

academiacesarvallejo.edu.pe

Ciclo

**INTENSIVO
UNI**



— ACADEMIA —
**CÉSAR
VALLEJO**

— ACADEMIA —
**CÉSAR
VALLEJO**

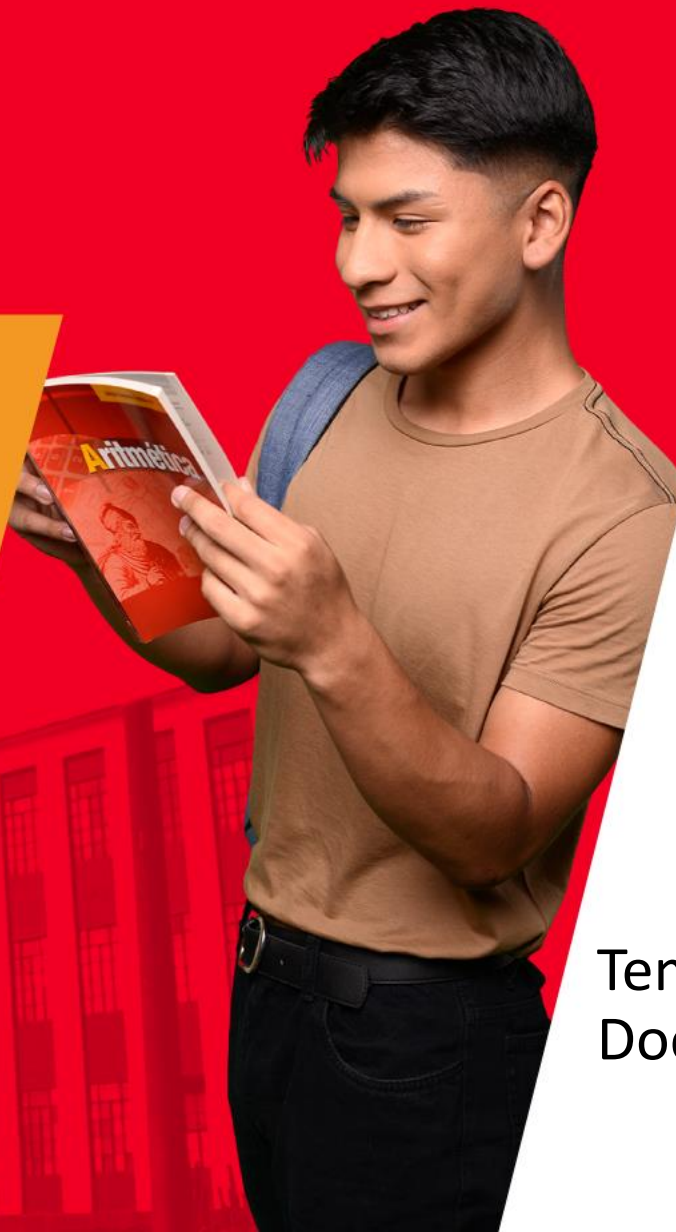
— ACADEMIA —
**CÉSAR
VALLEJO**

— ACADEMIA —
**CÉSAR
VALLEJO**

academiacesarvallejo.edu.pe

Ciclo

**INTENSIVO
UNI**



— ACADEMIA —
**CÉSAR
VALLEJO**

— ACADEMIA —
**CÉSAR
VALLEJO**

QUÍMICA

Tema: Enlace Químico
Docente: Carbajal Camacho Gonzalo

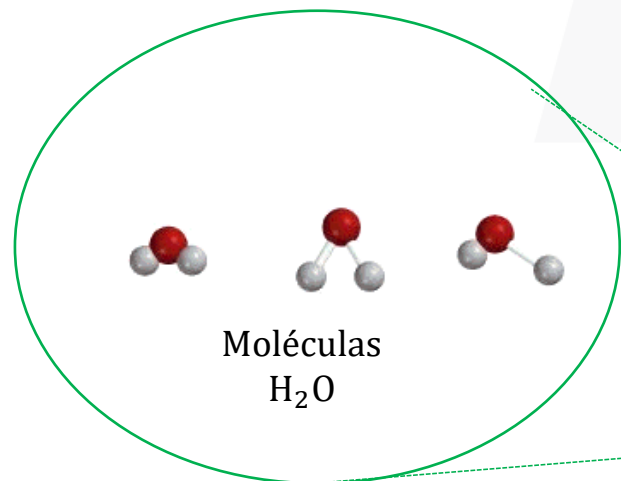
I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

1. **Entender** el concepto de enlace químico, energía de enlace, notación Lewis y la regla del octeto .
2. **Describir** los tipos de enlace químico iónico, metálico y covalente.
3. **Identificar** el tipo de enlace covalente.
4. **Realizar** la estructuras de Lewis.
5. **Determinar** si la especie química presenta estructuras resonantes.

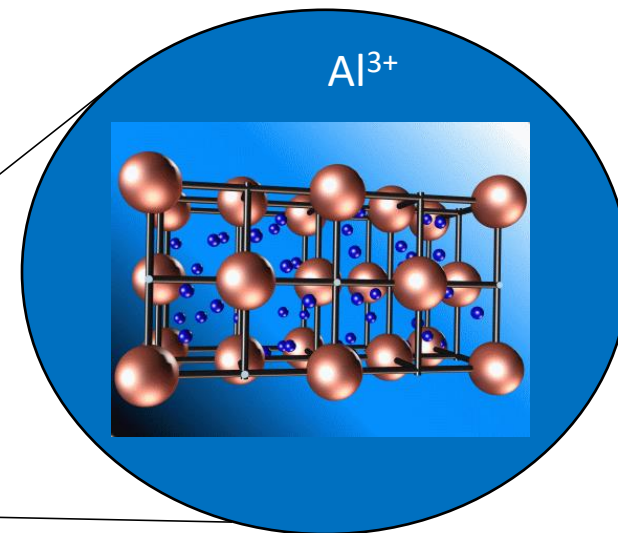
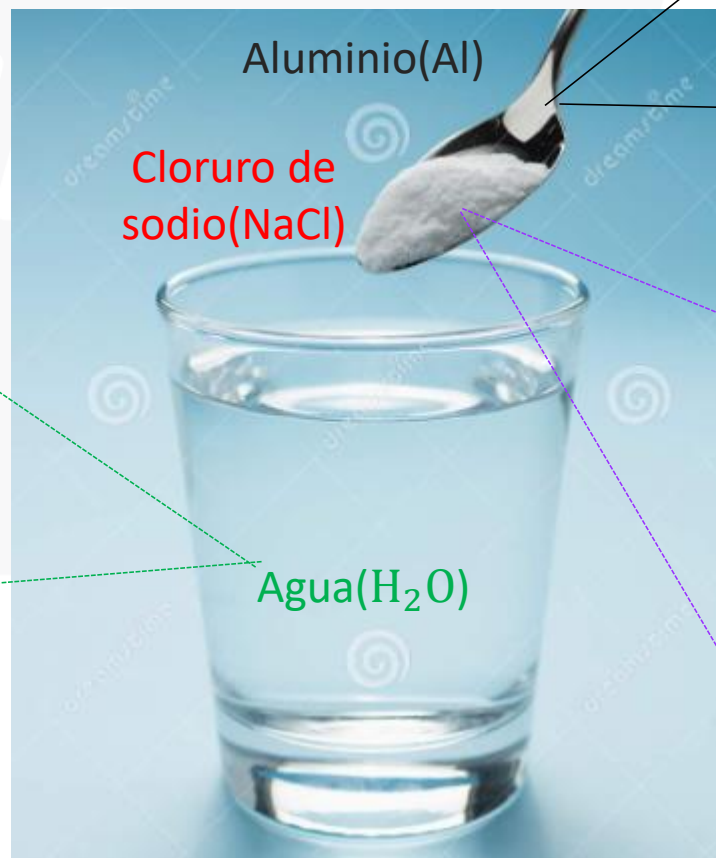
II. INTRODUCCIÓN

En los laboratorios de química y en nuestro entorno los átomos generalmente se encuentra agrupados formando sistemas más estables , veamos a continuación de qué están constituidos el aluminio, el cloruro de sodio y el agua .

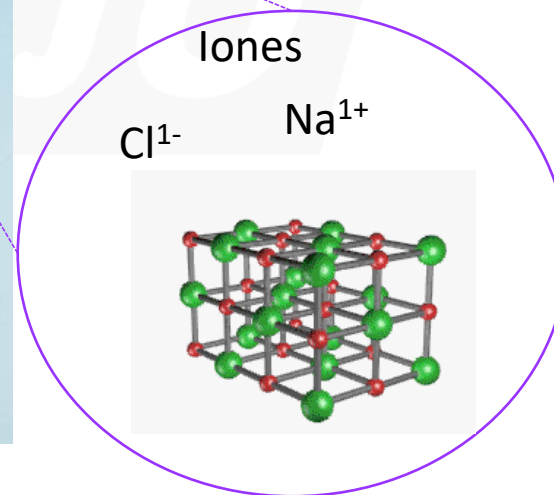


El átomo de oxígeno está unido con dos átomos de hidrógeno

Hierve a 100 °C



Los electrones deslocalizados se mueven por toda la red de iones positivos **Es maleable.**



El ion sodio está unido con el ion cloruro

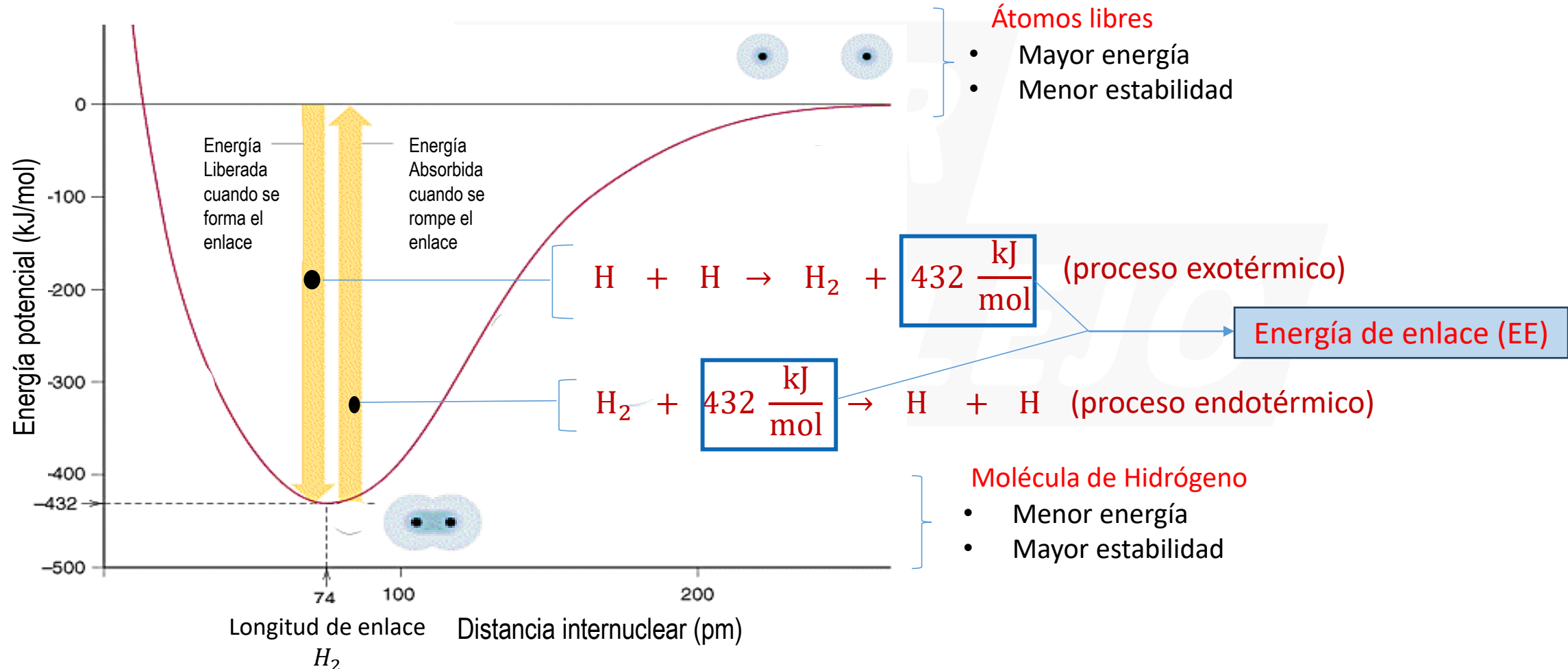
Se funde a 802 °C

III. ENLACE QUÍMICO

3.1. CONCEPTO

Es una fuerza de atracción principalmente de naturaleza eléctrica que se da entre 2 átomos ,los cuales se unen con la finalidad de alcanzar mayor estabilidad (menor energía).

Ejemplo para hidrógeno :Curva de estabilidad de Morse(Variación de la energía potencial(E_p) frente a la distancia internuclear)



3.2. ENERGÍA DE ENLACE (EE)

Es la energía que se libera cuando se forma un mol de enlace químico o la energía necesaria para romper (disociar) un mol de enlace químico.

Ejemplo 1:

Ordenar según la estabilidad a los enlaces.

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
C—C	347
C—H	414
O—H	460
C—O	351

Respuesta: O-H > C-H > C-O > C-C

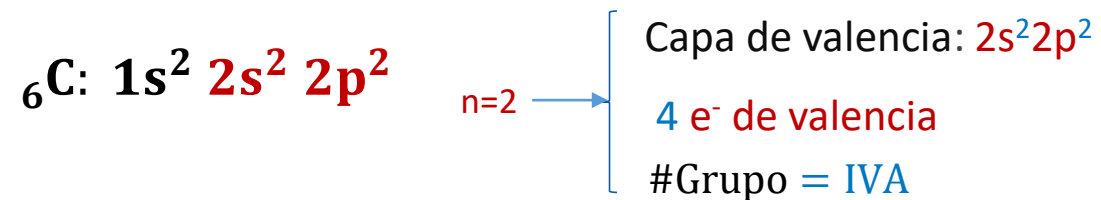
3.3. ELECTRONES DE VALENCIA (e_{val}^-)

Son los electrones distribuidos en la capa de valencia, para **elementos representativos** la capa de valencia corresponde el mayor nivel de energía.

Para elementos representativos (Grupo A)

$$\#Grupo = \#e_{val}^-$$

Ejemplo : para el átomo de carbono (Z=6)



3.4. NOTACIÓN DE LEWIS

Es la representación de los electrones de valencia mediante punto(•), para cada átomo de elementos representativos.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
•Li	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
•Na	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
Metal			No metal				Gas noble

3.5. REGLA DEL OCTETO

Cuando los átomos de los elementos representativos se enlazan, pueden perder, ganar o compartir electrones con la finalidad de tener 8 electrones en la capa de valencia y así tener mayor estabilidad como los gases nobles.

Aplicación 1

Respecto al enlace químico y la energía involucrada:

- I. En la formación de una molécula de hidrógeno (H_2) se absorbe energía.
- II. La formación de un enlace químico es un proceso exotérmico.
- III. La energía de disociación para una molécula, es la requerida o absorbida para que los átomos se disocien.

Son correctas:

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

Resolución 1

Nos piden indicar las proposiciones correctas

Respuesta: I y III

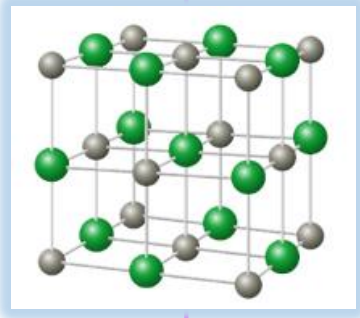
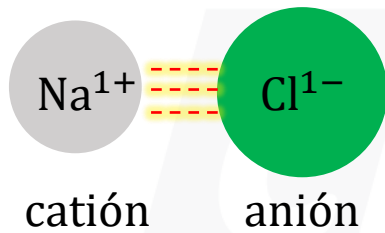
Clave: A

IV. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS

Se analiza la **naturaleza eléctrica** que alcanzan los **átomos enlazados** y resultan tres tipos de enlace.

ENLACE IÓNICO

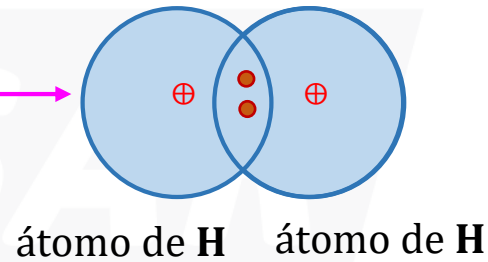
Fuerza Electrostática



Cloruro sódico
 $\text{NaCl}_{(s)}$

ENLACE COVALENTE

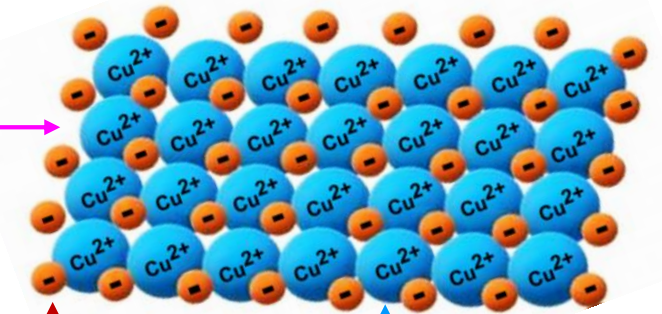
Un par de electrones compartidos



Hidrógeno
molecular $\text{H}_{2(g)}$

ENLACE METÁLICO

Cationes juntos por e_{val}^-



mar electrónico
(electrones de valencia)

cation
de cobre



Cobre
electrolítico $\text{Cu}_{(s)}$

V. ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE

5.1. CONCEPTO

Es la fuerza electrostática que mantiene unidos a los iones (catión y anión) en un compuesto iónico.

Todo compuesto químico se representa por fórmula química (no es necesario indicar la carga eléctrica).

Ejemplo:



5.2. CARACTERÍSTICAS GENERALES

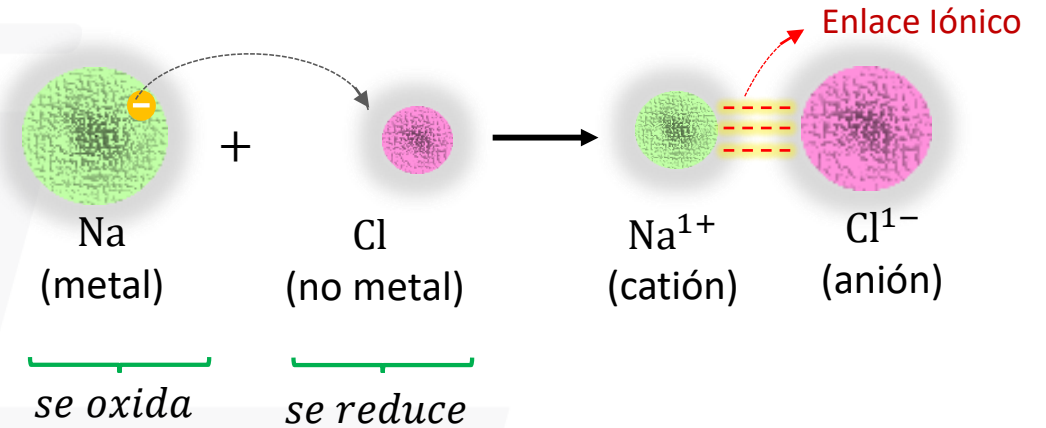
- En general participan metal (pierde e_s^- por tener baja EI y EN) y no metal (gana e_s^- por tener alta AE y EN).
- Se produce principalmente entre un metal (IA y IIA) y no metal (VIA y VII A).
- Pero hay excepciones, es decir, participan metal y no metal pero no es compuesto iónico (no hay iones): BeCl_2 , BeBr_2 , BeI_2 , AlCl_3 , AlBr_3 , AlI_3 etc.

OBSERVACIÓN:

Los compuestos que contienen al ion amonio (NH_4^{+1}) en su estructura como el NH_4Cl , NH_4OH , NH_4NO_3 , etc; son compuestos iónicos.

- En su formación se transfieren 1 o más electrones por unidad fórmula.

Ejemplo:



- En compuestos iónicos binarios, generalmente se cumple:

$$\Delta \text{EN} \geq 1,7$$

Ejemplos:

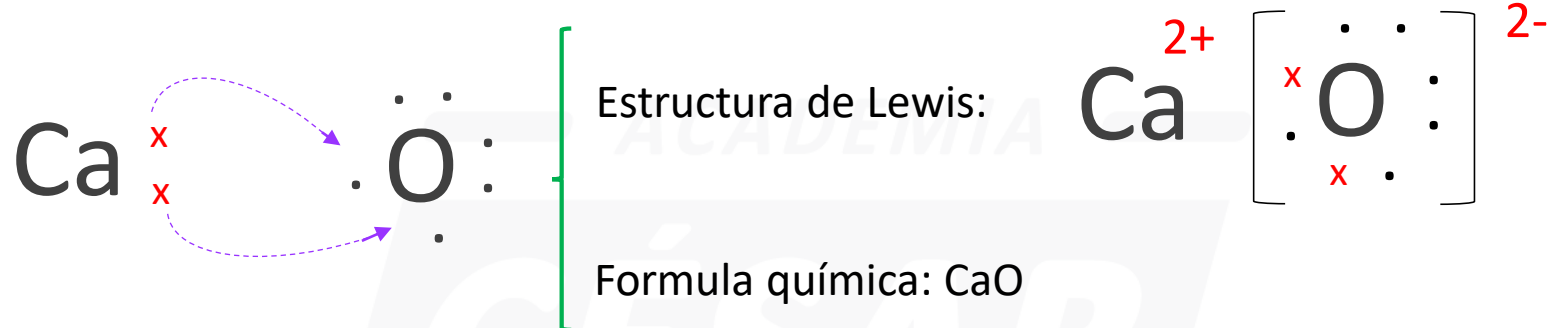
	Na	Cl	O
EN	0,9	3,0	3,5

$$\Delta \text{EN}(\text{NaCl}) = 2,1 > 1,7$$

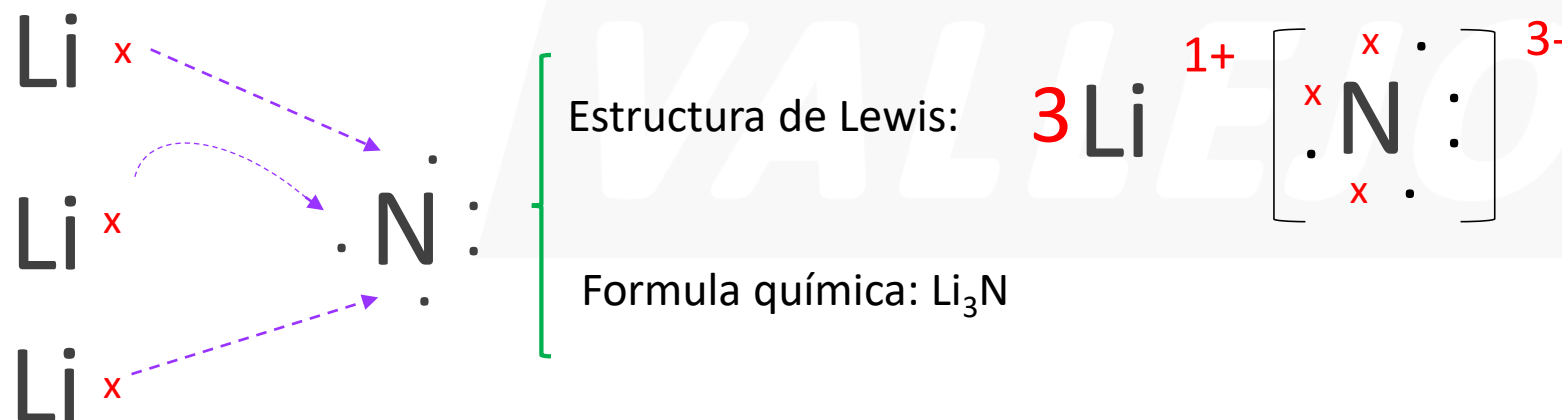
$$\Delta \text{EN}(\text{Na}_2\text{O}) = 2,6 > 1,7$$

5.3. ESTRUCTURA DE LEWIS DE COMPUESTOS IÓNICOS.

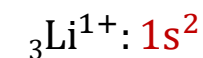
Ejemplo 1: Para el óxido de calcio (CaO).



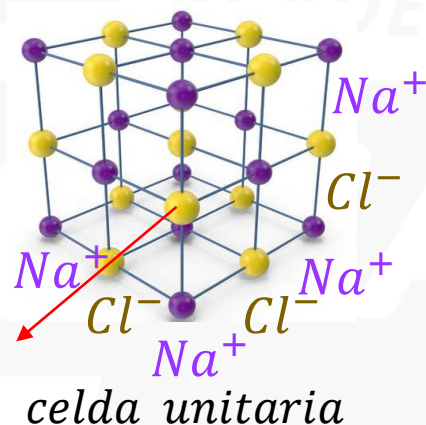
- ✓ Se transfiere dos electrones, por unidad fórmula.
- ✓ Ambos iones adquieren el octeto electrónico (estables)

Ejemplo 2: Para el nitruro de litio (Li_3N).

- ✓ Se transfiere tres electrones, por unidad fórmula.
- ✓ Solo el anión N^{3-} adquiere el octeto electrónico (estable)
- ✓ El catión Li^{1+} : estable

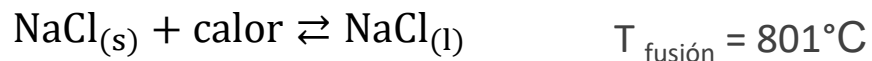
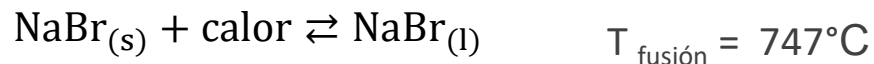


- 
- Diagram illustrating the chemical formula NaCl (sodium chloride) and its physical forms. On the left, a pile of white powder is shown. On the right, two large, clear, cubic crystals are displayed, representing the crystalline structure of sodium chloride.



- Ejemplos: Na^+Cl^- , $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$, etc

- Ejemplos: Para dos compuestos binarios



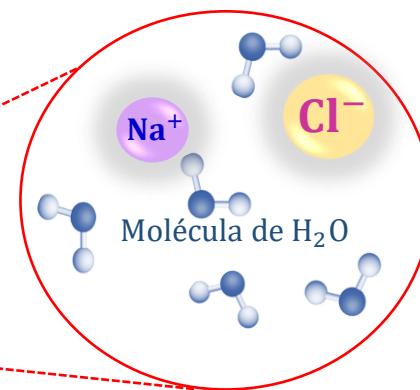
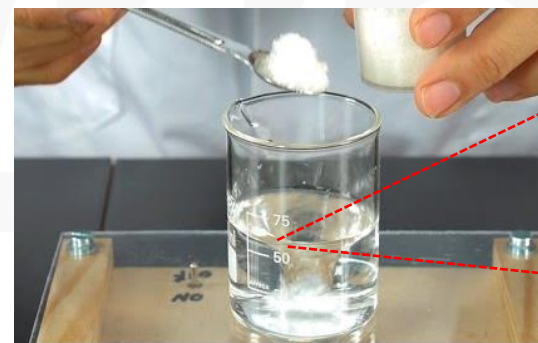
La Energía reticular (U_r) es la energía requerida para disociar un mol de una unidad fórmula.

Se cumple:

$\text{NaCl}_{(s)}$	$T_{\text{fusión}} \uparrow$ 801°C	$U_r \downarrow$ 786KJ/mol
$\text{NaBr}_{(s)}$	747°C	736KJ/mol

$T_{\text{fusión}} \xrightarrow{\text{relación inversa}} \text{Radio}$

- Por lo general son solubles en solventes polares como el agua o etanol.
- En estado sólido son malos conductores eléctricos, pero fundidos o disueltos en agua son conductores eléctricos denominados electrolitos.

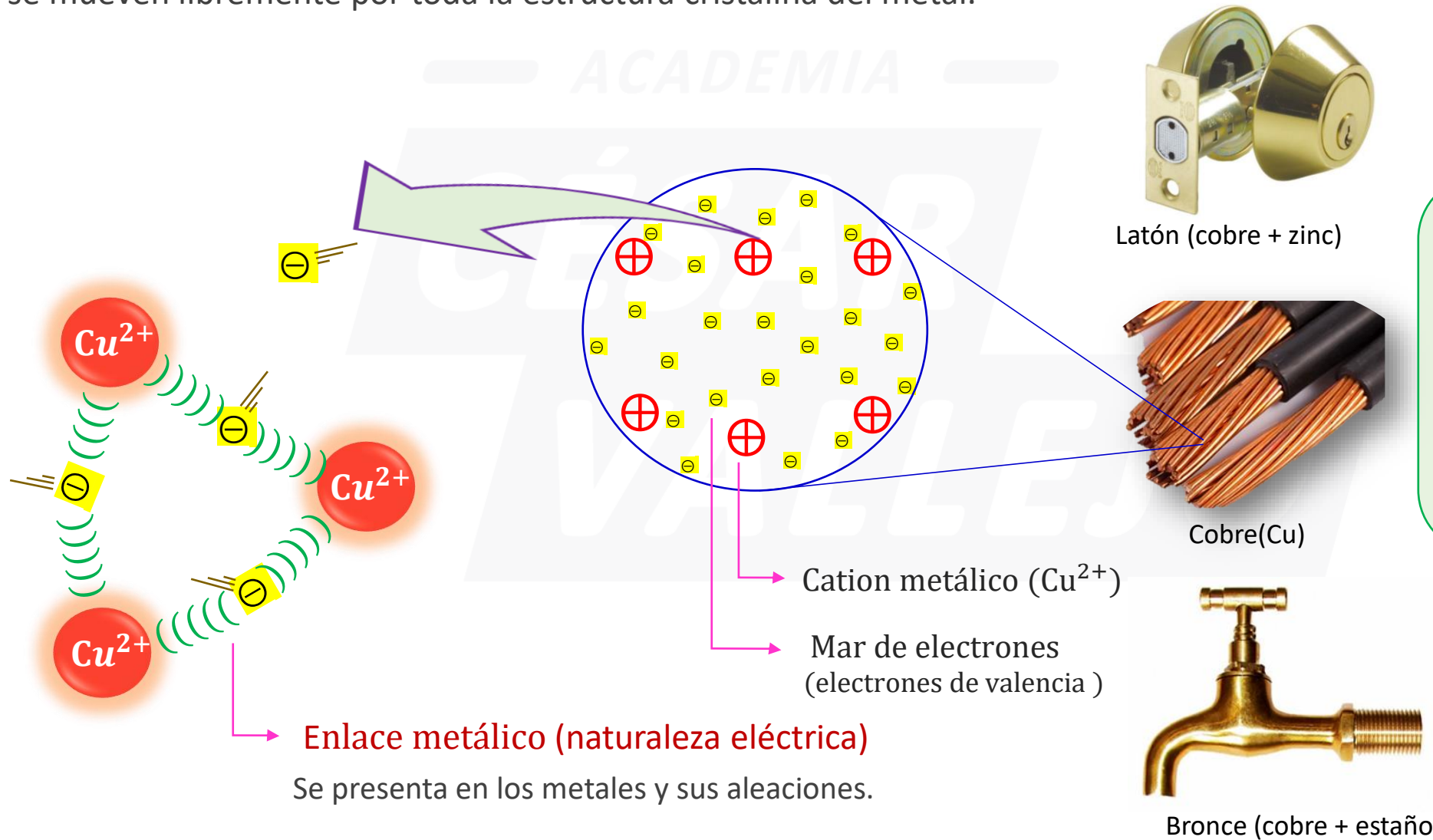


Ejemplos: $\text{NaCl}_{(l)}$ y $\text{NaCl}_{(ac)}$.

VI. ENLACE METÁLICO (Modelo del mar de electrones o gas electrónico)

6.1. CONCEPTO

Es la unión eléctrica que se establece entre los **cationes metálicos** con el **mar de electrones (electrones de valencia)** que se mueven libremente por toda la estructura cristalina del metal.



Los metales y las aleaciones tienen muchas aplicaciones, en nuestra vida diaria. Las propiedades de estos (dependen del enlace metálico).

Los metales son sólidos cristalinos.

5.4. PROPIEDADES FÍSICAS GENERALES DE LOS METALES

Se explican con el modelo del mar de electrones las cinco propiedades.

Brillo metálico.



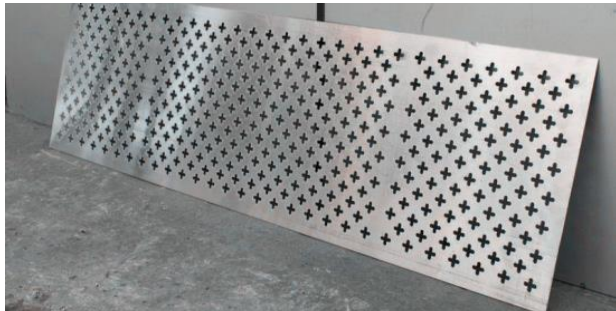
Conductividad calorífica.



Conductividad eléctrica.



Maleabilidad.



Ductilidad.



VII. ENLACE COVALENTE

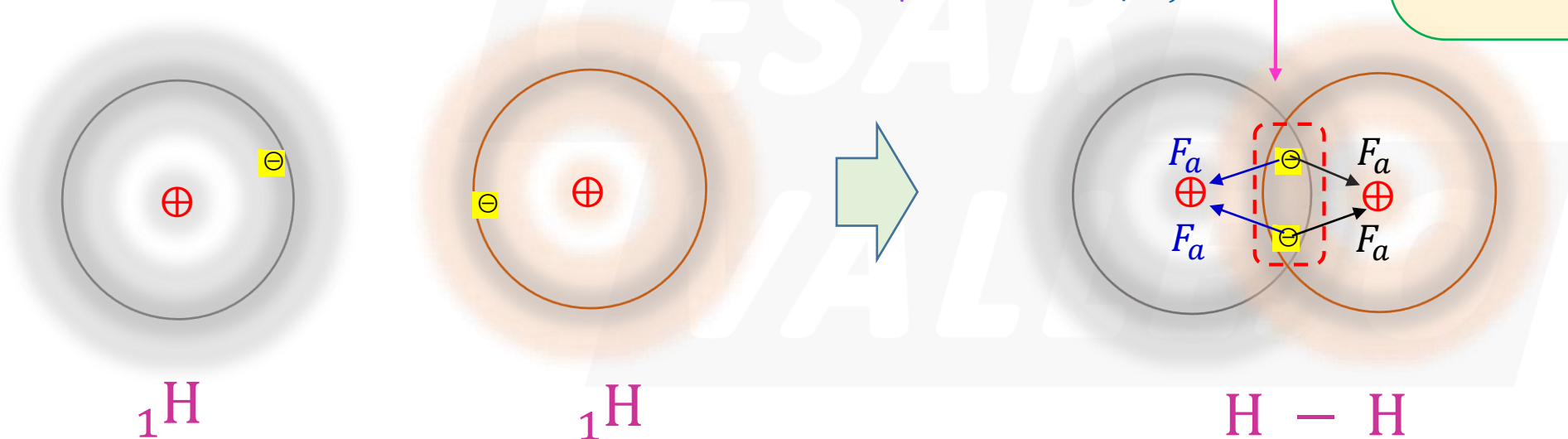
7.1. CONCEPTO

Es aquella fuerza de atracción de naturaleza electromagnética que mantiene unido a dos átomos mediante la compartición de electrones. Generalmente ocurre entre átomos no metálicos.

Gilbert Newton Lewis, físico y químico norteamericano, sugirió en 1916 que los átomos de los elementos no metálicos pueden alcanzar la estructura estable compartiendo pares de electrones.

Ejemplo: La formación de Hidrógeno molecular (H_2)

Par electrónico compartido o par enlazante ($\uparrow\downarrow$)



Las atracciones entre el núcleo y los electrones son mayores que las repulsiones núcleo-núcleo y electrón-electrón, lo que da por resultado una fuerza neta de atracción que mantiene unidos a los átomos.



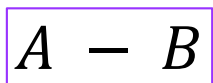
7.2. CLASIFICACIÓN DEL ENLACE COVALENTE

Se establecen **4 criterios** independientes para clasificar a los enlaces covalente.

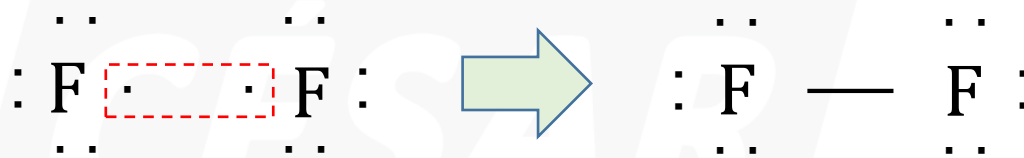
Podemos representar usando la estructura Lewis

7.2.1. SEGÚN LA CANTIDAD DE PARES ELECTRÓNICOS COMPARTIDOS

A. Enlace simple: Entre dos átomos solo se comparten un par electrónico.

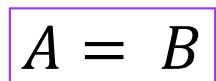


Ejemplo: F_2

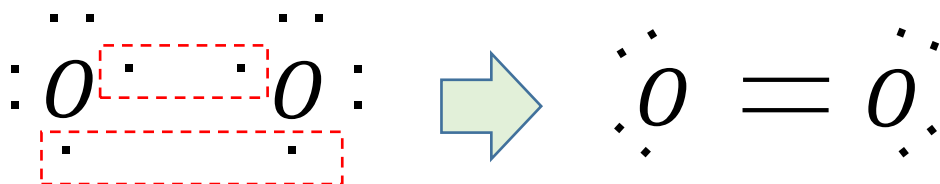


B. Enlace múltiple: Entre dos átomos solo se comparten dos o tres pares electrónicos.

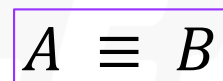
Enlace doble



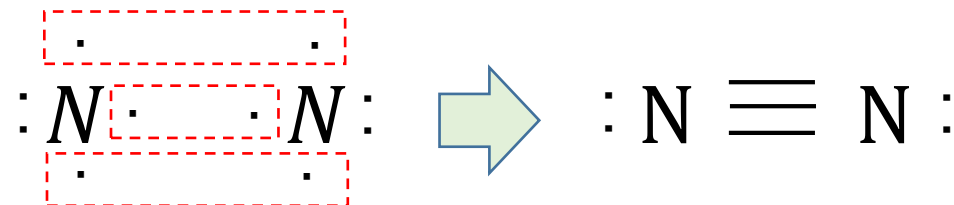
Ejemplo: O_2



Enlace triple



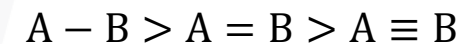
Ejemplo: N_2



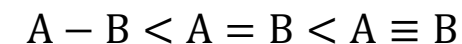
Longitud de enlace es la distancia óptima entre los núcleos, en la que las fuerzas netas de atracción se maximizan y la molécula es más estable.

Considerando la unión entre átomos A y B

Orden de longitud de enlace



Orden de energía de enlace



7.2.2. SEGÚN EL APOORTE DE ELECTRONES PARA FORMAR EL PAR ENLAZANTE

Se tiene el enlace covalente normal y dativo o coordinado.

A. Enlace covalente normal: cada átomo aporta un electrón para formar el par enlazante.



Ejemplo: H_2O



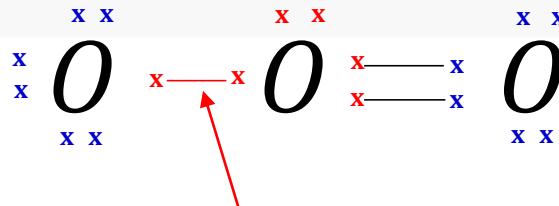
Tiene

- Dos enlaces normales.
- Dos pares libres (electrones no enlazantes)

B. Dativo o coordinado: Solo uno de los dos átomos aporta el par de electrones para formar el par enlazante.



Ejemplo: O_3



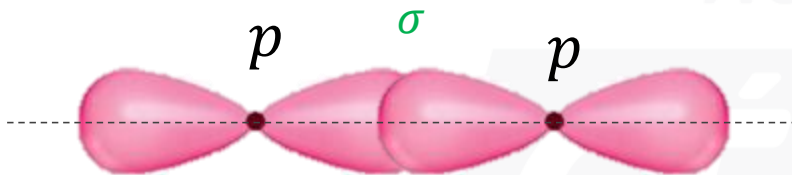
Enlace dativo
o coordinado

Tiene

- Un enlace dativo.
- Dos enlaces normales.
- Seis pares libres

7.2.3. SEGÚN LA SUPERPOSICIÓN O TRASLAPE DE LOS ORBITALES ATÓMICOS

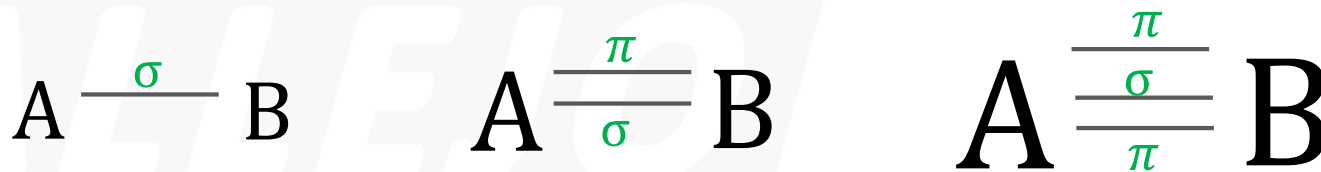
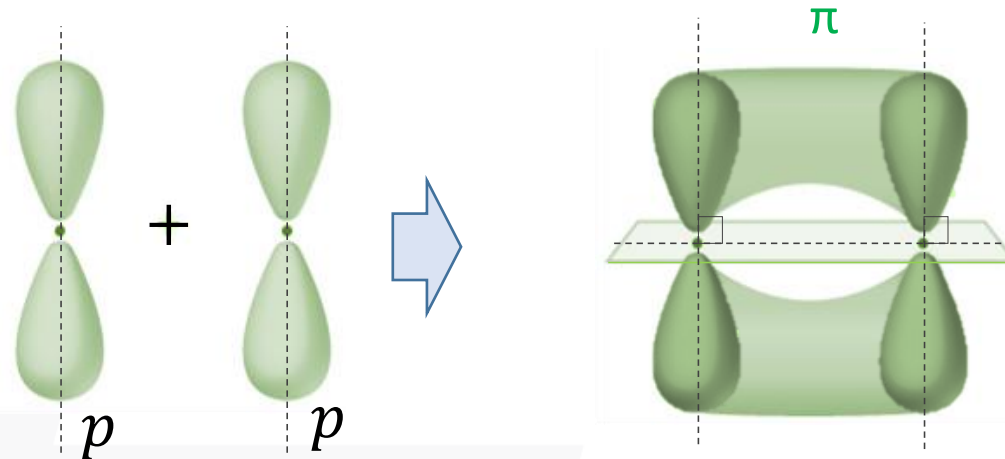
A. Enlace Sigma (σ): Se forma por el traslape frontal de dos orbitales atómicos pertenecientes al mismo eje internuclear.



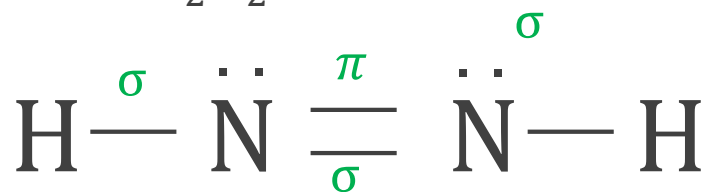
OBS: El enlace sigma es más estable que el enlace Pi.

Ten presente la siguiente regla práctica para reconocer a los enlaces σ y π .

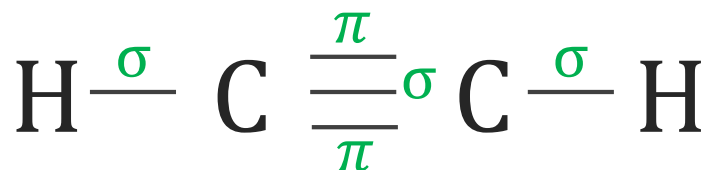
B. Enlace pi (π): Se forma por el traslape lateral o tangencial de dos orbitales atómicos de ejes paralelos.



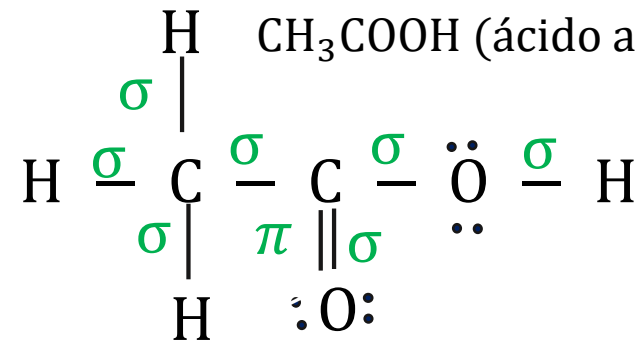
N_2H_2 (Diacina)



C_2H_2 (Acetileno)

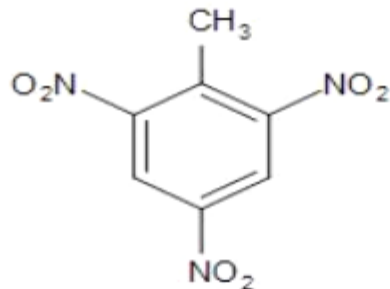


CH_3COOH (ácido acético)



Aplicación 2

El 2,4,6-trinitrotolueno, más conocido como TNT son las siglas de trinitrotolueno, que es un compuesto químico sólido de color amarillo que se utiliza ampliamente como explosivo en aplicaciones militares, industriales y de demolición. Con respecto a su estructura



Indique el número de enlaces sigma y electrones pi respectivamente que posee.

A) 20 y 6 B) 21 y 12 C) 21 y 6 D) 20 y 12 E) 19 y 6

Resolución 2

Nos piden determinar el número de enlaces sigma y electrones pi respectivamente.

Respuesta:

Clave:

7.2.4. SEGÚN LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDADES

A. Enlace apolar o no polar: Es aquel enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividades es igual a cero, la compartición es **equitativa** y el enlace es simétrico en su distribución de cargas. **Ejemplo:** Cl_2



Cuando eso ocurre, el enlace se denomina **no polar, apolar o covalente puro**

B. Enlace polar: Es aquel enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividades es diferente de cero, aquí la compartición es **no equitativa** y el enlace es asimétrico en su distribución de cargas. **Ejemplo:** HCl



$$\begin{aligned} EN(\text{Cl}) - EN(\text{H}) &= 3,0 - 2,1 \\ \Delta EN &= 0,9 \neq 0 \end{aligned}$$

(dipolo)

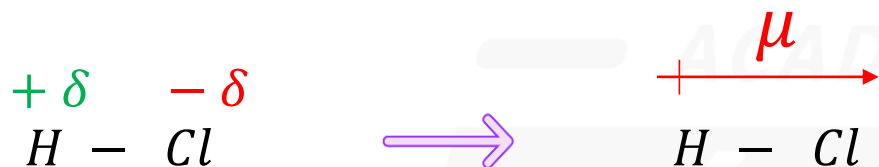
$EN(\text{Cl}) > EN(\text{H})$; esto genera una mayor densidad electrónica cerca del cloro lo que expresamos mediante las cargas parciales.

$\pm\delta$: cargas parciales



MOMENTO DIPOLAR (μ)

Vimos que en el H - Cl hay un desplazamiento de la **densidad electrónica** del H al Cl. Este desplazamiento se simboliza con una flecha cruzada (\rightarrow) denominada **momento dipolar** y se dirige del menos al más electronegativo.



μ : **momento dipolar**, Es la medida cuantitativa del desplazamiento de la densidad electrónica o polaridad del enlace químico dentro de una molécula.

Los momentos dipolares μ se expresan en Debye (D) en honor a Peter Debye (nobel 1936).

$$1D = 3,33 \times 10^{-30} C.m$$



Veamos algunos valores experimentales del momento dipolar de diferentes enlaces:



¡NO OLVIDAR! A mayor momento dipolar mayor polaridad de enlace.

VIII. ESTRUCTURA DE LEWIS PARA SUSTANCIAS COVALENTES (MOLECULARES)

Indica la manera en que los electrones de valencia se comparten y distribuyen en una molécula.

REGLAS:

1. Determinar el **átomo central**, generalmente diferente al oxígeno (O) e hidrógeno (H).
2. Distribuir a los demás elementos de **forma simétrica** (H generalmente a los extremos)
3. Utilizar los electrones de valencia para la formación de los enlaces covalentes
4. Disponga los pares enlazantes convenientemente, utilice enlaces múltiples (doble o triple) si es necesario.
5. Finalmente coloque los pares electrónicos libres.

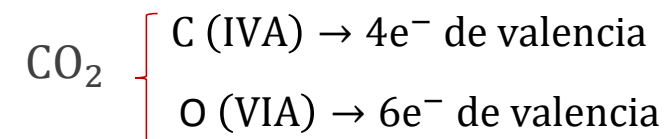
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Metal

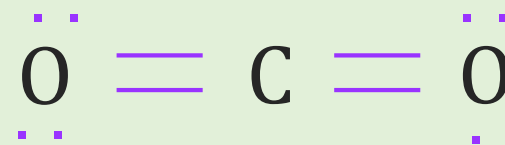
No metal

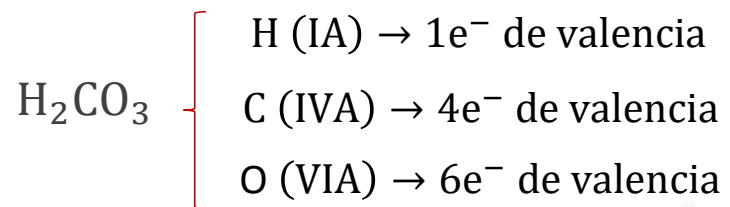
Gas
noble

Ejemplo 1: CO₂

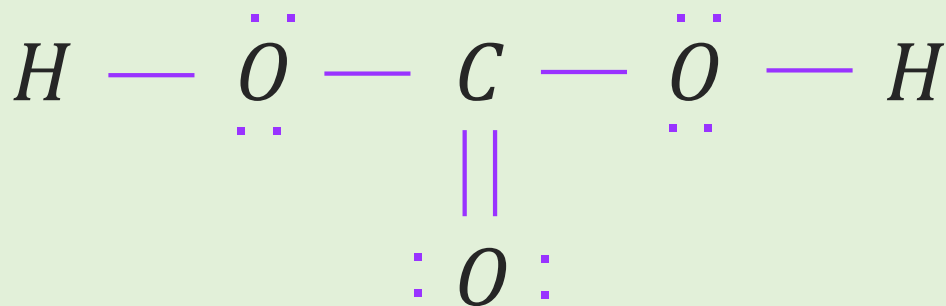
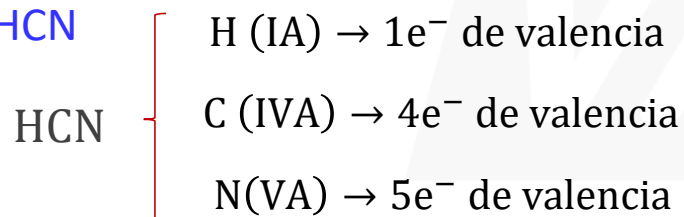


Estructura de Lewis



Ejemplo 2: H_2CO_3 

Estructura de Lewis

Ejemplo 3: HCN 

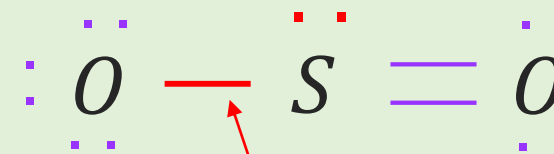
Estructura de Lewis



Ejemplo 4:

S (VIA) $\rightarrow 6e^-$ de valenciaO (VIA) $\rightarrow 6e^-$ de valencia

Estructura de Lewis

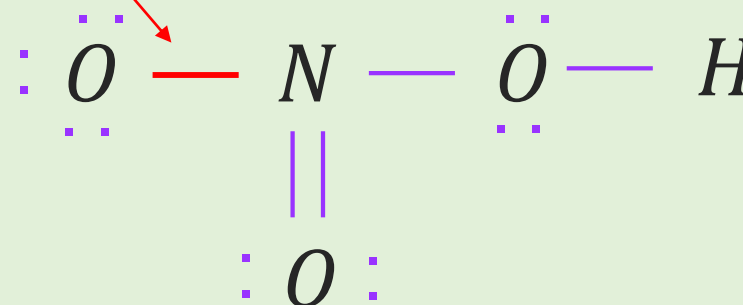


Enlace dativo o coordinado

Ejemplo 5:

H (IA) $\rightarrow 1e^-$ de valenciaN (VA) $\rightarrow 5e^-$ de valenciaO (VIA) $\rightarrow 6e^-$ de valencia

Estructura de Lewis

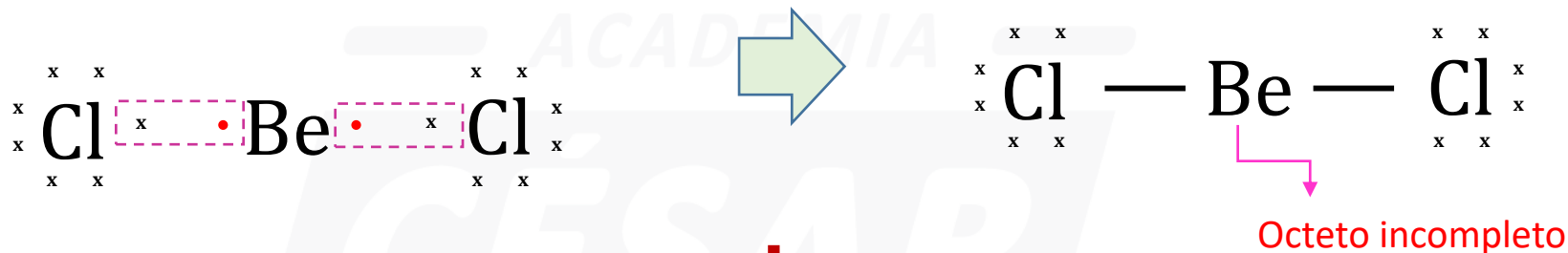
Enlace dativo
o coordinado

IX. ESTRUCTURA DE LEWIS DE MOLÉCULAS CON ANOMALÍAS EN EL OCTETO ELECTRÓNICO

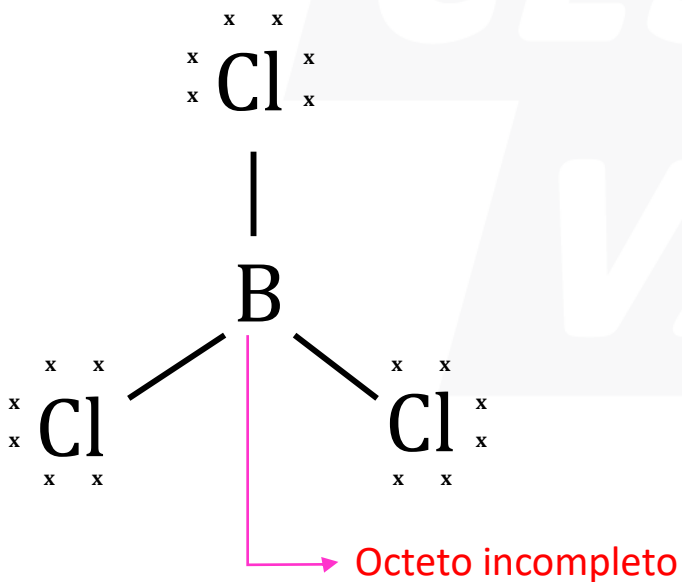
Son varias moléculas estables cuyo átomo central no cumple el octeto electrónico

Ejemplos: BeCl_2 , BCl_3 y PCl_5

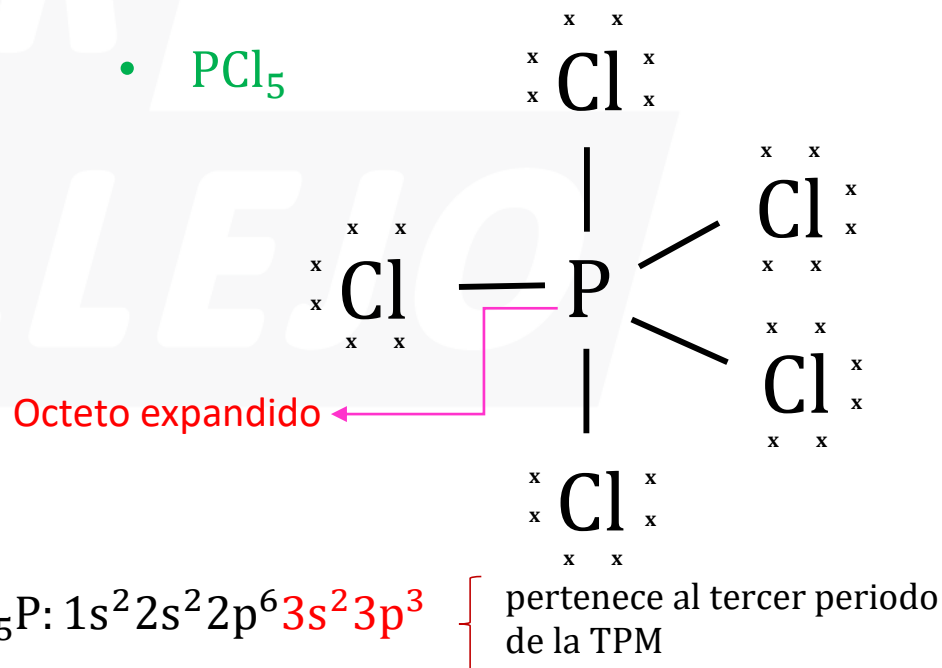
• BeCl_2



• BCl_3



• PCl_5



Ejercicio 1

EXAMEN ADMISIÓN UNI 2014 - II

Indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

Número atómico: Be=4; B=5; Cl=17

- I. Los compuestos BCl_3 y BeCl_2 son excepciones a la regla del octeto.
- II. Los átomos que alcanzan el octeto electrónico al enlazarse con otros átomos son estables.
- III. El octeto electrónico es una característica de inestabilidad de los gases nobles.

- A) VVV
- B) VVF
- C) VFV
- D) FVV
- E) FFV

Resolución 3

Nos piden indicar V o F

Respuesta: VVF

Clave: B

X. TEORÍA DE LA RESONANCIA

Es una forma teórica de explicar la deslocalización de los **electrones pi**, acompañado en algunos casos del par libre de electrones. Esta deslocalización es entorno a los átomos de una molécula o ion poliatómico.

Así por **ejemplo** para la molécula de ozono O_3 :

Se espera que los enlaces sean de diferentes longitudes.

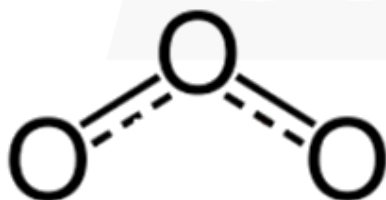


2 estructuras resonantes

Enlace	O – O	O = O
Longitud de enlace (pm)	148	121

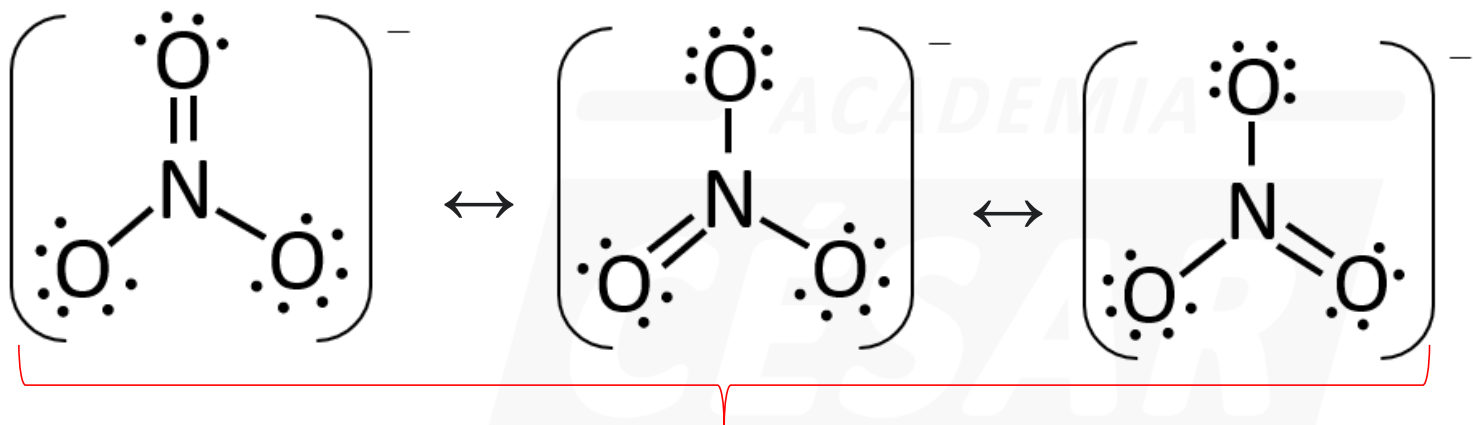
Sin embargo resultados experimentales, muestran que ambos enlaces (O – O), del ozono, son iguales a 128pm.

Un Híbrido de resonancia



- ✓ ninguna estructura resonante existe por si sola. Es decir; no son reales.
- ✓ Tampoco se puede decir que una estructura cambia en todo momento en la otra.
- ✓ **Quien existe realmente es el híbrido de resonancia.**

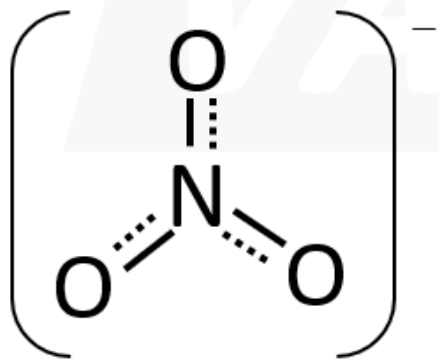
Analicemos ahora al ion nitrato NO_3^{1-}



3 estructuras resonantes

Si bien el enlace doble no existe como tal, su deslocalización ayuda a fortalecer cada enlace N – O, lo que a su vez genera una mayor estabilidad en los enlaces y por ende en la estructura.

Un Híbrido de
resonancia



Por ello a mayor número de estructuras resonantes, mayor estabilidad de la estructura molecular.



Ejercicio 2 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2015 - I

Considere las especies químicas SO_3 y SO_3^{2-} .
¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas respecto a ellas?

- I. Solo SO_3 presenta resonancia.
- II. El SO_3^{2-} presenta los enlaces más cortos.
- III. Una de ellas presenta 3 formas resonantes equivalentes.

Números atómicos: O=8; S=16

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

Resolución 1

Nos piden las proposiciones correctas

Respuesta: I y III

Clave: E

Ejercicio 3

EXAMEN ADMISIÓN UNI 2013- I

Con respecto a los enlaces químicos, indique la alternativa correcta, después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. Las sustancias que presentan enlaces iónicos, en condiciones naturales, siempre se encuentran en estado sólido.

II. La compartición de pares de electrones de valencia, entre átomos que forman enlace, caracteriza al enlace covalente.

III. En el enlace metálico la atracción se produce entre los núcleos cargados negativamente y los electrones deslocalizados.

A) VVV B) VFV C) VFF D) VVF E) FVV

Resolución 3

Nos piden indicar V o F

Respuesta: VVF

Clave: D

XI. GLOSARIO

Aleación, disolución sólida compuesta de dos o más metales, o de un metal o metales con uno o más no metales.

Capa de valencia, la capa electrónica exterior de un átomo que contiene los electrones que participan generalmente en el enlace.

Celda unitaria, unidad fundamental de átomos, moléculas o iones organizados que se repiten en un sólido cristalino.

Compuesto iónico, cualquier compuesto neutro que contenga cationes y aniones.

Compuestos covalentes, compuestos que contienen solo enlaces covalentes.

Disolución, mezcla homogénea de dos o más sustancias.

Electrolito, sustancia que, al disolverse en agua, produce una disolución que puede conducir la electricidad.

Electrones no enlazantes, electrones de valencia que no se involucran en la formación del enlace covalente.

Punto de fusión, temperatura a la cual coexisten en equilibrio las fases sólidas y líquidas.

XII. BIBLIOGRAFÍA

- ❑ Chang, R. y Goldsby, K. (2017). **Química**. Duodécima ed. *Relaciones periódicas entre los elementos*(pp.228 - 260). México. McGraw Hill Interamericana Editores.
- ❑ McMurry, J.E y Fay, R.C (2009). **Química General**. Quinta ed. Enlaces iónicos y química de algunos grupos o familias representativos (pp. 185 - 195). México. Pearson Educación.
- ❑ Brown T. L., H. Eugene L., Bursten B.E., Murphy C.J., Woodward P.M. (2014). **Química, la ciencia central**. decimosegunda ed. *Propiedades periódicas de los elementos* (pp. 254 - 268). México. Pearson Educación.
- ❑ Asociación Fondo de Investigación y Editores, Cristóbal A.Y (2016). **La Guía Científica. Formulario de Matemáticas y Ciencias**. Primera edición. *Química* (pp. 539 - 544). Perú. Lumbresas editores.



— ACADEMIA —

CÉSAR

VALLEJO

GRACIAS

SÍGUENOS:   

academiacesarvallejo.edu.pe