

Resumen química I c2

Índice

I	Clase 11	3
1.	Teoría cinética para líquidos y sólidos	3
1.1.	En Gases:	3
1.2.	En líquidos:	3
1.3.	En sólidos:	3
2.	Tipos de fuerzas intermoleculares	4
2.1.	Fuerzas ión-dipolo	4
2.2.	Fuerzas dipolo-dipolo	4
2.3.	Fuerzas de dispersión	4
2.4.	Enlace de hidrógeno	5
2.5.	Comparación de fuerzas intermoleculares	5
II	CLase 12	5
3.	El estado líquido	6
4.	Propiedades de los líquidos	6
4.0.1.	Tensión superficial	6
4.1.	Viscosidad	7
4.2.	Presión de vapor y punto de ebullición	7
5.	Propiedades del agua	8
III	Clase 13	8
6.	El estado sólido	9
6.1.	Sólidos cristalinos	9
6.1.1.	Cristales iónicos	9
6.1.2.	Cristales covalentes	10
6.1.3.	Sólidos moleculares	10
6.1.4.	Cristales metálicos	10
6.2.	Sólidos amorfos	10
6.2.1.	El vidrio	10
7.	Disoluciones	11
7.1.	Análisis molecular del proceso de disolución	11
7.2.	Factores que afectan la solubilidad	11
7.2.1.	Efectos de la temperatura	11
7.2.2.	Efectos de la presión	12

IV	Clase 14	12
8.	Propiedades coligativas	13
8.1.	Disminución de la presión de vapor	13
8.1.1.	Ley de Raoult	13
8.2.	Aumento del punto de ebullición	14
8.3.	Disminución del punto de congelación	14
8.4.	Presión osmótica	15
9.	Propiedades coligativas en electrolitos	15
V	Clase 15	16
10.	Tipos de equilibrio	16
10.1.	Equilibrio material	16
11.	Cambios de fases	17
12.	Equilibrio líquido-vapor	17

Parte I

Clase 11

1. Teoría cinética para líquidos y sólidos

La **teoría cinética molecular** también puede usarse para explicar de manera cualitativa el comportamiento de las sustancias en **estado líquido** y en **estado sólido**.

1.1. En Gases:

- La energía cinética promedio de un conjunto de moléculas de gas disminuye conforme baja la temperatura.
- Las interacciones entre las moléculas de una gas son despreciables debido a las grandes distancias que separan a las moléculas a presiones y temperaturas ordinarias.

1.2. En líquidos:

- Las moléculas están tan juntas que hay muy poco espacio vacío, por ello los líquidos son más difíciles de comprimir.
- Las fuerzas de atracción entre las partículas son lo suficientemente grandes para que ocurran agrupamientos desordenados.
- La energía de movimiento de las partículas de los líquidos es suficiente como para superar en forma parcial las fuerzas de atracción entre ellas.

1.3. En sólidos:

- Las fuerzas intermoleculares son lo suficientemente fuertes para mantener juntas a las partículas y fijarlas en una posición rígida.
- Los sólidos, al igual que los líquidos, no son muy compresibles por que las partículas tienen poco espacio libre entre ellas.

Dos factores que influyen en el estado físico de un objeto son la **temperatura** y la **presión**. Primero notemos la diferencia entre:

- **Fuerzas intramoleculares:** mantienen juntos los átomos de una molécula.
- **Fuerzas intermoleculares:** son fuerzas de atracción entre las moléculas (suelen ser más débiles que las anteriores).

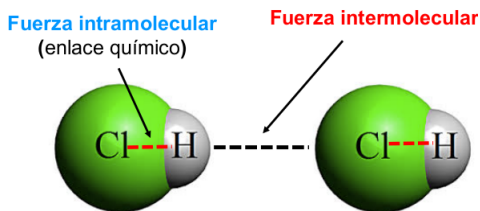


Figura 1: Comparación entre fuerzas intramoleculares e intermoleculares.

Los puntos de ebullición y fusión reflejan la magnitud de las fuerzas intermoleculares.

2. Tipos de fuerzas intermoleculares

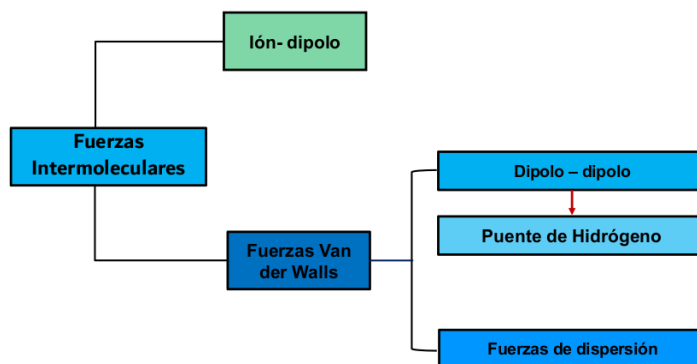


Figura 2: Clasificación de las fuerzas intermoleculares.

2.1. Fuerzas ión-dipolo

Son las fuerzas que atraen entre sí a un ión y la carga parcial de un extremo de una molécula polar

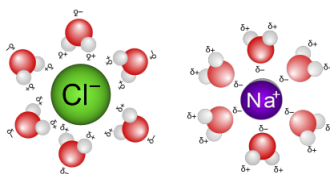


Figura 3: Interacción ión-dipolo.

Magnitud de atracción depende de: carga y tamaño del ión, magnitud del momento dipolar y tamaño de la molécula.

2.2. Fuerzas dipolo-dipolo

Fuerza de atracción entre moléculas polares (que poseen momento dipolar). Tienden a alinearse de tal manera que la atracción sea máxima. **Más débiles que las fuerzas ión-dipolo.**

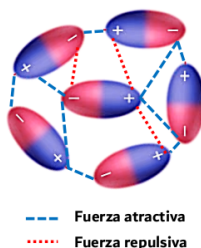


Figura 4: Interacción dipolo-dipolo.

2.3. Fuerzas de dispersión

Las **fuerzas de dispersión de London** se generan a partir de **dipolos temporales** inducidos por la fuerza que ejercen otros dipolos o iones. **Aumentan con la masa molar** (ya que con mayor masa molar se suelen tener más electrones). **Único tipo de fuerza entre moléculas no polares.**

2.4. Enlace de hidrógeno

Tipo especial de interacción **dipolo-dipolo** entre un átomo de hidrógeno conectado a un átomo muy electronegativo (F, N, O).

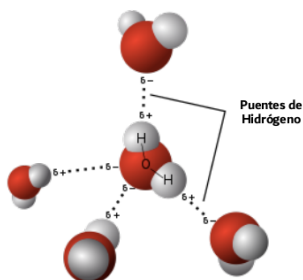


Figura 5: Moléculad de agua

2.5. Comparación de fuerzas intermoleculares

En general

ion-dipolo > enlace H > dipolo-dipolo > fuerzas de dispersión

Todas estas interacciones son **considerablemente más débiles** que los enlaces covalentes y iónicos, los cuales tienen energías en el rango de cientos de kilojoules por mol.

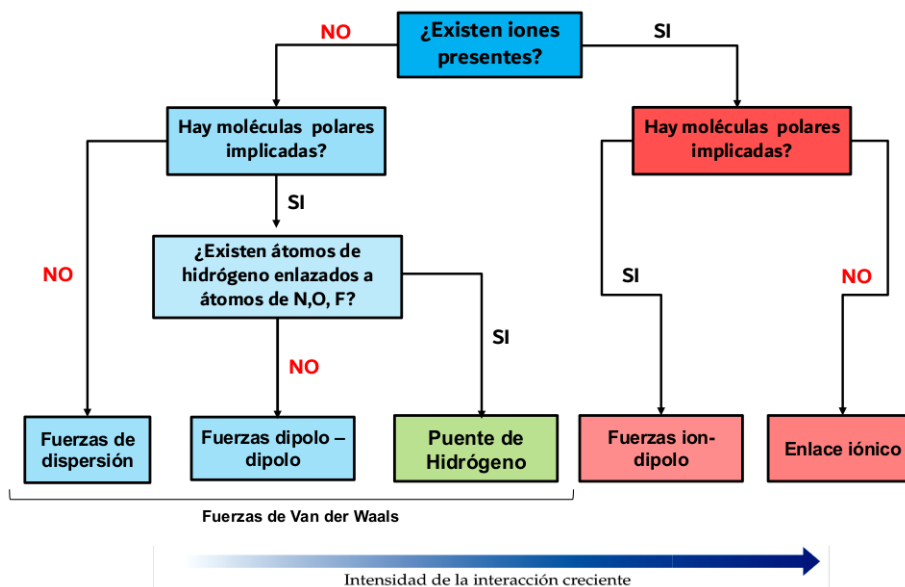


Figura 6: lifehack para el certamen.

Parte II

CLase 12

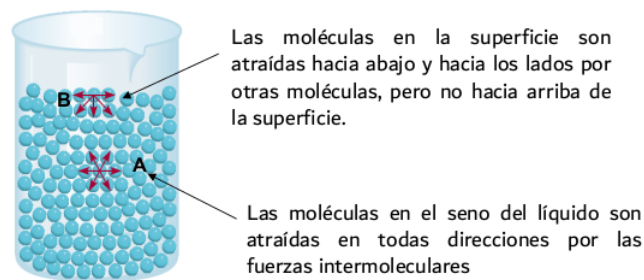
3. El estado líquido

Es un estado en que la materia se presenta como fluido con volumen definido, pero sin forma determinada. No tienen una distribución ordenada.

4. Propiedades de los líquidos

4.0.1. Tensión superficial

Cantidad de energía necesaria para estirar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área. La tensión superficial es una medida de la **fuerza elástica que existe en la superficie de un líquido**. En general, los líquidos que tienen fuerzas intermoleculares grandes también poseen tensiones superficiales altas.



La **acción capilar** es el ascenso de líquidos por una superficie vertical; **consecuencia de la tensión superficial**.

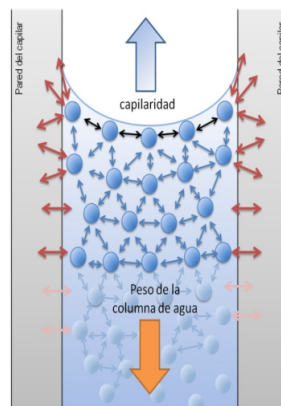


Figura 7: acción capilar

En el capilar el agua sube hasta que las fuerzas de cohesión (flechas azul y negro), adhesión (flecha roja) y peso se equilibran. El agua sube por los tallos de las plantas usando la acción capilar (capilares).

- **menisco cóncavo:** Fuerzas de adhesión > cohesión.
- **menisco convexo:** fuerzas de cohesión > adhesión.

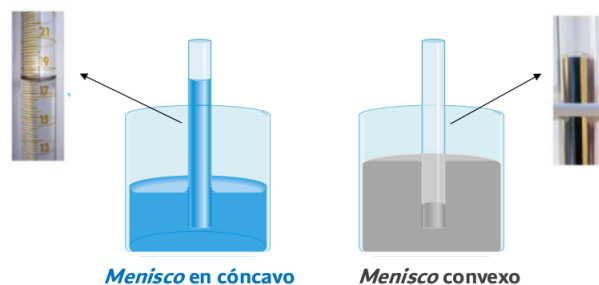


Figura 8: Efectos de fuerzas de adhesión y cohesión

4.1. Viscosidad

Medida de la **resistencia** de un líquido a fluir; cuando más viscoso, más lento es su flujo. Las **fuerzas intermoleculares fuertes** provocan líquidos **más viscosos** que los que tienen fuerzas intermoleculares débiles. Entre compuestos análogos, la viscosidad aumenta al incrementarse la masa molar. La viscosidad **disminuye al aumentar la temperatura**.

4.2. Presión de vapor y punto de ebullición

Es la presión ejercida por las partículas de vapor en equilibrio dinámico con la fase líquida a una temperatura determinada.

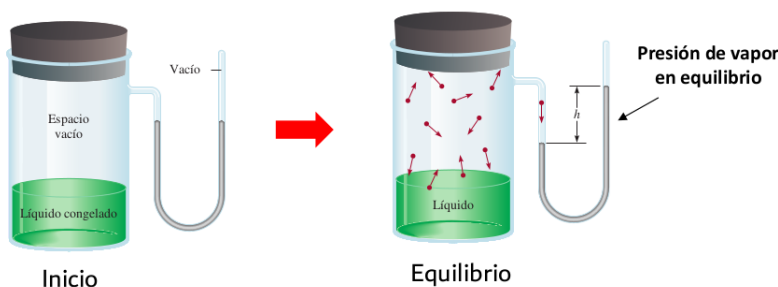


Figura 9: Como medir la presión de vapor.

Presión de vapor **depende de las características de la sustancia y de su temperatura**. A medida que aumenta la temperatura aumentan las partículas que pasan a la fase de vapor, por lo tanto la presión aumenta; si la sustancia se atrae fuertemente entre si (fuerzas intermoleculares), la presión de vapor será más baja.

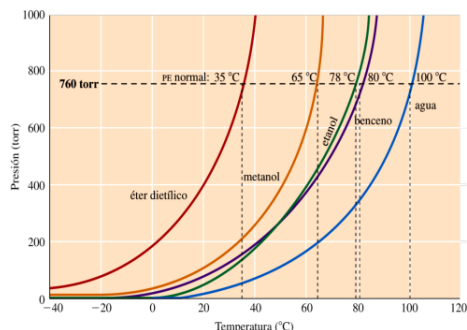


Figura 10: presión de vapor vs temperatura

El **punto de ebullición** es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido iguala a la presión atmosférica externa (a diferentes alturas el agua ebulle a diferente temperatura).

Tabla 11.6 Calores molares de vaporización de una selección de líquidos		
Sustancia	Punto de ebullición* (°C)	ΔH_{vap} (kJ/mol)
Agua (H ₂ O)	100	40.79
Argón (Ar)	−186	6.3
Benceno (C ₆ H ₆)	80.1	31.0
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	78.3	39.3
Éter dietílico (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	34.6	26.0
Mercurio (Hg)	357	59.0
Metano (CH ₄)	−164	9.2

Figura 11: temperaturas de ebullición.

5. Propiedades del agua

- Sustancia líquida más abundante en la tierra.
- Imprescindible para los procesos bioquímicos.
- Disolvente universal (solvente polar).
- Elevado calor específico (mucho calor para cambiar la temperatura). En la naturaleza se ve que los animales la usan para regular la temperatura.
- Agua en estado sólido es menos denso que en estado líquido; explicación de por qué el hielo flota (estructura de cristal de hielo es ordenada; tetraedro).

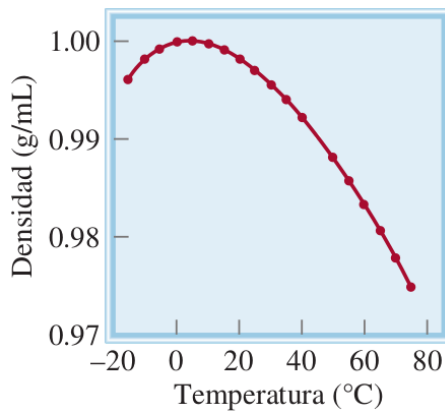


Figura 12: Densidad del agua con respecto a la temperatura

Parte III

Clase 13

6. El estado sólido

6.1. Sólidos cristalinos

Un **sólido cristalino** posee un ordenamiento estricto y regular, es decir, sus átomos, moléculas o iones ocupan posiciones específicas. Las fuerzas que mantienen la estabilidad de un cristal pueden ser iónicas, covalentes, de van der Waals, puentes de hidrógeno o una combinación de ellas.

- La distribución de las partículas en sólidos cristalinos maximiza las fuerzas netas de atracción molecular.
- Los sólidos cristalinos suelen tener superficies planas que forman ángulos entre sí.
- Ejemplos: Cloruro de sodio, cristal de cuarzo, diamante.

Una celda unitaria es la unidad básica que se repite en un sólido cristalino; tiene ángulos y aristas. Existen varios tipos de celdas unitarias:

1. cúbica (fluorita)
2. tetragonal (calcopirita)
3. ortorrómbica (aragonita)
4. romboédrica (calcita)
5. hexagonal (esmeralda)
6. monoclinica (azurita)
7. triclínica (rodonita)

Hay tres tipos de celdas cúbicas: cúbica simple, cúbica centrada en el cuerpo, cúbica centrada en las caras (la más compacta).

6.1.1. Cristales iónicos

Formado por iones (ejemplo Cloruro de sodio). Unidos por atracción **electroestática**.

- Formados por especies cargadas
- Aniones y cationes suelen ser de distinto tamaño
- Se mantienen unidos por enlaces iónicos
- Suelen tener **puntos de ebullición elevados**
- **No conducen electricidad**. En estado fundido o disueltos en agua conduce electricidad (electrolito)
- Son duros (resistentes al rayado) y frágiles (se rompen fácilmente)

6.1.2. Cristales covalentes

Átomos unidos en grandes redes por **enlaces covalentes** (ejemplo: los dos alótropos del carbono, diamante y grafito).

Estructura cristalina del diamante:

- cada átomo está enlazado de manera tetraédrica a otros 4 átomos de carbono
- los enlaces covalentes le otorgan gran resistencia y un elevado punto de fusión

Estructura cristalina del grafito:

- átomos se distribuyen en forma de anillos hexagonales, cada uno enlazado a otros 3.
- se mantienen unidos por fuerzas débiles de van der Waals por lo que se pueden deslizar entre sí.

Los cristales covalentes poseen las siguientes características.

- son duros
- malos conductores eléctricos
- insolubles en todos los disolventes comunes
- puntos de fusión muy altos

6.1.3. Sólidos moleculares

Unidos por fuerzas **dipolo-dipolo**, fuerzas de **dispersión** o **enlaces de hidrógeno**.

- son más suaves y quebradizos que los cristales iónicos o covalentes
- puntos de fusión relativamente bajos (casi siempre $< 200^{\circ}\text{C}$)
- sustancias que son gases y líquidos a temperatura ambiente pueden formar sólidos moleculares a temperaturas bajas.

6.1.4. Cristales metálicos

Formado por metales, su empaquetamiento suele ser muy denso (modelo de mar de electrones; **deslocalización electrónica**). Son resistentes y buenos conductores de calor y electricidad.

6.2. Sólidos amorfos

- estructuras similares a la de los líquidos, pero sus partículas carecen de la libertad de movimiento de estos.
- No tienen caras bien definidas.

6.2.1. El vidrio

El vidrio es un producto de fusión de materiales inorgánicos ópticamente transparente que se ha enfriado a un estado rígido sin cristalizar. El vidrio es una mezcla fundida de dióxido de silicio (SiO_2), su principal componente, y otros compuestos como óxido de sodio (Na_2O), óxido de boro (B_2O_3) y ciertos óxidos de metales de transición que le confieren color y otras propiedades.

Tipo de cristal	Fuerza(s) que mantiene unidas a las unidades	Propiedades generales	Ejemplos
Iónico	Atracción electrostática	Duro, quebradizo, punto de fusión alto, mal conductor del calor y la electricidad	NaCl, LiF, MgO, CaCO ₃
Covalente	Enlace covalente	Duro, punto de fusión alto, mal conductor del calor y la electricidad	C (diamante), [†] SiO ₂ (cuarzo)
Molecular*	Fuerzas de dispersión, fuerzas dipolo-dipolo, enlaces de hidrógeno	Suave, punto de fusión bajo, mal conductor de la electricidad	Ar, CO ₂ , I ₂ , H ₂ O, C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa)
Metálico	Enlace metálico	Suave a duro, punto de fusión bajo a alto, buen conductor del calor y la electricidad	Todos los elementos metálicos, por ejemplo: Na, Mg, Fe, Cu

Figura 13: Tipos de cristales y propiedades generales

7. Disoluciones

Es una mezcla homogénea de dos o mas sustancias. Compuesta por soluto (menor cantidad) y solvente (mayor cantidad). Según la capacidad de disolver soluto se pueden clasificar en:

- **Disolución no saturada:** contiene menor soluto que el que puede disolver.
- **Disolución saturada:** contiene máxima cantidad de soluto que puede disolver.
- **Disolución sobresaturada:** contiene más soluto del que puede disolver.

7.1. Análisis molecular del proceso de disolución

1. Separación partículas de disolvente.
2. partículas de soluto se disocian en disolvente.
3. partículas se mezclan formando la disolución; las etapas 1 y 2 requieren de energía para romper las fuerzas de atracción intermoleculares.

7.2. Factores que afectan la solubilidad

La **solubilidad** es la máxima cantidad de soluto que un disolvente puede disolver a una **temperatura específica**

7.2.1. Efectos de la temperatura

En los **sólidos**, la solubilidad aumenta al incrementarse la temperatura de disolución (con excepciones).

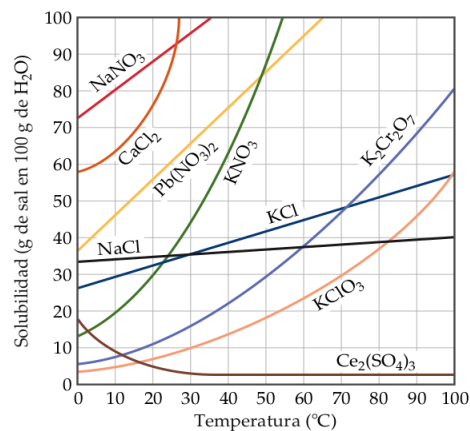


Figura 14: efecto de la temperatura en la solubilidad de algunos sólidos en agua.

La solubilidad de los **gases** en agua disminuye con la temperatura.

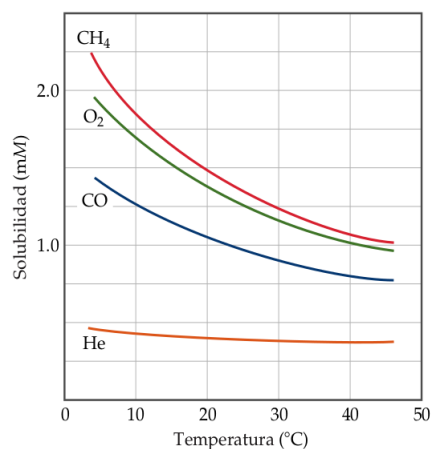


Figura 15: efecto de la solubilidad de algunos gases en agua con la temperatura.

7.2.2. Efectos de la presión

Las solubilidades de los sólidos y líquidos no muestran un efecto apreciable de presión, mientras que la solubilidad de un gas en cualquier disolvente aumenta al incrementar la presión del gas sobre el disolvente. La **ley de Henry** establece que la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución:

$$c \propto kP \Rightarrow c = kP \quad (1)$$

donde c es la concentración en mol/L , P es la presión en atm y K es una constante que depende de la temperatura del sistema.

Parte IV

Clase 14

8. Propiedades coligativas

Son propiedades que dependen sólo del **número de partículas** de un soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas del soluto (coligativo, que depende del efecto colectivo). Son independientes del tipo de soluto que hayamos introducido en la disolución, solo dependen de su cantidad de partículas.

- Disminución de la presión de vapor
- Aumento del punto de ebullición
- Disminución del punto de congelación
- Presión osmótica

8.1. Disminución de la presión de vapor

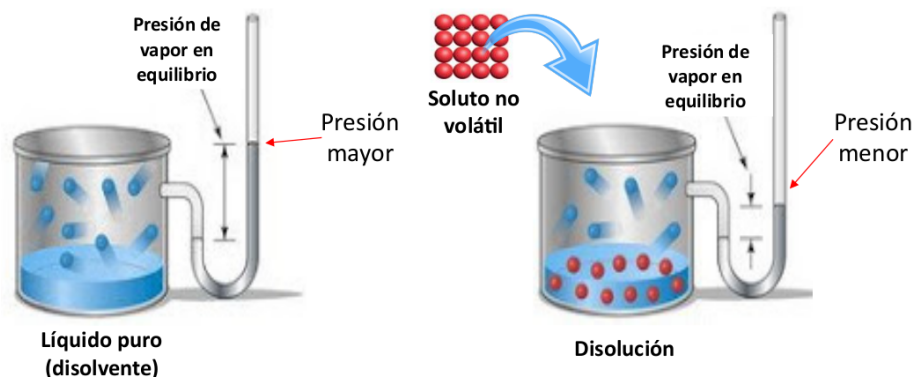


Figura 16: La presión de vapor disminuye al agregar soluto

8.1.1. Ley de Raoult

Establece que la presión parcial de un disolvente en una disolución (P_1) está dada por la presión de vapor del disolvente puro (P_1°) multiplicada por la fracción molar del disolvente en la disolución (X_1).

$$P_1 = X_1 P_1^\circ \quad (2)$$

En donde X_1 : fracción molar del **disolvente** y X_2 : fracción molar del **soluto**

$$\begin{aligned} X_1 + X_2 &= 1 \rightarrow X_1 = 1 - X_2 \\ P_1 &= (1 - X_2)P_1^\circ \rightarrow P_1 = P_1^\circ - X_2 P_1^\circ \end{aligned}$$

con esto obtenemos

$$P_1^\circ - P_1 = \Delta P = X_2 P_1^\circ \quad (3)$$

8.2. Aumento del punto de ebullición

Punto de ebullición: temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión atmosférica externa.

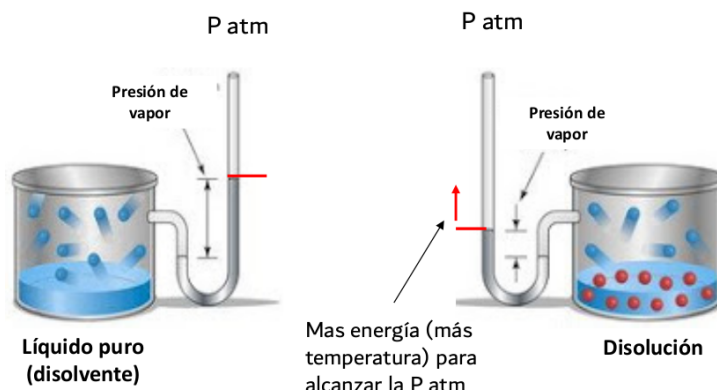


Figura 17: Aumento del punto de ebullición

Si la presión de vapor de una disolución es menor respecto a la del disolvente puro, será necesaria una mayor cantidad de calor (mayor temperatura) para que esta presión alcance la presión atmosférica externa.

$$\Delta T_b = K_b m \quad (4)$$

ΔT_b variación de la temperatura de ebullición. K_b constante ebulloscópica (boiling constant). m molalidad

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ \quad (5)$$

8.3. Disminución del punto de congelación

Temperatura a la cual coexisten en equilibrio las fases solidez y líquida de una sustancia.

$$\Delta T_f = K_f \cdot m \quad (6)$$

ΔT_f variación de la temperatura de congelación. K_f constante crioscópica. m molalidad

$$\Delta T_f = T_f - T_f^\circ \quad (7)$$

Tabla 12.2 Constantes molales de elevación del punto de ebullición y de disminución del punto de congelación de varios líquidos comunes				
Disolvente	Punto de congelación normal (°C)*	K_f (°C/m)	Punto de ebullición normal (°C)*	K_b (°C/m)
Agua	0	1.86	100	0.52
Benceno	5.5	5.12	80.1	2.53
Etanol	-117.3	1.99	78.4	1.22
Ácido acético	16.6	3.90	117.9	2.93
Ciclohexano	6.6	20.0	80.7	2.79

Figura 18: tabla con las constantes ebulloscópica y crioscópica

8.4. Presión osmótica

Osmosis: Movimiento neto de las moléculas del disolvente desde una zona de menor concentración a una de mayor concentración a través de una membrana semipermeable.

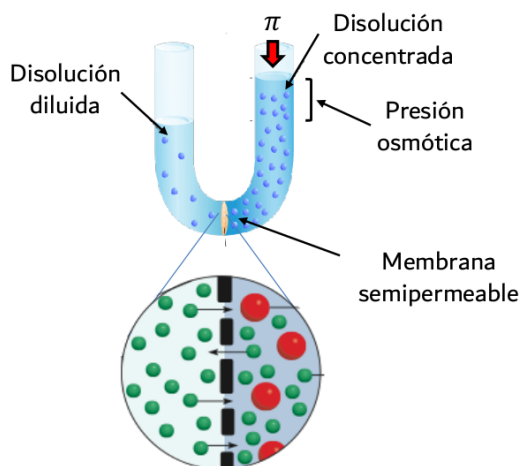


Figura 19: Presión osmótica en una membrana

Presión osmótica (π): Presión que se requiere para detener la osmosis.

$$\pi = M \cdot R \cdot T \quad (8)$$

M molaridad. $R = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$. T temperatura en kelvin.

9. Propiedades coligativas en electrolitos

Las propiedades coligativas dependen del **número de partículas** en la disolución. En las disoluciones de electrolitos esta propiedad dependerá de la **cantidad de iones** que cada soluto genere en la disolución.

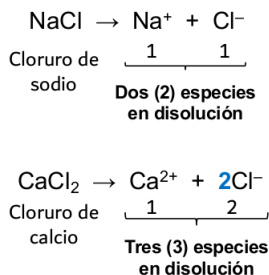


Figura 20: ejemplo de disociación de electrolitos

Una medida del grado de disociación en que los electrolitos se disocian es el **factor de van't hof** i . El **valor ideal del factor de van't hof** (i) para una sal se estima a partir del número de iones que se genera en la disolución por unidad formular.

$$i = \frac{\text{número real de partículas en disolución después de la disociación}}{\text{número de unidades de formulars inicialmente disueltas en la disolución}} \quad (9)$$

Sin embargo, las propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos son más pequeñas de lo que se esperaba, porque a concentraciones elevadas intervienen las fuerzas electroestáticas y se pueden formar pares iónicos.

Tabla 12.3 Factor de Van't Hoff de disoluciones de electrolitos 0.0500 M a 25°C		
Electrólito	i (medido)	i (calculado)
Sacarosa*	1.0	1.0
HCl	1.9	2.0
NaCl	1.9	2.0
MgSO ₄	1.3	2.0
MgCl ₂	2.7	3.0
FeCl ₃	3.4	4.0

Figura 21: factor de van't hoff experimental vs ideal

Al aplicar el factor de van't hoff a las ecuaciones de las propiedades coligativas obtenemos

$$\Delta T_b = iK_b m \quad (10)$$

$$\Delta T_f = iK_f m \quad (11)$$

$$\pi = iMRT \quad (12)$$

Parte V

Clase 15

10. Tipos de equilibrio

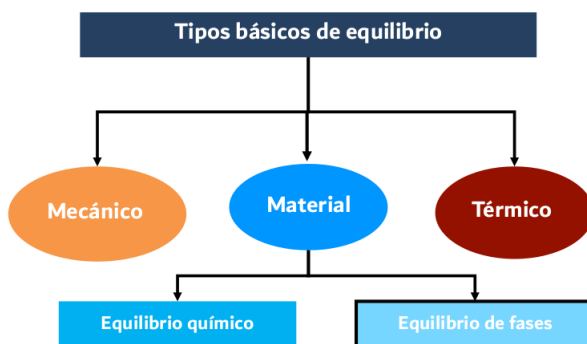
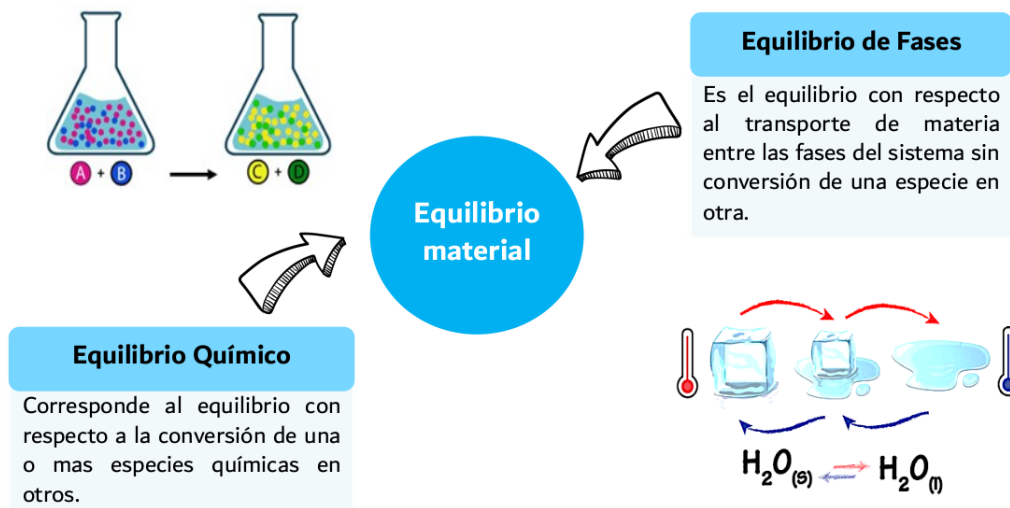


Figura 22: Tipos de equilibrio

El **equilibrio material** se alcanza cuando un sistema se encuentra en equilibrio químico y en equilibrio de fases. No hay cambio global en la composición del sistema ni transferencia neta de materia.

10.1. Equilibrio material

Se alcanza cuando en cada fase de un sistema cerrado, el número de moles de cada sustancia presente no varía a lo largo del tiempo.



11. Cambios de fases

Los cambios de fase se presentan cuando se agrega o se quita energía (casi siempre en forma de calor).

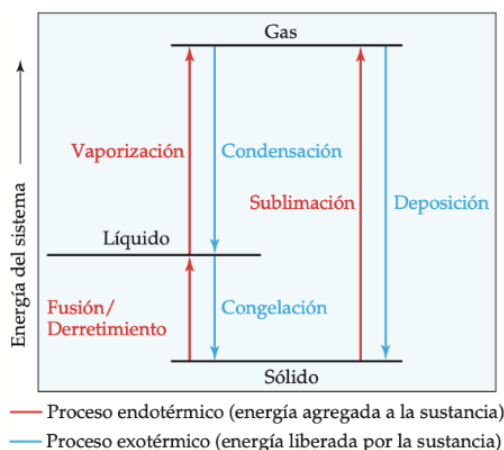


Figura 23: Energía del sistema en cambios de fase

Los cambios de fase son cambios físicos que se distinguen porque cambia el orden molecular, en la fase sólida las moléculas alcanzan el máximo ordenamiento, y en la fase gaseosa tienen el mayor desorden.

12. Equilibrio líquido-vapor

- Si se calienta un líquido, sus moléculas aumentan su energía cinética (E_c)
- Si la E_c es lo suficientemente grande, las moléculas comenzarán a escapar de la fase líquida (desde la superficie del líquido), y pasarán a la fase de vapor.

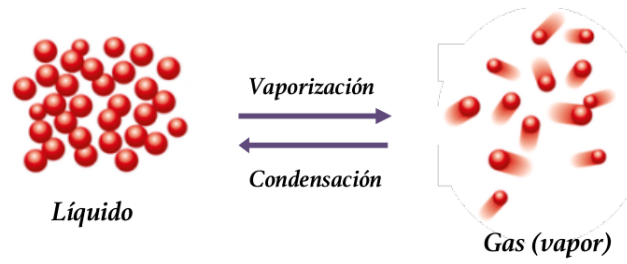


Figura 24: cambio de fase líquido-vapor

Cuando las moléculas de un líquido tienen suficiente energía para escapar de la superficie, sucede un cambio de fase.