6

■ Conductores y aislantes

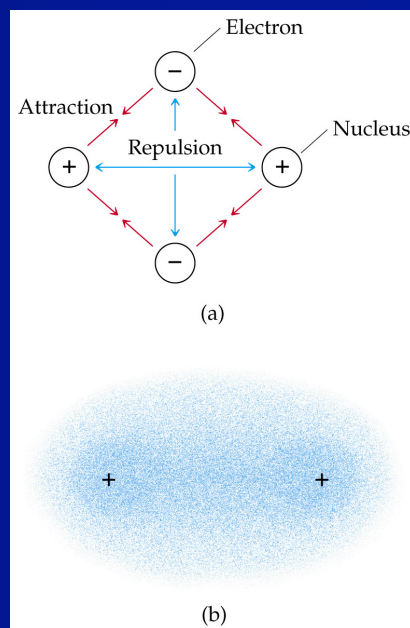
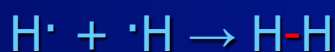


3.5. El enlace covalente

- La estructura de los **compuestos moleculares** está estabilizada por **enlaces covalentes**.
- GN Lewis propuso que un átomo puede alcanzar la configuración electrónica de un gas noble compartiendo electrones con otros átomos de la molécula (**Regla del octeto**).

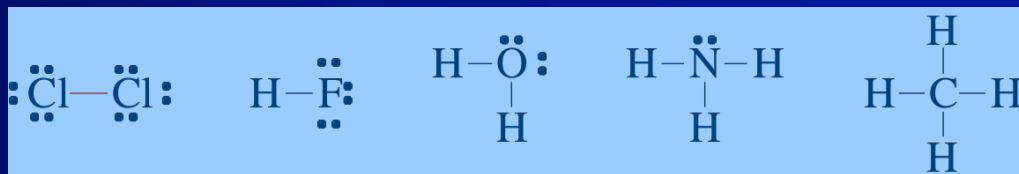
3.5. El enlace covalente ...2

- Un **enlace covalente** se forma cuando dos átomos **comparten un par de electrones**.



3.5. El enlace covalente ...3

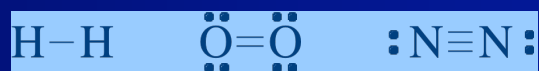
- El número de enlaces covalentes que puede formar un átomo depende del número de electrones de valencia que posee, y principalmente de los que están desapareados.



3.5. El enlace covalente ...4

■ Los enlaces múltiples

- Cuando dos átomos comparten más de un par de electrones, el enlace es múltiple (doble, triple, ...).



- La distancia de enlace decrece al aumentar el orden del enlace.

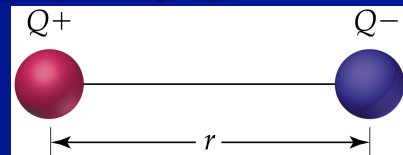
3.5. El enlace covalente ...5

Distancias de enlace típicas

enlace	distancia de enlace / Å	enlace	distancia de enlace / Å
C-C	1.54	N-N	1.47
C=C	1.34	N=N	1.24
C≡C	1.20	N≡N	1.10
C-O	1.43	C-N	1.43
C=O	1.23	C=N	1.38
C≡O	1.13	C≡N	1.16
O-O	1.48	N-O	1.36
O=O	1.21	N=O	1.22

3.6. La electronegatividad y la polaridad del enlace

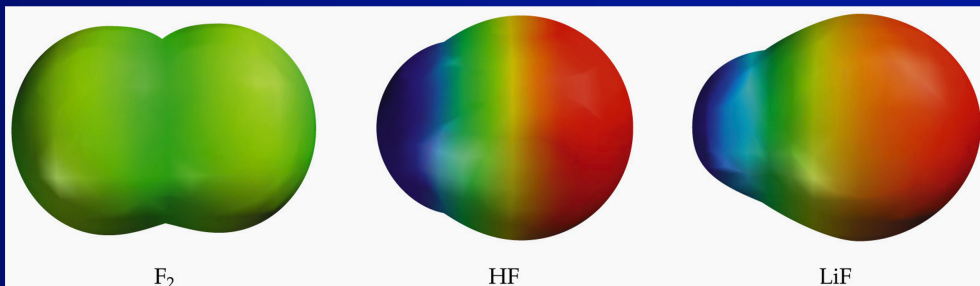
- La polaridad del enlace
 - Cuando dos **átomos iguales** forman un enlace covalente, el par de electrones se comparte **equitativamente**.
 - Cuando los **átomos** son **diferentes**, alguno tendrá electrones en **exceso** y el otro quedará **deficiente**.
 - A este **desbalance** se le denomina la **polaridad del enlace**.



3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...2

- El caso extremo ocurre en un **compuesto iónico**, en donde no se comparten electrones. En el caso iónico, hay una **transferencia de electrones de un átomo a otro**.

Potencial eléctrico:
Azul: positivo o deficiente
Verde: neutro
Rojo: negativo o exceso



Enlace covalente no polar

Enlace covalente polar

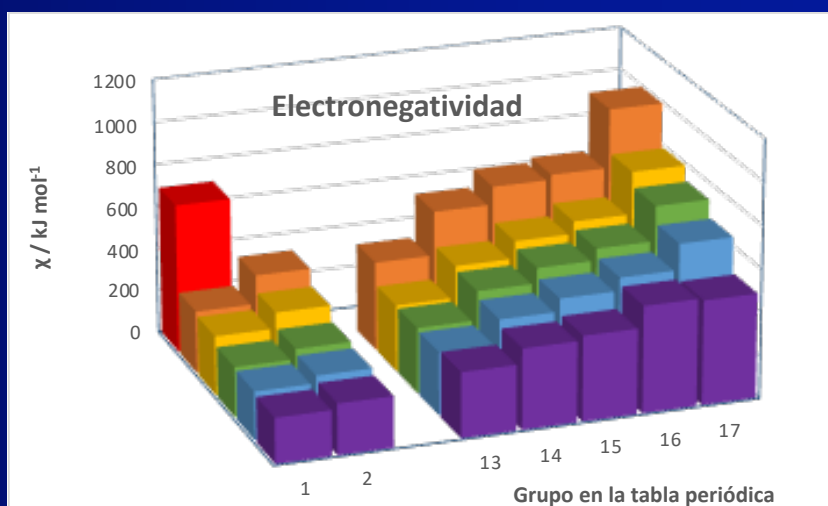
3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...3

- La electronegatividad
 - Es la habilidad de un átomo o grupo para atraer a los electrones de un enlace.
 - L Pauling propuso una escala basada en la energía de rompimiento del enlace.
 - R Mulliken la relacionó con la energía de ionización y la afinidad electrónica:

$$\frac{1}{2} (I - A).$$

3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...4

- La tendencia de la electronegatividad

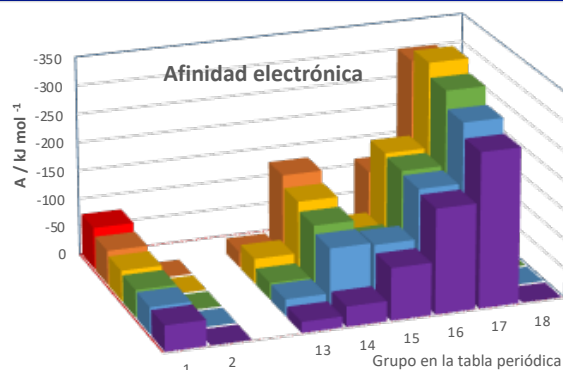
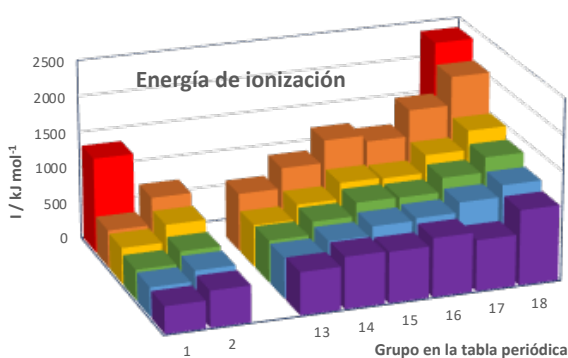


sin el grupo 18

3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...5

- Las tendencias en la energía de ionización y en la afinidad electrónica

$$\chi = \frac{1}{2} (I - A)$$



3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...6

- La electronegatividad de Pauling

sin el grupo 18

escala adimensional

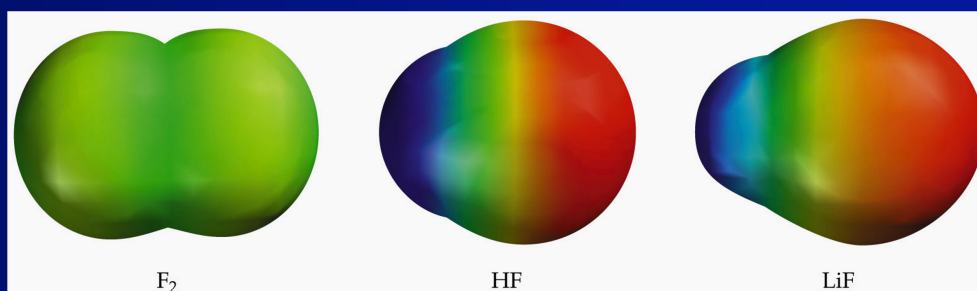
	1	2		13	14	15	16	17
	H 2.1							
	Li 1.0	Be 1.5		B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
	Na 0.9	Mg 1.2		Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
	K 0.8	Ca 1.0		Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
	Rb 0.8	Sr 1.0		In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
	Cs 0.7	Ba 0.9		Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...7

- El efecto de la electronegatividad en polaridad del enlace
 - En un enlace con átomos iguales, ambos tienen la misma electronegatividad y el enlace es no polar.
 - En un enlace con átomos diferentes, el más electronegativo tendrá un exceso de electrones y el otro quedará deficiente (se formará un dipolo eléctrico).

3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...8

- Al aumentar la diferencia en la electronegatividad de los átomos de un enlace, aumenta la polaridad de éste.



elemento	F	H	Li
electronegatividad	4.0	2.1	1.0

3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...9

- El exceso y la deficiencia de carga en un enlace, debido a la diferencia de la electronegatividad, se asocia con cargas pequeñas, menores a la carga de un electrón (cargas parciales δ).



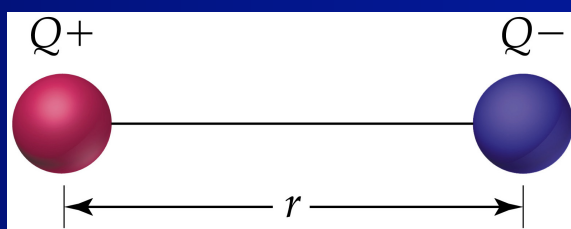
3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...10

- El momento dipolar
 - Cuando el centro de carga positivo y el negativo no coinciden, se dice que la molécula es polar.
 - La polaridad determina el comportamiento macroscópico de los compuestos.
 - Las moléculas polares interaccionan con otras moléculas polares y con iones.



3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...11

- Se forma un dipolo eléctrico cuando dos cargas opuestas de la misma magnitud están separadas por una distancia fija.
- Una medida de la intensidad de un dipolo es su momento dipolar (vector): $\mu = Q r$.
- Un Debye (D) equivale a 3.34×10^{-30} C m.



3.6. Electronegatividad y polaridad del enlace ...12

- La diferencia en la electronegatividad tiene el mayor impacto en la polaridad de una molécula.

	Distancia de enlace /Å	Diferencia de electronegatividad	Momento dipolar /D
HF	0.92	1.9	1.82
HCl	1.27	0.9	1.08
HBr	1.41	0.7	0.82
HI	1.61	0.4	0.44

3.7. La estructura de Lewis

La estructura de Lewis ayuda a comprender el enlace presente en muchos compuestos.

CO₂

$N_v=16$

O - C - O

- Generación de la estructura de Lewis
 1. **Obtenga el número total de electrones de valencia de todos los átomos** (tome en cuenta la carga de la especie).
 2. **Escriba los símbolos de los átomos y conecte aquellos que están enlazados al átomo central con un enlace sencillo** (en muchos casos el átomo central se escribe al inicio).

3.7. La estructura de Lewis ...2

: $\ddot{\text{O}}$ - C - $\ddot{\text{O}}$:

: $\ddot{\text{O}}$ - C - $\ddot{\text{O}}$:

: $\ddot{\text{O}}$ = C = $\ddot{\text{O}}$:

: $\ddot{\text{O}}$ - C \equiv O:

3. **Complete la capa de valencia de los átomos unidos al central** (el hidrógeno sólo puede tener dos, los otros ocho).
4. **Coloque los electrones sobrantes al átomo central** (incluso si se excede el octeto).
5. **Si no hay electrones suficientes para completar el octeto del átomo central, intente con enlaces múltiples.**

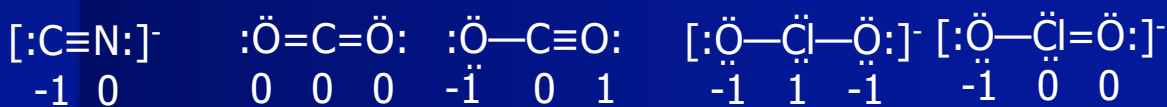
Ejercicio: Escriba la estructura de Lewis para las moléculas PCl₃, CH₂Cl₂, HCN, NO⁺, BrO₃⁻, ClO₂⁻, PO₄³⁻ y C₂H₄.

3.7. La estructura de Lewis ...3

- La carga formal
 - La carga formal es la carga que tendría un átomo en una molécula si todos los pares de electrones se compartieran equitativamente (no es real).
 1. Los electrones no compartidos de un átomo se le asignan a él.
 2. Los electrones de enlace se reparten equitativamente entre los átomos enlazados.

3.7. La estructura de Lewis ...4

- Cuando existan varias estructuras de Lewis posibles, normalmente la más factible es aquella con:
 - las cargas formales más pequeñas;
 - las cargas negativas localizadas en los átomos más electronegativos.

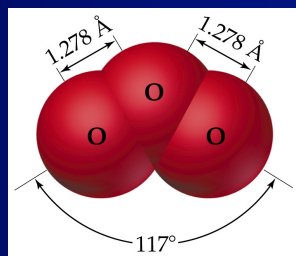
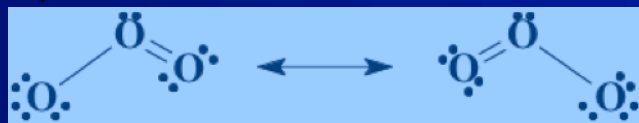


Ejercicio: Obtenga la carga formal de los átomos en cada uno de las moléculas siguientes: HCN, NO⁺, H₃O⁺, BrO₃⁻ y PO₄³⁻.

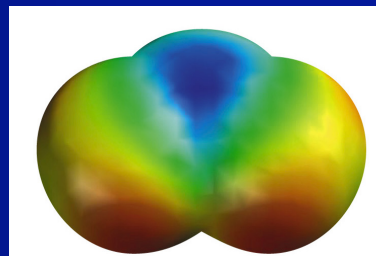
3.7. La estructura de Lewis ...5

- Las estructuras resonantes
 - Cuando una molécula presenta varias estructuras de Lewis equivalentes, se dice que tiene estructuras de resonancia.

Orden de enlace promedio: $\frac{3}{2}$



$d(\text{O}-\text{O}) = 1.48 \text{ \AA}$
 $d(\text{O}=\text{O}) = 1.21 \text{ \AA}$



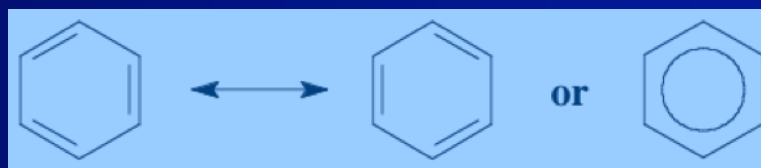
3.7. La estructura de Lewis ...6

- La distribución real de los electrones en la molécula es una mezcla de sus estructuras de resonancia.

Ejercicio: Escriba las estructuras de resonancia del NO_3^- y del NO_2^- .

Ejercicio: ¿Cuál especie tiene con enlaces S—O más cortos, SO_3 o SO_3^{2-} ?

Estructuras de resonancia en el benceno (aromaticidad)



3.8. Algunas excepciones a la regla del octeto ...3

- Menos electrones que en el octeto
 - Estos compuestos en muchos casos actúan como especies deficientes de electrones (ácidos de Lewis).
$$\text{BH}_3 + \text{:NH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{B—NH}_3$$
ácido + base → complejo
 - Los ejemplos típicos son los compuestos de boro y algunos compuestos moleculares de berilio.

Ejercicio: Escriba la estructura de Lewis de BH_3 y BF_3 . (Octeto?)

3.8. Algunas excepciones a la regla del octeto ...4

- Más electrones que en el octeto
 - Éste es el caso más común.
 - A partir del tercer período, la siguiente subcapa de orbitales vacíos (*d*) está relativamente cercana en energía.
 - Existen muchas especies estables, moléculas e iones, en donde el átomo central con excede el octeto.

Ejercicio: Escriba la estructura de Lewis de PCl_5 , ICl_4^- , y BrF_3 .

Ejercicio: Compare la estructura de Lewis del ion fosfato con una que si cumpla la regla del octeto.