

# **TEMA 4**

## **ENLACE QUÍMICO**



## **Acantilados blancos de Dover**



# **Tipos de Enlace**

**IONICO**

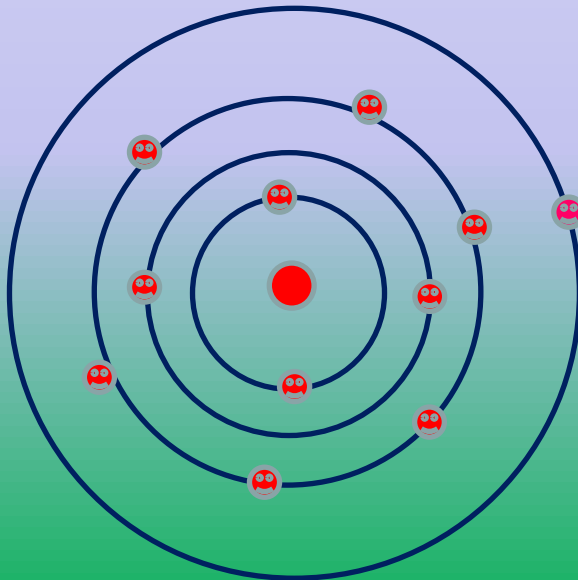
**COVALENTE**

**METÁLICO**

# SÍMBOLO de LEWIS

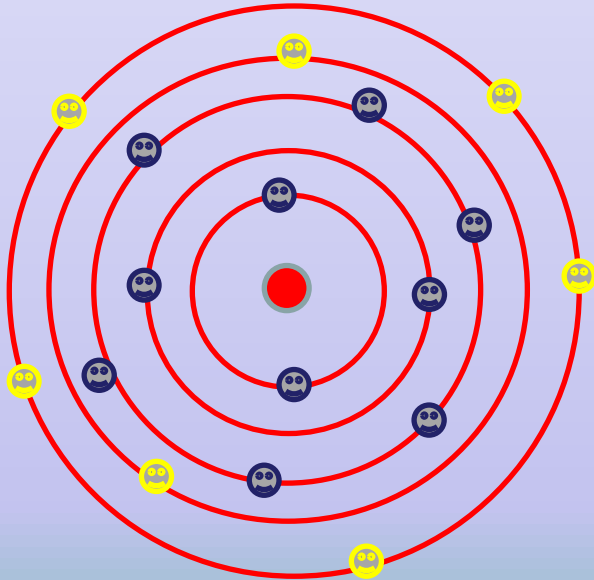
- ✓ El símbolo del elemento representa el núcleo y los *electrones* internos de un átomo
- ✓ Los puntos alrededor del símbolo representan a los *electrones* de valencia

Na



Na<sup>+</sup>

# C1

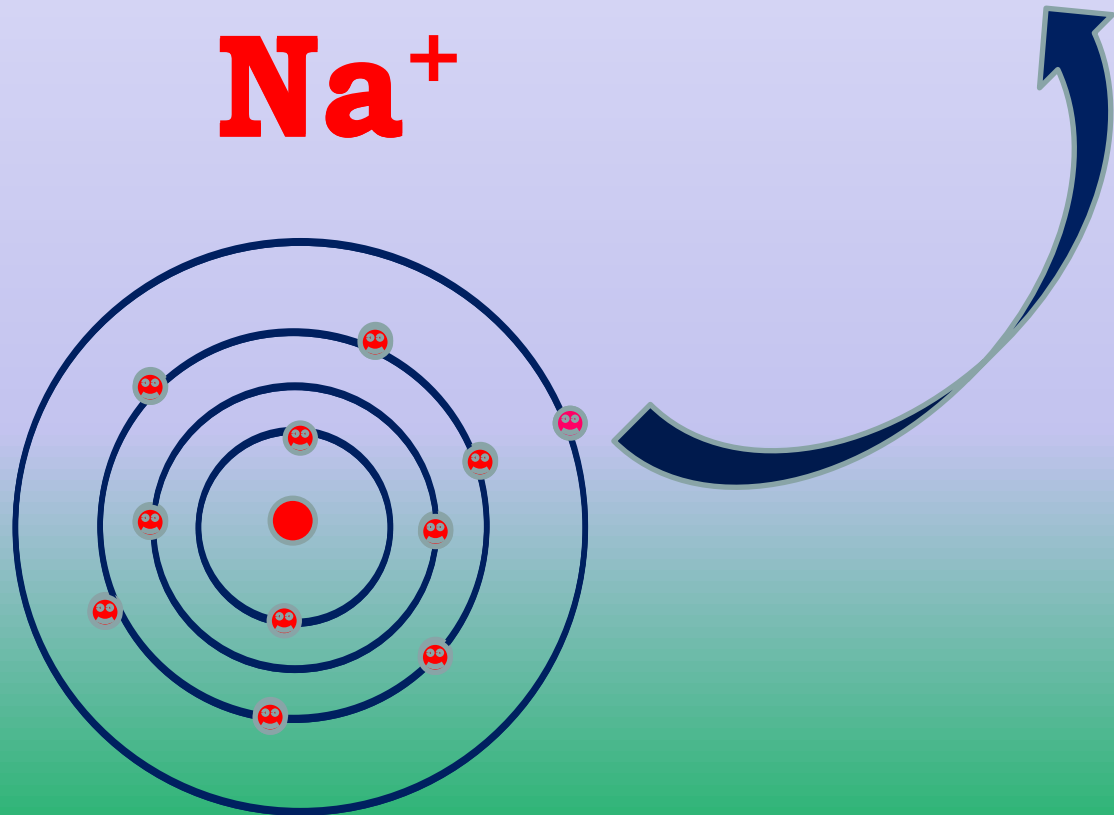


## Símbolo de Lewis

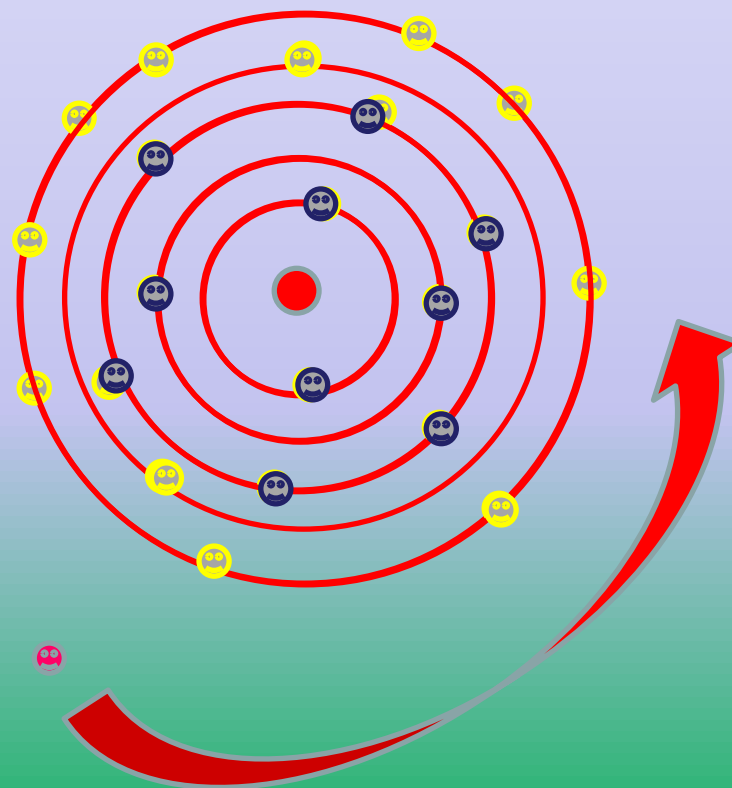
Element	Electron Configuration	Lewis Symbol	Element	Electron Configuration	Lewis Symbol
Li	$[\text{He}]2s^1$	Li·	Na	$[\text{Ne}]3s^1$	Na·
Be	$[\text{He}]2s^2$	·Be·	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	·Mg·
B	$[\text{He}]2s^22p^1$	·B·	Al	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	·Al·
C	$[\text{He}]2s^22p^2$	·C·	Si	$[\text{Ne}]3s^23p^2$	·Si·
N	$[\text{He}]2s^22p^3$	·N·	P	$[\text{Ne}]3s^23p^3$	·P·
O	$[\text{He}]2s^22p^4$	·O·	S	$[\text{Ne}]3s^23p^4$	·S·
F	$[\text{He}]2s^22p^5$	·F·	Cl	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	·Cl·
Ne	$[\text{He}]2s^22p^6$	·Ne·	Ar	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	·Ar·

# REGLA DEL OCTETO

Los átomos distintos del H, tienden a **ganar, perder o compartir** electrones hasta tener 8 electrones en la capa de valencia



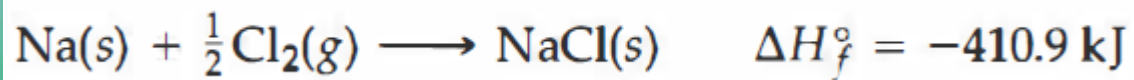
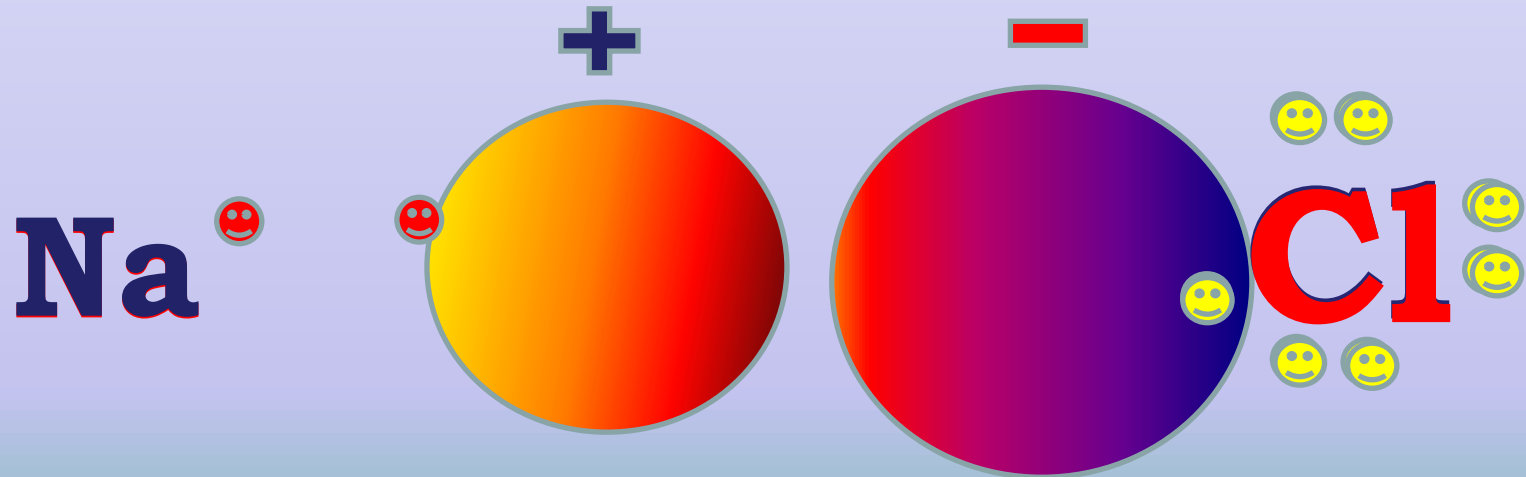
**Cl<sup>-</sup>**

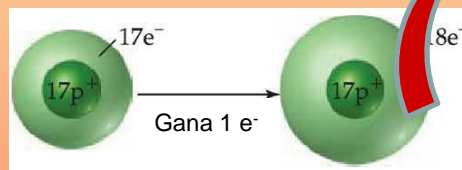
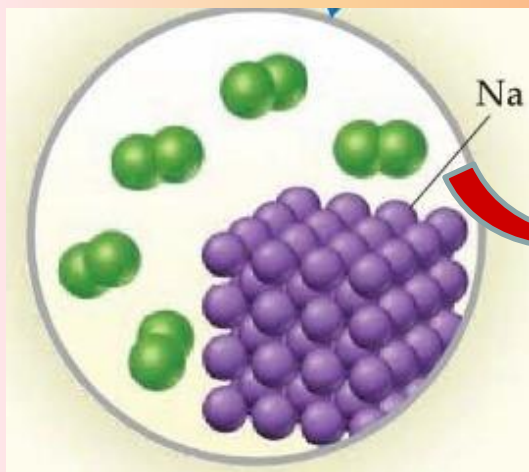
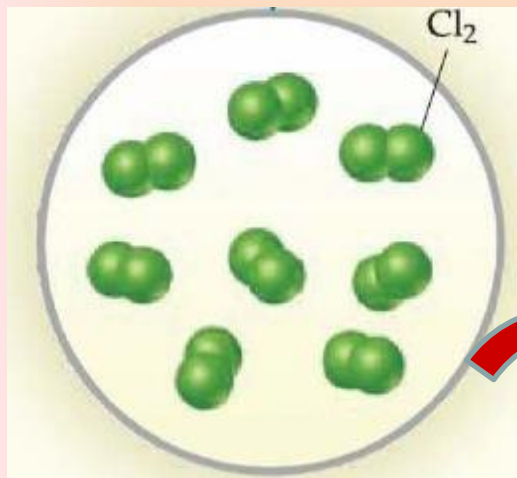
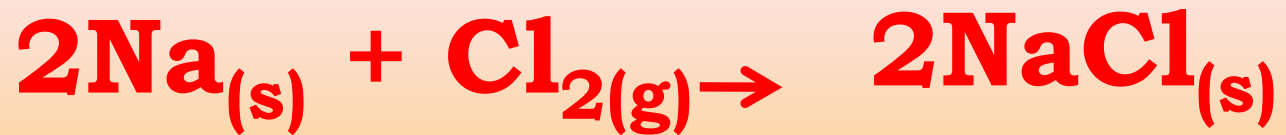




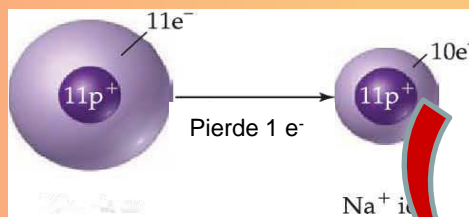
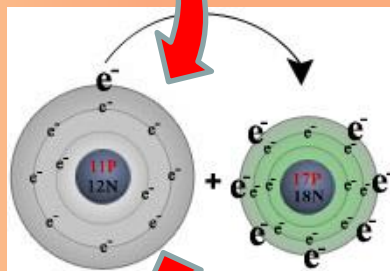
# ENLACE IONICO

Se produce por transferencia de electrones entre elementos con alta diferencia de electronegatividad.

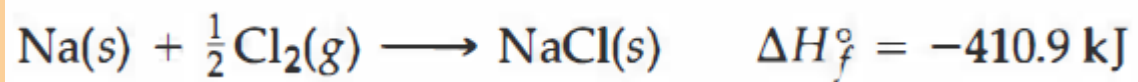
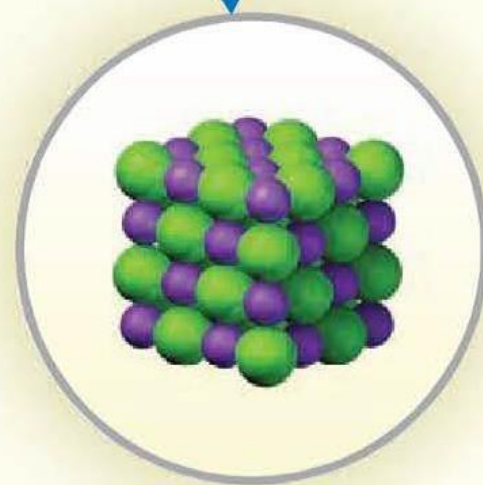
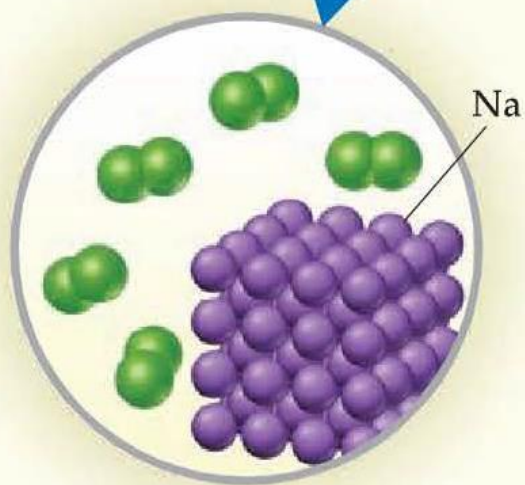
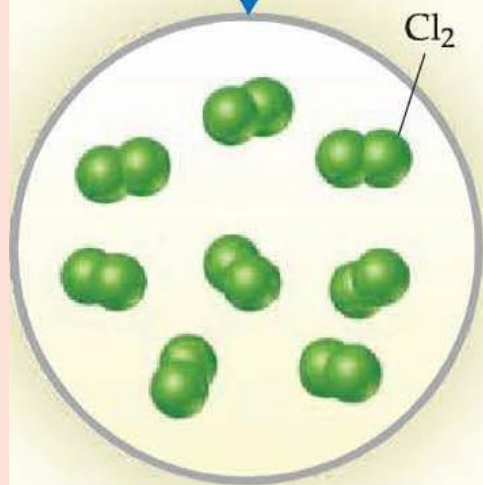
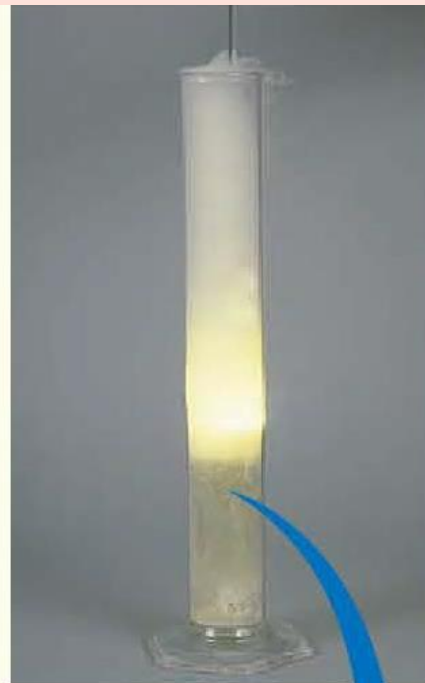
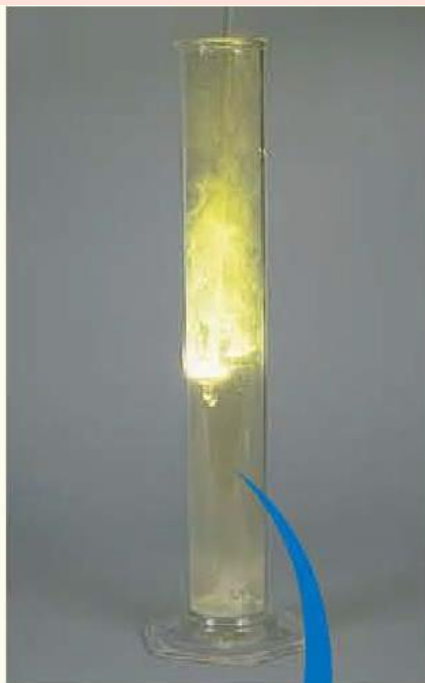
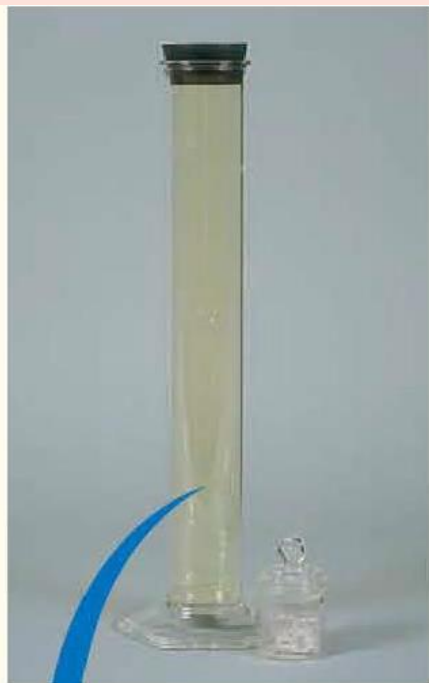




**$\text{Cl}^-$**



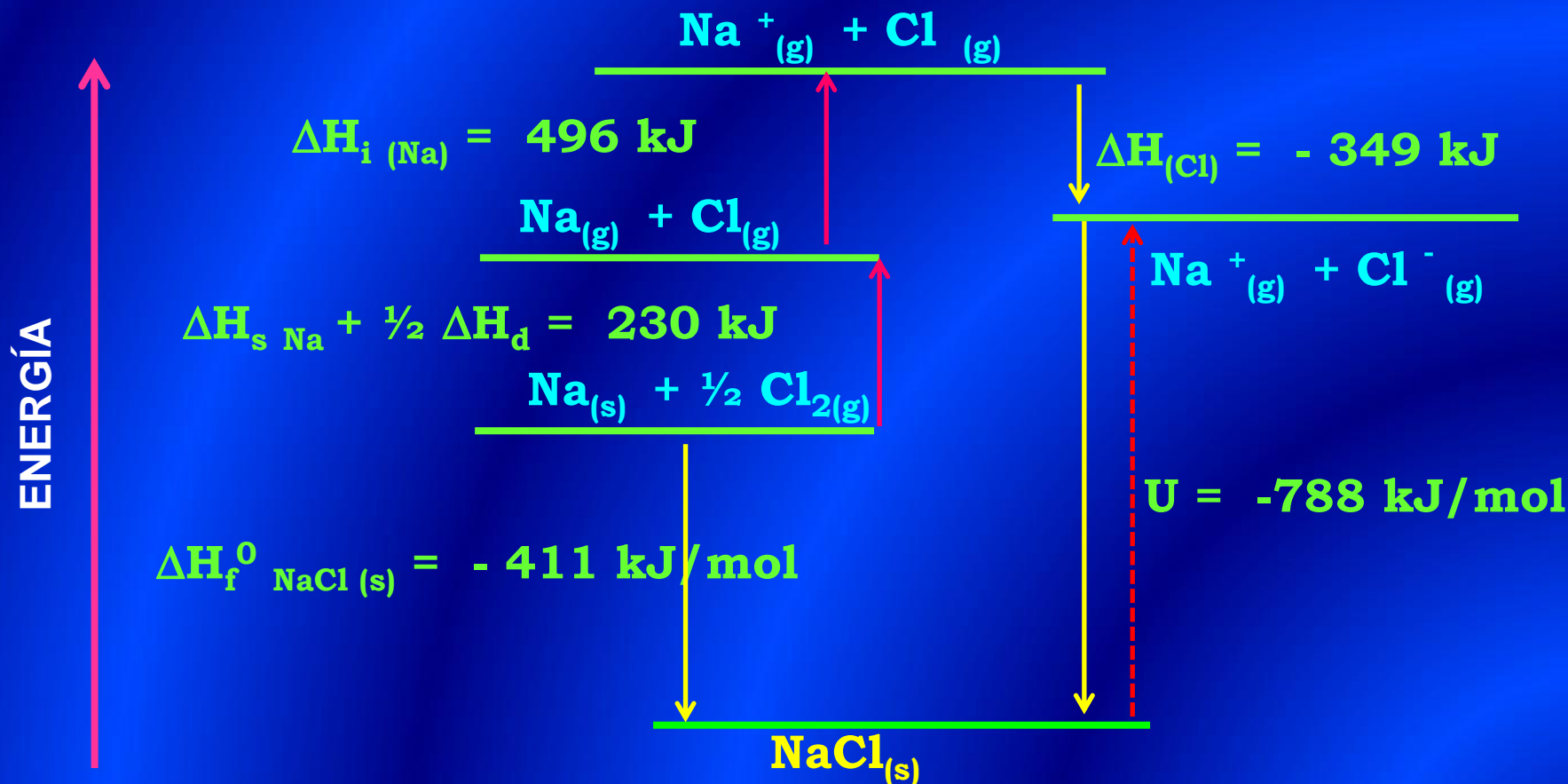
**$\text{Na}^+$**



# ENERGÍA DE ENLACE

## Ciclo Born -Haber

Según la ley de Hess:

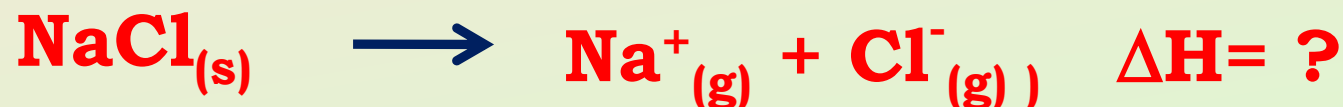


$$\Delta H_f^0 \text{ NaCl}_{(s)} = \Delta H_{s \text{ Na}} + \frac{1}{2} \Delta H_d + \Delta H_i (\text{Na}) - \Delta H_{(\text{Cl})} - U$$

# ENTALPIA DE RED

## (Energía reticular)

Se define como la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones en estado gaseoso.



$$\Delta H_{\text{red}} = -U = -(-788) \text{ kJ/mol} = 788 \text{ kJ/mol}$$

**La energía de red de un sólido depende de :**

- Carga de los iones**
- Tamaño de los iones**
- Disposición de los iones en el sólido**

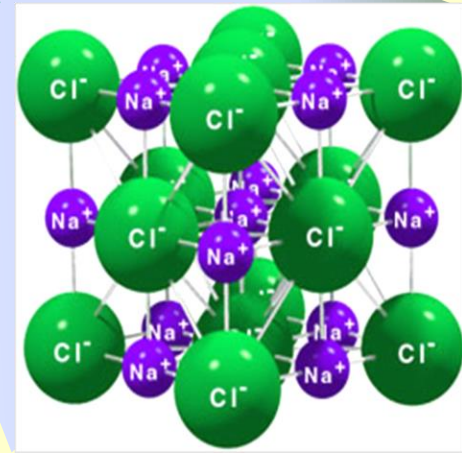
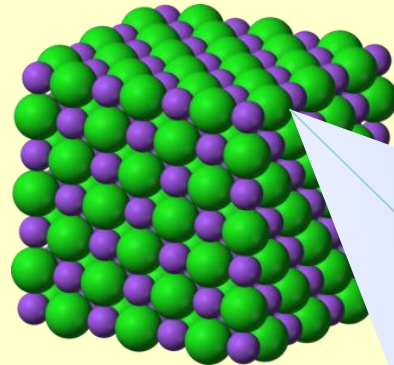
$$F = \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} \cdot k$$



# ECUACION DE BORN-LANDE

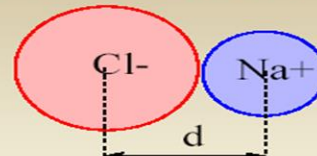
Esta ecuación permite calcular la entalpía de red  $U$  para un sólido iónico, a partir de un modelo de enlace **puramente iónico** ( o sea **esferas cargadas indeformables**).

En un sólido existen más interacciones que la de un par iónico, destacándose las fuerzas de **atracción** y **repulsión electrostáticas** con el resto de los átomos en la red .

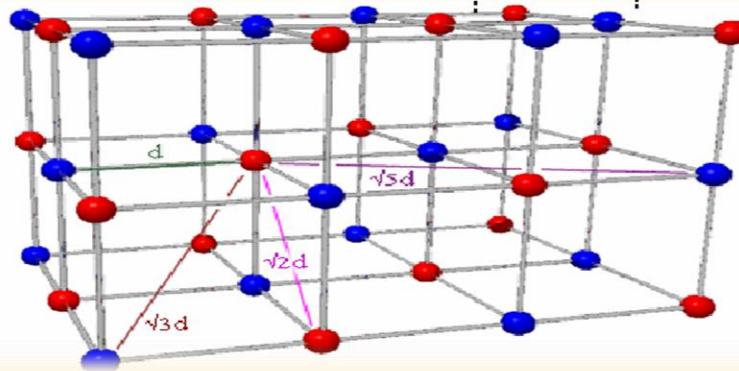


### Energía de atracción

$$E_{Coulomb} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Z_+ Z_-}{d}$$



Red de NaCl



### Energía de repulsión:

$$E_{Coulomb} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{NB}{d^n}$$

### Energía total de red

### FACTOR DE LANDE

Ion Configuration	n
He	5
Ne	7
Ar	9
Kr	10
Xe	12

$$U = E_{\text{atracción}} + E_{\text{repulsión}}$$



$$U = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{N_A M Z_+ Z_- e^2}{d} + \frac{1}{d^n} \frac{N_A B}{d^n}$$

**N<sub>A</sub>** = Número de Avogadro

**Z<sub>+</sub>** y **Z<sub>-</sub>** = número de carga del catión y del anión respectivamente.

**M** = Constante de Madelung, relacionada con la geometría del cristal

**e** = Carga del electrón (1,6022×10<sup>-19</sup> C)

**4πε<sub>0</sub>** = 1,112×10<sup>-10</sup> C<sup>2</sup>/(J·m) (**ε<sub>0</sub>** relacionado con el espacio libre)

**B** = Constante relacionada con las fuerzas de interacción repulsiva.

**n** = Factor de Landé , un número entre 5 y 12 que expresa la inclinación de la barrera de repulsión.

## Energía de Red de algunos compuestos iónicos

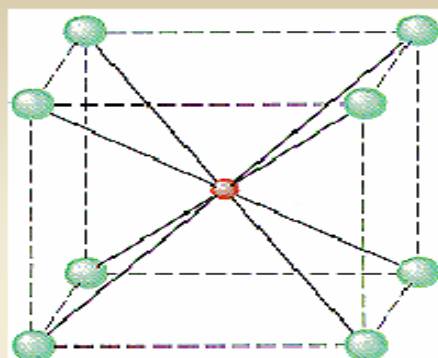
Compuesto	Energía de red (kJ/mol)	Compuesto	Energía de red (kJ/mol)
LiF	1030	MgCl <sub>2</sub>	2326
LiCl	834	SrCl <sub>2</sub>	2127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3795
NaCl	788	CaO	3414
NaBr	732	SrO	3217
NaI	682		
KF	808	ScN	7547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		

## Influencia de la entalpia de red en las propiedades físicas de los compuestos iónicos

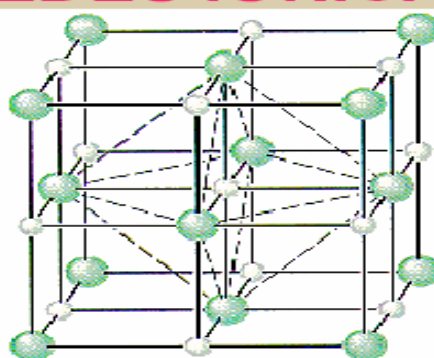
### Variación del radio de $X^-$ y del punto de fusión para NaX (haluros de sodio)

	NaF	NaCl	NaBr	NaI
Radio del anión Å	1,36	1,81	1,95	2,161
Punto de fusión °C	990	801	755	651

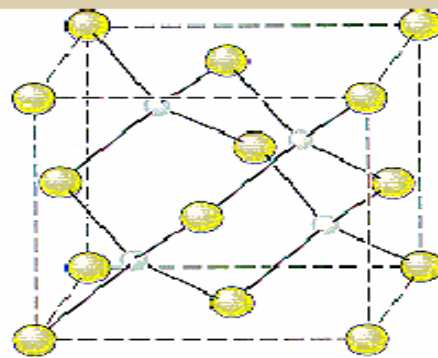
## REDES IONICAS



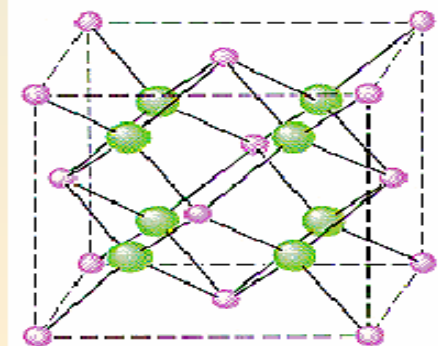
CsCl



NaCl

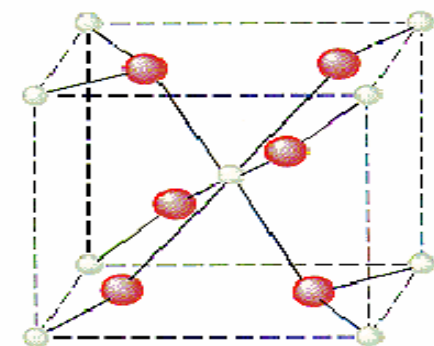


Zinc blende (cubic ZnS)



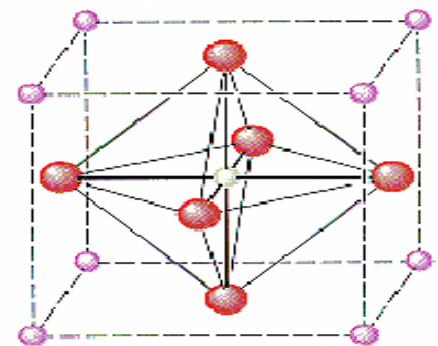
Fluorite ( $\text{CaF}_2$ )

● =  $\text{Ca}^{2+}$



Rutile ( $\text{TiO}_2$ )

● =  $\text{Ti}^{IV}$



Perovskite ( $\text{CaTiO}_3$ )

● =  $\text{Ti}^{IV}$  ● =  $\text{Ca}^{2+}$  ● =  $\text{O}^{2-}$

Compuesto	Energía de red (kJ/mol)	Punto de fusión (°C)
LiF	1017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl <sub>2</sub>	2527	714
Na <sub>2</sub> O	2570	Sub*
MgO	3890	2800

\*Na<sub>2</sub>O sublima 1275°C.

# El caso del $\text{MgCl}_2$

Energía de 1° ionización  $\text{Mg} = 738 \text{ kJ}$   
Energía de 2° ionización  $\text{Mg} = 1450 \text{ kJ}$  } 2188 kJ

**Energía total para  $\text{Mg}^{2+}$  2188 kJ** < **Energía reticular  $\text{Mg Cl}_2$  2527 kJ**