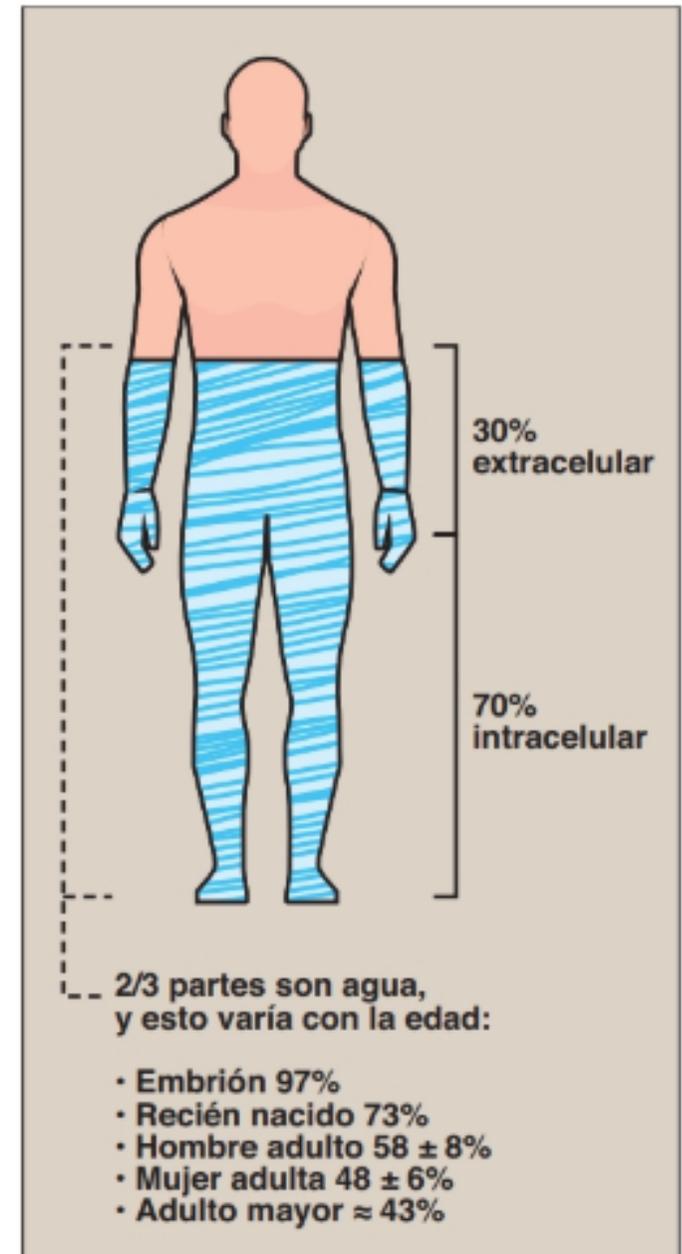


DEPARTAMENTO DE BIOQUÍMICA
ESFUNO- Facultad de Medicina

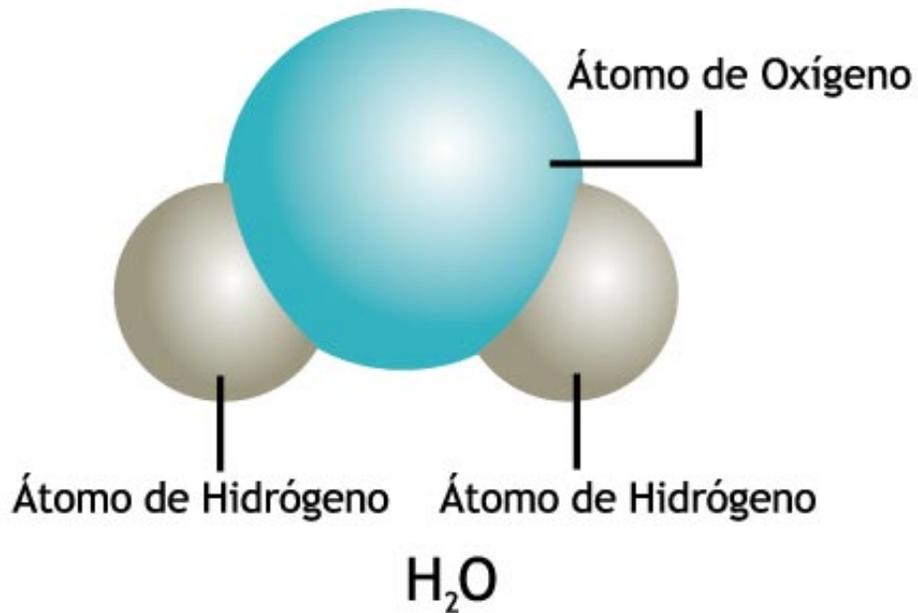
AGUA Y SOLUCIONES

El agua cumple funciones primordiales gracias a sus características físicas y químicas:

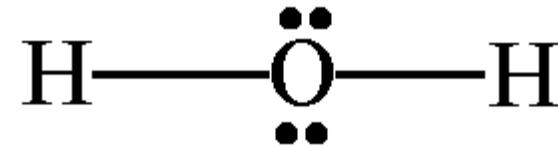
- Es el solvente universal y constituye la principal matriz biológica de los seres vivos
- Proporciona resistencia a células y tejidos.
- Permite la termorregulación corporal
- Funciona como amortiguador mecánico gracias a su gran cohesión intramolecular (líquido sinovial y cefalorraquídeo).



La molécula de agua



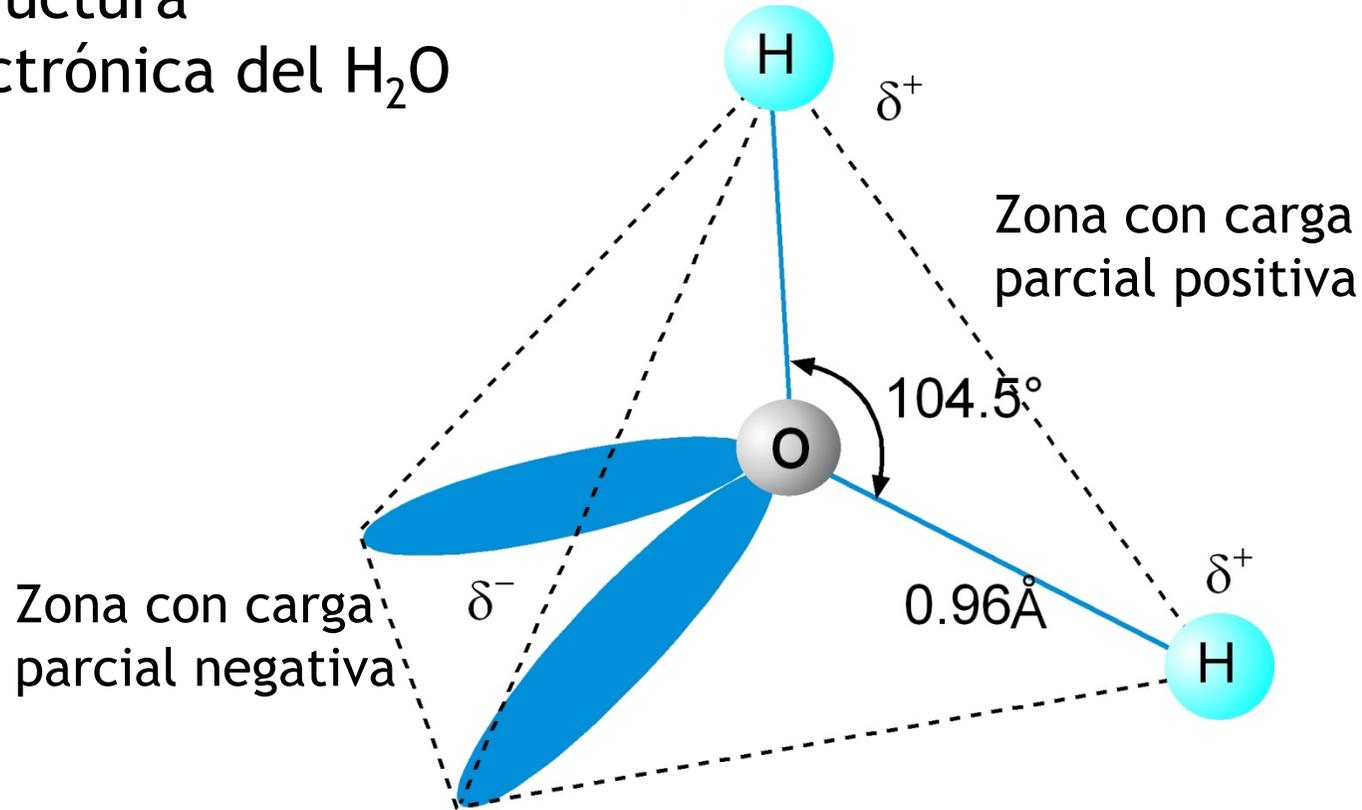
Representación de Lewis



El oxígeno comparte dos electrones con dos átomos de hidrógeno para formar dos enlaces covalentes simples.

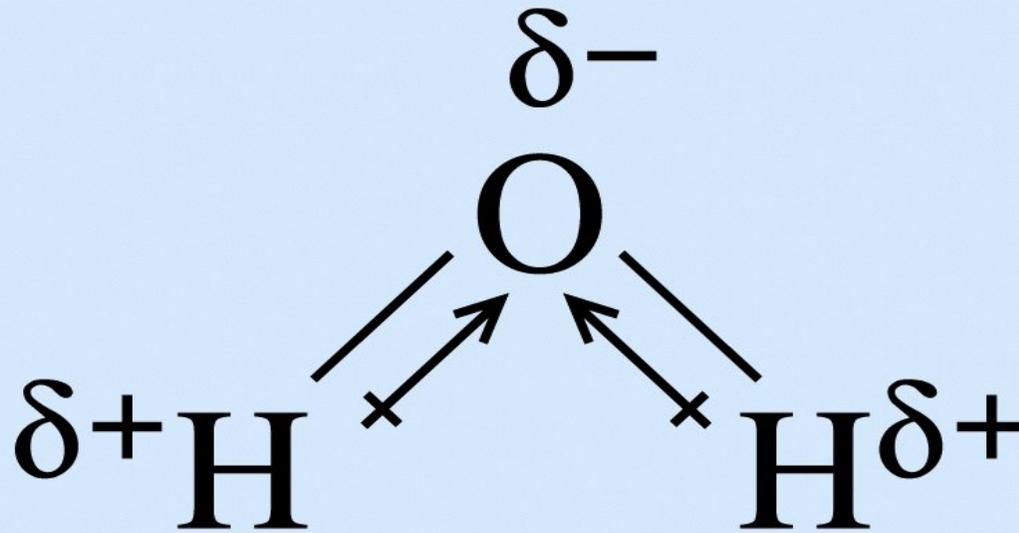
La molécula de agua es un dipolo

Estructura electrónica del H₂O



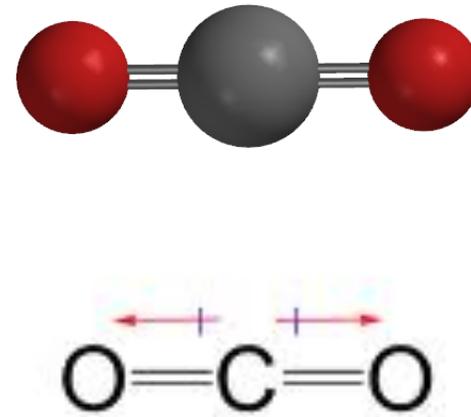
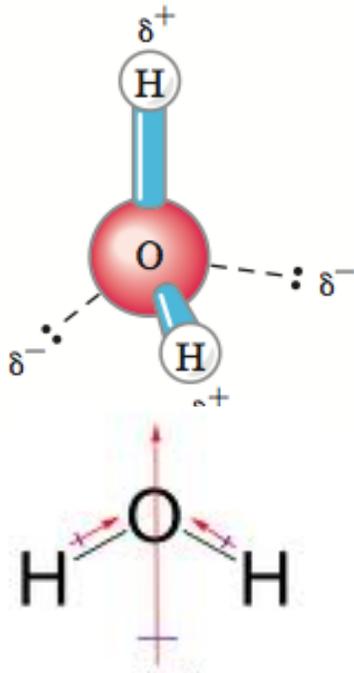
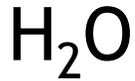
Tetraedro dado por los electrones no-apareados del O₂
Su carga neta es cero

La molécula de agua es un dipolo



La molécula de agua es un dipolo

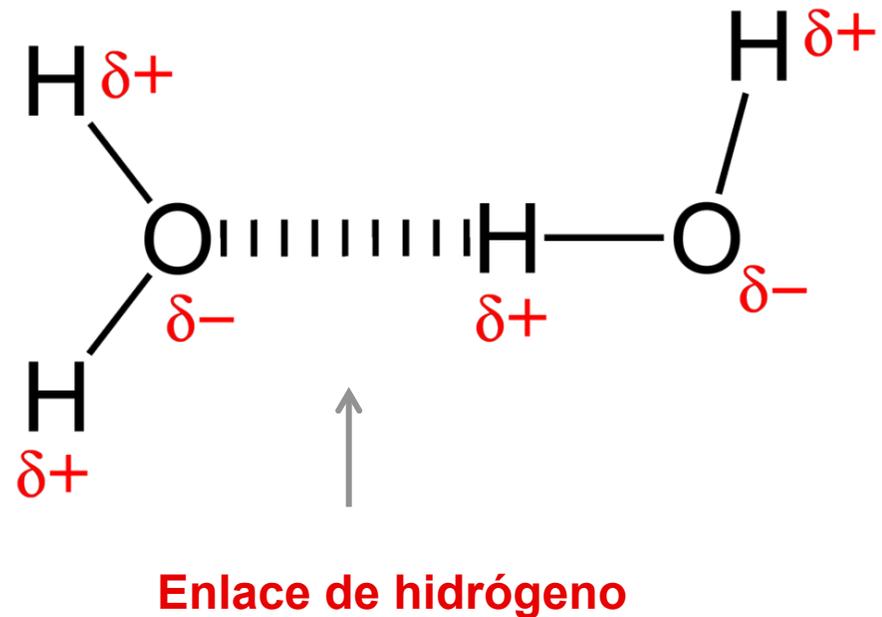
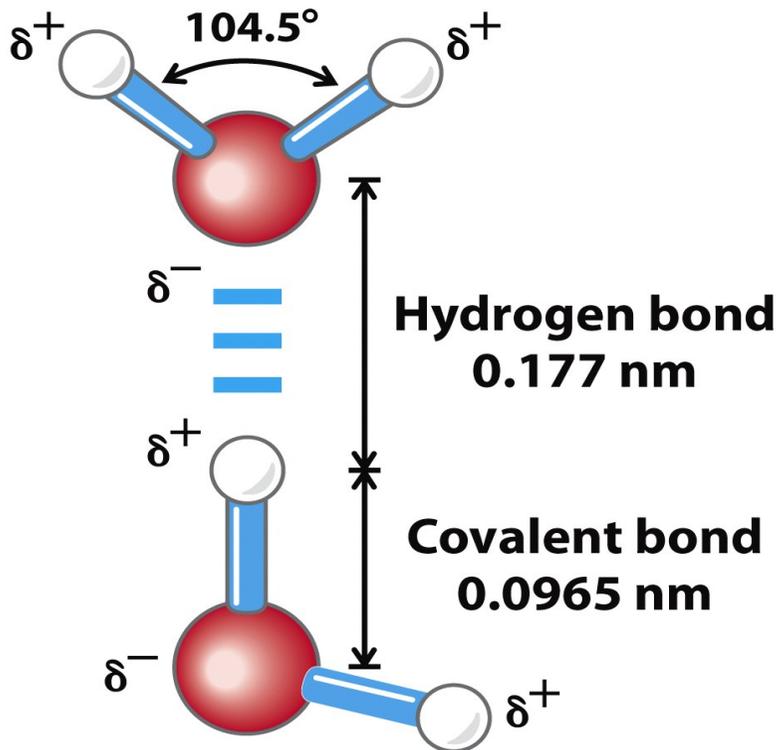
Momento dipolar



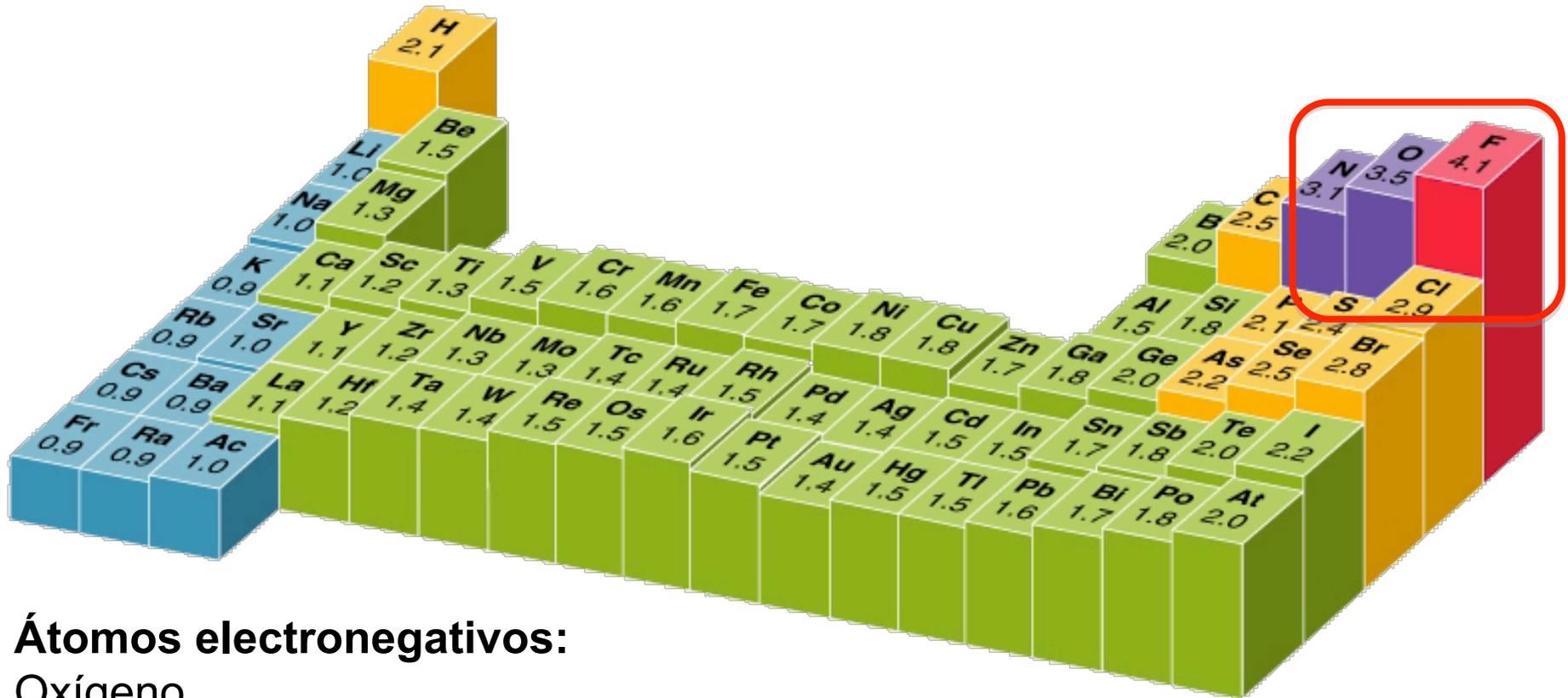
La existencia de un momento dipolar neto en la molécula del agua da origen a una interacción electrostática muy importante: el enlace de hidrógeno.

Enlace de hidrógeno

Un enlace por puente de hidrógeno o enlace de hidrógeno es la fuerza atractiva entre un átomo electronegativo y un átomo de hidrógeno unido covalentemente a otro átomo electronegativo



Electronegatividad de los elementos



Átomos electronegativos:

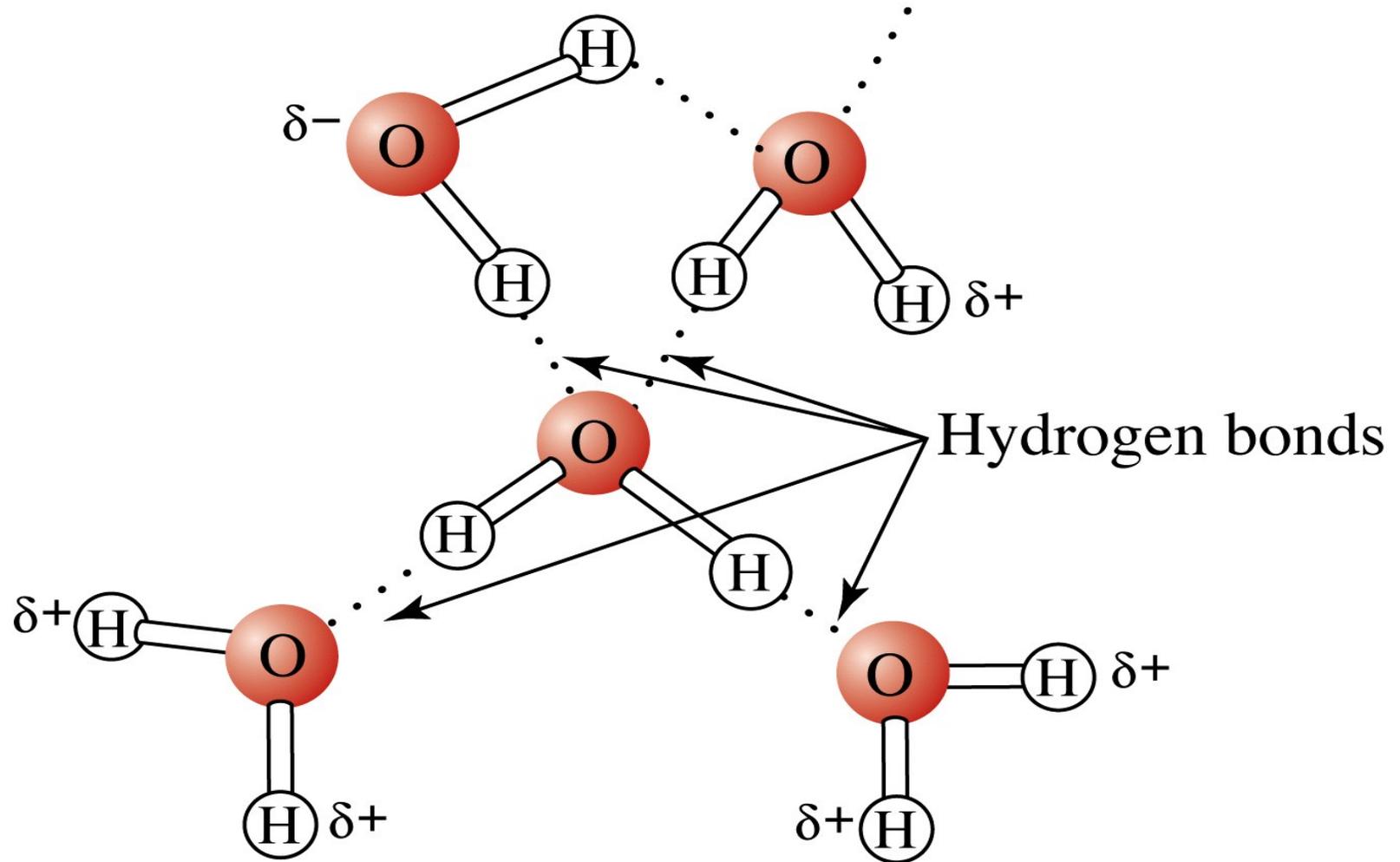
Oxígeno

Nitrógeno

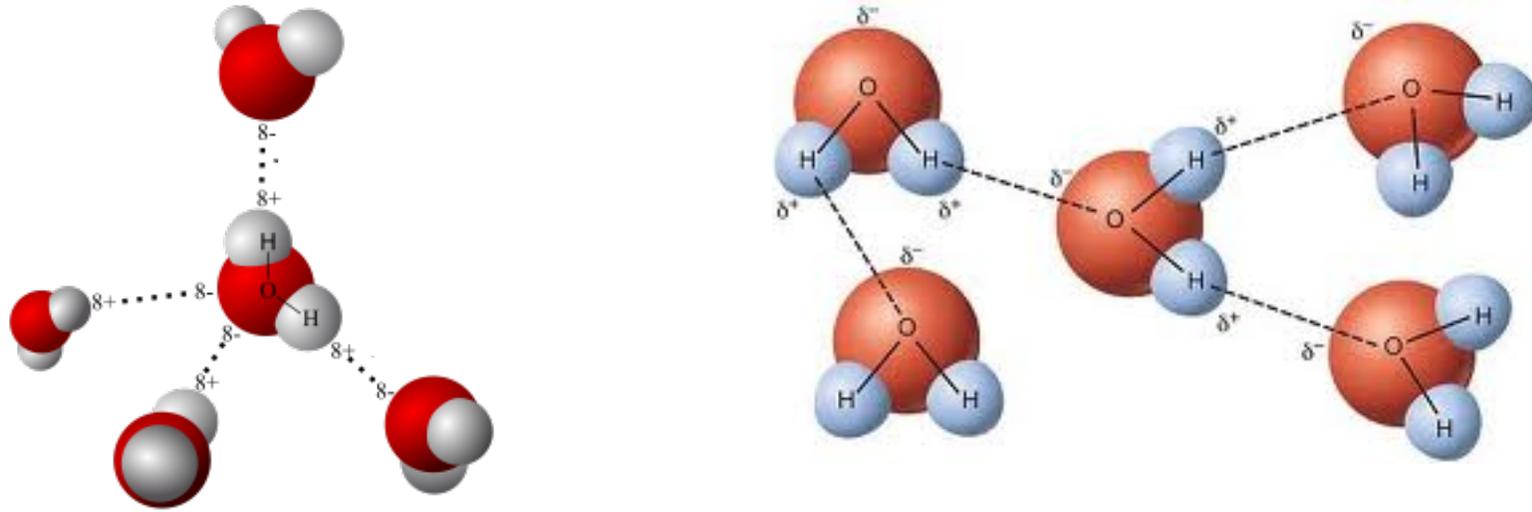
Fluor

Azufre (excepción)

Enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua



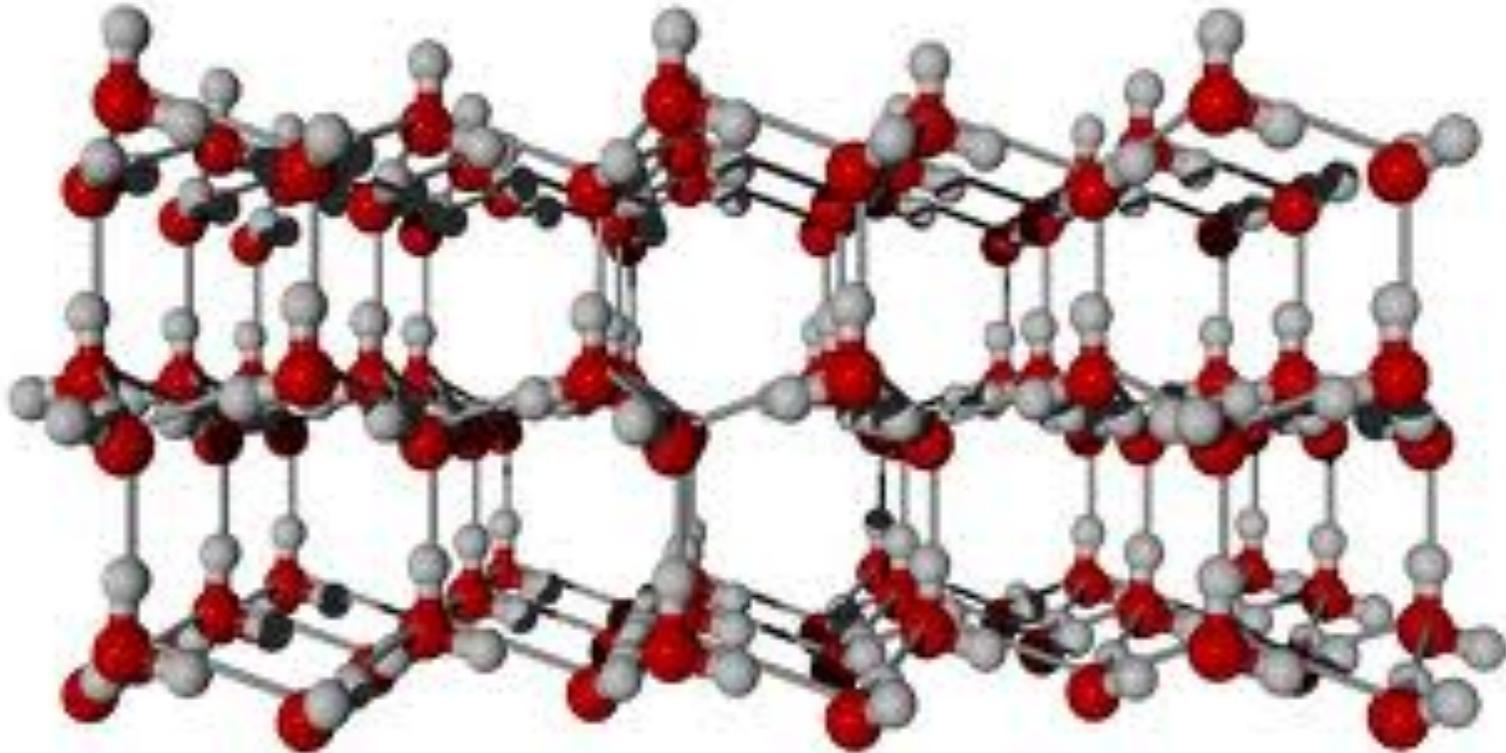
Enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua



- ✓ Vida media del enlace: 1ps o 10^{-12} s
- ✓ La fuerza del EDH es un 10 % de la de un enlace covalente, pero el gran número de EDH que se forman en el agua le confieren una gran cohesión y hacen que se necesite mucha energía para romperlos.
- ✓ Máximo de EDH por molécula de H_2O = 4 (hielo)
- ✓ En solución se calcula un promedio de 3,4 EDH

Enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua

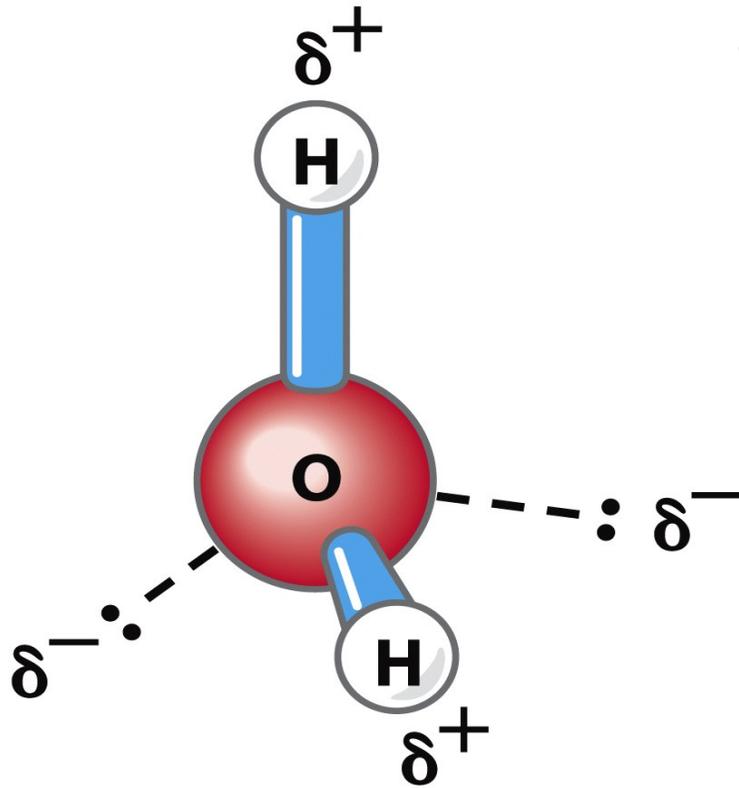
HIELO



Cada molécula de agua forma 4 enlaces de hidrógeno con las vecinas

Propiedades Fisicoquímicas del agua

La capacidad de formar EDH del agua le otorga:



- Gran cohesión interna
- Alto punto de ebullición
- Alto punto de fusión
- Alto calor específico

Compuesto	PM	Punto Fusión (°C)	Punto de Ebullición (°C)	Calor de evap. kJ/mol	Tensión superficial (d/cm)
Agua (H ₂ O)	18	0	100	41	73
Metano (CH ₄)	16	-182	-162	8	--
Amoníaco (NH ₃)	17	-78	-33	23	--
Ac. Sulfhídrico (SH ₂)	34	-86	-61	19	--
Metanol (CH ₃ OH)	32	-98	65	35	22
Etanol (CH ₃ CH ₂ OH)	46	-117	78	39	17

PM: Peso Molecular o masa molar molecular (lo que pesa un mol de estas moléculas).

Punto de fusión: temperatura a la que pasa de estado sólido a estado líquido.

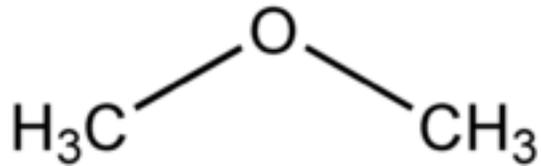
Punto de ebullición: temperatura a la que pasa de estado líquido a estado gaseoso.

Calor de evaporación: energía necesaria para que pase de estado líquido a estado gaseoso (analice la relación con el punto de ebullición).

Tensión superficial: energía necesaria para aumentar la superficie (mide la cohesión interna entre moléculas).

Solubilidad de los elementos

La capacidad de formar EDH no es exclusiva de la molécula de agua.
¿Cuál de los siguientes compuestos puede establecer EDH entre sí?



Nombre

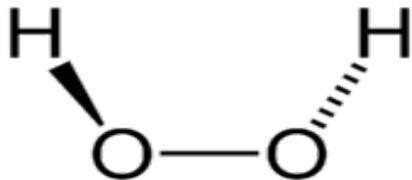
Eter-etílico

Punto de fusión

-116°C

Punto de ebullición

34,5°C

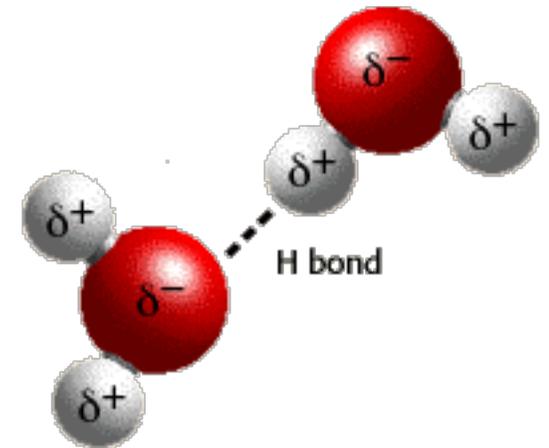
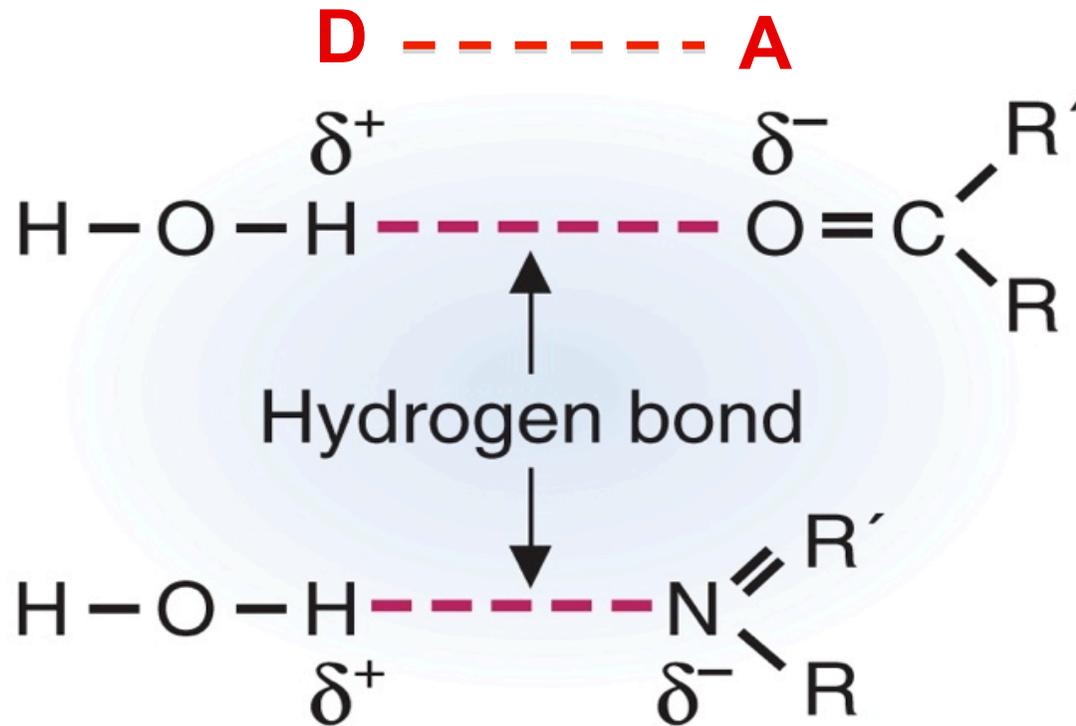


Nombre
Peróxido de
Hidrógeno

Punto de fusión
0°C

Punto de ebullición
150°C

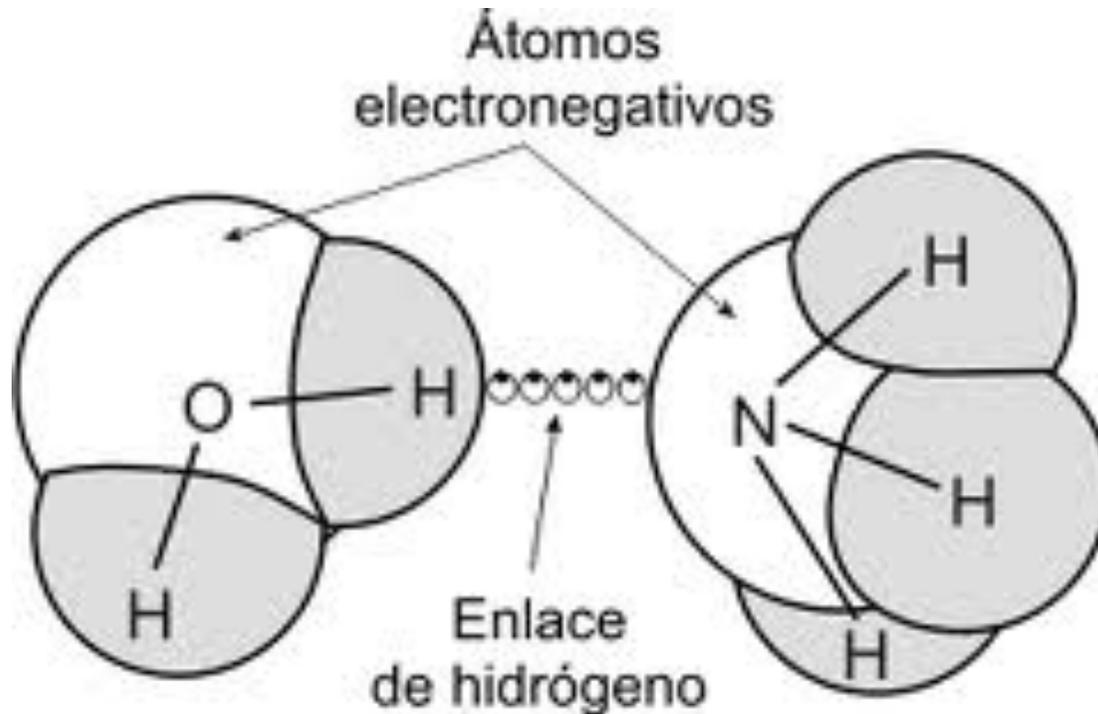
Enlace de hidrógeno entre agua y moléculas polares



Átomo electronegativo: **Aceptor de H**

Hidrógeno unido a átomo electronegativo: **Dador de Hidrógeno**
(**O, N, F, S**)

El agua como solvente



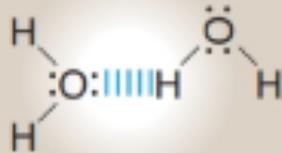
H₂O

NH₃

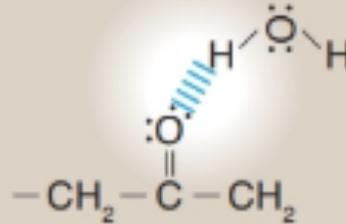
Dador

Aceptor

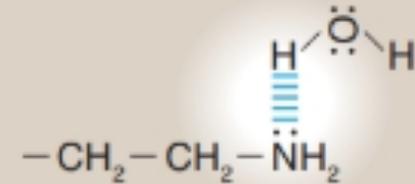
Formación de enlaces de hidrógeno en biomoléculas



Formación de puentes de hidrógeno entre moléculas de agua



Formación de puente de hidrógeno entre el agua y cetonas

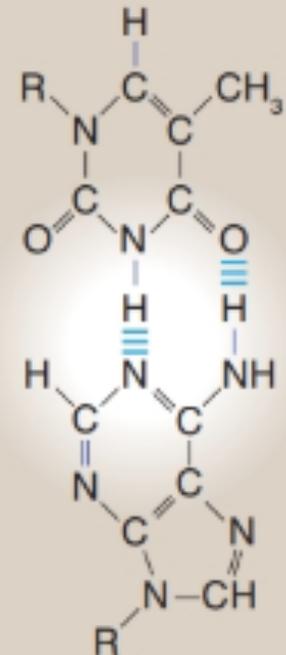


Formación de puente de hidrógeno entre el agua y grupos amino



Ejemplo de puente de hidrógeno entre dos aminoácidos

Ejemplo de puente de hidrógeno entre dos bases nitrogenadas



Timina

Adenina

Enlaces de Hidrógeno y grupos funcionales

Carboxilo	- COOH
Hidroxilo	- OH
Carbonilo	>C=O
Amino	-NH ₂
Imino	>NH
Sulfhidrilo	-SH

Solubles en agua

Radical alquílico	-CH ₂ - R
Radical etilénico	-CH = R
Radical fenilo	-C ₆ H ₅

Insolubles en agua

Solubilidad de los elementos en agua

Depende de la capacidad de la molécula de “interaccionar” con el H₂O

Alta solubilidad: Compuestos cargados o polares **HIDROFÍLICOS**

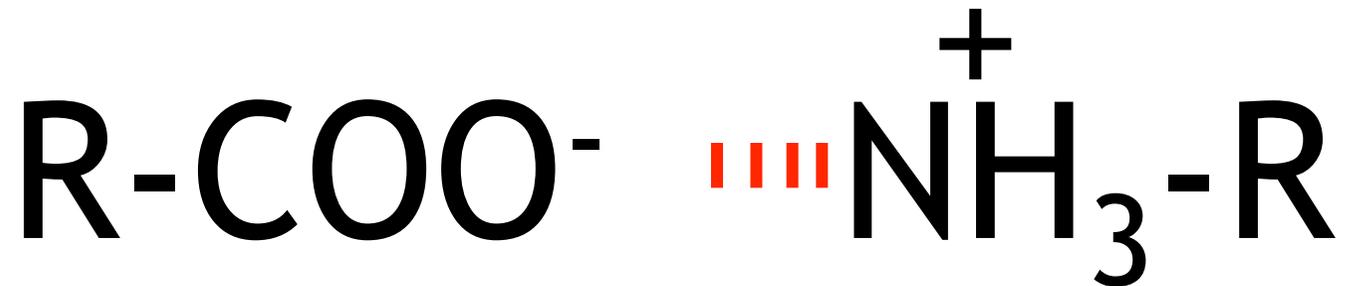
Baja solubilidad: Compuestos apolares **HIDROFÓBICOS**

Moléculas **ANFIPÁTICAS**: grupos hidrofóbicos e hidrofílicos en la misma molécula

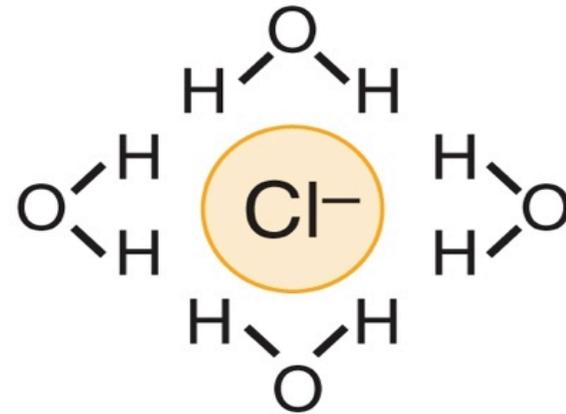
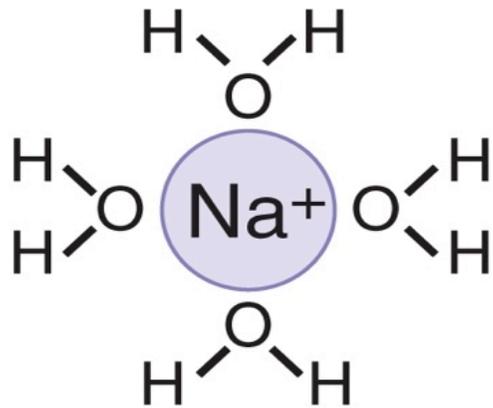
Otros tipos de interacciones no covalentes

- 1) **Interacciones iónicas:** atracción entre grupos con cargas opuestas
- 2) **Interacción ión-dipolo:** atracción entre un ión y el polo opuesto de un dipolo
- 3) **Interacción dipolo-dipolo:** atracción entre polos opuestos de un dipolo
- 4) **Fuerzas de Van der Waals:** atracción entre dipolos temporarios inducidos por la fluctuación de los electrones
- 5) **Interacciones hidrofóbicas:** tendencia de grupos no polares de unirse en soluciones acuosas

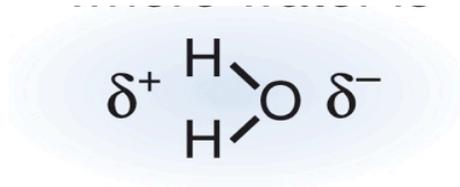
Interacciones iónicas



Interacción ión- dipolo

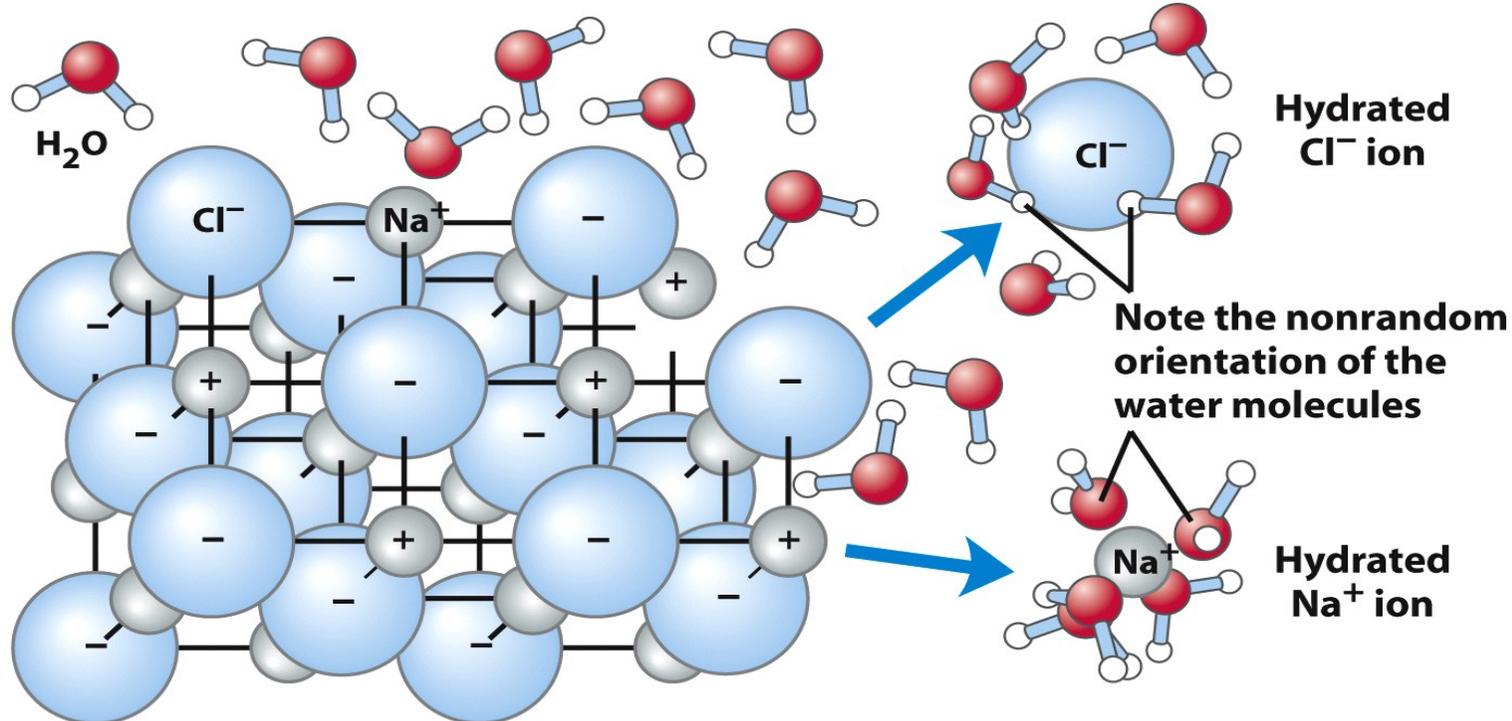
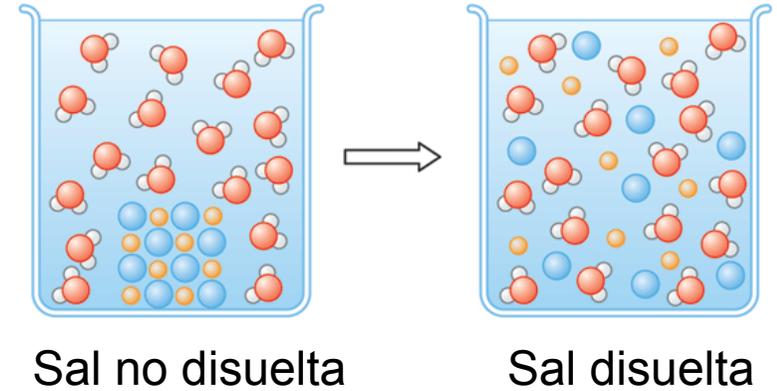


Molécula de agua

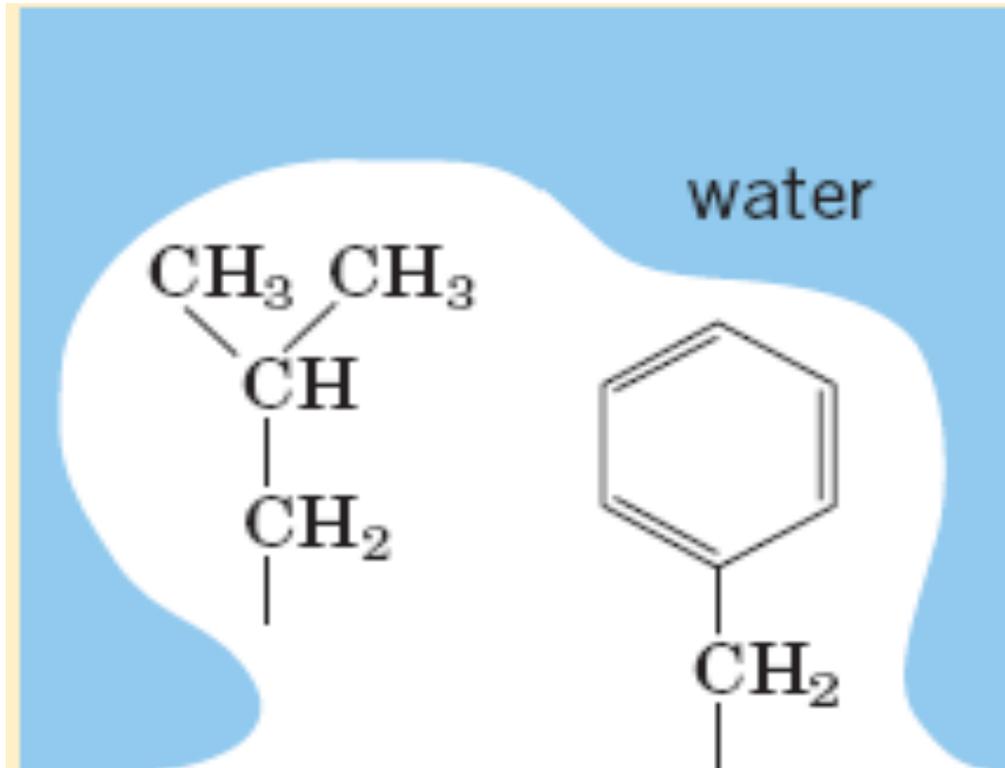


Interacción ión- dipolo

Ej: sal de mesa (NaCl)
 $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



Interacciones hidrofóbicas



- ✓ Hidrógenos unidos a átomos **NO** electronegativos como el carbono (C) **NO** pueden formar enlaces de hidrógeno
- ✓ Moléculas hidrofóbicas

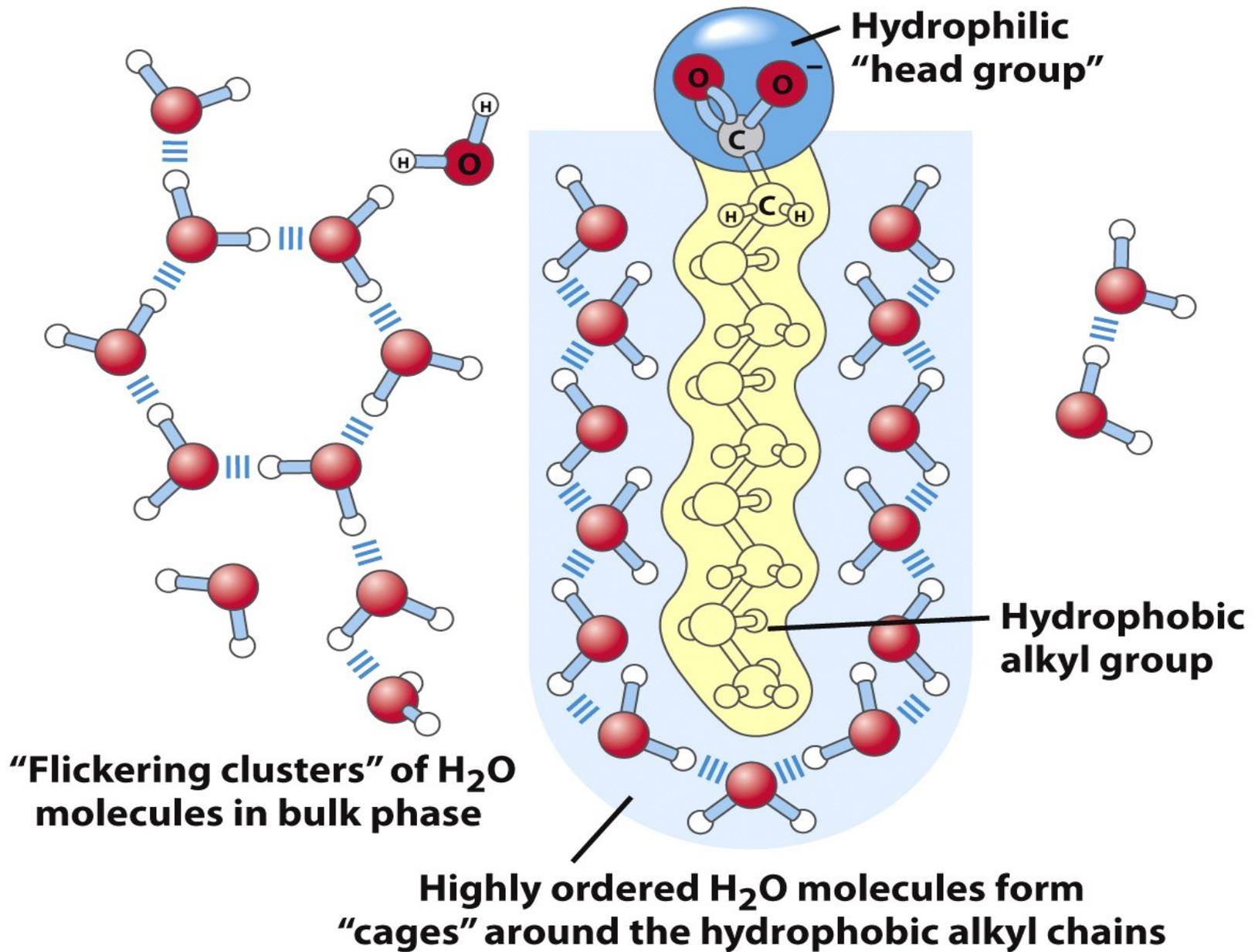
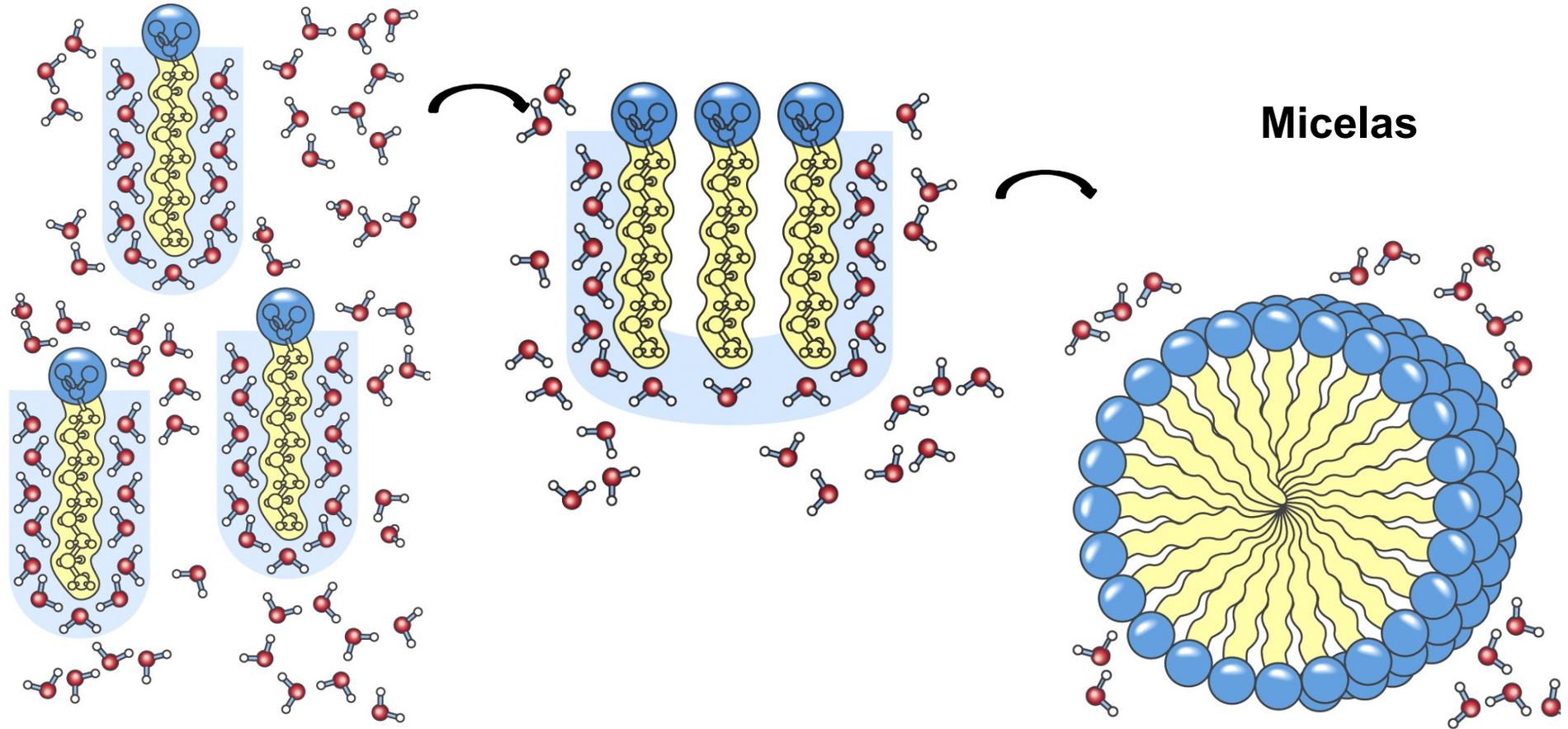


Figure 2-7a
Lehninger Principles of Biochemistry, Fifth Edition
© 2008 W.H. Freeman and Company

Interacciones hidrofóbicas



Los lípidos son anfipáticos

Ej: Agua y aceite

SOLUCIONES

Solución:

Las soluciones son sistemas homogéneos formados básicamente por dos componentes. Solvente y Solute. En general, el soluto se encuentra en menor proporción

Concentración:

La concentración es la relación que existe entre la cantidad de soluto y la cantidad de solución o de solvente. Esta relación se puede expresar de muchas formas distintas.

Unidades de concentración

1) Unidades físicas

- a) % m/v = masa (g) de soluto cada 100 mL de solución
- b) % v/v = vol (ml) de soluto cada 100 ml de solución
- c) % m/m = masa (g) de soluto cada 100 grs de solución
- d) g/l = masa (g) soluto/ Vol (L) solución

2) Unidades químicas

- a) Molaridad (M) = moles de soluto/Vol (L) solución
- b) Normalidad (N) = N° equivalentes de soluto/ Vol (L) solución
- c) Osmolaridad = moles de partículas disueltas/ Vol (L) solución

Unidades de concentración: Ejemplos

(a) ¿Cuántos gramos de NaCl sólido se requieren para preparar 500 mL de una solución 0,04 M?

$$\text{PM NaCl} = 58,44 \text{ g/mol}$$

(b) Expresar la concentración de la solución en términos de:
g/L y % m/v

Unidades de concentración: Ejemplos

(a) ¿Cuántos gramos de NaCl sólido se requieren para preparar 500 mL de una solución 0,04 M? PM NaCl = 58,44 g/mol

- Una solución 0,04 M tiene 0,04 moles en 1000 ml
- Si se preparan 500 mL, el n° de moles será 0,02.

$$n^{\circ} \text{ de moles} = \frac{m}{\overline{PM}}$$

en este caso la $m = n^{\circ} \text{ de moles} \times \overline{PM}$

$$m = 0,02 \times 58,44 = 1,16 \text{ g}$$

Se pesan 1,16 g de NaCl, se disuelven en 500 mL agua

(b) Expresar la concentración de la solución en términos de:
g/L y % m/v

Unidades de concentración: Ejemplos

(a) ¿Cuántos gramos de NaCl sólido se requieren para preparar 500 mL de una solución 0,04 M?

$$\text{PM NaCl} = 58,44 \text{ g/mol}$$

(b) Expresar la concentración de la solución en términos de: g/L y % m/v

Esta solución tiene 1,16 g en 500 mL.

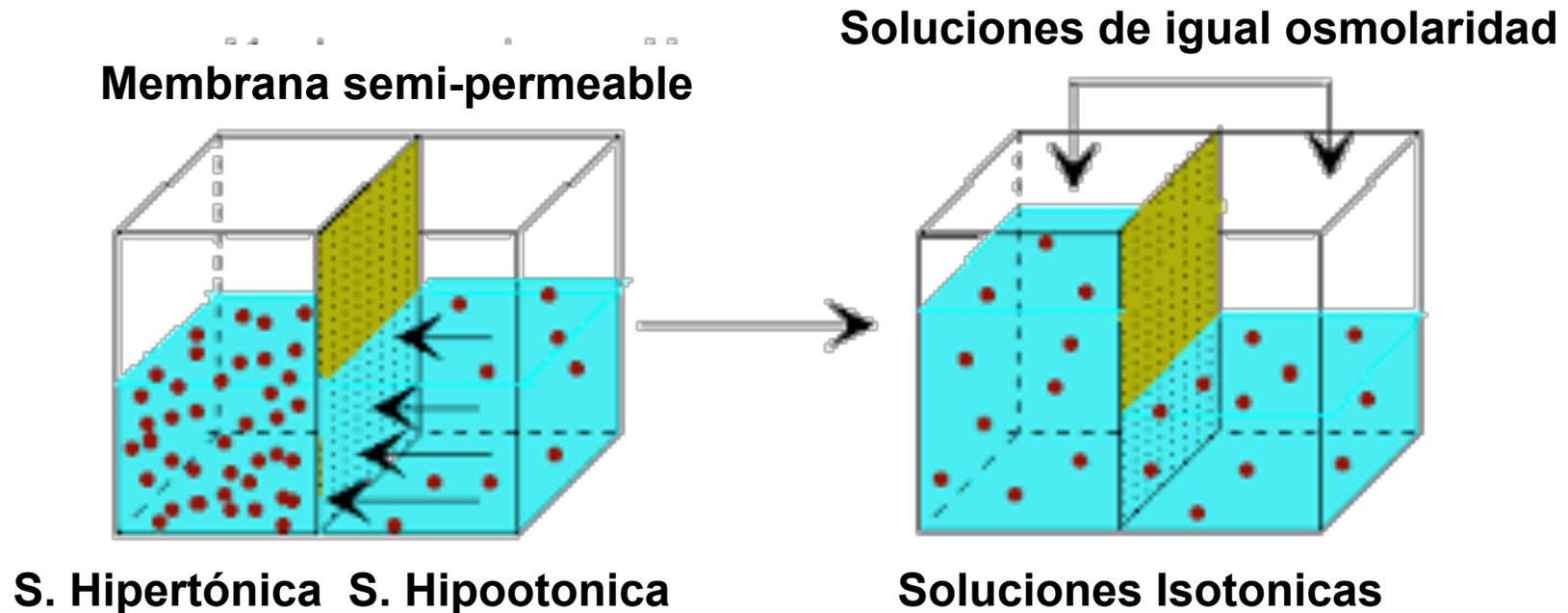
En 1000mL (1L) tendrá 2,32 g. O sea es 2,32g/L

En 100 mL tendrá 0,232 g, será 0,232%.

Osmolaridad y presión osmótica

El desplazamiento del agua entre los espacios intra y extracelular, está determinada por la diferencia de concentración de solutos a cada lado de las membranas celulares (membranas semi-permeables).

La medida del número total de solutos en una solución se denomina **osmolaridad** y se relaciona directamente con el número de partículas en las que se disocian el soluto en dicha solución.



Osmolaridad

Unidad de concentración que considera el efecto de las partículas en solución

$$\text{OSM} = M \times i$$

$i = n^\circ$ de partículas en solución

$M =$ concentración Molar

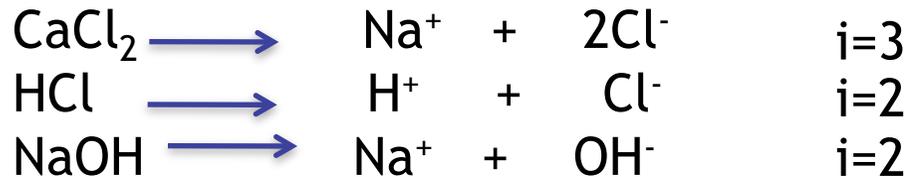
Soluciones no iónicas

Cantidad de partículas en solución coincide con número de moléculas $\rightarrow i = 1$

Ej: glucosa, albúmina

Soluciones iónicas

Sales, ácidos fuertes y bases fuertes. Cada molécula origina dos o más iones en solución



Osmolaridad del plasma = 0,31 Osm = 310 mOsm = Iso-osmolar

Osmolaridad y presión osmótica

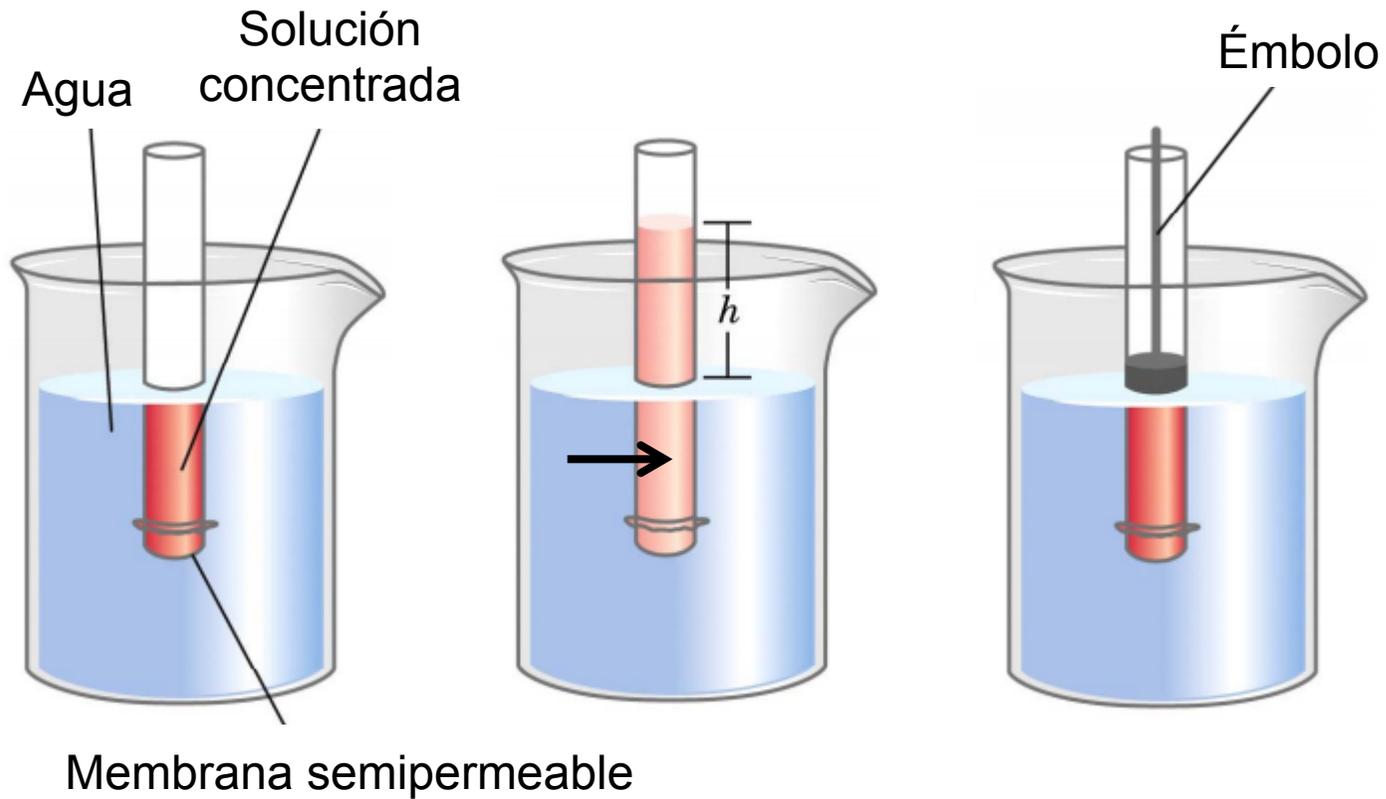
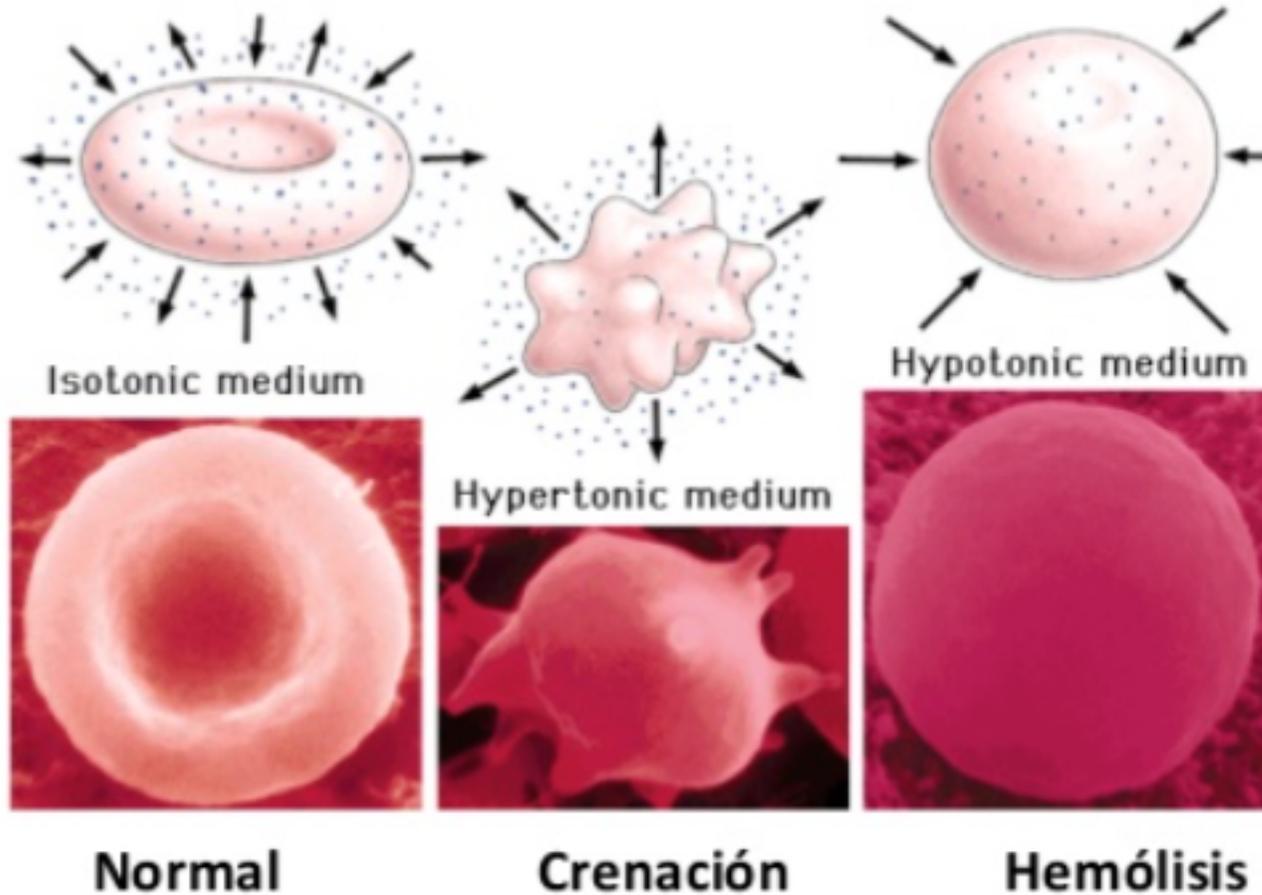


Figure 2-11
Lehninger Principles of Biochemistry, Fifth Edition
© 2008 W. H. Freeman and Company

Osmolaridad y presión osmótica



Concentración de iones en los fluidos corporales

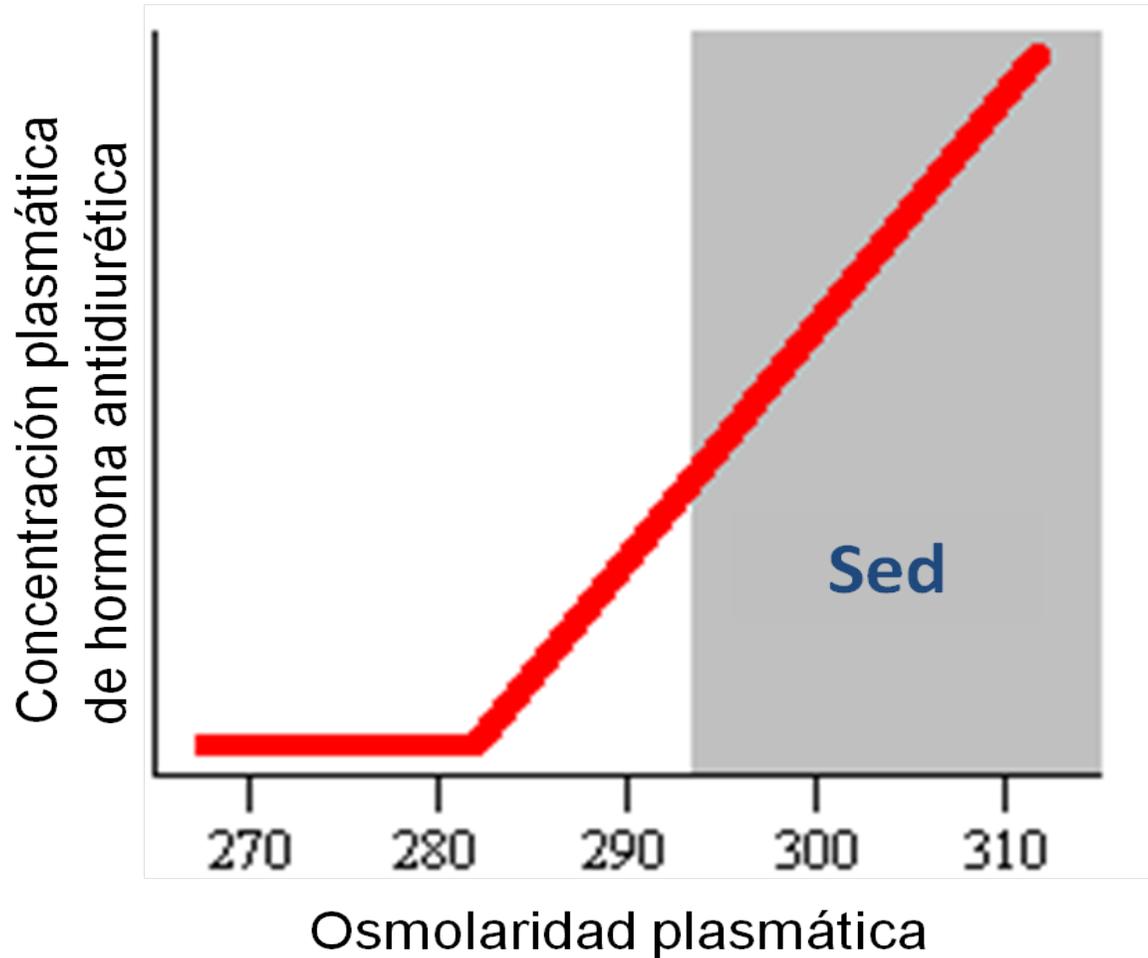
Table 4.1 Distribution of Ions in Body Fluids

	<i>ECF^a</i> (mmol/L)	<i>ICF</i> (mmol/L)
Cations		
Na ⁺	145	12
K ⁺	4	150
Anions		
Cl ⁻	105	5
HCO ₃ ⁻	25	12
Inorganic phosphate	2	100

ECF, extracellular fluid; *ICF*, intracellular fluid.

^aThe content of inorganic ions is very similar in plasma and interstitial fluid, the two components of the ECF.

Osmolaridad plasmática



Osmolaridad normal:
280-310 mOsm/L

Sed

Problema

Llega a la emergencia una paciente con deshidratación. Con el objetivo de rehidratarla se le administra una solución salina (suero fisiológico) intravenosa de NaCl al 0.9 % (p/v) de concentración

Calcule la Osmolaridad de la solución (PM NaCl= 58,44 g/mol)

¿Por qué se le administró esta solución salina en lugar de agua?

Problema

Llega a la emergencia una paciente con deshidratación. Con el objetivo de rehidratarla se le administra una solución salina (suero fisiológico) intravenosa de NaCl al 0.9 % (p/v) de concentración

Calcule la Osmolaridad de la solución (PM NaCl= 58,44 g/mol)

$$\text{Osm} = M \times i,$$

siendo $i = n^\circ$ de partículas en solución y $M =$ concentración Molar

$$0,9\% = 0,9 \text{ g en } 100 \text{ mL.}$$

$$N^\circ \text{ moles} = 0,9 / 58,44 = 0,015$$

$$M = 0,015 / 0,1\text{L} = 0,154\text{M}$$

Problema

Llega a la emergencia una paciente con deshidratación. Con el objetivo de rehidratarla se le administra una solución salina (suero fisiológico) intravenosa de NaCl al 0.9 % (p/v) de concentración

Calcule la Osmolaridad de la solución (PM NaCl= 58,44 g/mol)

$$\text{Osm} = M \times i,$$

siendo $i = n^\circ$ de partículas en solución y

$M =$ concentración Molar

$$M = 0,015 / 0,1L = 0,154M$$



$\text{Osm} = 0,154 \times 2 = 0,308 \text{ Osm}$ ¿Por qué se le administró esta solución salina en lugar de agua?

Problema 2

- Calcule la molaridad de una solución de KCl de 9 grs/litro
- Calcule su osmolaridad.

Problema 2

- Calcule la molaridad de una solución de KCl de 9 grs/litro (PM=: 74,6 g/mol)

Primero calculamos el n° de moles,

$$\text{n}^\circ \text{ de moles} = \frac{m}{\text{PM}}$$

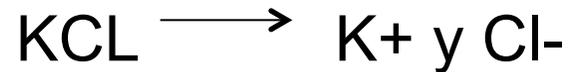
$$\text{n}^\circ \text{ moles} = 9/74,6 = 0,12 \text{ moles}$$

Molaridad (M) = moles de soluto / Vol (L) solución

$$M = 0,12 / 1L = 0,12 \text{ M.}$$

Problema 2

- Calcule la molaridad de una solución de KCl de 9 grs/litro (PM=: 74,6 g/mol)
- Calcule su osmolaridad



$$\text{Osm} = M \times i,$$

siendo $i = n^\circ$ de partículas en solución y $M =$ concentración Molar

$$\text{Osm KCL} = 0.12 \times 2 = 1 \text{ Osm}$$

Problema 3

- ¿Cuántos gramos de soluto tendrán 1200 ml de solución cuya concentración es de 6% m/v?
- ¿Que volumen tendrá una solución al 5% m/v que contiene 80 g de soluto?

Problema 3

- ¿Cuántos gramos de soluto tendrán 1200 ml de solución cuya concentración es de 6% m/v?

6% m/v = 6 g en 100 mL.

En 1200 tendrá 72 g.

- ¿Que volumen tendrá una solución al 5% m/v que contiene 80 g de soluto?

5% m/v = 5 g en 100 mL.

Si tiene 80 g soluto tendrá: 1600 mL.