

BLOQUE II-B CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS-DISOLUCIONES

CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS

1.- Materia, sistemas materiales y propiedades

1.1.- Materia y sistema material

- **Materia:** todo lo que tiene **masa** y ocupa **volumen**.
- **Sistema material:** porción de materia delimitada para estudiarla (vaso con agua salada, aire de una habitación, una roca).

Tipos de sistema:

- **Abierto:** intercambia **materia y energía** con el entorno (vaso destapado con agua evaporándose).
- **Cerrado:** intercambia **energía**, pero no **materia** (botella cerrada que se calienta/enfría).
- **Aislado (ideal):** no intercambia ni materia ni energía (termo ideal).
- **Idea clave:** la clasificación del sistema determina qué magnitudes pueden variar.

1.2.- Propiedades características

- Son intensivas útiles para **identificar** sustancias:
- Densidad (ρ), T_f (temperatura de fusión), T_b (temperatura de ebullición), solubilidad, conductividad, etc

2.- Clasificación de la materia: sustancias puras y mezclas

2.1.- Sustancias puras

- Una **sustancia pura** es un tipo de materia que está formada por **una sola especie química** (átomos, moléculas o iones) y, por ello, tiene **composición fija y uniforme** en toda la muestra y **propiedades características constantes** (por ejemplo, densidad, puntos de fusión y ebullición) en condiciones dadas.
- **No se puede separar en otras sustancias por métodos físicos** (filtración, decantación, destilación simple, etc.).

Puede ser:

- **Elemento:** una sola clase de átomos (p. ej., **Fe**, **O₂**).
- **Compuesto:** unión química de elementos en proporción fija (p. ej., **H₂O**, **NaCl**).
Razonamiento teórico: al haber **enlaces químicos** y proporciones definidas, **no se separan por métodos físicos**. Para separar un compuesto hay que romper enlaces (reacción química).
- **Ejemplo clave:** agua destilada = sustancia pura (H₂O)
- **Contraejemplo:** agua del grifo = mezcla (contiene sales, gases disueltos, etc.)

2.2.- Mezclas

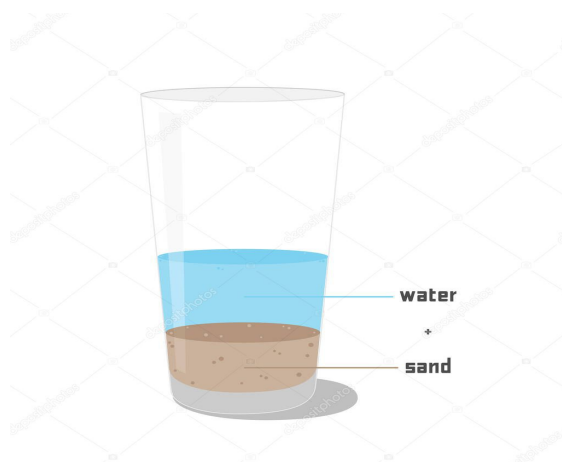
- Una **mezcla** es un sistema material formado por la **unión física de dos o más sustancias puras** (elementos y/o compuestos) en **proporciones variables**, sin que se formen enlaces químicos nuevos entre ellas.

2.3.- Características clave:

- **Composición variable:** no tiene una fórmula fija.
- Cada componente **conserva sus propiedades** (en esencia, no “cambia” químicamente).
- Se puede separar en sus componentes por **métodos físicos** (filtración, decantación, destilación, centrifugación, cromatografía, etc.).

Puede ser:

- **Homogénea (disolución):** una sola fase visible (ej.: aire, sal disuelta en agua).
- **Heterogénea:** varias fases visibles (ej.: agua y aceite, granito).



- Ejemplo rápido: **agua con sal** es una mezcla (la proporción de sal puede variar y se puede separar, por ejemplo, evaporando el agua).

2.4.- Fase y componente

Una **fase** es cada **porción homogénea** de un sistema material que tiene **composición y propiedades uniformes** y está **separada** de otras porciones por una **superficie de separación** (interfase).

- Un sistema puede tener **1 fase** (homogéneo) o **varias fases** (heterogéneo).

Ejemplos:

- Agua líquida sola → **1 fase**.
- Agua + aceite → **2 fases** (dos líquidos inmiscibles).
- Hielo + agua líquida → **2 fases** (sólido y líquido, aunque sea la misma sustancia).

Componente

- Un **componente** es cada **sustancia química distinta** que forma parte de un sistema (cada "ingrediente" químico).
- Se cuentan como componentes las **especies químicas** presentes (en general, sustancias puras diferentes).

Ejemplos:

- Agua destilada → **1 componente** (H₂O).
- Agua + sal (NaCl) → **2 componentes** (H₂O y NaCl).
- Aire → varios componentes (principalmente N₂, O₂, Ar, CO₂...).

Idea clave:

- **Fases** = “cuántas zonas homogéneas veo”.
- **Componentes** = “cuántas sustancias distintas hay”.
- Ejemplo que lo fija: **agua con sal disuelta** → **1 fase** (homogénea) pero **2 componentes** (H₂O y NaCl).

3.- Sistemas dispersos: disoluciones, coloides y suspensiones

3.1.- Dispersión: concepto

- Una **dispersión** es un sistema en el que una sustancia (la **fase dispersa**) está repartida en forma de **partículas** dentro de otra sustancia continua (el **medio dispersante** o **fase continua**), sin disolverse completamente.

Consta de **dos “partes”**:

- **Fase dispersa**: partículas (sólidas, líquidas o gaseosas).
- **Medio dispersante**: la fase continua donde se distribuyen.

El comportamiento depende del **tamaño de partícula**:

- **Disolución** (< 1 nm): homogénea a nivel molecular (sal en agua).
- **Coloide** (≈ 1–1000 nm): apariencia homogénea, pero es dispersión (leche, niebla).
- **Suspensión** (> 1000 nm): heterogénea; puede sedimentar (arena en agua).

3.1.1.- Disoluciones (soluciones verdaderas)

Una **disolución verdadera** es una **disolución “real” en sentido estricto**: una mezcla homogénea en la que el **soluto está distribuido como moléculas o iones individuales** dentro del disolvente, con **tamaño de partícula menor que ~1 nm**.

- Una **disolución** es una **mezcla homogénea** formada por **dos o más sustancias** en la que **una** (el **soluto**) está **dispersa a nivel molecular o iónico** dentro de otra (el **disolvente**), de modo que el sistema presenta **una sola fase y composición uniforme** en toda la muestra.

Componentes:

- **Disolvente**: componente en mayor proporción (p. ej., agua).
- **Soluto**: componente en menor proporción (p. ej., sal).

Consecuencias (rasgos que la distinguen de coloides y suspensiones):

- Una sola fase y aspecto completamente homogéneo.
- **No sedimenta** con el tiempo.
- **No se separa por filtración** (ni siquiera por papel de filtro).
- **No presenta efecto Tyndall** (no dispersa la luz visible).

Ejemplos:

- NaCl en agua (iones Na⁺ y Cl⁻ hidratados).

- Azúcar en agua (moléculas de sacarosa dispersas).
- HCl en agua (en realidad, iones en disolución).

3.1.2.- Coloides

Un coloide es una dispersión en la que la fase dispersa está formada por partículas de tamaño intermedio, aproximadamente entre 1 y 1000 nm, distribuidas en un medio dispersante.

Características principales:

- Tamaño intermedio de partícula ($\approx 1-1000$ nm)
- Parece **homogéneo a simple vista**, pero en realidad es un **sistema heterogéneo** a nivel microscópico.
- Las partículas **no sedimentan fácilmente** (son lo bastante pequeñas para mantenerse “en suspensión” mucho tiempo).
- **No se separa por filtración corriente** (papel de filtro), aunque puede separarse por **ultrafiltración** o centrifugación intensa.
- Presenta **efecto Tyndall: dispersa la luz** (un haz de luz se “ve” al atravesarlo).

Ejemplos:

- **Leche** (emulsión: gotitas de grasa en agua).
- **Niebla** (aerosol líquido: gotitas de agua en aire).
- **Humo** (aerosol sólido: partículas sólidas en aire).
- **Gelatina o geles** (red sólida con líquido atrapado).

3.1.3.- Suspensiones

En química, una **suspensión** es una **mezcla heterogénea** en la que un **sólido finamente dividido** (fase dispersa) está **distribuido** en un **líquido o gas** (medio dispersante), pero **sin disolverse**.

Características clave:

- **Partículas relativamente grandes** (mucho mayores que en una disolución; típicamente del orden de micrómetros o más).
- **Aspecto turbio y no es uniforme** a escala microscópica.
- **Sedimenta con el tiempo**: si la dejas en reposo, el sólido tiende a **depositarse** por gravedad.
- Se puede **separar por filtración** (o por **decantación** tras sedimentar).
- Puede dispersar la luz (a menudo se nota “opaca”), aunque el efecto Tyndall se asocia sobre todo a coloides; en suspensiones suele verse aún más evidente por el tamaño de partícula.

Ejemplos típicos:

- Agua con arena.
- Barro en agua.
- Tiza (carbonato cálcico) en agua.

Diferencia rápida con otros sistemas:

- **Disolución**: homogénea, no sedimenta, no se filtra con papel normal (ej. sal en agua).
- **Coloide**: intermedio; no suele sedimentar fácilmente, no se filtra fácilmente, y muestra efecto Tyndall (ej. leche).

3.1.5.- Miscibilidad (Líquidos)

En química, la **miscibilidad** es la **capacidad de dos líquidos de mezclarse completamente entre sí en cualquier proporción**, formando **una sola fase homogénea**.

- Si dos líquidos son **miscibles** → siempre obtienes **una única fase** (una “mezcla uniforme”), sin separación en capas.
- Si son **inmiscibles** → al mezclarlos se forman **dos fases** (dos capas) porque **no se disuelven entre sí** de forma apreciable.

Ejemplos:

- Agua y etanol: miscibles (una sola fase).
- Agua y aceite: inmiscibles (dos capas).

Idea clave (causa habitual):

- “**lo semejante disuelve a lo semejante**”. Líquidos con **polaridad y fuerzas intermoleculares** parecidas tienden a ser miscibles.
- Polar con polar (agua con sustancias iónicas/polares).
- Apolar con apolar (grasas con disolventes apolares).

4.- Métodos de separación de mezclas

Un **método de separación de mezclas** es un **procedimiento físico** (no cambia la identidad química de las sustancias) que permite **aislar los componentes** de una mezcla aprovechando **diferencias en propiedades físicas** como:

- **Tamaño de partícula** (filtración, tamizado)
 - **Densidad** (decantación, centrifugación)
 - **Punto de ebullición / volatilidad** (destilación, evaporación)
 - **Solubilidad** (cristalización, extracción)
 - **Afinidad por una fase** (cromatografía)
 - **Magnetismo** (separación magnética)
- Idea clave: se usan para separar **mezclas homogéneas** (disoluciones) o **heterogéneas** (suspensiones, emulsiones), **sin provocar una reacción química**.



4.1. Mezclas heterogéneas (sólido-sólido / sólido-líquido / líquido-líquido inmiscible)

Tamización (cribado)

La **tamización** (o **tamizado**) es un **método físico de separación de mezclas sólidas heterogéneas** que consiste en **hacer pasar la mezcla por un tamiz o criba** (una malla con orificios de tamaño definido) para **separar las partículas según su tamaño**.

Qué propiedad aprovecha: el **tamaño de partícula**.

Resultado:

- Las partículas **más pequeñas** atraviesan la malla.
- Las partículas **más grandes** quedan **retenidas**.

Ejemplos:

- Separar **arena** de **grava**.

- Separar **harina** de **grumos** o impurezas más grandes.
- Instrumento típico: **tamiz/criba** (malla metálica o de nylon; en laboratorio también se usan juegos de tamices con diferentes diámetros).



Imantación

- La **imantación** (o **separación magnética**) es un **método físico de separación de mezclas** que consiste en **usar un imán o un electroimán** para **extraer los componentes magnéticos** de una mezcla.

Qué propiedad aprovecha: el **magnetismo** (ferromagnetismo).

- **Qué sustancias separa bien:** sólidos como **hierro (Fe)**, **níquel (Ni)**, **cobalto (Co)** y algunos óxidos como la **magnetita (Fe_3O_4)**.
- **Cuándo se usa:** sobre todo en **mezclas heterogéneas de sólidos** (p. ej., **arena + limaduras de hierro**).
- Instrumento típico: **imán** (de barra, herradura) o **electroimán** en procesos industriales.



Sedimentación

La **sedimentación** es un **método físico de separación** que consiste en **dejar en reposo una mezcla heterogénea** para que, por acción de la **gravedad**, las **partículas más densas**

(normalmente sólidas) **caigan y se depositen** en el fondo del recipiente formando un **sedimento**, mientras la fase superior queda más clara (**sobrenadante**).

Qué propiedad aprovecha: diferencia de **densidad** y **tamaño de partícula** (y, en menor medida, la viscosidad del fluido).

Para qué mezclas:

- sobre todo **sólido–líquido** (suspensiones) y, a veces, **líquido–líquido** si hay separación de fases y una es más densa.

Qué suele hacerse después:

- **decantación** (se vierte el sobrenadante sin arrastrar el sedimento) o **filtración** si se quiere separar con más precisión.

Ejemplo: **agua con arena:** al reposar, la arena sedimenta y el agua queda arriba más transparente.

Decantación

- La **decantación** es un **método físico de separación de mezclas heterogéneas** que consiste en **separar por diferencia de densidad** dejando que los componentes se **dispongan en capas** (por reposo o tras sedimentación) y luego **verter con cuidado** la fase superior (**sobrenadante**) o **drenar** la fase inferior, **sin mezclar** las fases.



Se aplica a:

- **Sólido–líquido:** cuando el sólido **sedimenta** (ej.: agua + arena). Primero sedimentación, luego se decanta el líquido claro.
- **Líquido–líquido inmiscibles:** líquidos que forman **dos capas** (ej.: agua + aceite). En laboratorio se usa un **embudo de decantación**.

Instrumentos típicos:

- **Vaso de precipitados** + varilla de vidrio (decantación simple).
- **Embudo de decantación** (para líquidos inmiscibles, con llave de paso).



Filtración

- La **filtración** es un **método físico de separación** que permite **separar un sólido insoluble** de un **fluido** (normalmente un líquido, a veces un gas) haciendo pasar la mezcla por un **material poroso** llamado **filtro**.

Qué propiedad aprovecha: El **tamaño de partícula** (los poros del filtro dejan pasar el fluido y retienen el sólido).

- **Para qué mezclas:** **heterogéneas sólido-líquido** (suspensiones), como **arena + agua**.

Resultados:

- **Residuo:** el sólido que queda retenido en el filtro.
- **Filtrado:** el líquido que atraviesa el filtro.

Instrumentos típicos en laboratorio:

- Embudo + papel de filtro + vaso de precipitados o matraz Erlenmeyer.
- **Filtración al vacío:** **embudo Büchner + matraz Kitasato + bomba de vacío** (más rápida y eficiente).



Centrifugación

- La **centrifugación** es un método físico de separación de mezclas que consiste en hacer girar una muestra a gran velocidad en una centrífuga para acelerar la sedimentación mediante una fuerza centrífuga (aceleración radial).

Qué propiedad aprovecha: diferencias de densidad, tamaño y, en general, de masa de las partículas o fases.

Para qué mezclas:

- **Suspensiones** (sólido-líquido): separa el sólido en el fondo.
- **Emulsiones o líquidos** con componentes de distinta densidad: puede ayudar a separar fases.

Resultados:

- **Pellet o sedimento**: lo más denso queda en el fondo del tubo.
- **Sobrenadante**: la fase superior queda más clara.
- Instrumento típico: **centrífuga + tubos de centrifugación** (y a menudo adaptadores/rotores específicos).

Ejemplo:

- separar **precipitados finos** de una disolución cuando la sedimentación por reposo sería muy lenta.

Flotación

En química, la **flotación** es un **método físico de separación** que se basa en **diferencias de densidad y/o afinidad por el agua** (hidrofobicidad) para que **uno de los componentes ascienda** a la superficie mientras otro **queda en el fondo**.

Hay dos ideas típicas:

a) Flotación por densidad (simple)

En una mezcla en un líquido, el componente **menos denso** que el medio **flota** y el más denso **se hunde**.

- Ejemplo: separar **serrín** de **arena** en agua (serrín flota, arena se hunde).

b) Flotación por espuma (flotación de minerales)

Se hace pasar **aire** por una suspensión acuosa con **reactivos** (colectores, espumantes). Las partículas **hidrofóbicas** se adhieren a las burbujas y **suben en forma de espuma**, separándose de las hidrofílicas.

- Muy usada en **minería** para concentrar minerales.
- Instrumentos/proceso típico: **tanque o celda de flotación, agitación, inyección de aire** (en flotación por espuma); o simplemente un **recipiente** con el líquido (en flotación simple).

Sublimación

La **sublimación** es un **cambio de estado** en el que una sustancia pasa **directamente de sólido a gas sin pasar por líquido**, al aportar energía (normalmente calor) y bajo condiciones adecuadas de presión y temperatura.

En separación de mezclas, la sublimación se usa cuando **uno de los componentes es sublimable** y el otro no:

- Se **calienta suavemente** la mezcla.
- El componente sublimable **se volatiliza** (sólido → gas).
- Ese gas se **enfía** en una superficie fría y **se deposita** de nuevo como sólido (esto se llama **deposición** o **sublimación inversa**), quedando separado.

Ejemplos de sustancias que subliman con facilidad (según condiciones):

- **Yodo (I₂)**, **naftalina**, **alcanfor**, **hielo seco (CO₂ sólido)**.

Instrumentos típicos en laboratorio para separar por sublimación:

- **Cápsula de evaporación** o **vaso** para calentar
- **Vidrio de reloj / embudo invertido** o un **“dedo frío”** (cold finger) como superficie fría para que el vapor se redeposite.
- **fuelle de calor** (placa calefactora o mechero).



4.2.- Mezclas homogéneas (disoluciones)

Evaporación

- La evaporación es un cambio de estado en el que un líquido pasa a gas desde su superficie, sin necesidad de que todo el líquido alcance el punto de ebullición.

Características clave:

- Ocurre a **cualquier temperatura** (aunque aumenta al subir la temperatura).
- Es un proceso **lento y superficial** (solo afecta a la superficie del líquido).

Se acelera si aumenta:

- Temperatura
- Superficie expuesta
- Ventilación
- Si disminuye la humedad del aire (en el caso del agua).
- Produce enfriamiento del líquido restante (se van primero las moléculas con más energía).

En separación de mezclas:

- Se usa para **separar un soluto sólido disuelto** eliminando el disolvente por evaporación (por ejemplo, obtener **sal** a partir de **agua salada**).

Cristalización / Cristalización fraccionada

La **cristalización** es un **método físico de separación y purificación** que consiste en **formar cristales** de un **soluto** a partir de una **disolución** (o de un fundido) cuando el soluto **deja de estar disuelto** y se **ordena** en una red cristalina.

Cómo se consigue (ideas típicas):

- **Enfriando** una disolución **saturada** (al bajar la temperatura, suele bajar la solubilidad).
- **Evaporando** parte del disolvente (aumenta la concentración hasta saturar).
- **Añadiendo un antisolvente** (disminuye la solubilidad del soluto).
- **Qué aprovecha:** diferencias de **solubilidad** (y cómo cambia con T) y la capacidad del soluto de **cristalizar**

Cristalización fraccionada

La **cristalización fraccionada** es una variante para **separar dos o más solutos disueltos** en la

misma disolución, aprovechando que tienen **solubilidades diferentes** (y/o distinta variación con la temperatura).

- **Idea clave:** al **enfriar** o **concentrar** la disolución, **cristaliza primero** el soluto **menos soluble** (o el que reduce antes su solubilidad). Se **filtra** ese primer sólido y luego se siguen ajustando condiciones para cristalizar el siguiente.
- **Ejemplo típico:** separar sales con solubilidades distintas en agua, haciendo **enfriamientos sucesivos** y filtrando en cada etapa.

5.- Proceso de disolución: razonamiento físico-químico

Disolver implica tres “pasos energéticos”

- **A)** Separar partículas del soluto (romper interacciones soluto–soluto).
- **B)** Separar partículas del disolvente (crear hueco).
- **C)** Formar interacciones soluto–disolvente (**solvatación**; si es agua, **hidratación**).
- **Interpretación:** si las interacciones soluto–disolvente son suficientemente favorables, la disolución es espontánea.

5.1.- Electrolitos y no electrolitos

Un **electrolito** es una sustancia que, al **disolverse en agua** o al estar **fundida**, **conduce la corriente eléctrica** porque **produce iones móviles** (cationes y aniones) que transportan carga.

- **Electrolito:** produce iones en disolución y **conduce** (NaCl(aq), HCl(aq)).
- **No electrolito:** no genera iones, conduce muy poco (azúcar en agua).
- **Razón:** la conductividad eléctrica en disoluciones depende de la presencia de **cargas móviles (iones)**.

5.2.- Disoluciones según estado físico

- Sólido en líquido (NaCl en agua).
- Líquido en líquido (etanol en agua).
- Gas en líquido (CO₂ en refrescos).
- Gas en gas (aire).

6.- Formas de expresar la concentración

6.1.- Concentración en masa (g/L)

$$C_m = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{disolucion}}} \quad \text{Unidades: g} \cdot \text{L}^{-1}, \text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

6.2.- % en masa (m/m):

$$m/m = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolucion}}} \cdot 100$$

Ej.: 5,0 g soluto + 95,0 g agua $\Rightarrow$ % = 5,0%.

6.3.- Molaridad (M):

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolucion}}} \quad \text{Unidades: mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

6.4.- Molalidad (m):

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}}$$

Unidades: mol·kg⁻¹ (no depende de la temperatura porque usa masa de disolvente)

6.5.- % masa/volumen (% m/V):

$$m/V = \frac{m_{\text{solute}} (\text{g})}{V_{\text{disolucion}} (\text{mL})} \cdot 100$$

Ej.: 2,0 g en 100 mL ⇒ 2,0% m/V

6.6.- % volumen/volumen (% v/v):

$$v/v = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{disolucion}}} \cdot 100$$

(típico en mezclas de líquidos, como alcohol en agua)

6.7.- Fracción molar (x)

$$X_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

6.8.- ppm y ppb (muy típico en aguas)

ppm ≈ mg/L (en disoluciones acuosas diluidas, densidad ≈ 1 g/mL)

$$ppm = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolucion}}} \cdot 10^6 \quad \text{en agua, suele aproximarse a mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

3 mg de soluto en 1 L de agua ⇒ ~3 ppm.

6.9.- Normalidad

La normalidad (N) es una forma de expresar la concentración de una disolución como “equivalentes-gramo de soluto por litro de disolución”.

Definición operativa:

$$N = \frac{n^{\circ} \text{equivalentes de soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}}$$

Como el número de equivalentes depende del tipo de reacción, la normalidad no es una concentración “intrínseca” como la molaridad: hay que definir el “factor de equivalencia” (n-factor) según el proceso químico.

Relación con la molaridad:

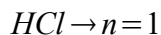
$$N = M \cdot n \text{ factor}$$

Cómo se define el n-factor (lo más habitual en bachillerato):

a) Ácido-base:

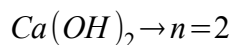
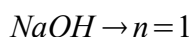
Para un ácido: n-factor = nº de H⁺ que puede ceder por molécula (basicidad del ácido)

Ejemplo:



Para una base: n-factor = nº de OH⁻ que puede aportar o nº de H⁺ que puede captar

Ejemplo:



b) Redox:

n-factor = nº de electrones (e⁻) intercambiados por fórmula de la especie en la reacción ajustada (Depende del medio y de la reacción concreta.)

c) Precipitación / complejación

n-factor = valor absoluto de la carga que se intercambia por unidad de fórmula (según la estequiometría iónica del proceso).

– **Consecuencia importante:**

Una misma disolución puede tener distinta normalidad según la reacción considerada. Por eso hoy se usa menos en química general y se prefiere la molaridad, salvo en cálculos clásicos de valoración.

El número de equivalentes ($n_{equivalente}$) es una cantidad “estequiométrica efectiva” que mide cuánta capacidad reactiva aporta una cantidad de sustancia en un proceso concreto.

$$n_{eq} = n \cdot f$$

donde **n** es la cantidad en moles de la especie y **f** es el factor de equivalencia (n-factor), que depende del tipo de reacción.

Un equivalente es la cantidad de sustancia que:

- en ácido–base, corresponde a 1 mol de H^+ cedido o 1 mol de H^+ aceptado (equivalentemente, 1 mol de OH^- neutralizado/aportado);
- en redox, corresponde a 1 mol de electrones (e^-) intercambiados
- en precipitación/iónica, corresponde a 1 “mol de carga” efectiva intercambiada según la estequiometría

Equivalente/gramo:

El equivalente-gramo (o “gramo-equivalente”) es la masa de una sustancia que corresponde a 1 equivalente químico en una reacción dada.

- En otras palabras: es la cantidad de sustancia que puede suministrar o consumir 1 mol de “unidad reactiva” (1 mol de H^+ en ácido–base, 1 mol de e^- en redox, etc.).
- Se calcula con el peso equivalente (PE), que es precisamente el equivalente-gramo expresado en g/eq:

Interpretación:

- **1 eq de una sustancia tiene una masa PE (en gramos)**
- **Por tanto, nº de equivalentes = masa / PE**

Ejemplos:

Ácido HCl (neutralización):

$$M = 36,46 \text{ g/mol} \rightarrow \text{PE o } P_{eq} = 36,6 \text{ g/equivalente} \rightarrow$$

$$\rightarrow 36,46 \text{ gr de } HCl \rightarrow 1 \text{ equivalente}$$

Fórmulas útiles:

a) Si conoces masa: $n_{eq} = \frac{m}{P_{eq}}$

donde PE es el “peso equivalente” (masa equivalente), y $P_{eq} = \frac{M_{molar}}{f}$

$$H_2SO_4 \text{ en ácido–base (diprótico) : } f = 2 \Rightarrow P_{eq} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g/eq}$$

NaOH (monobásico): $f = 1 \Rightarrow P_{eq} = \frac{40}{1} = 40 \text{ g/eq}$

- Ojo: “f” cambia según el tipo de reacción (ácido–base, redox, precipitación), así que la fórmula es la misma, pero el valor de f no.

- **b) Si conoces moles:** $n_{eq} = n(\text{mol}) \cdot f$

Ejemplos rápidos:

H_2SO_4 en neutralización completa: $f = 2$ (cede 2 H^+)

Si tienes 0,50 mol: $n_{eq} = 0,50 \cdot 2 = 1 \text{ eq}$

$Ca(OH)_2$ $f = 2$ (aporta 2 OH^-)

si tienes 0,10 mol $n_{eq} = 0,10 \cdot 2 = 0,20 \text{ eq}$

6.10.- Relación Estequiométrica entre Normalidad y Volumen en una Disolución

En una reacción llevada a cabo por equivalentes (muy típico en valoraciones), la relación estequiométrica entre volumen y normalidad se expresa igualando equivalentes:

$$n_{eq,1} = n_{eq,2}$$

como $n_{eq} = N \cdot V$ (si V está en litros)

$$\text{resulta: } N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

- Esto es válido cuando estás comparando dos disoluciones que reaccionan entre sí con estequiometría 1 equivalente : 1 equivalente (por ejemplo, neutralización ácido–base completa, o una redox formulada en equivalentes). En general, en el punto de equivalencia se cumple siempre “equivalentes de ácido = equivalentes de base” (o equivalentes de oxidante = equivalentes de reductor), de ahí la ecuación.

Condición de unidades:

- $N \rightarrow eq \cdot L^{-1}$
- V en L (si usas mL, usa ambos volúmenes en mL y la igualdad se mantiene por proporcionalidad)

7.- Preparación de disoluciones y diluciones

7.1.- Preparación desde un sólido

- Calcular masa necesaria.
- Pesar el soluto.
- Disolver en un vaso con algo de disolvente.
- Pasar al **matraz aforado**.
- Enrasar a volumen (ojo: enrasar **después** de disolver totalmente)
- Homogeneizar.

7.2.- Dilución (ley fundamental)

La dilución es el proceso de disminuir la concentración de una disolución añadiendo más disolvente (o una disolución más diluida), sin cambiar la cantidad de soluto.

- Idea clave: Los **moles de soluto se conservan**:

$$n_{\text{solute, inicial}} = n_{\text{solute, final}}$$

$$n_1 = n_2 \rightarrow M_1 V_1 = M_2 V_2$$

- Si trabajas con **molaridad** (o cualquier concentración proporcional a n/V) se usa:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

donde C_1 y V_1 son concentración y volumen iniciales, y C_2 y V_2 son concentración y volumen finales.

7.3.- Disoluciones comerciales: densidad y riqueza

Si te dan **riqueza** (% m/m) y **densidad** (ρ), puedes hallar molaridad:

a) Supones 100 g de disolución $m_{\text{solute}} = \% \cdot 100 / 100$

b) Volumen de esos 100 gr:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

c) moles
$$n = \frac{m_{\text{solute}}}{M_m}$$

d)
$$M = \frac{n}{V} (L)$$

8.- Solubilidad y tipos de disoluciones

8.1.- Solubilidad (S)

La **solubilidad** es la **cantidad máxima de soluto** que puede **disolverse** en una **cantidad determinada de disolvente** (o de disolución) a una **temperatura** (y, si aplica, **presión**) concretas, formando una **disolución saturada**.

Puntos clave:

- Depende de la **naturaleza** del soluto y del disolvente (“semejante disuelve a semejante”)
- Depende de la **temperatura**:
En muchos **sólidos en líquidos**, la solubilidad **aumenta** al subir T
En **gases en líquidos**, suele **disminuir** al subir T
- En **gases**, también depende mucho de la **presión** (Ley de Henry: a mayor presión del gas, mayor solubilidad).

8.2.- Formas comunes de expresarla:

- **g de soluto / 100 g de disolvente** (muy habitual)
- **g·L⁻¹ o mol·L⁻¹** (según el contexto).

8.3.- Insaturada, saturada, sobresaturada

- **Insaturada**: admite más soluto
- **Saturada**: máxima cantidad; equilibrio con soluto no disuelto
- **Sobresaturada**: por encima del máximo; inestable (cristaliza al “sembrar” o agitar)

8.4.- Curvas de solubilidad e interpretación

Una **curva de solubilidad** es una **gráfica** que muestra cómo varía la **solubilidad** de una sustancia con la **temperatura** (y, en algunos casos, con la presión), normalmente para un **soluto sólido en un disolvente** (habitualmente agua).

Qué representa:

- **Eje X**: temperatura (°C).
- **Eje Y**: solubilidad (por ejemplo, **g de soluto / 100 g de agua**)

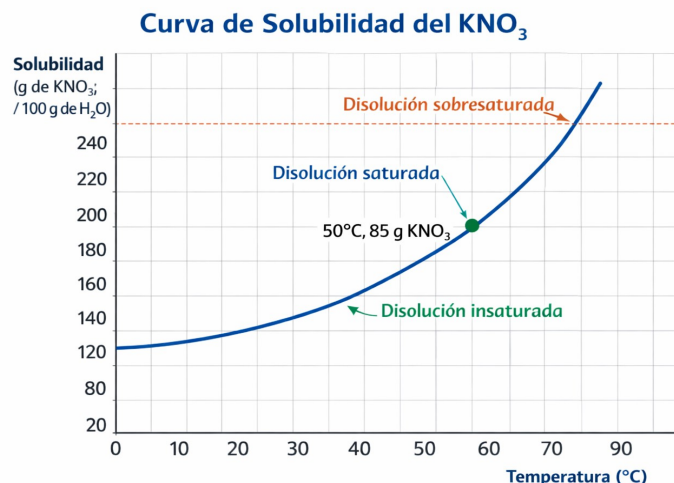
Para qué sirve:

- Saber cuánta cantidad máxima se puede disolver a cada temperatura.
- Predecir si una disolución está **insaturada**, **saturada** o **sobresaturada**:
Debajo de la curva → insaturada (aún puede disolver más)
Sobre la curva → saturada (está al límite).
Por encima de la curva → sobresaturada (inestable; tiende a cristalizar).
- Calcular cuánto soluto **precipita** al **enfriar** una disolución saturada (base de la **cristalización y cristalización fraccionada**).

Ejemplo conceptual:

- Gráfica S vs T (ejemplo típico KNO₃)
- Si a 60 °C caben 110 g/100 g H₂O y a 20 °C caben 32 g/100 g H₂O → al enfriar, precipita el exceso:

$$110 - 32 = 78 \text{ g}$$



9.- Propiedades Coligativas

Las **propiedades coligativas** son propiedades de una disolución que **dependen solo del número de partículas de soluto** presentes (su “cantidad efectiva”), y **no de la naturaleza química** del soluto, siempre que el soluto esté **disperso como partículas** en el disolvente.

- **Idea clave:** a igual concentración de partículas, el efecto es similar aunque el soluto sea distinto (p. ej., azúcar vs. urea), y es mayor si el soluto **se disocia** (electrolitos), porque genera más partículas.

9.1.- Propiedades coligativas principales:

Descenso de la presión de vapor: Ley de Raoult:

Al añadir soluto no volátil, disminuye la presión de vapor del disolvente

$$P_{\text{disolvente}} = x_{\text{disolvente}} P_{\text{disolvente}}^0$$

donde:

- $P_{\text{disolvente}}^0$ es la la presión de vapor del **disolvente puro**,
- $x_{\text{disolvente}}$ es la **fracción molar** del disolvente en la disolución

El **descenso** se expresa como:

$$\Delta P = P_{\text{disolvente}}^0 - P_{\text{disolvente}} = P_{\text{disolvente}}^0 (1 - x_{\text{disolvente}}) = P_{\text{disolvente}}^0 x_{\text{solute}}$$

- y el **descenso relativo**:

$$\frac{\Delta P}{P_{\text{disolvente}}^0} = x_{\text{solute}}$$

(para disoluciones ideales y soluto no volátil)

Elevación del punto de ebullición (ebulioscopia):

La disolución hierve a **mayor temperatura** que el disolvente puro:

Para que la disolución hierva (cuando $P_{\text{vapor}} = P_{\text{externa}}$) hay que **subir más la temperatura**.

$$\Delta T_b = i K_b m$$

Significado de cada término:

- ΔT_b : *elevación ebullioscópica* $\Delta T_b = T_{b, \text{ disolucion}} - T_{b, \text{ disolvente}}$

Es cuánto **aumenta** el punto de ebullición respecto al disolvente puro

- K_b : *constante ebullioscópica del disolvente*

Depende **solo del disolvente** (por ejemplo, para agua tiene un valor fijo). Sus unidades son típicamente $\text{K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

- **m**: molalidad del soluto:
$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})}$$

Se usa molalidad (no molaridad) porque está basada en **masa** y así no cambia con la temperatura

- **i**: **factor de Van 't Hoff**

Indica el **número efectivo de partículas** que genera el soluto en disolución:

No electrolitos (azúcar, urea): $i \approx 1$

Electrolitos: $i > 1$ porque se **disocian** (NaCl idealmente $i \approx 2$, CaCl_2 idealmente $i \approx 3$)

En la realidad suele ser **menor** que el ideal por asociaciones iónicas/efectos de no idealidad.

Interpretación física

- A mayor **cantidad de partículas** en la disolución (más m o mayor i), mayor será ΔT_b : **hierve a más temperatura**.
- El efecto es **proporcional**: duplicas m (manteniendo lo demás), y ΔT_b se duplica.

Descenso del punto de congelación (crioscopia)

La disolución congela a **menor temperatura** que el disolvente puro:

$$\Delta T_f = i K_f m$$

Qué representa cada término

- ΔT_f : descenso crioscópico $\Delta T_f = T_{f, \text{ disolvente}} - T_{f, \text{ disolucion}}$

(se define como una cantidad **positiva**). Indica cuánto **baja** el punto de congelación

- K_f constante crioscópica del disolvente
Depende **solo del disolvente** (por ejemplo, agua tiene su K_f propio). Unidades: **K·kg·mol⁻¹**.
- **m**: molalidad del soluto

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})}$$

Se usa molalidad porque no cambia con la temperatura

- **i**: factor de Van 't Hoff (descrito anteriormente)

Interpretación

- Cuantas **más partículas** haya en la disolución (mayor m o mayor i), **más** desciende el punto de congelación: ΔT_f aumenta.
- Es una relación **lineal** aproximada en **disoluciones diluidas**.

9.2.- Otros Factores que afectan a la solubilidad

Naturaleza del soluto y del disolvente:

- Polar/iónico con polar (agua).
- Apolar con apolar (hexano, aceites).

Presión (solo gases en líquidos): Ley de Henry

La ley de Henry describe cómo depende la solubilidad de un gas en un líquido, de la presión que ejerce ese gas sobre el líquido (a temperatura constante).

- A **temperatura constante**, la **cantidad de gas disuelto** en un líquido es **directamente proporcional** a la **presión parcial** de ese gas en contacto con el líquido.

$$S \propto P$$

Ecuación: Se suele escribir de dos formas equivalentes (según la convención del libro)

a) En términos de concentración (solubilidad):

$$C = k_H P$$

- **C**: concentración del gas disuelto (por ejemplo, mol·L⁻¹)
- **P**: presión parcial del gas (atm o Pa)
- k_H constante de Henry (depende del **gas**, del **disolvente** y de la **temperatura**; sus unidades dependen de cómo se exprese C)

b) En términos de presión como proporcional a la fracción molar:

$$P = k_H x$$

- **x**: fracción molar del gas en la disolución
- k_H tendrá unidades de presión

Consecuencias e interpretación

- Si **aumenta P** (más presión del gas), **aumenta C**: el gas se disuelve más.
- Si **disminuye P**, el gas sale de la disolución (desgasificación).

Ejemplo típico: En un refresco con CO₂: en la botella cerrada hay **alta presión** de CO₂ ⇒ se disuelve más. Al abrir, baja la presión ⇒ el CO₂ disuelto **sale** en forma de burbujas.

10.- Presión Osmótica

La **presión osmótica** (π) es la **presión mínima** que hay que aplicar a una **disolución** para **detener el paso neto de disolvente** a través de una **membrana semipermeable** (que deja pasar el disolvente pero no el soluto) desde el disolvente puro o una disolución más diluida hacia la más concentrada. Es, por tanto, una **medida de la tendencia a la ósmosis**.

Ecuación (disoluciones diluidas)

$$\pi = i M R T$$

donde:

- π : Presión Osmótica (Pa, atm)
- **i**: factor de Van 't Hoff (número efectivo de partículas; $i \approx 1$ no electrolitos, electrolitos $i > 1$)
- **M**: molaridad del soluto (mol·L⁻¹)
- **R**: constante de los gases
- **T**: temperatura absoluta (K)

Interpretación

- A mayor **concentración de partículas** (mayor M o mayor i), mayor π
- A mayor **temperatura**, mayor π

Ejemplo: una disolución salina tiene cierta presión osmótica; si aplicas una presión externa mayor que π , puedes forzar el proceso inverso (**ósmosis inversa**), base de la desalación.

