



QUIMICA COMUN



RECAPITULACIÓN

RECAPITULACIÓN

- Los **átomos** se relacionan por medio de **enlaces químicos (fuerzas intramoleculares)**. Ejemplo: Los hidrógenos y oxígeno del H_2O .
- Las **moléculas** y **compuestos** se relacionan entre sí por **fuerzas intermoleculares**. Ejemplo: Una molécula de agua con otra molécula de agua.

RECAPITULACIÓN

- Los enlaces y relaciones se realizan por medio de los **electrones más externos**, que se ubican en los niveles más externos de energía.
- Este nivel de energía más externo se denomina **nivel de valencia**, y los electrones presentes **electrones de valencia**.
- Un elemento puede representarse por medio de su **símbolo químico** y sus **electrones de valencia**, llamándose **símbolo de Lewis**.

RECAPITULACIÓN

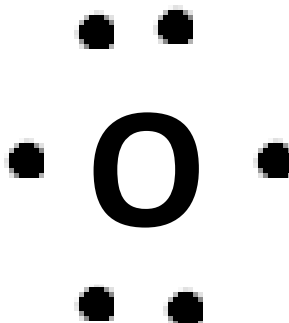
- En el símbolo de Lewis, se debe tener en consideración los **electrones apareados** y **desapareados**. Los apareados se escriben juntos .
- Los electrones apareados también se pueden escribir con una línea (**1 línea = 2 electrones**).
- La **representación de las moléculas** se hacen a partir de los símbolos de Lewis.

RECAPITULACIÓN

EJEMPLO: CASO OXÍGENO

- Cantidad de electrones: 8
- Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^4$.
- Nivel de valencia: 2.
- Electrones de valencia: 6 (2 pares apareados y 2 electrones desapareados).

- Representación:



CASO NITRÓGENO

- Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^3$



CASO CLORO

- Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

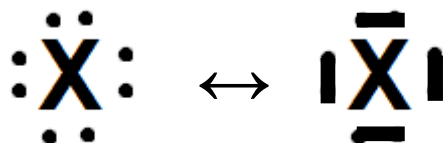
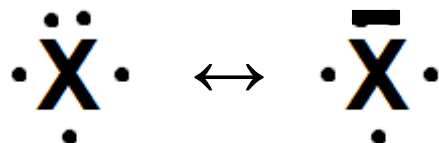


CASO CARBONO

- Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$



- 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**.



RECAPITULACIÓN

- Existe relación entre los **electrones de valencia** y los **grupos** de la tabla periódica.
- Los grupos se dan por tener una configuración electrónica parecida, pero en distinto nivel.
- En el caso de las **familia A**, la **enumeración** de la familia entre la **cantidad de electrones de valencia** de dicho grupo.

FAMILIAS A

s		d	p						
IA	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
ns^1	ns^2	FAMILIA B		np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6
$\dot{x}$	$\ddot{x}$		$\ddot{x}$	$\ddot{x}$	$\ddot{x}$	$\ddot{x}$	$\ddot{x}$	$\ddot{x}$	$\ddot{x}$

H	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	He
Li	Be	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						

RECAPITULACIÓN

- Según los electrones de valencia y la cantidad de átomos que participen, se determinará la **geometría molecular**.
- Se basa en **estabilizar** lo mejor posible los **orbitales** y los **electrones**, considerando sus **atracciones y repulsiones** de carga, denomina **TREPV** o **teoría de repulsión de pares de electrónicos de valencia**.

- 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

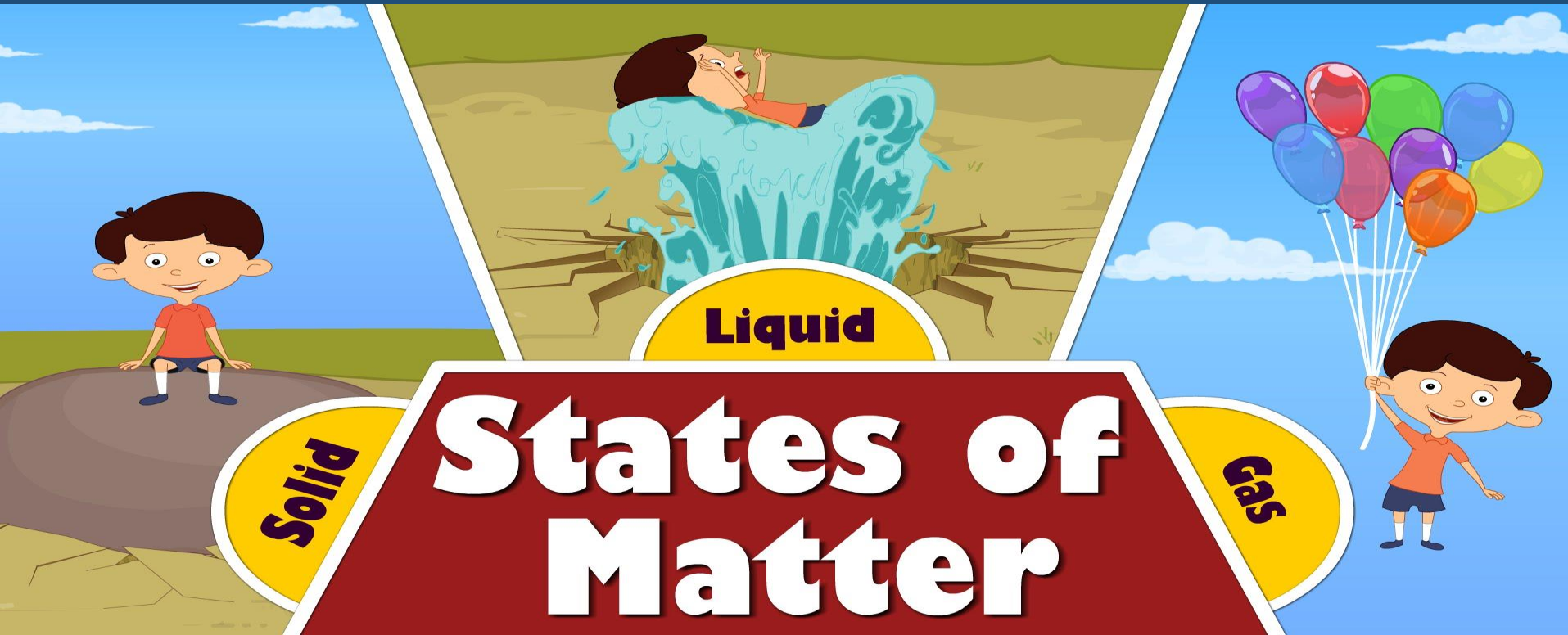
RECAPITULACIÓN

Átomos unidos	Pares libres	Geometría	Ejemplo	Ángulos
2	0	 Lineal	<chem>O=C=O</chem>	180°
3	0	 Triangular	<chem>H2C=O</chem>	120°
	1		<chem>SO2</chem>	$< 120^\circ$
4	0	 Tetraédrica	<chem>CH4</chem>	$109,5^\circ \sim$
	1		<chem>NH3</chem>	$107,5^\circ \sim$
	2		<chem>H2O</chem>	$104,5^\circ \sim$
	2			

RECAPITULACIÓN

MOLÉCULAS	TIPO	GEOMETRÍA	ÁNGULO DE ENLACE
CO_2 / HCN	AX_2		
$\text{BI}_3 / \text{AlCl}_3$	AX_3		
O_3 / SO_2	AX_2E	Angular	Menor a 120°
$\text{CH}_4 / \text{CCl}_4$	AX_4		
$\text{NH}_3 / \text{PCl}_3$	AX_3E		
$\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2\text{S}$	AX_2E_2		
PH_5	AX_5	Bipirámide trigonal	180° , 120° y 90°
$\text{SH}_4 / \text{SBr}_4$	AX_4E	Tetraedro irregular	180° , 90° y menor a 120°
$\text{ClF}_3 / \text{AtI}_3 / \text{BrI}_3$	AX_3E_2	Forma de T	180° y 120°
$\text{ClF}_2^- / \text{BrF}_2^-$	AX_2E_3	Lineal	180°

ESTADOS DE LA MATERIA



INTRODUCCIÓN

- En la naturaleza existen **4 estados** de la materia, pero **convencionalmente son 3: sólido, líquidos y gaseosos**.
- El estado se determina por el **tipo de elementos** que presente la molécula, como las **moléculas se relacionan entre si** y el **entorno** en que se encuentren.
- Al pasar de un estado a otro, ocurren **cambios FÍSICOS**, no cambian los enlaces químicos. Por lo tanto no hay cambio químico. **Cambian las fuerzas intermoleculares**.

INTRODUCCIÓN

- Un compuesto o elemento se presenta en los distintos estados de la materia. Al cambiar de estado, **NO cambia el elemento**.
- Hay conceptos que no se pueden igualar hablando estrictamente. Ejemplo: Ebullición $\neq$ Evaporación.

SÓLIDOS

- Corresponden al momento en que las moléculas entre si se encuentran **muy próximas**.
- Existe un **orden molecular**, las moléculas presentan **poca energía cinética** y gran cantidad de fuerzas intermoleculares.
- Presentan **forma** y **volumen constantes**, que se puede **dilatar o contraer** ($\neq$ comprimir).
- Normalmente son los que presentan mayor densidad.
Caso particular: Agua.

LÍQUIDOS

- Presentan **mayor desorden molecular** que los sólidos, al presentar **mayor energía cinéticas** sus moléculas.
- Hay **menor** cantidad de **fuerzas intermoleculares**.
- No tienen forma fija, se adaptan al contenedor (**fluyen**) y no pueden ser comprimidos (**incompresibles**).
- Se pueden **dilatar como contraer**.

GASEOSO

- **No presentan forma ni volumen fijo.** Esto quiere decir, que fluyen y son compresibles.
- Se pueden dilatar como contraer, y pueden **difundir**.
- Las moléculas presentan **mucha energía cinética** y casi no existen fuerzas intermoleculares.



GASEOSO



LÍQUIDOS

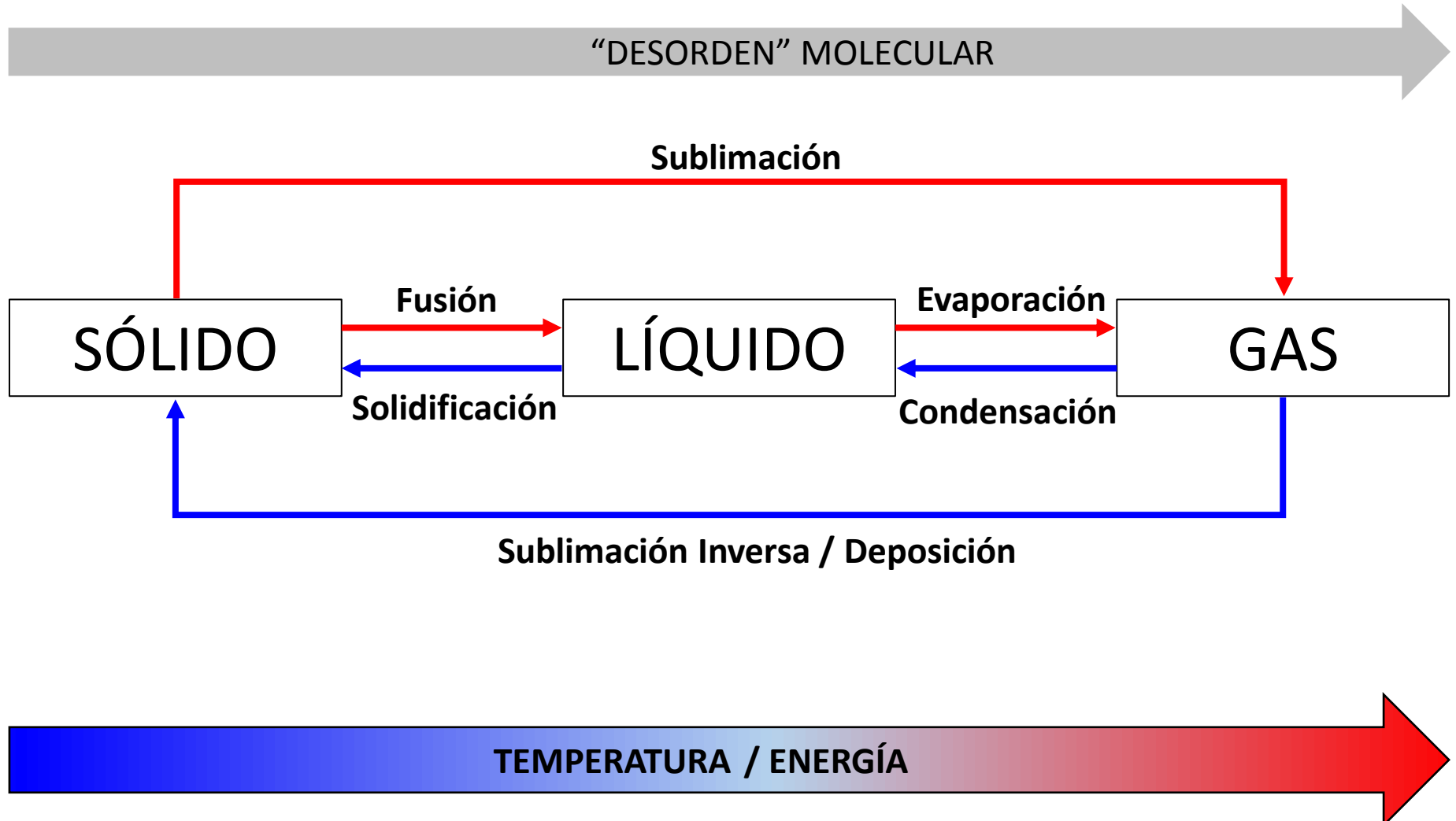


SÓLIDO

ESTADOS DE LA MATERIA

	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASEOSOS
MOVIMIENTO MOLÉCULAS	POCO	MEDIO	ALTO
CANTIDAD FUERZAS INTERMOLECULARES	ALTO	MEDIO	POCO
VOLUMEN	FIJO	FIJO	VARIABLE
FORMA	FIJO	VARIABLE	VARIABLE
COMPRESIBLE	NO	NO	SÍ

TRANSICIÓN DE ESTADOS



EJERCICIO PSU N°1

- ¿Cuál de los siguientes enunciados son correcto en cuanto a los estados de la materias?

- I. Los gases pueden contraerse y dilatarse, los sólidos no.
- II. Los sólidos presentan un gran orden molecular.
- III. Los líquidos se pueden comprimir.
- IV. Los sólidos siempre presentan mayor densidad que sus contraparte líquida.

A) I y III.

B) III y IV.

C) I, II y III.

D) I, II y IV.

E) Ninguna de las anteriores

EJERCICIO PSU N°1

- ¿Cuál de los siguientes enunciados son correctos en cuanto a los estados de la materia?

- Los gases pueden contraerse y dilatarse, los sólidos no.
- Los sólidos presentan un gran orden molecular.
- Los líquidos se pueden comprimir.
- Los sólidos siempre presentan mayor densidad que sus contraparte líquida.

A) I y III.

B) III y IV.

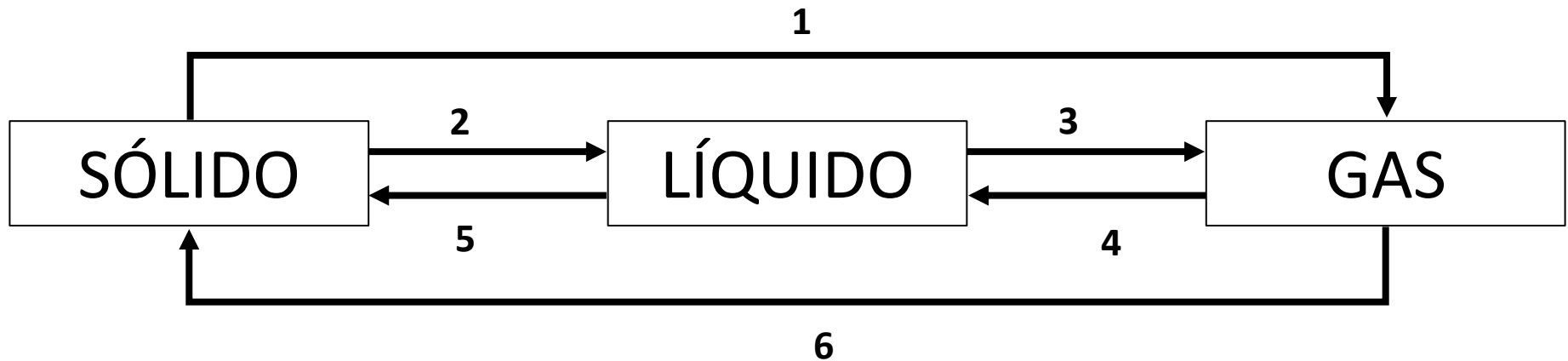
C) I, II y III.

D) I, II y IV.

E) Ninguna de las anteriores

EJERCICIO PSU N°2

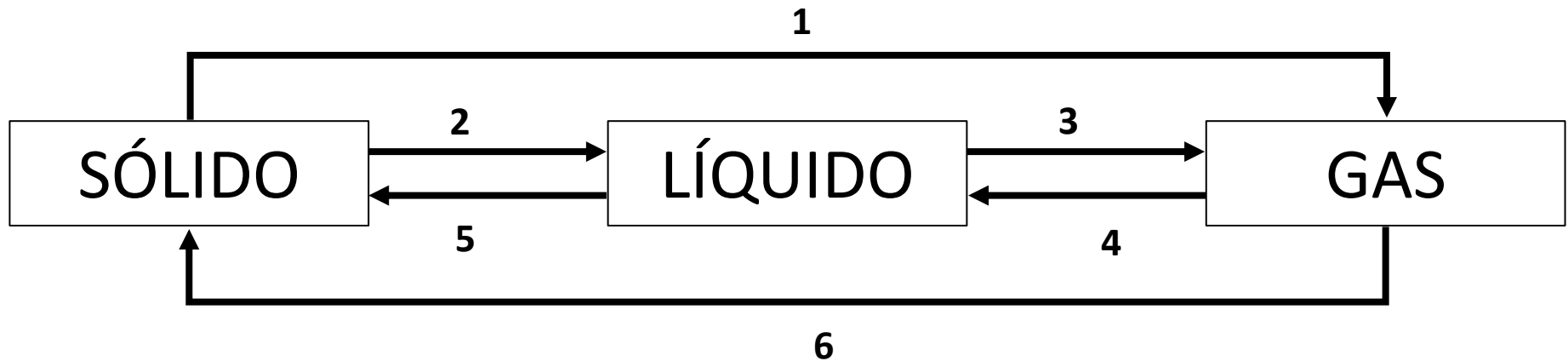
- A partir de la figura anexa, ¿Qué conceptos debiesen ir en 1, 2 y 3?



	CONCEPTO 1	CONCEPTO 2	CONCEPTO 3
A)	Evaporación	Solidificación	Ebullición
B)	Sublimación	Fusión	Evaporación
C)	Fisión	Ebullición	Evaporación
D)	Deposición	Condensación	Fusión
E)	Sublimación inversa	Solidificación	Condensación

EJERCICIO PSU N°2

- A partir de la figura anexa, ¿Qué conceptos debiesen ir en 1, 2 y 3?



	CONCEPTO 1	CONCEPTO 2	CONCEPTO 3
A)	Evaporación	Solidificación	Ebullición
B)	Sublimación	Fusión	Evaporación
C)	Fisión	Ebullición	Evaporación
D)	Deposición	Condensación	Fusión
E)	Sublimación inversa	Solidificación	Condensación

EJERCICIO PSU N°3

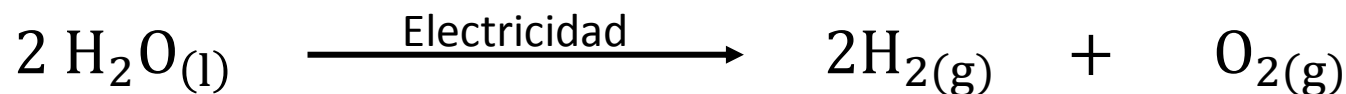
- ¿En cuál de los siguientes conceptos existe una ganancia energética como resultado final?
-
- A) Deposición.
 - B) Solidificación.
 - C) Condensación.
 - D) Sublimación.
 - E) Ninguna de las anteriores.

EJERCICIO PSU N°3

- ¿En cuál de los siguientes conceptos existe una ganancia energética como resultado final?
 - A) Deposición.
 - B) Solidificación.
 - C) Condensación.
 - D) Sublimación.**
 - E) Ninguna de las anteriores.

EJERCICIO PSU N°4

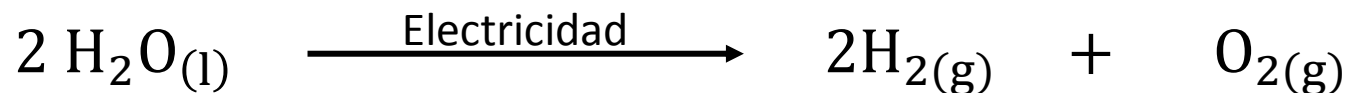
- A partir de la siguiente figura anexa y sus conocimientos, ¿Qué alternativa es una afirmación correcta?



- A) La situación inicial presenta menor energía en sus moléculas que la final.
- B) Entre el inicio y final se mantienen los mismos estados de la materia.
- C) Los componentes finales presentan mayor orden molecular.
- D) Hay un cambio tanto químico como físico.
- E) Ninguna de las anteriores.

EJERCICIO PSU N°4

- A partir de la siguiente figura anexa y sus conocimientos, ¿Qué alternativa es una afirmación correcta?



- A) La situación inicial presenta menor energía en sus moléculas que la final.
- B) Entre el inicio y final se mantienen los mismos estados de la materia.
- C) Los componentes finales presentan mayor orden molecular.
- D) Hay un cambio tanto químico como físico.**
- E) Ninguna de las anteriores.

ESTEQUIOMETRÍA Y CANTIDADES QUÍMICAS

Using Dimensional Analysis:

$$0.10 \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{6.02 \times 10^{23}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = ?$$

$$\cancel{0.10 \text{ mol O}_2} \times \frac{\cancel{2 \text{ mol H}_2\text{O}}}{\cancel{1 \text{ mol O}_2}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}}{\cancel{1 \text{ mol H}_2\text{O}}} = 1.20 \times 10^{23} \text{ molecules of H}_2\text{O}$$

UNIDAD DE MASA ATÓMICA - UMA

- “Es la **unidad de medida** para pesar (**masar**) a los átomos y partículas subatómicas”.
- Es la doceava parte ($\frac{1}{12}$) de la masa de un átomo del **Carbono-12**, que presenta $Z = 6$, $A = 12$ y que sea neutro.
- La unidad es la **uma (u)**, y corresponde a **$1,66 \times 10^{-27}$ kg**.
- Si hacen las conversiones correctas, **$1 \text{ [uma]} = 1 \text{ [g/mol]}$**

MASA ATÓMICA PROMEDIO 1

- Corresponde al dato entregado en la tabla periódica de un elemento.
- Este dato representa **todos los isótopos** (átomos con el mismo Z) del elemento, con sus respectivos **porcentajes en la naturaleza**.
- Es decir, son **ponderaciones** de los isótopos de los elementos.

MASA ATÓMICA PROMEDIO 2

$$\frac{A_1 \times \%_1 + A_2 \times \%_2 + \cdots + A_n \times \%_n}{100} = \text{Masa atómica promedio}$$



$$\sum_{i=1}^n \frac{A_n \times \%_n}{100} = \text{Masa atómica promedio}$$

EJEMPLO N°1

- Se anexa en la tabla inferior los isótopos del oxígeno, con sus respectivas porcentajes de abundancia en la naturaleza. ¿Cuál es la masa atómica promedio del oxígeno?

Isotopo	Numero de Masa (A)	Masa Isotópica (m)	% abundancia
${}_8\text{O}^{16}$	16	15.9949 uma	99.76%
${}_8\text{O}^{17}$	17	16.9991 uma	0.03%
${}_8\text{O}^{18}$	18	17.9991 uma	0.21%

EJEMPLO N°2

- Se anexa en la tabla inferior los isótopos del cloro, con sus respectivas porcentajes de abundancia en la naturaleza. ¿Cuál es la masa atómica promedio del cloro?

ISÓTOPO	MASA ATÓMICA	ABUNDANCIA EN LA NATURALEZA
$^{35}_{17}\text{Cl}$	34, 97 uma	75,77%
$^{36}_{17}\text{Cl}$	36, 99 uma	24,23%

EJEMPLO N°3

- Se anexa en la tabla inferior los isótopos de un elemento “X”, con sus respectivas porcentajes de abundancia en la naturaleza. Si se sabe que su masa atómica promedio es 15,13 uma aproximadamente. ¿Cuál es el valor de “Y”?

ISÓTOPO	MASA ATÓMICA	ABUNDANCIA EN LA NATURALEZA
1	14,50 uma	49,50%
2	16,00 uma	25,25%
3	Y	25,25%

NÚMERO/CONSTANTE DE AVOGADRO

- Sirve como término sólo para **entidades elementales (e.e.)**.
- Entidades elementales: Todo lo que sea **inferior a moléculas, incluyéndolas**.
- Relaciona el **número de partículas** con la **cantidad de sustancia** que se mide.
- El número de Avogadro es **$6,022 \times 10^{23}$ e. e.**

MOL (CANTIDAD DE SUSTANCIA)

- Es una de las 7 unidades básicas del S.I.
- Tiene relación con el número/constante de Avogadro, donde **mol = $6,022 \times 10^{23}$ e.e.** (entidades elementales).
- Es la **razón entre masa** de una sustancia y su respectiva **masa molecular** (masa molar/peso molecular).

$$mol = \frac{Masa\ sustnaica\ [g]}{Masa\ molecular\ [g/mol]}$$

Recordar [uma] = [g/mol]

EJEMPLO N°4

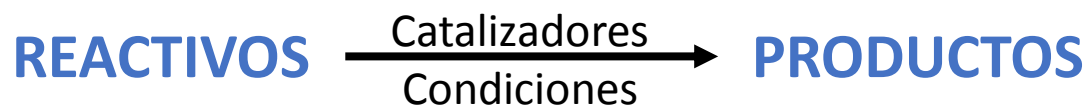
- Se tiene 3 mol de moléculas de agua. ¿Cuántos moléculas hay en total?

EJEMPLO N°5

- Se tiene 180 gramos de agua (H_2O). ¿Cuántos moles son? ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en dicha cantidad?

REACCIONES QUÍMICAS

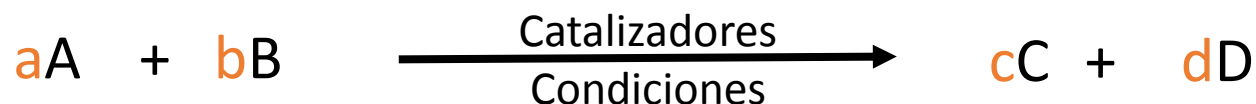
- Ocurre una **remodelación** de las moléculas presentes, al **cambiar** los **tipos** y **cantidad** de enlaces que presentan.
- Los componentes de las reacciones químicas son:



- En una reacción química **no se crea ni se destruye materia, solo cambia**. Es decir, masa total inicial igual a la masa total final.

ESTEQUIOMETRÍA: RELACIONES

- Corresponde a la ciencia de balance de ecuaciones químicas.
- Una **ecuación química** es la representación de una reacción química.



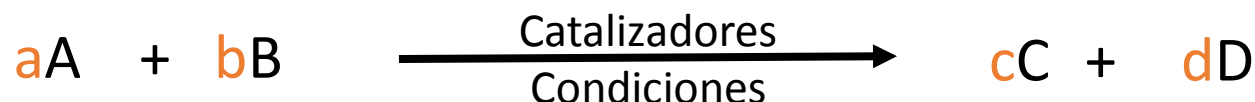
Donde:

a, b, c, d : **Coeficientes estequiométricos (moles de cada sustancia)**

A,B: Reactivos.

C,D: Productos.

ESTEQUIOMETRÍA: RELACIONES



- “a” mol de A reacciona con “b” mol de B.
- “a” mol de A genera “c” mol de C.
- “b” mol de B genera “c” mol de C.
- “a” mol de A genera “d” mol de D.
- “b” mol de A genera “d” mol de D.
- “c” mol de C se forma a partir de “a” mol de A.
- ...

EJEMPLO N°6

- A partir de la ecuación química anexa y se tiene 64 gramos de oxígeno, ¿Cuántos gramos de hidrógeno necesito?



EJEMPLO N°6

- A partir de la ecuación química anexa y se tiene 5 mol de agua como producto, ¿Cuántos gramos de hidrógeno y oxígeno necesito?



EJEMPLO N°7

- Según la información entregada en la ecuación química y el recuadro anexo, rellene los espacios faltantes (suponga reacción al 100% de rendimiento).



COMPUESTO	MASA	MASA MOLAR	MOLES
A	120 gramos	20 g/mol	
B		10 g/mol	
C			1.5
D		15 g/mol	3

EJERCICIO PSU N°1

- Si presento 3 mol de Na (23 g/mol), ¿Cuánta masa de sodio presento?

- A) 69 [g].
- B) 6.9 [g].
- C) 7.67 [g].
- D) 0.067 [Kg].
- E) 0.69 [Kg].

EJERCICIO PSU N°1

- Si presento 3 mol de Na (23 g/mol), ¿Cuánta masa de sodio presento?

A) 69 [g].

B) 6.9 [g].

C) 7.67 [g].

D) 0.067 [Kg].

E) 0.69 [Kg].

EJERCICIO PSU N°2

- ¿Qué concepto corresponde a la siguiente definición:
“Presenta a 1.66×10^{-27} [Kg], y es basado en la en la doceava parte del isótopo neutro del elemento que presenta 6 protones y 6 neutrones”?

- A) Masa molar.
- B) Mol.
- C) Masa.
- D) Unidad de masa atómica.
- E) Masa atómica promedio.

EJERCICIO PSU N°2

- ¿Qué concepto corresponde a la siguiente definición:
“Presenta a 1.66×10^{-27} [Kg], y es basado en la en la doceava parte del isótopo neutro del elemento que presenta 6 protones y 6 neutrones”?

A) Masa molar.

B) Mol.

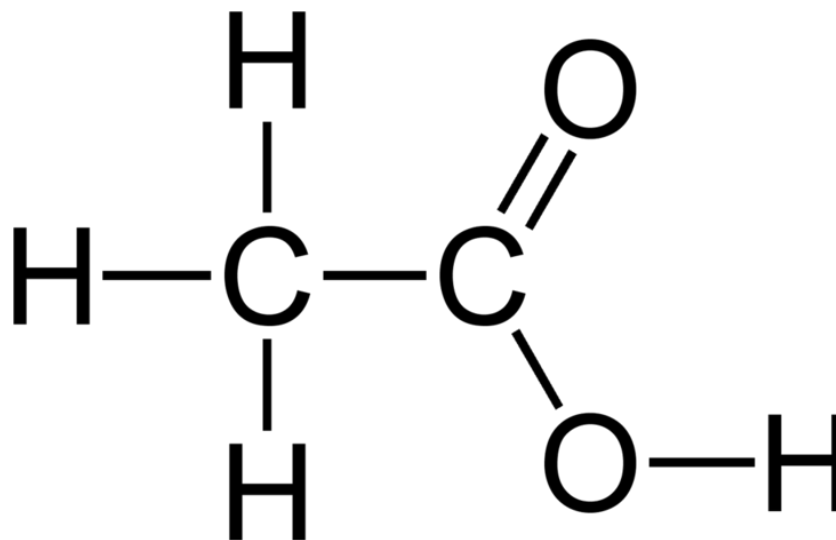
C) Masa.

D) Unidad de masa atómica.

E) Masa atómica promedio.

EJERCICIO PSU N°3

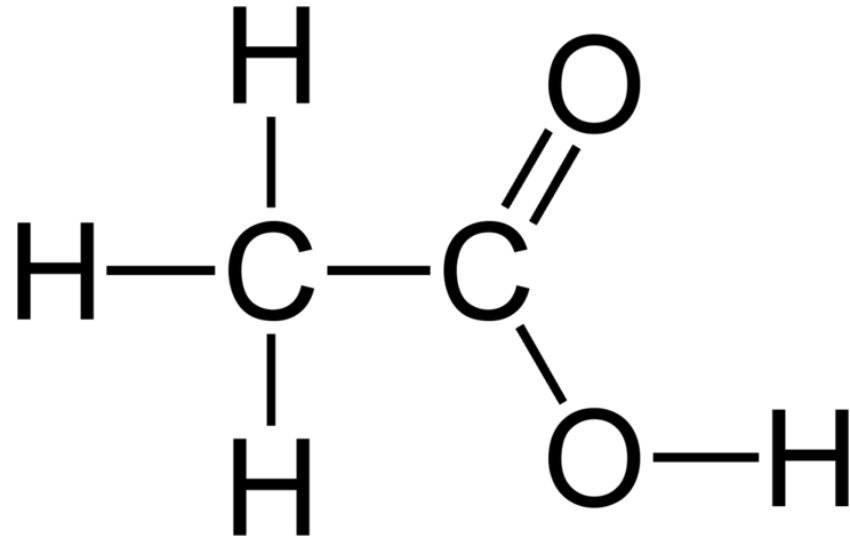
- ¿Cuál es la masa molar de la molécula anexa?



- A) 29 [g].
- B) 29 [g/mol].
- C) 60 [g].
- D) 60 [g/mol].
- E) Ninguna de las anteriores.

EJERCICIO PSU N°3

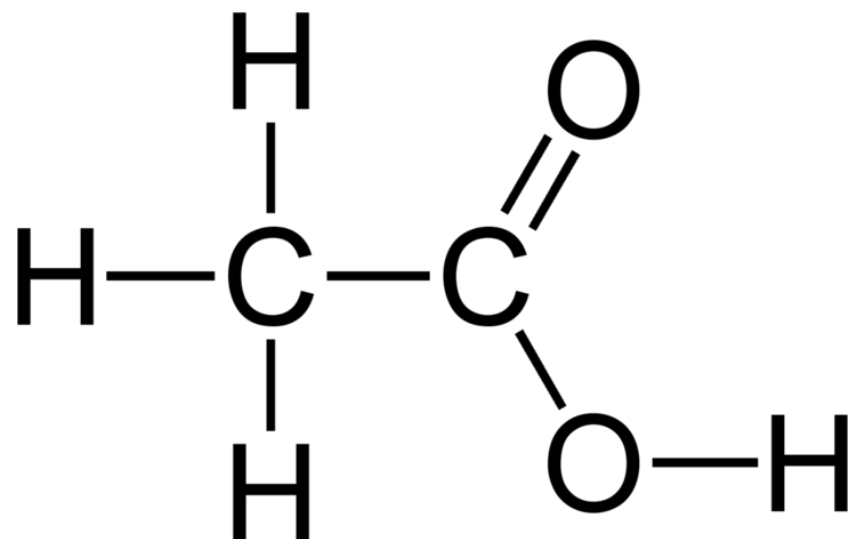
- ¿Cuál es la masa molar de la molécula anexa?



- A) 29 [g].
- B) 29 [g/mol].
- C) 60 [g].
- D) 60 [g/mol].**
- E) Ninguna de las anteriores.

EJERCICIO PSU N°4

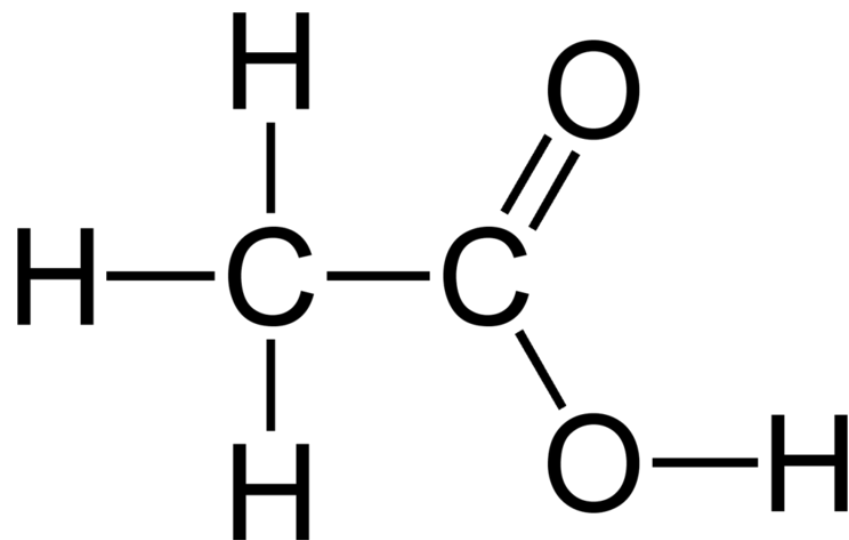
- A partir de la molécula anexa, ¿Cuántos moles necesito para que existen $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógenos?



- A) 2 mol.
- B) 1 mol.
- C) 0.5 mol.
- D) 0.25 mol.
- E) 0.125 mol.

EJERCICIO PSU N°4

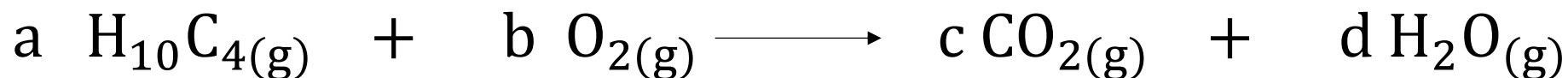
- A partir de la molécula anexa, ¿Cuántos moles necesito para que existen $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógenos?



- A) 2 mol.
- B) 1 mol.
- C) 0.5 mol.
- D) 0.25 mol.**
- E) 0.125 mol.

EJERCICIO PSU N°5

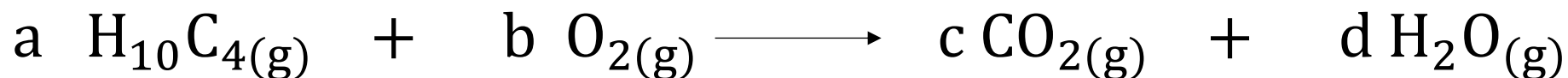
- ¿Cuáles son los valores estequiométricos de la siguiente reacción anexa, para que la ecuación quede balanceada?



	a	b	c	d
A)	1	2	4	5
B)	2	13	8	10
C)	2	4	5	10
D)	1	13	8	5
E)	1	2	10	5

EJERCICIO PSU N°5

- ¿Cuáles son los valores estequiométricos de la siguiente reacción anexa, para que la ecuación quede balanceada?



	a	b	c	d
A)	1	2	4	5
B)	2	13	8	10
C)	2	4	5	10
D)	1	13	8	5
E)	1	2	10	5

EJERCICIO PSU N°6

- ¿Cuántos átomos totales se presentan en 36 gramos de agua, cuya fórmula molecular es H_2O ? ($\text{H} = 1 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$)

- A) $6,022 \times 10^{23}$ átomos.
- B) $3 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos.
- C) $6 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos.
- D) $3,022 \times 10^{23}$ átomos.
- E) $12,044 \times 10^{23}$ átomos.

EJERCICIO PSU N°6

- ¿Cuántos átomos totales se presentan en 36 gramos de agua, cuya fórmula molecular es H_2O ? ($\text{H} = 1 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$)

- A) $6,022 \times 10^{23}$ átomos.
- B) $3 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos.
- C) $6 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos.**
- D) $3,022 \times 10^{23}$ átomos.
- E) $12,044 \times 10^{23}$ átomos.

¡ NO OLVIDAR !

$$\text{mol} = \frac{\text{Masa sustancia [g]}}{\text{Masa molecular [g/mol]}}$$