

ENLACES QUÍMICOS

CLASE N° 3

Repasito...

- Núcleo

- Protones (p^+) → Z
→ Definen un EQ

- Neutrones (n^0) → No definen un EQ
→ Pueden variar en dos átomos de un mismo EQ → Isótopos
→ $A = Z + n^0$

- Espacio extranuclear → Configuración electrónica

- Electrones (e^-) → en átomo neutro → Z
→ Pueden → Recibir → Anión (-)
→ Donar → Cation (+)
→ Compartir

└──────────────────┘
Electrones de valencia

Electrones de valencia

- Son los electrones que se encuentran en la última capa de energía.
- Los descubrimos en la configuración electrónica del EQ.
- La configuración la hacemos con el diagrama de MOELLER.

Mg: magnesio = 12 e⁻



Ar: argón = 18 e⁻

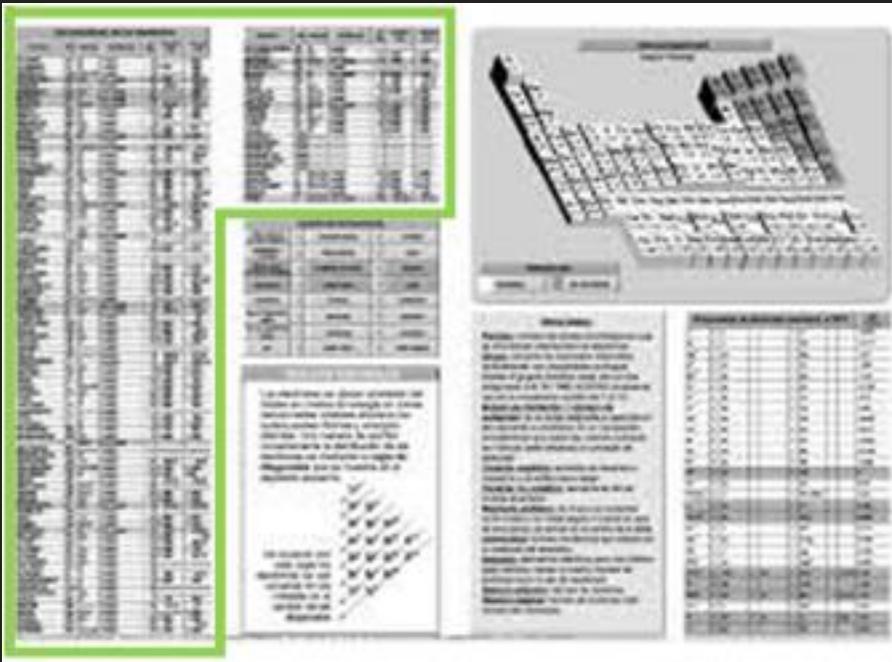


Br: bromo = 35 e⁻



Valencias

- Por otro lado, tampoco es tan necesario realizar la configuración electrónica:
 - Atrás de las tablas periódicas aparecen las valencias de todos los elementos químicos.
 - También existen tablas, donde se presentan las configuraciones de todos los EQ.



Como pueden observar en la tabla, hay elementos químicos que tienen **más de un número de valencia**.

Be: [He] $2s^2$ → Valencias: 2

Na: [Ne] $3s^1$ → Valencias : 1

O: [He] $2s^2 2p^4$ → Valencias : 2

Cl: [Ne] $3s^2 3p^5$ → Valencias : 1, 3, 5, 7

Kr: [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^6$ → Valencias : -

Valencias múltiples

○ Ejemplo del cloro:

- Configuración electrónica: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

- Según la regla de Hund: 1 e⁻ desapareado

- Si los e⁻ se mueven:
 - 3 e⁻ desapareados
 - 5 e⁻ desapareados
 - 7 e⁻ desapareados

Números de oxidación

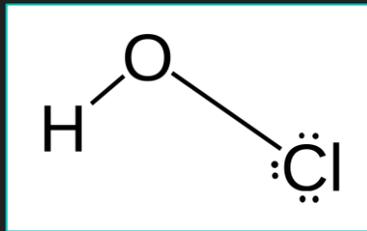
- Por lo visto anteriormente, conviene hablar de números de oxidación.

Es un término análogo a electrones de valencia, sólo que se tienen en cuenta si los **electrones se ganan o se pierden**, por lo tanto, los números de oxidación son los números de valencias acompañados con **signos + o -**.

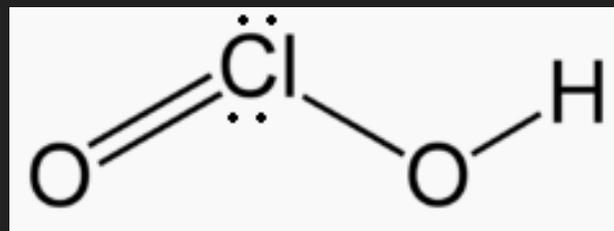
- Ejemplo del átomo de cloro. Números de oxidación: -1, +1, +3, +5, +7



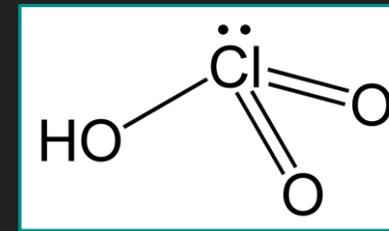
Ácido
clorhídrico



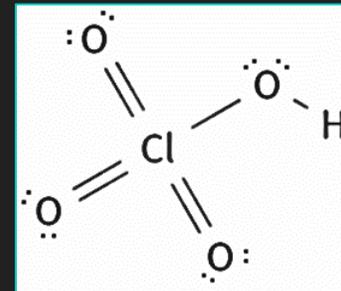
Ácido
hipocloroso



Ácido
cloroso



Ácido
clórico



Ácido
perclórico

Fórmulas químicas

- Muestran como están formadas las moléculas.
 - Símbolos de los EQ que la forman.
 - Cantidad de átomos de cada EQ que la forman.

○ FÓRMULAS MOLECULARES

- Indica la cantidad exacta de los átomos presentes.
- Después del símbolo del EQ, se coloca como subíndice la cantidad de átomos que hay se ese EQ.
- Si no hay subíndice es porque sólo hay un átomo de ese EQ.



○ FÓRMULAS EMPÍRICAS

- Indica los elementos presentes y su mínima proporción.
- Se dividen todos los subíndices por el mismo número. $\text{C}_6\text{H}_6 \longrightarrow \text{CH}$



Enlaces químicos

○ Enlaces iónicos

- Cuando la diferencia de electronegatividades es alta.
 - Elemento metal. EN baja.
 - Elemento no metal. EN alta.

○ Enlaces covalentes

- Cuando la diferencia de electronegatividades es muy chica o nula.
 - Entre elementos metales y no metales. EN parecidas.
 - Entre elementos no metales. Sin importar las EN.

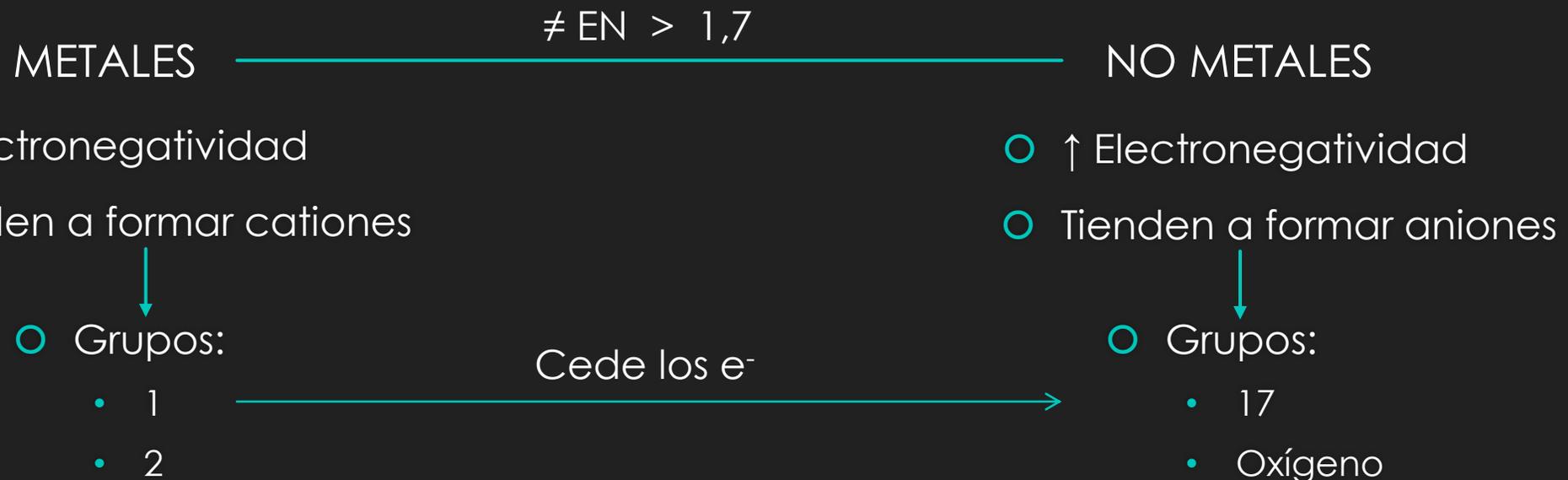
○ Enlaces metálicos

- Cuando la diferencia de electronegatividades es muy chica o nula.
 - Entre elementos metales. Sin importar las EN.

En las uniones **se ganan o pierden los e-** necesarios para que el EQ pase a tener la **configuración de gas noble** anterior o posterior.

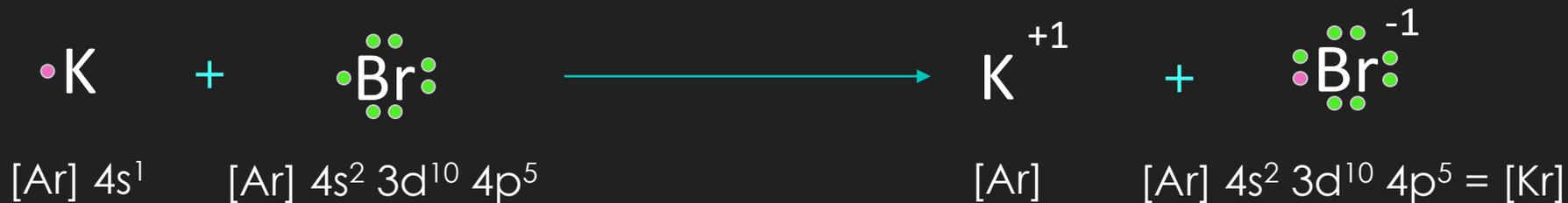
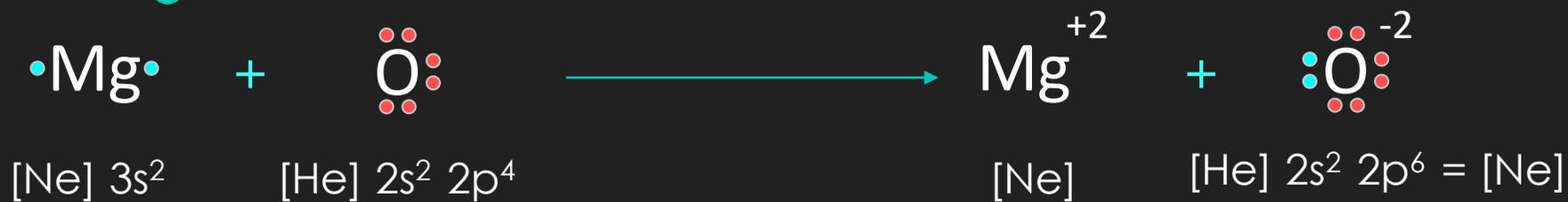
Enlace iónico

- Fuerza electrostática que mantiene unidos los iones de un compuesto iónico.



Los átomos **ceden o reciben e^-** hasta **lograr** una **configuración de gas noble**.

Enlace iónico

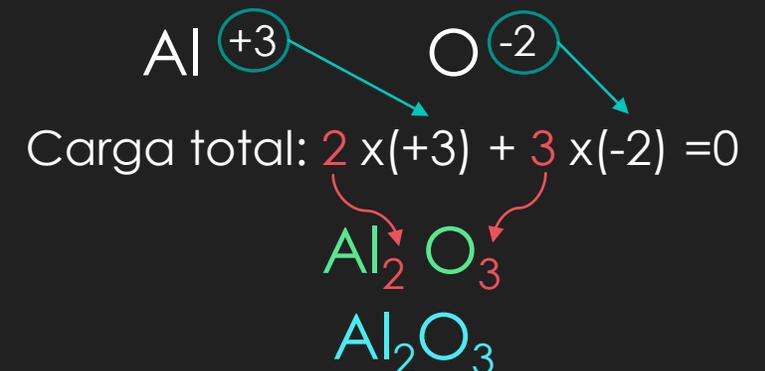
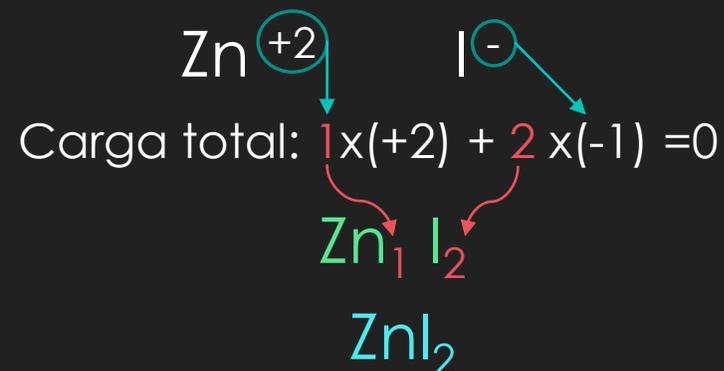
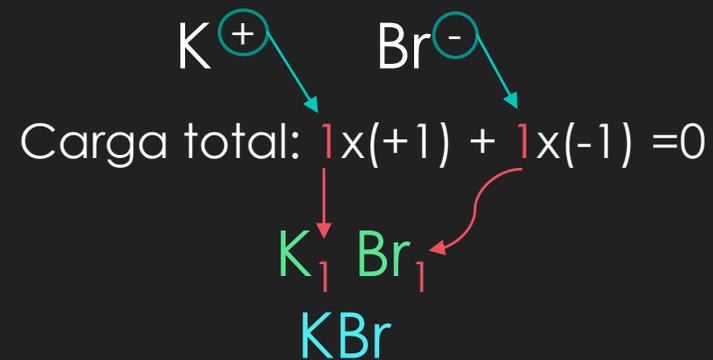


Enlace iónico

○ FÓRMULAS QUÍMICAS

- Por lo general, las fórmulas moleculares son iguales a las fórmulas empíricas.
- Carga total de compuesto iónico = 0.

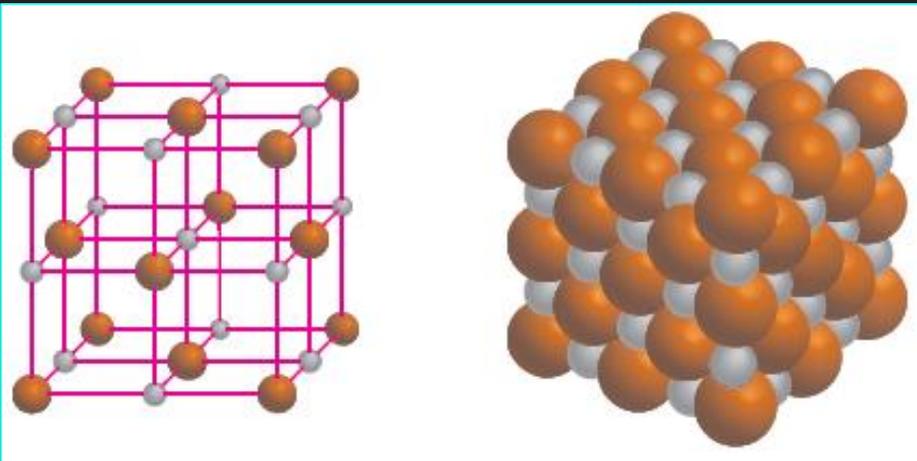
La **carga** del elemento **1** se pone como **subíndice** del elemento **2** y viceversa.



Enlace iónico

○ COMPUESTOS IÓNICOS

○ No se forman moléculas, sino estructuras tridimensionales cristalinas.



○ Se van intercalando los cationes y los aniones.

○ Fuerza de atracción entre iones: **Muy grande**

- Sólidos a T° ambiente
- ↑ PF y PE
- Cristales duros

○ No conducen la electricidad

○ Si lo hacen cuando se disuelven **Sus iones se mueven libremente**

Enlaces iónicos

- Realización ejercicio 4 de la guía práctica N°4 – a.

4) a. Ca y Cl.

$$\rightarrow EN \rightarrow \cdot Ca = 1,0$$

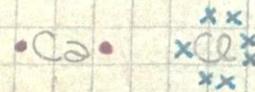
$$\cdot Cl = 3,0$$

$$\rightarrow \Delta EN = 3 - 1$$

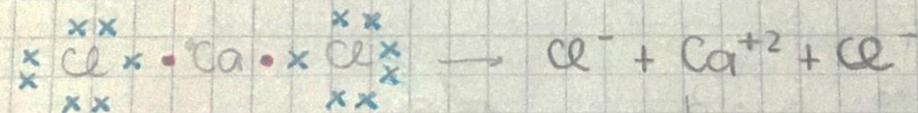
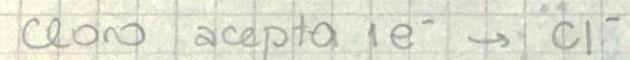
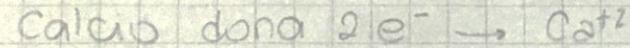
$$\Delta EN = 2 \rightarrow$$

Enlace iónico

Estructuras de Lewis



Para lograr configuraciones de gases nobles:



CaCl₂

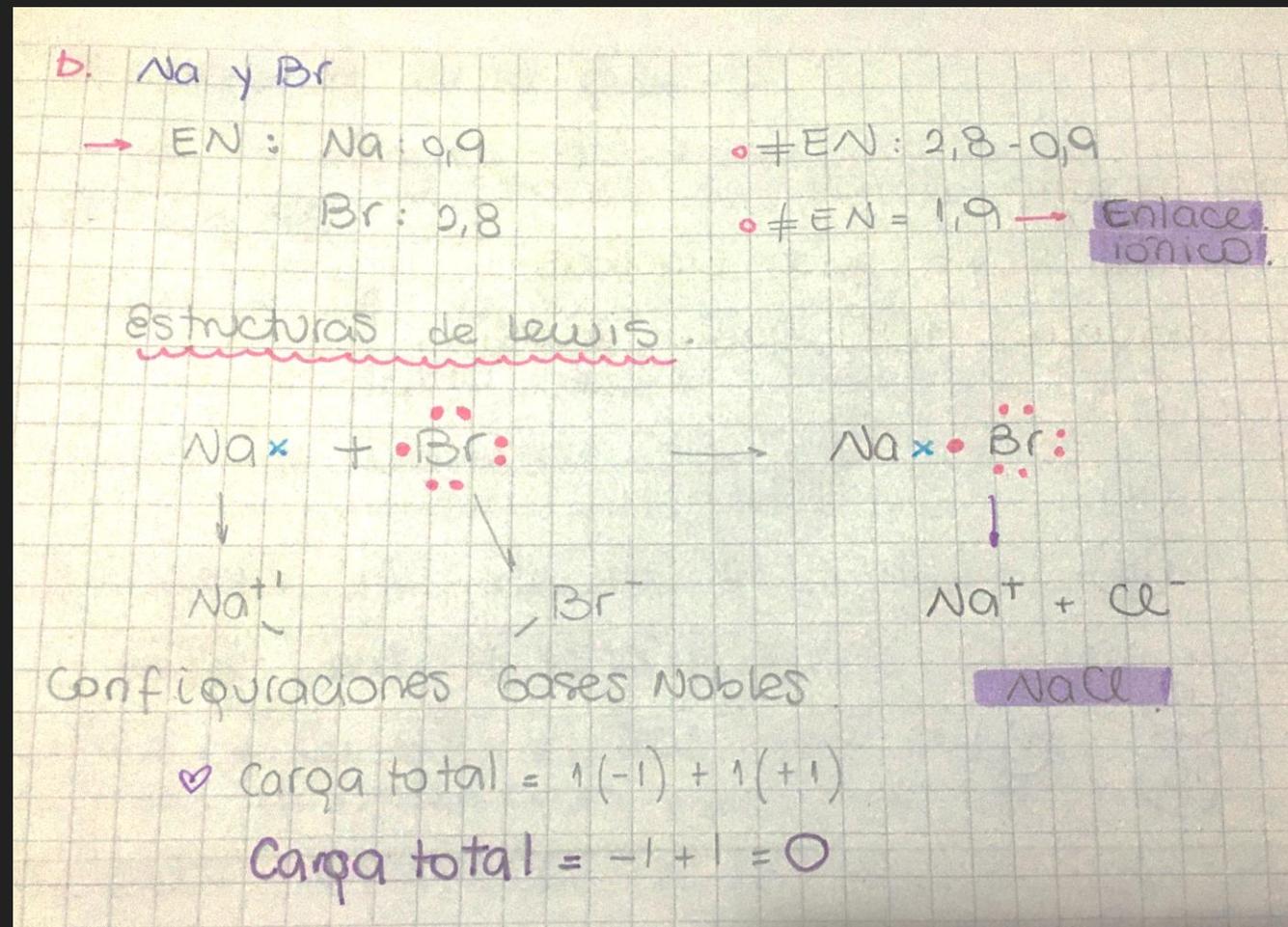
$$\bullet \text{Carga total} = 2 \times (-1) + 1 \cdot (+2)$$

$$\text{Carga total} = -2 + 2 = 0$$

$$\text{Carga total} = 0$$

Enlaces iónicos

- Realización ejercicio 4 de la guía práctica N°4 – b.



Enlaces iónicos

- Realización ejercicio 4 de la guía práctica N°4 – b.

c. Al y S

→ EN → Al = 1,5

S = 2,5

$\neq EN = 2,5 - 1,5 = 1$

Enlace
iónico

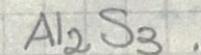
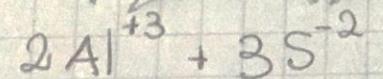
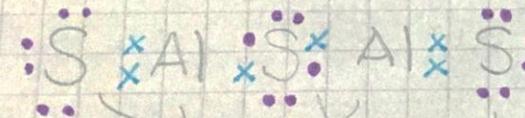
Estructuras de Lewis.



Al → dona $3e^-$

S → recibe $2e^-$

↓
Configuraciones de gases nobles.



♥ Carga total = $2(+3) + 3(-2)$

Carga total = $-6 + 6 = 0$

Enlace covalente

- Fuerza de atracción que mantiene unidos dos átomos que comparten e^- .
- Se puede dar:
 - Un METAL y un NO METAL con $\downarrow \neq$ EN
 - Átomos de elementos NO METALES diferentes
 - Átomos de elementos NO METALES iguales

No se puede esperar que un átomo **done** e^- y otro lo **reciba**, por lo tanto, los **COMPARTEN**



Enlace covalente

○ REGLA DEL OCTETO

- Para los átomos de todos los EQ, menos el H.

Los átomos tienden a formar **enlaces hasta** que se rodea de **8 e⁻** en su **última capa**.



- Excepciones:
 - Octeto incompleto.
 - Octeto expandido.

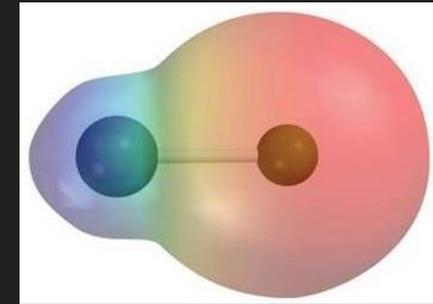
Enlace covalente

○ ENLACE COVALENTE APOLAR

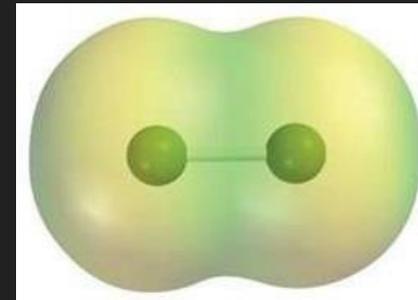
- La diferencia de EN es nula.
Los e^- se **comparten** por **igual**.

○ ENLACE COVALENTE POLAR

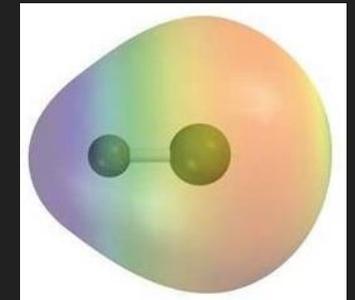
- La diferencia de EN no es nula.
Un átomo **atrae** un poco **más** los e^- que el otro.



Enlace iónico



Enlace
covalente apolar



Enlace
covalente polar

Enlace covalente

○ NÚMEROS DE OXIDACIÓN EN COMPUESTOS COVALENTES

○ Enlace apolar.

En ambos EQ, el número de oxidación = 0

Ningún átomo atrae los e⁻ más que el otro.

O₂, O₃, P₄, S₈, H₂.

○ Enlace polar.

Se realiza como si se tratara de un enlace iónico.

EQ de mayor EN → Número de oxidación negativo.

EQ de menor EN → Número de oxidación positivo.



Enlace Covalente

○ COMPUESTOS COVALENTES

○ Compuestos moleculares.

Se forman
moléculas con
los átomos



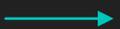
Se unen las
moléculas



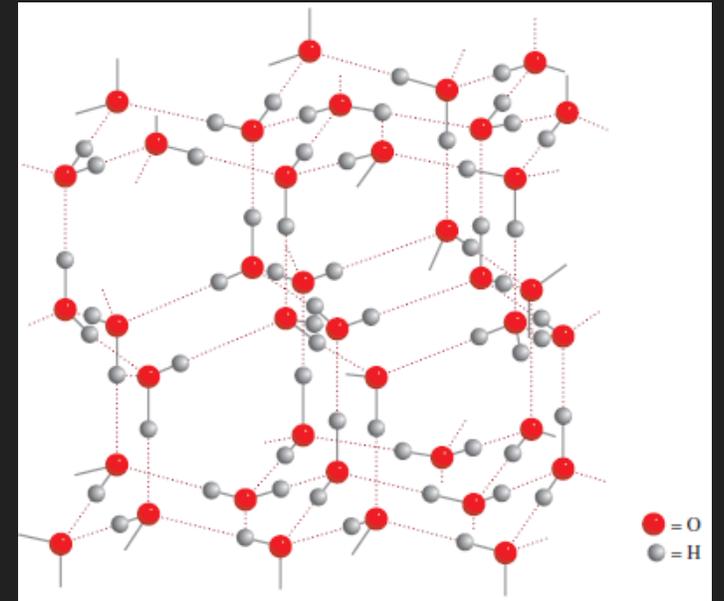
Se forman las
sustancias



○ Fuerzas presentes:

○ Fuerzas intramoleculares:  Mantienen unidos los átomos.

○ Fuerzas intermoleculares:  Mantienen unidas las moléculas.



Enlace covalente

○ COMPUESTOS COVALENTES

F. Intramoleculares > F. Intermoleculares → Las moléculas no se unen con tanta fuerza.

○ Gases o líquidos a T° ambiente.

○ Los sólidos tienen un PE y PF muy bajo.

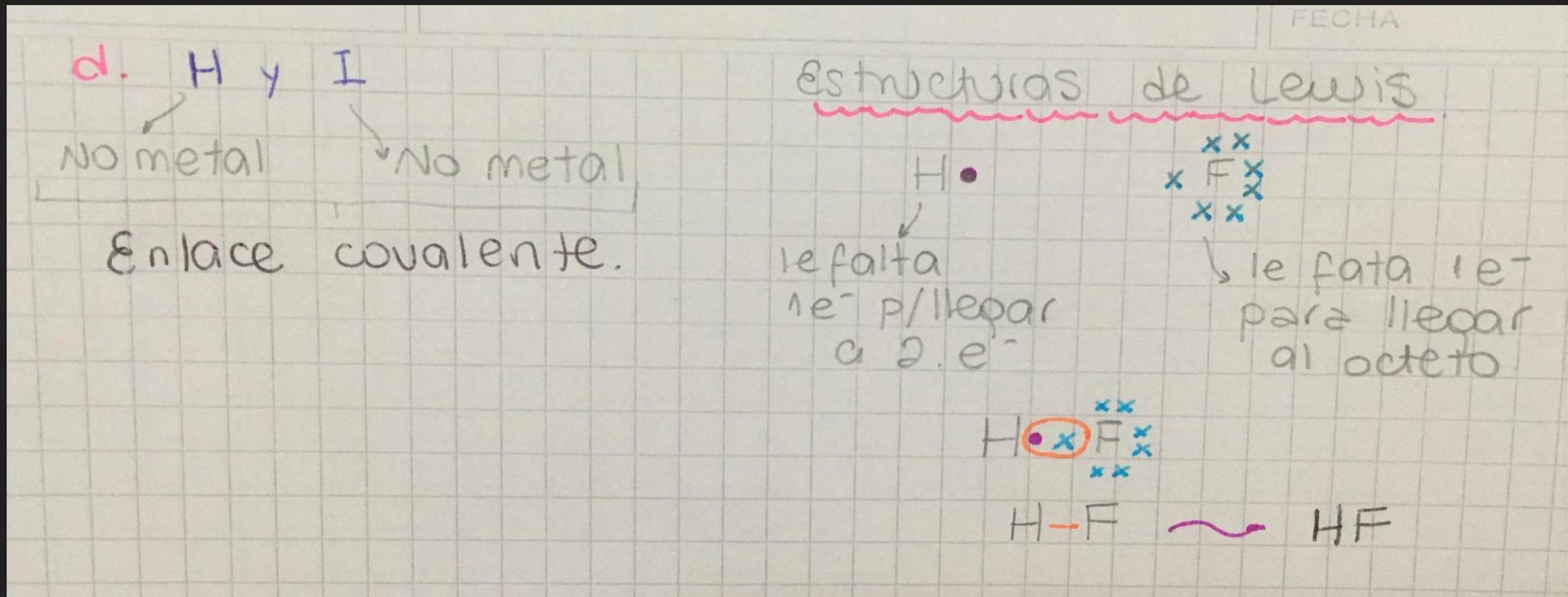
○ Solubilidad: → Compuestos polares en solventes polares
→ Compuestos apolares en solventes apolares

○ No conducen la electricidad ni disueltos.

○ Otras características: → Blandos
→ Flexibles
→ No tan reactivos

Enlace covalente

- Realización ejercicio 4 de la guía práctica N°4 – d.



Enlace covalente

- Realización ejercicio 4 de la guía práctica N°4 – e.

e. O y O

Mismo EQ No metal

↓
Enlace covalente.

Estructura de Lewis

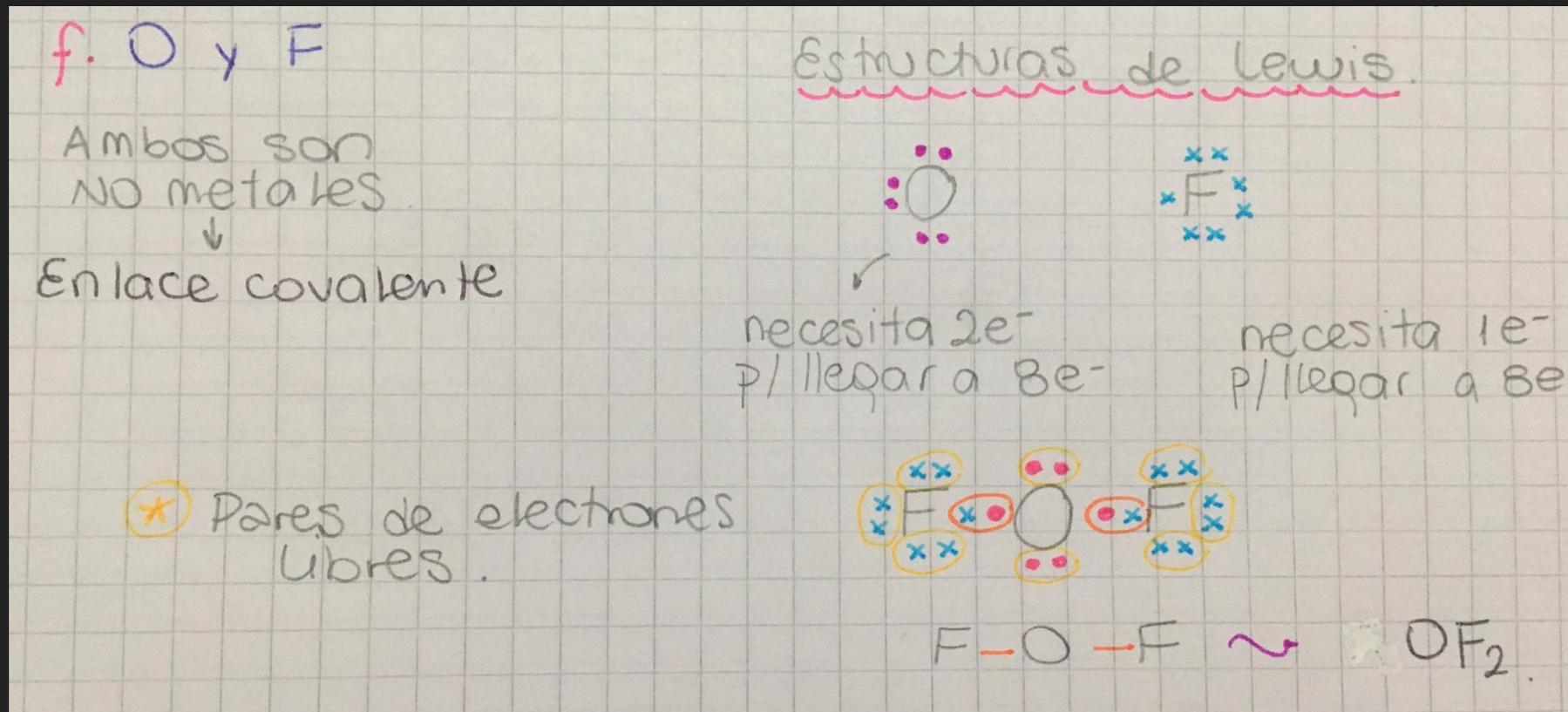


Necesita 2e⁻ para llegar a 8e⁻



Enlace covalente

- Realización ejercicio 4 de la guía práctica N°4 – f.



Resumen

1. Se observa la naturaleza de los elementos:

- a. No metal – No metal → **Enlace covalente**
- b. Hidrógeno – Metal → **Enlace covalente**
- c. No metal – Metal → **Enlace covalente**
 - I. $\neq \text{EN} < 1,7$
 - II. $\neq \text{EN} > 1,7$ → **Enlace iónico**
- d. Metal – Metal → **Enlace metálico**

Así, se determina que **tipo de enlace** se va a formar con esos EQ.

Resumen

2. Se determina cuantos átomos se van a unir de cada elemento:

a. Enlace iónico

Los átomos **dan o reciben electrones** hasta **lograr** la **configuración** electrónica del **gas noble** anterior o posterior, respectivamente.

- Si dan: \longrightarrow Carga: +, Número: Cantidad de e^- que da.
- Si reciben: \longleftarrow Carga -, Número: Cantidad de e^- que recibe.

Se **agregan átomos** de cada EQ, hasta **lograr** que la **carga total** de la unión sea 0.

Resumen

2. Se determina cuantos átomos se van a unir de cada elemento:

b. Enlace covalente

Los átomos **comparten electrones** hasta **lograr** en su **última capa** electrónica el **octeto**.

- En cada unión, cada átomo comparte 1 e⁻.
- Se pueden formar enlaces simples, dobles o triples.
- Puede no completarse el octeto, en ciertas excepciones.
- N° de oxidación:
 - Polar
 - EN mayor → Carga: -, Número: Cantidad de e⁻ compartidos.
 - EN menor → Carga: +, Número: Cantidad de e⁻ compartidos.
 - No Polar → Ambos EQ, N° de oxidación = 0

Resumen

- Realización ejercicio 22 de la guía práctica N°4, a, b y c.

(22) a.

A. ·B· :C: :D:

Grupo 1 Grupo 13 Grupo 15 Grupo 17

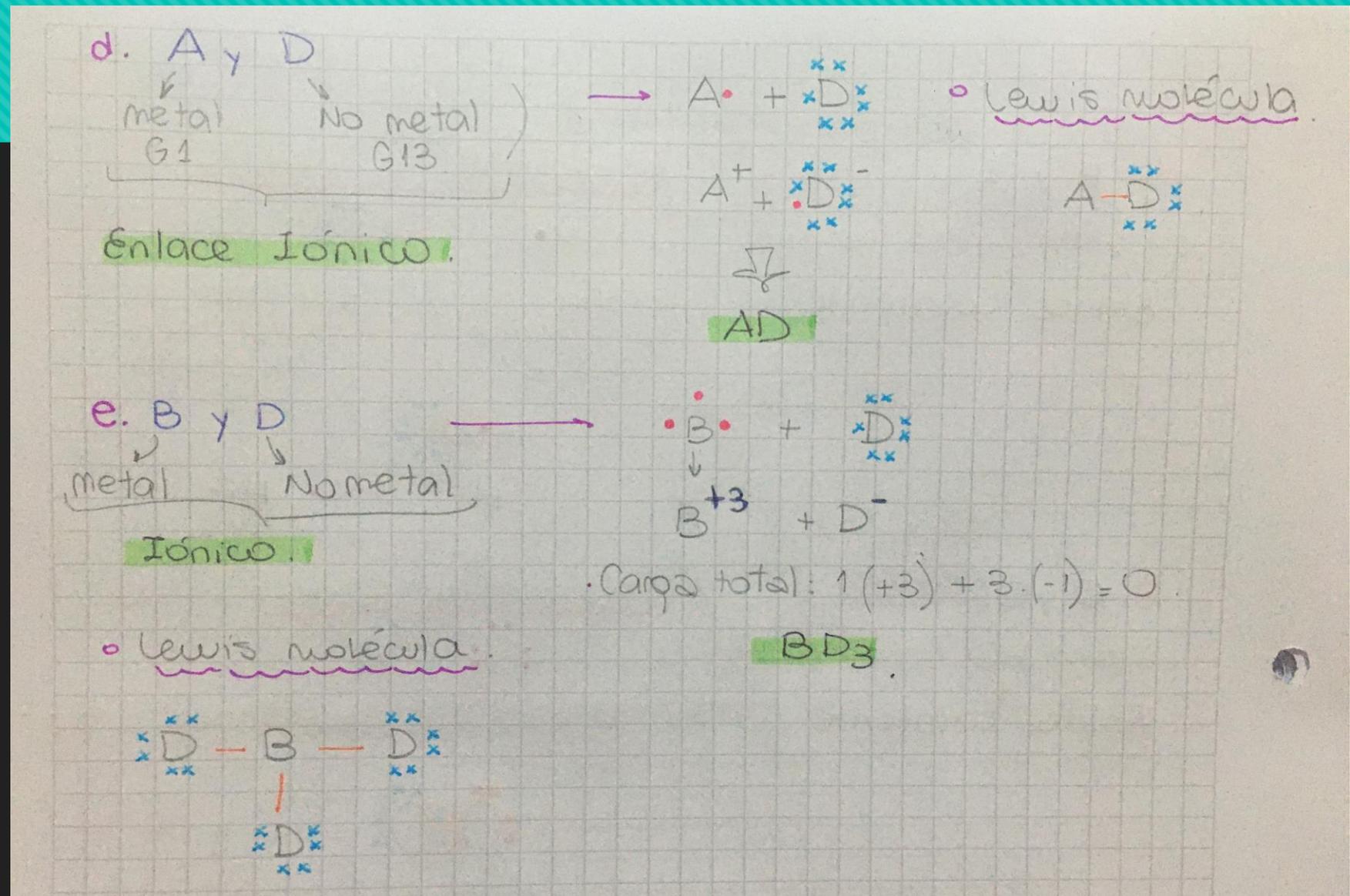
a. D mayor energía de ionización. → Aumenta

b. A mayor carácter metálico. ← Aumenta

c. A mayor radio atómico. ← Aumenta

Resumen

- Realización ejercicio 22 de la guía práctica N°4, d y e.



Resumen

- Realización ejercicio 22 de la guía práctica N°4, f y g.

