Tema 1

06/08/2026
Fecha actualizada

Apuntes 2º Bto Biología

Bioelementos y biomoléculas

BLOQUE 1. La base molecular y fisicoquímica de la vida.

ÍNDICE de CONTENIDOS

José Manuel Huertas Suárez

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

CRITERIOS de EVALUACIÓN

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 de los que están hechos los seres vivos"

Bioelementos

del griego, vida — del latín, parte básica

Los **bioelementos** [bio = vida y elemento = parte más básica] son los elementos químicos que forman parte de las moléculas que constituyen los seres vivos

Biomoléculas

" Moléculas químicas de los que están hechos los seres vivos"

Biomoléculas

del griego, vida — del latín, pequeña masa

Las **biomoléculas** [bio= vida , molécula = pequeña masa] son moléculas constituyentes y esenciales de los seres vivos.

Ósmosis

"El empuje de las moléculas del disolvente a través de una membrana semipermeable para igualar las concentraciones de soluto a ambos lados"

Ósmosis

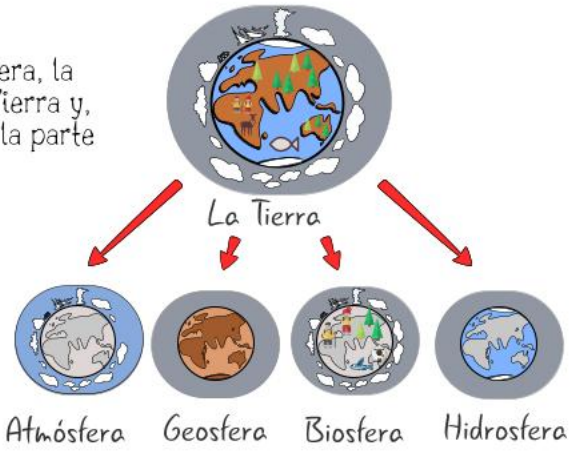
del griego, impulso/empuje — del griego, acción/proceso

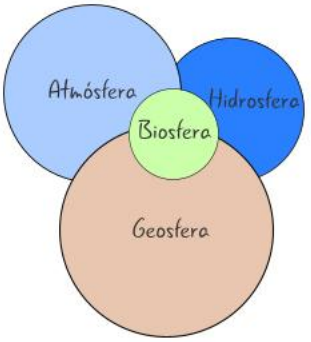
Las moléculas del disolvente (normalmente agua) se mueven a través de una membrana semipermeable desde la solución con menor concentración de soluto (hipotónica) hacia la solución con mayor concentración de soluto (hipertónica), igualando las concentraciones de ambos lados.

0.Introducción

La Tierra la podemos considerarla como un sistema cerrado formado por cuatro elementos relacionados entre sí y son: **geosfera** [del griego geos, que significa "tierra", sphaira, que significa "esfera"], **hidrosfera** [del griego hidro, que significa "agua", sphaira, que significa "esfera"], **biosfera** [del griego bio, que significa "vida", sphaira, que significa "esfera"] y **atmósfera** [del griego atmós, que significa "vapor", sphaira, que significa "esfera"]. Esta idea de forma gráfica quedaría así:

Nos centraremos en la biosfera, la parte viva de nuestro planeta Tierra y, a continuación, en la geosfera, la parte sólida de la Tierra.



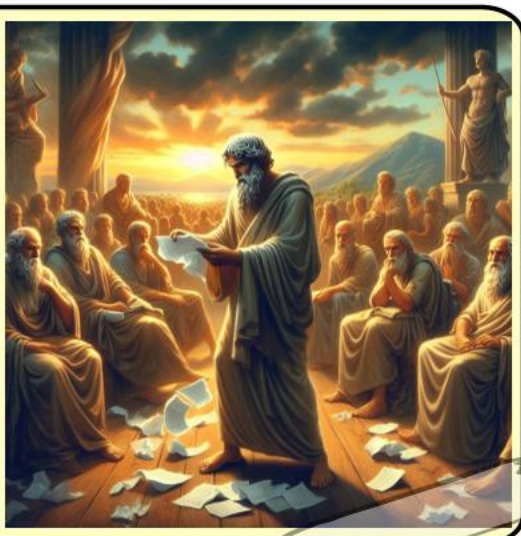


4 subsistemas que constituyen el planeta Tierra
-Diagrama de Venn-

1. De qué está hecha la Materia

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

En el siglo V a.C., en la Antigua Grecia, un grupo de filósofos se reunió para debatir sobre la naturaleza de la materia y cuál era su unidad más pequeña. Uno de ellos, tomando un papel, lo levantó y afirmó: "Esto es materia, pues posee masa y ocupa volumen". Acto seguido, dividió el papel en dos mitades y tomando una de ellas, preguntó: "¿Y esto sigue siendo materia?". Los demás filósofos asintieron, confirmando que, en efecto, ocupaba espacio y tenía masa. Repitiendo este proceso unas diez veces más, el filósofo finalmente concluyó: "Llegará un punto en que la materia no podrá dividirse más. Esa porción indivisible es lo que denominamos átomo, el bloque básico e indivisible que compone la materia del universo".



1 Ejercicio medioresuelto. La materia está formada por unidades muy pequeñas de materia que son indivisibles llamadas _____.

Fue un neologismo

Átomos [del griego, sin (sin) y tomo (corte)] es algo que no se puede dividir.

del griego, sin

del griego, corte

Los átomos los podemos concebir como pequeñas canicas de distinto tamaño.

Los tipos de átomos (= elementos químicos) se ordenan en una tabla llamada: tabla periódica de los elementos químicos.

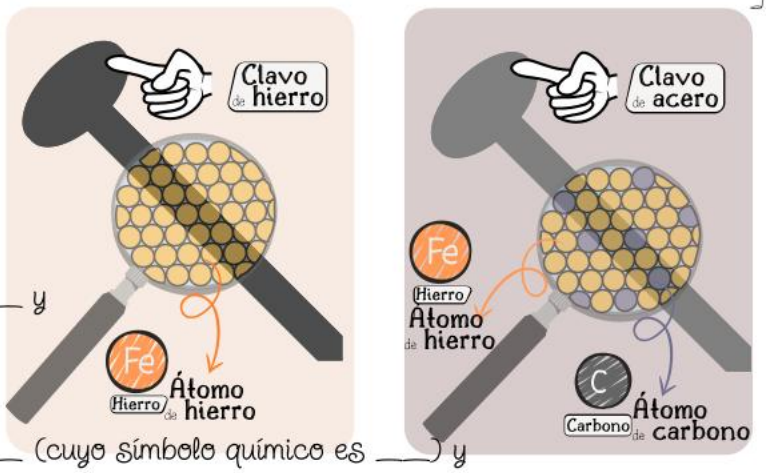
Cada tipo de átomo se representa mediante símbolos, muchos de los cuales provienen del latín. Por ejemplo, el átomo de hierro se representa con el símbolo "Fe" porque en latín, "hierro" es "ferrum", y el oro se representa como "Au".

Tabla de los elementos químicos

Leyenda: Metales / Semimetales / No metales

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Te	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xn
6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Pb	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7																		

2 Ejercicio medioresuelto. Observa el siguiente dibujo y sabiendo que un clavo presenta dos partes: la cabeza y el vástago. Se pide que completes las siguientes frases:



a) El clavo de hierro tiene la cabeza y vástago formada por átomos de _____ y _____.

b) El clavo de acero tiene la cabeza y vástago formada por átomos de _____ (cuyo símbolo químico es ____) y _____ (cuyo símbolo químico es __).

1.1 Niveles estructurales 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 ....

Los niveles estructurales de la materia viva se caracterizan por:

1. Ser **jeráquicos**, 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 presenta unas característica nuevas 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.

3 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** -->

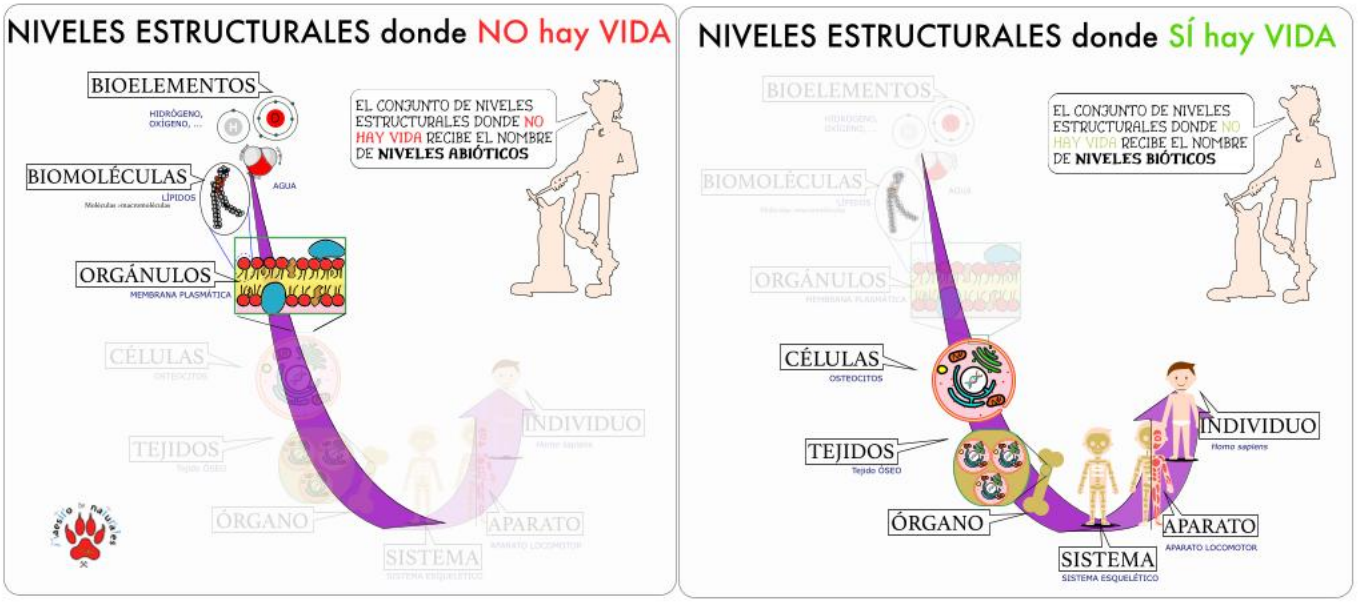
Solución: Los **bioelementos** se juntan y forman las **biomoléculas** que se vuelven agrupan para crear **macromoléculas**, las cuales se agregan y configuran **orgánulos**, éstas a su vez se organizan para componer **células** (o un **ser vivo unicelular** como las **bacterias**) y éstos lo hacen para formar **tejidos** (o un **ser vivo multicelular** como los **cnidarios**). 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**

Estos niveles enumerados se clasifican, según sean exclusivos o no de la materia viva, en dos grupos:

a) **Abióticos**, aquellos que conforman tanto la materia viva como la inerte, y
b) **Bióticos**, exclusivos de los seres vivos (desde la célula como la unidad estructural y funcional de los seres vivos hasta el individuo pluricelular).

4 Ejercicio medioresuelto. Los niveles estructurales se clasifican sengún un criterio de clasificación ¿Cuál es?

Los niveles estructurales se clasifican según _____



2. 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** o **elementos biogénicos** son los elementos químicos que forman parte de la materia viva y son alrededor de 70.

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																	He
Li	Be											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

Estos se clasifican, según el criterio de abundancia en masa, en: bioelementos primarios, secundarios y oligoelementos.

2.1 Bioelementos primarios -96 % Materia viva-

Los **bioelementos primarios** (los más abundantes) constituyen el 96 % de la masa de un ser vivo. 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 baja (por lo que al agruparse dan lugar a una gran diversidad de estructuras moleculares grandes, complejas, livianas y dinámicas (=moléculas dinámicas que reaccionan, es decir pueden oxidarse y reducirse), formar enlaces covalentes muy estables y estar presentes en todos los seres vivos.

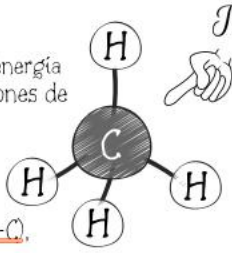
Por ejemplo, imaginemos una persona que pesa 70 kg.

* Aproximadamente 45,5 kg son oxígeno (65 %).
* Unos 12,6 kg son carbono (18 %).
* Alrededor de 7 kg son hidrógeno (10 %).
* Aproximadamente 2,1 kg son nitrógeno (3 %).

Estos cuatro elementos constituyen cerca del 96 % de la masa corporal, por eso se llaman bioelementos primarios.

C El **carbono (C)** es un elemento químico esencial de las moléculas orgánicas (glúcidos, lípidos, proteínas, ácidos nucleicos, etc) e inorgánicas (como el CO_2). 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.**

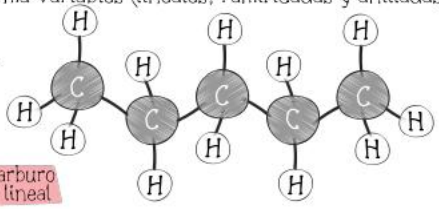
Tetravalencia del carbono es la capacidad del átomo de carbono para formar cuatro enlaces covalentes simples con otros átomos o grupos funcionales diferentes (estos enlaces acumulan mucha energía que puede ser liberada cuando se rompen). Esto se debe a que el átomo de carbono tiene cuatro electrones de valencia (= electrones que se encuentran en el último nivel de energía del átomo). Así pues, 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.



Diversidad de enlaces: Los átomos de carbono (C) puede formar enlaces covalentes simples (C-C), dobles (C=C) o triples (C≡C) con otros átomos de carbono, originando moléculas orgánicas de cadenas carbonadas estables de tamaño y forma variables (lineales, ramificadas y anilladas).

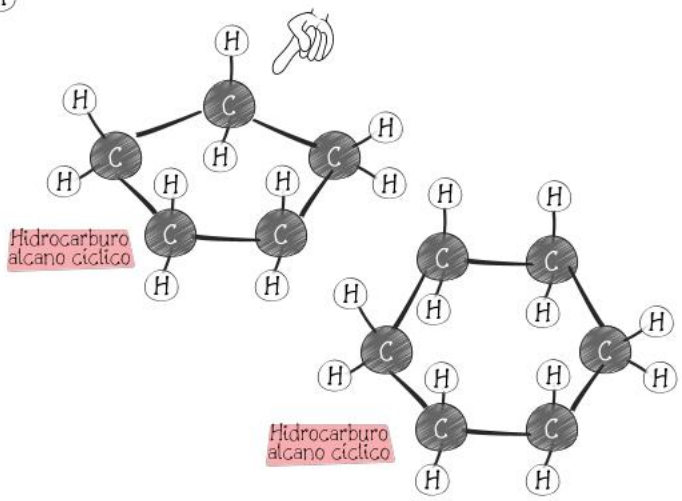
Cadena lineal

(fila de átomos de carbono colocados en fila india)



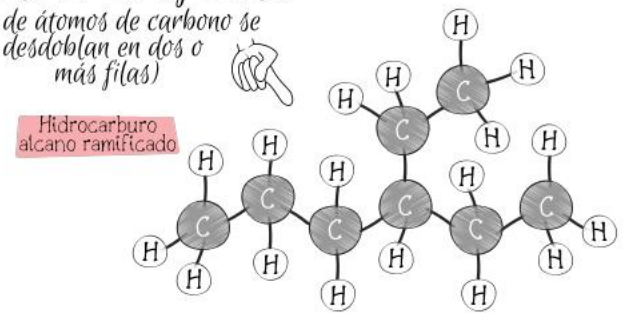
Cadenas cíclicas

(fila de átomos de carbono colocados en forma de anillo)

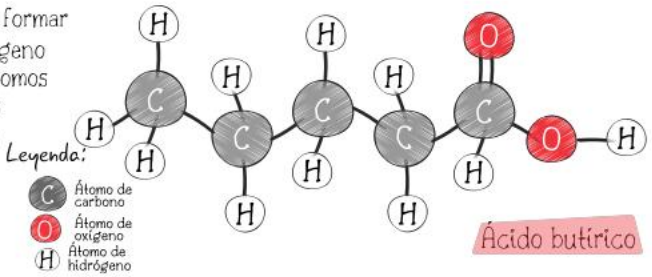


Cadena ramificada

(fila de átomos de carbono se desdoblan en dos o más filas)

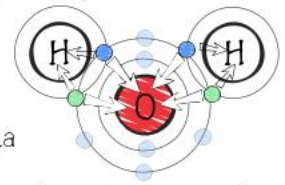


La **variabiliadad molecular del carbono** es la capacidad de formar enlaces con otros átomos como el oxígeno (O), hidrógeno (H) y nitrógeno (N), formando diversos grupos funcionales. Esta unión con otros átomos distintos al carbono, dota a la molécula unas propiedades concretas (polaridad, solubilidad en agua, etc). Por ejemplo, el ácido butírico.



H El **hidrógeno (H)** es el elemento químico dador de electrones y el 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.

O 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_2O).

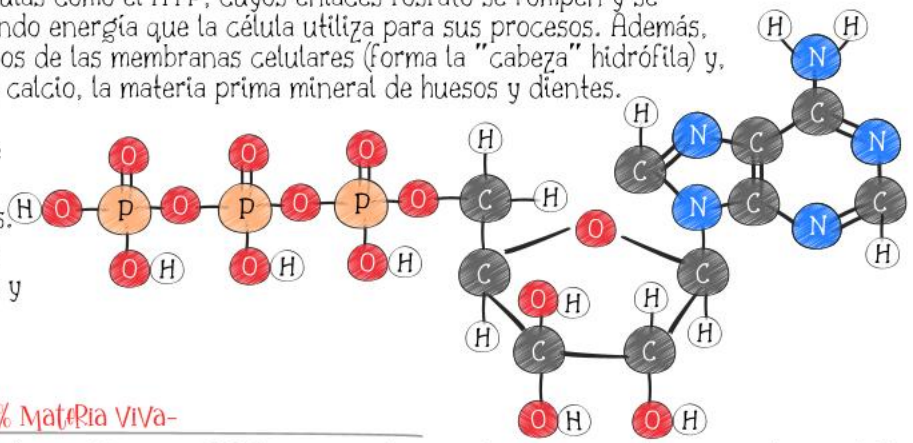


OXIGENO con ALTA ELECTRONEGATIVIDAD

N 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 ($-NH_2$) unido a un átomo de carbono).

P El **fósforo (P)** forma parte de moléculas como el ATP, cuyos enlaces fosfato se rompen y se forman con facilidad, liberando o almacenando energía que la célula utiliza para sus procesos. Además, es un componente esencial de los fosfolípidos de las membranas celulares (forma la "cabeza" hidrófila) y, junto con el calcio, constituye el fosfato de calcio, la materia prima mineral de huesos y dientes.

S 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 las tres dimensiones (3D) de las proteínas y de la coenzima A.



2.2 Bioelementos secundarios -3,3 % Materia viva-

Los **bioelementos secundarios** (escasos) constituyen el 3,3 % en masa de la materia viva y están presentes en todos los seres vivos. Son el sodio (Na), potasio (K), magnesio (Mg), calcio (Ca) y cloro (Cl). Estos átomos al ser muy solubles, se convierten en iones (partículas con carga). Na^+, K^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Cl^-. Llevan a cabo funciones fisiológicas 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
4. Coagulación sanguínea

2.3 Oligoelementos - < 0,1 % Materia viva-

Los **oligoelementos** (muy escasos) constituyen menos del 0,1 % en masa de la materia viva y están presentes en todos o algunos 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: presentes en todos los organismos y presentes en algunos organismos

3. 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.

3.1 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_2) y el dióxido de carbono (CO_2) es producto de desecho en la respiración, y también reactivo para la fotosíntesis.

3.2 Biomoléculas orgánicas -Presentes sólo en la materia viva-

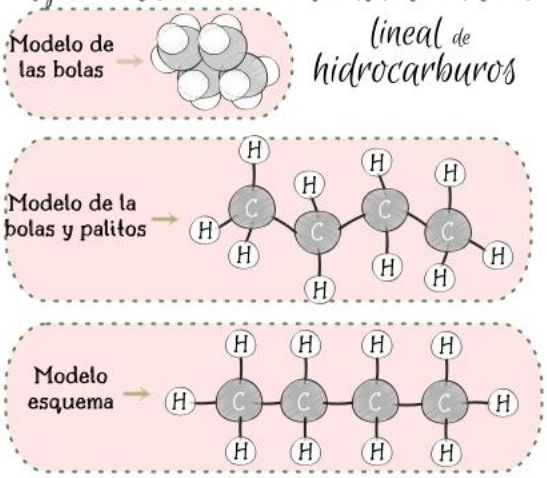
Las **biomoléculas orgánicas** son las moléculas eclusivas de los seres vivos formadas por la combinación de diferentes bioelementos. Se caracterizan por tener **átomos de carbono;** por tener una función fisiológica, estructural y energética en los seres vivos y por **sí polimerizarse** (= forman cadenas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

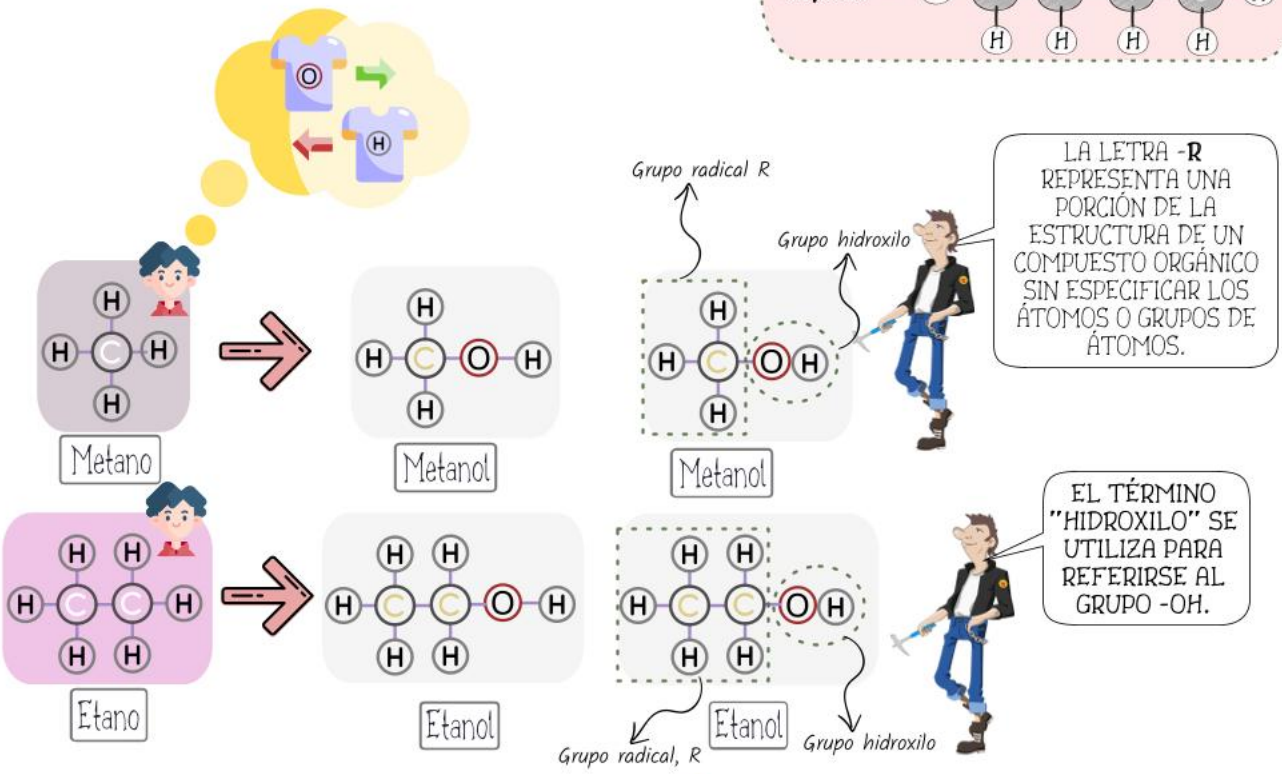
3.2.1 Características de la biomoléculas orgánicas

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

- Estar formadas por bioelementos
- Presentar átomos de carbono e hidrógeno formando una cadena de hidrocarburo de forma lineal, ramificada o cíclica
- Tener una estructura tridimensional, que, en la mayoría de los casos, es esencial en la función biológica que desempeña la molécula.
- Presentar 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





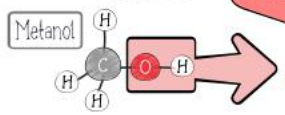
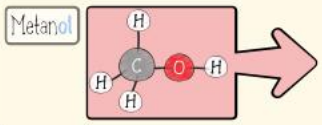
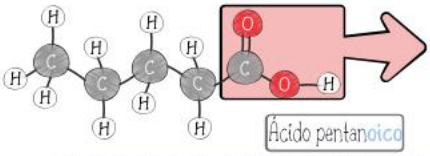
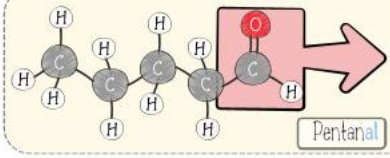
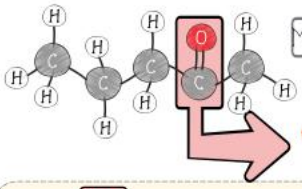
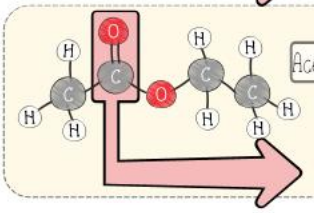
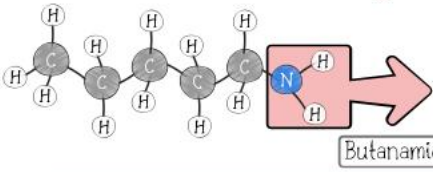
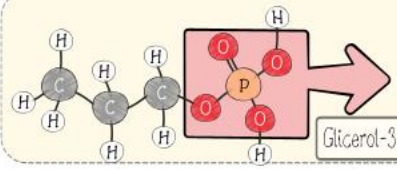
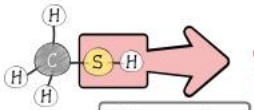
3.2.2 Grupos funcionales

Un **grupo funcional** es una parte de una molécula (un átomo o un grupo de átomos) que tiene una reactividad característica y que determina muchas de las propiedades químicas específicas de la molécula como puede ser su solubilidad y acidez. Los principales grupos funcionales son los que aparecen en la siguiente tabla:

UNAM

Grupos funcionales Gif animados

Principales grupos funcionales

EJEMPLO	GRUPO FUNCIONAL	FÓRMULA GENERAL	DEFINICIÓN	IMPORTANCIA BIOLÓGICA
	Hidroxilo (-ol)	-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.
	Alcohol (-ol)	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.
	Carboxilo (-oico)	R-COOH R-C(=O)-OH	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 enlace peptídico entre los aminoácidos
	Aldehído (-al)	R-COH R-C(=O)-H	Un grupo carbonilo (-C=O) unido a un átomo de hidrógeno	Los aldehídos pueden ser oxidados a ácidos carboxílicos o reducidos a alcoholes por enzimas específicas en los procesos de metabolismo
	Cetona (-ona)	R-CO-R' R-C(=O)-R'	Un grupo carbonilo (-C=O) unido a dos átomos de carbono por enlaces simples	Las cetonas son un subproducto del metabolismo de las grasas y se utilizan como fuente de energía, señalizadores celulares y reguladores del metabolismo.
	Éster (-ato)	R-COOR' R-C(=O)-OR'	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
	Amino	$R-NH_2$	Un nitrógeno unido a uno o más átomos de hidrógeno o a otros grupos orgánicos	Es un base débil (aceptor de hidrógenos), ergo cuando gana un ion hidrógeno adquiere carga positiva. Es el otro responsable de la formación del enlace peptídico entre los aminoácidos
	Fosfato	$R-PO_4^{-3}$	Un átomo central de fósforo unido a cuatro átomos de oxígeno formando el ion PO_4^{3-}	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
	Tiol	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

4. Agua

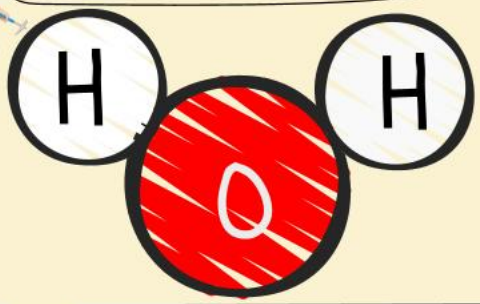
El **agua** es una molécula inorgánica (H_2O) compuesta por **dos átomos de hidrógeno** (H) y **un átomo de oxígeno** (O), **unidos por dos enlaces covalentes simples**, que adopta una disposición espacial en forma de V (la triada H-O-H tiene un ángulo de 104, 5 º) .

La estructura molecular del agua determina la aparición de dos **propiedades moleculares**: polaridad y capacidad para formar puentes de hidrógeno.

- La **polaridad** del **agua** es la distribución desigual de las cargas eléctricas en su molécula, originada por la mayor electronegatividad del oxígeno y por la geometría angular de la molécula, lo que da lugar a un polo parcialmente negativo (δ^-) en el oxígeno y dos polos parcialmente positivos (δ^+) en los hidrógenos.
- La capacidad de formar **puentes de hidrógeno** es una propiedad del agua que deriva de su polaridad y consiste en la formación de enlaces intermoleculares débiles entre el átomo de hidrógeno de una molécula de agua y y un átomo electronegativo con carga parcial negativa (δ^-), como el oxígeno, el nitrógeno o el flúor, de otra molécula.

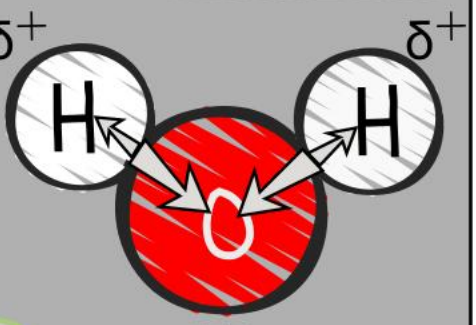
1º ESTRUCTURA MOLECULAR

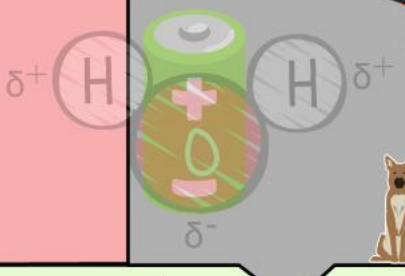
LA MOLÉCULA DE AGUA TIENE UNA ESTRUCTURA ANGULAR O EN FORMA DE "V" DEBIDO A CÓMO SE UNEN LOS ÁTOMOS DE HIDRÓGENO Y EL OXÍGENO



2º PROPIEDADES MOLECULARES

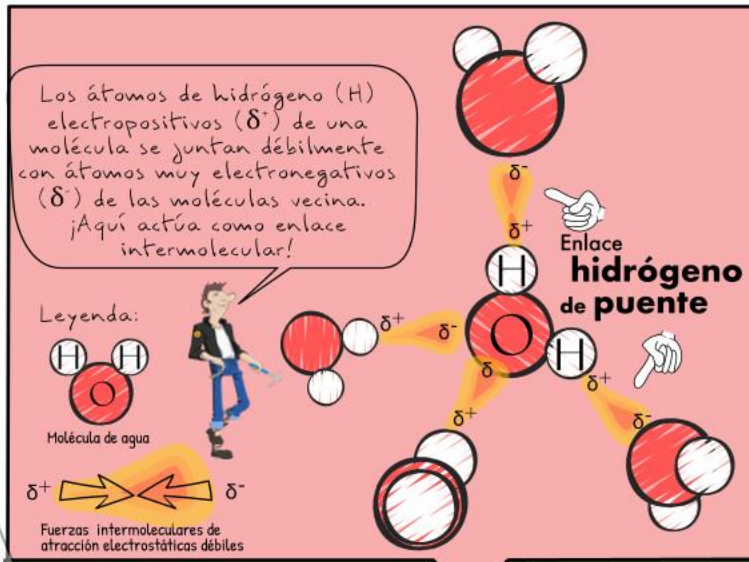
LA MOLÉCULA DE AGUA ES UNA MOLÉCULA POLAR PORQUE EL OXÍGENO ATRAE CON MAYOR FUERZA LOS ELECTRONES COMPARTIDOS.





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

Los átomos de hidrógeno (H) electropositivos (δ^+) de una molécula se juntan débilmente con átomos muy electronegativos (δ^-) de las moléculas vecina. ¡Aquí actúa como enlace intermolecular!



3º PROPIEDADES DERIVADAS

La polaridad y la capacidad de formar puentes de hidrógeno son propiedades de la molécula de agua que explican la mayoría de sus propiedades físicas y biológicas. Estas propiedades cumplen una función/ papel en los seres vivos (vamos tiene su importancia en los seres vivos).

Lo descrito hasta ahora se resume en forma de una cadena causa-efecto como esta:

Estructura molecular (enlaces polares + geometría angular) → Polaridad o carácter dipolar → Puentes de hidrógeno → Propiedades del agua (gran poder disolvente, elevado calor específico, cohesión...) → Funciones biológicas.

MÁXIMA EN BIOLOGÍA

"La estructura molecular determina las propiedades de la molécula y ésta determina su función"

1º **ESTRUCTURA MOLECULAR** (cómo es la molécula -posición de los átomos en la molécula-) → 2º **PROPIEDADES FÍSICA Y QUÍMICAS** (cómo se comporta la molécula debido a su estructura) → 3º **FUNCIONES BIOLÓGICAS** (para qué sirven esas propiedades en los seres vivos -el papel que hace en los seres vivos-)

4.1 Propiedades y funciones del agua

Las **propiedades del agua** son:

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:

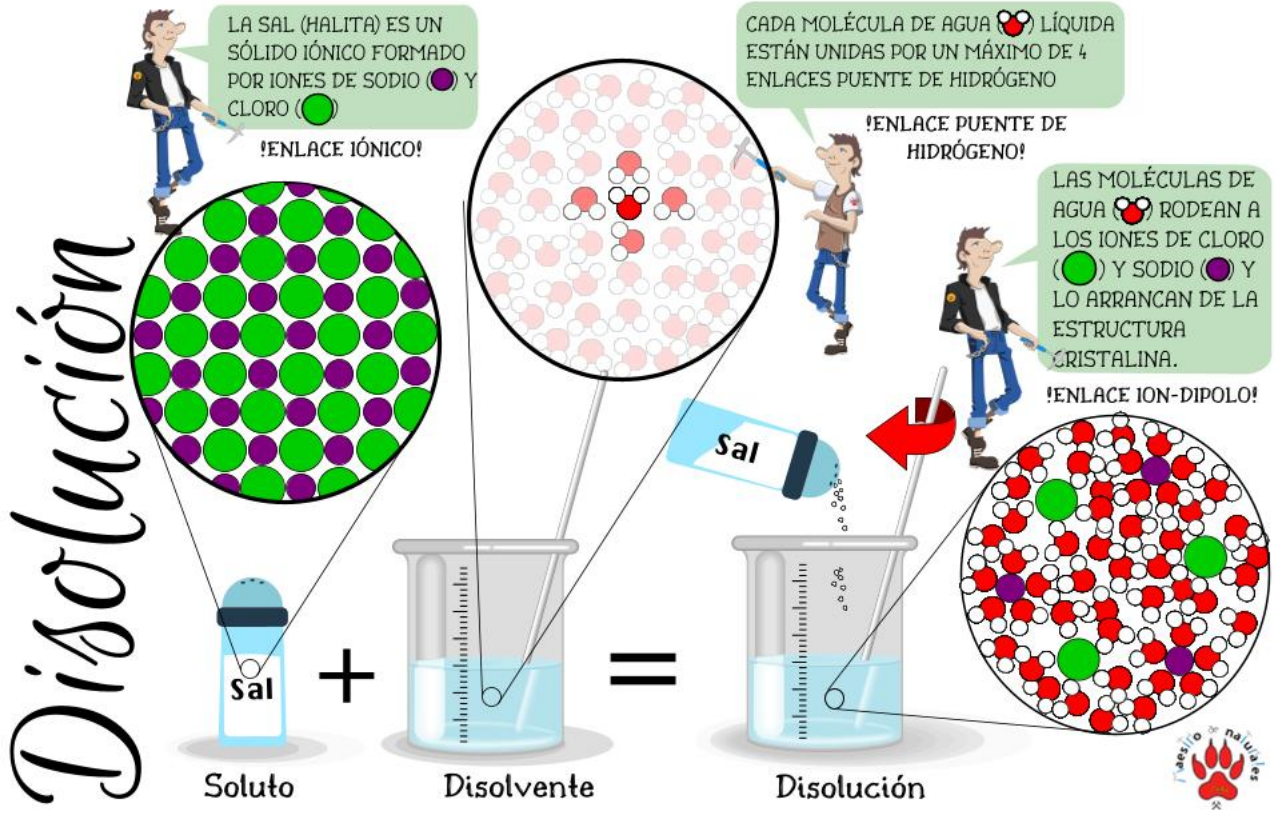
- **Posibilita la vida acuática de plantas y animales.** La alta transparencia permite que la luz penetre hasta cierta profundidad —la llamada zona fótica—, donde las plantas y algas acuáticas pueden realizar la fotosíntesis., y que los animales acuáticos puedan ver con claridad en su entorno.

ACCIÓN DISOLVENTE (disolvente universal). El agua es polar, por eso disuelve muy bien la sal, el azúcar, el alcohol y otras sustancias polares o iónicas. Por eso se le llama "disolvente universal". Gracias a esta propiedad, el agua cumple varias funciones biológicas importantes:

- **Principal disolvente biológico:** disuelve más sustancias que cualquier otro líquido. Cuando no puede disolver una sustancia apolar (como el aceite), la rodea y la dispersa en pequeñas gotas.
- **Función metabólica:** la mayoría de las reacciones químicas de las células ocurren disueltas en agua, lo que permite que las biomoléculas reaccionen entre sí.
- **Función de intercambio :** solo las sustancias disueltas en agua pueden entrar y salir de la célula a través de la membrana
- **Función de transporte:** el agua transporta nutrientes y desechos por el organismo, como en la sangre, la savia o la orina.

Según se disuelvan o no en agua, las sustancias se clasifican en:

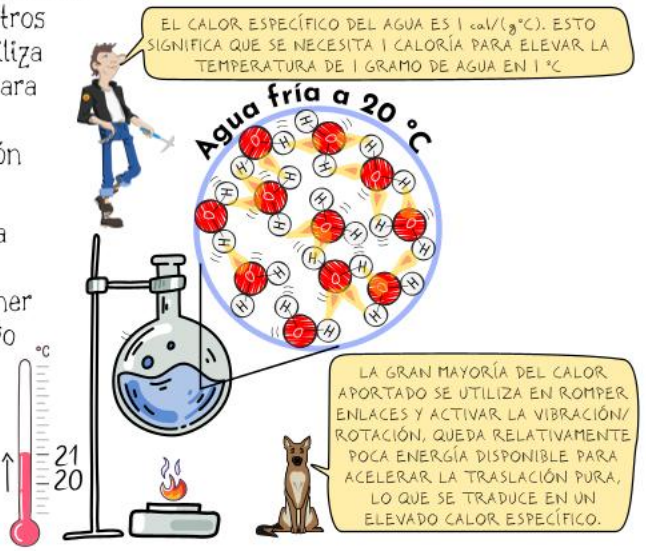
Hidrofílicas: *se disuelven en agua (son polares o iónicas).*
Hidrofóbicas: *no se disuelven en agua (son apolares).*
Anfipáticas: *tienen una parte polar y otra apolar, por lo que se disuelven tanto en agua como en disolventes orgánicos.*



PROPIEDADES TÉRMICAS

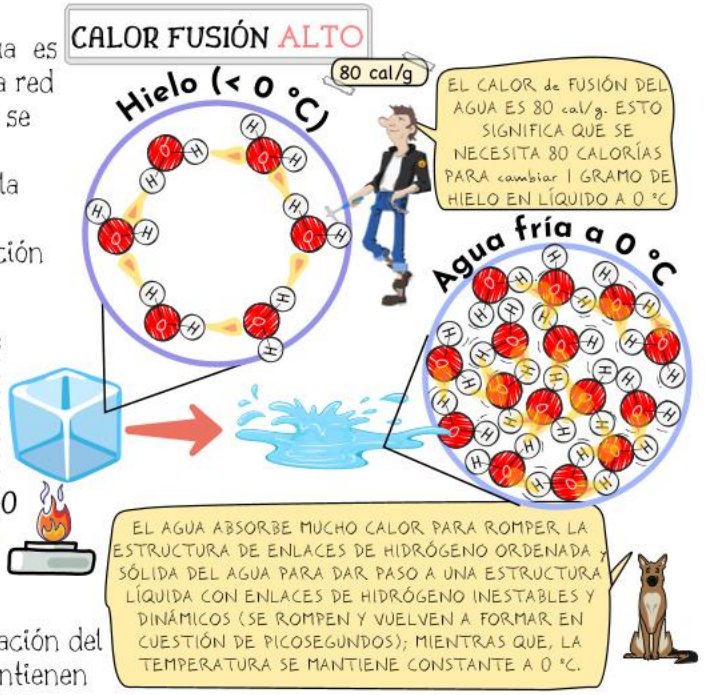
ELEVADO CALOR ESPECÍFICO*. El calor específico del agua es de 1 cal/(g·°C), un valor relativamente alto si lo comparamos con otros líquidos. Cuando se calienta el agua, gran parte del calor se utiliza primero para romper los enlaces puentes de hidrógeno, luego para hacer vibrar y rotar las partículas y , por último, despazar las moléculas de un sitio a otro. Por ello, realiza la siguiente función biológica:

- **Función amortiguadora.** Gracias a esa propiedad, el agua puede absorber o liberar grandes cantidades de calor sin variaciones drásticas de temperatura, lo que permite mantener la temperatura interna de los organismos dentro de un rango estable.
  - **Implicación fisiológica.** Las reacciones metabólicas producen calor, pero la gran cantidad de agua en la materia viva (sangre, tejidos, citoplasma) disipa ese calor sin causar un aumento significativo de temperatura, protegiendo la funcionalidad de enzimas y proteínas.



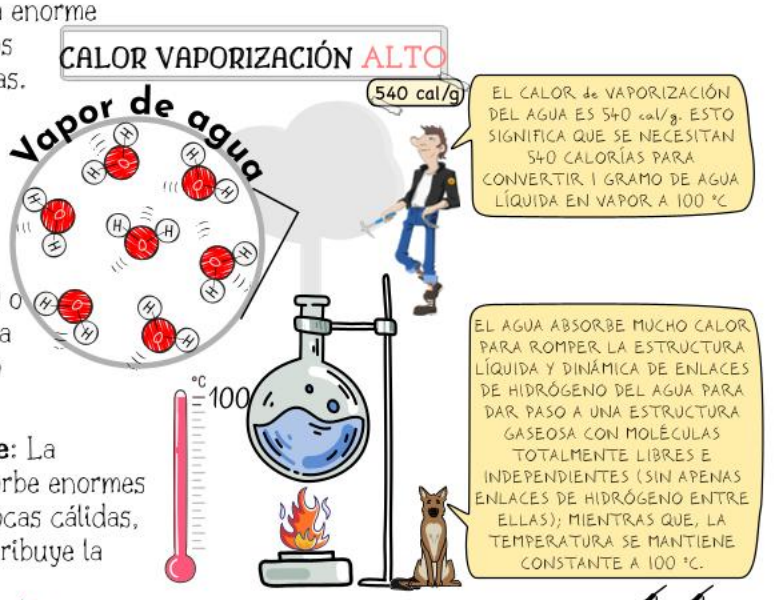
ELEVADO CALOR de FUSIÓN. El calor de fusión del agua es de 80 cal/g. En el hielo, las moléculas están atrapadas en una red rígida y ordenada por los puentes de hidrógeno. Al fundirse, se requiere absorber ese calor únicamente para romper esa estructura y permitir que las moléculas fluyan, manteniendo la temperatura constante en 0 °C hasta que todo el hielo se ha derretido. Gracias a ello, el agua desempeña la siguiente función biológica:

- **Protección contra el Congelamiento Celular Brutal (Resistencia a ser Hielo):** El citoplasma celular es rico en agua. Para que una célula se congele, debe perder una cantidad masiva de energía (80 cal /g). Aportar ese calor retarda enormemente la formación de cristales de hielo dentro de la célula ante bajadas bruscas de temperatura, ganando tiempo vital para mecanismos de adaptación o evitando daños estructurales

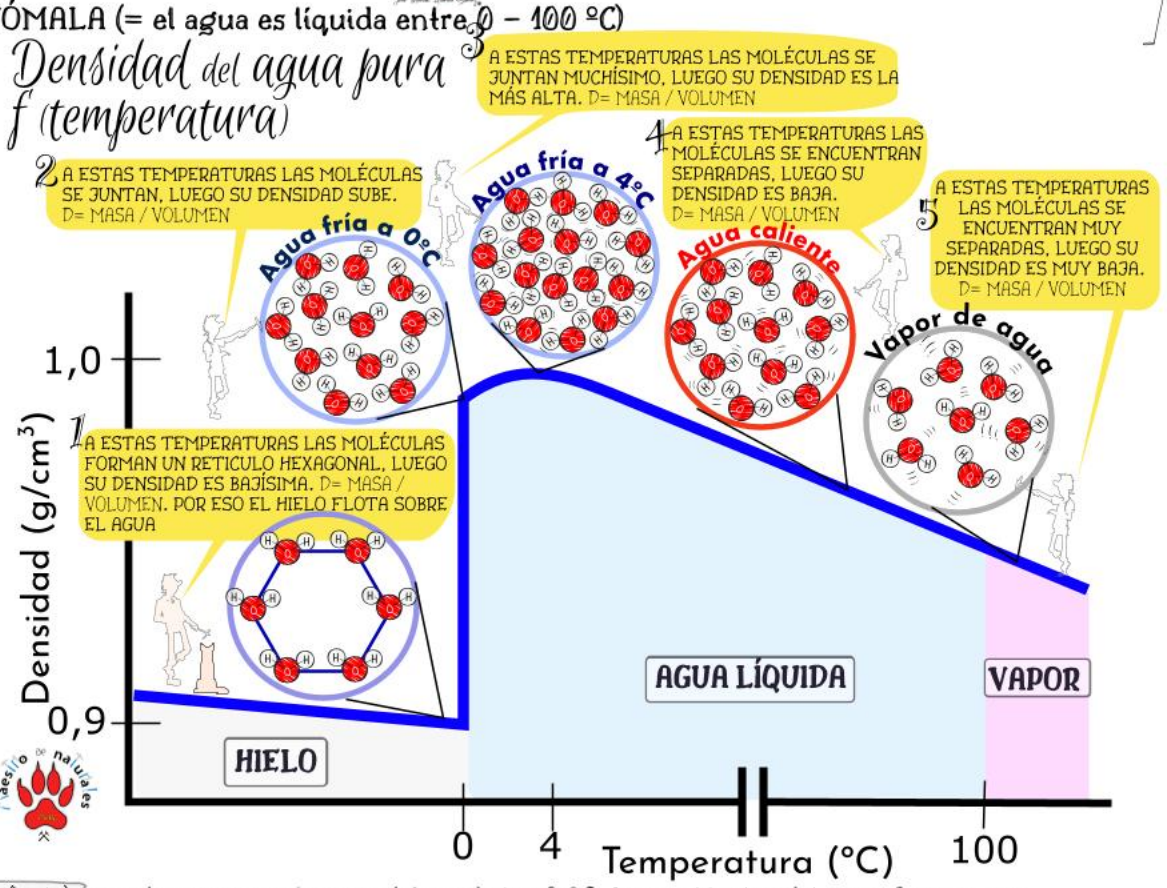


ELEVADO CALOR de VAPORACIÓN. El calor de vaporización del agua es de 540 cal/g. En el agua líquida, las moléculas se mantienen unidas mediante una red dinámica de puentes de hidrógeno. Para pasar a estado gaseoso (vapor), se requiere aportar una enorme cantidad de calor destinada sólo a romper casi todos los puentes de hidrógeno y separar totalmente las moléculas. Gracias a ello, el agua desempeña la siguiente función biológica:

- **Función refrigerante (termoreguladora).** Permite a los seres vivos disipar el exceso de calor de forma muy eficiente. Al evaporarse una cantidad muy pequeña de agua en la piel (sudor en mamíferos) o en las hojas (transpiración en plantas), se absorbe una gran cantidad de calor corporal o vegetal, enfriando el organismo con una pérdida mínima de agua.
- **Amortiguación y regulación del clima terrestre:** La evaporación masiva de agua en océanos y lagos absorbe enormes cantidades de radiación solar durante el día y en épocas cálidas, lo que evita un sobrecalentamiento del planeta y distribuye la energía térmica a través de la atmósfera.



DILATACIÓN ANÓMALA (= el agua es líquida entre 0 – 100 ºC)



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

* El calor latente de vaporización es el número de calorías que hay que comunicarle a una sustancia para pasar 1 gramo del estado líquido al gaseoso.

* El calor latente de vaporización es el número de calorías que hay que comunicarle a una sustancia para pasar 1 gramo del estado líquido al gaseoso.

Si observas la gráfica de la densidad del agua, podrás llegar a estas conclusiones:

- El **agua es sólida** (hielo) cuando se encuentra por debajo de los 0 ºC. Las moléculas del agua forman una estructura cristalina en forma de hexágono, más abierta y, por tanto, menos densa que la del agua líquida; esto explica por qué el hielo flota.
- El **agua es líquida** entre 0-100 ºC. En este rango de temperatura, las moléculas de agua tienen mayor movilidad y los enlaces puente de hidrógeno se forman y rompen constantemente, lo que le confiere la fluidez característica del estado líquido.
  - ¿Qué ocurre cuando el agua está entre 0-4 ºC? Ocurre la dilatación anómala negativa. Las moléculas de agua a 0 ºC pasan de una **estructura reticular hexagonal, rígida y abierta** (donde los enlaces puente de hidrógenos son permanentes) a una **estructura compacta** (donde los enlaces puente de hidrógenos se están formándose y rompiéndose continuamente). Al aumentar la temperatura desde 0°C hasta 4°C, el agua se contrae en lugar de expandirse, alcanzando su máxima densidad a los 4°C. Esto se debe a que al aumentar ligeramente la temperatura, algunas de las moléculas de agua con mayor energía vibran lo suficiente como para romper algunos enlaces de hidrógeno y ocupar espacios más compactos en la estructura.
  - ¿Qué ocurre cuando el agua está entre 4-100 ºC? A partir de los 4°C, el agua se comporta como la mayoría de las sustancias: se expande al aumentar la temperatura (dilatación positiva). El aumento de la energía cinética de las moléculas hace que se separen más unas de otras, disminuyendo así la densidad.
- El **agua es gaseosa** (vapor de agua) cuando se encuentra por encima de los 100 ºC. Las moléculas del agua apenas forman puentes de hidrógeno, pues están muy separadas para poder hacerlo.

→ **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.

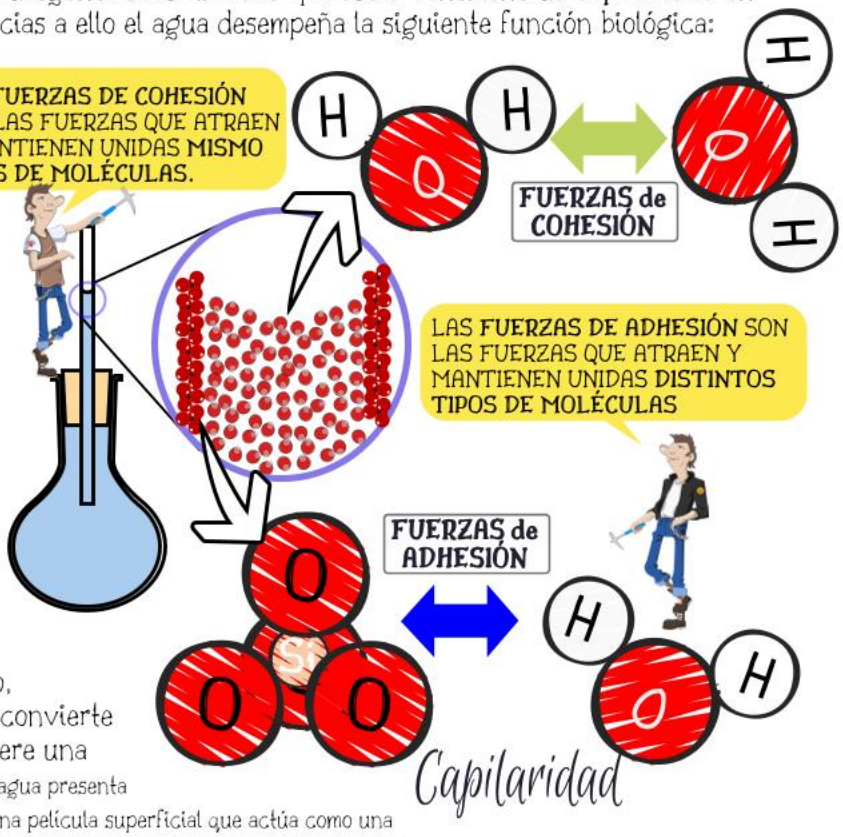
→ **Circulación oceánica:** La densidad del agua fría y salada es mayor que la del agua cálida y menos salada. Esta diferencia de densidad impulsa las corrientes oceánicas, que influyen en el clima global.

5 Ejercicio resuelto. **¿Por qué el agua es líquida a temperatura ambiente, mientras que** otras moléculas con un peso molecular similar (CO_2, SO_2, NO_2) o composición química similar (NH_3, CH_4) son gases a esa misma temperatura?

Los puentes de hidrógeno creados en el seno del agua unen las moléculas entre sí, crea una estructura reticular e impide su evaporación; se este modo, el agua es líquida a temperatura ambiente, mientras que otras moléculas con un peso molecular similar (CO_2, SO_2, NO_2) o composición química similar (NH_3, CH_4) son gases a esa misma temperatura.

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 por capilaridad del agua.** La savia bruta asciende por los vasos leñosos del xilema.Esto ocurre porque las fuerzas de adhesión entre las moléculas de agua y las paredes del conducto son mayores que las fuerzas de cohesión entre las propias moléculas de agua, lo que provoca que el agua ascienda por las paredes del conducto arrastrando tras de sí al resto de la columna, hasta la altura máxima que le permite soportar su propio peso..



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 le confiere una elevada tensión superficial (= la superficie de agua presenta una gran resistencia a ser traspasada, y origina una fina película superficial que actúa como una lámina elástica tensada). Gracias a ello el agua desempeña las siguientes funciones:

- **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!).

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

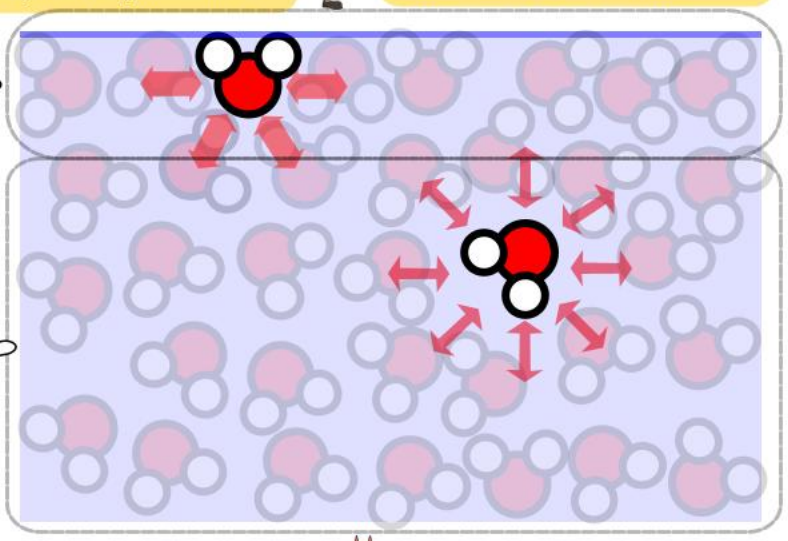
ESTO SE DEBE A QUE LA FUERZA DE COHESIÓN DE LAS MOLÉCULAS DE AGUA ES MAYOR EN LA SUPERFICIE DEL AGUA QUE EN EL INTERIOR DE LA MASA DE AGUA

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.

Primera capa de moléculas en la superficie

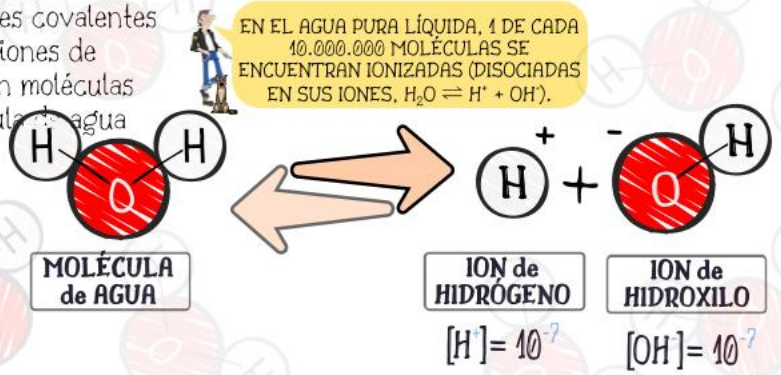
Moléculas en interior de la masa de agua



BAJO GRADO de IONIZACIÓN. En el agua líquida pura, 1 de cada 10.000.000 moléculas se encuentran ionizadas (disociadas en sus iones, $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$).

- **Función hidrolizante.** El agua actúa como reactivo químico, rompiendo los enlaces covalentes de las macromoléculas mediante reacciones de hidrólisis (= romper macromoléculas en moléculas más simples, incorporando una molécula de agua en el proceso).

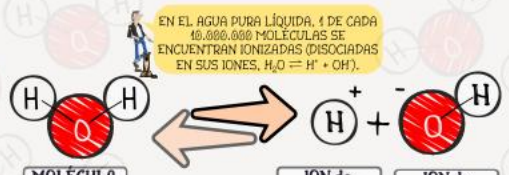
MOLÉCULAS EN AGUA PURA



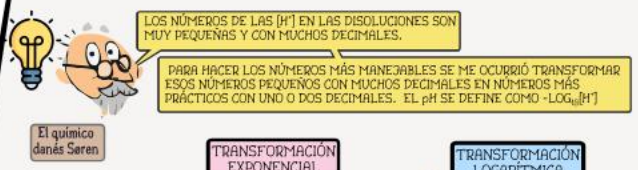
El cómic del pH

MOLÉCULAS EN AGUA PURA

$\frac{1}{10^7}$

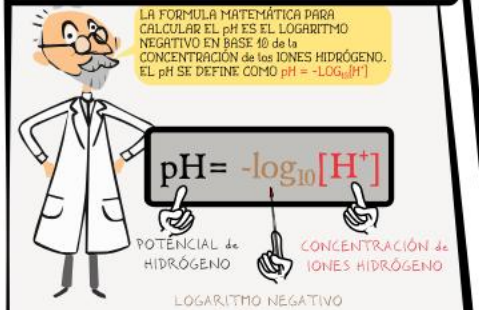


TRANSFORMAR NÚMEROS PEQUEÑOS



0,0000001 → 10^{-7} (TRANSFORMACIÓN EXPONENCIAL) → 7 (TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA)

TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA



EJEMPLO de TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA

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

0,0000001 → 10^{-7} (TRANSFORMACIÓN EXPONENCIAL) → 7 (TRANSFORMACIÓN LOGARÍTMICA)

1. Pasamos el número decimal a una fracción simple.

$$0{,}0000001 = \frac{1}{10.000.000}$$

UN DIEZMILLONÉSIMO

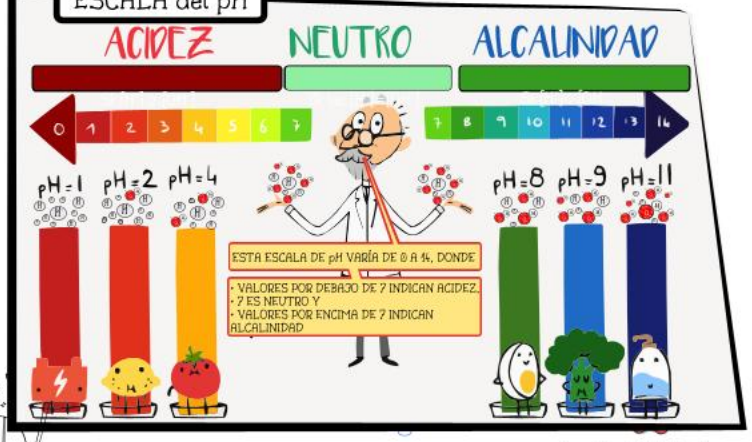
2. Expresamos el denominador en potencias de 10

$$\frac{1}{10.000.000} = \frac{1}{10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10} = \frac{1}{10^7}$$

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

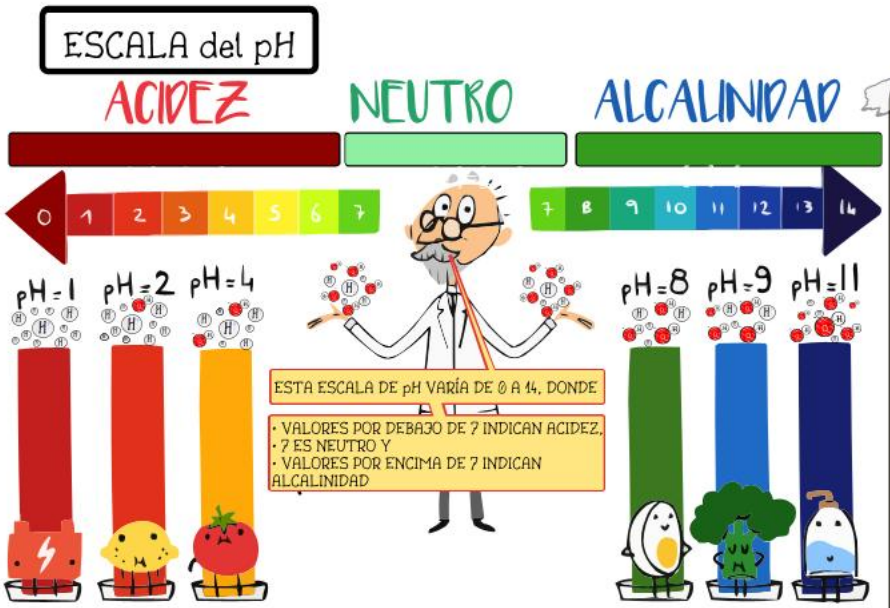
$$pH = -\log_{10}[H^+]$$
$$pH = -\log_{10}[10^{-7}]$$
$$pH = -(-7)$$
$$pH = 7$$

ESCALA del pH



José Manuel Huertas Suárez

web: maestrodenaturales.webador.es



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.

6 Ejercicio resuelto. Al quitarle la luz a un cloroplasto el pH del medio interno ha pasado de 5 a 7. ¿Cómo ha variado la concentración de H^+?

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 5 y se incrementa a 7, significa que la concentración de iones de hidrógeno se ha incrementado en 100 veces.

pH de Sørensen
Juego doodle del pH

7 Ejercicio resuelto. ¿Por qué la hiperventilación **(respirar muy rápido)** tiene graves efectos en el mantenimiento del pH, pudiendo producir vómitos, mareos, problemas visuales, desvanecimientos o incluso la muerte?

Cuando hiperventilamos, expulsamos más dióxido de carbono (CO_2) del cuerpo de lo normal. El CO_2 es una sustancia ácida que se combina con el agua en la sangre para formar ácido carbónico (H_2CO_3).

Al eliminar más CO_2, disminuye la concentración de ácido carbónico en la sangre, lo que a su vez reduce la concentración de iones hidrógeno (H+). Una menor concentración de H+ significa un aumento del pH sanguíneo, es decir, la sangre se vuelve más alcalina.

El cambio en el pH sanguíneo afecta el equilibrio de otros iones en el cuerpo, como el potasio, el calcio y el magnesio, lo que puede causar una serie de trastornos.

5. 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.

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.

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

5.1 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** ($Ca(PO_4)$ que se encuentra en los huesos:
- **CARBONATO de CALCIO** ($Ca(CO_3)$ forma las conchas de moluscos, caparazones de protozoos, foraminíferos y las espículas de las esponjas calcáreas.
- **SÍLICE** (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).

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

5.3 Sales Minerales en disolución - es el soluto de la disolución-

Las **sales minerales en disolución** se encuentran disociadas en sus iones (cationes como Na^+, K^+, Ca^{2+}, Mg^{2+} y aniones como Cl^-, NO_3^-, SO_4^{2-}). Desempeñan funciones fisológicas 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** pueslas células necesitan mantener el equilibrio en concentración iones hidrógeno

5.3.1 Regulación de la PRESIÓN OSMÓTICA (Y EL VOLUMEN CELULAR)

Los seres vivos tienen la capacidad para mantener en equilibrio, la temperatura corporal, la cantidad de sales y agua de sus fluidos corporales*. ¿Cómo lo hacen? Hay varias maneras de hacerlo, por ejemplo:

Ósmosis es un mecanismo físico pasivo que regula la entrada y salida de agua que consiste en un 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

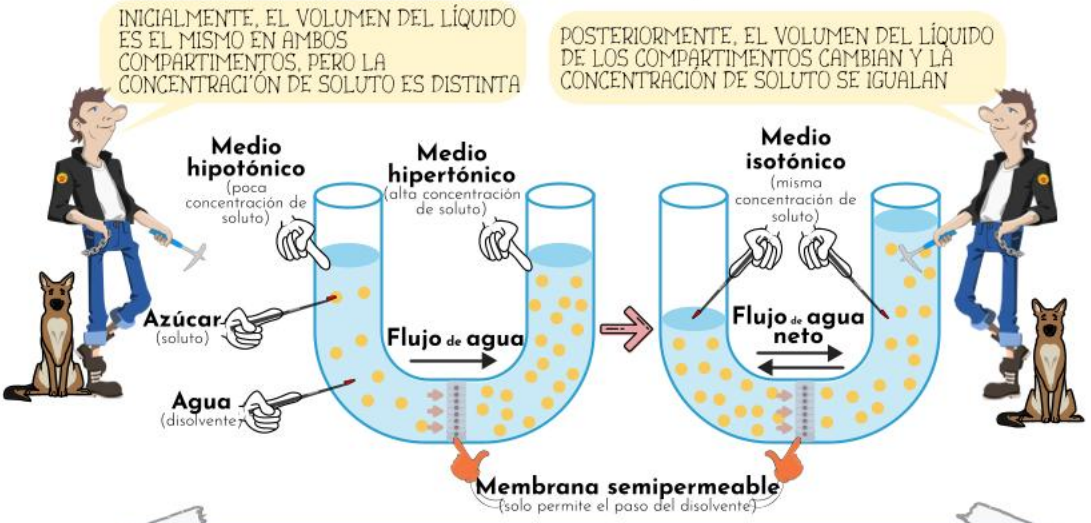
Los fluidos corporales son sustancias que pueden fluir en el interior de los seres vivos. Se clasifican en dos tipos:

- **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.

Ósmosis, concepto

José Manuel Hurtas 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 Ejercicio resuelto. ¿Por qué la falta de minerales en nuestro cuerpo afecta a nuestra salud?

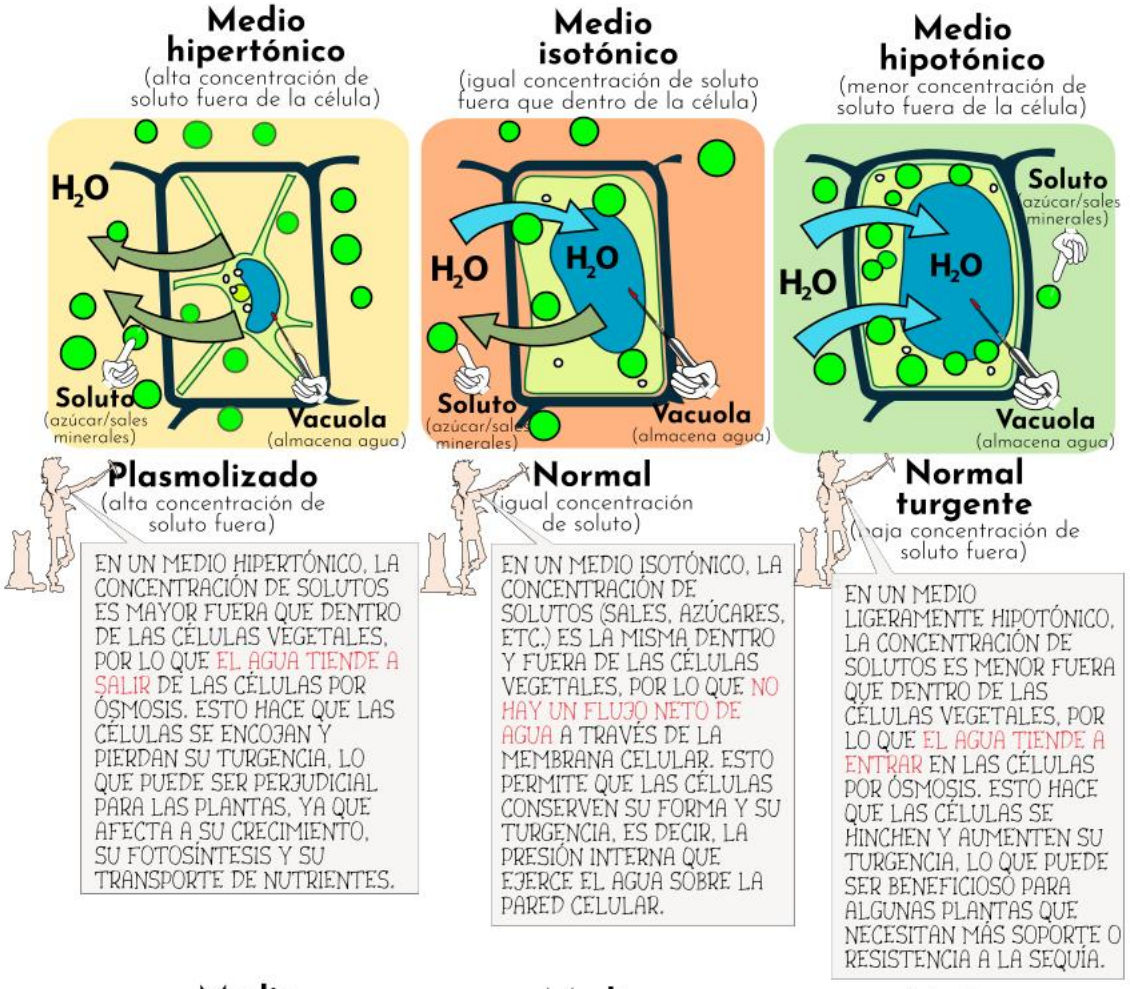
Muchos minerales actúan como cofactores enzimáticos, es decir, ayudan a las enzimas a realizar sus funciones. Sin estos minerales, muchas reacciones químicas esenciales no podrían ocurrir

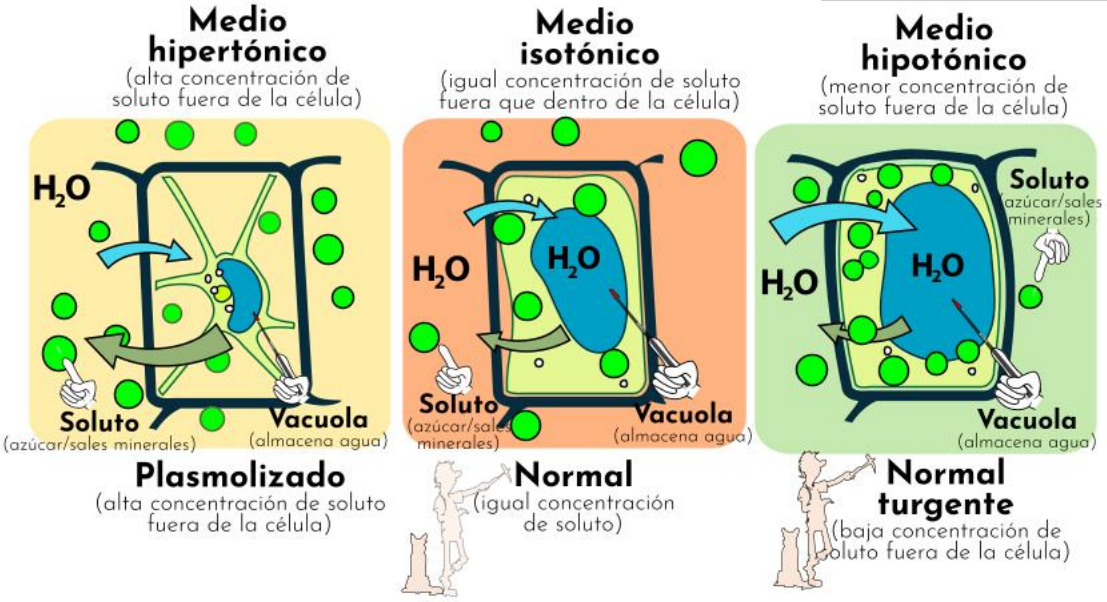
USOS de la OSMOSIS en BIOLOGÍA

La ósmosis es un mecanismo físico pasivo que se utiliza para:

- **Mantener el volumen y la forma de las células**, evitando que se hinchen o se encojan por la entrada o salida de agua.
- **Reabsorber el agua del filtrado glomerular en los túbulos renales**, regulando así la cantidad y la concentración de la orina.
- **Secretar** o **absorber fluidos** en diferentes órganos y tejidos, como el intestino, las glándulas salivales o las glándulas sudoríparas.

9 Ejercicio resuelto. 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?





5.3.2 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

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.

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$$

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.

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.

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H^+$$

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.

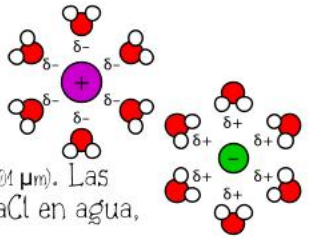
- **Si se añade una base al medio intracelular**, disminuye la concentración de H^+ y pH se hace más alcalino. Para contrarrestar este efecto, la reacción se desplaza hacia la derecha, donde el $H_2PO_4^-$ se disocia en HPO_4^{2-} y H^+. De esta forma, se repone el déficit de H^+ y disminuye el pH. El exceso de HPO_4^{2-} será expulsado por los riñones.

6 Las dispersiones acuosas: difusión, ósmosis y diálisis

Una **dispersión** es una mezcla homogénea de moléculas distintas. En ella aparecen una fase **dispersante** o disolvente y moléculas dispersas o **solutos**. En la materia viva, los fluidos orgánicos el agua actúa como fase dispersante y los solutos constituyen la fase dispersa. Según el tipo de soluto (su tamaño) distinguimos tres tipos de dispersiones acuosas: disoluciones iónicas, disoluciones moleculares y disoluciones coloidales. En cada uno de ellos se pueden dar tres procesos físicos espontáneos llamados difusión, ósmosis y diálisis.

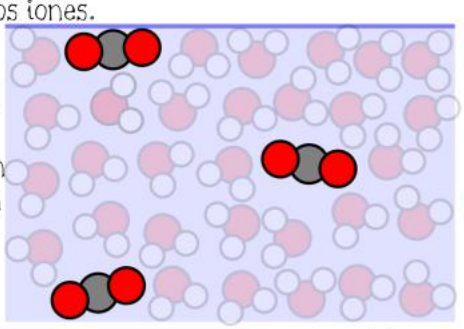
6.1 Tipos de disoluciones

Las disoluciones acuosas se clasifican, según el tamaño del soluto, en: disoluciones iónicas, disoluciones moleculares y disoluciones coloidales



Disoluciones iónicas El tamaño de las partículas del soluto es muy pequeño (su diámetro Ø < 0,001 μm). Las sales, los ácidos y las bases se disocian al disolverse. Por ejemplo, al echar una molécula de NaCl en agua, se disociará en Na^+ y Cl^- de manera que habrá, en disolución, dos iones.

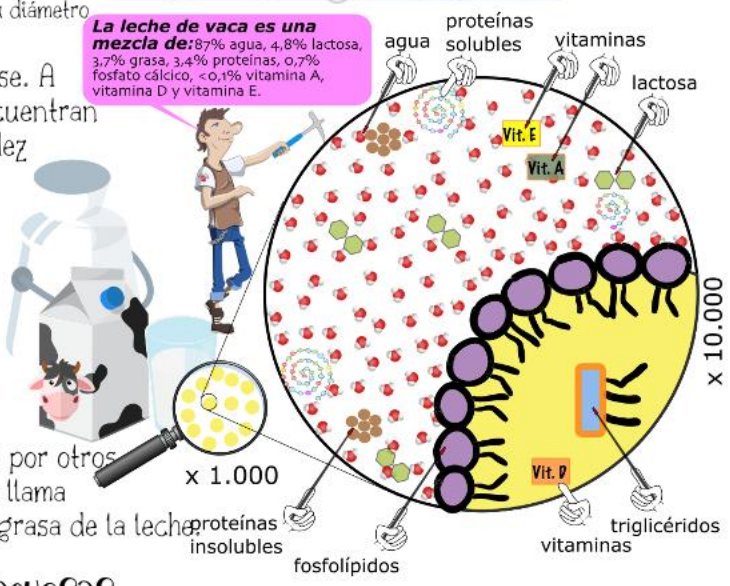
Disoluciones moleculares El tamaño de las partículas del soluto es mediano (su diámetro Ø < 0,001 μm - 1 μm). Las moléculas NO se disocian al disolverse. Así, por ejemplo, los monosacáridos y aminoácidos no se disocian en el agua, por tanto en la disolucion habrá molécula dispersas sin disociarse. Por ejemplo, el agua con gas es 95 % disolución molecular.



Disoluciones coloidales o simplemente coloides

El tamaño de las partículas del soluto es muy grande (su diámetro Ø > 1 μm). Las moléculas como las polisacáridos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos NO se disocian al disolverse. A pesar de la elevada masa molecular las moléculas se encuentran dispersas y NO sedimentan, pero presenta cierta turbidez (traslúcidos). ¿Cuándo sedimentan?

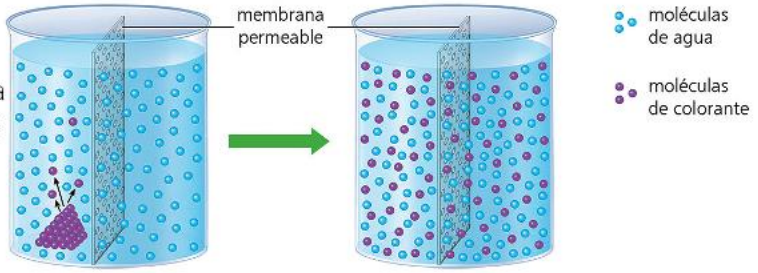
- **Coloides hidrofílicos** Los coloides hidrofílicos se mantienen en suspensión gracias a una capa de moléculas que rodean al coloide. Si disminuye la cantidad de agua, los coloides se juntan y sedimenta llamándose a ese proceso coagulación
- **Coloides hidrófobos** Los coloides hidrófobos se mantienen en suspensión gracias a que están rodeados por otros coloides que impiden su agrupamiento, este proceso se llama emulsión. Por ejemplo, las proteínas de la grasa con la grasa de la leche



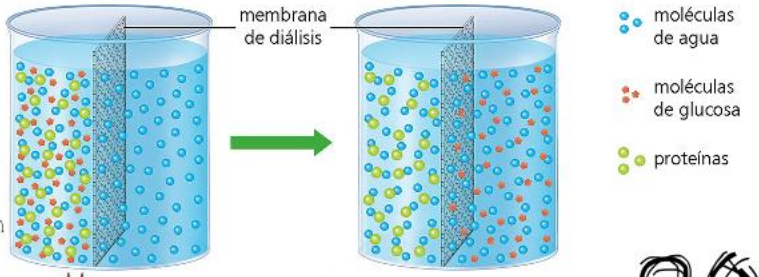
6.2 Procesos físicos de las dispersiones acuosas

En las disoluciones acuosas se dan tres fenómenos físicos espontáneos (sin requerimiento de energía) cuando se ponen en contacto dos dispersiones acuosas.

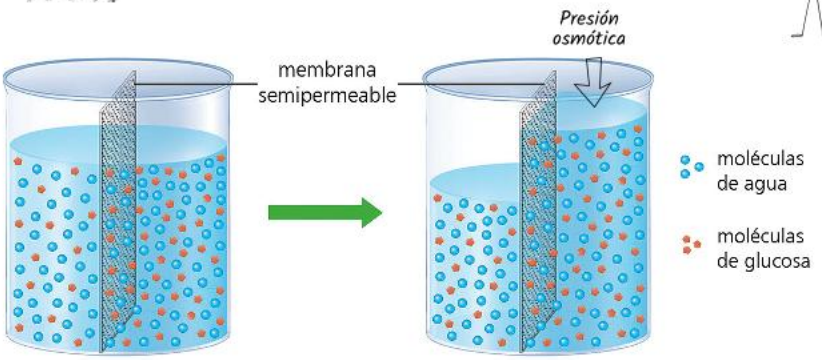
Difusión Si se colocan dos disoluciones de diferente concentración, separadas por una membrana permeable (que permite el paso del soluto), **las partículas de soluto se mueven** de una región de alta concentración a un área de baja concentración hasta obtener una distribución uniforme, hasta que ambas disoluciones igualan sus concentraciones. Este fenómeno se llama difusión



Diálisis La diálisis es un proceso que permite separar las partículas coloidales de las no coloidales (moleculares), mediante una membrana permeable a las partículas no coloidales, e impermeable a las coloidales. **Las partículas dializables pasan** de la disolución más concentrada (líquido biológico) a la más diluida (agua con muy baja concentración de sal).



Ósmosis Si se colocan dos disoluciones de diferente concentración, separadas por una membrana semipermeable (que permite el paso del disolvente, pero NO el soluto), **las partículas de agua se mueven** de una región de baja concentración (hipotónica, disolución más diluida) a un área de alta concentración (hipertónica, disolución más concentrada) hasta obtener una distribución uniforme, hasta que ambas disoluciones igualan sus concentraciones (isotónicas). Este fenómeno se llama ósmosis



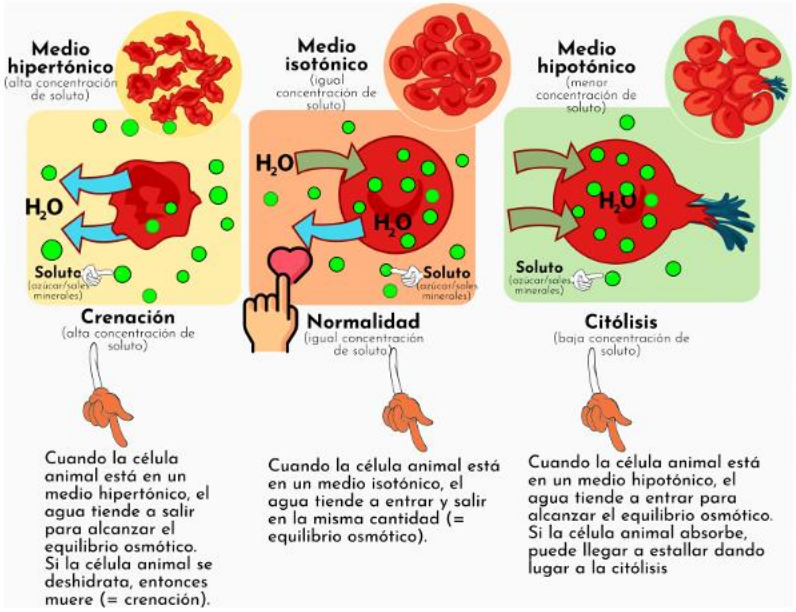
¿Qué es la presión osmótica?

a) La presión necesaria para detener el flujo de agua hacia la disolución más concentrada se llama presión osmótica. Cuanto mayor sea la diferencia entre la concentraciones mayor será la presión osmótica

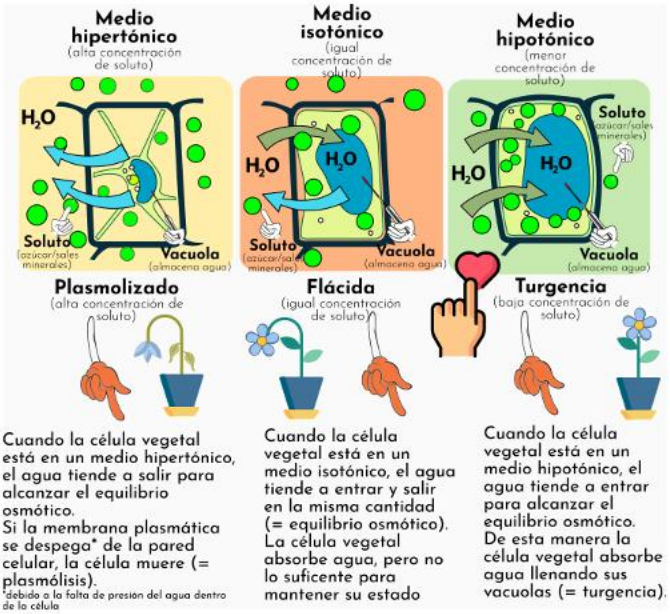
b) El impulso de agua hacia la concentración más concentrada. Esto se debe a que hay mayor número de moléculas de agua en la solución diluida; por tanto, el número de choques de estas moléculas contra la membrana es superior en el lado de la más diluida que en el lado de la más concentrada

Procesos de osmósis en los seres vivos Si relacionamos la ósmosis con los seres vivos, nos daremos cuenta que la membrana plasmática de las células se comportan como si fueran semipermeables (permeabilidad selectiva de las moléculas, pues el agua cruza más fácilmente que los solutos)

Osmósis en células animales



Osmósis en células vegetales



10 ¿Por qué los diabéticos presentan poliuria (orinan mucho)?

Los diabéticos orinan con frecuencia debido a que sus riñones intentan eliminar el exceso de glucosa en la sangre, lo que a su vez provoca una pérdida de líquidos y una mayor producción de orina.

La glucosa en la orina actúa como un "imán" para el agua, atrayéndola hacia los túbulos renales. Esto hace que se produzca una mayor cantidad de orina.

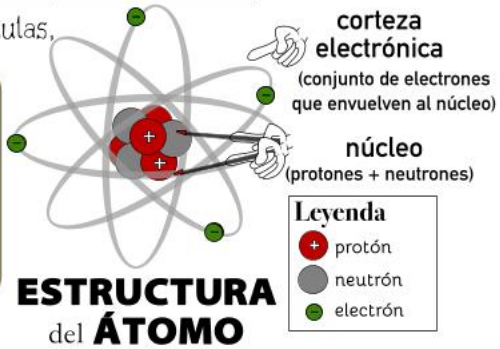
1. Los enlaces químicos en biología

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 conseguirlo, los átomos se unen unos a otros creando interacciones entre ellos. Al hacerlo comparten (enlace covalente), ganan o pierden electrones (formándose un enlace iónico).

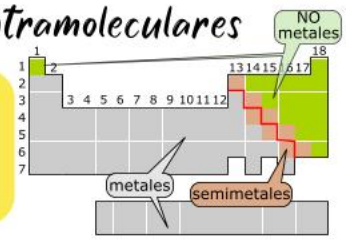
Un átomo está formado por neutrones y protones, que son el núcleo, y electrones. Los electrones son los que participan en los enlaces.



1.1 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



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

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.

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

METAL + NO METAL = METAL — NO METAL (enlace **iónico**)

NO METAL + NO METAL = NO METAL — NO METAL (enlace **covalente**)

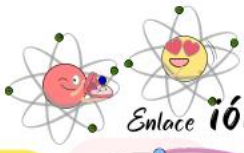
METAL + METAL = METAL — METAL (enlace **metálico**)

1.1.2 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-).

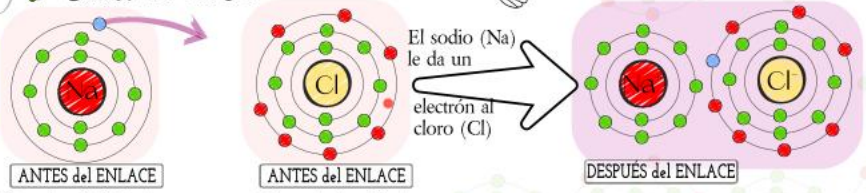
El enlace iónico es un enlace **no direccional**, pues las fuerzas de atracción ocurren en las tres direcciones del espacio, en el que cada catión se rodea de todos los aniones posibles, y viceversa.



Enlace **iónico**

red **iónico** / compuesto **iónico** (= agregados de cationes y cationes) lo **forman** biomoléculas inorgánicas

En solución los iones están libres, mientras que en estado sólido unos iones se rodean de otros de carga opuesta, formando un entramado ordenado que origina una estructura cristalina.



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.

El **átomo de cloro (Cl)** quiere parecerse al gas noble más cercano, Neón (tiene 8 electrones en su última nivel de energía). Para ello tiene que **ganar** un electrón.

fuerza de atracción entre iones

1.1.2 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.

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

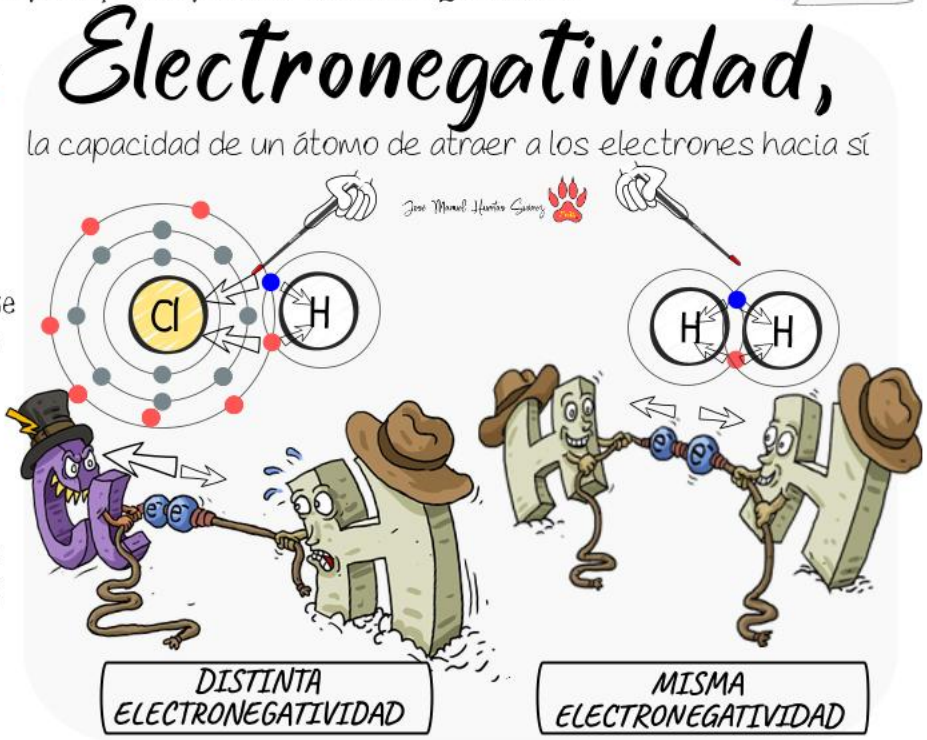
Hay dos tipos de enlaces covalentes: enlace covalente no polar y enlace covalente polar. Para entenderla diferencia, te tengo que explicar que es la **electronegatividad**

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

La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo para atraer electrones que comparten 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 determina la polaridad de los enlaces químicos y afecta a las propiedades físicas y químicas de las sustancias.

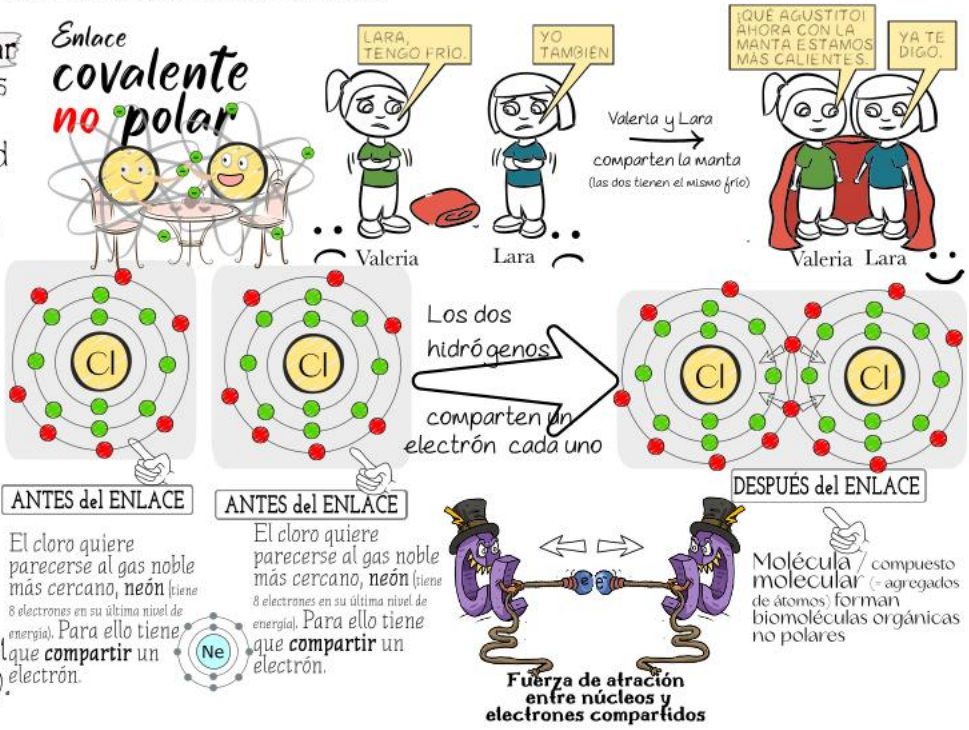


1.1.2.1 enlace covalente no polar (distribución simétrica de la carga eléctrica)

El **enlace covalente no polar** o **apolar** 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 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.

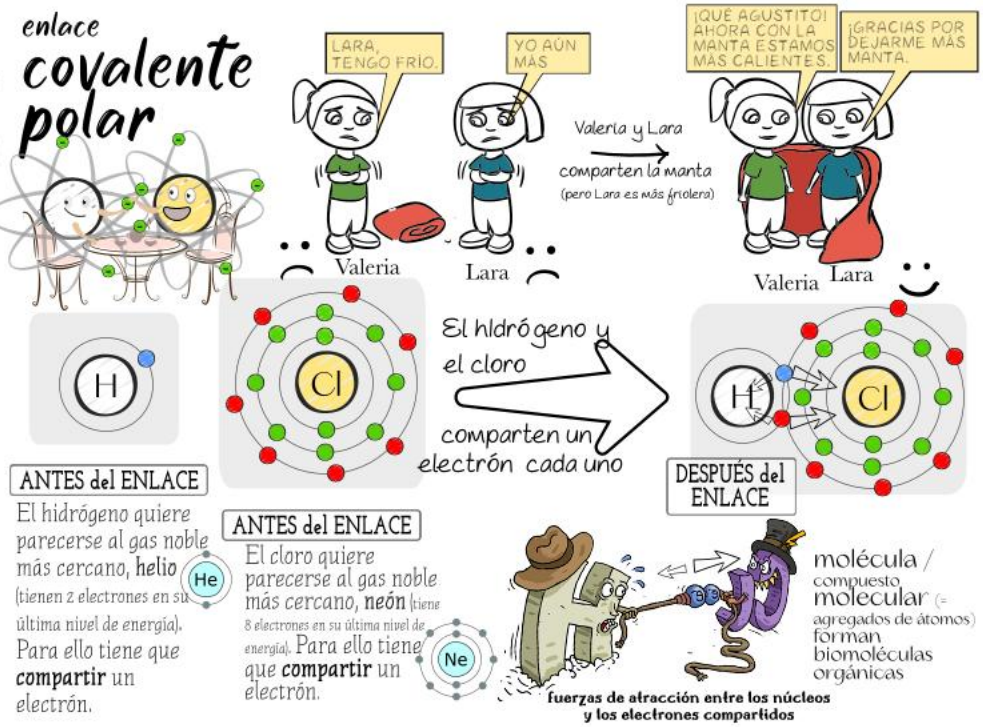
Otros ejemplos de moléculas covalentes no polares son el oxígeno molecular (O_2), el nitrógeno molecular (N_2), el dióxido de carbono (CO_2), el metano (CH_4), el etano (C_2H_6), el propano (C_3H_8) y el butano (C_4H_{10}).



1.1.2.2 Enlace covalente sí 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.

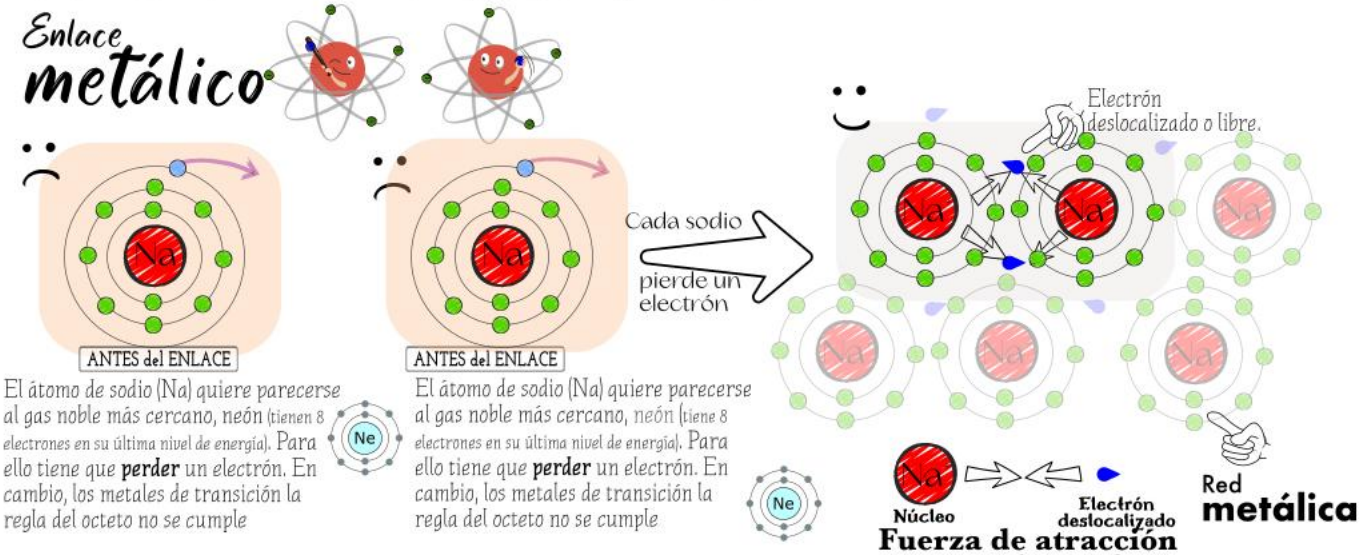


Otros ejemplos de moléculas covalentes polares son agua (H_2O), el amoníaco (NH_3), el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el metanol (CH_3OH).

1.1.3 Enlace metálico

El **enlace metálico** es la fuerza de atracción electrostática 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^{+}, Cu^{2+}, Mg^{2+}. 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.



1.2 Enlaces débiles o intermoleculares -entre átomos de distintas moléculas-

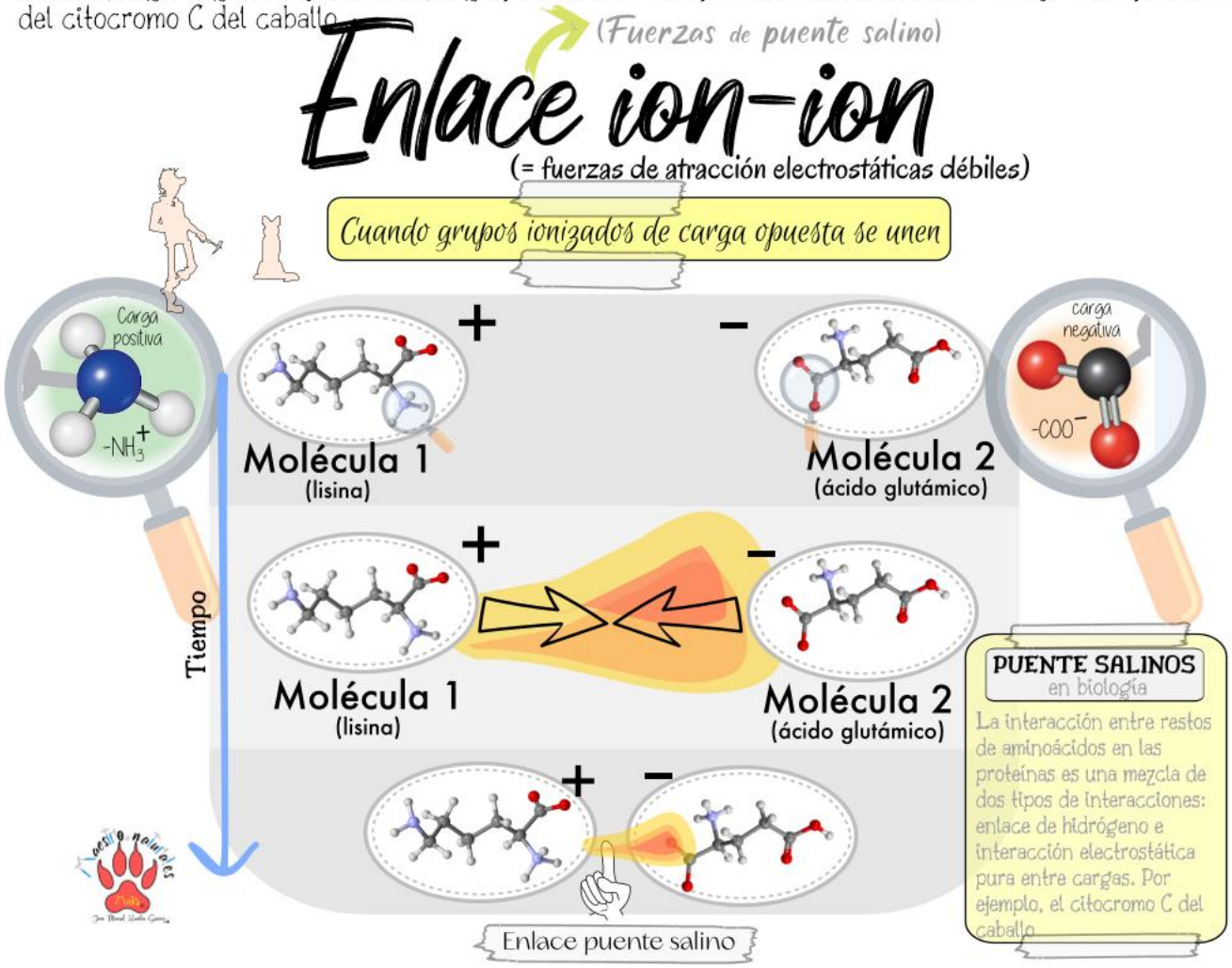
Los **enlaces débiles** o **intermoleculares** son fuerzas electrostaticas de atracción débil que unen moléculas entre sí o parte de una sola molécula. Su intensidad es inferior a los enlaces fuertes.

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.

1.2.1 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.

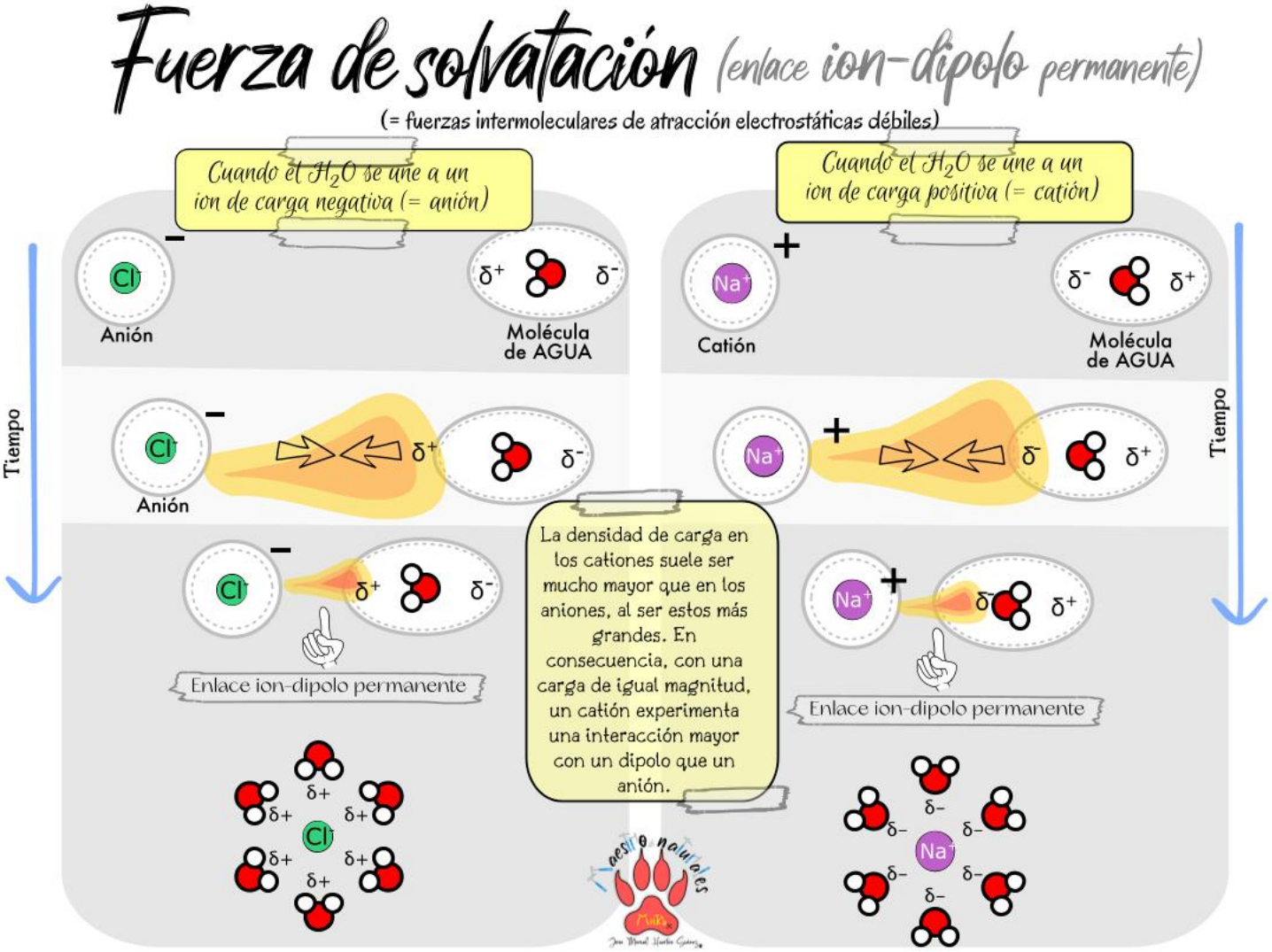


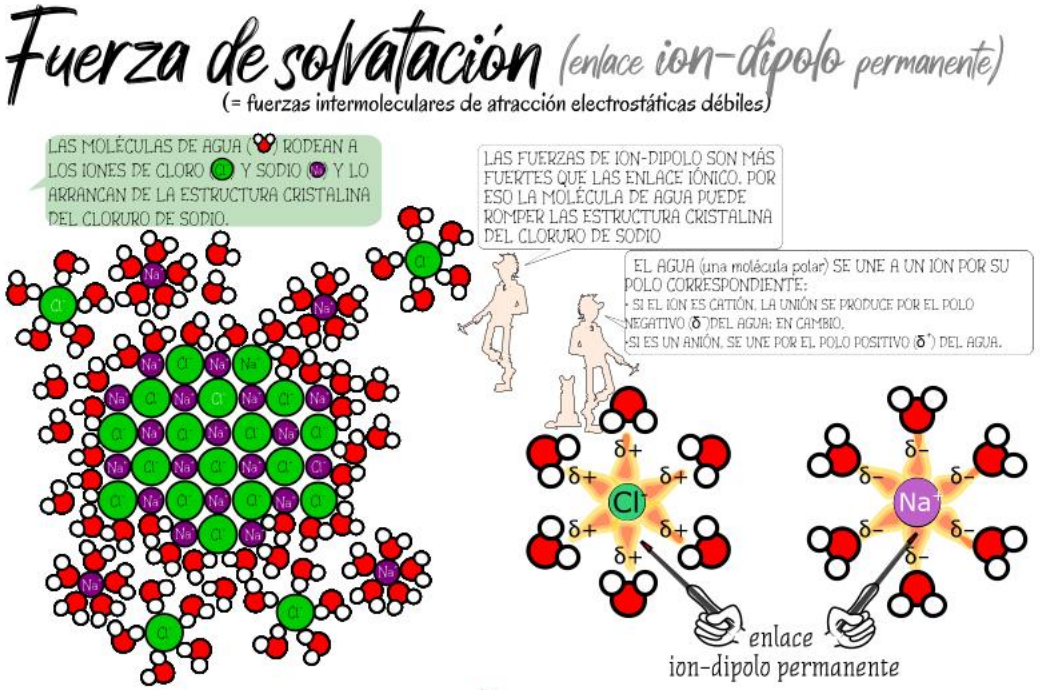
11 Ejercicio resuelto. ¿Qué diferencia hay entre un enlace puente salino y un enlace puente de hidrógeno

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.

1.2.2 Fuerzas de ion-dipolo permanente

El **enlace ion-dipolo permanente** es una fuerza intermolecular electroestática 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**





1.2.3 Fuerzas de Puente de hidrógeno

El **enlace de puente de hidrógeno** es una fuerza intermolecular o intramolecular electroestática de atracción débil entre una molécula que presenta un átomo de hidrógeno (H) electropositivo (δ^+) y una molécula vecina con átomos fuertemente electronegativos (δ^-) 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 (δ^+). Puende ocurrir dos casos:

CASO 1

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

CASO 2

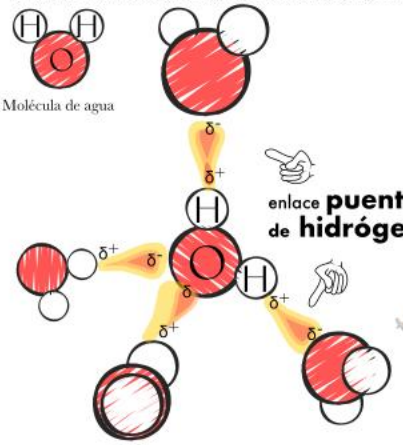
Que el átomo de hidrógeno (H) electropositivos (δ^+) de una molécula se junte débilmente con la región más electronegativa (δ^-) de la misma molécula (son los grupos funcionales del tipo -OH, -NH y FH)

¡Aquí actúa como **enlace intramolecular**!

Agua líquida

δ^+ δ^-

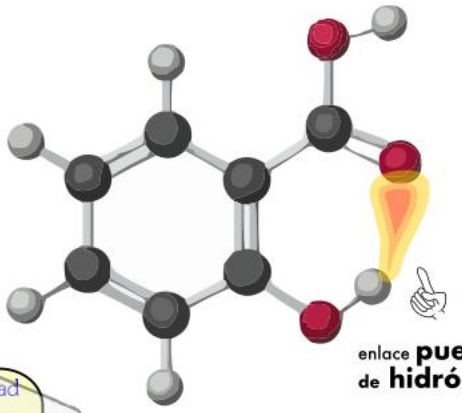
(= fuerzas intermoleculares de atracción electrostáticas débiles)



LA FUERZA DE ATRACCIÓN ENTRE LOS MOLÉCULAS DE AGUA o CADENAS DE NUECLEÓTIDOS, 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!)

Ácido salicídico

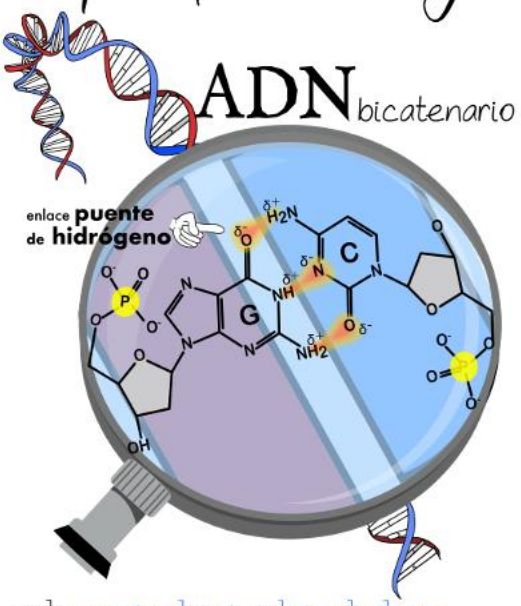
(= fuerzas intramoleculares de atracción electrostáticas débiles)



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).

12 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

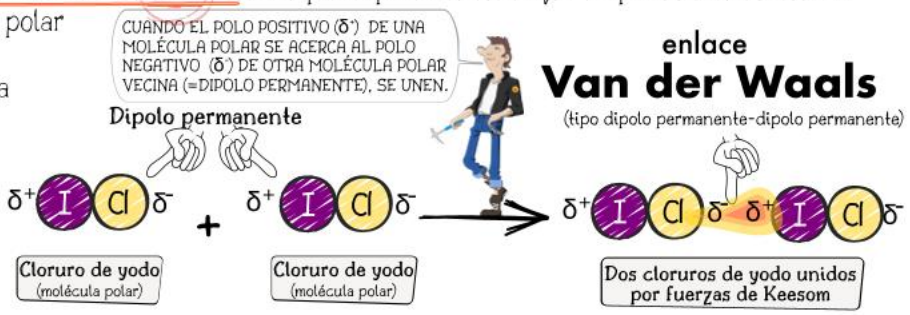


1.2.4 Fuerzas de Van der Waals

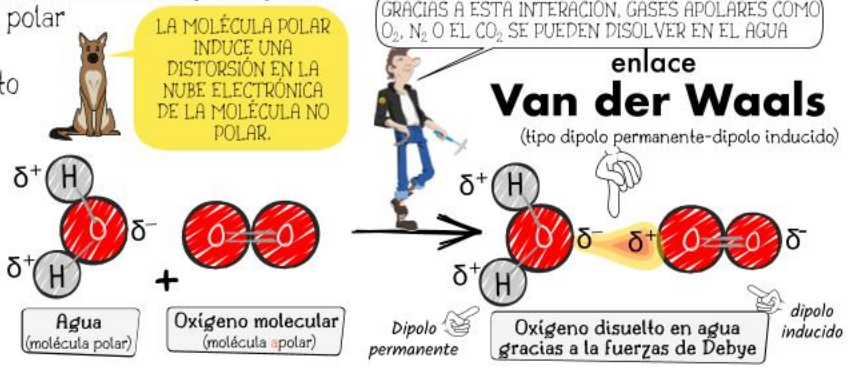
El **enlace de Van der Waals** es una combinación de fuerzas intermoleculares electroestáticas de atracción débil entre moléculas. Por tanto, el término fuerzas de Van der Waals es una **denominación genérica** que engloba a: las fuerzas de Keesom entre dipolos moleculares permanentes; las fuerzas de 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 electroestáticas de atracción débil entre dipolos permanentes que se producen cuando el polo positivo (δ^+) de una molécula polar (=dipolo permanente) se acerca al polo negativo (δ^-) de otra molécula polar vecina (=dipolo permanente).

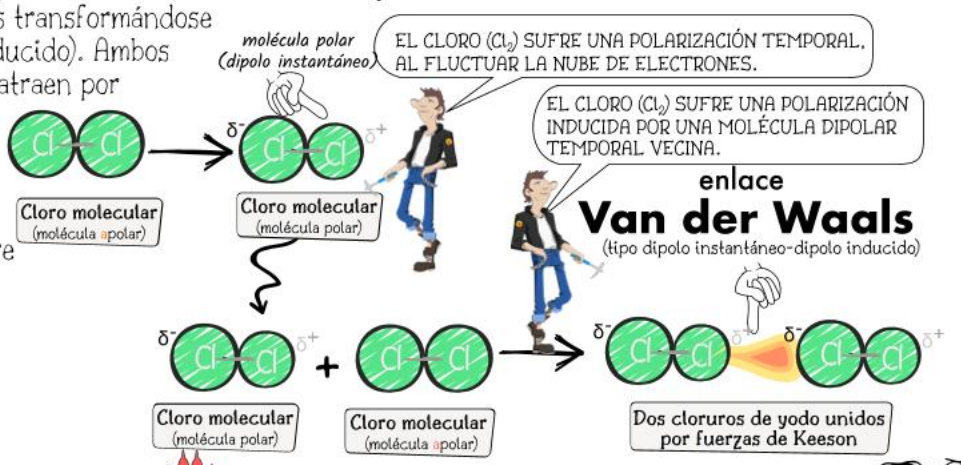


Interacciones dipolo permanente–dipolo inducido (fuerzas de Debye) son fuerzas intermoleculares electroestáticas de atracción débil entre una molécula dipolar y una molécula no polar. Cuando una molécula polar se aproxima a una molécula no polar, se produce en esta última un desplazamiento de la nube 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.



Interacciones dipolo instantáneo–dipolo inducido (fuerzas de London) son fuerzas intermoleculares electroestáticas 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).

Cuando 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.



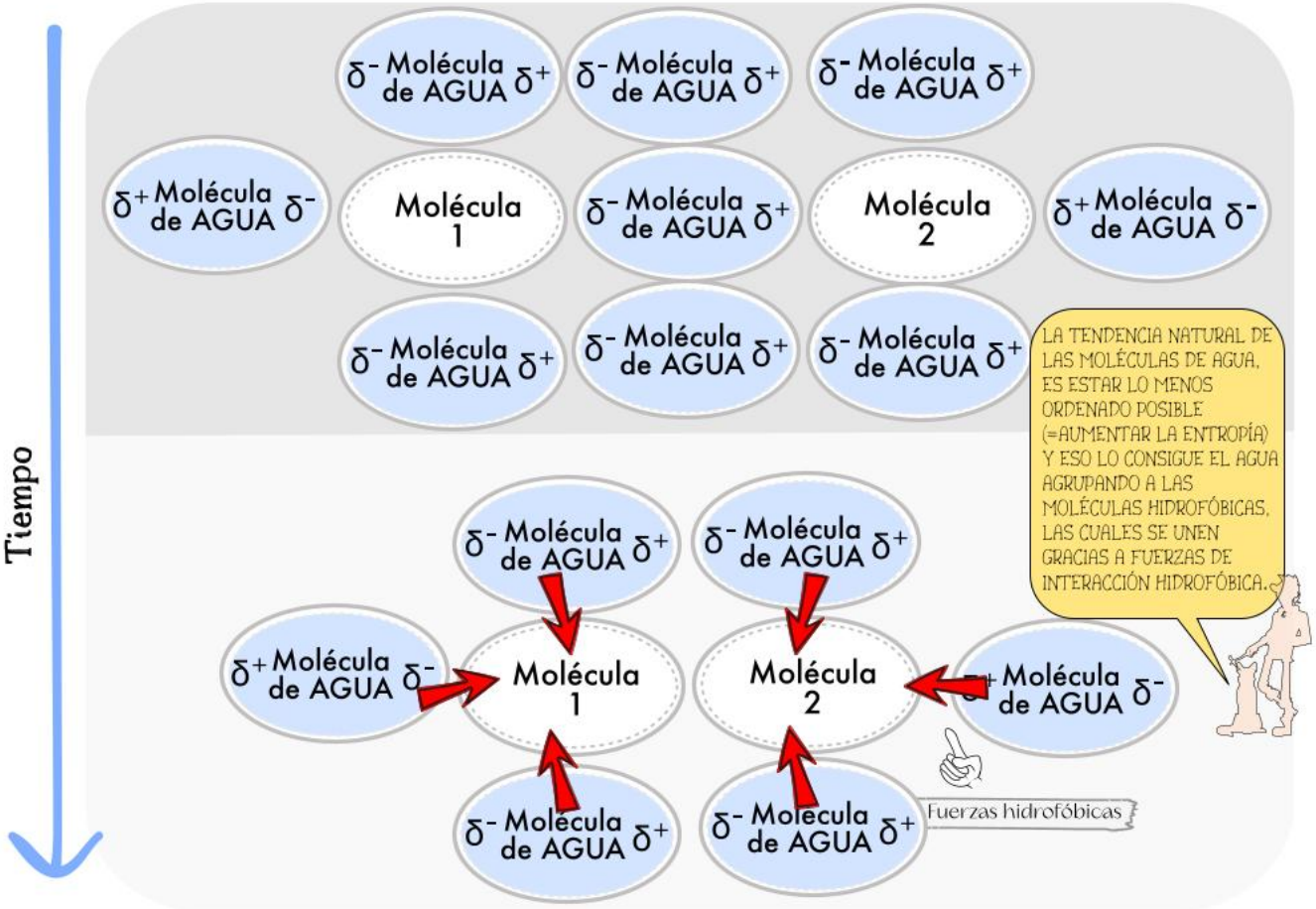
1.2.5 Fuerzas hidrofóbicas

Las **fuerzas hidrofóbicas** **no** son fuerzas electroestáticas 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 interaccion hidrofóbica en vez de fuerzas hidrofóbicas, vaya lio, ¿no?

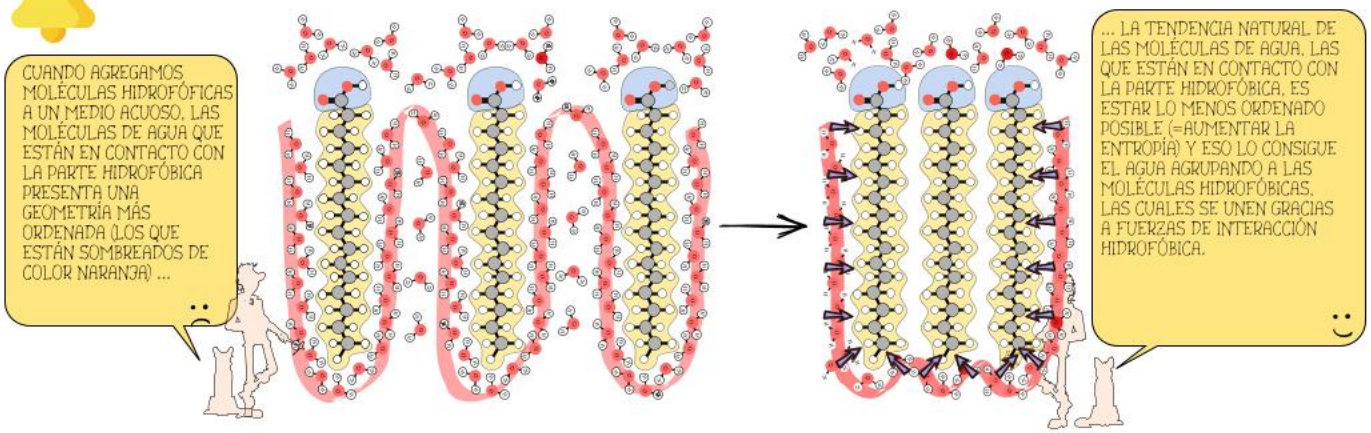
Fuerzas hidrofóbicas

(= efecto hidrofóbico de moléculas apolares)

La presencia de H2O obliga a las moléculas apolares a juntarse

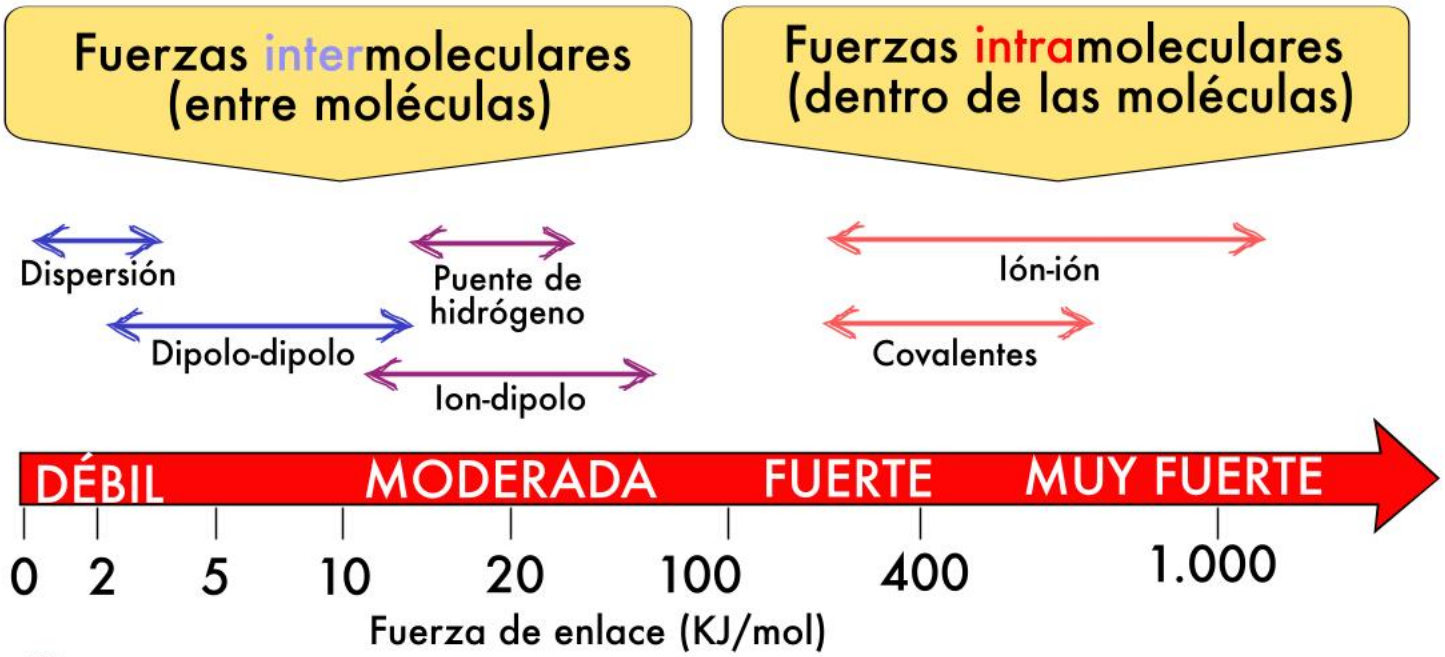


13 Rellena los bocadillos para explicar las fuerzas hidrofóbicas.



ANEXO 1

14 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

Tipo de enlace → / Diferencias ↓	Enlaces químicos fuertes (enlaces **intra**moleculares)	Enlaces químicos débiles (enlaces **inter**moleculares)
¿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.