



QUIMICA COMUN

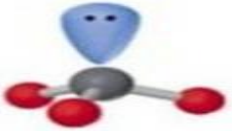


RECAPITULACIÓN

RECAPITULACIÓN

I A											VIII A
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

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	 Angular	<chem>SO2</chem>	$< 120^\circ$
4	0	 Tetraédrica	<chem>CH4</chem>	$109,5^\circ \sim$
3	1	 Pirámide trigonal	<chem>NH3</chem>	$107,5^\circ \sim$
2	2	 Angular	<chem>H2O</chem>	$104,5^\circ \sim$

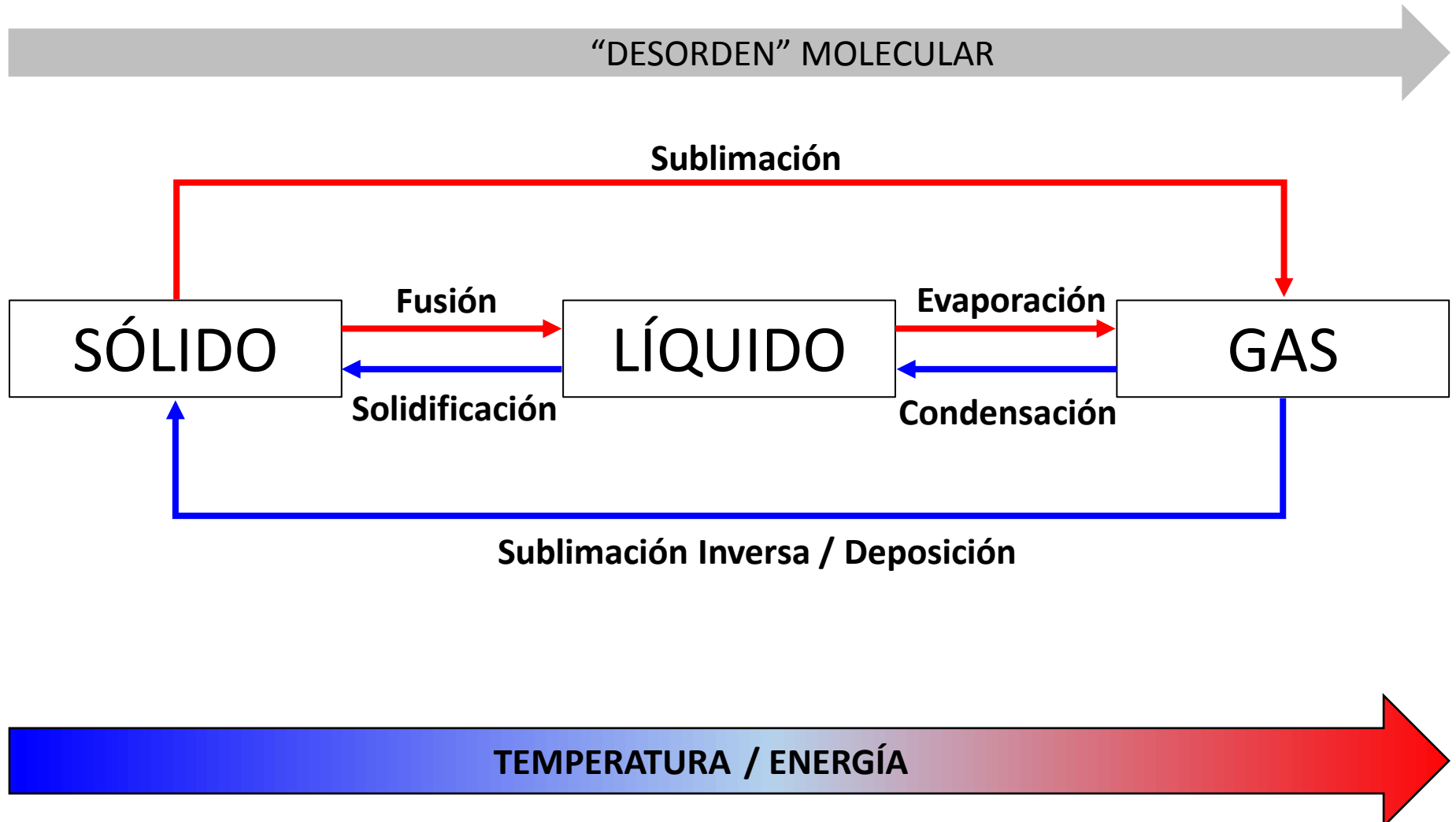
RECAPITULACIÓN

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

RECAPITULACIÓN

	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
ORDEN MOLECULAR	Alto	Medio	Bajo
VOLUMEN	Fijo	Fijo	Variado
FORMA	Fijo	Variado	Variado
Contracción Dilatación	Si	Sí	Sí
Comprimible	No	No	Sí
Energía cinética	Poco	Medio	Alto
Características	Normalmente de máxima densidad	Pueden diluir sustancias	Puede difundir

RECAPITULACIÓN



RECAPITULACIÓN

- **Uma: Unidad de masa atómica**, que es la unidad para pesar en lo atómico.
- Es la doceava parte un átomo del **Carbono-12**.
- Corresponde a **$1,66 \times 10^{-27}$ kg**.
- **$1 \text{ [uma]} = 1 \text{ [g/mol]}$**

RECAPITULACIÓN

- La masa atómica promedio es las ponderaciones de **todos los isótopos** de un elemento.

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



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

RECAPITULACIÓN

- El número de Avogadro (NA) Relaciona el **número de partículas** con la **cantidad de sustancia** que se mide.
- NA es **$6,022 \times 10^{23}$ e. e.**
- El mol corresponde la razón entre la cantidad de sustancia y la masa molecular de dicha sustancia.

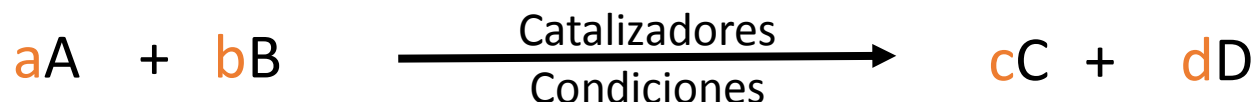
$$\text{mol} = \frac{\text{Masa sustancia [g]}}{\text{Masa molecular [g/mol]}}$$

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$$

Recordar [uma] = [g/mol]

RECAPITULACIÓN

- Estequiometría: Corresponde a la ciencia del balance de ecuación químicas.



- “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.
- ...

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

LEYES PONDERALES



GLOSARIO

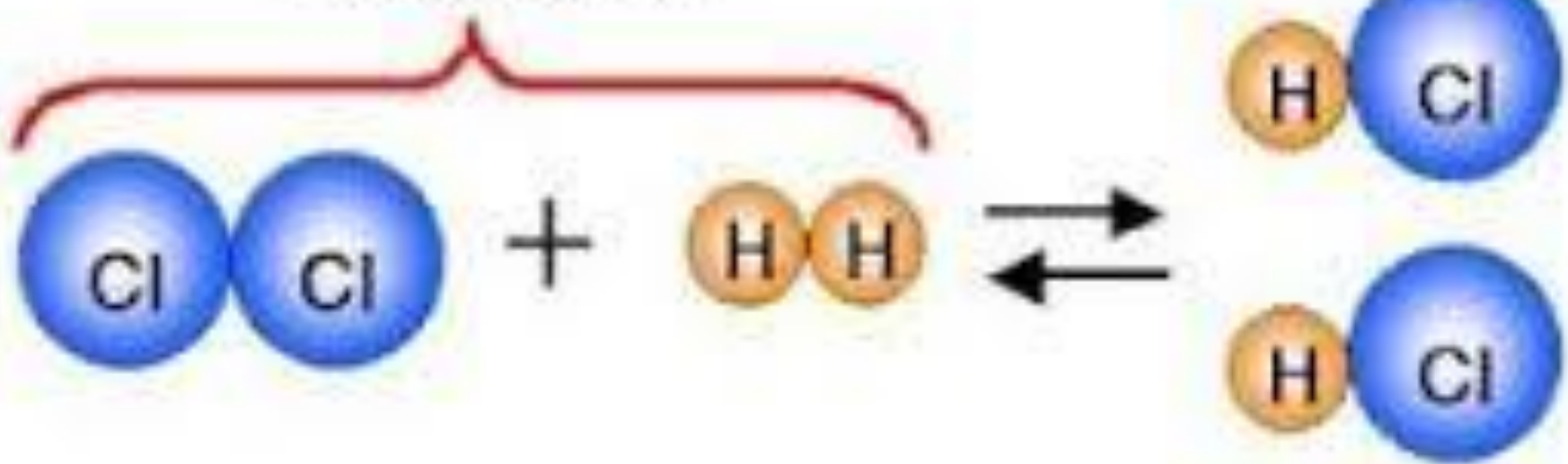
- **Masa:** Corresponde a la resistencia a la aceleración que ejerce un cuerpo de manera intrínseca y tiene relación con la cantidad de materia. Su unidad internacional es el **kilogramo (g)**.
- **Mol:** Corresponde a la cantidad de sustancia que existen en cierta masa. Su unidad es el **mol (n)**.
- **Masa molar:** Es la suma de las masas atómicas de todos los átomos que compongan a una molécula. Se mide en **g/mol**.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA / LAVOSIER

- Se plantea que en toda reacción química **la materia no se crea ni se destruye**, solo se transforma.
- Esto significa que la **masa inicial** (reactivos), debe ser la misma que la **masa final** de la reacción (productos).
- No es necesario que existan el mismo número de moles, moléculas de compuestos o volumen, pero si el **mismo número de átomos**.

Reactivos

Productos

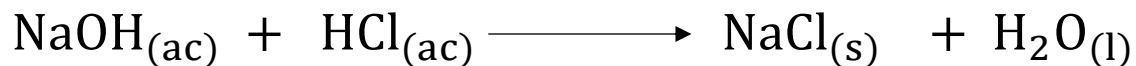


LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS

- Establece que cuando dos o más elementos interactúan para formar un compuesto, lo realizan bajo una **relación definida**.
- El número de átomos, moléculas y moles entre los elementos que reaccionan son en una **proporción directa**.
- También se conoce esta ley como **“Ley de Proust”**.

EJEMPLO N°1

- Se tienen la siguiente ecuación química para la formación del cloruro de sodio (NaCl):



	NaOH	HCl		NaCl	H ₂ O
Moléculas	1		→		
	5		→		
Mol	1		→		
	0,7		→		
Masa	40 g		→		
	4 g		→		
	400 g		→		

LEY DE PROPORCIONES MÚLTIPLES / DALTON

- Establece que dos o más elementos se pueden combinar de más de una manera para generar compuestos.
- Por lo tanto existen dos proporciones directas entre los elementos.
- Fue establecida por J. Dalton.

EJEMPLO N°2

- Se encuentran dos compuestos que se componen de hidrógeno y oxígeno. El primer compuesto se compone de 2 [g] de hidrógeno y 16 [g] de oxígeno, mientras que el segundo 2 [g] y 32 de oxígeno. ¿Cuáles son dichos compuestos?

RESPUESTA

1. Dividir cada masa de oxígeno por masa de hidrógeno respectiva. Caso compuesto 1 se obtiene 8 y en compuesto 2 se obtiene 16.
2. Se dividen los resultados (8/16), lo que significa que hay una relación de 1:2.
3. Por lo tanto en el compuesto 1 hay un oxígeno, mientras que en el compuesto 2 deben haber el doble.

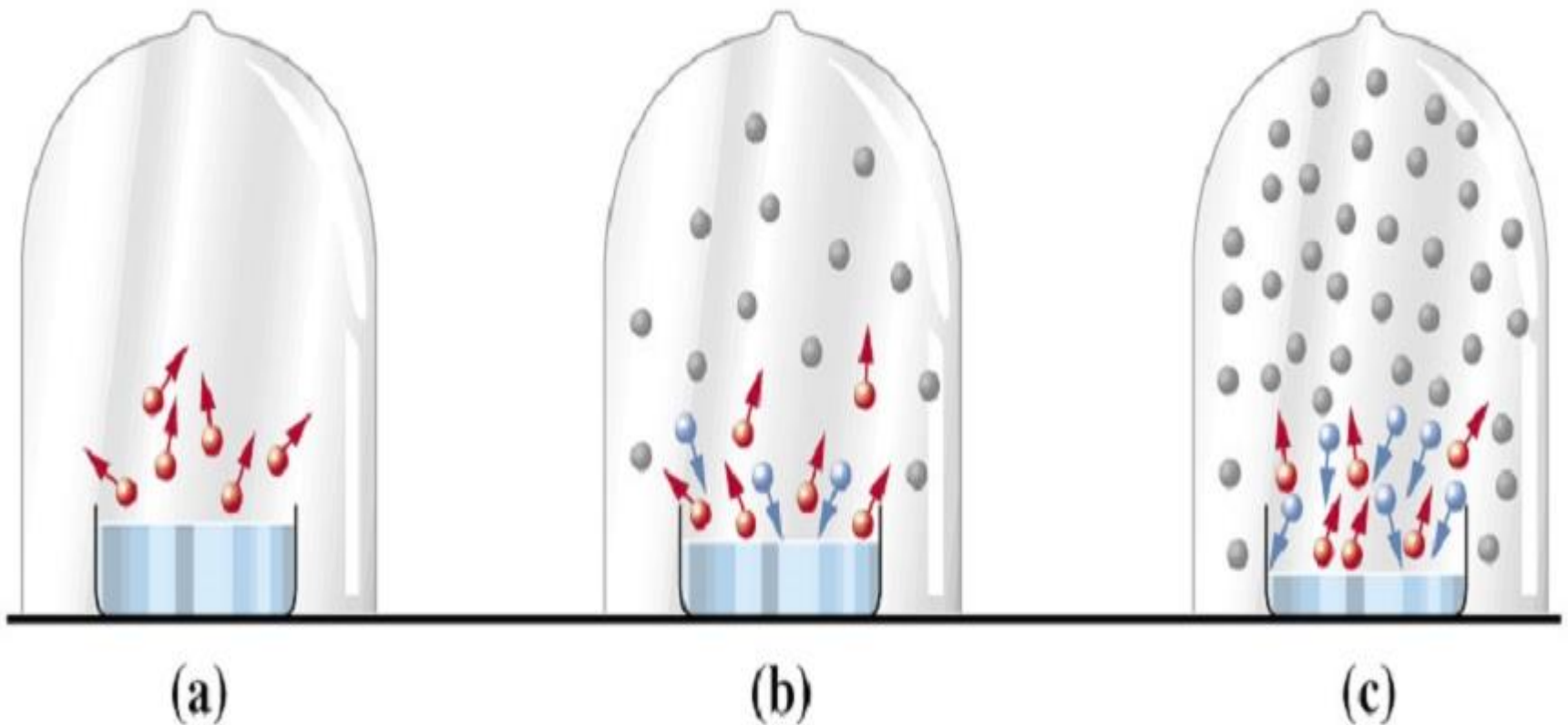
INTRODUCCIÓN DISOLUCIONES



EBULLICIÓN V/S EVAPORACIÓN

- Ambos conceptos tienen relación con la **presión de vapor**.
- La presión de vapor es “la **fuerza que tienen las moléculas** de un líquido para **pasar a gas**”.
- Si la presión de vapor es baja, se mantiene como líquido. Si es alta, pasa a estado gaseoso.

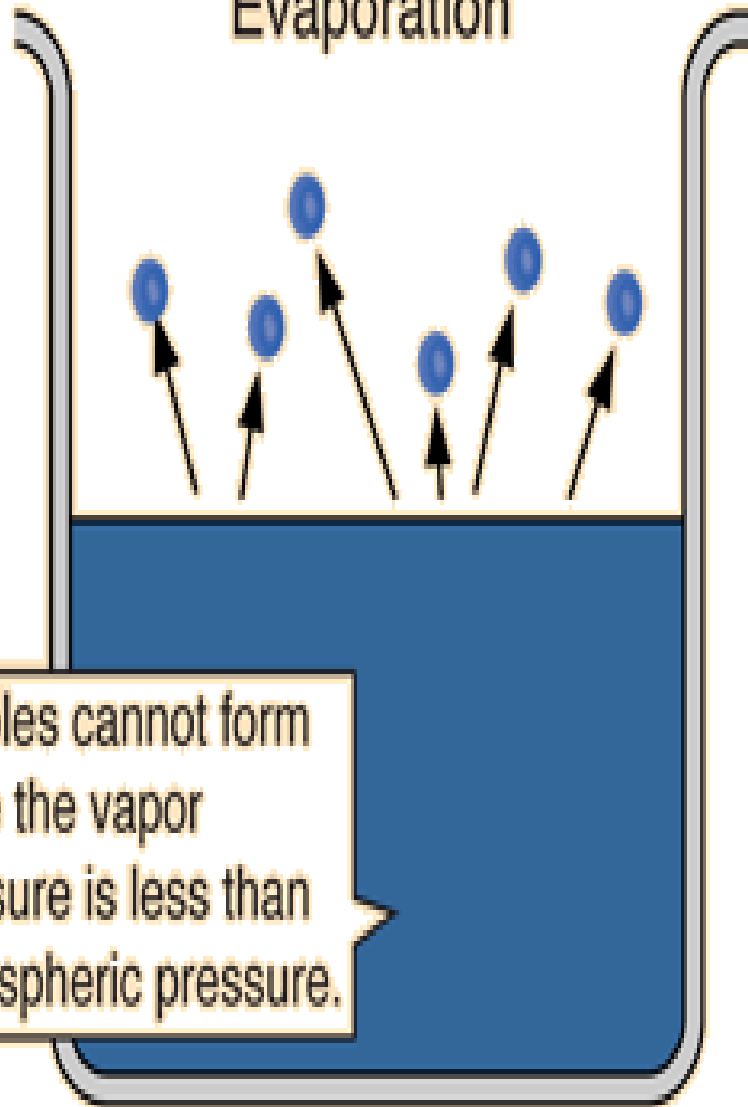
- Moléculas en estado de vapor
- ➡ Moléculas vaporizándose
- ➡ Moléculas condensando



INTRODUCCIÓN: EBULLICIÓN V/S EVAPORACIÓN 2

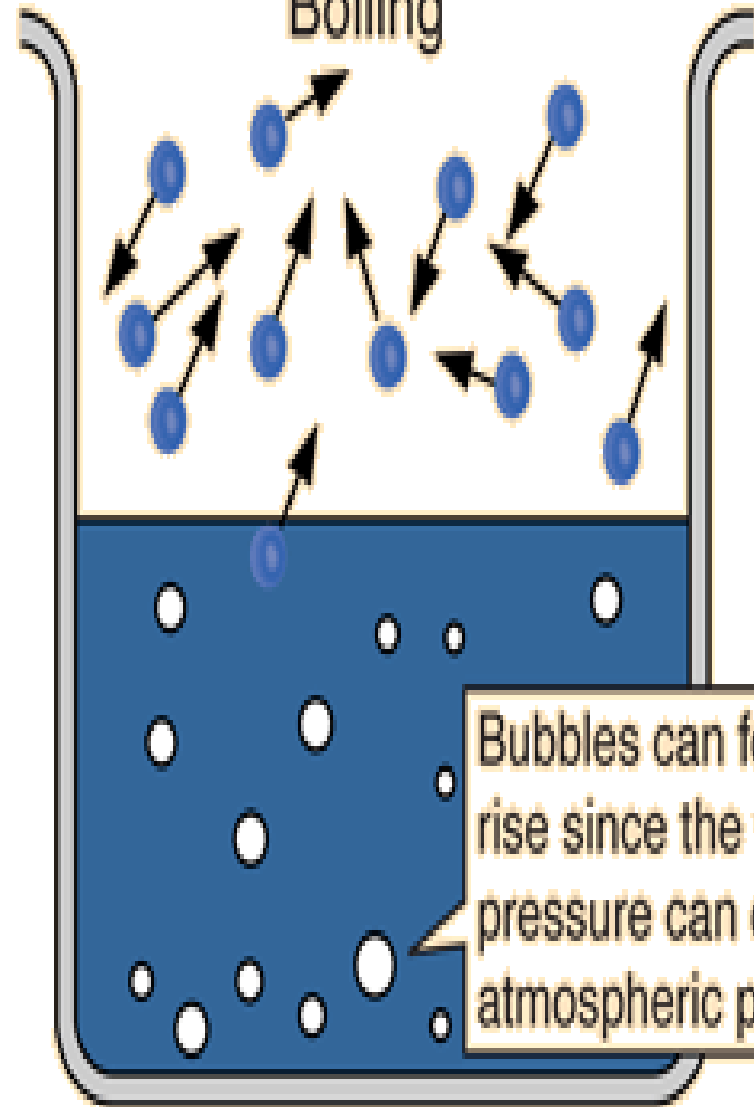
EVAPORACIÓN	EBULLICIÓN
Ocurre a cualquier temperatura	Ocurre a una temperatura específica, y depende de cada líquido
Proceso espontáneo	Proceso inducido
Ocurre en la superficie del líquido	Ocurre en todo el líquido
La presión de vapor “no es un factor determinante”	La presión de vapor debe estar en cierto nivel
Es “independiente de la presión atmosférica”	Es dependiente de la presión atmosférica

Evaporation



Bubbles cannot form since the vapor pressure is less than atmospheric pressure.

Boiling



Bubbles can form and rise since the vapor pressure can overcome atmospheric pressure.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

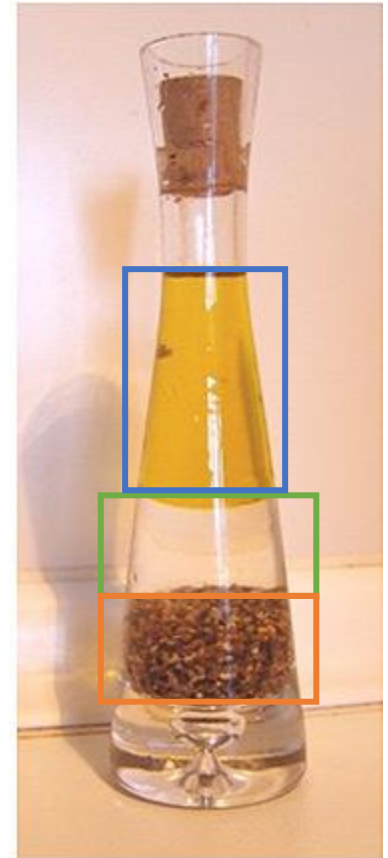


SUSPENSIONES Y COLOIDES

- **SUSPENSIONES:** Mezclas heterogéneas inestables, que logran separarse por gravedad instantáneamente con el pasar del tiempo.
- **COLOIDES:** Mezclas heterogéneas, que presentan partículas entre un tamaño definido (10 [Å] a 1000 [Å]). Existe sustancia dispersante y dispersada. Ejemplo: Niebla, humo, leche, etc.

MEZCLAS HETEROGÉNEAS

- Corresponden a **sustancias impuras**, que presentan **más de una fase**.
- Se pueden separar por medios convencionales físicos como filtrado, tamizado, entre otras.

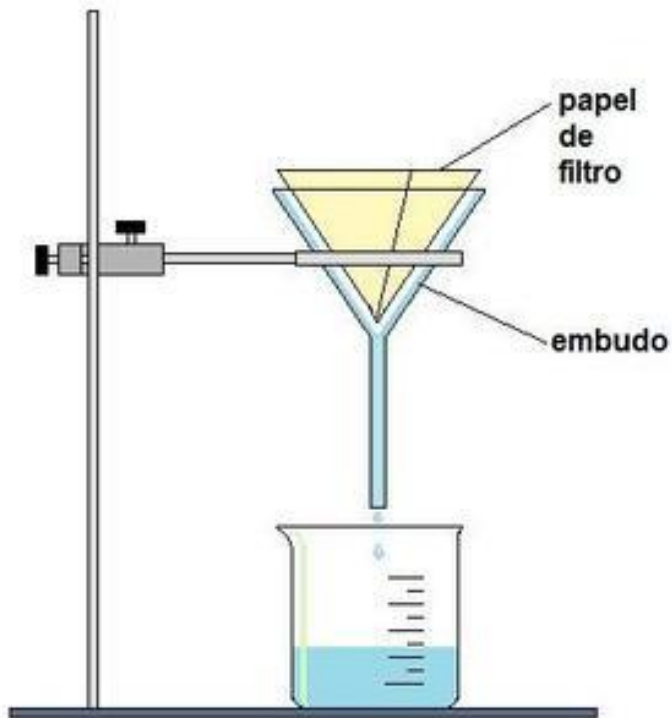


TÉCNICAS DE SEPARACIÓN

1. **Filtración:** Discrimina por tamaño de partículas. Retiene sólidos en un líquido.
2. **Tamizado:** Separar sólidos de sólidos, discriminando por el tamaño dado por un tamiz.
3. **Decantación:** Sirve para separar dos compuestos inmiscibles entre si, y se basa en la diferencia de densidad.
4. **Destilación:** Sirve para separar compuestos que se encuentran disueltos. Se basa en la diferencia del punto de ebullición y es utilizado en mezclas homogéneas como heterogéneas.
5. **Cromatografía:** Proceso químico, que consta de separar sustancias según afinidad a otro compuesto.

TÉCNICAS DE SEPARACIÓN

FILTRACIÓN

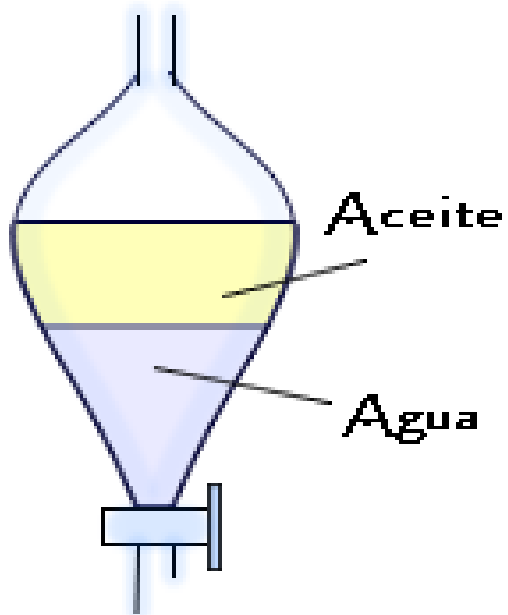


TAMIZADO

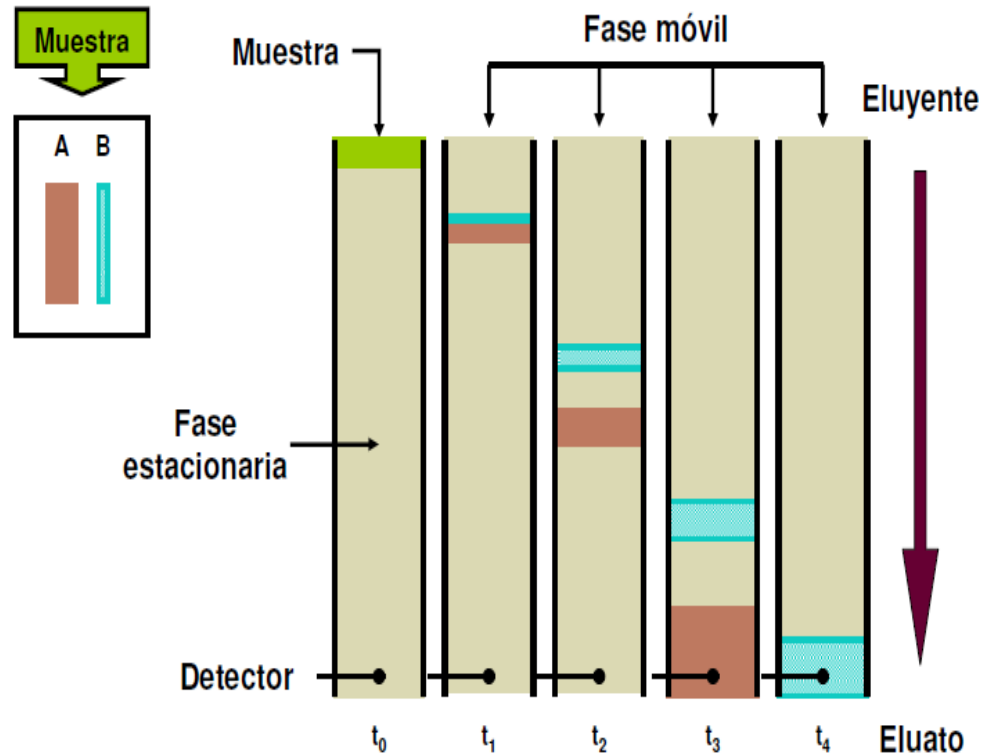


TÉCNICAS DE SEPARACIÓN

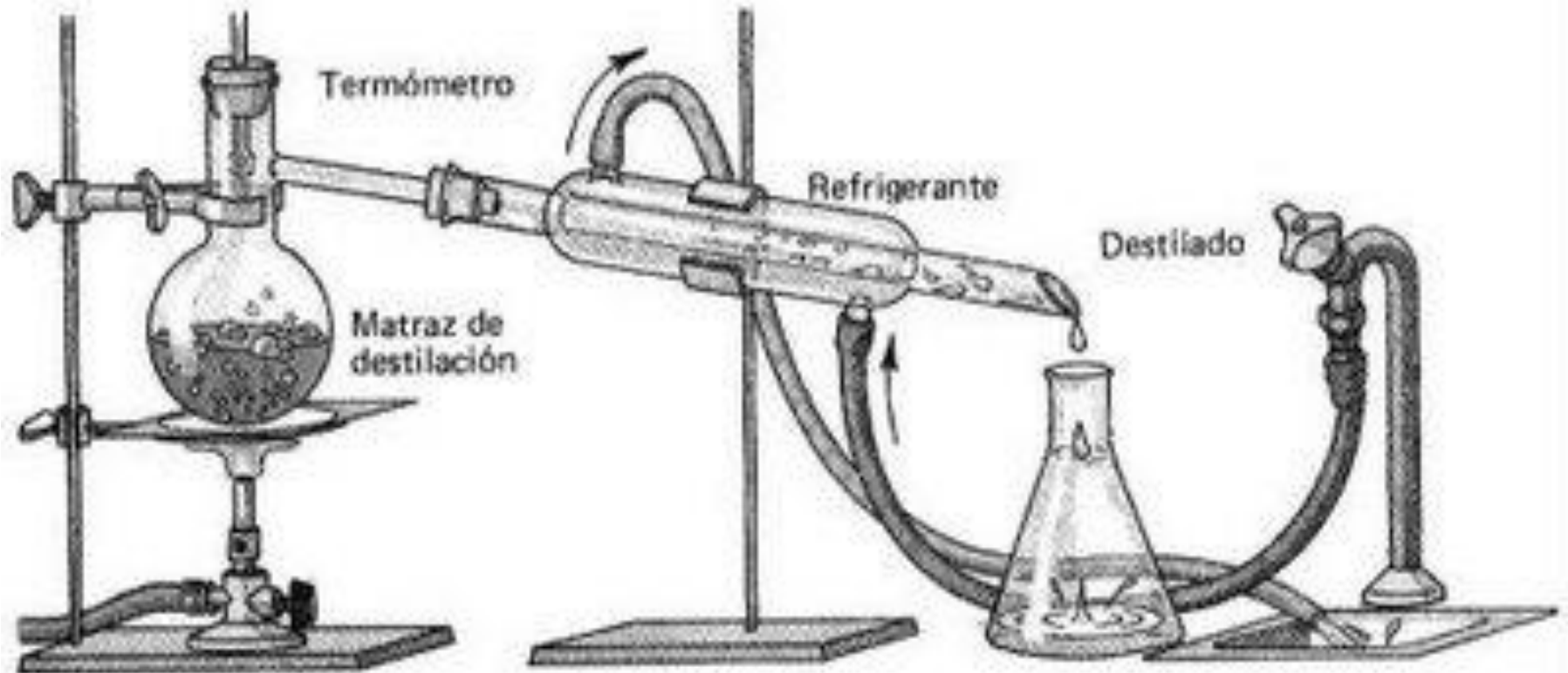
DECANTACIÓN



CROMATOGRAFÍA

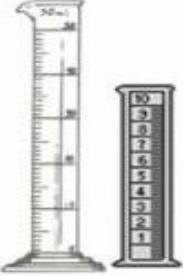


TÉCNICAS DE SEPARACIÓN



SISTEMA DE DESTILACIÓN

MATERIALES DE LABORATORIO

Equipo	Nombre	Uso	Equipo	Nombre	Uso
	Vaso precipitado	Para la preparación de soluciones y mezclas. Para calentar soluciones y mezclas.		Tubo de ensayo	Para preparar pequeñas cantidades de soluciones, mezclas o sustancias. Para almacenar o calentar sustancias.
	Matraz erlenmeyer	Para la preparación de soluciones y mezclas.		Pinzas para tubo de ensayo	Para agarrar los tubos de ensayo
	Matraz de fondo plano	Para calentar soluciones y mezclas.		Gotero de cristal	Tomar o echar muestras pequeñas de líquidos.
	Matraz de fondo redondo	Para experimentos donde se generan gases.		Mechero Hornilla	Instrumento que se usa para calentar. Es una fuente de calor.
	Probeta Hay diferentes medidas 5 ml 10 ml 15 ml 25ml 50ml 100ml 250ml 500ml otras medidas	Para tomar medidas de volumen de sustancias líquidas.	  	Balanza de precisión Balanza electrónica Balanza de brazo o plato	Para buscar la masa de un cuerpo o sustancia. Hay distintos tipos de balanza.
	Pinzas	Sujetar muestras pequeñas de un sólido.		Gotero plástico	Tomar o echar muestras pequeñas de líquidos.

DISOLUCIONES



DISOLUCIONES

- Son **mezclas homogéneas**, es decir, no se puede diferenciar sus componentes.
- Para separar sus componentes se requieren de ciertas técnicas.
- Se componen de dos factores: **solute y disolvente**.
- El disolvente corresponde el que se encuentra en mayor proporción (por lo general) y afecta más a las moléculas de soluto, que las de soluto a las del disolvente.

DISOLUCIONES: EJEMPLOS

DISOLVENTE	SOLUTO	DISOLUCIÓN	EJEMPLO
GAS	GAS	GAS	Aire
LÍQUIDO	GAS	LÍQUIDO	Oxígeno en agua
LÍQUIDO	LÍQUIDO	LÍQUIDO	Alcohol en agua
LÍQUIDO	SÓLIDO	LÍQUIDO	Sal en agua
SÓLIDO	LÍQUIDO	LÍQUIDO	Mercurio en plata
SÓLIDO	SÓLIDO	SÓLIDO	Plata en oro

DENSIDAD

- Corresponde la **relación entre la masa** de una sustancia, compuestos, disolución, etc. **y el volumen** que ocupa en el espacio.

$$Densidad = \frac{masa [g]}{volumen [mL]}$$

- La densidad del **agua líquida es máxima a los 4°C**, sobre o bajo esta temperatura presenta una menor densidad.

*Se puede ocupar cualquier variable de medición de volumen y/o masa.

SOLUBILIDAD

- Corresponde a la **máxima cantidad de soluto** que puede ser **disuelto** en un volumen o masa determinada de disolvente, a una temperatura determinada.

$$\text{Solubilidad} = \frac{\text{masa soluto [g]}}{100 \text{ [g] disolvente}}$$

$$\text{Solubilidad} = \frac{\text{masa soluto [g]}}{100 \text{ [mL] disolvente}}$$

FACTORES DE LA SOLUBILIDAD

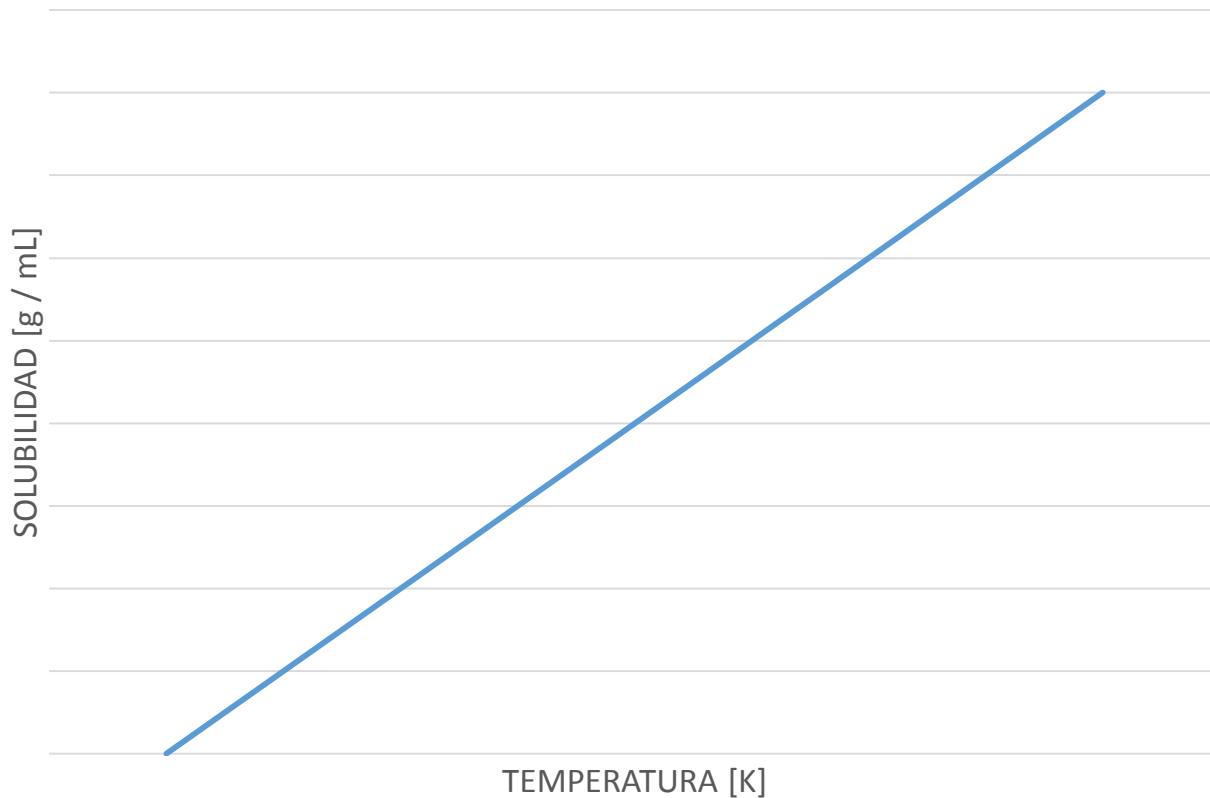
- 1. Naturaleza soluto y disolvente:** *“Lo igual disuelve a lo igual”*; para que ocurra una disolución, ambos deben ser compuestos **polares o apolares**.

Ejemplo:

- Agua (polar) y aceite (apolar) → No se disuelven entre si.
- Agua (polar) y alcohol pequeño (polar) → Si se disuelven.
- Tetracloruro de carbono (apolar) y aceite → Si se disuelven.

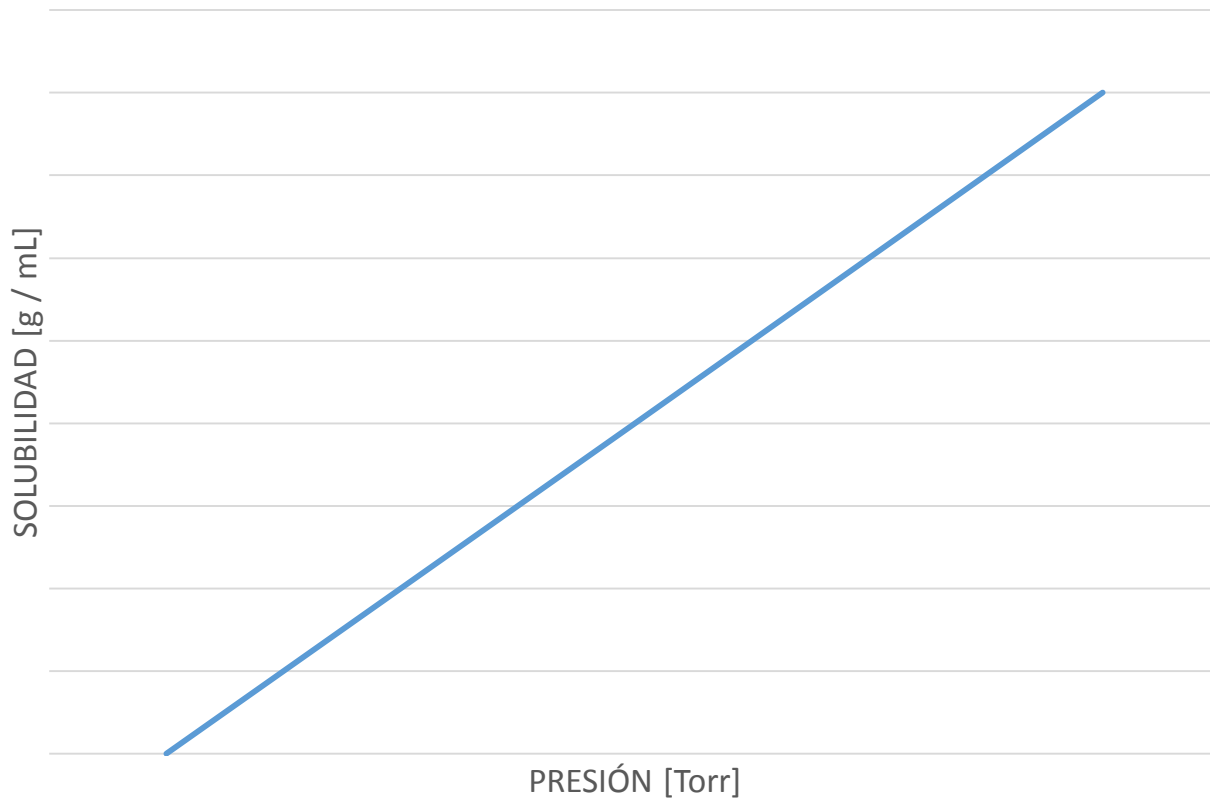
FACTORES DE LA SOLUBILIDAD

2. Temperatura: A mayor temperatura, mayor solubilidad, excepto si el soluto es gaseoso.



FACTORES DE LA SOLUBILIDAD

3. Presión: Solo aplica a solutos gaseosos. A mayor presión, mayor solubilidad.



EJERCICIO PSU N°1

- Para aumentar la solubilidad de una disolución con soluto gaseoso, ¿Cuál es la mejor alternativa?
- A) Aumentar la temperatura.
- B) Aumentar la cantidad de soluto.
- C) Aumentar la cantidad de soluto y de disolvente.
- D) Disminuir la presión.
- E) Ninguna de las anteriores

EJERCICIO PSU N°1

- Para aumentar la solubilidad de una disolución con soluto gaseoso, ¿Cuál es la mejor alternativa?
- A) Aumentar la temperatura.
- B) Aumentar la cantidad de soluto.
- C) Aumentar la cantidad de soluto y de disolvente.
- D) Disminuir la presión.
- E) Ninguna de las anteriores.**

EJERCICIO PSU N°2

- ¿Cuál de las siguientes opciones son mezclas heterogéneas?
 - I. Agua con aceite
 - II. Agua con sal
 - III. Agua con jugo de limón
- A) Sólo I.
- B) II y III.
- C) I y III.
- D) Todas son correctas.
- E) Ninguna es correcta.

EJERCICIO PSU N°2

- ¿Cuál de las siguientes opciones son mezclas heterogéneas?
 - I. Agua con aceite
 - II. Agua con sal
 - III. Agua con jugo de limón

A) Sólo I.

B) II y III.

C) I y III.

D) Todas son correctas.

E) Ninguna es correcta.

EXPRESIÓN CUALITATIVA DE LAS DISOLUCIONES

- 1. Insaturado:** Corresponde que al disolución no esta en su solubilidad máxima de soluto. Aún puedo disolver soluto.
- 2. Saturado:** Corresponde al momento de máxima capacidad del disolvente para disolver al soluto. No puedo disolver más soluto.
- 3. Sobresaturada:** Corresponde a la disolución que presenta mayor cantidad de soluto presente que la capacidad de solubilidad de la disolución.

EXPRESIÓN CUANTITATIVA: MOLARIDAD

- Es la forma más común de hablar de disoluciones.
- Corresponde a la razón entre **moles de soluto (n)** y el volumen de la **disolución, en litros**.

$$MOLARIDAD (M) = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{\text{volumen disolución [L]}}$$

EJEMPLO N°3

- Se prepara una disolución con 117 gramos de NaCl con agua, generando una disolución de 1200 mL ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

EJERCICIO PSU N°3

- ¿Cuál es la molaridad de una disolución de NaOH, que se preparó con 60 gramos de soluto y en un volumen de 2 litros de disolución?

A) 0,75 M.

B) 1 M.

C) 1,25 M.

D) 1,5 M.

E) 1,75 M.

EJERCICIO PSU N°3

- ¿Cuál es la molaridad de una disolución de NaOH, que se preparó con 60 gramos de soluto y en un volumen de 2 litros de disolución?

A) 0,75 M.

B) 1 M.

C) 1,25 M.

D) 1,5 M.

E) 1,75 M.

EJERCICIO PSU N°4

- Se tiene una disolución de CaOH de 4 [mol/L], en un volumen de 500 mL. ¿Cuántos gramos de soluto existen en la disolución?

- A) 57 gramos de CaOH .
- B) 85,5 gramos de CaOH .
- C) 114 gramos de CaOH .
- D) 142,5 gramos de CaOH .
- E) 171 gramos de CaOH .

EJERCICIO PSU N°4

- Se tiene una disolución de CaOH de 4 [mol/L], en un volumen de 500 mL. ¿Cuántos gramos de soluto existen en la disolución?

- A) 57 gramos de CaOH .
- B) 85,5 gramos de CaOH .
- C) 114 gramos de CaOH .**
- D) 142,5 gramos de CaOH .
- E) 171 gramos de CaOH .

EXPRESIÓN CUANTITATIVA: MOLALIDAD

- Es la razón entre **moles de soluto (n)** y **kilogramos (kg)** de **DISOLVENTE**.
- Es el único que veremos en que se ocupa disolvente puro.

$$MOLALIDAD (m) = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{\text{masa de disolvente [Kg]}}$$

EJEMPLO N°4

- Se prepara una disolución de glucosa (180 g/mol), con 360 gramos de soluto y un volumen de disolución de $1,5 \text{ L}$. Si la densidad es $1,5 \text{ g/mL}$. ¿Cuál es la molalidad de la disolución?

EJERCICIO PSU N°5

- Se tiene disolución de ácido clorhídrico (HCl) de con 0,5 moles de soluto y 800 gramos de agua. ¿Cuál es la molalidad de la disolución?

A) 0,125 m.

B) 0,250 m.

C) 0,375 m.

D) 0,500 m.

E) 0,625 m.

EJERCICIO PSU N°5

- Se tiene disolución de ácido clorhídrico (HCl) de con 0,5 moles de soluto y 800 gramos de agua. ¿Cuál es la molalidad de la disolución?

A) 0,125 m.

B) 0,250 m.

C) 0,375 m.

D) 0,500 m.

E) 0,625 m.

EXPRESIÓN PORCENTUALES

% masa / masa (% peso – peso)

$$\% m/m = \frac{\text{masa soluto [g]}}{\text{masa de disolución [g]}}$$

% masa / volumen (% peso – volumen)

$$\% m/v = \frac{\text{masa soluto [g]}}{\text{volumen de disolución [mL]}}$$

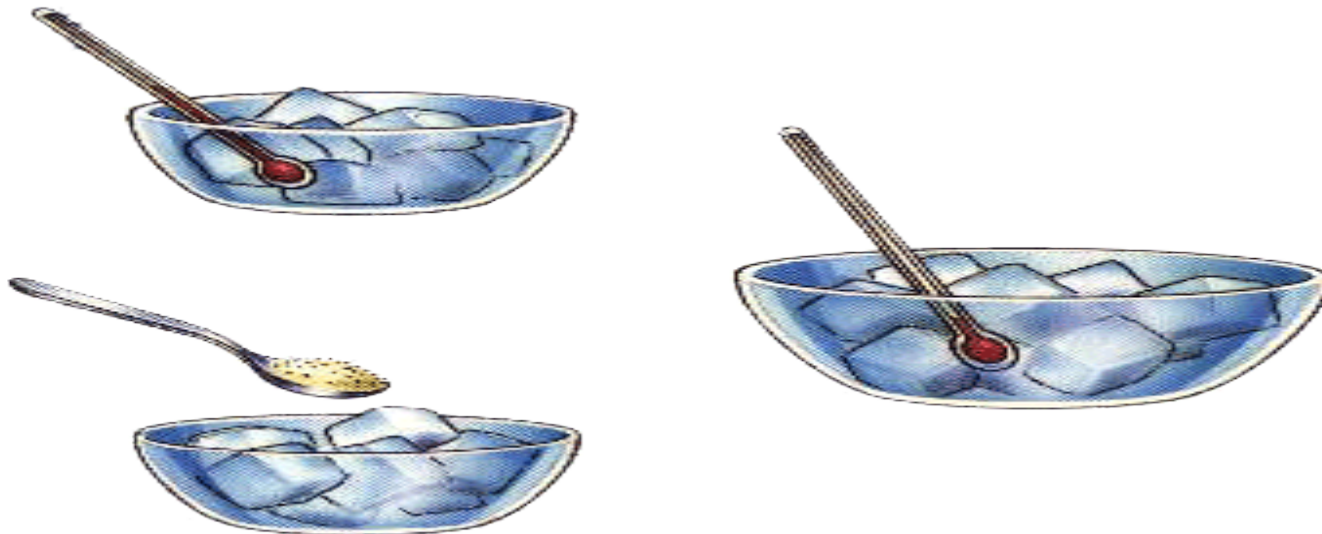
% volumen / volumen

$$\% v/v = \frac{\text{volumen soluto [mL]}}{\text{volumen de disolución [mL]}}$$

EJEMPLO N°6

- Una disolución fue preparada con la siguiente información anexa. ¿Cuáles es la molaridad, molalidad, %m/m, &m/v y %v/v?
 1. Solute: NaCl 175,5 [g].
 2. Solvente: Etanol (MM = 46 [g/mol]).
 3. Densidad solución: 1,5 [g/mL].
 4. Masa total disolución: 0,4255 [Kg].

PROPIEDADES DISOLUCIONES



1. PROPIEDADES CONSTITUTIVAS

- No tienen relación con la cantidad de soluto ni disolvente.
- Corresponden a la **propiedades de la naturaleza química** de los componentes de la disolución.
- Ejemplos: Conductividad eléctrica, color disolución, etc.

2. PROPIEDADES COLIGATIVAS

- Tienen relación con la **cantidad soluto – disolvente** de la disolución.
- Al modificar la cantidad de soluto de una disolución, se modifica las propiedades coligativas de esta.
- Son un total de **4 propiedades coligativas**: presión de vapor, presión osmótica, ebulloscopía y crioscopía.

EBULLOSCOPIA Y CRISCOPIA

- **Ebulloscopía:** Corresponde la **variación del punto de ebullición** del disolvente, por la presencia de soluto.
- **Criscopía:** Corresponde la **variación del punto de fusión** del disolvente, por la presencia de soluto.

$$\Delta T = K \times m$$

ΔT = variación T° (final – inicial)

K = Constante ebulloscópica o criscópica

m = molalidad de la disolución

EJEMPLO N°7

- Una disolución fue preparada con 500 [g] de agua y 360 [g] de glucosa (MM = 180 [g/mol]). ¿Cuál será el punto de fusión y ebullición de la disolución? ($K_c = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C Kg/mol}$; $K_{eb} = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C Kg/mol}$)

PRESIÓN DE VAPOR

- Corresponde a la presión que ejerce la disolución (moléculas presentes), para pasar al estado gaseoso.
- Cuando ocurre ebullición, la presión de vapor iguala a la presión atmosférica.

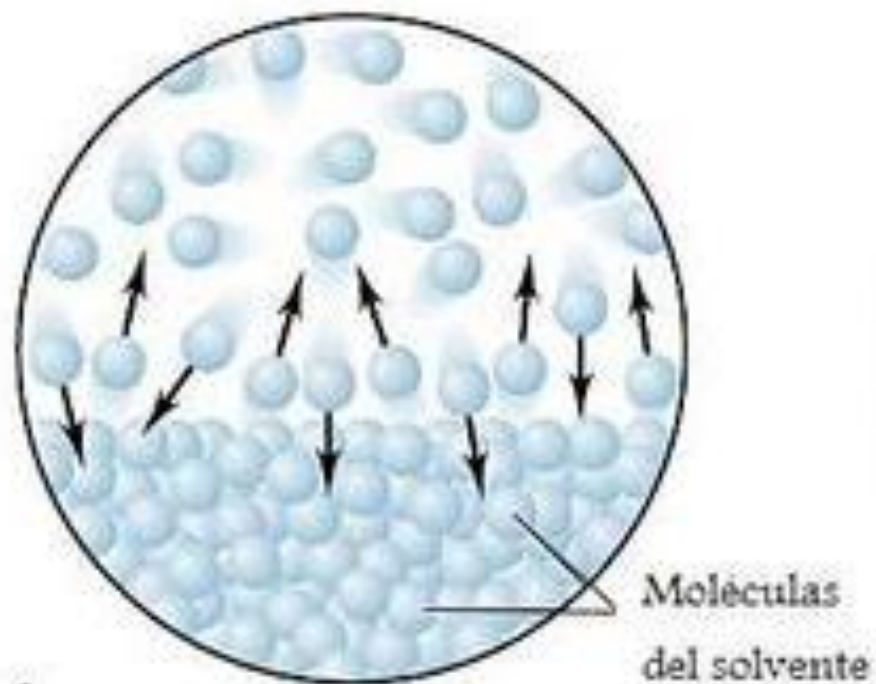
$$-\Delta P = P_o \times X_s$$

ΔP = variación presión

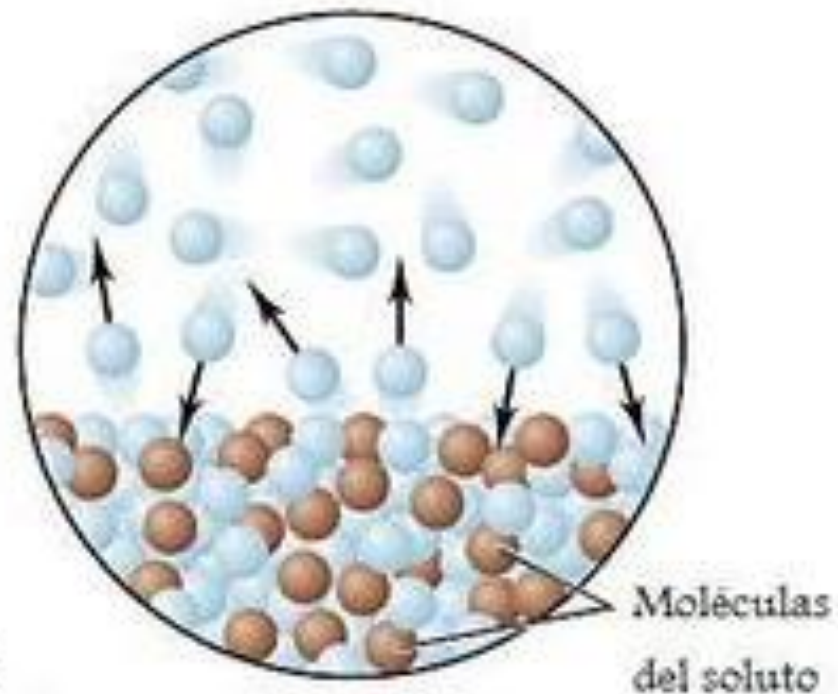
P_o = Presión de vapor inicial o disolvente

X_s = Fracción molar de soluto

- Una importancia es el tipo de soluto que se agrega a la disolución.
- Un soluto volátil significa que fácilmente pasa de estado líquido a gaseoso, sin requerir mucha ganancia de energía.
- Por el contrario, un soluto no volátil tiene que ganar mucha energía para pasar a estado gaseoso.
- **Una disolución con soluto no volátil, tiene una presión de vapor menor que la del disolvente puro.**



A



B

PRESIÓN OSMÓTICA

- Corresponde a la presión que existe en un sistema, que presenta dos compartimientos separados por una membrana permeable al agua, para detener el fenómeno de la osmosis.

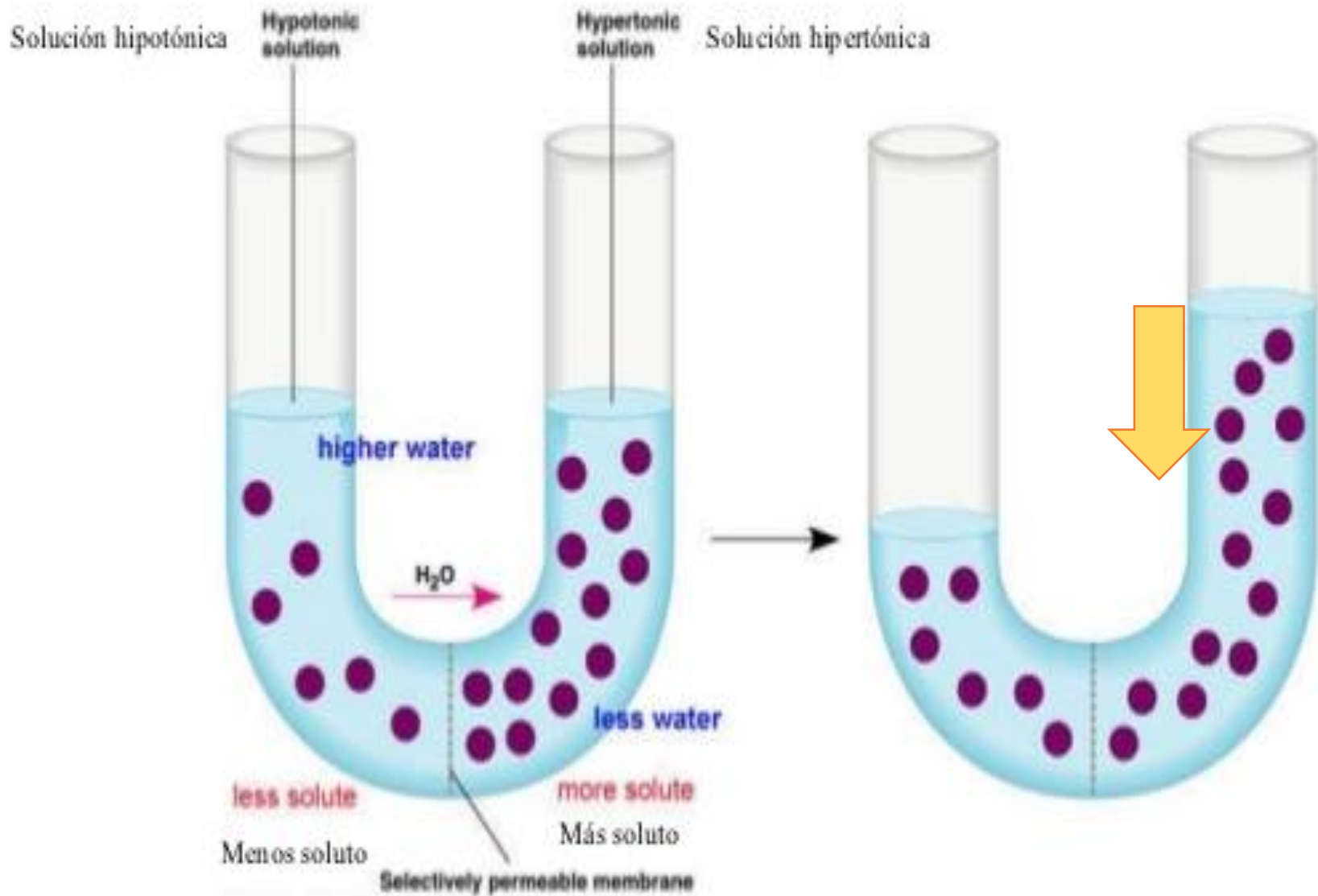
$$\pi = M \times R \times T$$

π = Presión osmótica

M = Molaridad

R = Constante de los gases ideales

T = Temperatura en Kelvin



EJEMPLO N°8

- Una disolución de glucosa ($MM = 180 \text{ [g/mol]}$) fue preparada con 90 [g] de soluto, dando un total de 500 mL de disolución. Esto ocurre en un ambiente de $27 \text{ }^{\circ}\text{C}$ aproximadamente. ¿Cuál sería la presión osmótica de dicha disolución?

FACTOR DE VAN'T HOFF

- No es el mismo efecto un soluto con enlace covalente que un soluto con enlaces iónicos.
- Los que presentan **enlace iónicos, se disocian** en soluciones acuosas y polares, lo que genera un mayor número de partículas en la disolución.
- El factor de Van't Hoff corresponde a **multiplicar** en las fórmulas de las propiedades coligativas por la **cantidad de iones que se formen**.

SOLUTO	ESTADO EN DISOLUCIÓN	FACTOR DE VAN'T HOFF
CO ₂	CO ₂	1
C ₆ H ₁₂ O ₆	C ₆ H ₁₂ O ₆	1
NaCl	Na + Cl	2
NaOH	Na + OH	2
KCl	K + Cl	2
Ca(OH) ₂	Ca + 2 OH	3
Mg(OH) ₂	Mg + 2 OH	3
Li(OH)	Li + OH	2