

BIOFÍSICA

# Soluciones Químicas y Mezclas

Fundamentos, propiedades y aplicaciones en ciencias de la vida

---

Conceptos esenciales de química y biofísica

# Índice de Temas

01

## **Tipos de Soluciones**

Saturadas, insaturadas, supersaturadas y clasificación por estados de la materia

02

## **Propiedades Generales de Soluciones Acuosas**

Electrolitos, no electrolitos, hidratación de iones y conductividad eléctrica

03

## **Unidades de Concentración**

Porcentaje en masa, fracción molar, molaridad, molalidad y conversiones

04

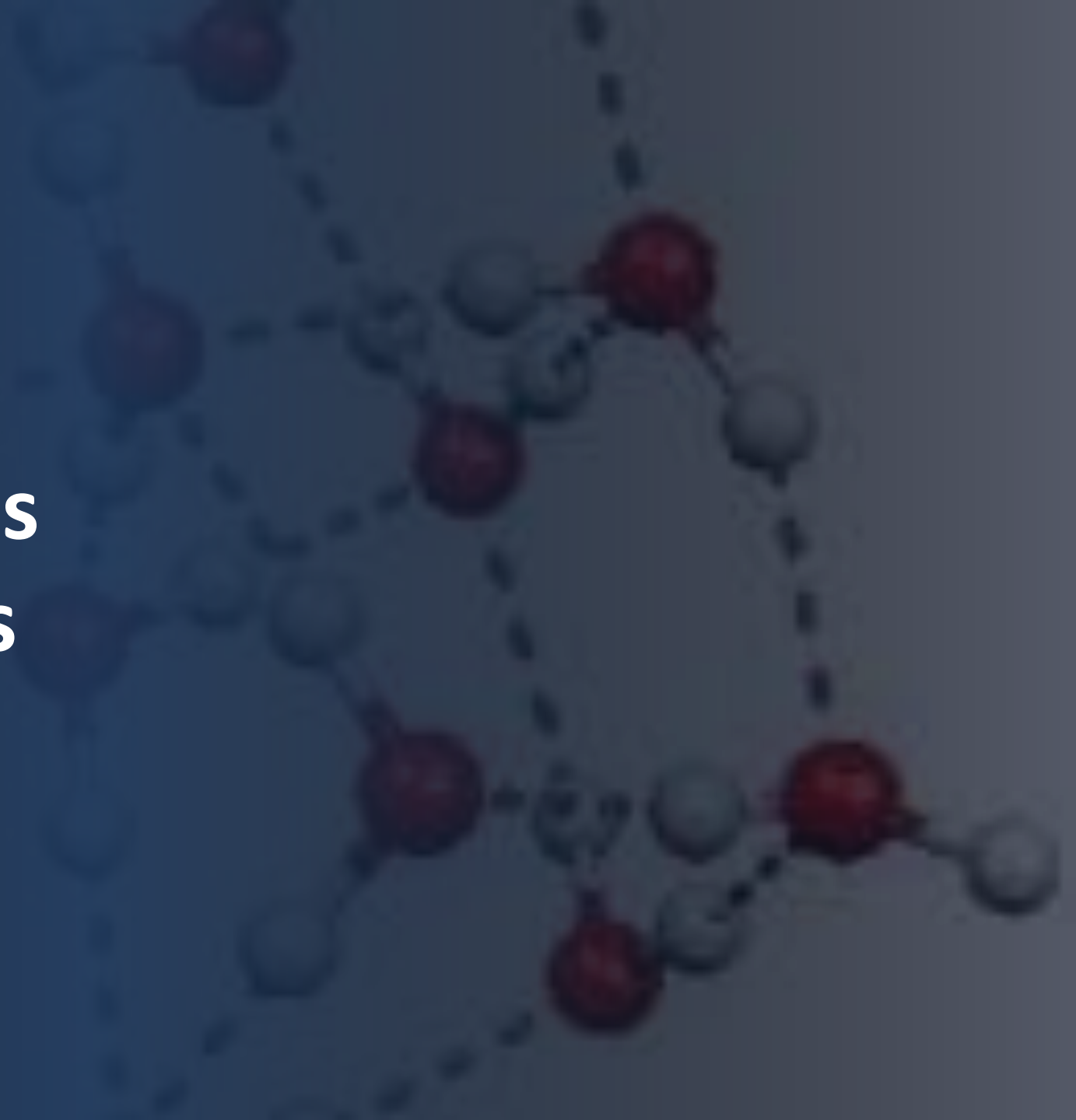
## **Propiedades Coligativas**

Presión de vapor, punto de ebullición, punto de congelación y presión osmótica

CAPÍTULO 01

# Propiedades Generales de Soluciones Acuosas

Electrolitos, no electrolitos y el proceso de hidratación



# ¿Qué es una Solución?

## Definición Fundamental

Una **solución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias a nivel molecular. Las partículas del soluto se distribuyen uniformemente entre las moléculas del solvente, formando una fase única sin límites visibles entre los componentes.


## Componentes de una Solución

### Soluto


Sustancia presente en menor cantidad. Es el **componente** que se **disuelve** en el **solvente**.


### Solvente


Sustancia presente en mayor cantidad. Es el **medio** en el que se **disuelve** el **soluto**.

 **Dato Clave:** La mayoría de las reacciones químicas y todos los procesos biológicos ocurren en soluciones acuosas.

## Clasificación por Estados

 **Gaseosas**  
Aire (mezcla de gases)

 **Líquidas**  
Agua de mar, bebidas

 **Sólidas**  
Aleaciones metálicas

## Soluciones Acuosas

En las soluciones acuosas, el **agua actúa como solvente**. Son las más comunes en procesos biológicos y químicos. El soluto puede ser inicialmente líquido o sólido.

# Electrolitos y No Electrolitos

## ⚡ Electrolitos

Sustancias que, al disolverse en agua, producen una solución que **conduce electricidad** debido a la presencia de iones móviles.

### Electrolitos Fuertes

Disociación completa (100%) en iones

HCl

HNO<sub>3</sub>

NaOH

NaCl

### Electrolitos Débiles

Disociación parcial en iones

CH<sub>3</sub>COOHNH<sub>3</sub>

HF

## ⊘ No Electrolitos

Sustancias que **no conducen electricidad** al disolverse en agua porque no se disocian en iones.

### Ejemplos Comunes

Urea (NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>COGlucosa C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>Etanol C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OHSacarosa C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>

**Método experimental:** Usar electrodos y una bombilla para detectar la conductividad.

## Comparación de Conductividad



No Electrolito

Bombilla apagada



Electrolito Débil

Bombilla tenue



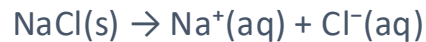
Electrolito Fuerte

Bombilla brillante

# Hidratación de Iones

## ? ¿Qué es la Hidratación?

La **hidratación** es el proceso en el que un ion es rodeado por moléculas de agua orientadas de manera específica. Este proceso estabiliza los iones en solución y evita que los cationes y aniones se recombinen.



## + Orientación de Moléculas de Agua

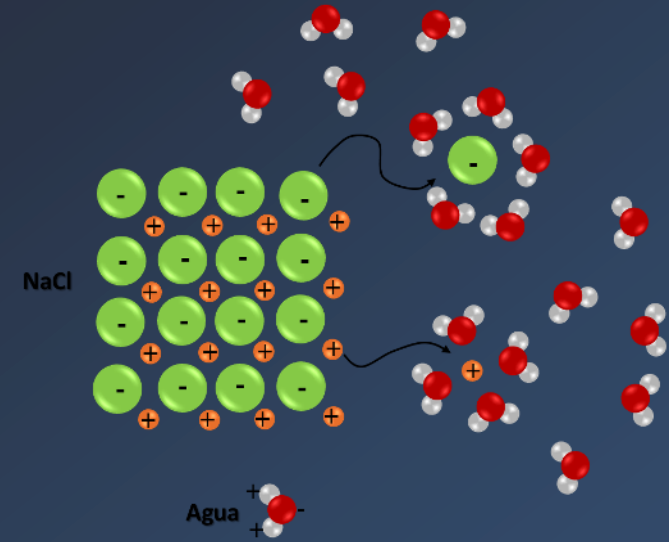
### + Cationes ( $\text{Na}^+$ )

Las moléculas de agua orientan su **polo negativo (oxígeno)** hacia el catión debido a la atracción electrostática entre cargas opuestas.

### - Aniones ( $\text{Cl}^-$ )

Las moléculas de agua orientan su **polo positivo (hidrógenos)** hacia el anión, maximizando la interacción ión-dipolo.

## ⚙ Naturaleza Polar del Agua



El agua es una molécula polar con una región positiva (átomos de H) y una región negativa (átomo de O). Esta polaridad la hace un solvente efectivo para compuestos iónicos.

## 💓 Importancia Biológica

Los fluidos corporales contienen muchos **electrolitos fuertes y débiles** esenciales para funciones fisiológicas como la **transmisión nerviosa** y la **contracción muscular**.

# Tipos de Soluciones

Clasificación según capacidad de disolución y estados de la materia

Crystallization begins immediately when a small crystal of sodium acetate is added.

Within seconds, crystal growth spreads from the original crystal throughout the solution.

Crystal growth will rapidly continue until the entire solution contains solid sodium acetate.

# Soluciones Saturadas, Insaturadas y Supersaturadas



## Saturada

Contiene la **cantidad máxima de soluto** que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una temperatura específica.



Equilibrio dinámico entre soluto disuelto y no disuelto



## Insaturada

Contiene **menos soluto** del que tiene la capacidad de disolver a una temperatura dada.



Puede disolver más soluto si se agrega



## Supersaturada

Contiene **más soluto** del que está presente en una solución saturada.



Inestable; puede cristalizar espontáneamente



## Cristalización

Proceso en el que el soluto disuelto sale de la solución y forma cristales. Ocurre cuando una solución supersaturada se perturba o cuando una solución saturada se enfría.



**Diferencia clave:** Los precipitados son partículas pequeñas, mientras que los cristales pueden ser grandes y bien formados.



## Efecto de la Temperatura

La solubilidad depende de la temperatura. Para la mayoría de sólidos, la solubilidad **aumenta con la temperatura**.



**Ejemplo práctico:** Disolver azúcar en agua caliente es más fácil que en agua fría.



# Soluciones Isotónicas, Hipertónicas e Hipotónicas



## HIPOTÓNICAS

Presentan una concentración de solutos menor que el interior de la célula

- ✓ Suero salino al 0.45% o inferior. Se usan en casos de deshidratación celular para hidratar el espacio intracelular



## ISOTÓNICAS

Tienen la misma concentración de solutos que el citoplasma celular, por lo que no hay movimiento neto de agua

- ✓ Suero fisiológico al 0.9% (NaCl 0.9%), Ringer lactado.



## HIPERTÓNICAS

Tienen una concentración de solutos mayor que el interior de la célula

- ✓ Suero salino al 3% o 7.5%, dextrosa al 10%, 20% o 40%. Se utilizan para reducir la inflamación cerebral



## Tonicidad

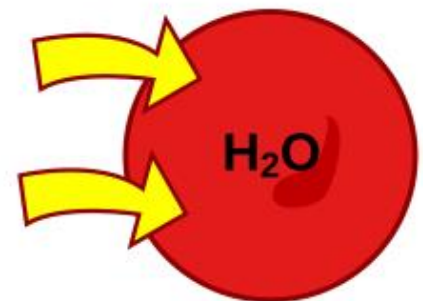
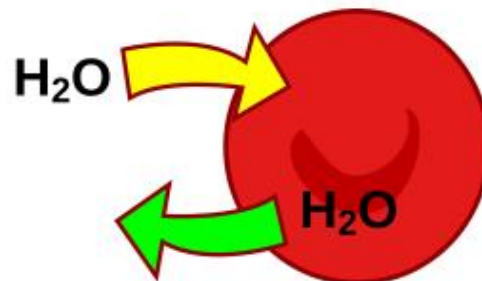
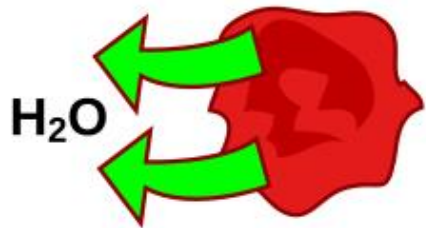
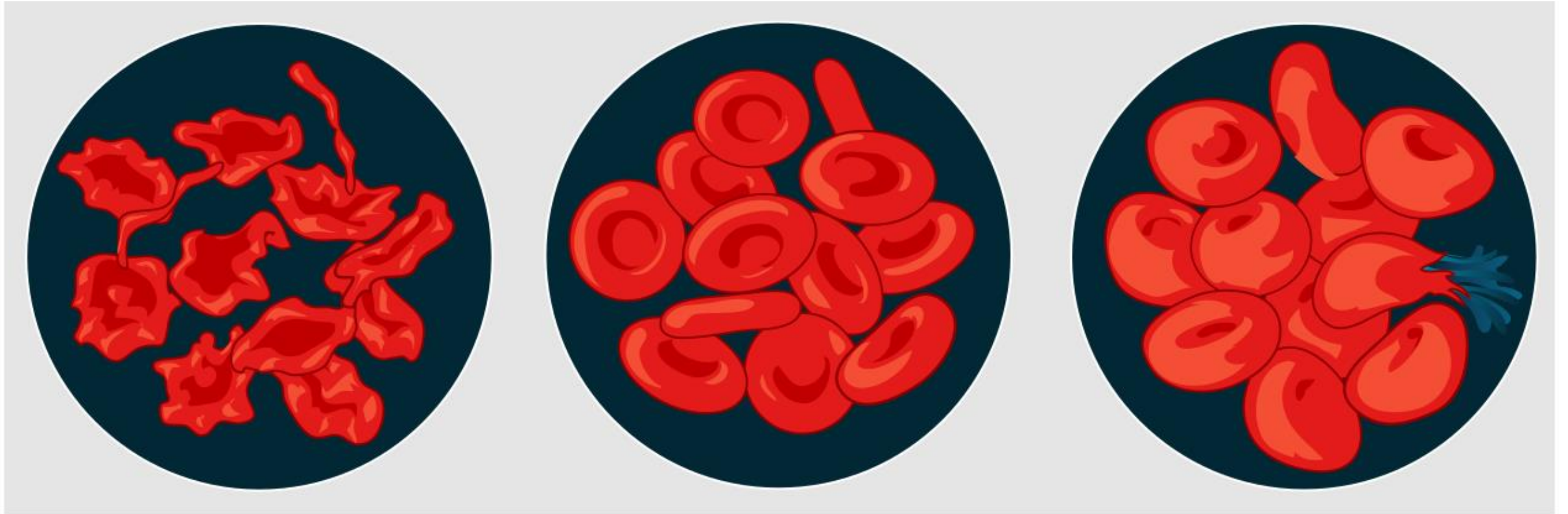
Las soluciones isotónicas, hipotónicas e hipertónicas definen la tonicidad, o presión osmótica, de una solución en comparación con el interior de una célula, determinando el movimiento del agua



## Efecto de la Temperatura

Las **isotónicas** igualan la concentración (célula estable), las **hipotónicas** tienen menor concentración (agua entra, célula se hincha) y las **hipertónicas** mayor concentración (agua sale, célula se contrae)

# Soluciones Isotónicas, Hipertónicas e Hipotónicas



# Seis Tipos de Soluciones

## Gas en Gas

Ejemplo Principal

**Aire**

Mezcla de nitrógeno (~78%), oxígeno (~21%) y otros gases.

## Gas en Líquido

Ejemplo Principal

**Agua con gas**

CO<sub>2</sub> disuelto en agua bajo presión (bebidas carbonatadas).

## Gas en Sólido

Ejemplo Principal

**H<sub>2</sub> en paladio**

Hidrógeno adsorbido en metales para almacenamiento.

## Líquido en Líquido

Ejemplo Principal

**Etanol en agua**

Bebidas alcohólicas, mezclas de disolventes orgánicos.

## Sólido en Líquido

Ejemplo Principal

**NaCl en agua**

Soluciones salinas, azúcar en agua, suero fisiológico.

## Sólido en Sólido

Ejemplo Principal

**Latón (Cu/Zn)**

Aleaciones metálicas, soldadura (Sn/Pb), acero.

## Enfoque Principal en Biofísica



En este curso nos enfocamos en soluciones con al menos un componente líquido, especialmente aquellas donde **el agua es el solvente**. Estas son las más relevantes para procesos biológicos y biofísicos.

# Soluciones, Coloides y Suspensiones

Los **sistemas dispersos** se clasifican según el tamaño de las partículas de la fase dispersa. Esta clasificación es fundamental para comprender las propiedades físicas y el comportamiento de las mezclas en procesos biológicos e industriales.



## Solución

< 1 nm

- ✓ **Tamaño molecular:** átomos, iones o moléculas
- ✓ **Homogénea:** una sola fase, no se distinguen componentes
- ✓ **Estable:** no se separa en reposo
- ✓ **No filtrable:** pasa por cualquier filtro
- ✓ **Transparente:** no dispersa la luz

Ejemplos:

Agua con sal, azúcar en agua, aire



## Coloide

1 - 1000 nm

- ✓ **Tamaño intermedio:** moléculas grandes o agregados
- ✓ **Heterogénea:** dos fases, pero no se distinguen a simple vista
- ✓ **Estable:** no sedimenta en reposo
- ✓ **No filtrable:** no pasa por filtros ordinarios
- ✓ **Efecto Tyndall:** dispersa la luz

Ejemplos:

Leche, niebla, pintura, gelatina



## Suspensión

> 1000 nm

- ✓ **Tamaño grande:** partículas visibles
- ✓ **Heterogénea:** dos fases distinguibles
- ✓ **Inestable:** sedimenta en reposo
- ✓ **Filtrable:** se separa por filtración
- ✓ **Opaca:** no deja pasar la luz

Ejemplos:

Arena en agua, antiácidos, polvo en aire



## Efecto Tyndall

Fenómeno óptico donde las **partículas coloidales dispersan la luz** visible. Permite distinguir un coloide de una solución verdadera. Ejemplo: el haz de luz visible en una habitación con polvo o niebla.

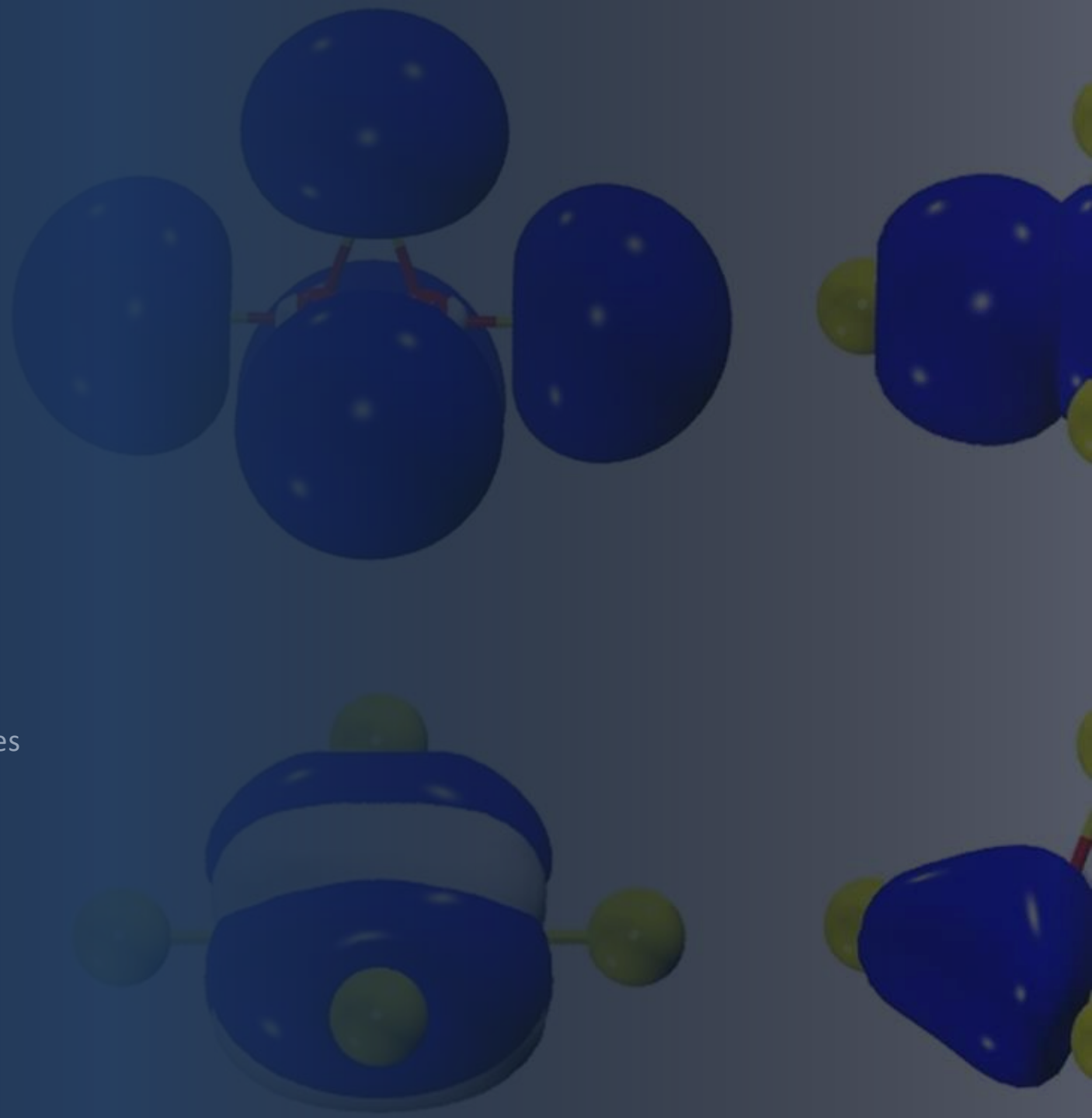


## Importancia en Biofísica

Los **coloides** son fundamentales en sistemas biológicos: sangre (suspensión coloidal), leche, y fluidos celulares. Las **suspensiones** se usan en medicamentos (antiácidos) y procesos de separación.

# Unidades de Concentración

Métodos cuantitativos para expresar la concentración de soluciones



# Unidades de Concentración

## % Porcentaje en Masa

Fórmula

$$\% = (\text{masa soluto} / \text{masa soln}) \times 100$$

Relación entre masa de soluto y masa total de solución. **Independiente de temperatura.**

## M Molaridad (M)

Fórmula

$$M = \text{moles soluto} / L \text{ soln} \quad \therefore n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso Molecular}}$$

Moles de soluto por litro de solución. Muy usada en laboratorio. **Depende de temperatura** (cambia el volumen).

## X Fracción Molar (X)

Fórmula

$$X = \text{moles A} / \Sigma \text{ moles totales}$$

Proporción de moles de un componente respecto al total. **Sin unidades.** Usada en presión de vapor.

## m Molalidad (m)

Fórmula

$$m = \text{moles soluto} / \text{kg solvent} \quad \therefore n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso Molecular}}$$

Moles de soluto por kilogramo de solvente. Usada en propiedades coligativas. **Independiente de temperatura.**

**i Elección de unidad:** Depende del propósito experimental. La molaridad es conveniente para medir volúmenes, mientras que la molalidad es preferida cuando la temperatura varía.

# Conversión entre Unidades

## ↔ Molalidad ↔ Molaridad

La **densidad de la solución** sirve como factor de conversión entre estas unidades.

### Datos Necesarios

 **Masa molar**  
del soluto

 **Densidad**  
de la solución

### Aplicaciones

Las conversiones son necesarias cuando la misma solución se usa en diferentes experimentos que requieren diferentes unidades de concentración.

## Ejemplo Práctico

Problema:

Solución de glucosa **0.396 m**. Densidad = **1.16 g/mL**. ¿Cuál es la molaridad?

1

### Calcular moles de soluto

0.396 moles de glucosa

2

### Calcular masa total de solución

Paso 1: Masa solución =  $(0.396 \times 180.2) + 1000 = 1071 \text{ g}$

3

### Usar densidad para hallar volumen

Paso 2: Volumen =  $1071 \text{ g} / 1.16 \text{ g/mL} = 923 \text{ mL} = 0.923 \text{ L}$

4

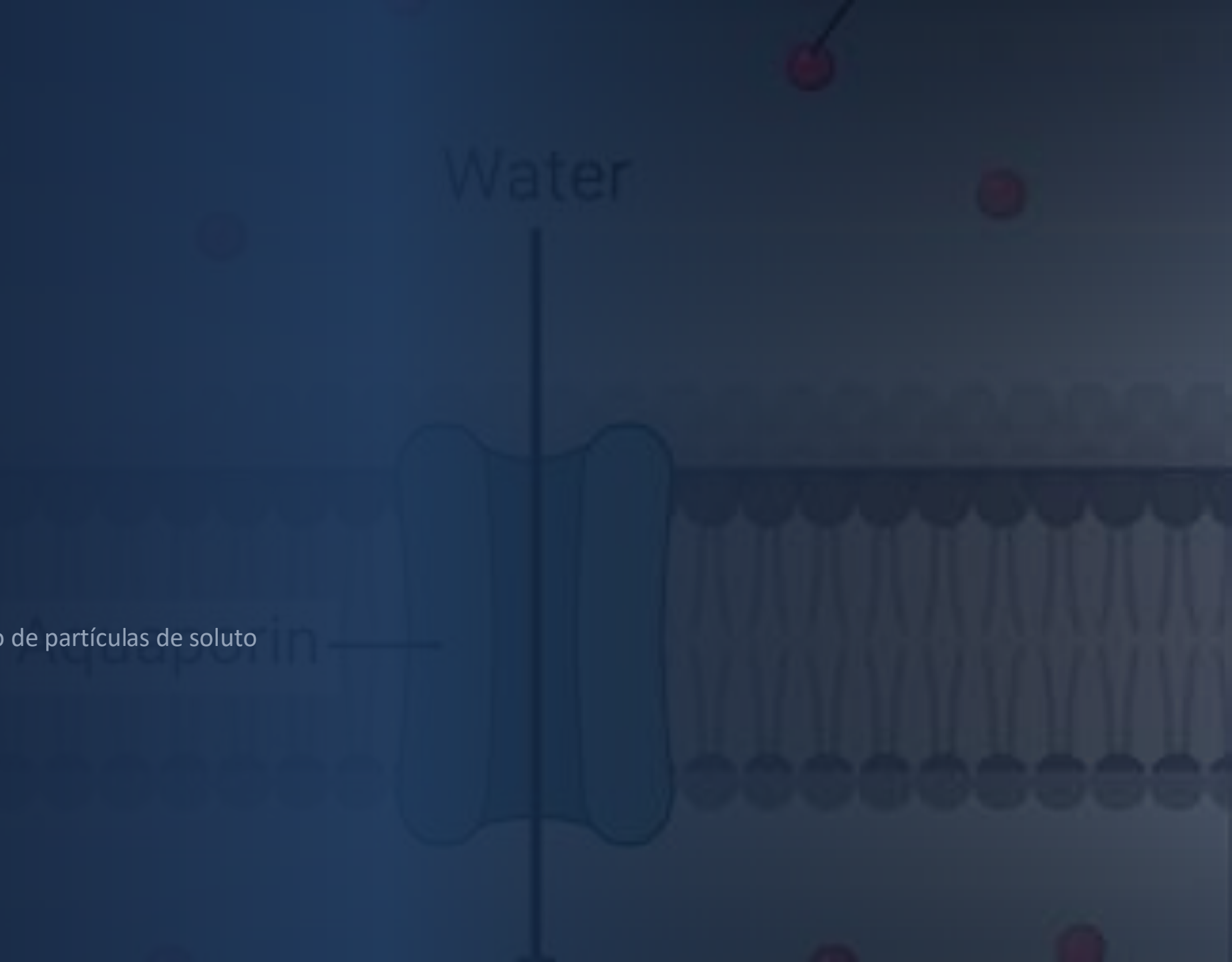
### Calcular molaridad: moles/L

Resultado:  $M = 0.396 / 0.923 = 0.429 \text{ M}$

CAPÍTULO 04

# Propiedades Coligativas

Propiedades que dependen del número de partículas de soluto





# ¿Qué son las Propiedades Coligativas?

## ? Definición

Las **propiedades coligativas** son propiedades que dependen **solo del número de partículas de soluto** en solución, no de la naturaleza del soluto.

## 🔗 Origen Común

Todas estas propiedades están **interrelacionadas** porque dependen del mismo factor: la concentración de partículas de soluto.

🧪 **Aplicación:** Soluciones diluidas ( $\leq 0.2 \text{ M}$ )

## ☰ Cuatro Propiedades Coligativas

### 1 Disminución de Presión de Vapor

La presión de vapor del solvente sobre la solución es **menor** que la del solvente puro.

### 2 Elevación del Punto de Ebullición

La solución hierve a una temperatura **mayor** que el solvente puro.

### 3 Depresión del Punto de Congelación

La solución se congela a una temperatura **menor** que el solvente puro.

### 4 Presión Osmótica

Presión necesaria para prevenir el flujo osmótico a través de una membrana semipermeable.

# Disminución de Presión de Vapor

## Ley de Raoult

La presión de vapor del solvente sobre una solución es **proporcional a la fracción molar del solvente**.

Ecuación:

$$P_1 = X_1 \times P_1^\circ$$

$P_1$

$X_1$

$P_1^\circ$

Presión de vapor solución

Fracción molar solvente

Presión vapor solvente puro

## Interpretación Molecular

- ✓ **Soluto No Volátil:** Las moléculas de soluto ocupan posiciones en la superficie, reduciendo el número de moléculas de solvente que pueden escapar a la fase de vapor.
- ✓ **Efecto en la Presión:** La presión de vapor de la solución es siempre **menor** que la del solvente puro cuando el soluto es no volátil.

Disminución:  $\Delta P = X_2 \times P_1^\circ$

## Ejemplo Práctico

Problema:

218 g de glucosa en 460 mL de agua a 30°C.  $P^\circ(\text{agua}) = 31.82$  mmHg

- 1  $n(\text{glucosa}) = 218/180.2 = 1.21$  mol
- 2  $n(\text{agua}) = 460/18.02 = 25.5$  mol
- 3  $X(\text{agua}) = 25.5/(25.5+1.21) = 0.955$
- 4  $P = 0.955 \times 31.82 = 30.4$  mmHg

$$\Delta P = 1.4 \text{ mmHg}$$

## Aplicaciones

- > Destilación fraccionada
- > Crioscopia en alimentos
- > Control de humedad

# Elevación del Punto de Ebullición y Depresión del Punto de Congelación

## 🔥 Elevación del P. Ebullición

Fórmula:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$\Delta T_b$   
Elevación del PE

$K_b$   
Constante ebulloscópica

$m$   
Molalidad

La solución hierve a una temperatura **mayor** que el solvente puro debido a la disminución de la presión de vapor.

## 🧊 Depresión del P. Congelación

Fórmula:

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

$\Delta T_f$   
Depresión del PC

$K_f$   
Constante crioscópica

$m$   
Molalidad

La solución se congela a una temperatura **menor** que el solvente puro porque el soluto interfiere con la formación de la red cristalina.

## 🌊 Constantes para Agua

Constante Ebulloscópica

$$K_b = 0.52$$

$^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg/mol}$

Constante Crioscópica

$$K_f = 1.86$$

$^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg/mol}$

## 🚗 Aplicación Práctica

### ❄️ Anticongelantes

Se agregan a los radiadores de automóviles para disminuir el punto de congelación del agua.

Etilenglicol

Propilenglicol

### 🧂 Sal en Carreteras

Se esparce sal (NaCl) en carreteras para bajar el punto de congelación del agua y derretir el hielo.

# Presión Osmótica

## ? Definición

La **presión osmótica** ( $\pi$ ) es la presión necesaria para prevenir el flujo neto de solvente a través de una membrana semipermeable.

Ecuación Fundamental:

$$\pi = iMRT$$

$\pi$  Presión osmótica (atm)

$M$  Molaridad (mol/L)

$R$  0.0821 L·atm/mol·K

$T$  Temperatura (K)

Similar a la ecuación de los gases ideales, pero aplicada a soluciones.

## 🔹 Membrana Semipermeable

Permite el paso de moléculas de solvente pero **bloquea el paso de iones o moléculas de soluto**.



Pasa: H<sub>2</sub>O



Bloquea: Iones

## ❤️ Importancia Biológica

### ↔️ Transporte Celular

Movimiento de agua en células esencial para mantener la **homeostasis** y el equilibrio osmótico.

### 🔴 Presión Sanguínea

Mantiene el **volumen vascular** y la presión arterial apropiada.

### 🏠 Dialisis

Purificación de sangre en pacientes con insuficiencia renal.

## ↔️ Osmosis

Flujo espontáneo de solvente desde una solución **diluida** hacia una **concentrada** a través de una membrana semipermeable.

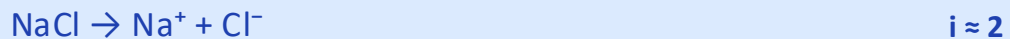
# Propiedades Coligativas de Electrolitos

## ⚡ Efecto de la Disociación

Los electrolitos se **disocian en múltiples iones**, aumentando el número total de partículas en solución y, por tanto, el efecto coligativo.

### Factor de Van't Hoff (i)

i = número de partículas producidas por unidad de fórmula



## 📊 Ecuaciones Modificadas

Elevación del PE:

$$\Delta T_b = i \times K_b \times m$$

Depresión del PC:

$$\Delta T_f = i \times K_f \times m$$

Presión Osmótica:

$$\pi = i \times MRT$$

## ⚖️ Ejemplo Comparativo

Comparación:

Solución **0.1 m** de glucosa vs. **0.1 m** de NaCl:

Glucosa (i=1)

No Electrolito

1

0.1 mol partículas

≠

NaCl (i=2)

Electrolito Fuerte

2

0.2 mol partículas



**Conclusión:** El efecto coligativo del NaCl es el **doble** que el de la glucosa a la misma concentración.

CAPÍTULO AMPLIADO

# Nuevas Perspectivas en Soluciones

---

Visión molecular, termodinámica y aplicaciones avanzadas en biofísica

Decreased drug concentration in  
hypoalbuminemia

Normal drug concentration in  
normoalbuminemia

Increased drug concentration in  
hypoalbuminemia

# Visión Molecular del Proceso de Solución

## Tres Pasos de Entalpía

- 1  $\Delta H_1 > 0$**   
Separación de moléculas de solvente (ruptura de interacciones solvente-solvente)
- 2  $\Delta H_2 > 0$**   
Separación de moléculas de soluto (ruptura de interacciones soluto-soluto)
- 3  $\Delta H_3 < 0$**   
Mezcla: formación de interacciones solvente-soluto (exotérmico)

## Ecuación Fundamental

$$\Delta H_{\text{soln}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_{\text{soln}} < 0$$

Proceso **exotérmico** - favorable

$$\Delta H_{\text{soln}} > 0$$

Proceso **endotérmico** - requiere energía

## Tipos de Interacciones

### **Solvente-Solvente**


Fuerzas que mantienen unidas las moléculas del solvente (puentes de hidrógeno en agua)

### **Soluto-Soluto**

Fuerzas entre moléculas del soluto (iones en compuestos iónicos)

### **Solvente-Soluto**

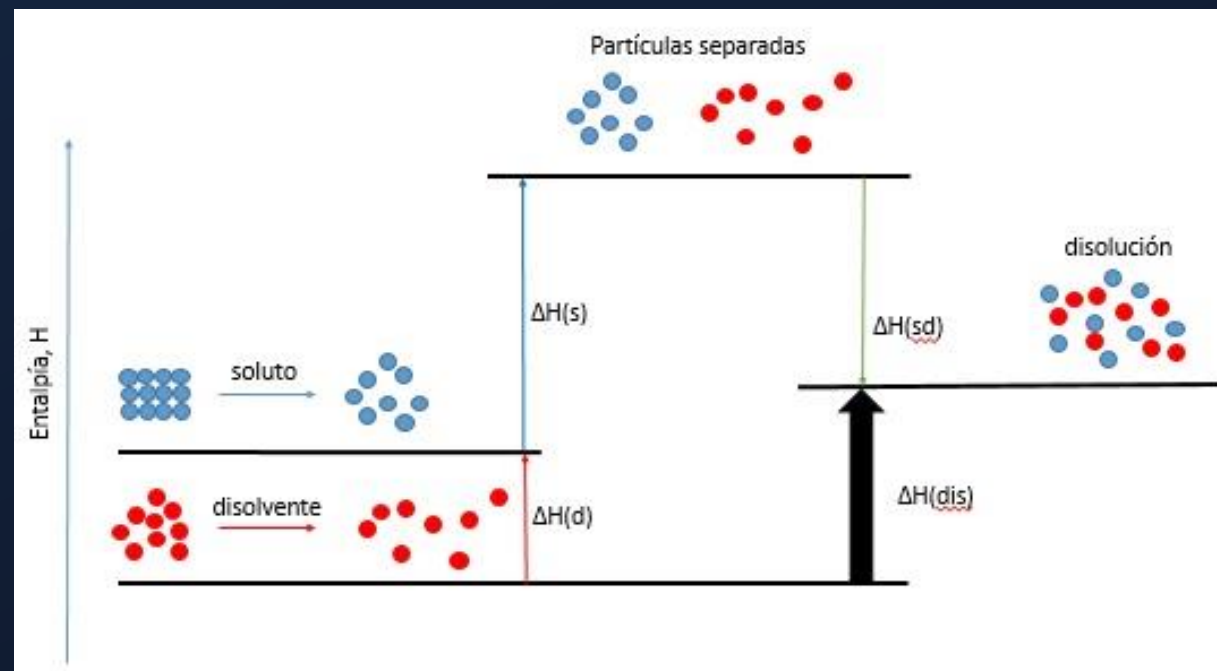
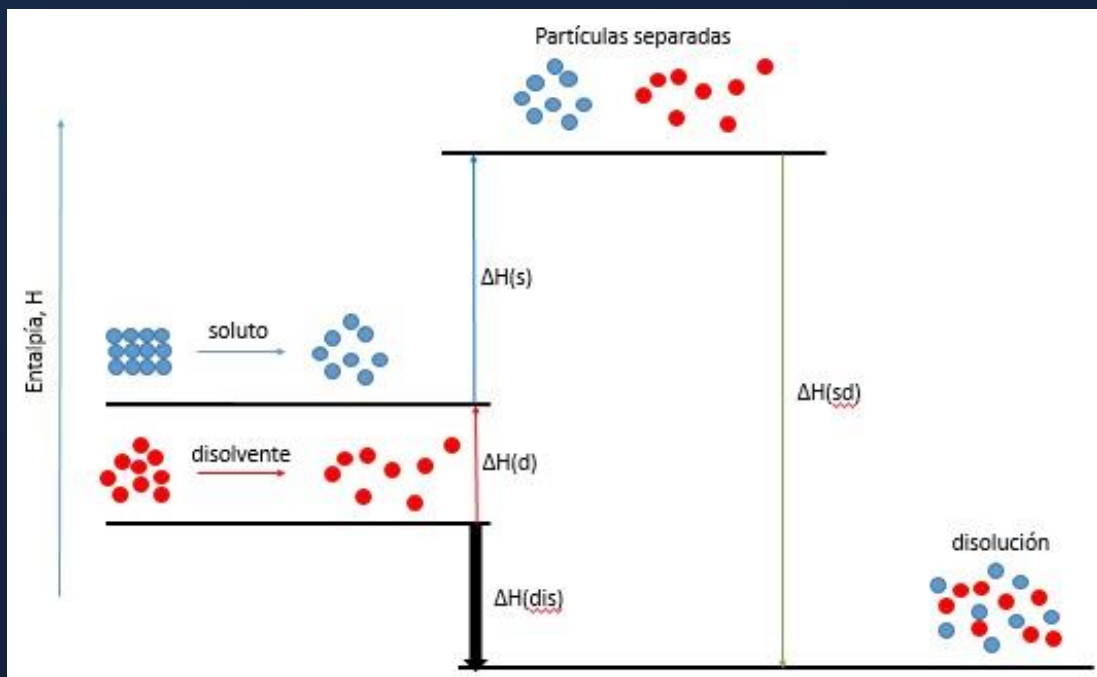
Nuevas interacciones que se forman durante la disolución

 **Principio:** El proceso de disolución es favorable cuando las interacciones solvente-soluto son **más fuertes** que la suma de las interacciones solvente-solvente y soluto-soluto.

# ¿Por Qué las Sustancias se Disuelven?

Más allá del "lo semejante disuelve a lo semejante"

## Factor 1: Energía (Entalpía)





# Ley de Henry

Relación entre presión y solubilidad de gases en líquidos

## Enunciado

A temperatura constante, la cantidad de gas que se disuelve en un líquido es **directamente proporcional a la presión parcial** de ese gas en equilibrio con el líquido.

$$c = k \times P$$

**c**

Concentración (mol/L)

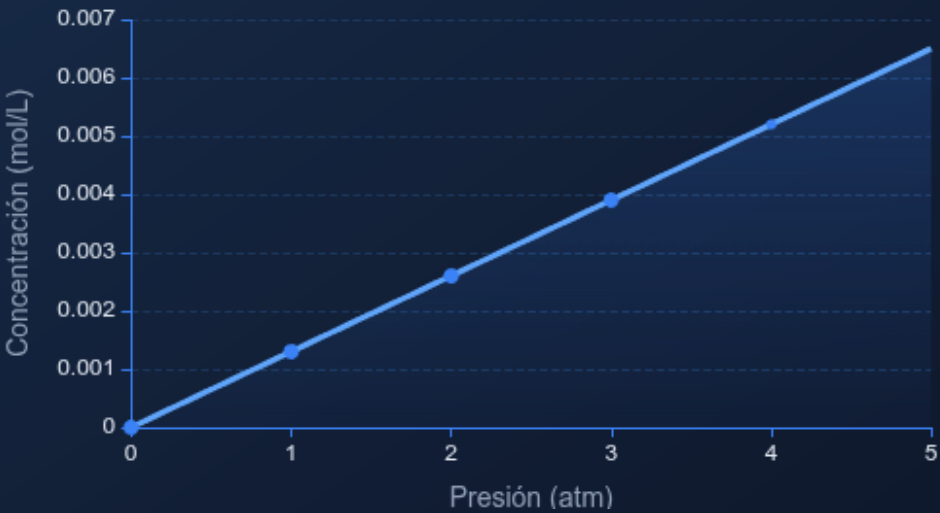
**k**

Constante de Henry

**P**

Presión parcial (atm)

## Representación Gráfica



Relación lineal entre presión parcial y concentración

## Factores que Afectan k

### Temperatura

k depende fuertemente de T. Generalmente, la solubilidad de gases **disminuye** al aumentar la temperatura.

### Naturaleza del gas

Cada gas tiene su propia constante k a una temperatura dada.

### Naturaleza del solvente

La polaridad del solvente afecta la solubilidad.

## Ejemplo Práctico

**Bebidas carbonatadas:** CO<sub>2</sub> se disuelve en agua bajo alta presión (3-4 atm) y forma ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>). Al abrir la botella, la presión disminuye a 1 atm y el exceso de CO<sub>2</sub> sale de la solución (efervescencia).

# Aplicaciones Biológicas de la Ley de Henry

Transporte de gases en sangre y fisiología respiratoria

## Oxígeno en Sangre

### O<sub>2</sub> Disuelto

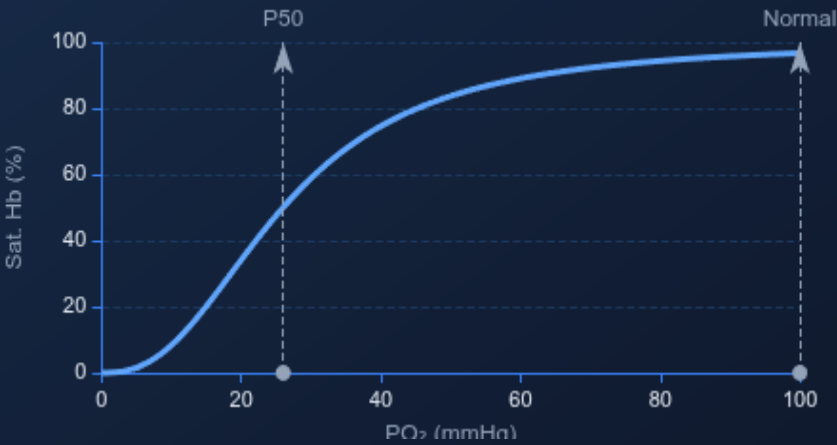
A PaO<sub>2</sub> ≈ 100 mmHg, solo **0.3 mL O<sub>2</sub>/100 mL sangre/mmHg** a 37°C. Esto representa ~1.5% del total transportado.

### O<sub>2</sub> en Hemoglobina

La Hb aumenta dramáticamente la capacidad: cada molécula une **hasta 4 O<sub>2</sub>**. Transporta ~98.5% del oxígeno total.

 **Importancia:** El O<sub>2</sub> disuelto determina la saturación de Hb y la difusión hacia tejidos.

## Curva de Disociación



Relación sigmoidea entre PO<sub>2</sub> y saturación de Hb

## Dióxido de Carbono

El CO<sub>2</sub> es **24 veces más soluble** que O<sub>2</sub> en plasma:

**0.067**

mL/dL/mmHg

**5-10%**

Transportado disuelto

Mayor solubilidad = mayor difusión aunque el gradiente de presión sea menor.

## Aplicaciones Clínicas

- > **Buceo:** N<sub>2</sub> se disuelve bajo presión; ascenso rápido = enfermedad descompresiva
- > **Altura:** ↓ Presión atmosférica = ↓ PO<sub>2</sub> = hipoxia
- > **Hiperbaria:** ↑ Presión aumenta solubilidad de O<sub>2</sub> terapéutico

# Sistemas Coloidales en Biofísica

Ampliación con ejemplos biológicos específicos

## Coloides Naturales

### Proteínas Plasmáticas

Albumina, globulinas, fibrinógeno. Peso molecular > 30,000 Da.

### Sangre

Suspensión coloidal de glóbulos rojos en plasma.

### Leche

Emulsión coloidal de grasa en agua con caseína.

### Fluidos Celulares

Citoplasma con orgánulos suspendidos.

## Coloides Sintéticos

### Gelatinas

Degradación del colágeno animal. MW: 15,000-90,000 Da.

### Dextranos

Polisacáridos de sacarosa. MW: 40,000 y 70,000 Da.

### Almidones Modificados

Hidroxietilalmidón (HES). MW: 75,000-450,000 Da.

## Efecto Tyndall

**Definición:** Dispersión de la luz visible por partículas coloidales. Permite distinguir coloides de soluciones verdaderas.

### Rayo de luz en habitación con polvo

Partículas coloidales dispersan la luz, haciendo visible el haz.

### Faros en niebla

Las gotas de agua coloidales dispersan la luz.

### Aplicación diagnóstica

Identificación de coloides en laboratorio.

## Características Clave

✓ Tamaño: 1-1000 nm

✓ No sedimentan

✓ No filtran

✓ Estables

# Proteínas Plasmáticas y Presión Oncótica

Mecanismo fundamental del equilibrio de fluidos

## ¿Qué es la Presión Oncótica?

Presión osmótica ejercida por **proteínas plasmáticas** que no atraviesan los capilares sanguíneos.

Valor Normal

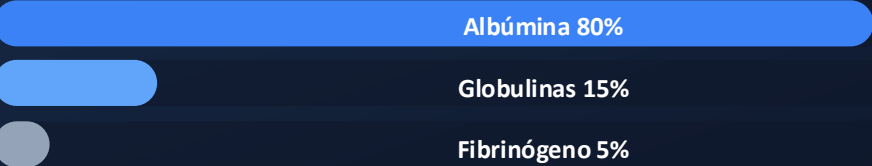
**25-30 mmHg**

(~3.3 kPa o 0.04 atm)

## Mecanismo

Las proteínas atraen agua desde el espacio intersticial al intravascular.

## Composición de Proteínas



La albúmina es la principal responsable de la presión oncótica.

## Intercambio Capilar



## Importancia Clínica

- > **Hipoalbuminemia:** ↓ Presión oncótica = edema
- > **Shock:** Pérdida de proteínas = colapso vascular
- > **Nefrótico:** Pérdida renal de albúmina
- > **Cirrosis:** ↓ Síntesis hepática de albúmina

# Aplicaciones Clínicas de los Coloides

Uso terapéutico de expansores de volumen plasmático

## Indicaciones Terapéuticas

### Shock Hemorrágico

Expansión rápida del volumen intravascular.

### Quemaduras Graves

Pérdida masiva de plasma; reposición urgente.

### Cirugía Mayor

Mantenimiento de volemia durante procedimientos.

### Hipoproteinemia

Reposición de albúmina en síndrome nefrótico, cirrosis.

## Consideraciones Importantes

### Reacciones Adversas

Reacciones anafilactoides (especialmente gelatinas), interferencia con coagulación, posible daño renal con almidones.

### Vida Media

Albúmina: 16-18 horas. HES 130/0.4: 6-12 horas. Depende del peso molecular y grado de sustitución.

### Criterios de Selección

Basados en evidencia: tipo de paciente, condición clínica, función renal, costo-beneficio.

## Coloides vs Cristaloides

### Coloides

- ✓ Mayor tiempo intravascular
- ✓ Menor edema intersticial
- ✓ Efecto expansor duradero
- ✗ Mayor costo
- ✗ Reacciones alérgicas

### Cristaloides

- ✓ Menor costo
- ✓ Menos efectos adversos
- ✓ No afectan coagulación
- ✗ Distribución rápida
- ✗ Mayor edema intersticial

## Coloide "Ideal"

- ✓ ISO-oncótico con plasma
- ✓ Sin efectos adversos
- ✓ No se almacena
- ✓ Vida media 6-12 h
- ✓ Bajo costo
- ✓ No altera hemostasia

# Integración de Conceptos

Los principios **termodinámicos**, la **solubilidad de gases** y los **sistemas coloidales** son fundamentales para comprender los procesos biológicos a nivel molecular.



## Termodinámica

$\Delta H$  y  $\Delta S$  explican por qué las sustancias se disuelven



## Ley de Henry

Transporte de  $O_2$  y  $CO_2$  en sangre



## Coloides

Presión oncótica y equilibrio de fluidos

Desde el **transporte de oxígeno** hasta el **equilibrio de fluidos corporales**, estas bases físico-químicas explican fenómenos esenciales para la vida y proporcionan herramientas para el **diagnóstico y tratamiento médico**.

# Soluciones Químicas: Pilares de la Biofísica

Las soluciones químicas son fundamentales en biofísica y procesos biológicos. Comprender sus propiedades, tipos, unidades de concentración y propiedades coligativas es esencial para aplicaciones en ciencias de la vida, medicina e investigación científica.



## Propiedades

Electrolitos y no electrolitos



## Tipos

Clasificación por estados



## Concentración

Unidades y conversiones



## Coligativas

Propiedades dependientes

## Aplicaciones en Biofísica

Transporte celular

Equilibrio osmótico

Homeostasis

Farmacología

Bioquímica