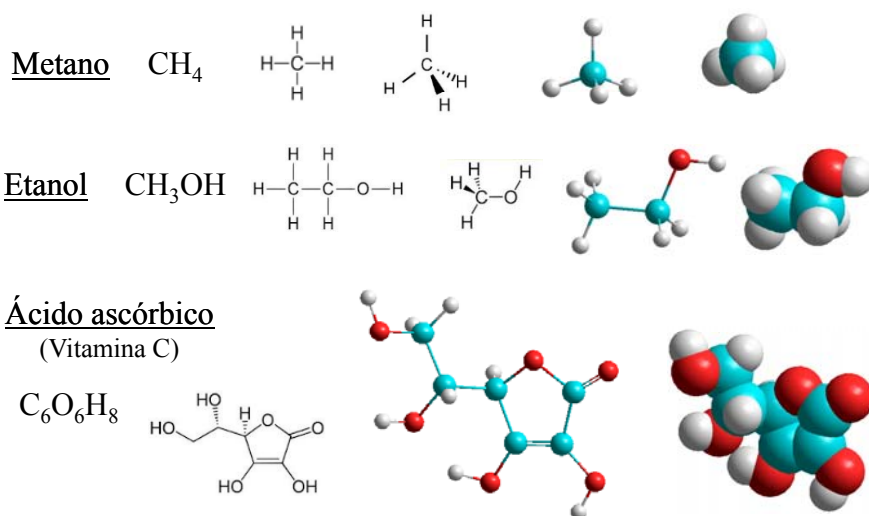


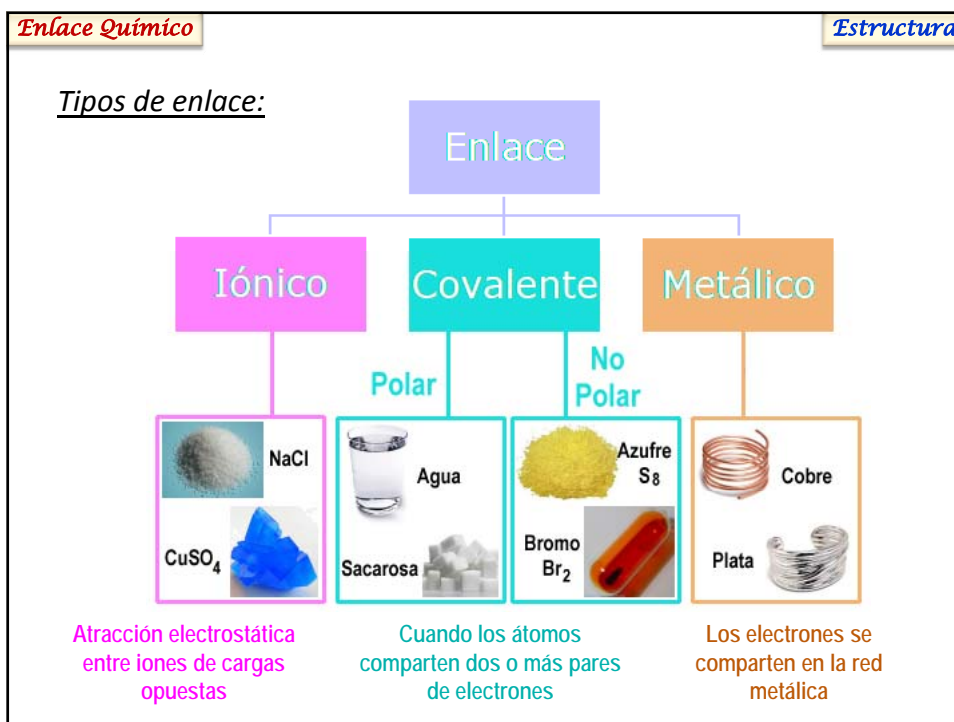
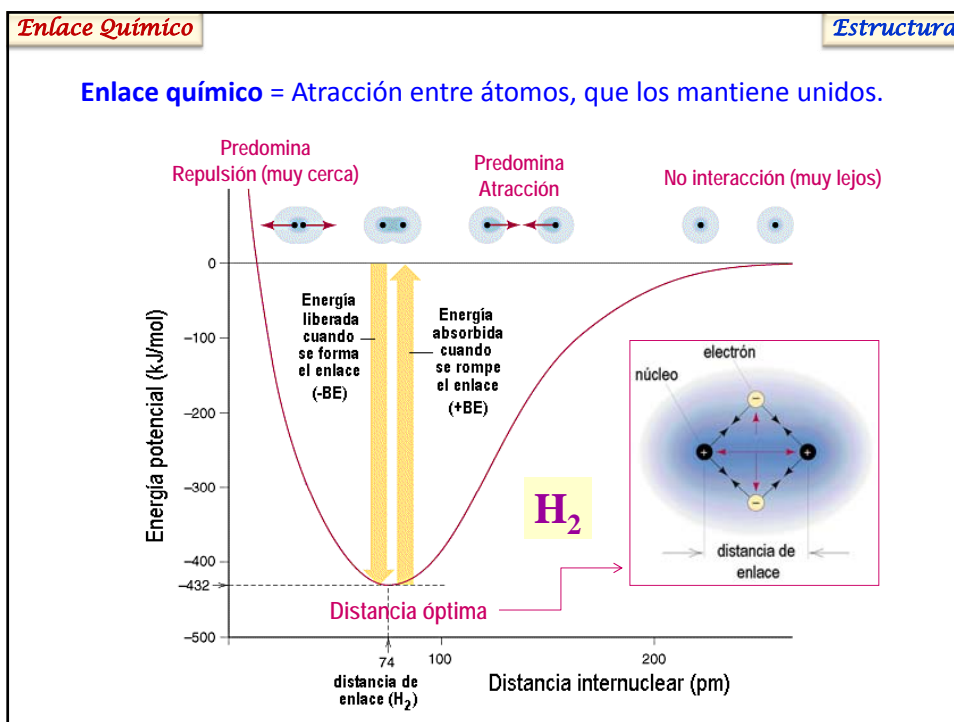
ENLACE QUIMICO Y MOLÉCULAS

- Tipos de enlace
- Enlace iónico
- Enlace metálico
- Enlace covalente
- Símbolos de Lewis y regla del octeto

Compuestos químicos:





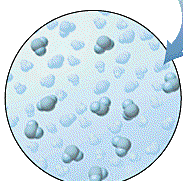
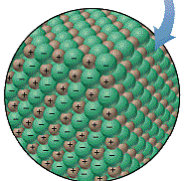
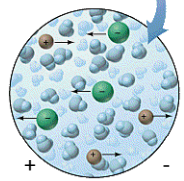
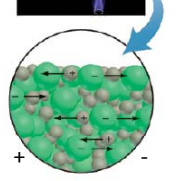
Representaciones





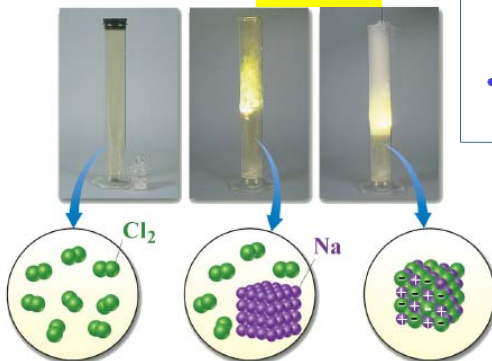
Enlace Químico **Estructura**

Conductividad eléctrica:

			
			
Agua destilada	Compuesto iónico sólido	Compuesto iónico fundido	Compuesto iónico disuelto
No conduce	No conduce	Conduce	Conduce

Enlace Químico **Estructura**

Enlace iónico:



exotérmico

$$\text{Na} \cdot \longrightarrow \text{Na}^+ + 1\text{e}^- \quad \Delta H = +496 \text{ kJ/mol}$$

$$\cdot\text{Cl} \cdot + 1\text{e}^- \longrightarrow :\text{Cl}^- \quad \Delta H = -349 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f = -411 \text{ kJ/mol} \quad \text{+147 kJ/mol}$$

Endotérmico

Cuando los iones están muy alejados entre sí y no pueden interactuar

Cuando los iones están cerca y pueden interactuar se atraen electrostáticamente. Esta atracción mantiene unidos a los iones en la red cristalina.

Energía de red o Energía reticular:
Es la energía necesaria para separar completamente a un mol de compuesto sólido en sus iones gaseosos:

$$\text{NaCl}_{(s)} \longrightarrow \text{Na}_{(g)}^+ + \text{Cl}_{(g)}^- \quad \Delta H_{\text{red}} = +788 \text{ kJ/mol}$$


El proceso inverso (formación del NaCl a partir de sus iones es altamente exotérmico: -788 kJ/mol.

Enlace Químico **Estructura**

Explicando el calor de formación del NaCl:

Ciclo de Born-Haber

$\text{Na}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}$	$\Delta H = +108 \text{ kJ/mol}$	Sublimación
$1/2 \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{Cl}_{(g)}$	$\Delta H = +122 \text{ kJ/mol}$	Atomización
$\text{Na}_{(g)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}^+ + 1e^-$	$\Delta H = +496 \text{ kJ/mol}$	Energía de Ionización
$\text{Cl}_{(g)} + 1e^- \rightarrow \text{Cl}_{(g)}^-$	$\Delta H = -349 \text{ kJ/mol}$	Afinidad electrónica
$\text{Na}_{(g)}^+ + \text{Cl}_{(g)}^- \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$	$\Delta H = -788 \text{ kJ/mol}$	Energía de red

$\text{Na}_{(s)} + 1/2 \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$	$\Delta H = -411 \text{ kJ/mol}$	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">exotérmico</div> 
--	----------------------------------	---

Enlace Químico **Estructura**

Energía de red o energía reticular

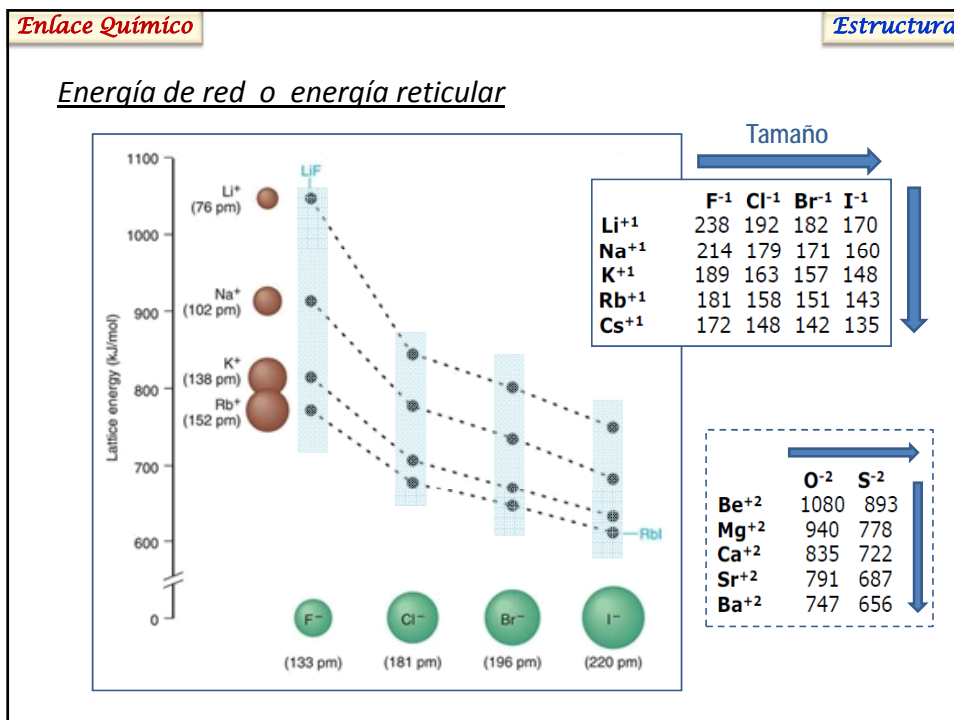
Su magnitud depende de las cargas de los iones, del tamaño de los iones y de su arreglo en el sólido.

$$E_{el} = k_e \frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$

Q1 y Q2: cargas de los iones
d= distancia entre los iones
k_e = 8.99 × 10⁹ Jm/C²

La energía de red aumenta al aumentar la carga de los iones y al disminuir el tamaño de los iones

<u>Compuesto</u>	<u>Energía Reticular (kJ/mol)</u>	
MgO	3938 (Q = +2, -2)	
MgF ₂	2957 (Q = +2, -1)	
LiF	1036 (Q = +1, -1)	} r(F) < r(Cl)
LiCl	853 (Q = +1, -1)	



Enlace Químico **Estructura**

Enlace metálico:

Se da entre átomos metálicos

Todos tienden a perder electrones por su baja energía de ionización (formación de cationes)

Los electrones de valencia están deslocalizados






El modelo más simple para explicar este tipo de enlaces es el conocido como "mar de electrones": los cationes del metal se encuentran dentro de un mar de electrones formado por los electrones de valencia.





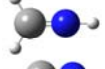
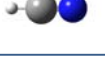
Las atracciones electrostáticas mantienen unidos a los cationes y al mar de electrones, pero éstos son móviles y no pertenecen a ningún catión en particular sino a todo el conjunto.

Electrones de la capa de valencia de los átomos metálicos

cationes

Explica conductividad, ductilidad y maleabilidad

<i>Enlace Químico</i>		<i>Estructura</i>	
<u>Enlace Covalente:</u>		Longitudes de enlace (distancia internuclear)	
Molécula	(pm)	(Å)	
 H ₂	74	0.74	Para enlaces del mismo tipo (simple en el ejemplo) la distancia de enlace o distancia internuclear entre los átomos enlazados aumenta al aumentar el tamaño de los átomos.
 HF	98	0.98	
 HCl	129	1.29	
 HBr	144	1.44	
 HI	163	1.63	

<i>Enlace Químico</i>		<i>Estructura</i>	
<u>Enlace Covalente:</u>		Longitudes de enlace (distancia internuclear)	
Molécula	Enlace	(pm)	(Å)
 CH ₃ CH ₃ (etano)	C-C	154	1.54
 CH ₂ CH ₂ (eteno)	C=C	134	1.34
 CHCH (etino)	C≡C	120	1.20
<hr/>			
 CH ₃ NH ₂ (metilamina)	C-N	145	1.45
 CH ₂ NH (metanimina)	C=N	130	1.30
 CHN (cianuro de hidrógeno)	C≡N	115	1.15

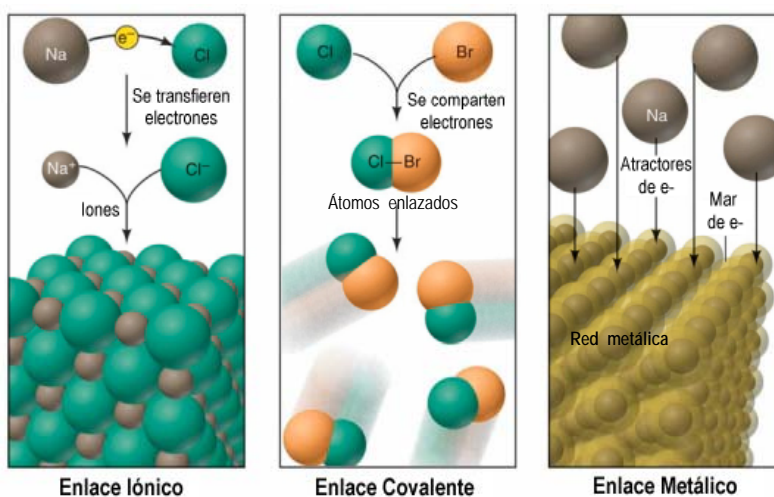
Para enlaces entre átomos del mismo tipo (CC y CN en los ejemplos) la distancia de enlace o distancia internuclear entre los átomos enlazados disminuye en el siguiente orden: **enlace triple < enlace doble < enlace simple**

Enlace Químico		Estructura													
<u>Enlaces Iónico y Covalente:</u>															
Comparación de algunas propiedades generales de un compuesto iónico y un compuestos covalente															
Propiedad	NaCl	CCl ₄													
Apariencia	Sólido blanco	Líquido incoloro													
Punto de fusión (°C)	801	-23													
Calor molar de fusión* (kJ/mol)	30.2	2.5													
Punto de ebullición (°C)	1423	76.5													
Calor molar de vaporización* (kJ/mol)	600	30													
Densidad (g/cm ³)	2.17	1.59													
Solubilidad en agua	Alta	Muy baja													
Conductividad eléctrica															
Sólido	Pobre	Pobre													
Líquido	Buena	Pobre													
* El calor molar de fusión y el calor molar de vaporización son las cantidades de calor requeridas para fundir 1 mol de un sólido y evaporar un mol de líquido, respectivamente.															
Elaborado por RV y MV															
<table border="1"> <thead> <tr> <th>Compuesto</th> <th>P. fusión(°C)</th> <th>P. ebullición (°C)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Cr₂O₃</td> <td>2266</td> <td>4000</td> </tr> <tr> <td>SrF₂</td> <td>1470</td> <td>2489</td> </tr> <tr> <td>CH₃OH</td> <td>-97.8</td> <td>64.7</td> </tr> </tbody> </table>				Compuesto	P. fusión(°C)	P. ebullición (°C)	Cr ₂ O ₃	2266	4000	SrF ₂	1470	2489	CH ₃ OH	-97.8	64.7
Compuesto	P. fusión(°C)	P. ebullición (°C)													
Cr ₂ O ₃	2266	4000													
SrF ₂	1470	2489													
CH ₃ OH	-97.8	64.7													



¿covalente o iónico?

Resumen: Enlaces Iónico, Covalente y Metálico




Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Enlace Químico	<u>Símbolos de Lewis</u>	Estructura
-----------------------	--------------------------	-------------------

Desarrollo un sistema de puntos para representar los electrones de valencia, conocido como : **Diagrama de puntos, símbolo de puntos, estructura de puntos, o estructura de Lewis.**

Recordemos: el número de electrones de valencia para los elementos representativos es igual al número del grupo al que pertenece el elemento (excepto para el He que tiene 2):



Gilbert Newton Lewis
(1875-1946,
norteamericano)

1A									8A
1	2A	3A	4A	5A	6A	7A			2
H									He
3	4	5	6	7	8	9	10		
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		

1A								8A
•H								••He
•Li	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	••Ne••	

Regla del octeto:
los átomos tienden a ganar, compartir, o perder electrones hasta estar rodeados por 8 electrones de valencia (estructura de gases nobles)

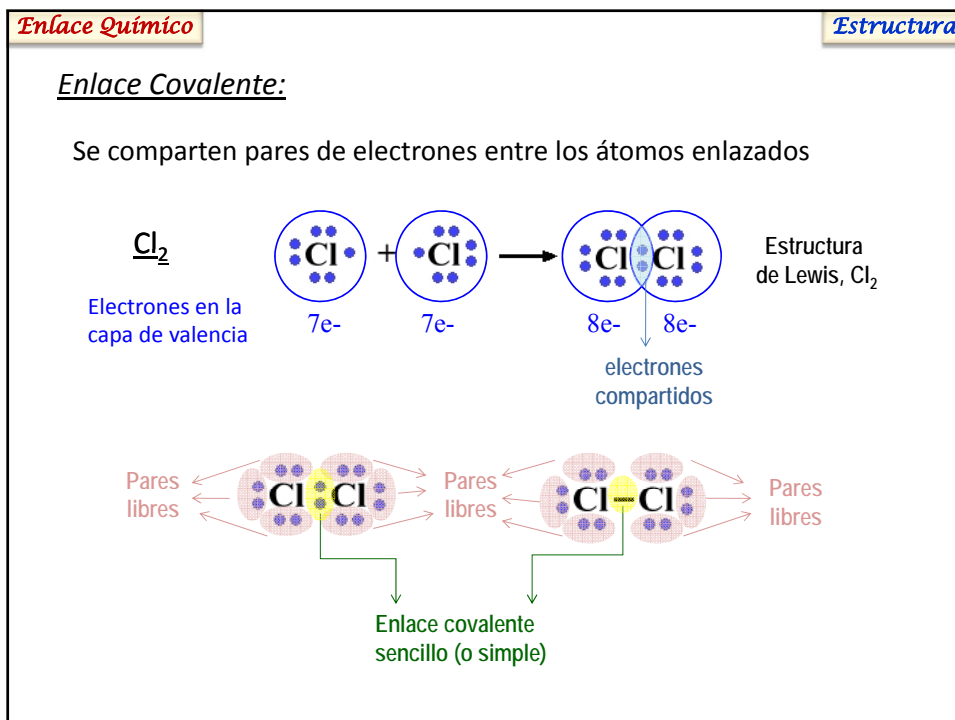
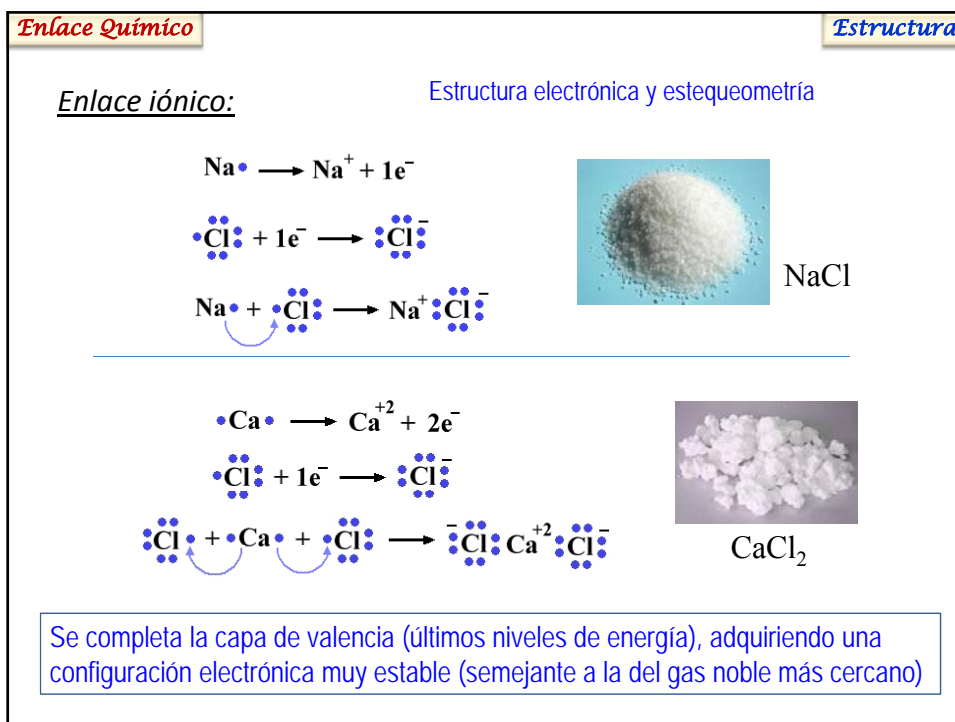
Enlace Químico	Estructura
-----------------------	-------------------

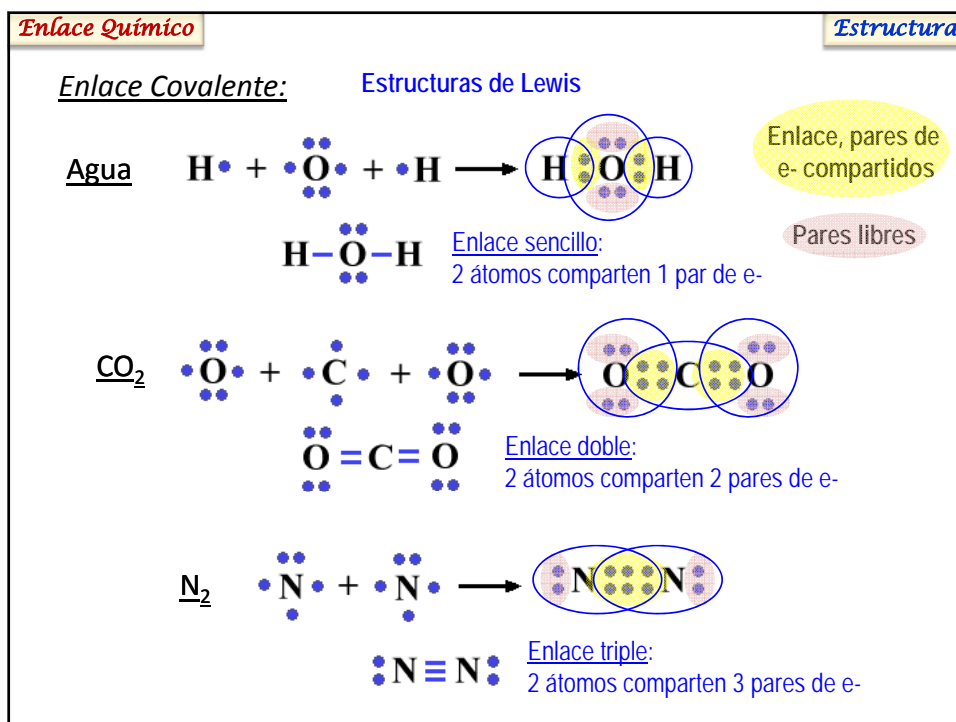
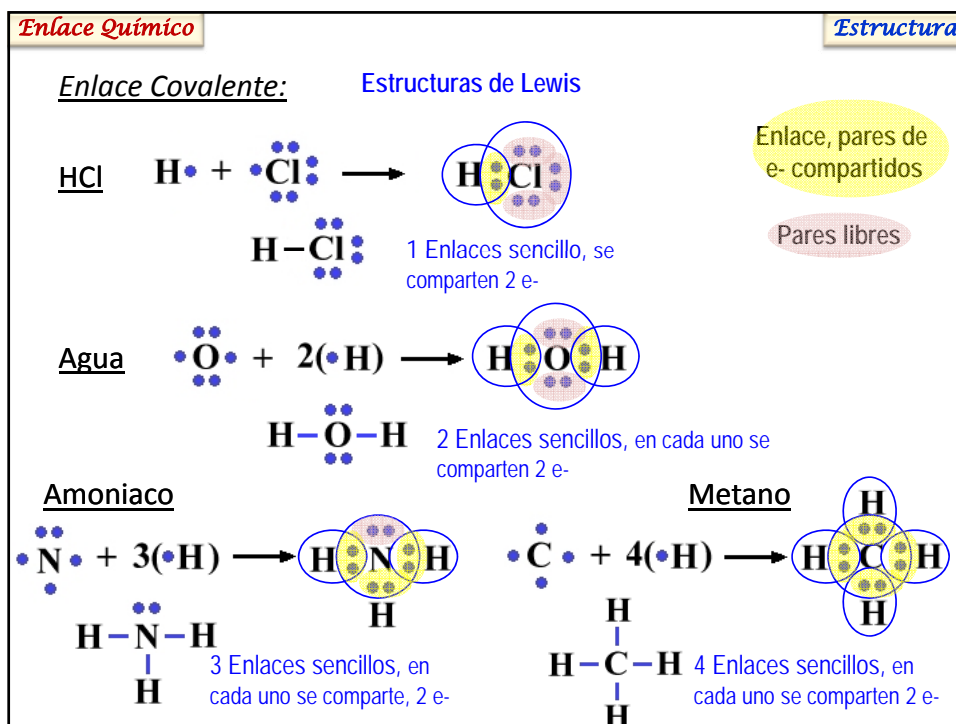
Enlace iónico:

La tendencia a adquirir la configuración de capa de valencia del gas noble más cercano se satisface de forma diferente dependiendo del tipo de elemento:


- *Pérdida de electrones:* elementos con carácter metálico y baja energía de ionización. Tienden a formar cationes. Ej. metales alcalinos (grupo 1A) y alcalinotérreos (grupo 2A)
- *Ganancia de electrones:* elementos con carácter no metálico y alta afinidad electrónica. Tienden a formar aniones. El. familia del oxígeno (grupo 6A) y halógenos (grupo 7A)

El enlace iónico se forma entre metales y no metales





Estructura

 **PROBLEMARIO**

UNIDAD 3
SÍMBOLOS DE LEWIS Y REGLA DEL OCTETO

2.- Escribe los símbolos de Lewis para los átomos de los elementos Ca, N, Na, O y Cl. ¿Qué información puedes obtener a partir de los símbolos de Lewis con respecto al tipo de enlace que predominantemente formarían al unirse a otro átomo cualesquiera?

3.- Escribe los símbolos de puntos de Lewis para los siguientes iones:

a) Be^{2+} .	d) Al^{3+} .	
b) I^- .	e) P^{3-} .	g) Pb^{4+} .
c) S^{2-} .	f) Mg^{2+} .	h) N^{3-} .

4.- Utiliza símbolos de Lewis para representar la reacción de formación del sulfuro de hidrógeno. Indica cuáles pares de electrones en el H_2S son enlazantes y cuáles son pares solitarios.


5.- Con la información proporcionada por las estructuras atómicas de Lewis, indica la fórmula molecular más probable para compuestos formados al reaccionar:

- Silicio y cloro.
- Arsénico e hidrógeno.
- Flúor y azufre.

6.- Dibuje las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:

- BH_4^- .
- CO_2 .
- NH_3 .

Estructura

 **PROBLEMARIO**

UNIDAD 3
ENLACE IÓNICO

11.- ¿En cuales de los siguientes estados el KCl podría conducir electricidad?

- Sólido.
- Fundido.
- Disuelto en agua.

Justifica tus respuestas.

12.- El MgF_2 es un compuesto iónico, ¿cuál de las afirmaciones siguientes es incorrecta?

- El número de electrones que se transfieren del Mg a los átomos de F son dos.
- Al formarse el compuesto el átomo de Mg gana dos electrones.
- Los átomos de flúor están como iones F^- .
- La atracción que une a los iones de flúor con el átomo de magnesio es de naturaleza electrostática.

14.- Por medio de los símbolos de Lewis, representa la reacción entre los siguientes pares de átomos y predice la fórmula química del compuesto iónico formado:

- K y S.
- Ba y O.

17.- Explica las siguientes tendencias en la energía de red:

- $\text{MgO} > \text{MgS}$.
- $\text{LiF} > \text{CsBr}$.
- $\text{CaO} > \text{KF}$.

18.- ¿El compuesto que tiene la mayor energía de red es?

- CaBr_2 ,
- CaCl_2 ,
- CaO ,
- CaS ,



PROBLEMARIO

UNIDAD 3
ENLACE COVALENTE

24.- ¿En qué difieren los enlaces del Cl_2 de los del NaCl ?

25.- Utilizando símbolos de Lewis representa la reacción entre:

- a) Átomos de calcio y oxígeno para formar CaO .
 - b) Átomos de Al y F.
 - c) Átomos de P y H para formar PH_3 .
- Indica si los compuestos formados son iónicos o covalentes.

28.- Utilizando una representación tipo Lewis determine el número de enlaces sencillos, dobles o triples en:

- a) CO_2 .
- b) NH_3 .
- c) N_2 .
- d) H_2O .
- e) NF_3 .

29.- Construye una estructura de Lewis para el O_2 en la que cada átomo alcance un octeto de electrones. Explica por qué es necesario formar un doble enlace en la estructura de Lewis. El enlace O-O en el O_2 es más corto que en los compuestos que contienen un enlace sencillo. Explica esta observación.