

# PreUDD

PREUNIVERSITARIO

# QUIMICA COMUN



# RECAPITULACIÓN

# RECAPITULACIÓN

- Los **átomos** se relacionan por medio de **enlaces químicos (fuerzas intramoleculares)**. Ejemplo: Los hidrógenos y oxígeno del H<sub>2</sub>O.
- Las **moléculas** y **compuestos** se relacionan entre si por **fuerzas intermoleculares**. Ejemplo: Una molécula de agua con otra molécula de agua.

# RECAPITULACIÓN

- Los enlaces químicos se forman por medio de la **interacción de los electrones** de los átomos.
- Para que esto ocurra pueden **ceder**, **aceptar** o **compartir** electrones.
- El tipo de enlace, y por lo tanto como los electrones interactúan, depende de la **electronegatividad**.

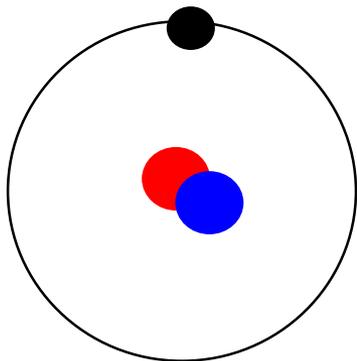
# RECAPITULACIÓN

- Los átomos quieren tener una **configuración electrónica** lo más **estable** posible, que la tienen los **gases nobles** (subniveles s y p llenos).
- **Ley del dueto**: Buscan tener configuración electrónica parecida al Helio. Aplica para Boro y “menores”.
- **Ley del octeto**: Intentan completar el subnivel p, pareciéndose a los otros gases nobles. Aplica al resto de los elementos.

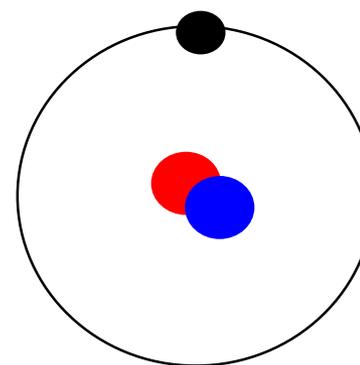
# RECAPITULACIÓN

HIDRÓGENO

$1s^1$

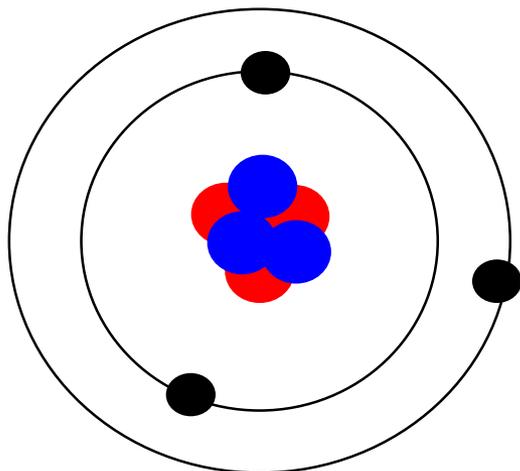


$1s^2$

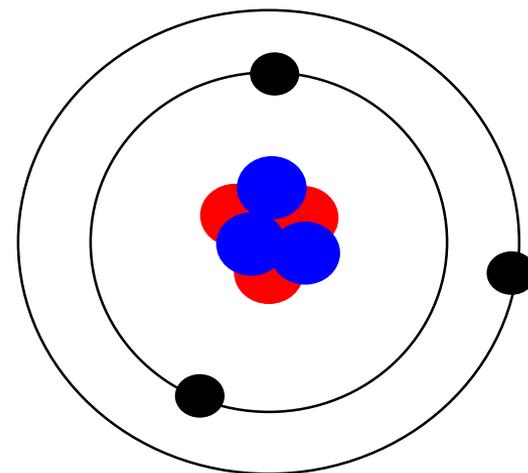


LITIO

$1s^2 2s^1$



$1s^2$



# RECAPITULACIÓN

- Existen 3 grandes clasificaciones de enlace químicos:
  1. Enlace covalente.
  2. Enlace iónico.
  3. “Enlace metálico”.
- El **tipo de enlace** se determina por la **diferencia de electronegatividad** entre los átomos que participan.

# RECAPITULACIÓN

Valores de Electronegatividad según Pauling

1	H 2.1																	He
2	Li 1.0	Be 1.5										B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0		Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2										Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0		Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	Y 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.3	Hf 1.5	Ta 1.7	W 1.9	Re 2.2	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.4	Au 1.9	Hg 1.8	Tl 1.9	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

# RECAPITULACIÓN

## ENLACE IÓNICO

- Diferencia EN es **superior a 2 (aprox)**.
- Entre un **metal** y **no metal**.
- Un átomo **pierde electrón(es)** y otro **gana electrón(es)**.
- Se forman iones: catión (+) y anión (-).
- Ejemplo: NaCl, KCl, MgCl<sub>2</sub>, CaF<sub>2</sub>, etc.

**METALES**  
**NO METALES**

**PIERDEN e-**

e-

**GANAN e-**

Tabla Periódica de los Elementos

1																	18
1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.003
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012											5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Fluor 18.998	10 Ne Neón 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305											13 Al Aluminio 26.982	14 Si Silicio 28.086	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.064	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.845	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.693	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.631	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.971	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 84.798
37 Rb Rubidio 84.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Ytrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.95	43 Tc Tecnecio 98.907	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.906	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.868	48 Cd Cadmio 112.414	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.711	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Telurio 127.4	53 I Yodo 126.904	54 Xe Xenón 131.294
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.328	57-71 Lantánido	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.948	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.227	78 Pt Platino 195.085	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.592	81 Tl Talio 204.382	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Polonio [209]	85 At Astatino 208.987	86 Rn Radón 222.018
87 Fr Francio 223.020	88 Ra Radio 226.025	89-103 Actínido	104 Rf Rutherfordio [261]	105 Db Dubnio [262]	106 Sg Seaborgio [266]	107 Bh Bohrio [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerio [268]	110 Ds Darmstadtio [289]	111 Rg Roentgenio [271]	112 Cn Copernicio [277]	113 Uut Ununtrio desconocido	114 Fl Flerovio [289]	115 Uup Ununpentio desconocido	116 Lv Livermorio [293]	117 Uus Ununseptio desconocido	118 Uuo Ununoctio desconocido

# RECAPITULACIÓN

## ENLACE COVALENTE

- Ambos átomos dan electrones para **compartir**, y sucede entre elementos **no metálicos**.

- Enlace **covalente polar** tiene diferencia EN entre **2 a 0.5**. La molécula formada presenta **polos**.

Ejemplo: Agua, Acetona, Ácido acético (vinagre), etc.

- Enlace **covalente apolar** tiene diferencia EN entre **0.5 a 0.0**. La molécula formada **no** presenta polos.

Ejemplo: CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>, etc.

# RECAPITULACIÓN

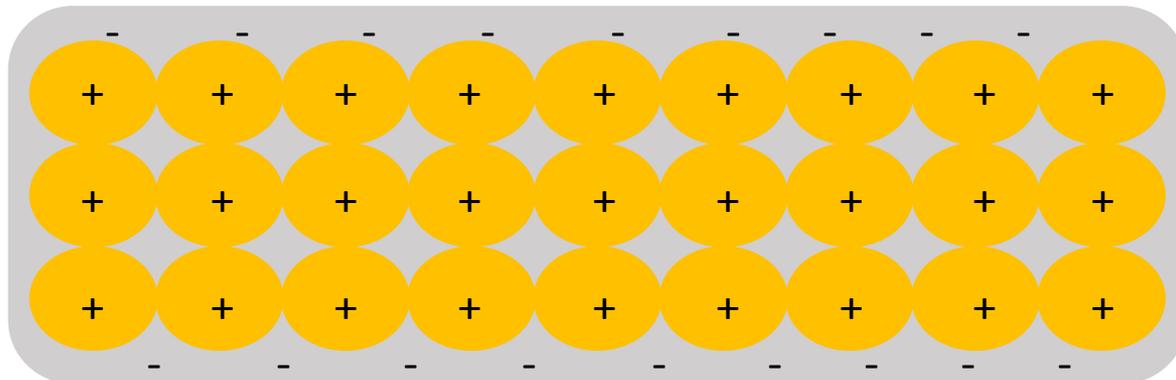
## ENLACE COVALENTE DATIVO / COORDINADO

- Uno de los átomos participantes da todos los electrones a compartir.
- El otro átomo tiene un orbital electrónico para aceptar los electrones.
- Ejemplo: Ozono ( $O_3$ ) y  $NH_4$ .

# RECAPITULACIÓN

## ENLACE METÁLICO

- Se presenta entre **elementos metálicos**.
- No es un enlace químico en si.
- Se forma una **nube electrónica**.

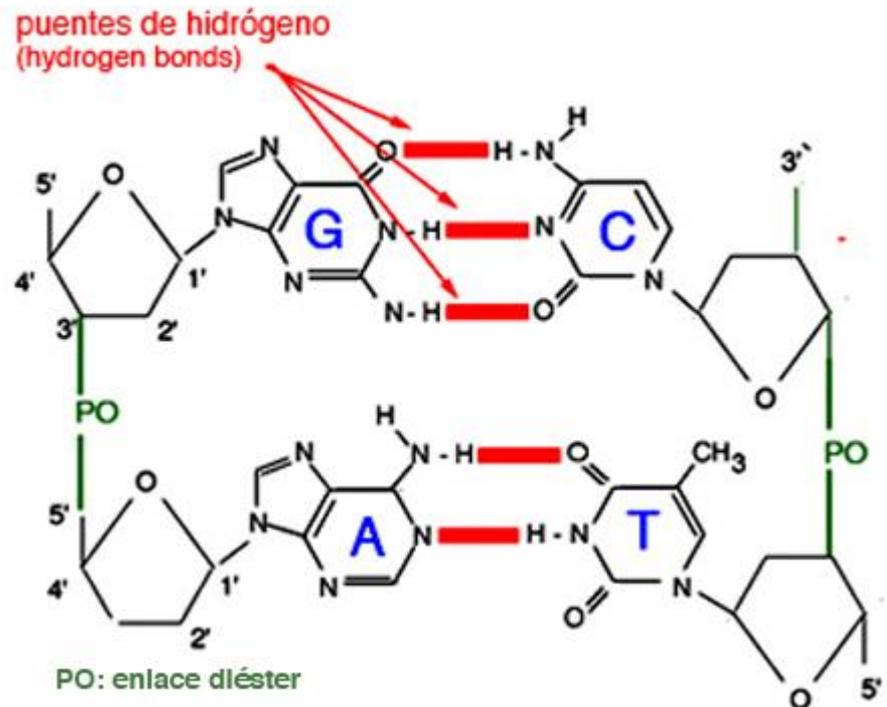
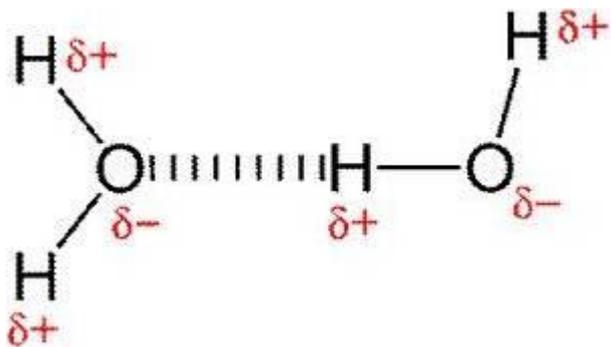


# RECAPITULACIÓN

- Fuerzas intermoleculares es entre moléculas.
- Se basa en **atracción electroestática** (atracción cargas positivas a negativas).
- Ordenadas de **más fuertes a más débiles son**: Puentes de hidrógeno, ión-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y Fuerzas de dispersión de London (dipolo inducido – dipolo inducido).

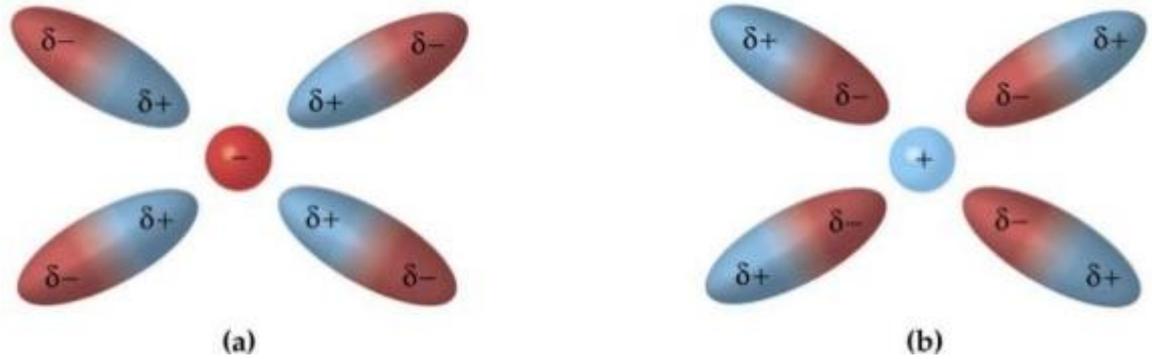
# RECAPITULACIÓN

## PUENTES DE HIDRÓGENO

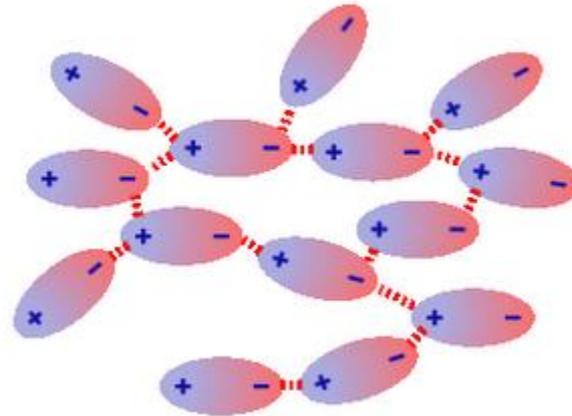


# RECAPITULACIÓN

## IÓN – DIPOLO

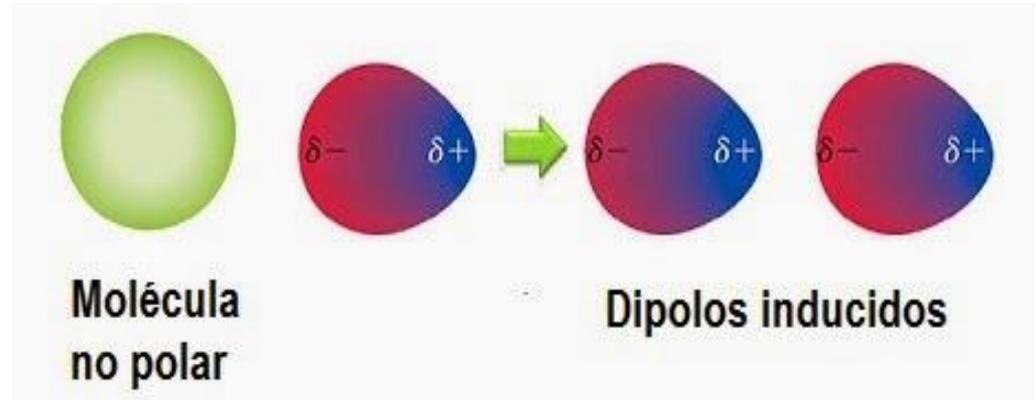


## DIPOLO - DIPOLO

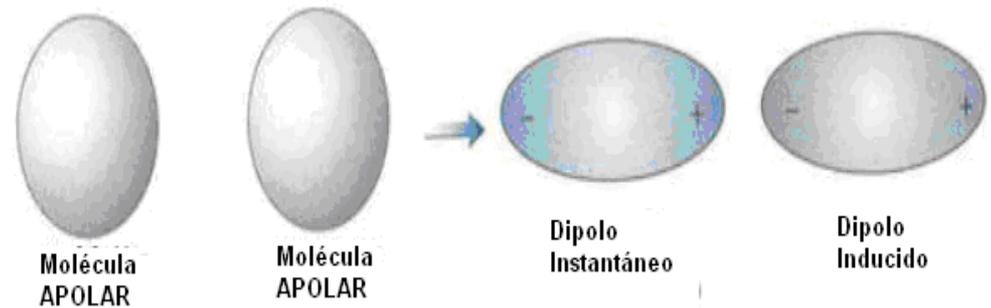


# RECAPITULACIÓN

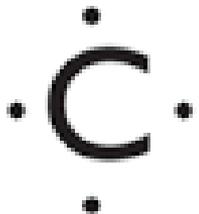
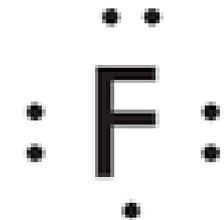
## DIPOLO – DIPOLO INDUCIDO



## FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON



# NIVEL Y ELECTRONES DE VALENCIA



# INTRODUCCIÓN

- Los **átomos interactúan** entre si por medio de sus **electrones**.
- Estos (electrones) tienen relación con la formación de **enlaces y reacciones químicas**.
- El **núcleo atómico** se mantiene **estable** sin importar el proceso (excepto en la radioactividad).
- Pero, **¿Interactúan todos los electrones de un átomo?**

# NIVEL Y ELECTRONES DE VALENCIA

- **No interactúan todos** los electrones de un átomo, solo los **más externos**.
- Los electrones más externos se ubican en el **nivel de energía más externo**.
- Este último nivel de energía se denomina **nivel de valencia**.
- Los electrones presentes en el nivel de valencia, son los llamados **electrones de valencia**.

## EJEMPLO N°1

- Un átomo de especie “A” presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . ¿Cuál es su nivel de valencia? ¿Cuántos electrones de valencia tiene?

## EJEMPLO N°2

- Un átomo de especie “A” presenta carga 2+ y la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . ¿Cuál es su nivel de valencia del átomo A en estado fundamental? ¿Cuántos electrones de valencia tiene el átomo en estado fundamental?

## EJEMPLO N°3

- Un átomo de especie “A” presenta un nivel de valencia 2 y 3 electrones de valencia. ¿Cuál es la configuración electrónica del elemento A?

## EJEMPLO N°4

- Un átomo de especie “A” presenta los siguientes números cuánticos:  $n = 3$  ;  $l = 2$  ;  $m = 0$  ;  $s = -\frac{1}{2}$ . ¿Cuántos electrones de valencia presenta el átomo “A”?

# VALENCIA Y SÍMBOLO DE LEWIS

- Como los electrones más internos “no interactúan”, uno se centra en los **electrones externos**.
- Para ello, se ha generado una **simbología** para escribir los electrones de valencia de un elemento.
- Consta de escribir el **símbolo químico** del elemento en el centro, **alrededor los electrones de valencia** y si están **apareados o no** (Regla máxima multiplicidad de Hund / Ley de la micro).

1. Tener el elemento.

*Ejemplo: Flúor ( ${}^{19}_9F$ )*

2. Obtener la cantidad de electrones del átomo fundamental.

*Ejemplo: 9 electrones.*

3. Realizar la configuración electrónica del elemento.

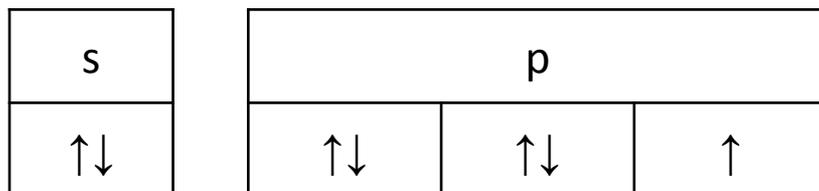
*Ejemplo:  $1s^2 2s^2 2p^5$ .*

4. Encontrar la cantidad de electrones de valencia.

*Ejemplo: 7 electrones de valencia.*

5. Determinar cuales electrones del nivel de valencia están apareados y cuales no (Ver subniveles y número magnético).

*Ejemplo:*

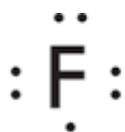


6. Se escribe en el centro el símbolo químico. y alrededor puntos que representan los electrones. Se ponen 2 juntos si están apareados.

*Ejemplo: F.*

7. Se escribe alrededor puntos que representan los electrones. Se ponen 2 juntos si están apareados.

*Ejemplo:*



*\*No importa la ubicación de los puntos, si no que sean la cantidad correcta y que estén correctamente apareados/desapareados\**

# EJEMPLO N°1

- Un elemento “X” tiene configuración electrónica: ¿Cuál es su símbolo de Lewis?

## EJEMPLO N°2

- Un elemento “X” tiene configuración electrónica: ¿Cuál es su símbolo de Lewis?

## EJEMPLO N°3

- Un elemento “X” tiene el símbolo de Lewis anexo. ¿Cuántos electrones de valencia tiene?

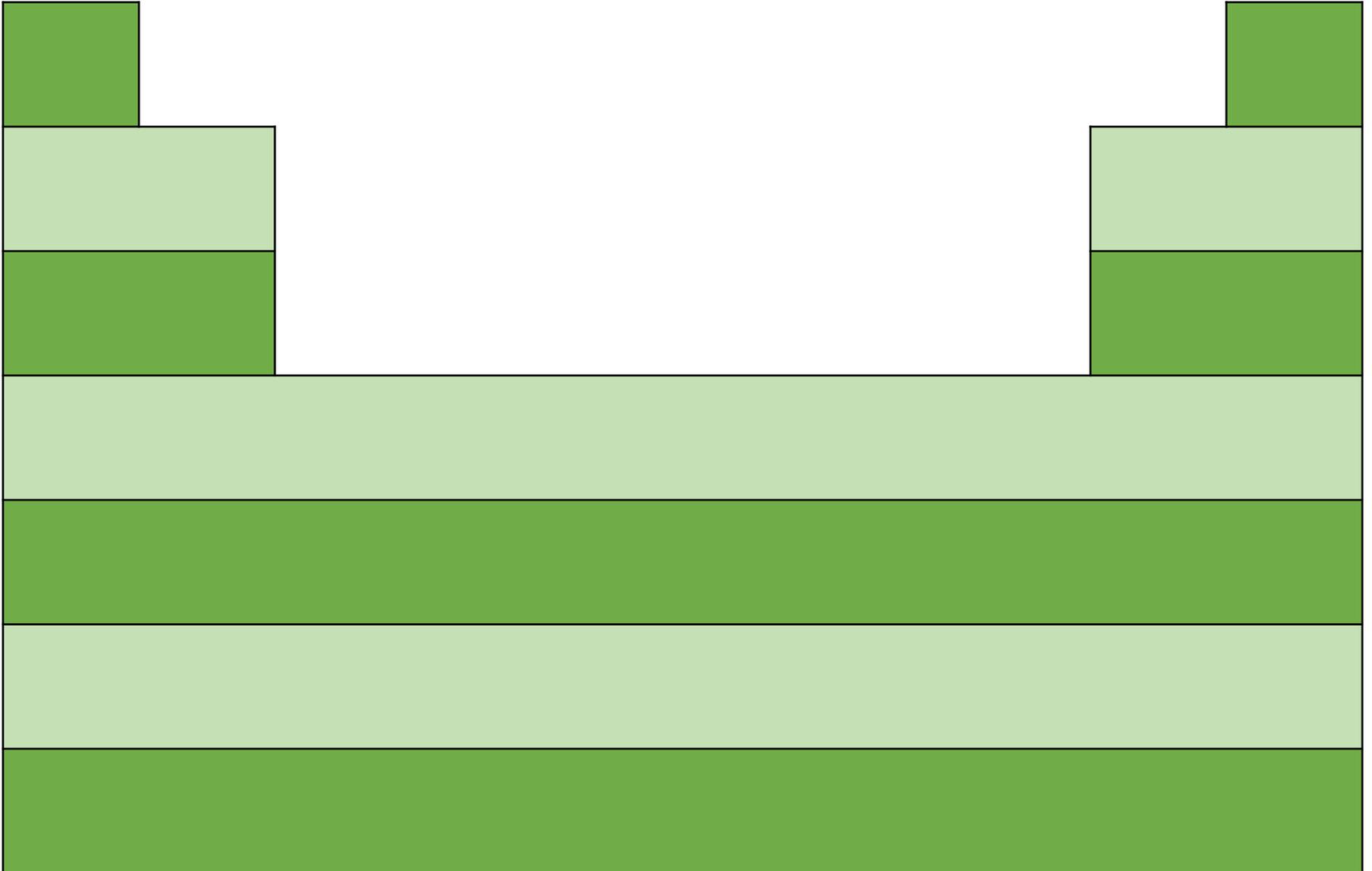
# VALENCIA Y TABLA PERIÓDICA

- Recordar que la tabla periódica se divide en **periodos** y **grupos**.
- Los **periodos** se relacionan el último nivel de energía, es decir, el **nivel de valencia**.
- Los **grupos/familias** se relacionan con la cantidad de electrones, es decir, **electrones de valencia**.
- Nos centraremos en la familia A, por ser de un comportamiento “más regular”.

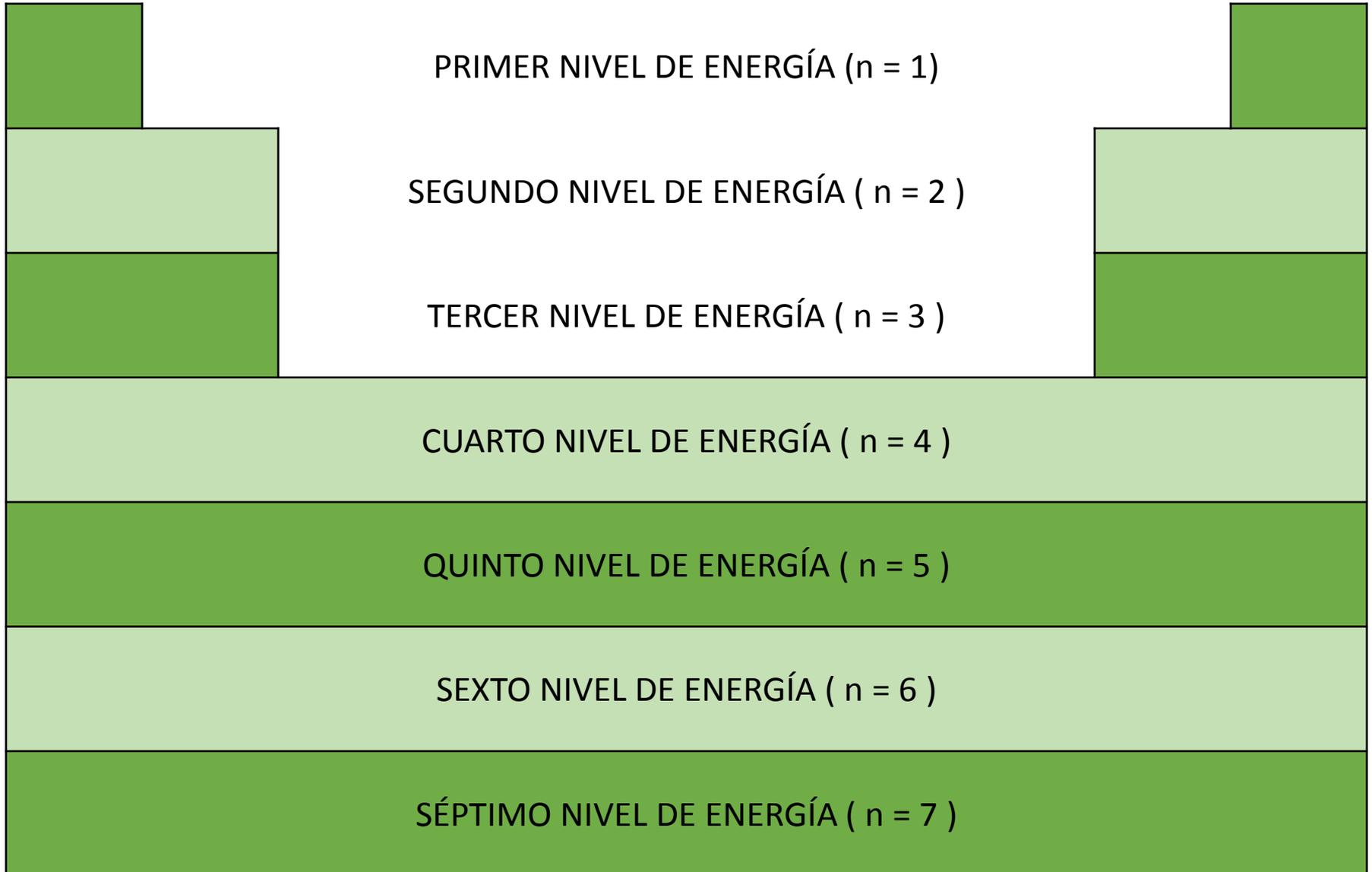
# VALENCIA Y TABLA PERIÓDICA

- Recordar que la tabla periódica se divide en **periodos** y **grupos**.
- Los **periodos** se relacionan el último nivel de energía, es decir, el **nivel de valencia**.
- Los **grupos/familias** se relacionan con la cantidad de electrones, es decir, **electrones de valencia**.
- Nos centraremos en la familia A, por ser de un comportamiento “más regular”.

# PERIODOS



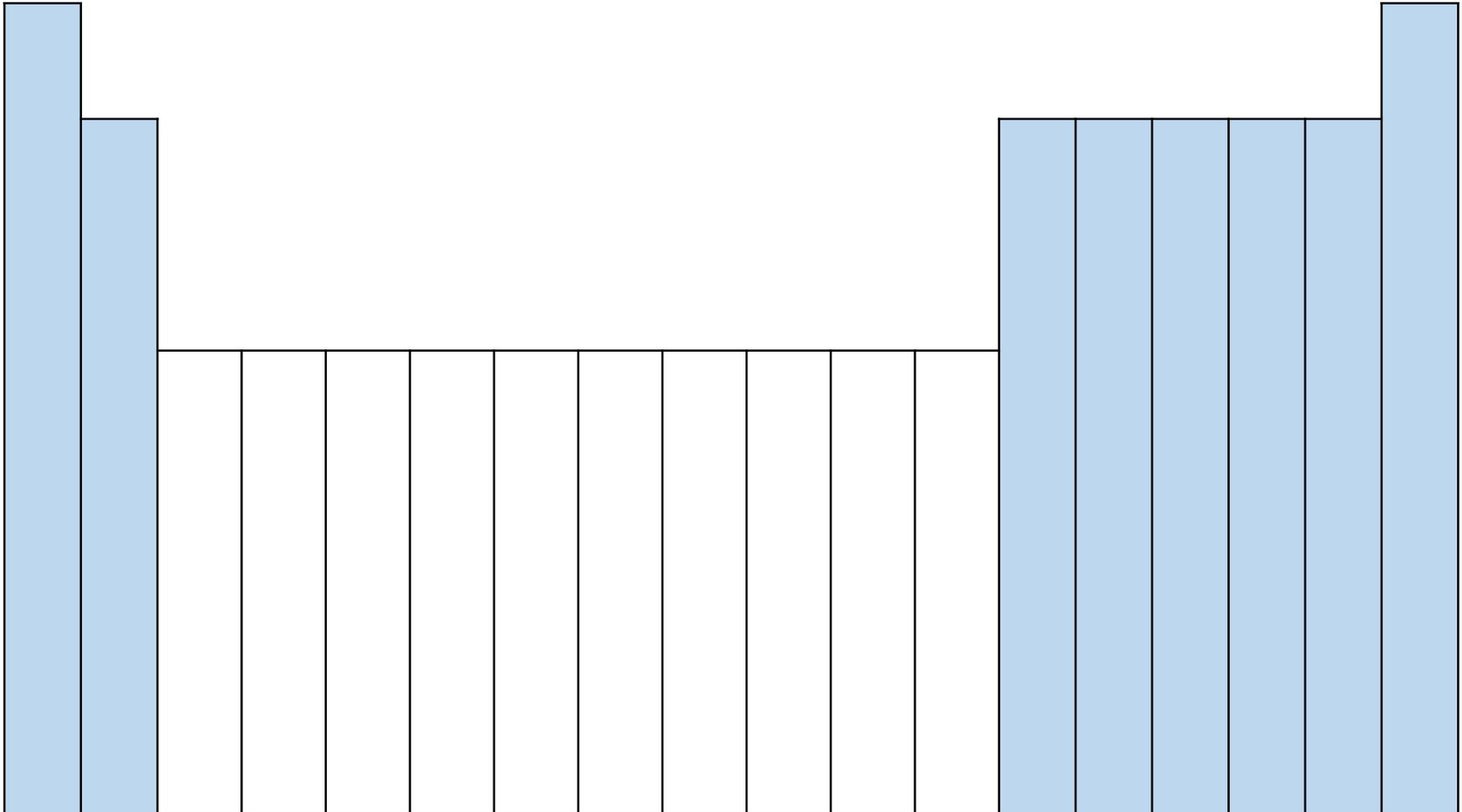
# PERIODOS



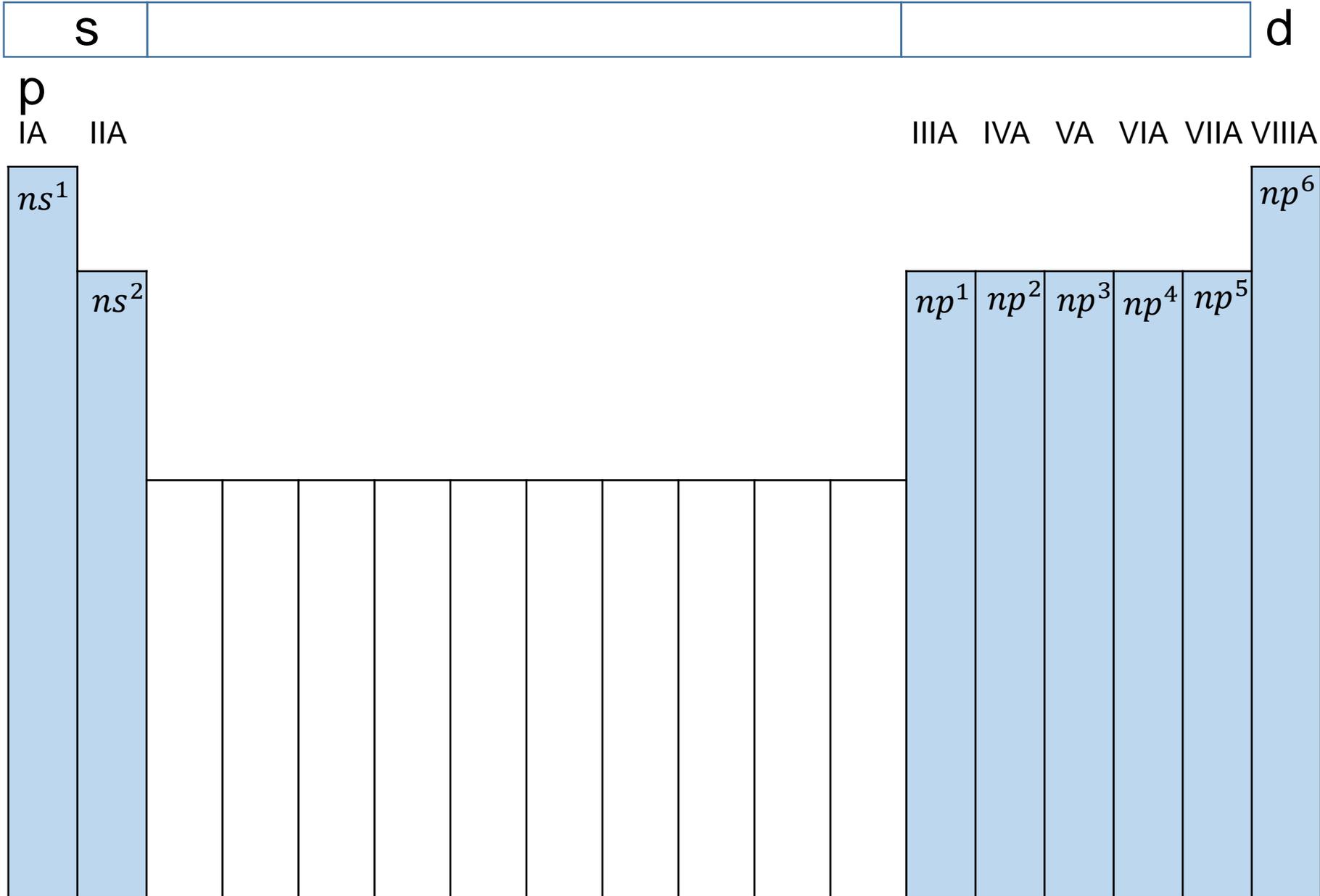
# FAMILIAS A

s			d
---	--	--	---

p



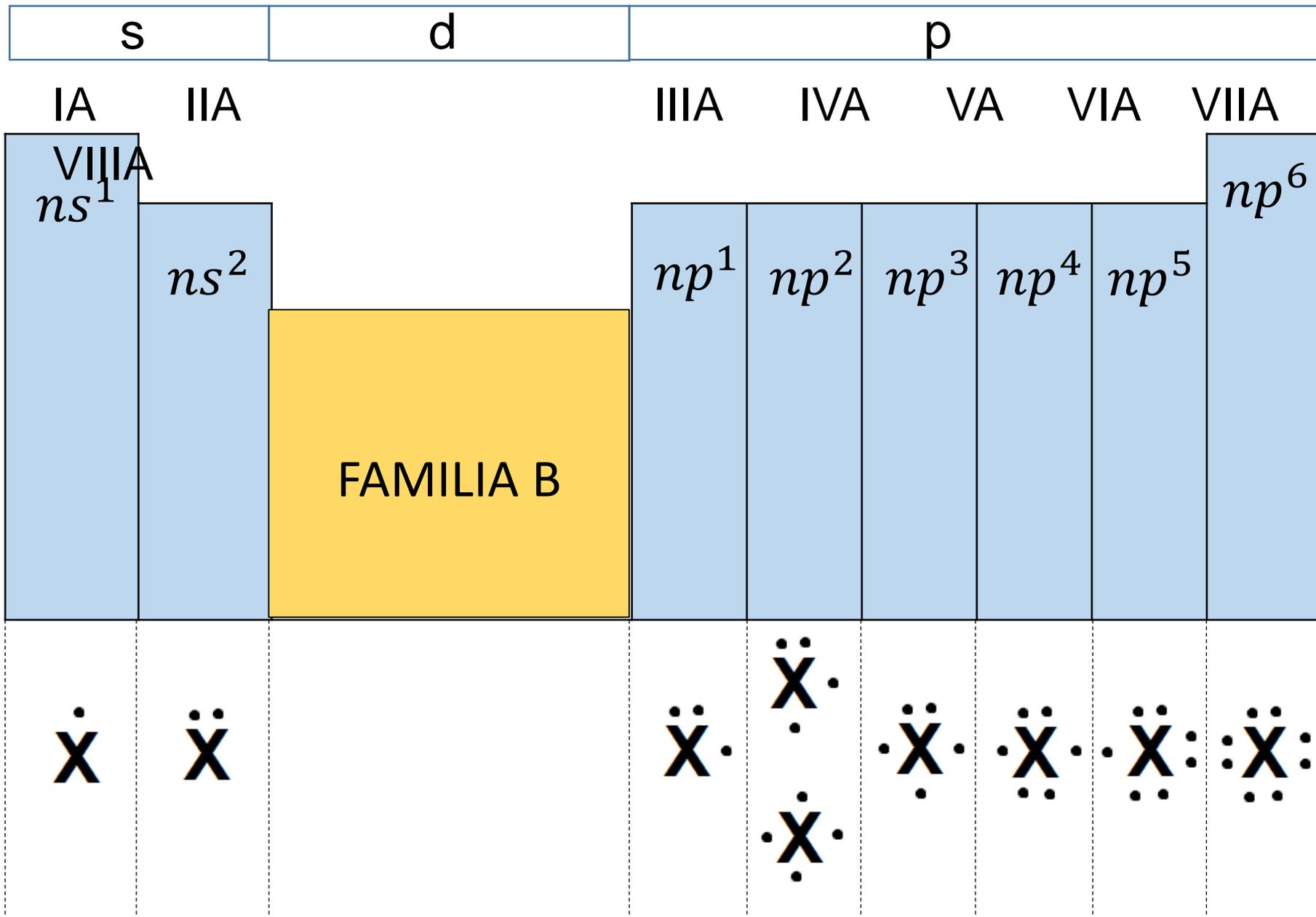
# FAMILIAS A



# VALENCIA Y FAMILIA A

- Nos centramos en las familia A, porque presenta mayor regularidad.
- La **enumeración de la familia** va en relación con la cantidad de **electrones de valencia**, que presenta dicha familia.  
Ejemplo: Elementos de la familia IA tienen 1 electrón de valencia.
- Para ello, se representa toda una familia A con la **letra “X”** y la cantidad de electrones valencia **apareados** y **desapareados**.

# FAMILIAS A

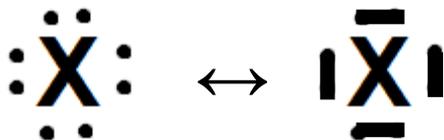
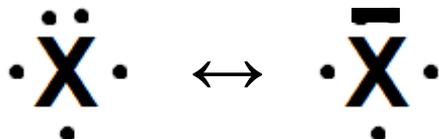
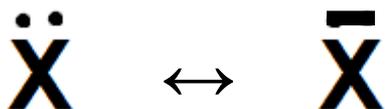


I A

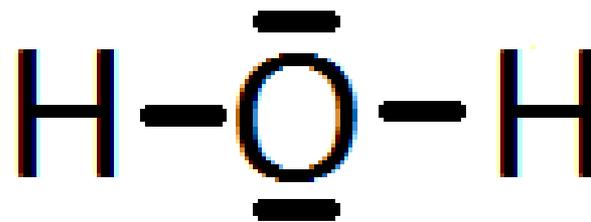
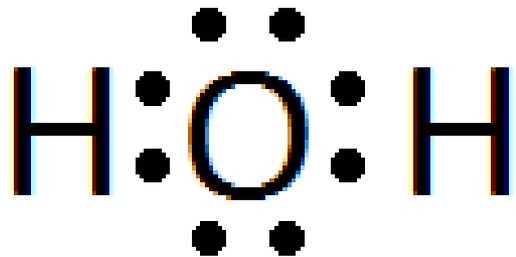
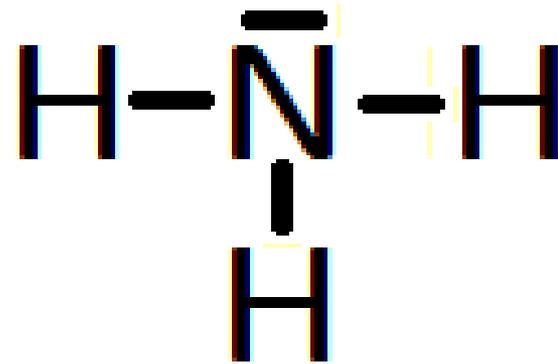
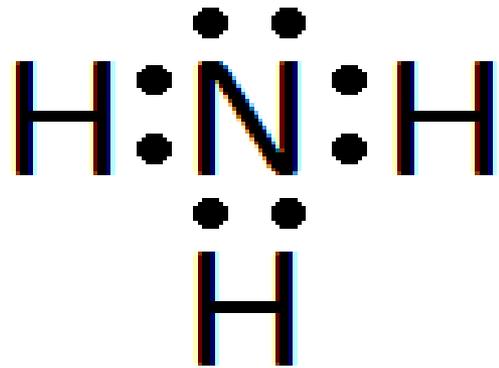
VIII A

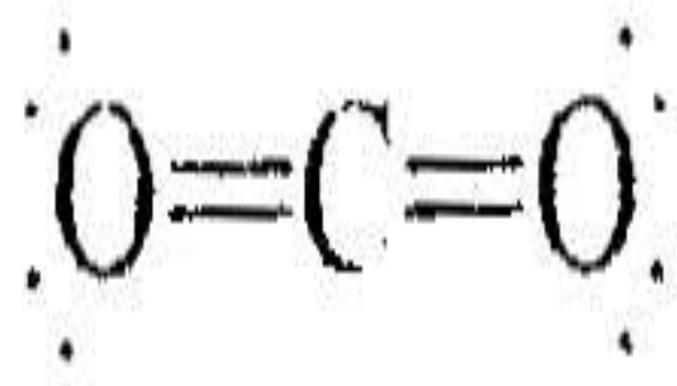
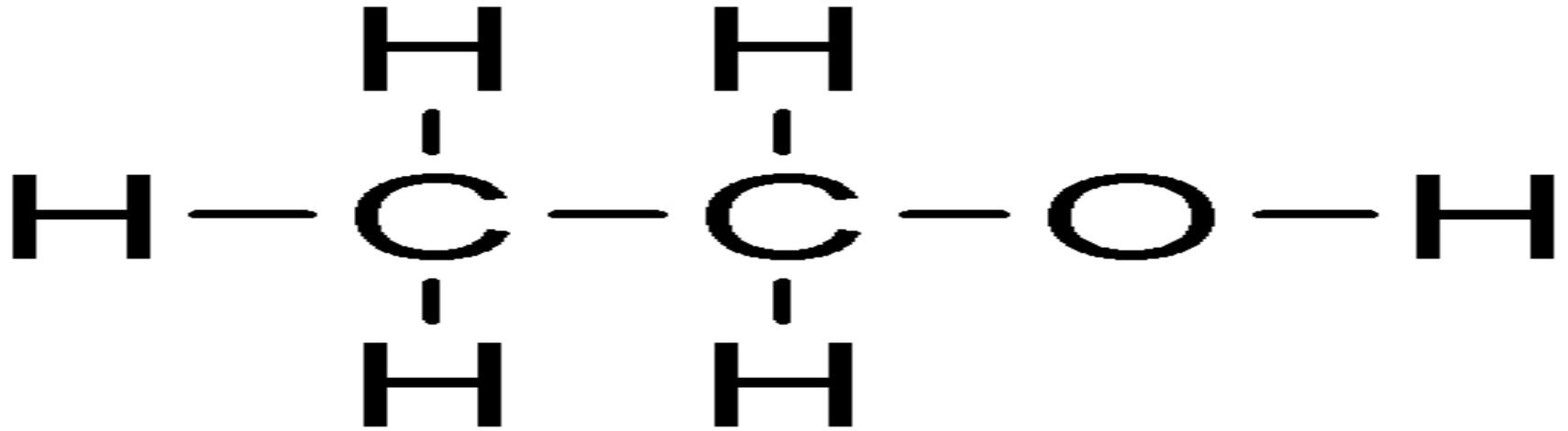
H	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	
Li	Be	<b>¡¡INCORRECTO!!</b>	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

- En los símbolos de Lewis, los electrones de valencia que se encuentran **apareados** también se pueden escribir como una línea.
- Es decir, una **línea = 2 electrones**.



# SÍMBOLO DE LEWIS Y ENLACES QUÍMICOS





## EJERCICIO PSU N°1

- Un elemento presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . ¿Cuál es su periodo, familia, nivel de valencia y número de electrones de valencia?

	PERIODO	GRUPO	NIVEL DE VALENCIA	ELECTRONES DE VALENCIA
A)	3	VIIA	2	7
B)	2	VIA	3	5
C)	3	VA	2	7
D)	2	VIA	2	5
E)	3	VIIA	3	7

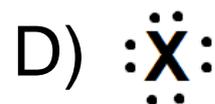
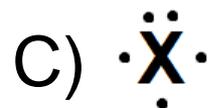
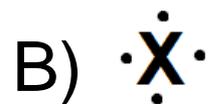
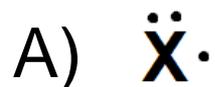
## EJERCICIO PSU N°1

- Un elemento presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . ¿Cuál es su periodo, familia, nivel de valencia y número de electrones de valencia?

	PERIODO	GRUPO	NIVEL DE VALENCIA	ELECTRONES DE VALENCIA
A)	3	VIIA	2	7
B)	2	VIA	3	5
C)	3	VA	2	7
D)	2	VIA	2	5
<b>E)</b>	<b>3</b>	<b>VIIA</b>	<b>3</b>	<b>7</b>

## EJERCICIO PSU N°2

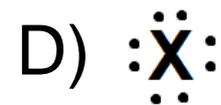
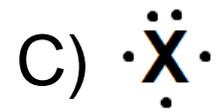
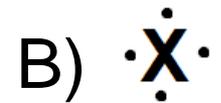
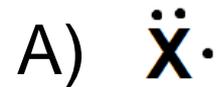
- Los átomos de un elemento presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . ¿Qué símbolo de Lewis representa al elemento correctamente?



E) Ninguna de las anteriores.

## EJERCICIO PSU N°2

- Los átomos de un elemento presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . ¿Qué símbolo de Lewis representa al elemento correctamente?

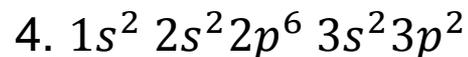
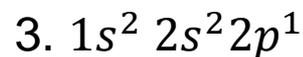
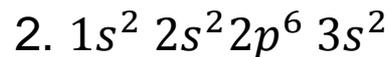
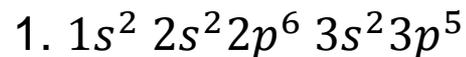


**E) Ninguna de las anteriores.**

## EJERCICIO PSU N°3

- A continuación se presentan 2 columnas (A y B). La columna A corresponde a unas series de configuraciones electrónicas (átomos en estado fundamental), y en la columna B símbolos de Lewis. Al asociar correctamente los términos en A con B, la enumeración de esta última de arriba a abajo, es:

### COLUMNA A



### COLUMNA B



A) 1 – 2 – 3 – 4.

B) 4 – 3 – 2 – 1.

C) 2 – 3 – 1 – 4.

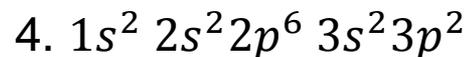
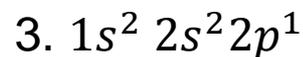
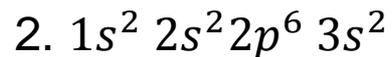
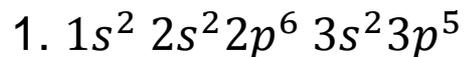
D) 3 – 2 – 4 – 1.

E) 4 – 1 – 3 – 2.

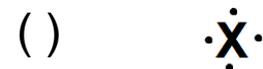
## EJERCICIO PSU N°3

- A continuación se presentan 2 columnas (A y B). La columna A corresponde a unas series de configuraciones electrónicas (átomos en estado fundamental), y en la columna B símbolos de Lewis. Al asociar correctamente los términos en A con B, la enumeración de esta última de arriba a abajo, es:

### COLUMNA A



### COLUMNA B



A) 1 – 2 – 3 – 4.

B) 4 – 3 – 2 – 1.

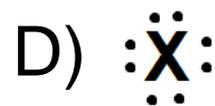
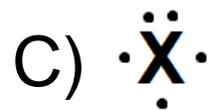
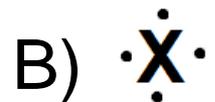
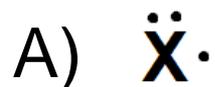
C) 2 – 3 – 1 – 4.

**D) 3 – 2 – 4 – 1.**

E) 4 – 1 – 3 – 2.

## EJERCICIO PSU N°4

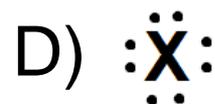
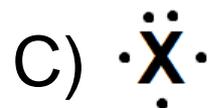
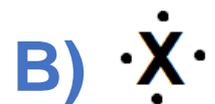
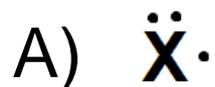
- Se presenta un ion con carga -3 con la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . ¿Qué símbolo de Lewis responde correctamente a la familia que pertenece el átomo del ion, es estado fundamental?



E) Ninguna de las anteriores.

## EJERCICIO PSU N°4

- Se presenta un ion con carga -3 con la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . ¿Qué símbolo de Lewis responde correctamente a la familia que pertenece el átomo del ion, es estado fundamental?



E) Ninguna de las anteriores.

## EJERCICIO PSU N°5

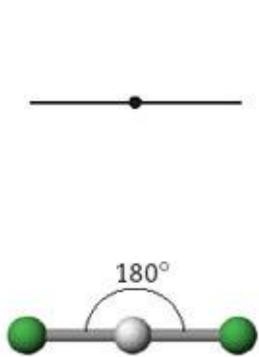
- Se presenta un catión de carga 3 y que presenta 2 electrones de valencia. ¿Cuántos electrones de valencia tiene el átomo en estado fundamental?
- A) 2.
- B) 3.
- C) 4.
- D) 5.
- E) Ninguna de las anteriores.

## EJERCICIO PSU N°5

- Se presenta un catión de carga 3 y que presenta 2 electrones de valencia. ¿Cuántos electrones de valencia tiene el átomo en estado fundamental?
- A) 2.
- B) 3.
- C) 4.
- D) 5.
- E) Ninguna de las anteriores.**

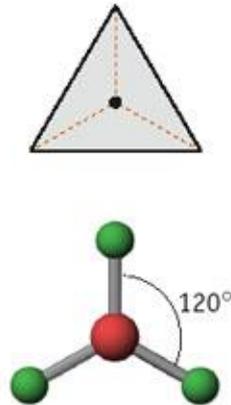
# GEOMETRÍA MOLECULAR

Linear



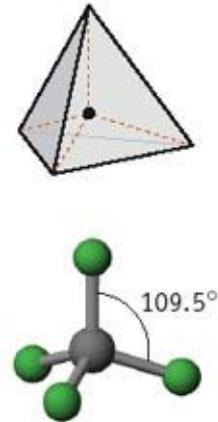
$AX_2$   
Example:  $BeF_2$

Trigonal-planar



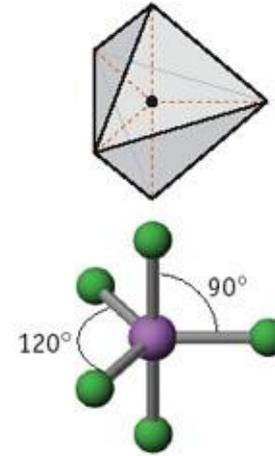
$AX_3$   
Example:  $BF_3$

Tetrahedral



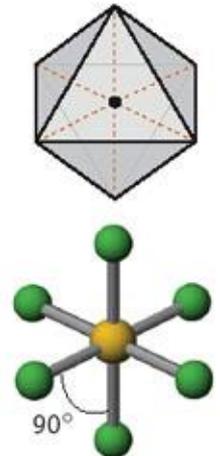
$AX_4$   
Example:  $CF_4$

Trigonal-bipyramidal



$AX_5$   
Example:  $PF_5$

Octahedral



$AX_6$   
Example:  $SF_6$

# INTRODUCCIÓN

- Las moléculas son entidades que presentan **dimensiones** en el espacio.
- Según la **cantidad de átomos** que se asocien y número de **pares de electrones** de valencia **libres**, se determinará la **forma de la molécula**.
- La forma confiere propiedades a la molécula, como determinar (en cierto nivel) la **polaridad** de esta.

## TEORÍA DE REPULSIONES DE PARES ELECTRÓNICOS DE VALENCIA (TREPV)

- “Se basa en el hecho que los electrones tienden a **repelerse** entre sí (por similitud de cargas). Por tal motivo, los **orbitales** que contienen a los electrones se orientan de tal forma que queden lo **más alejados entre si** [1].
- Es **ordenar** los orbitales con los electrones de la forma **más estable**, en cuanto a **cada molécula** (número de orbitales y número de electrones).

- Se basa en escribir la molécula bajo la siguiente manera:



En donde:

A: Átomo central

X: Átomos asociados / secundarios

n: Número de átomos asociados / secundarios

E: Pares de electrones libres

m: Número de pares de electrones libres

# GEOMETRÍAS MOLECULARES I

Átomos unidos	Pares libres	Geometría	Ejemplo	Ángulos
2	0	 Lineal	<chem>O=C=O</chem>	$180^\circ$
3	0	 Triangular	<chem>C=O</chem>	$120^\circ$
	1	 Angular	<chem>S=O</chem>	$< 120^\circ$
4	0	 Tetraédrica	<chem>C</chem>	$109,5^\circ \sim$
	1	 Pirámide trigonal	<chem>N</chem>	$107,5^\circ \sim$
	2	 Angular	<chem>O</chem>	$104,5^\circ \sim$

# GEOMETRÍAS MOLECULARES II

MOLÉCULAS	TIPO	GEOMETRÍA	ÁNGULO DE ENLACE
CO <sub>2</sub> / HCN	AX <sub>2</sub>	Lineal	180°
BI <sub>3</sub> / AlCl <sub>3</sub>	AX <sub>3</sub>	Trigonal plana	120°
O <sub>3</sub> / SO <sub>2</sub>	AX <sub>2</sub> E	Angular	Menor a 120°
CH <sub>4</sub> / CCl <sub>4</sub>	AX <sub>4</sub>	Tetraedro regular	109,5°
NH <sub>3</sub> / PCl <sub>3</sub>	AX <sub>3</sub> E	Piramidal	Menor a 109,5°
H <sub>2</sub> O / H <sub>2</sub> S	AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	Angular	Menor a 109,5°
PH <sub>5</sub>	AX <sub>5</sub>	Bipirámide trigonal	180°, 120° y 90°
SH <sub>4</sub> / SBr <sub>4</sub>	AX <sub>4</sub> E	Tetraedro irregular	180°, 90° y menor a 120°
ClF <sub>3</sub> / AtI <sub>3</sub> / BrI <sub>3</sub>	AX <sub>3</sub> E <sub>2</sub>	Forma de T	180° y 120°
ClF <sub>2</sub> <sup>-</sup> / BrF <sub>2</sub> <sup>-</sup>	AX <sub>2</sub> E <sub>3</sub>	Lineal	180°

## EJERCICIO PSU N°6

- Se presenta una molécula que presenta enlaces covalentes. Se conforma por 2 átomos de la familia IA y un átomo de la familia VIA. ¿Cuál es la geometría molecular más probable que se forme?

- A) Lineal.
- B) Tetraedro regular.
- C) Angular.
- D) Trigonal plana.
- E) Piramidal.

## EJERCICIO PSU N°6

- Se presenta una molécula que presenta enlaces covalentes. Se conforma por 2 átomos de la familia IA y un átomo de la familia VIA. ¿Cuál es la geometría molecular más probable que se forme?
- A) Lineal.
- B) Tetraedro regular.
- C) Angular.**
- D) Trigonal plana.
- E) Piramidal.

## EJERCICIO PSU N°7

- Un átomo presenta la siguiente forma de representación en la TREPV:  $AX_2$ . ¿Cuál es el ángulo de la molécula?

- A)  $104,5^\circ$ .
- B)  $107,5^\circ$ .
- C)  $109,5^\circ$ .
- D)  $120^\circ$ .
- E)  $180^\circ$ .

## EJERCICIO PSU N°7

- Un átomo presenta la siguiente forma de representación en la TREP.V:  $AX_2$ . ¿Cuál es el ángulo de la molécula?

A)  $104,5^\circ$ .

B)  $107,5^\circ$ .

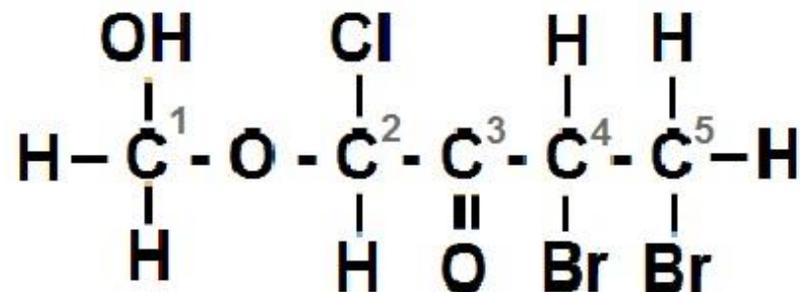
C)  $109,5^\circ$ .

D)  $120^\circ$ .

**E)  $180^\circ$ .**

## EJERCICIO PSU N°8

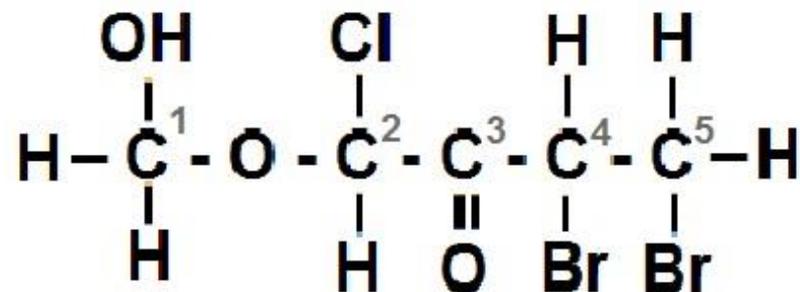
- A partir de la molécula anexa, ¿Qué geometría moleculares se presentan en torno a los átomos 1, 2 y 3?



	ÁTOMO 1	ÁTOMO 2	ÁTOMO 3
A)	Lineal	Angular	Tetraedro regular
B)	Tetraedro regular	Tetraedro regular	Trigonal plana
C)	Piramidal	Tetraedro regular	Lineal
D)	Tetraedro regular	Tetraedro regular	Piramidal
E)	Lineal	Lineal	Lineal

## EJERCICIO PSU N°8

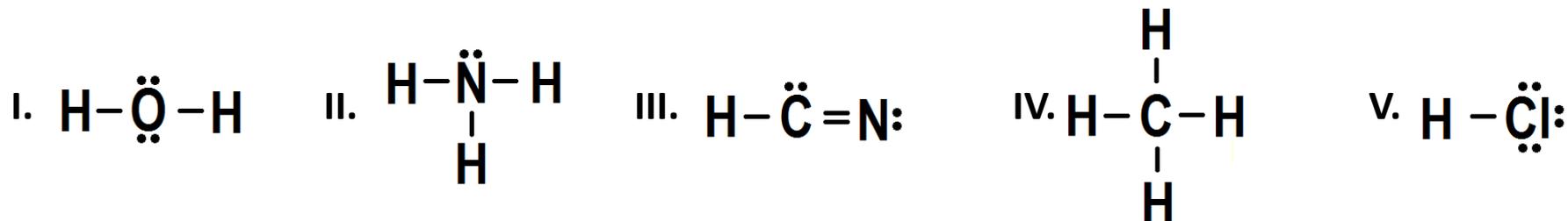
- A partir de la molécula anexa, ¿Qué geometría moleculares se presentan en torno a los átomos 1, 2 y 3?



	ÁTOMO 1	ÁTOMO 2	ÁTOMO 3
A)	Lineal	Angular	Tetraedro regular
<b>B)</b>	<b>Tetraedro regular</b>	<b>Tetraedro regular</b>	<b>Trigonal plana</b>
C)	Piramidal	Tetraedro regular	Lineal
D)	Tetraedro regular	Tetraedro regular	Piramidal
E)	Lineal	Lineal	Lineal

## EJERCICIO PSU N°9

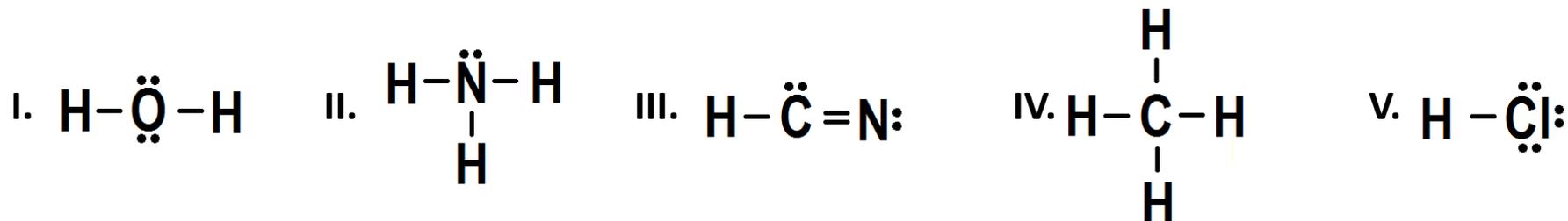
- A partir de las siguientes moléculas anexadas, ¿Cuáles no responden correctamente a un símbolo de Lewis?



- A) Sólo I.  
B) II y IV.  
C) III, IV y V.  
D) II, III, IV y V.  
E) Ninguna de las anteriores.

## EJERCICIO PSU N°9

- A partir de las siguientes moléculas anexadas, ¿Cuáles no responden correctamente a un símbolo de Lewis?



A) Sólo III.

B) II y IV.

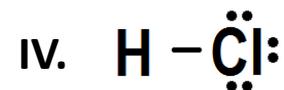
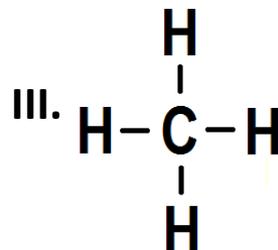
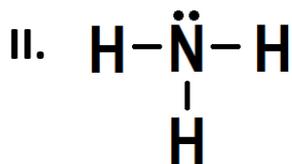
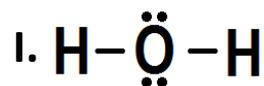
C) III, IV y V.

D) II, III, IV y V.

E) Ninguna de las anteriores.

## EJERCICIO PSU N°10

- A partir de las siguientes moléculas anexadas, ¿Cuáles presentan una geometría lineal y/o tetraédrica regular?



A) Sólo I.

B) I y II.

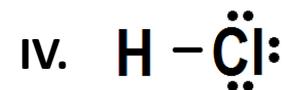
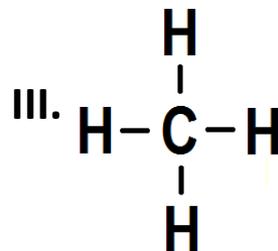
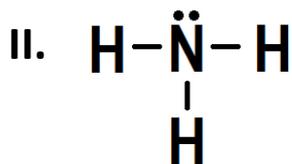
C) III y IV.

D) I, II y III.

E) Ninguna de las anteriores.

## EJERCICIO PSU N°10

- A partir de las siguientes moléculas anexadas, ¿Cuáles presentan una geometría lineal y/o tetraédrica regular?



A) Sólo I.

B) I y II.

**C) III y IV.**

D) I, II y III.

E) Ninguna de las anteriores.



# INTRODUCCIÓN

- Los compuestos se componen de elementos distintos, en **proporciones determinadas**.
- No es un “sistema azaroso” en cuanto a la **formación de una molécula** y el **número de átomos**.
- Debido a la gran variedad de compuestos que existen y se pueden crear, se ha determinado formas para representarlos.

# FÓRMULAS QUÍMICAS

- Se representan los tipos de elementos que presenta una molécula y la cantidad de estos.
- Permiten calcular la **masa molecular** de la molécula.
- Permiten conocer indirectamente el **comportamiento de la molécula**.

# FÓRMULA MOLECULAR

- Se escriben todos los **elementos** y la **cantidad de átomos** de cada elemento.
- Cada compuesto tiene fórmula molecular **única**.

NOMBRE COMPUESTO	FÓRMULA MOLECULAR
Agua	H <sub>2</sub> O
Agua oxigenada	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
Cloruro de sodio	NaCl
Glucosa	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>
Metano	CH <sub>4</sub>
Ácido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>

# FÓRMULA EMPÍRICA / MÍNIMA

- Es la mínima relación entre la cantidad de átomos y los elementos, que presenta un compuesto
- Una fórmula mínima puede corresponder a más de un compuesto

NOMBRE COMPUESTO	FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA
Agua	$H_2O$	$H_2O$
Agua oxigenada	$H_2O_2$	HO
Cloruro de sodio	NaCl	NaCl
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	$CH_2O$
Metano	$CH_4$	$CH_4$
Hepteno	$C_7H_{14}$	$CH_2$
Dióxido de carbono	$CO_2$	$CO_2$
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	$CH_2O$

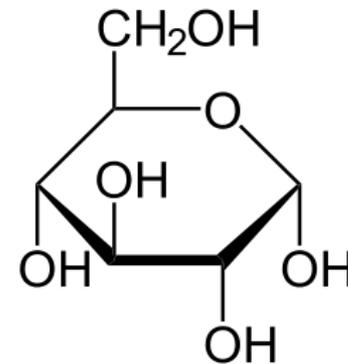
# FÓRMULA EMPÍRICA / MÍNIMA

- Es la mínima relación entre la cantidad de átomos y los elementos, que presenta un compuesto
- Una fórmula mínima puede corresponder a más de un compuesto

NOMBRE COMPUESTO	FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA
Agua	$H_2O$	$H_2O$
Agua oxigenada	$H_2O_2$	HO
Cloruro de sodio	NaCl	NaCl
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	<b><math>CH_2O</math></b>
Metano	$CH_4$	$CH_4$
Hepteno	$C_7H_{14}$	$CH_2$
Dióxido de carbono	$CO_2$	$CO_2$
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	<b><math>CH_2O</math></b>

# OTRAS FÓRMULAS

## FÓRMULA SEMIDESARROLLADA



## FÓRMULA DESARROLLADA

