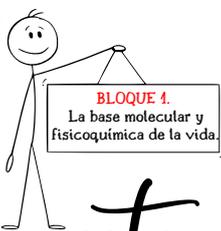


# Tema 1



# Bioelementos y biomoléculas

## ÍNDICE de CONTENIDOS



## CRITERIOS de EVALUACIÓN

1. Los seres vivos
2. Los enlaces químicos en biología
3. Los bioelementos
4. Las biomoléculas
5. Las dispersiones acuosas: difusión, ósmosis y diálisis
6. Los grupos funcionales en las biomoléculas orgánicas

B.1.1. Determinar las características fisicoquímicas de los bioelementos que les hacen indispensables para la vida.

B.1.2. Argumentar las razones por las cuales el agua y las sales minerales son fundamentales en los procesos biológicos.

### Bioelementos

"Elementos químicos que componen la vida"



**Bioelementos**

del griego, vida  
del griego, componente básico

Los **bioelementos** (bio = vida; elemento = componente básico) son los elementos químicos esenciales para la vida.

### Enlaces químicos

"Uniones de atracción electrostática entre átomo-átomo, molécula-molécula o molécula-átomo"

### Biomoléculas

"Moléculas que componen la materia viva"



**Biomoléculas**

del griego, vida  
del griego, partículas compuestas por átomos

Las **biomoléculas** (bio = vida; moléculas = partículas compuestas de átomos) son moléculas que forman parte de los seres vivos.

### Grupos funcionales

"Conjunto de átomos que se unen a un carbono en compuesto orgánicos y son responsables de propiedades químicas y reactividad de una molécula"

### Niveles de organización

"La manera de organizarse la materia viva"

## 0. Introducción

La materia es todo lo que nos rodea, ocupa espacio y tiene masa; por tanto, se puede medir. La materia se clasifica, según pertenezcan o no a los seres vivos, en: materia viva (la que está en los seres vivos) y materia inerte o no viva (la que no está en los seres vivos).

• la **teoría celular** concibe a la célula como la unidad estructural, funcional y genética más pequeña de todos los seres vivos y responde a las preguntas: ¿De qué están hechos los organismos? y ¿Cómo están organizados los organismos? En este tema, vamos a dar respuesta a esta última pregunta.

• la **teoría de la evolución** tiene busca explicar cómo y por qué las especies cambian con el tiempo, así como cuál es su origen y su historia evolutiva. la teoría de la evolución tiene como objetivo aclarar ¿por qué las especies cambian con el tiempo? y contesta a la pregunta ¿de dónde vinieron las especies y cómo evolucionaron?

• la **teoría genética** declara que los genes determinan las características de los seres vivos y responde a preguntas como ¿Por qué los descendientes se parecen a sus progenitores?

• la **teoría cromosómica** pone de manifiesto que los genes se encuentra en los cromosomas

• el **dogma central de la biología molecular** establece que la información genética fluye del ADN al ARN y de éste se traduce a proteínas, las cuales adquieren estructuras específicas. Un resumen esquemático correcto sería: ADN → ARN → Proteínas. ¿Cómo lo hacen? En este tema, vamos a dar respuesta a esta pregunta.





IES URIARTE  
El Pto. Santa María  
(Cádiz)  
CURSO  
2023-2024

Los seres vivos se caracterizan por: realizar las tres funciones vitales (nutrición, relación y reproducción), tener capacidad de evolucionar y estar organizados en niveles estructurales

# 1. Los seres vivos

Los **seres vivos** son organismos que se definen por cinco características:

1. Realizar la **función de nutrición** (procesos metabólicos para captar energía y captar y eliminar materia)
2. Realizar la **función de relación** (capacidad para captar y responder a estímulos internos y externos)
3. Realizar la **función de reproducción** (capacidad para crecer, desarrollarse y generar nuevos individuos)
4. Capacidad de **evolucionar** (sufrir cambios en el material que genético que afecta a la estructura, función y comportamiento)
5. Estar **organizados estructuralmente** por células que se organizan en niveles de complejidad creciente.

La materia viva se estructura u organiza en niveles jerárquicos complejos que se rigen por el principio de emergencia (las propiedades del nivel superior es más que la suma de las propiedades que lo componen; es decir, el todo es más que la suma de sus partes)

## 1.1 Organización estructural de la materia viva

Los **niveles estructurales de la materia viva** son la organización jerárquica de los componentes biológicos que constituyen a los seres vivos mediante divisiones o estratificaciones desde lo más simples a lo más complejas. Estos niveles incluyen el nivel atómico, molecular, macromolecular, organular, celular, tisular, de órganos, de sistemas de órganos, de aparatos de órganos, el nivel de individuo pluricelular y .... Estos niveles enumerados suelen clasifican en: **abióticos**, aquellos que conforman tanto la materia viva como la inerte, y **bióticos**, exclusivos de los seres vivos (desde la célula como la unidad estructural y funcional de los seres vivos hasta el individuo pluricelular).

Los niveles estructurales de la materia viva se caracterizan por:

1. Ser **jerárquicos**, lo que significa que cada nivel se construye sobre la estructura anterior; es decir, cualquier nivel que se escoja, contiene todos los niveles inferiores y, a su vez, es un componente de todos los de orden superior.

2. Presentar **propiedades emergentes** o **principio de emergencia**. Cada nivel aporta nuevas características y funciones al ser vivo que no se dan en los niveles inferiores. Dicho de otro modo, cada nivel presenta unas característica que no se dan en el nivel inferiores denominadas propiedades emergentes. Por ejemplo, la propiedad emergente que se da en la célula es la vida; es decir, que el primer nivel de organización en el que aparecen todas las características de los seres vivos es el celular. Por eso se suele definir la célula como la unidad estructural y funcional de los seres vivos.



Los **bioelementos** se juntan y forman las **biomoléculas** que se vuelven agrupan para crear **macromoléculas**, las cuales se agregan y configuran **orgánulos**, éstas a su vez se organizan para componer **células** (o un **ser vivo unicelular**) y estos lo hacen para formar **tejidos**. Por su parte, los tejidos crean los **órganos**, los cuales se agrupan y forman **sistemas** y **aparatos**, y por fin, ambos configuran el **ser vivo pluricelular**

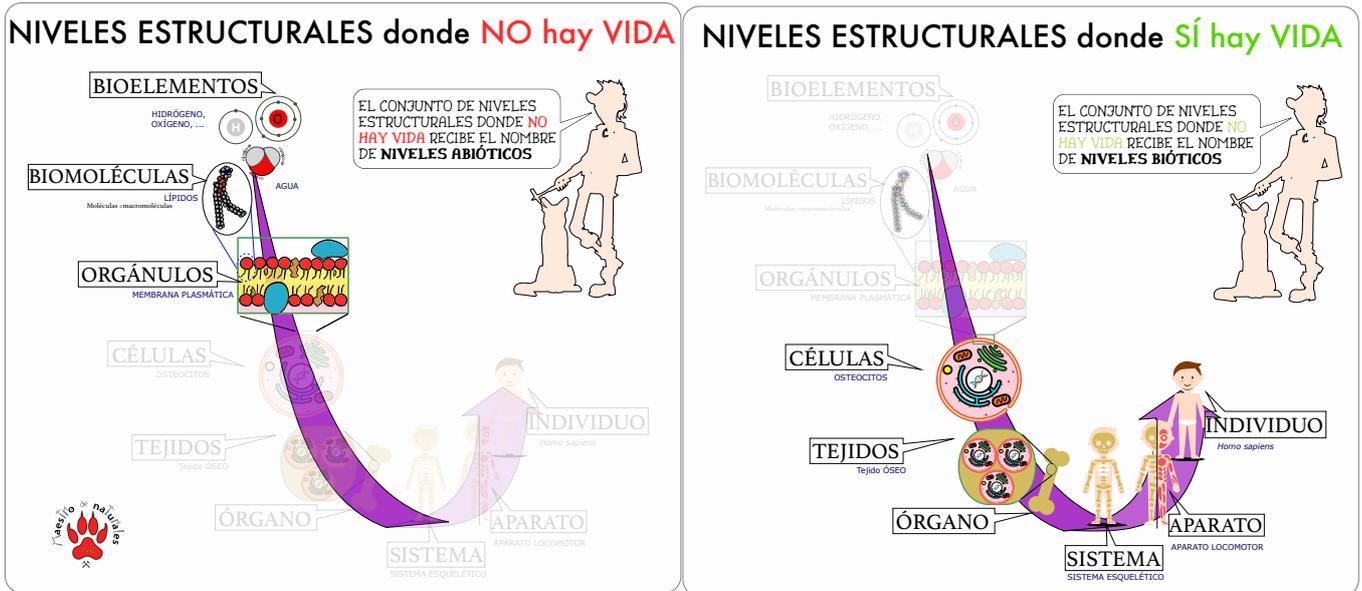




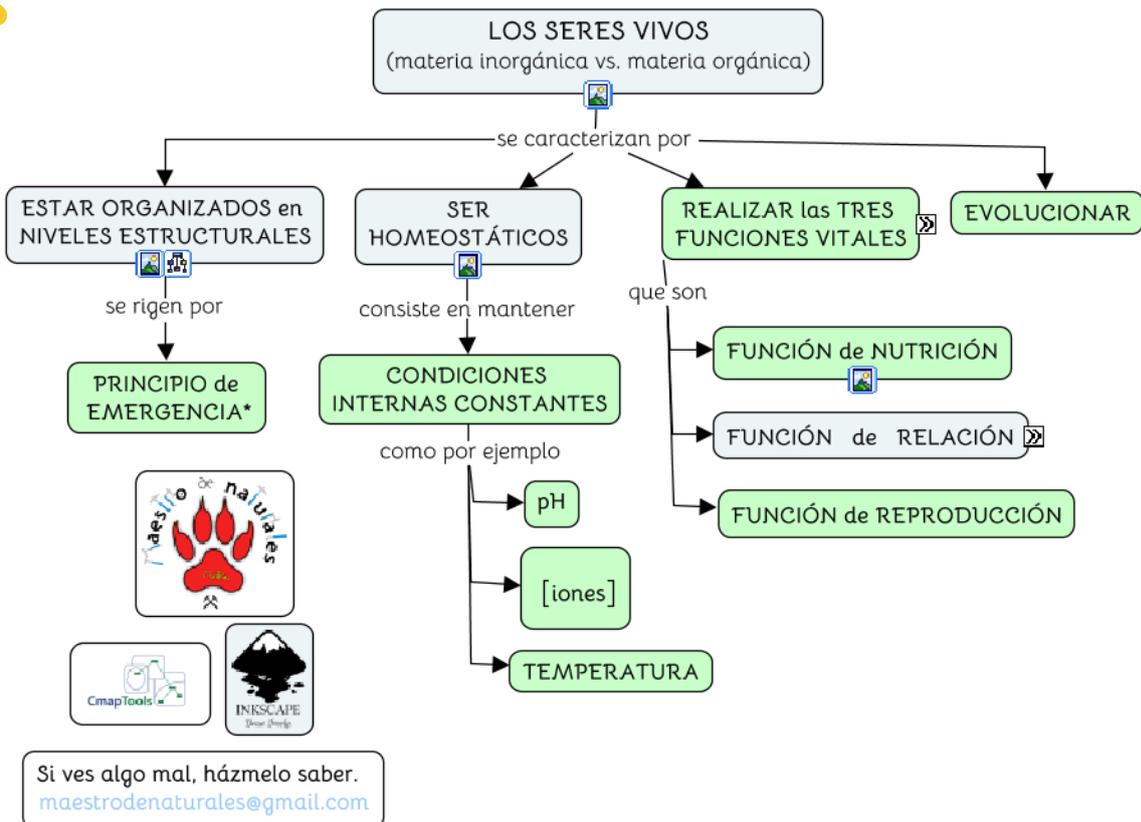
**1** Ejercicio medioresuelto. Una forma de describir los niveles estructurales de la materia viva es hacer un esquema. Se pide que completes el siguiente esquema:  
 Átomos -- se juntan y forman --> Biomoléculas -- se juntan y forman -->

**2** Ejercicio medioresuelto. Los niveles estructurales se clasifican según un criterio de clasificación ¿Cuál es?

Los niveles estructurales se clasifican según \_\_\_\_\_



**3** Haz un mapa conceptual de lo explicado



Si ves algo mal, házmelo saber. [maestrodennaturales@gmail.com](mailto:maestrodennaturales@gmail.com)



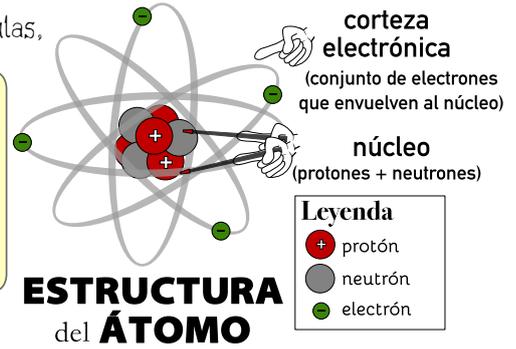
# 2. Los enlaces químicos en biología

Los enlaces químicos son la fuerza que une a los átomos para formar compuestos químicos

Los **enlaces químicos** son fuerzas de unión entre átomos, moléculas, iones.

¿Por qué se unen los átomos? Porque quieren parecerse al gas noble más cercano (tener en su última capa ocho electrones - regla del octeto-). Para ello los átomos se unen unos a otros creando interacciones entre ellos. Al hacerlo comparten (enlace covalente), ganan o pierden electrones (formándose un enlace iónico).

Un átomo está formado por neutrones y protones, que son el núcleo, y electrones. Los electrones son los que participan en los enlaces.



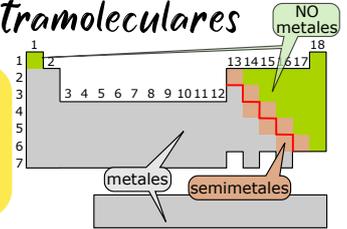
## 2.1 Enlaces fuertes o intramoleculares -ENTRE ÁTOMOS DE LA MISMA MOLÉCULA-

Los **enlaces fuertes** son fuerzas electrostáticas de atracción fuerte que unen a los átomos dentro de una misma molécula - se forman sustancias covalentes unidas por enlaces covalentes-, red iónica - se forman sustancias iónicas unidas por enlaces iónicos- o malla metálica -se forman así sustancias metálicas unidas por enlaces metálicos-.

### Tipos de enlaces fuertes o intramoleculares

Los enlaces fuertes son los responsables de las propiedades químicas (pH, oxidación, alcalinidad, corrosividad, combustión, reactividad, inflamabilidad, etc). Ergo son estas las fuerzas que se deben vencer para que se produzca un cambio químico.

CUANDO LOS ÁTOMOS SE JUNTAN Y FORMAN MOLÉCULAS, LAS CUALES SE QUEDAN UNIDOS POR UNAS FUERZAS ELECTROSTÁTICAS ATRACTIVAS LLAMADAS **ENLACES QUÍMICOS**. DEPENDIENDO DEL TIPO DE ÁTOMO QUE SE JUNTEN DARÁ LUGAR A UN TIPO DE ENLACE U OTRO. AQUÍ TIENES UNA REGLA MNEMOTÉCNICA



METAL	+	NO METAL	=	METAL	-	NO METAL	enlace iónico
NO METAL	+	NO METAL	=	NO METAL	-	NO METAL	enlace covalente
METAL	+	METAL	=	METAL	-	METAL	enlace metálico

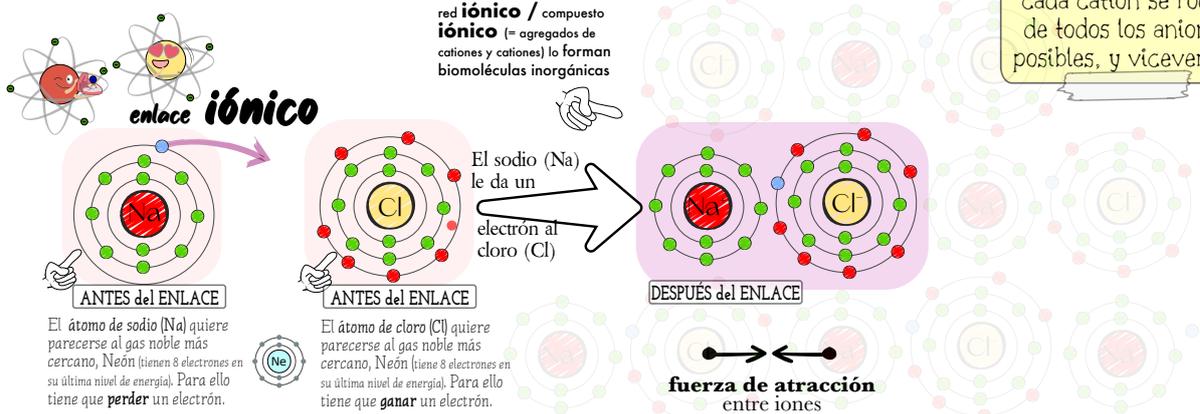
Los tres tipos de enlaces fuertes son: enlace metálico, iónico y covalente.

### 2.1.2 Enlace iónico

El **enlace iónico** es una fuerza electrostática de atracción fuerte no direccional (isotrópica o uniforme) que une átomos metálicos (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica -grupos 1, 2 y 3) con átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica -especialmente los grupos 16 y 17 - excluyendo los gases nobles, grupo 18-) formando una red iónica tridimensional.

Cuando se une un **metal** con un **no metal**, el átomo metal le da electrones al átomo no metal, transformándose en ion positivo (catión), y el átomo no metal al recibir los electrones se transforma en un ión negativo (anión). Al formarse iones de carga opuesta, los iones se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico como por ejemplo la sal común (cloruro sódico -NaCl-).

El enlace iónico es un enlace **no direccional**, pues las fuerzas de atracción ocurren en las tres direcciones del espacio, en el que cada catión se rodea de todos los aniones posibles, y viceversa.





2.1.2 Enlace covalente

El **enlace covalente** es una fuerza electrostática de atracción fuerte direccional que unen átomos no metálicos (elementos situados a la derecha en la tabla periódica -C, O, F, Cl, ...) formando una molécula

El enlace covalente es un enlace **direccional**, pues las fuerzas de atracción ocurren en la zona donde se comparten los electrones.

Al unirse los átomos, pueden compartir algunos de sus electrones, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble.

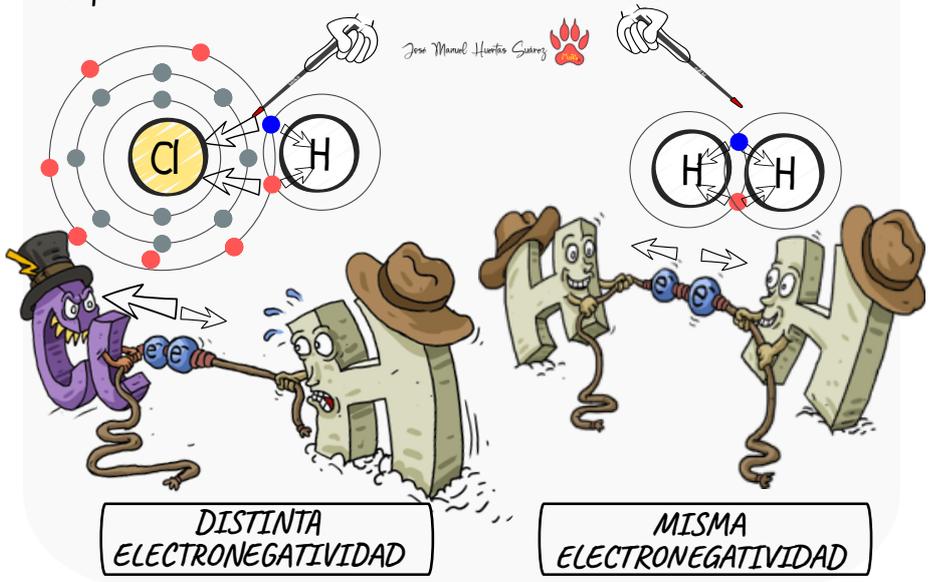
Hay dos tipos de enlaces covalentes: enlace covalente no polar y enlace covalente polar. Para entenderla diferencia, te tengo que explicar que es la **electronegatividad**

# Electronegatividad,

la capacidad de un átomo de atraer a los electrones hacia sí

La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo para atraer electrones que comparte hacia su núcleo.

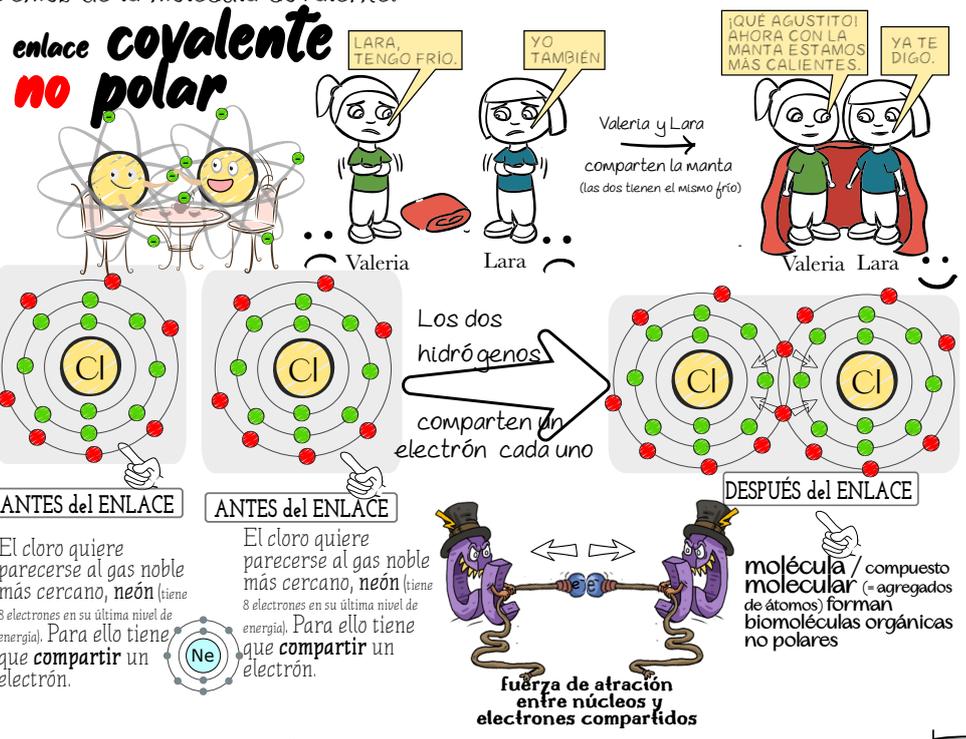
Los átomos con electronegatividad más alta tienen una mayor capacidad para atraer electrones. La electronegatividad se mide en una escala relativa, siendo el flúor el átomo más electronegativo con un valor de electronegatividad de 4,0 según la escala de Pauling. La electronegatividad es una propiedad importante en la química, ya que determina la polaridad de los enlaces químicos y afecta a las propiedades físicas y químicas de las sustancias.



2.1.2.1 Enlace covalente **no polar** (distribución simétrica de la carga eléctrica)

El **enlace covalente no polar** es una fuerza electrostática de atracción fuerte direccional que unen dos átomos no metálicos que comparten un par de electrones de manera equitativa (no hay una gran diferencia de electronegatividad entre ellos) formando una molécula no polar, es decir, no hay carga eléctrica positiva o negativa en ninguno de los extremos de la molécula covalente.

El enlace covalente no polar se forma cuando se unen átomos de elementos no metálicos cuya diferencia de electronegatividad sea inferior a 1,7. Por ejemplo, si juntamos de átomos de cloro se forma cloro molecular no polar, porque no hay carga eléctrica positiva o negativa en ninguno de los extremos de la molécula covalente.



Otros ejemplos de moléculas covalentes no polares son el oxígeno molecular (O<sub>2</sub>), el nitrógeno molecular (N<sub>2</sub>), el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), el metano (CH<sub>4</sub>), el etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>), el propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) y el butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>).

2.1.2.2 Enlace covalente **si** polar (distribución **asimétrica** de la carga eléctrica)

El **enlace covalente polar** es una **fuerza electrostática de atracción fuerte direccional** que une dos átomos no metálicos que comparten un par de electrones de manera no equitativa debido a una gran diferencia de electronegatividad entre ellos lo que provoca la formación de una molécula dipolar con una carga eléctrica positiva y negativa en los extremos de la molécula covalente.

El enlace covalente polar se forma cuando se unen átomos de elementos **no metálicos** cuya diferencia de electronegatividad sea **superior 1,7**. Por ejemplo, si juntamos un átomo de hidrógeno y otro átomo de cloro se forma ácido clorhídrico, una molécula polar. El cloro es más electronegativo que el hidrógeno, lo que causa que los electrones se sientan más atraídos hacia el cloro, creando una diferencia de carga eléctrica entre los extremos, lo que origina un dipolo.

**enlace covalente polar**

Valeria y Lara comparten la manta (pero Lara es más friolera).  
¡QUE AGUSTITO! AHORA CON LA MANTA ESTAMOS MÁS CALIENTES.  
¡GRACIAS POR DEJARME MÁS MANTA.

El hidrógeno y el cloro comparten un electrón cada uno.

**ANTES del ENLACE**  
El hidrógeno quiere parecerse al gas noble más cercano, helio (tiene 2 electrones en su última nivel de energía). Para ello tiene que **compartir** un electrón.

**ANTES del ENLACE**  
El cloro quiere parecerse al gas noble más cercano, neón (tiene 8 electrones en su última nivel de energía). Para ello tiene que **compartir** un electrón.

**DESPUÉS del ENLACE**  
molécula / compuesto molecular (= agregados de átomos) forman biomoléculas orgánicas

fuerzas de atracción entre los núcleos y los electrones compartidos

Otros ejemplos de moléculas covalentes polares son agua (H<sub>2</sub>O), el amoníaco (NH<sub>3</sub>), el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) y el metanol (CH<sub>3</sub>OH).

2.1.3 Enlace metálico

El **enlace metálico** es la **fuerza de atracción electrostáticas fuerte no direccional** (isotrópica o uniforme) que unen a los cationes metálicos y la nube de electrones deslocalizados formando una red metálica.

Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general 1, 2 ó 3. Estos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) y se convierten en iones positivos, por ejemplo Na<sup>+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red. De este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.

**enlace metálico**

Cada sodio pierde un electrón.

**ANTES del ENLACE**  
El átomo de sodio (Na) quiere parecerse al gas noble más cercano, neón (tienen 8 electrones en su última nivel de energía). Para ello tiene que **perder** un electrón. En cambio, los metales de transición la regla del octeto no se cumple.

**ANTES del ENLACE**  
El átomo de sodio (Na) quiere parecerse al gas noble más cercano, ne n (tiene 8 electrones en su última nivel de energía). Para ello tiene que **perder** un electrón. En cambio, los metales de transición la regla del octeto no se cumple.

**fuerza de atracción entre cationes y los electrones deslocalizados**

red metálica

Electrón deslocalizado o libre.

núcleo

electrón deslocalizado



## 2.2 Enlaces débiles o intermoleculares -ENTRE ÁTOMOS DE DISTINTAS MOLÉCULA-

Los **enlaces débiles** o **intermoleculares** son fuerzas electrostáticas de atracción débil que unen moléculas entre sí o parte de una sola molécula. Su intensidad es inferior a los enlaces fuertes.

Estas uniones son cruciales para muchas funciones biológicas, como por ejemplo, para mantener la estructura de las proteínas y el ADN. Entre los tipos de enlaces débiles se encuentran los enlaces de hidrógeno, las interacciones dipolo-dipolo, las fuerzas de London y las interacciones ion-dipolo.

### 2.2.1 Fuerzas de ion-ion (puente salino)

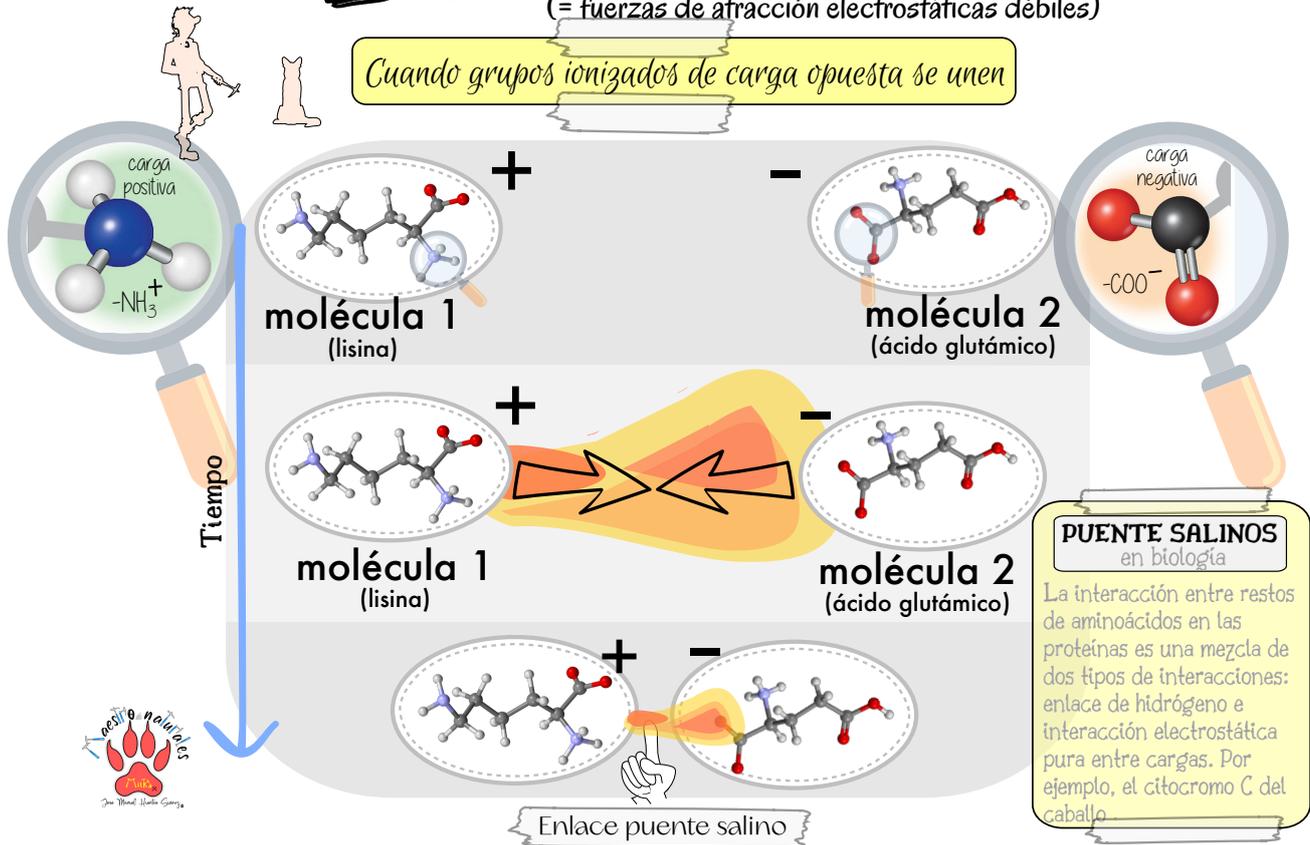
El enlace ion-ion o **fuerzas de puentes salino** son fuerzas electroestáticas de atracción débil entre:

- dos redes cristalinas o una red cristalina con un ión disuelto.
- dos moléculas ionizadas de cargas opuestas (= han ganado o perdido electrones). Por ejemplo, cuando se une una enzima y un sustrato; los ácidos nucleicos y las proteínas; o bien, al unirse los aminoácidos ácidos (carga negativa) y básicos (carga positiva) de una proteína como ilustra el dibujo de la proteína del citocromo C del caballo.

# Enlace ion-ion

(Fuerzas de puente salino)  
(= fuerzas de atracción electrostáticas débiles)

Quando grupos ionizados de carga opuesta se unen



### 4 Ejercicio medioresuelto. ¿Qué diferencia hay entre un enlace puente salino y un enlace puente de hidrógeno?

La diferencia entre un enlace puente salino y un enlace puente de hidrógeno radica en que el puente salino se forma por la unión de una carga positiva y una negativa, mientras que el puente de hidrógeno se establece por la atracción entre un átomo electronegativo (como oxígeno o nitrógeno) y un átomo de hidrógeno parcialmente cargado positivamente, que se encuentra en una molécula diferente. Los puentes salinos son más fuertes que los puentes de hidrógeno y se encuentran en moléculas cargadas, mientras que los puentes de hidrógeno se forman en moléculas no cargadas y son más débiles.



## 2.2.2 Fuerzas de ion-dipolo permanente

El **enlace ion-dipolo permanente** es una fuerza intermolecular electrostática de atracción **débil** entre un ion y una **molécula dipolar**. Si el dipolo permanente es agua, tal enlace recibe el nombre de **fuerza de solvatación**.

# Fuerza de solvatación (enlace ion-dipolo permanente)

(= fuerzas intermoleculares de atracción electrostáticas débiles)

Cuando el H<sub>2</sub>O se une a un ion de carga negativa (= anión)

anión

molécula de AGUA

anión

anión

Enlace ion-dipolo permanente

Cuando el H<sub>2</sub>O se une a un ion de carga positiva (= catión)

catión

molécula de AGUA

catión

catión

Enlace ion-dipolo permanente

La densidad de carga en los cationes suele ser mucho mayor que en los aniones, al ser estos más grandes. En consecuencia, con una carga de igual magnitud, un catión experimenta una interacción mayor con un dipolo que un anión.

José Manuel Huertas Suárez

# Fuerza de solvatación (enlace ion-dipolo permanente)

(= fuerzas intermoleculares de atracción electrostáticas débiles)

LAS MOLÉCULAS DE AGUA (H<sub>2</sub>O) RODEAN A LOS IONES DE CLORO (Cl<sup>-</sup>) Y SODIO (Na<sup>+</sup>) Y LO ARRANCAN DE LA ESTRUCTURA CRISTALINA DEL CLORURO DE SODIO.

LAS FUERZAS DE ION-DIPOLO SON MÁS FUERTES QUE LAS ENLACE IÓNICO. POR ESO LA MOLÉCULA DE AGUA PUEDE ROMPER LAS ESTRUCTURA CRISTALINA DEL CLORURO DE SODIO

EL AGUA (una molécula polar) SE UNE A UN ION POR SU POLO CORRESPONDIENTE:  
 - SI EL ION ES CATIÓN, LA UNIÓN SE PRODUCE POR EL POLO NEGATIVO (δ<sup>-</sup>) DEL AGUA; EN CAMBIO,  
 - SI ES UN ANIÓN, SE UNE POR EL POLO POSITIVO (δ<sup>+</sup>) DEL AGUA.

enlace ion-dipolo permanente





### 2.2.3 Fuerzas de puente de hidrógeno

El **enlace de puente de hidrógeno** es una fuerza intermolecular o intramolecular electrostática de atracción débil entre una molécula que presenta un átomo de hidrógeno (H) electropositivo ( $\delta^+$ ) y una molécula vecina con átomos fuertemente electronegativos ( $\delta^-$ ) como el nitrógeno (N), el oxígeno (O) o el flúor (F).

# enlace puente de hidrógeno

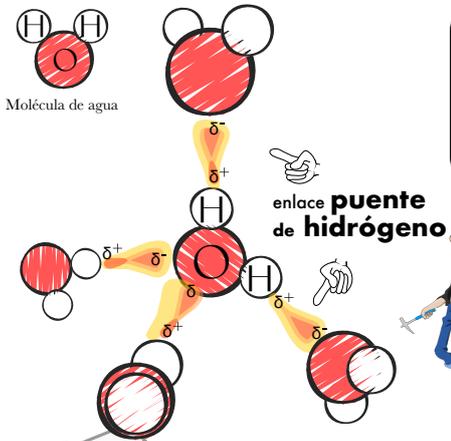
(= fuerzas intermoleculares o intramoleculares de atracción electrostáticas débiles)

Se da cuando en la moléculas tenemos átomos de hidrógeno (H) electropositivos ( $\delta^+$ ). Puede ocurrir dos casos:

**CASO 1** Que el átomo de hidrógeno (H) electropositivos ( $\delta^+$ ) de una molécula se junte débilmente con átomos muy electronegativos ( $\delta^-$ ) de una moléculas vecina. ¡Aquí actúa como **enlace intermolecular!**

## Agua líquida

(= fuerzas intermoleculares de atracción electrostáticas débiles)

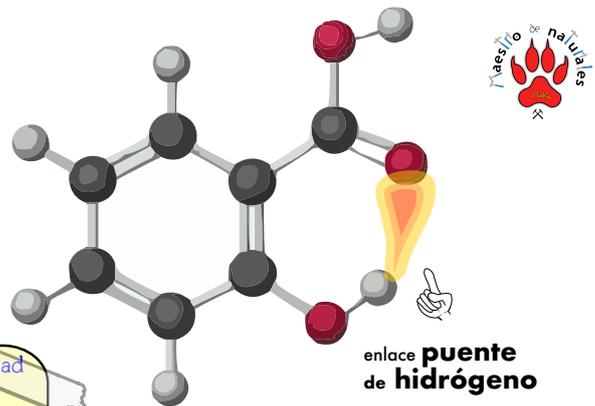


LA FUERZA DE ATRACCIÓN ENTRE LOS MOLÉCULAS DE AGUA o CADENAS DE NUCLEÓTIDOS, SE DEBE A LOS ENLACES PUENTES DE HIDRÓGENO Y OSCILA ENTRE 0,1 A 0,5 EV/ÁTOMO (5-10% DE LA FUERZA DEL ENLACE COVALENTE!)

**CASO 2** Que el átomo de hidrógeno (H) electropositivos ( $\delta^+$ ) de una molécula se junte débilmente con la región más electronegativa ( $\delta^-$ ) de la misma molécula (son los grupos funcionales del tipo -OH, -NH y FH) ¡Aquí actúa como **enlace intramolecular!**

## Ácido salicílico

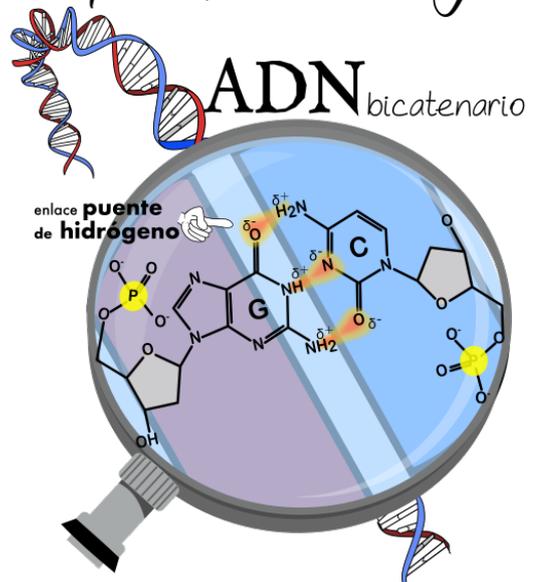
(= fuerzas intramoleculares de atracción electrostáticas débiles)



Caso particular de interacción dipolo-dipolo entre hidrógeno con densidad de carga positiva y átomos de alta densidad de carga negativa (muy electronegativos como F, O y N (excepcionalmente, y de forma más débil, Cl y S).

**5** Este ejercicio está relacionado con el tema 12. El enlace puente de hidrógeno que ves en la molécula de ADN ¿es intermolecular o intramolecular? Razona la respuesta.

## enlace puente de hidrógeno



2.2.4 Fuerzas de Van der Waals

El **enlace de Van der Waals** es una combinación de fuerzas intermoleculares electrostáticas de atracción débil entre moléculas. Por tanto, el término fuerzas de Van der Waals es una **denominación genérica** que engloba a: las fuerzas de Keesom entre dipolos moleculares permanentes; las fuerzas de dispersión de London entre "dipolos inducidos instantáneamente" y; las fuerzas de Debye entre dipolos permanentes y dipolos inducidos.

Estas fuerzas son, **en parte**, responsables de las propiedades físicas de las sustancias, como el punto de fusión, el punto de ebullición, la solubilidad y la forma tridimensional de las biomoléculas. Los geckos (salamandra), por ejemplo, pueden caminar por superficies verticales gracias a las fuerzas de Van der Waals entre los pelos de sus patas y las moléculas de la superficie.

**Interacciones dipolo permanente-dipolo permanente** (fuerzas de Keesom) son fuerzas intermoleculares electrostáticas de atracción débil entre dipolos permanentes que se producen cuando el polo positivo ( $\delta^+$ ) de una molécula polar (=dipolo permanente) se acerca al polo negativo ( $\delta^-$ ) de otra molécula polar vecina (=dipolo permanente).

**enlace Van der Waals** (tipo dipolo permanente-dipolo permanente)

CUANDO EL POLO POSITIVO ( $\delta^+$ ) DE UNA MOLÉCULA POLAR SE ACERCA AL POLO NEGATIVO ( $\delta^-$ ) DE OTRA MOLÉCULA POLAR VECINA (=DIPOLO PERMANENTE), SE UNEN.

**Dipolo permanente**

Cloruro de yodo (molécula polar) + Cloruro de yodo (molécula polar) → Dos cloruros de yodo unidos por fuerzas de Keesom

**Interacciones dipolo permanente-dipolo inducido** (fuerzas de Debye) son fuerzas intermoleculares electrostáticas de atracción débil entre una molécula dipolar y una molécula no polar. Cuando una molécula polar se aproxima a una molécula no polar, se produce en esta última un desplazamiento de la nube electrónica originando un dipolo inducido. Por ejemplo, los gases apolares como el  $O_2$ , el  $N_2$  o el  $CO_2$  se pueden disolver en agua.

**enlace Van der Waals** (tipo dipolo permanente-dipolo inducido)

LA MOLÉCULA POLAR INDUCE UNA DISTORSIÓN EN LA NUBE ELECTRÓNICA DE LA MOLÉCULA NO POLAR.

GRACIAS A ESTA INTERACCIÓN, GASES APOLARES COMO  $O_2$ ,  $N_2$  O EL  $CO_2$  SE PUEDEN DISOLVER EN EL AGUA

Agua (molécula polar) + Oxígeno molecular (molécula apolar) → Oxígeno disuelto en agua gracias a las fuerzas de Debye

dipolo permanente      dipolo inducido

**Interacciones dipolo instantáneo-dipolo inducido** (fuerzas de London) son fuerzas intermoleculares electrostáticas de atracción débil entre una molécula apolar, que se convierte brevemente en polar, y una molécula apolar, que también se convierte en polar. Así pues, cuando una molécula no polar (sin dipolo) cambia su distribución de cargas negativas (la nube electrónica fluctúa), se convierte en una **molécula polar temporal** (= dipolo instantáneo, en algunos momentos hay dipolos y en otros no).

Quando la **molécula polar temporal** acerca a una molécula no polar vecina, induce un cambio en la distribución de cargas negativas transformándose en una molécula polar (dipolo inducido). Ambos dipolos, temporal e inducido, se atraen por los polos opuestos que reciben el nombre de fuerza de London. Por ejemplo, el benceno es un líquido y no es un gas gracias a estos tipos de interacciones entre sus moléculas.

**enlace Van der Waals** (tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido)

EL CLORO ( $Cl_2$ ) SUFRE UNA POLARIZACIÓN TEMPORAL, AL FLUCTUAR LA NUBE DE ELECTRONES.

EL CLORO ( $Cl_2$ ) SUFRE UNA POLARIZACIÓN INDUCIDA POR UNA MOLÉCULA DIPOLAR TEMPORAL VECINA.

Cloro molecular (molécula apolar) + Cloro molecular (molécula apolar) → Dos cloruros de yodo unidos por fuerzas de Keesom

Cloro molecular (molécula polar)      Cloro molecular (molécula polar)



2.2.5 Fuerzas hidrofóbicas

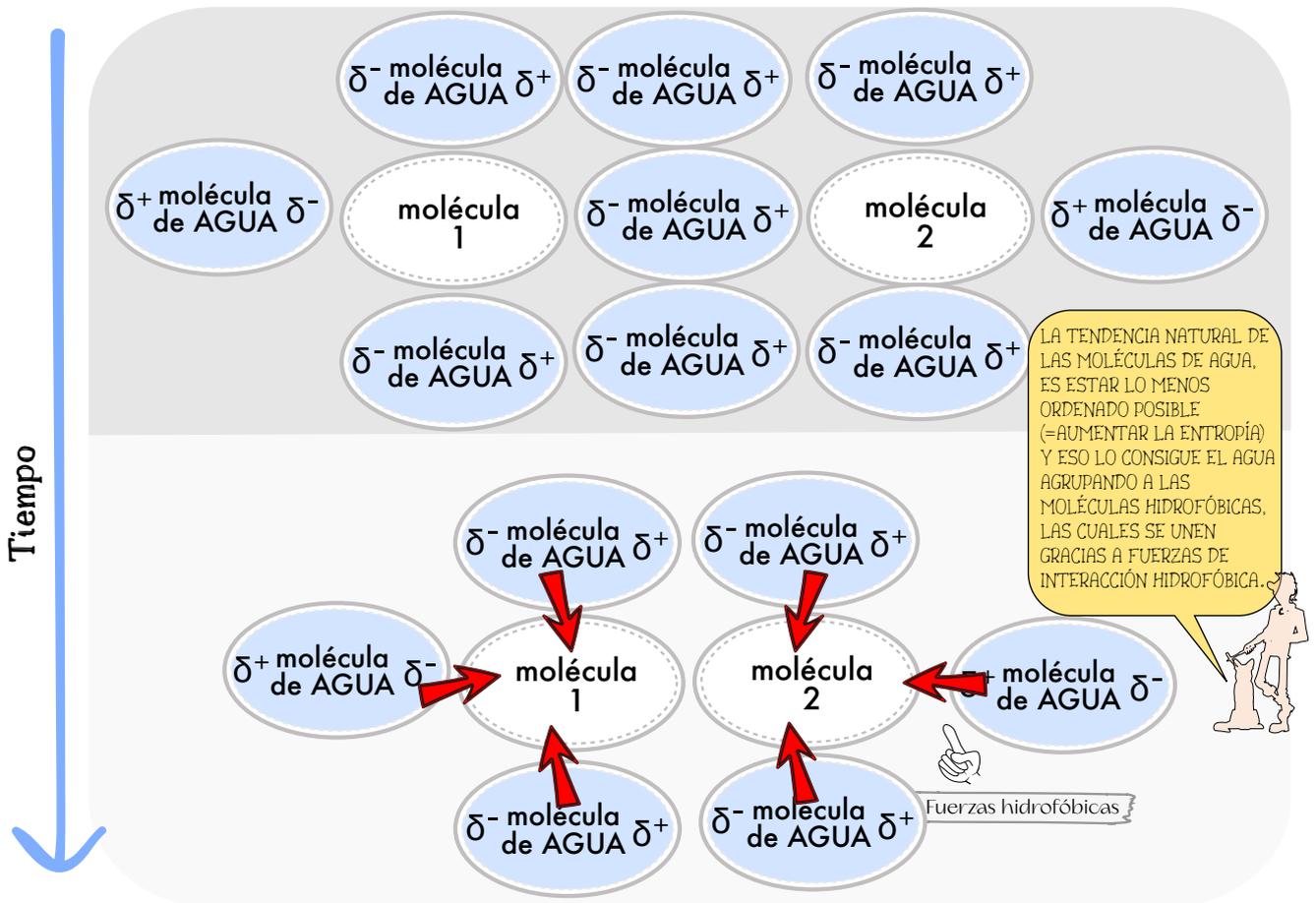
Las **fuerzas hidrofóbicas** **no** son fuerzas electrostáticas débiles, sino que son el resultado del efecto hidrofóbico de las sustancias apolares que tienden a agregarse y separarse del agua cuando están en un medio acuoso. Las fuerzas hidrofóbicas se deben a la minimización de la energía libre del sistema, y no a una atracción directa entre las moléculas apolares. Por eso algunos autores prefieren hablar de interacción hidrofóbica en vez de fuerzas hidrofóbicas, vaya lio, ¿no?

# Fuerzas hidrofóbicas

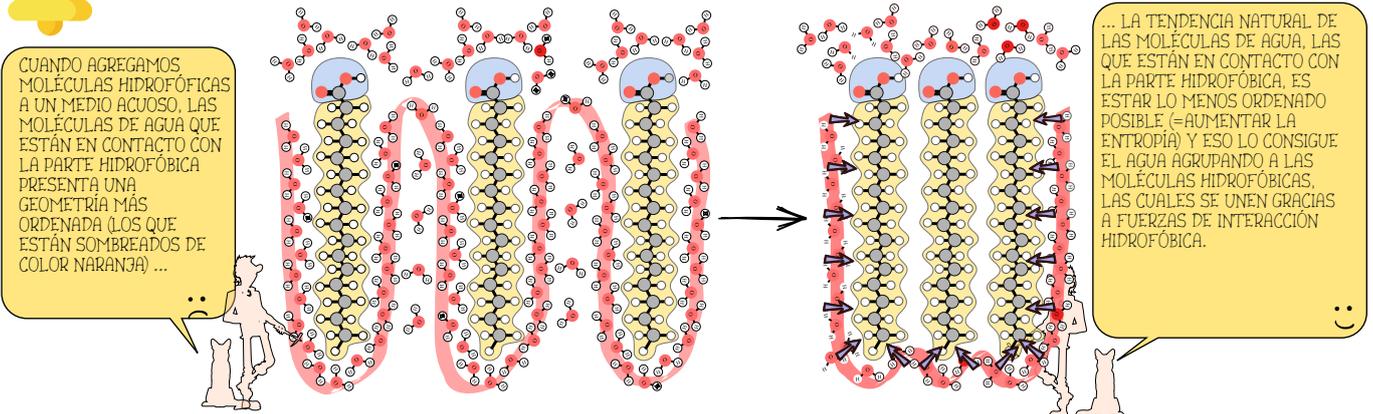
(= efecto hidrofóbico de moléculas apolares)



La presencia de H<sub>2</sub>O obliga a las moléculas apolares a juntarse



6 Rellena los bocadillos para explicar las fuerzas hidrofóbicas.





**7** A continuación aparece una tabla-resumen de los enlaces químicos. Se pide que elabores una tabla-resumen para los enlaces químicos débiles y otra para los enlaces fuertes

## Enlaces químicos fuertes vs. enlaces químicos débiles

<ul style="list-style-type: none"><li>Tipo de enlace →</li><li>Diferencias ↓</li></ul>	<b>Enlaces químicos fuertes</b> (enlaces intramoleculares)	<b>Enlaces químicos débiles</b> (enlaces intermoleculares)
¿Depende de la temperatura?	No son muy dependientes de la temperatura	Sí son muy dependientes de la temperatura, pues un aumento de la temperatura produce un descenso en los enlaces débiles
¿Cuál es la distancia de unión?	La distancia de unión es muy pequeña, a nivel de Å.	La distancia de unión es a nivel de varios Å.
¿Cuál es su fuerza?	Son bastante más fuertes que las fuerzas intermoleculares	Son más débiles que los enlaces químicos, del orden de 100 veces menor.



IES URIARTE  
El Pto. Santa María  
(Cádiz)  
CURSO  
2023-2024

# 3. Los bioelementos

TODA MATERIA (CUALQUIER COSA QUE OCUPA ESPACIO Y TIENE MASA) VIVA O NO VIVA ESTÁ COMPUESTA DE CIERTAS SUSTANCIAS BÁSICAS LLAMADAS ELEMENTOS (EN LA NATURALEZA HAY 92)

Los **bioelementos** son los elementos químicos que forman parte de la materia viva y son alrededor de 70. Estos se clasifican según el criterio de abundancia en masa en: bioelementos primarios, secundarios y oligoelementos.

RECUERDA QUE ESTOS ELEMENTOS QUÍMICOS **NO SON EXCLUSIVOS** DE LA MATERIA VIVA, SINO QUE SON LOS MISMOS QUE NOS PODEMOS ENCONTRAR EN MATERIA INERTE.

La tabla periódica recoge los 118 elementos químicos que existen, 92 de ellos son naturales y el resto artificiales

BIOELEMENTOS																																		
Primarios											Secundarios						Oligoelementos																	
H	Li	Be	Na	Mg	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	B	C	N	O	F	He												
																	Al	Si	P	S	Cl	Ar												
																	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr												
																	In	Sn	Sb	Te	I	Xe												
																	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

## 3.1 Bioelementos primarios -96 % materia viva-

Los **bioelementos primarios** constituyen el 96 % (los más abundantes) en la materia viva. Son el carbono (C), hidrógeno (H), el oxígeno (O), el nitrógeno (N), el fósforo (P) y el azufre (S) y se les conoce por el acrónimo de **CHONPS**, pues ayuda a recordarlos.

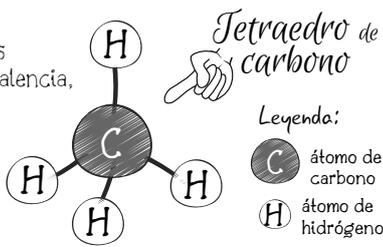
Se caracterizan por tener una masa atómica, formar enlaces covalentes muy estables y estar presentes en todos los organismos vivos.

You Tube

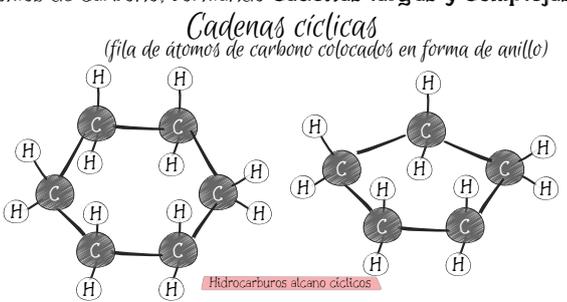
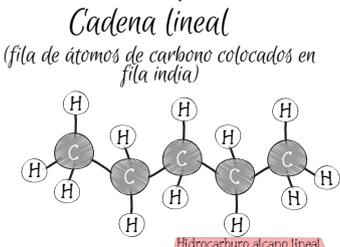
CHIP y CHOP  
Video mnemotécnica

**El carbono (C)** es un elemento químico esencial de las moléculas orgánicas (glúcidos, lípidos, proteínas, ácidos nucleicos, etc) e inorgánicas (como el CO<sub>2</sub>). Además se combina consigo mismo originando estructuras lineales, ramificadas o cíclicas. Forma enlaces simples, dobles o triples. También se combina con el resto de elementos primarios. Se caracteriza por su **tetravalencia**, su capacidad de formar **largas cadenas** y su **variabilidad molecular**.

\* **Tetravalencia del carbono** es la capacidad del átomo de carbono para formar cuatro enlaces covalentes con otros átomos. Esto se debe a que el átomo de carbono tiene cuatro electrones de valencia, que son los electrones que se encuentran en el último nivel de energía del átomo. Los enlaces covalentes, que pueden ser sencillos, dobles o triples, son estables y acumulan mucha energía que puede ser liberada cuando se rompen. Cuando el carbono forma moléculas orgánicas, la mayoría de los enlaces son sencillos; y por lo tanto, el carbono se comporta como si estuviera en el centro de un tetraedro, cuyos vértices corresponden a sus cuatro valencias, lo que dota a la molécula de una estructura tridimensional.

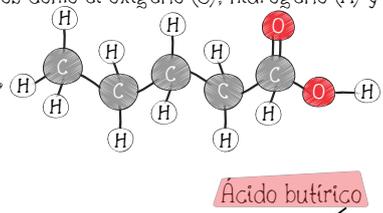


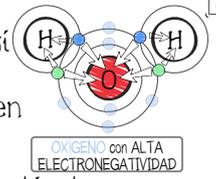
\* **Los átomos de carbono pueden formar** enlaces covalentes con otros átomos de carbono, formando **cadenas largas y complejas**. Estas cadenas pueden ser lineales, ramificadas o cíclicas.



\* **La variabilidad molecular del carbono** es la capacidad de formar enlaces con otros átomos como el oxígeno (O), hidrógeno (H) y nitrógeno (N), formando diversos grupos funcionales. Por ejemplo, el ácido butírico.

**El hidrógeno (H)** es el elemento químico más abundante en los seres vivos, representando alrededor del 10% de su masa. Es un elemento muy reactivo y se combina fácilmente con otros elementos para formar compuestos. En los seres vivos, el hidrógeno está presente en las moléculas de agua, las proteínas, los lípidos y los glúcidos.



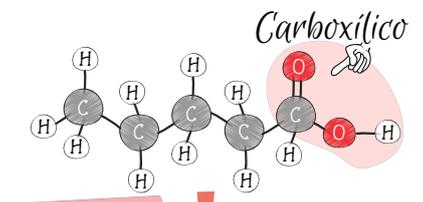


OXÍGENO con ALTA ELECTRONEGATIVIDAD

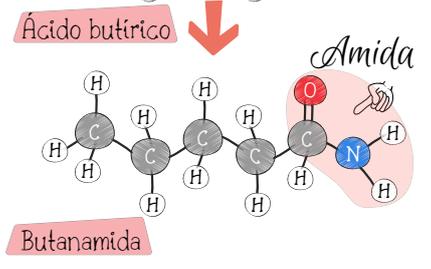
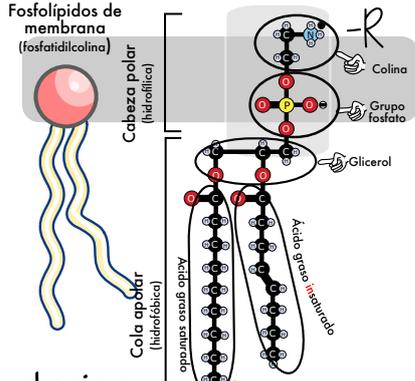
El **oxígeno (O)** es altamente electronegativo (alta tendencia a atraer electrones hacia sí mismo). Esto le permite formar enlaces covalentes muy fuertes con otros elementos, como hidrógeno, carbono y nitrógeno, entre otros. Además, el oxígeno es un componente esencial en la molécula de agua (H<sub>2</sub>O).

El **nitrógeno (N)** puede sustituir al carbono (C) en las moléculas orgánicas formando moléculas con propiedades diferentes. Además puede unirse con el hidrógeno (H) y el oxígeno (O). Cuando se une al hidrógeno forma un grupo funcional (conjunto de átomos en una molécula orgánica unidos a un átomo de carbono que le da propiedades químicas específicas) llamado **amidas** (un grupo amino (-NH<sub>2</sub>) unido a un átomo de carbono).

El **fósforo (P)** tiene los enlaces que acumulan mucha energía y se rompen (y se generan) con mucha facilidad. Además forma parte de los fosfolípidos de las membranas celulares e integra las materias primas de huesos y dientes de los seres vivos.



El **azufre (S)** forma un tipo de enlace denominado puente disulfuro (S=S), que une los átomos de azufre de dos aminoácidos. Este enlace es responsable de la estructura en tres dimensiones (3D) de las proteínas y de la coenzima A.



### 3.2 Bioelementos secundarios - 3,3% materia viva-

Los **bioelementos secundarios** constituyen el 3,3% (escasos) en la materia viva y están presentes en todos los seres vivos. Son el sodio (Na), potasio (K), magnesio (Mg), calcio (Ca) y cloro (Cl). Llevan a cabo funciones fisiológicas muy importantes, en el caso de K<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, Ca<sup>++</sup>, por ser muy solubles, se convierten en iones (partículas con carga) que intervienen en procesos tan importantes como:

1. Regulación del medio interno: los intercambios celulares a través de la membrana celular, creando desequilibrios eléctricos y de concentración (es decir, cantidades distintas de iones a un lado y otro de la membrana, muy importante para que la célula obtenga energía)
2. Contracción muscular
3. Transmisión del impulso nervioso

### 3.3 Oligoelementos - < 0,1% materia viva-

Los **oligoelementos** (muy escasos) constituyen menos del 0,1% (muy escasos) en la materia viva y están presentes en todos los seres vivos. Son el manganeso (Mn), cobalto (Co), cobre (Cu), cinc (Zn), entre otros. A pesar de que son muy escasos, son imprescindibles para el funcionamiento de los organismos, ya que forman parte de biomoléculas que actúan como catalizadores (= ayuda a que la reacciones ocurran rápidamente). Tanto su déficit como su exceso en organismo es perjudicial. Hay dos tipos de oligoelementos:

H	OLIGOELEMENTOS																He					
Li	Be	Presentes en todos los organismos										Presen en algunos organismos					B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg																Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					



# 4. Biomoléculas

Las **biomoléculas** o principios inmediatos son las moléculas constituyentes de los seres vivos. Están constituidas por bioelementos y se clasifican, según la naturaleza química, en: biomoléculas inorgánicas y biomoléculas orgánicas.

## 4.1 Biomoléculas inorgánicas -PRESENTES EN LA MATERIA VIVA Y NO viva-

Las **biomoléculas inorgánicas** son moléculas que se encuentran tanto en los organismos vivos como en los cuerpos inertes. Se caracterizan por no tener átomos de carbono, por tener una función fisiológica en los seres vivos y por no polimerizarse (= no forman cadenas por la unión de monómeros). Son el agua; las sales minerales y ciertos gases como el oxígeno (O<sub>2</sub>) y el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) es producto de desecho en la respiración, y también reactivo para la fotosíntesis.

## 4.2 Biomoléculas orgánicas -PRESENTES SÓLO EN LA MATERIA VIVA -

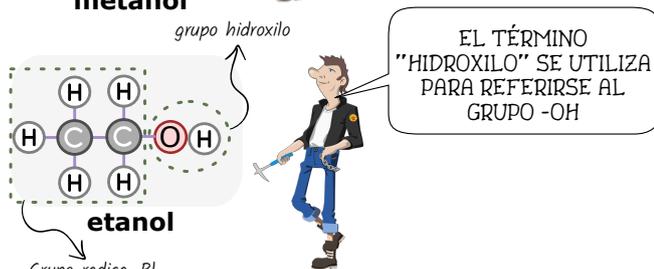
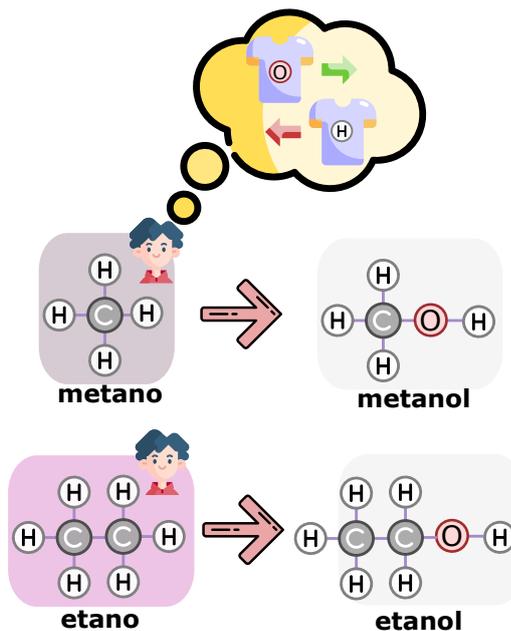
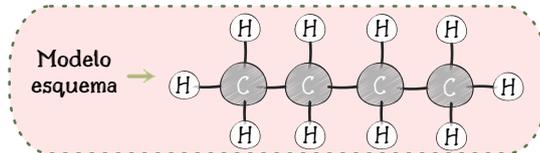
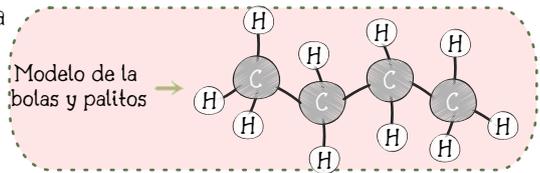
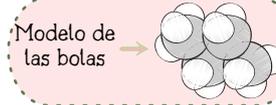
Las **biomoléculas orgánicas** son las moléculas constituyentes de los seres vivos. Se caracterizan por tener átomos de carbono; una función fisiológica, estructural y energética en los seres vivos y por polimerizarse (= forman cadenas por la unión de monómeros). Son el los glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.

### 4.2.1 Características de la biomoléculas orgánicas

Todas las **biomoléculas orgánicas** se caracterizan por:

- Todas están formadas por bioelementos
- Todas presentan átomos de carbono e hidrógeno formando una cadena de hidrocarburo de forma lineal, ramificada o cíclica
- Tienen una estructura tridimensional que, en la mayoría de los casos, es esencial en la función biológica que desempeña la molécula.
- Presentan isómeros (moléculas diferentes que tienen la misma fórmula estructural; es decir, hay el mismo tipo de átomos, pero distribuidos de manera distinta).

Representación de la molécula de cadena lineal de hidrocarburos



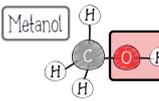
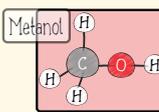
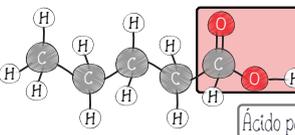
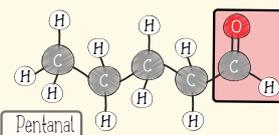
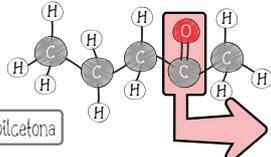
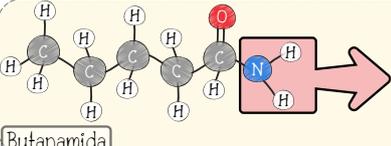
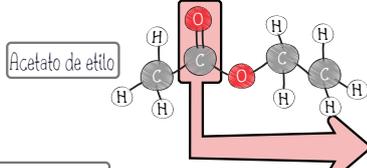
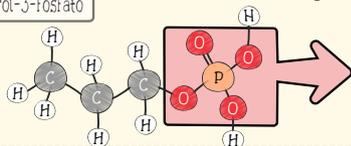
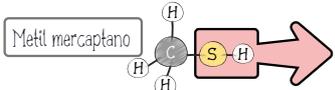


4.2.2 Grupos funcionales

Un **grupo funcional** es un átomo o conjunto de átomos de una molécula que le da al compuesto unas propiedades químicas específicas (solubilidad, acidez, reactividad, ...). La siguiente tabla representa los principales grupos funcionales.



# Principales grupos funcionales

EJEMPLO	GRUPO FUNCIONAL	FÓRMULA GENERAL	DEFINICIÓN	IMPORTANCIA BIOLÓGICA
 <p>Metanol</p>	<b>Hidroxiilo</b>	-OH	Un átomo de oxígeno unido a un átomo de hidrógeno (-OH)	Confiere polaridad; acidez y basicidad, pues puede actuar como ácido (cede un protón) o como base (acepta un protón); y reactividad (ya que participa en muchas reacciones).
 <p>Metanol</p>	<b>Alcohol</b>	R-OH	Un grupo hidroxilo (-OH) unido a un átomo de carbono saturado	Los alcoholes son responsables de la solubilidad de los compuestos orgánicos en agua.
 <p>Ácido pentanoico</p>	<b>Carboxilo</b>	R-CHO	Un grupo carbonilo (-C=O) unido a un grupo hidroxilo (-OH)	Es un ácido débil (dador de hidrógenos), ergo cuando pierde un ion hidrógeno adquiere carga negativa. Uno de los responsables de la formación del <u>enlace peptídico</u> entre los aminoácidos
 <p>Pentanal</p>	<b>Aldehído</b>	R-COOH	Un grupo carbonilo (-C=O) unido a un átomo de hidrógeno	Los aldehídos pueden ser oxidados a ácidos carboxílicos o reducidos a alcoholes por <u>enzimas específicas</u> en los procesos de metabolismo
 <p>Metilpropilcetona</p>	<b>Cetona</b>	R-CO-R'	Un grupo carbonilo (-C=O) unido a dos átomos de carbono	Las cetonas son un subproducto del metabolismo de las grasas y se utilizan como fuente de energía, señalizadores celulares y reguladores del metabolismo.
 <p>Butanamida</p>	<b>Amino</b>	R-NH <sub>2</sub>	Un grupo amino (-NH <sub>2</sub> ) unido a un átomo de carbono	Es un base débil (aceptor de hidrógenos), ergo cuando gana un ion hidrógeno adquiere carga positiva. Es el otro responsable de la formación del <u>enlace peptídico</u> entre los aminoácidos
 <p>Acetato de etilo</p>	<b>Éster</b>	R-COOR	Un grupo carbonilo (-C=O) unido a un átomo de oxígeno	Se hidrolizan con agua descomponiéndose en ácidos y alcoholes. Almacenan energía en los lípidos y son señalizadores celulares
 <p>Glicerol-3-fosfato</p>	<b>Fosfato</b>	R-PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	Un átomo central de fósforo unido a cuatro átomos de oxígeno formando el ion PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	Forma parte de la ácidos nucleicos, proteínas y lípidos. Proporcionar energía a las células cuando está en forma de ATP. Regulador enzimático y son señalizadores celulares
 <p>Metil mercaptano</p>	<b>Tiol</b>	R-SH	Un átomo de azufre unido a un átomo de hidrógeno (-SH)	Forma enlaces disulfuro para la estructura y estabilidad de las proteínas, vitaminas y enzimas

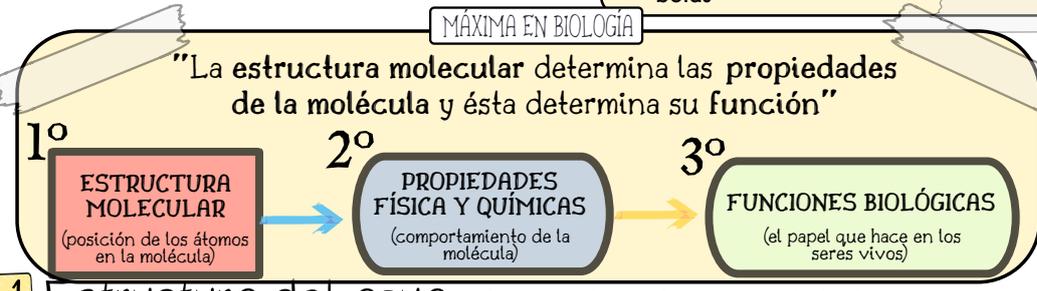


# 5. Agua

El **agua** es una molécula inorgánica compuesta por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno unidos por enlaces covalentes. Su fórmula molecular es  $H_2O$ . El agua es transparente, inodoro e insípido en su estado puro, y puede encontrarse en tres estados de la materia: sólido (hielo), líquido (agua) y gas (vapor de agua). Es el compuesto más abundante de la Tierra, y cubre el 71% de la superficie del planeta. El agua es también el componente principal de los seres vivos y puede encontrarse como:

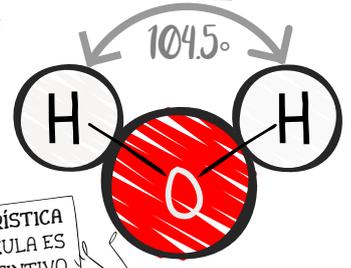
- ➔ **Agua circulante**: formando parte de fluidos como la sangre y la savia
- ➔ **Agua intercelular**: formando parte del citosol (=parte líquida del citoplasma) y de los orgánulos de las células
- ➔ **Agua intersticial**: formando parte de tejidos y órganos

**Cómo se representa la molécula de agua**



## 5.1 Estructura del agua -disposición tridimensional de los átomos en el espacio-

La molécula de agua ( $H_2O$ ) está formada por dos átomos de hidrógeno (H) y un átomo de oxígeno (O), unidos por dos enlaces covalentes, que adopta una disposición espacial en forma de V (la triada H-O-H tiene un ángulo de  $104,5^\circ$ ) lo que le confiere a la molécula una característica especial: la polaridad.



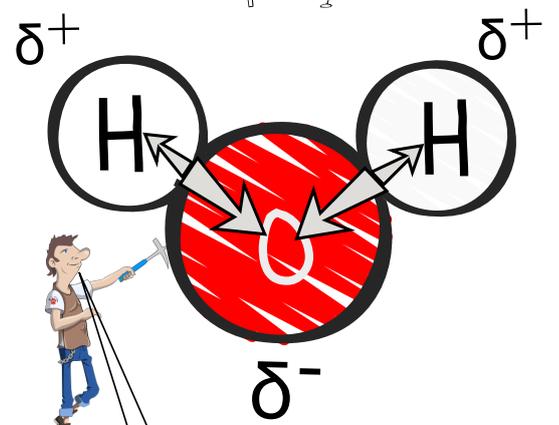
## 5.2 Características del agua -cualidad distintiva-

Las **características del agua** son únicas debido a su composición y estructura molecular. Estas son:

- ➔ Molécula de agua está formada por **dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, unidos por un enlace covalente**.
- ➔ Molécula se encuentra en **tres estados: sólido, líquido y gaseoso**.

UNA CARACTERÍSTICA DE UNA MOLÉCULA ES UN RASGO DISTINTIVO QUE LA IDENTIFICA O LA DIFERENCIA DE OTRAS MOLÉCULAS

➔ **Molécula bipolar**: La polaridad del agua se debe a que los átomos de hidrógeno y oxígeno tienen diferentes electronegatividades, es decir, diferentes capacidades para atraer los electrones compartidos en el enlace covalente. El oxígeno, al ser más electronegativo que el hidrógeno, atrae con más fuerza a los electrones de cada enlace, lo que genera un desequilibrio de cargas. Esto genera un exceso de carga negativa, denominado densidad de carga negativa  $\delta^-$ , sobre el oxígeno; quedando un exceso de carga positiva  $\delta^+$ , sobre los átomos de hidrógenos. De esta manera, la molécula de agua se comporta como un dipolo



LA MOLÉCULA DE AGUA SE COMPORTA COMO SI FUESE UNA PILA QUE TIENE DOS POLOS (=DIPOLO)



LA MOLÉCULA DE AGUA TIENE UNA ESTRUCTURA DIPOLAR DEBIDO A:

- 1) CÓMO SE UNEN LOS ÁTOMOS DE HIDRÓGENO Y EL OXÍGENO
- 2) LA ALTA ELECTRONEGATIVIDAD DEL OXÍGENO

## 5.3 Propiedades del agua -cualidad derivada-

Las **propiedades del agua** son únicas debido a su características. Por ejemplo

UNA PROPIEDAD DE UNA MOLÉCULA ES UNA CUALIDAD QUE DESCRIBE CÓMO SE COMPORTA O CAMBIA LA MOLÉCULA AL INTERACTUAR CON OTRAS SUSTANCIAS O CON EL MEDIO AMBIENTE

➔ **ACCIÓN DISOLVENTE (disolvente universal)**, El agua, debido a su naturaleza dipolar, es el disolvente mayoritario de sustancias polares o iónicas, como la sal, el azúcar o el alcohol. Esta propiedad es el responsable de las siguientes funciones biológicas:

➔ **Principal disolvente biológico.** El agua es el disolvente más universal, porque disuelve un mayor número de sustancias, tanto inorgánicas como orgánicas. Si no consigue disolverlas, las dispersa formando micelas, como ocurre con las gotitas de aceite al ser rodeadas por moléculas de agua.

➔ **Función metabólica.** El agua es medio en el que transcurren la mayoría de las reacciones bioquímicas, pues la mayoría de la biomoléculas están disueltas en el agua y, de ese modo, reaccionan entre sí.

➔ **Facilita el intercambio de materia entre la célula y el medio extracelular**, ya que las sustancias disueltas son las que pueden pasar, en uno y otro sentido, a través de las membranas celulares.

➔ **Función de transporte.** El agua es el vehículo de transporte de nutrientes y la eliminación de desechos entre distintos puntos del organismo, como ocurre con las sustancias que transportan la sangre y la savia, ya que tienen gran contenido de agua.

➔ **GRAN TRANSPARENCIA.** El agua pura es una sustancia con un grado elevado de transparencia, lo que permite el paso de la luz al medio acuático. Gracias a ello el agua desempeña la siguiente función biológica:

➔ **Posibilita la vida acuática de plantas y animales.** La alta transparencia permite que llegue la luz a las plantas acuáticas que utilizan para realizar la fotosíntesis y que los animales acuáticos vean.

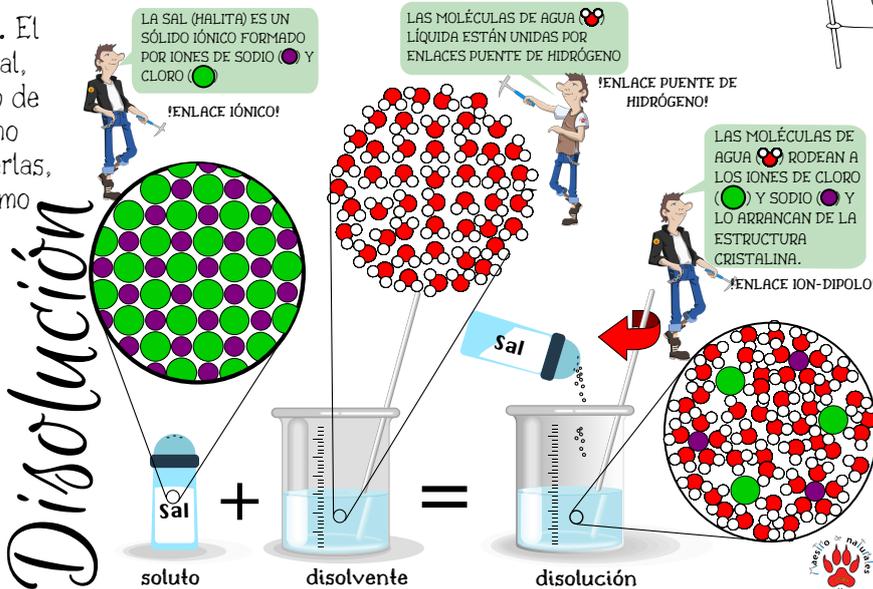
➔ **ELEVADO CALOR de EVAPORACIÓN y FUSIÓN.** Para evaporar o fundir el agua, primero hay que romper los puentes y posteriormente dotar a las moléculas de la suficiente energía cinética para pasar de la fase líquida a la gaseosa o de la fase sólida a la líquida respectivamente. Por ejemplo, para evaporar (líquido a vapor) 1 gramo de agua, que se encuentre a 20 °C, necesitamos 540 calorías para romper los enlaces hidrógeno (necesitamos 540 kcal/kg). Gracias a ello el agua desempeña la siguiente función biológica:

➔ **Función refrigerante (termoreguladora).** El agua ayuda a mantener constante la temperatura del organismo. Cuando los seres vivos sudan (¡jojo!, los vegetales transpiran), están tomando calor del cuerpo y enfriándolo.

➔ **ELEVADO CALOR ESPECÍFICO.** El calor específico del agua, es de 1 cal/(g °C) y es un valor relativamente alto. Cuando se calienta el agua, parte de la energía se utiliza para romper los enlaces puente de hidrógeno y no tanto para aumentar la temperatura. Por todo ello realiza la siguiente función biológica:

El calor específico es la cantidad de calor que hay que suministrar a 1 gramo de una sustancia para que su temperatura se eleve un 1 °C.

➔ **Proteger de los cambios bruscos de temperatura.** El agua, al tener un elevado calor específico, puede absorber o liberar grandes cantidades de calor sin que se produzca grandes variaciones en su temperatura. Esto permite que el agua mantenga constante la temperatura interna de los seres vivos. Las reacciones que se desarrollan en los seres vivos tienden a producir calor, pero no se produce un aumento de temperatura debido a la gran cantidad de agua que contiene la materia viva, por lo que el agua actúa como amortiguador térmico.

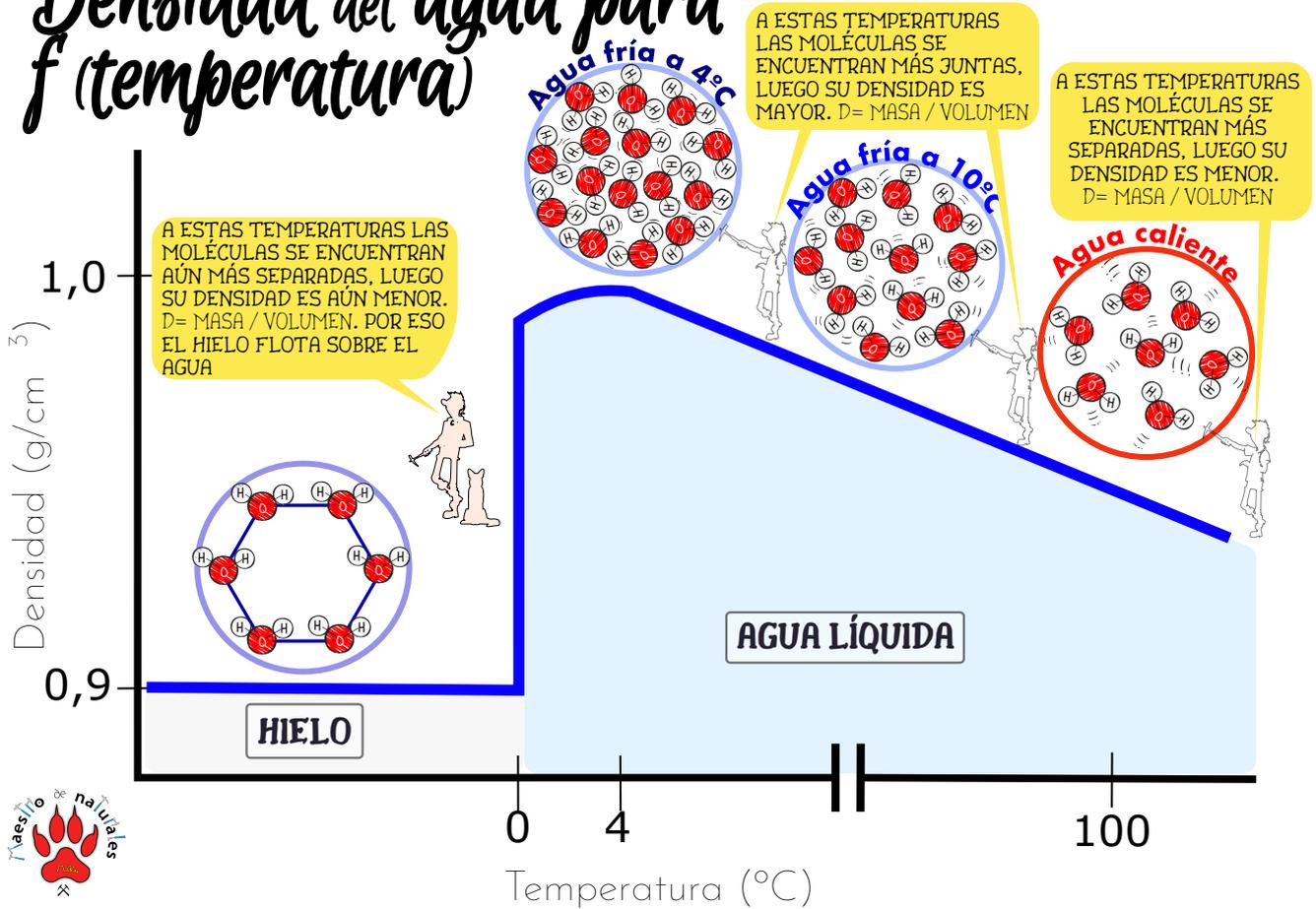




**DILATACIÓN ANÓMALA.** El agua líquida es más densa que en estado sólido (= presenta un coeficiente de dilatación negativo). El agua sólida (hielo) tiene las moléculas más separadas que en estado líquido, lo que explica que las mismas moléculas de agua ocupen más volumen en estado sólido, por lo que es menos denso. Cuando se eleva la temperatura de cualquier sustancia, aumenta su volumen y, en consecuencia, disminuye su densidad. En el agua, en el intervalo de 0 a 4º C, ocurre lo contrario, ya que el coeficiente de dilatación es negativo. Por eso, a 4 ºC el volumen del agua es mínimo y, por tanto, tiene mayor densidad. Gracias a ello el agua desempeña la siguiente función biológica:

→ **Posibilita la vida acuática en climas fríos.** Debido a la menor densidad del hielo, este flota sobre el agua líquida y forma una capa aislante que impide que se congele el resto del agua. Así se mantiene la vida de los organismos acuáticos bajo el hielo.

## Densidad del agua pura f (temperatura)



**ELEVADA FUERZAS de COHESIÓN.** Las moléculas de agua se pegan a otras moléculas de agua (fuerzas cohesivas) gracias a los enlaces puentes de hidrógeno, formando una estructura compacta que la convierte en un líquido casi incompresible y que tenga una elevada tensión superficial (= la superficie de agua presenta una gran resistencia a ser traspasada, y origina una película superficial que actúa como una tensa membrana). Gracias a ello el agua desempeña las siguientes funciones biológicas:

- **Función estructural:** al ser un líquido casi incompresible, el agua proporciona volumen a las células, turgencia a las plantas y sirve de esqueleto hidrostático de ciertos animales invertebrados (anélidos, celentéreos, ...).
- **Desplazamiento de organismos sobre el agua.** La elevada tensión superficial del agua permite el desplazamiento de algunos organismos sobre ella o que floten algunos materiales más densos que el agua.
- **Función amortiguadora,** al ser un líquido casi incompresible, el agua que forma parte del líquido sinovial evita el rozamiento entre los huesos (¡las articulaciones!).



**ELEVADA FUERZA de ADHESIÓN.** Las moléculas de agua se pegan a otras moléculas polares (fuerzas adhesión) gracias a los enlaces puentes de hidrógeno. Gracias a ello aparece el fenómeno de capilaridad en los conductos de sección muy pequeña. Gracias a ello el agua desempeña la siguiente función biológica:

- **Función transporte,** gracias a la capilaridad el agua, la savia bruta asciende por los vasos leñosos del xilema. Proporcionalmente, el nº de moléculas de las paredes es mayor que el de la superficie, por lo que las fuerzas de adhesión son más fuertes que las fuerzas de cohesión de las moléculas del interior lo que provoca que el agua ascienda hasta cierta altura (la que le permita el peso de la columna que ascienda).

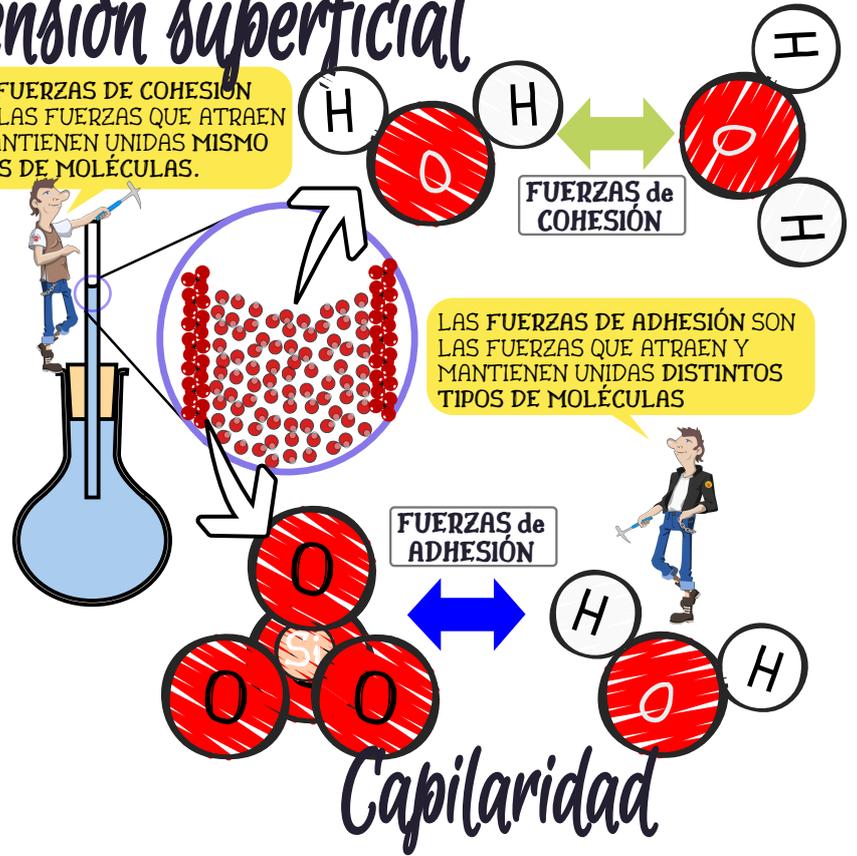
# Tensión superficial

LAS FUERZAS DE COHESIÓN SON LAS FUERZAS QUE ATRAEN Y MANTIENEN UNIDAS MISMO TIPOS DE MOLÉCULAS.

FUERZAS de COHESIÓN

LAS FUERZAS DE ADHESIÓN SON LAS FUERZAS QUE ATRAEN Y MANTIENEN UNIDAS DISTINTOS TIPOS DE MOLÉCULAS

FUERZAS de ADHESIÓN



LA TENSIÓN SUPERFICIAL ES LA OPOSICIÓN QUE OFRECE LA SUPERFICIE DEL AGUA A ROMPERSE.

ESTO SE DEBE A QUE LA FUERZA DE COHESIÓN DE LAS MOLÉCULAS DE AGUA ES MAYOR EN LA SUPERFICIE DEL AGUA QUE EN EL INTERIOR DE LA MASA DE AGUA

Fuerza cohesión superficie > Fuerza cohesión interior

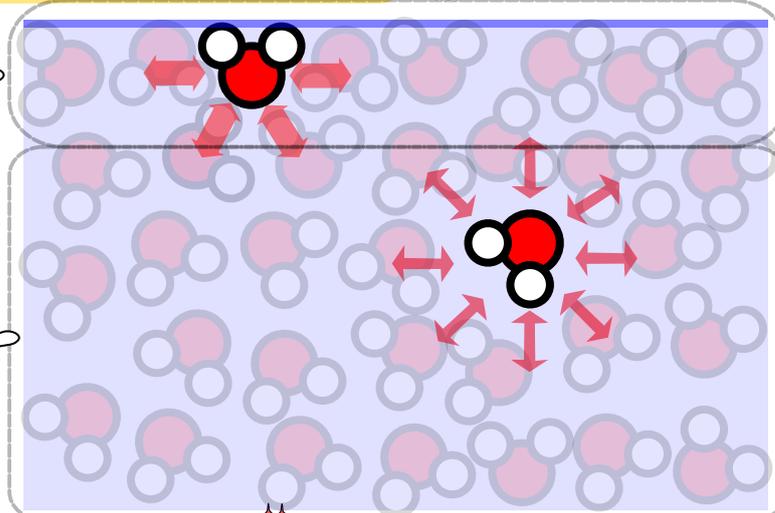
LA ALTA TENSIÓN SUPERFICIAL DEL AGUA PERMITE QUE MUCHOS ORGANISMOS PUEDAN "ANDAR" SOBRE EL AGUA Y VIVAN ASOCIADOS A ESTA PELÍCULA SUPERFICIAL.



Acumulación de moléculas en la superficie



Hay menor acumulación de moléculas en interior de la masa de agua

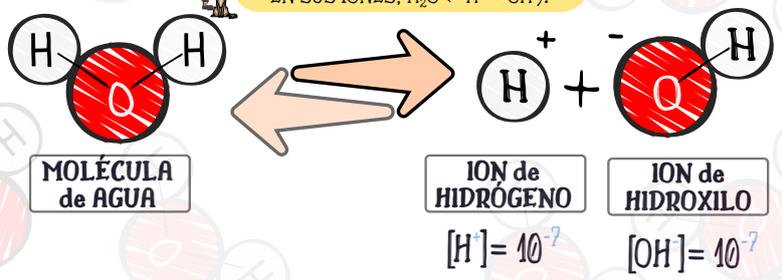




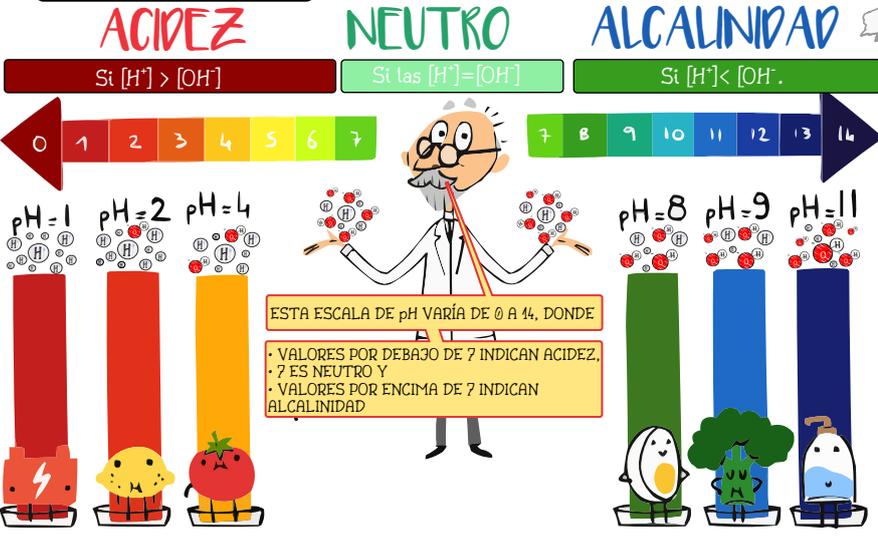
**BAJO GRADO de IONIZACIÓN.** En el agua líquida pura, 1 de cada 10.000.000 moléculas se encuentran ionizadas (disociadas en sus iones,  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ ). Gracias a esta capacidad de disociación, el agua puede actuar como reactivo químico o como agente hidrolizante de macromoléculas en las reacciones metabólicas (= romper las macromoléculas en moléculas más simples). Gracias a ello el agua desempeña las siguientes funciones biológicas:

**MOLÉCULAS EN AGUA PURA**

EN EL AGUA PURA LÍQUIDA, 1 DE CADA 10.000.000 MOLÉCULAS SE ENCUENTRAN IONIZADAS (DISOCIADAS EN SUS IONES,  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ ).



**ESCALA del pH**



El agua pura a 25º C presenta una disociación muy débil. La concentración de  $H^+$  ( $= [H^+]$ ) y de  $[OH^-]$  es la misma e igual a  $1,0 \times 10^{-7}$  mol/L. El químico Sorensen, para simplificar los cálculos y evitar potencias negativas, expresó dichas concentraciones utilizando logaritmos, y así definió el pH como el logaritmo en base diez de la inversa de la concentración de protones libres; es decir,  $pH = \log(1/[H^+]) = -\log [H^+]$ . Se estableció así una escala que va de 0 a 14. Según esto, las disoluciones acuosas pueden ser:

- **Neutras** (pH igual a 7). Si las  $[H^+] = [OH^-]$
- **Ácidas** (pH por debajo de 7). Si  $[H^+] > [OH^-]$ . Un medio será más ácido, cuanto mayor sea su concentración de protones libres.
- **Básicas** (pH superior a 7). Si  $[H^+] < [OH^-]$ . Un medio será más básico, cuanto menor sea su concentración de protones libres.

Subir o bajar un nivel en esta escala, implica que hay una diferencia de diez veces de concentración.

- 8** Se piden dos cosas:
1. Escanea y visualiza el qr.
  2. Si la  $[H^+]$  a pH 3 es 0,0001 moles/litro, ¿Cuál será la concentración a pH 4?

Para calcular la concentración de  $[H^+]$  a pH 4 seguimos los siguientes pasos

1. Primero utilizamos la fórmula del pH:  
 $pH = -\log[H^+]$ .
2. Segundo sustituimos los valores conocidos en la fórmula  
 $4 = -\log[H^+]$
3. Por último, despejamos  $[H^+]$ .  
 $\log[H^+] = -4$   
 $[H^+] = 10^{-4} M$

Si la  $[H^+]$  a pH es 0,0001 moles/litro; entonces, la concentración pH 4 es 0,00001 moles/litro.

Razonamiento es que la escala de pH es logarítmica, lo que significa que subir o bajar un número en la escala implica un cambio de 10 veces en la concentración de iones de hidrógeno  $[H^+]$ . Por ejemplo, si el pH de una solución es 3 y se incrementa a 4, significa que la concentración de iones de hidrógeno se ha reducido en 10 veces.



## 6. Sales minerales

Las **sales minerales** son compuestos inorgánicos, fundamentalmente iónicos, esenciales en el funcionamiento del organismo. Se encuentran en la naturaleza y en los seres vivos como es el caso del sodio (Na) de la sal de mesa, el potasio (K) presente en frutas y verduras, el calcio (Ca) de la leche, el hierro (Fe) en las carnes rojas, aves y mariscos, el magnesio (Mg) y el fósforo (P).

Las sales minerales tienen las siguientes funciones:

- estructural, pues forma parte de la estructura ósea, dental y otros tejidos
- de regulación del pH,
- de regulación de la presión osmótica y
- de regulación de reacciones bioquímicas, pues algunos iones específicos son necesarios para formar hormonas.
- Participar en reacciones químicas a niveles electrolíticos.

En los seres vivos, las sales minerales se encuentran en tres formas: precipitadas, constituyentes y asociadas a moléculas orgánicas y suborgánicas.

### 6.1 Sales minerales en estado sólido -precipitadas-

Las **sales en estado sólido** se encuentran precipitadas y su función es la de protección y sostén. Por ejemplo, el esqueleto interno de vertebrados, caparazones de moluscos, endurecimiento de células vegetales. Según su composición química diferenciamos:

- **FOSFATO de CALCIO** ( $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2$ ) que se encuentra en los huesos:
- **CARBONATO de CALCIO** ( $\text{Ca}(\text{CO}_3)$ ) forma las conchas de moluscos, caparazones de protozoos, foraminíferos y las espículas de las esponjas calcáreas.
- **SÍLICE** ( $\text{SiO}_2$ ) forma los caparazones de las algas diatomeas y los protozoos radiolarios, espículas de las esponjas silíceas y en los tallos de las gramíneas y las colas de caballo (equisetos).

### 6.2 Sales minerales asociadas a otras biomoléculas -asociadas-

Las **sales asociadas a otras biomoléculas** se encuentran forman de parte de la estructura de otras biomoléculas como por ejemplo:

- **HIERRO** ( $\text{Fe}^{2+}$ ) forma parte de una proteína llamada hemoglobina (se une al oxígeno y lo transporta en la sangre de vertebrados)
- **COBRE** ( $\text{Cu}^{2+}$ ) forma parte de una proteína llamada hemocinina (se une al oxígeno y lo transporta en la sangre de invertebrados)
- **YODO** ( $\text{I}^-$ ) forma parte de las hormonas tiroideas (¿?)
- **MAGNESIO** ( $\text{Mg}^{2+}$ ) forma parte de la clorofila (le confiere la capacidad de absorber la energía solar)

### 6.3 Sales minerales en disolución - es el soluto de la disolución-

Las **sales minerales en disolución** se encuentran disociadas en sus iones (cationes como  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  y aniones como  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ). Desempeñan funciones fisiológicas y reguladoras.

- **CONTRACCIÓN MUSCULAR** en la que interviene el sodio (Na), el potasio (K) y el magnesio (Mg)
- **COAGULACIÓN SANGUÍNEA** (en la que el calcio (Ca) juega un papel fundamental.)
- **TRANSMISIÓN del IMPULSO NERVIOSO** (en la que en la que interviene el sodio (Na), el potasio (K) y el calcio (Ca))
- **REGULACIÓN de la ACTIVIDAD ENZIMÁTICA**, pues algunas enzimas necesitan determinados iones para que tenga lugar la reacción química.
- **REGULACIÓN de la PRESIÓN OSMÓTICA**, pues las células necesitan mantener el equilibrio de sales y agua (equilibrio osmótico).
- **REGULACIÓN de la pH** pues las células necesitan mantener el equilibrio en concentración iones hidrógeno

**NECESIDAD de las SALES**  
Para que el organismo funcione correctamente, necesita obtener la mayoría de las sales minerales de la alimentación o de suplementos nutricionales, pues solo algunas, como el bicarbonato, las puede fabricar el cuerpo por sí mismo. Los síntomas de una deficiencia de sales minerales pueden incluir fatiga, debilidad muscular y calambres, entre otros.



### 6.3.1 Regulación de la presión osmótica (y el volumen celular)

La **regulación de la presión osmótica** es un conjunto de procesos por los cuales los organismos mantienen el equilibrio de sales y agua (equilibrio osmótico) en sus fluidos corporales. Cada proceso depende del tipo de fluido y el ambiente en el que se encuentre el organismo y los más importantes son:

➤ **Osmorregulación** es un proceso biológico que:

1. permite a los organismos que pueden ajustar su concentración interna de solutos independientemente de la concentración externa, como los animales terrestres y los peces de agua dulce
2. mantener el equilibrio de solutos y agua en los fluidos corporales

Todo ello lo consiguen gracias a varios mecanismos fisiológicos, algunos de los cuales son activos y otros pasivos:

- ➔ • Excreción renal de agua y electrolitos
- ➔ • Secreción o absorción de fluidos en diferentes órganos y tejidos
- ➔ • Ingesta o pérdida de agua y solutos por la alimentación o la respiración.
- ➔ • **Transporte activo de iones** a través de las membranas celulares regula los iones que entra y salen de las células.
- ➔ • **Ósmosis** es un mecanismo pasivo que regula la entrada y salida de agua. La osmosis es el movimiento neto de agua a través de una membrana semipermeable, que permite el paso del agua pero no de los solutos, en respuesta a una diferencia de concentración de solutos entre ambos lados de la membrana. El agua tiende a moverse desde la solución hipotónica (menor concentración de solutos) hacia la solución hipertónica (mayor concentración de solutos) hasta que se igualan las concentraciones.

**FLUIDOS CORPORALES**

Los fluidos corporales son sustancias que pueden fluir en el interior de los seres vivos. Se clasifican en dos tipos:

- **Fluidos intercelulares** que es el citosol dentro de las células y
- **Fluidos extracelulares (medio interno)** el líquido intersticial, el plasma sanguíneo, el líquido intersticial, la linfa, el líquido cefalorraquídeo, etc.

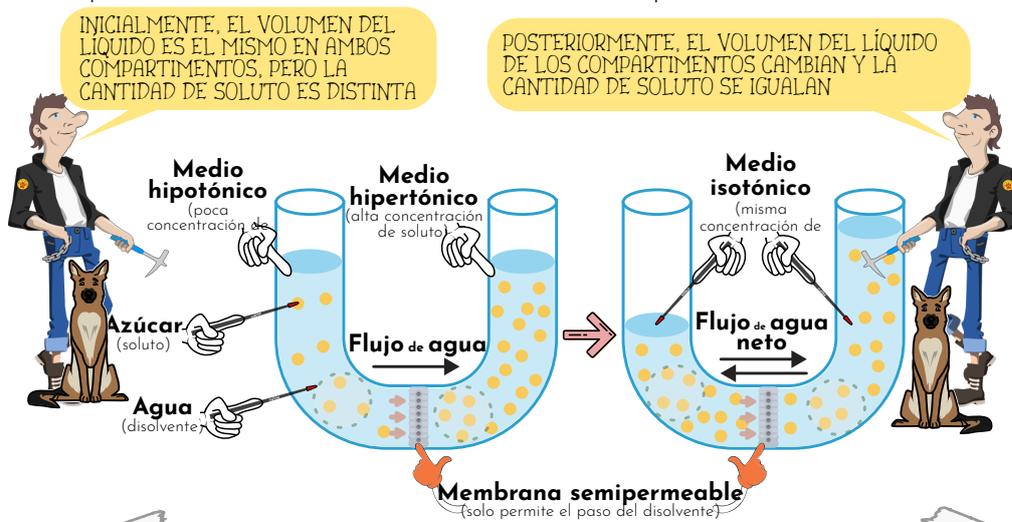
**USOS de la ÓSMOSIS en BIOLOGÍA**

La ósmosis es un mecanismo físico que se utiliza en la osmorregulación para mantener el volumen y la forma de las células, evitando que se hinchen o se encojan por la entrada o salida de agua. La ósmosis también se utiliza para reabsorber el agua del filtrado glomerular en los túbulos renales, regulando así la cantidad y la concentración de la orina. La ósmosis también se utiliza para secretar o absorber fluidos en diferentes órganos y tejidos, como el intestino, las glándulas salivales o las glándulas sudoríparas.

# Ósmosis, concepto

José Manuel Huertas Suárez

movimiento de un disolvente desde la disolución de menor concentración hasta la de mayor concentración, a través de una membrana semipermeable, entre dos soluciones con diferente concentración.



El flujo de las partículas del disolvente, a través de una membrana semipermeable, va desde la disolución de menor concentración (hipotónica) hacia la disolución acuosa de mayor concentración (hipertónica).

- El flujo cesa cuando ambas disoluciones tienen igual concentración (isotónica)
- La palabra ósmosis deriva del griego osmos, que significa 'impulso'
- Se trata de un fenómeno físico que se genera de manera espontánea y sin gasto de energía.



8 A continuación aparece un gráfico que ilustra el concepto de ósmosis académico en células vegetales. El dibujo del gráfico es académico y más abajo te muestro el dibujo científico. ¿Cuáles son las diferencias?

<p><b>Medio hipertónico</b> (alta concentración de soluto fuera de la célula)</p> <p><b>Plasmolizado</b> (alta concentración de soluto)</p> <p>EN UN MEDIO HIPERTÓNICO, LA CONCENTRACIÓN DE SOLUTOS ES MAYOR FUERA QUE DENTRO DE LAS CÉLULAS VEGETALES, POR LO QUE <b>EL AGUA TIENDE A SALIR</b> DE LAS CÉLULAS POR ÓSMOSIS. ESTO HACE QUE LAS CÉLULAS SE ENCOJAN Y PIERDAN SU TURGENCIA, LO QUE PUEDE SER PERJUDICIAL PARA LAS PLANTAS, YA QUE AFECTA A SU CRECIMIENTO, SU FOTOSÍNTESIS Y SU TRANSPORTE DE NUTRIENTES.</p>	<p><b>Medio isotónico</b> (igual concentración de soluto fuera que dentro de la célula)</p> <p><b>Normal</b> (igual concentración de soluto)</p> <p>EN UN MEDIO ISOTÓNICO, LA CONCENTRACIÓN DE SOLUTOS (SALES, AZÚCARES, ETC.) ES LA MISMA DENTRO Y FUERA DE LAS CÉLULAS VEGETALES, POR LO QUE <b>NO HAY UN FLUJO NETO DE AGUA</b> A TRAVÉS DE LA MEMBRANA CELULAR. ESTO PERMITE QUE LAS CÉLULAS CONSERVEN SU FORMA Y SU TURGENCIA, ES DECIR, LA PRESIÓN INTERNA QUE EJERCE EL AGUA SOBRE LA PARED CELULAR.</p>	<p><b>Medio hipotónico</b> (menor concentración de soluto dentro de la célula)</p> <p><b>Normal turgente</b> (baja concentración de soluto)</p> <p>EN UN MEDIO LIGERAMENTE HIPOTÓNICO, LA CONCENTRACIÓN DE SOLUTOS ES MENOR FUERA QUE DENTRO DE LAS CÉLULAS VEGETALES, POR LO QUE <b>EL AGUA TIENDE A ENTRAR</b> EN LAS CÉLULAS POR ÓSMOSIS. ESTO HACE QUE LAS CÉLULAS SE HINCHEN Y AUMENTEN SU TURGENCIA, LO QUE PUEDE SER BENEFICIOSO PARA ALGUNAS PLANTAS QUE NECESITAN MÁS SOPORTE O RESISTENCIA A LA SEQUÍA.</p>
---	---	---

<p><b>Medio hipertónico</b> (alta concentración de soluto fuera de la célula)</p> <p><b>Plasmolizado</b> (alta concentración de soluto)</p>	<p><b>Medio isotónico</b> (igual concentración de soluto fuera que dentro de la célula)</p> <p><b>Normal</b> (igual concentración de soluto)</p>	<p><b>Medio hipotónico</b> (menor concentración de soluto dentro de la célula)</p> <p><b>Normal turgente</b> (baja concentración de soluto)</p>
---	--	---



### 6.3.2 Regulación del pH

La **regulación del pH** es el proceso mediante el cual el cuerpo mantiene el equilibrio ácido-base del medio interno, utilizando una combinación de mecanismos bioquímicos y hormonales para ajustar la cantidad de ácidos y bases presentes en el cuerpo. Para regular el pH, el cuerpo cuenta con tres mecanismos principales: ventilación pulmonar, excreción renal y sistemas amortiguadores. Nosotros vamos a estudiar los sistemas amortiguadores.

➤ **SISTEMAS AMORTIGUADORES** o **sistemas tampón** son sustancias que pueden reaccionar con los  $H^+$  y neutralizarlos o liberarlos según sea necesario. El principal sistema amortiguador del líquido extracelular es el bicarbonato ( $HCO_3^-$ ), que se combina con los  $H^+$  para formar ácido carbónico ( $H_2CO_3$ ), el cual se disocia en agua ( $H_2O$ ) y dióxido de carbono ( $CO_2$ ). El  $CO_2$  se elimina por los pulmones, lo que reduce la acidez del líquido extracelular. Otros sistemas amortiguadores son las proteínas, el fosfato y el amonio.

# Tampones biológicos

OBJETIVO ES MANTENER CONSTANTE EL PH DEL MEDIO EXTERNO Y EL MEDIO INTERNO



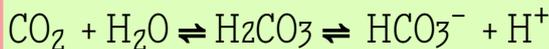
**MEDIO EXTERNO**  
(fuera de la célula)

## Sistema tampón bicarbonato

Tiene lugar en el líquido del medio extracelular.

⚠ Objetivo  
pH = 7,4

El sistema tampón bicarbonato consiste en una reacción reversible entre el dióxido de carbono ( $CO_2$ ), el agua ( $H_2O$ ), el ácido carbónico ( $H_2CO_3$ ) y el ion bicarbonato ( $HCO_3^-$ ) y  $H^+$  que ocurre en medio extracelulares (fuera de la célula). Como se puede observar, el  $CO_2$  y el  $H_2O$  pueden formar  $H_2CO_3$ , que a su vez se puede disociar en  $HCO_3^-$  y  $H^+$ . Esta reacción está catalizada por la enzima anhidrasa carbónica, que se encuentra en los glóbulos rojos y en otros tejidos.



Estas sustancias pueden actuar como ácidos o bases, según sea necesario, para neutralizar o liberar iones hidrógeno y así regular el pH del líquido extracelular. Por ejemplo:

- Si añade un ácido al medio extracelular, aumenta la concentración de  $H^+$  y el pH se hace más ácido. Para contrarrestar este efecto, la reacción se desplaza hacia la izquierda, donde el  $HCO_3^-$  reacciona con el  $H^+$  y forma  $H_2CO_3$ , que se convierte en  $CO_2$  y  $H_2O$ . De esta forma, se elimina el exceso de  $H^+$  y aumenta el pH. El exceso de  $CO_2$  será expulsado por los pulmones y el agua sobrante puede pasar al interior de la célula o será expulsado por los riñones.
- Si se añade una base al medio extracelular, disminuye la concentración de  $H^+$  y pH se hace más alcalino. Para contrarrestar este efecto, la reacción se desplaza hacia la derecha, donde el  $CO_2$  reacciona con el  $H_2O$  y forma  $H_2CO_3$  que se disocia en  $HCO_3^-$  y  $H^+$ . De esta forma, se repone el déficit de  $H^+$  y disminuye el pH. El exceso de  $HCO_3^-$  será expulsado por los riñones.

**MEDIO INTERNO**  
(dentro de la célula)

## Sistema tampón fosfato

Tiene lugar en el líquido del medio intracelular.

⚠ Objetivo  
pH = 6,8 a 7,2

El sistema tampón fosfato consiste en una reacción reversible entre el dihidrógeno fosfato ( $H_2PO_4^-$ ), el agua ( $H_2O$ ), el hidrógeno fosfato ( $HPO_4^{2-}$ ) y  $H^+$  que ocurre en medios intracelulares (dentro de la célula). Como se puede observar, el  $H_2PO_4^-$  se disocia en  $HPO_4^{2-}$  y  $H^+$ . Esta reacción no tiene un catalizador específico.



Estas sustancias pueden actuar como ácidos o bases, según sea necesario, para neutralizar o liberar iones hidrógeno y así regular el pH del líquido intracelular. Por ejemplo:

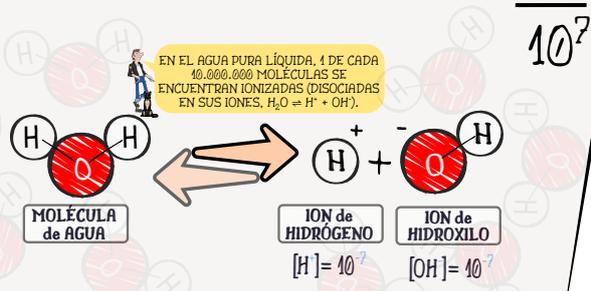
- Si añade un ácido al medio intracelular, aumenta la concentración de  $H^+$  y el pH se hace más ácido. Para contrarrestar este efecto, la reacción se desplaza hacia la izquierda, donde el  $HPO_4^{2-}$  reacciona con el  $H^+$  y forma  $H_2PO_4^-$ . De esta forma, se elimina el exceso de  $H^+$  y aumenta el pH. El exceso de  $H_2PO_4^-$  se combina con cationes (como el sodio y el potasio) y será expulsado por los riñones.
- Si se añade una base al medio intracelular, disminuye la concentración de  $H^+$  y pH se hace más alcalino. Para contrarrestar este efecto, la reacción se desplaza hacia la derecha, donde el  $H_2PO_4^-$  se disocia en  $HPO_4^{2-}$  y  $H^+$ . De esta forma, se repone el déficit de  $H^+$  y disminuye el pH. El exceso de  $HPO_4^{2-}$  será expulsado por los riñones.





# El cómic del pH

## MOLÉCULAS EN AGUA PURA



## TRANSFORMAR NÚMEROS PEQUEÑOS

LOS NÚMEROS DE LAS  $[H^+]$  EN LAS DISOLUCIONES SON MUY PEQUEÑAS Y CON MUCHOS DECIMALES.

PARA HACER LOS NÚMEROS MÁS MANEJABLES SE ME OCURRIÓ TRANSFORMAR ESOS NÚMEROS PEQUEÑOS CON MUCHOS DECIMALES EN NÚMEROS MÁS PRÁCTICOS CON UNO O DOS DECIMALES. EL pH SE DEFINE COMO  $-\log_{10}[H^+]$

El químico danés Søren

TRANSFORMACIÓN EXPONENCIAL:  $0,00000001 \rightarrow 10^{-7}$

TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA:  $10^{-7} \rightarrow 7$

## TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA

LA FORMULA MATEMÁTICA PARA CALCULAR EL pH ES EL LOGARITMO NEGATIVO EN BASE 10 de la CONCENTRACIÓN de los IONES HIDRÓGENO. EL pH SE DEFINE COMO  $pH = -\log_{10}[H^+]$

$pH = -\log_{10}[H^+]$

POTENCIAL de HIDRÓGENO

CONCENTRACIÓN de IONES HIDRÓGENO

LOGARITMO NEGATIVO EN BASE 10

## EJEMPLO de TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA

Por ejemplo, ¿cuál es el pH del agua pura, sabiendo que la concentración de iones hidrógeno es 0,0000001 moles/litro?

$0,00000001 \rightarrow 10^{-7}$  (TRANSFORMACIÓN EXPONENCIAL)

$10^{-7} \rightarrow 7$  (TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA)

1. Pasamos el número decimal a una fracción simple.

$0,00000001 = \frac{1}{100000000}$

UN DIEZMILLONÉSIMO

2. Expresamos el denominador en potencias de 10

$\frac{1}{100000000} = \frac{1}{10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10} = \frac{1}{10^7}$

$\frac{1}{a^n} = a^{-n}$       $\frac{1}{10^7} = 10^{-7}$

$pH = -\log_{10}[H^+]$

$pH = -\log_{10}[10^{-7}]$

$pH = -(-7)$

$pH = 7$

## ESCALA del pH

