

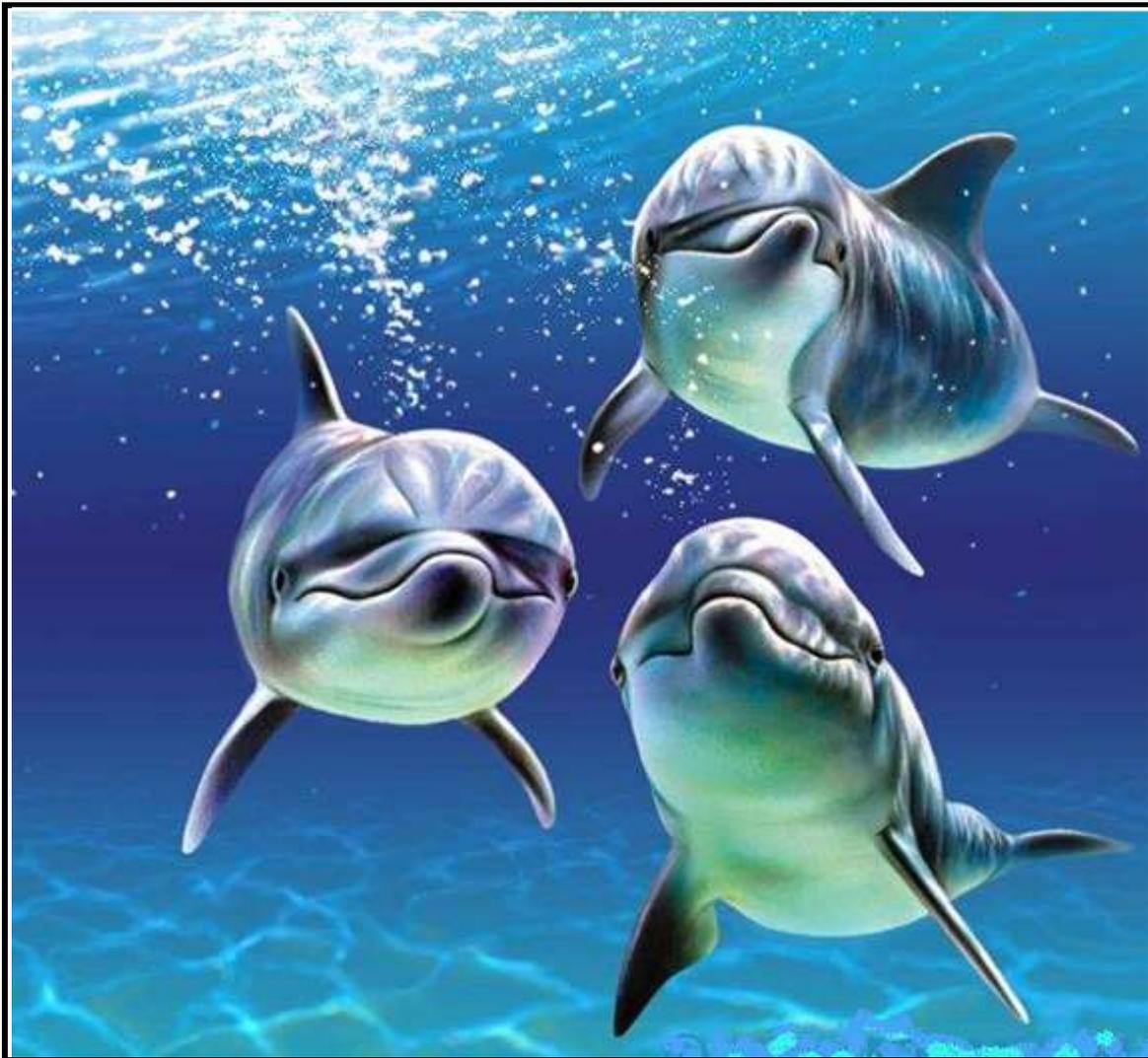


Colegio San Sebastián Santiago Centro
Depto. Ciencias área Química
Profesora Sra. Glenda Torres P.

UNIDAD 1

EL AGUA Y SUS PROPIEDADES

Alumno(a):
Curso :



EL AGUA

EL AGUA EN NUESTRA VIDA

El agua es un componente de nuestra naturaleza que ha estado presente en la Tierra desde hace más de 3.000 millones de años, ocupando tres cuartas partes de la superficie del planeta. Es un recurso natural renovable. Durante el ciclo del agua se presentan diferentes fenómenos, tales como: precipitación, evaporación, condensación, solidificación, fusión, transpiración, destilación, solubilización de materia inorgánica y orgánica, efectos en el clima y en el desarrollo de la vida entorno al agua.



Nuestro planeta Azul

Si pudiéramos observar nuestro planeta desde el espacio exterior veríamos que está cubierto en un 75 % de agua. Claro que el 97,5 % es agua salada y sólo el 2,5 % es agua dulce.



Sin embargo la mayor parte de esta agua dulce, 69,7 %, no se encuentra disponible, ya que se ubica en los cascos polares de nuestro planeta, el 30 % se encuentra en ríos subterráneos y el 0,3 % está ríos y lagos. De estos dos últimos sólo el 1% está disponible.

La forma en que las moléculas de H₂O se unen entre sí determinará la forma en que encontramos el agua en nuestro entorno; en estado líquido: en lluvias, ríos, océanos, en el cuerpo humano, en los vegetales etc., como sólido: en témpanos, granizo, nieve, hielo, etc., o como gas: en las nubes o en el vapor de una olla cuando hierve.

EL AGUA EN LOS SERES VIVOS

El agua es el constituyente más abundante de la materia viva; algunos animales acuáticos llegan a estar formados por un 98 % de ésta (ejemplo: medusas y algas), los organismos vivos que menos agua tienen, poseen un 50 % de su peso corporal (por ejemplo los exoesqueletos, tales como los zancudos). El agua en los animales forma parte de la saliva, el sudor, la sangre, y todos los fluidos biológicos.

	% Agua		% Agua		% Agua		% Agua
	70		87		65		76
	95		97		78		98

Es vital para la vida humana, pues representa aproximadamente el 70% del peso corporal. Una persona que pierde el 20 % de su contenido de agua está en riesgo vital.

Las funciones del agua en los seres vivos:

1	<i>Es vía de transporte y solvente de gran cantidad de sustancias esenciales, tanto de las nutritivas como las de desecho.</i>
2	<i>En ella se producen la mayoría de las reacciones del metabolismo.</i>
3	<i>Es la reguladora de la temperatura corporal, a través de la respiración y transpiración.</i>
4	<i>Da flexibilidad y elasticidad a los tejidos (tendones, cartílagos, etc.) y a las articulaciones, actuando como lubricante y amortiguador.</i>

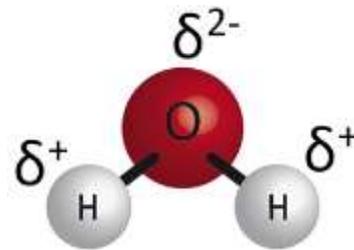
Las necesidades de agua se satisfacen ingiriendo todo tipo de alimentos y bebiendo agua. Perdemos alrededor de 2,5 litros diarios de agua, en condiciones normales, a través de: la orina, las heces, el sudor, lágrimas y la respiración.

La deshidratación puede tener efectos nocivos para la salud en general, ya que al espesarse la sangre, disminuye el transporte de O_2 hacia la musculatura, lo que provoca una disminución del rendimiento y un aumento de los calambres musculares. Los tejidos corporales como tendones y ligamentos pierden elasticidad y son más propensos a sufrir lesiones. Asimismo, aumenta la concentración del ácido láctico y como consecuencia, aparece el cansancio. Además, aumentan los niveles de amoníaco en el cerebro, lo que hace disminuir la concentración y la coordinación.

Podemos vivir unos meses sin alimento pero únicamente unos días sin agua. Sólo el oxígeno supera al agua como elemento vital.

QUÍMICA DE LA MOLÉCULA DE AGUA

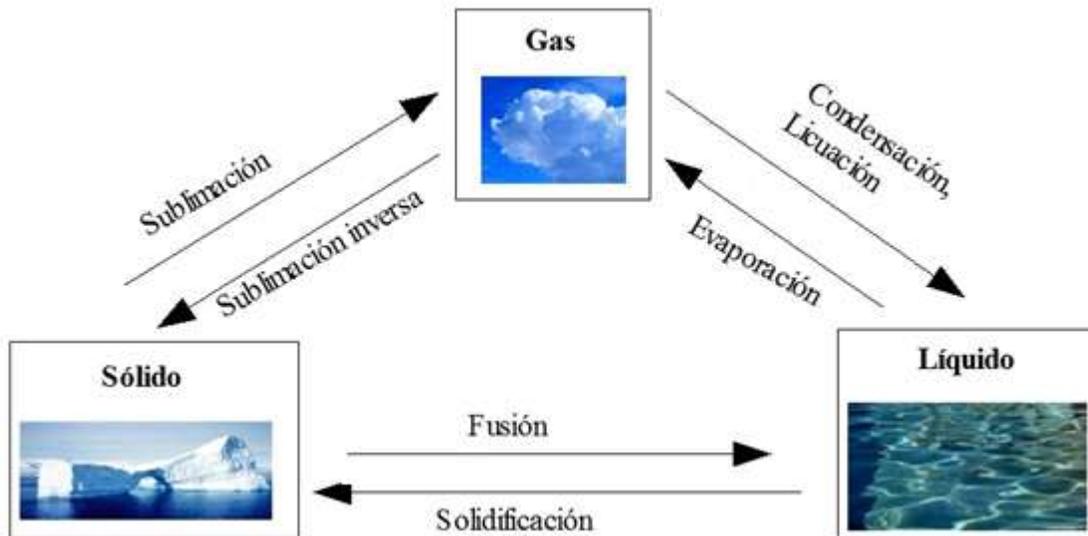
El agua está compuesta por 2 átomos de Hidrógeno y 1 de Oxígeno en su unidad mínima. La molécula tiene geometría angular, con un ángulo de $104,5^\circ$. Como consecuencia de su estructura asimétrica y la diferencia de electronegatividad de sus componentes, la molécula de H_2O es **fuertemente polar**.



ESTADOS FÍSICOS DEL AGUA

Los estados físicos del agua dependen de la temperatura y la presión.

El agua es la única sustancia que existe de modo natural en los tres estados de la materia: sólido, líquido y gas.



La fusión, evaporización, ebullición y sublimación de cualquier sustancia incluyendo el agua requieren calor; ocurren cuando aumenta la temperatura o cuando disminuye la presión.

La solidificación, congelación, condensación, licuefacción y sublimación inversa ceden calor y ocurren cuando baja la temperatura o aumenta la presión.

El agua pasa del estado líquido al sólido, y por lo tanto se convierte en hielo, a los 0 °C, esto permite que los océanos, los lagos y los ríos se congelen empezando por la superficie, y la capa de hielo que se forma protege a los seres vivos que habitan por debajo de dichas aguas, ya que el agua del fondo queda resguardada del frío exterior, presentando temperaturas de entre 4 y 5 °C, lo que permite la supervivencia de algunas especies acuáticas. Esta característica aislante se aprovecha para construir los Iglúes.

El agua puede existir en estado sobre enfriado, es decir, que puede permanecer en estado líquido aunque su temperatura esté por debajo de su punto de congelación.

		
SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
Forma y volumen propio. Difusión muy lenta de las partículas. En la estructura cristalina del hielo, los átomos de oxígeno se ordenan en anillos hexagonales flexionados, dispuestos en capas, esta estructura deja muchos espacios vacíos.	Adopta la forma del envase que lo contiene. Volumen propio. Incompresible. Difusión lenta de las partículas. Se encuentra en estado líquido entre 0 °C y 100 °C	Sin forma ni volumen propio. Compresible. Expandible. Las moléculas están desordenadas libremente, la interacción entre ellas es despreciable.
Polos, glaciares, hielo, nieve, granizo y Escarcha	Lluvia, rocío, lagos, ríos, mares y océanos	Niebla y nubes

CICLO HIDROLÓGICO

El agua se ha conservado casi sin cambio tanto en cantidad como en tipo desde que se formó la Tierra, pues se ha reciclado a través del **ciclo hidrológico**





Aunque el agua está en movimiento constante, se almacena temporalmente en los océanos, lagos, ríos, arroyos, cuencas y en el subsuelo. Nos referimos a estas fuentes como aguas superficiales y aguas subterráneas.

El sol calienta el agua superficial de la tierra, lluvias, deshielos o nieve, produciendo la **evaporación** que la convierte en gas. Este vapor de agua se eleva hacia la atmósfera donde se enfría, produciéndose la **condensación**. Así se forman pequeñas gotas, que se juntan y crecen hasta que se vuelven demasiado pesadas y regresan a la tierra como **precipitación**. El agua que sobra se mete a la tierra a través del proceso llamado **infiltración**, que se produce cuando el agua penetra al subsuelo y es conducida a capas más profundas traspasando a través de los mantos rocosos, por pequeñas grietas, formando las napas subterráneas.

Si la precipitación continúa cayendo a la tierra hasta que ésta se satura, el agua excedente pasa a formar parte de las aguas superficiales, **escorrentía**.

Tanto las aguas superficiales como las aguas subterráneas finalmente van a dar al océano.

DUREZA DEL AGUA

Se dice que un agua es dura cuando presenta una elevada concentración de impurezas, tales como **sales, metales pesados y materia orgánica**, que viene generalmente determinada por la naturaleza geofísicas de las zonas de abastecimiento.

Se dice que el agua es blanda cuando la concentración de estos iones es pequeña, inferior a 60 mg de CaCO_3 por litro, mientras que un valor superior a 270 mg de CaCO_3 por litro indica que el agua es dura.

La **dureza total** es la suma de los iones metálicos químicamente bivalentes disueltos en agua, en especial **iones de calcio** [Ca^{2+}] e **iones de magnesio** [Mg^{2+}], que provienen de la erosión y desintegración de rocas calcáreas y sedimentos varios presentes en el medio ambiente.

De acuerdo a la ecuación general:



La dureza total se subdivide en la **dureza de carbonatos o temporal** y la **dureza de sulfatos o permanente**.

Cuando se hierve el agua con dureza temporal, los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} precipitan en forma de carbonatos y forman depósitos de color claro llamados sarro (CaCO_3).



Esos materiales sirven a los peces como minerales para la construcción del esqueleto, los caracoles de agua para construir sus conchas, etc. En la naturaleza los animales se han adaptado en el curso de la evolución a una cierta dureza y han ajustado su metabolismo a esto.

Los principales inconvenientes de la dureza son:

- Los jabones y detergentes forman con los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} compuestos insolubles, que disminuyen el poder espumante, la mojabilidad y la detergencia de estas disoluciones. En agua dura, se pierden las 2/3 partes del producto detergente usado.
- La piel posee un pH ácido, que evita la proliferación de bacterias. Si se utiliza un agua dura la piel se vuelve alcalina por la acción del jabón, ya que si se eliminan mal los depósitos jabonosos se posibilita la infección, produciéndose, granos, picazones, sequedad en la dermis, tacto rugoso y deterioro del cabello.
- Existe una asociación entre las aguas duras y la nefrolitiasis (piedras en el riñón).
- Los depósitos de sarro disminuyen el rendimiento de la transmisión de calor en los equipos industriales y además, pueden provocar su corrosión.
- Deterioro prematuro de la ropa, vajilla, electrodomésticos y grifería.

PROPIEDADES FÍSICO-QUÍMICAS DEL AGUA

1. Acción disolvente
2. Alta fuerza de cohesión
3. Temperatura de Ebullición en relación a la presión
4. Temperatura de Fusión
5. Elevado calor latente de fusión y de vaporización
6. Gran calor específico
7. Alta Tensión Superficial
8. Bajo grado de ionización
9. Densidad
10. Propiedades organolépticas

1. ACCIÓN DISOLVENTE

El agua es considerada como **disolvente universal**, ya que tiene un amplio rango de temperaturas entre las cuales se mantiene en estado líquido (0 –100 °C), es abundante, disponible y económica, disuelve la mayoría de las sustancias polares e iónicas.

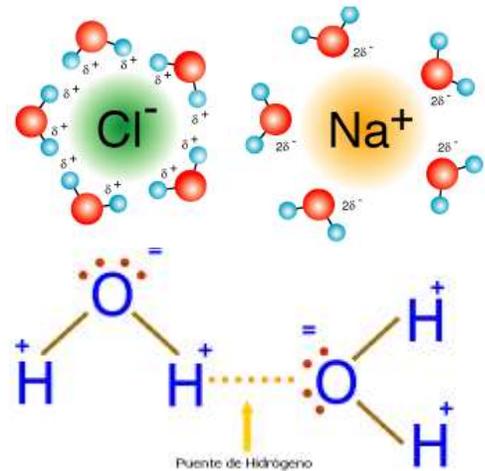
Los factores que influyen en la solubilidad de una sustancia en otra son principalmente: **la naturaleza del soluto y del solvente y la temperatura.**

En la disolución de compuestos iónicos o moléculas polares el agua disuelve por **solvatación**, rompiendo la estructura del cristal. Los iones solvatados se mueven libremente en el seno de la solución.

Es decir, existe mayor atracción electrostática del agua por la sustancia iónica o polar que por otra molécula de agua.

El agua disuelve también, total o parcialmente compuestos que puedan formar **Puentes de Hidrógeno**. Las sustancias a disolver deben contener en su molécula: Hidrógeno y algún átomo muy electronegativo, por ejemplo flúor, oxígeno o nitrógeno, por ejemplo: azúcar, etanol, amoníaco, etc.

Sin embargo el agua no disuelve moléculas apolares, tales como: aceites, grasas y muchos derivados del petróleo.



2. ALTA FUERZA DE COHESIÓN

Los **Puentes de Hidrógeno** mantienen a las moléculas fuertemente unidas, formando una estructura compacta, cada molécula de agua está rodeada de otras cuatro moléculas de agua en forma tetraédrica, esto la convierte en un líquido casi incompresible.

Los puentes de hidrógeno le confieren al agua un punto de ebullición mayor al esperado dado su peso molecular.

Tabla de Puntos de ebullición relacionados a la Masa Molecular y la capacidad de formar puentes de hidrógeno

Sustancia	Masa Molar g / mol	T° eb. °C	Sustancia	Masa Molar g / mol	T° eb. °C
Metano, CH ₄	16	-162	Amoniaco, NH ₃	17	- 33,35
Etano, CH ₃ CH ₃	30	- 89	Agua, H ₂ O	18	100
Propano, CH ₃ CH ₂ CH ₃	44	- 42	Sulfuro de H, H ₂ S	34	- 60
Butano, CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	58	0	Etanol, CH ₃ CH ₂ OH	46	78.5

3. TEMPERATURA DE EBULLICIÓN EN RELACIÓN A LA PRESIÓN

Cuando un líquido se calienta en un recipiente abierto a la atmósfera, la temperatura a la que se produce la vaporización de todo el líquido, y no sólo el de la superficie, se conoce como punto de ebullición. Las burbujas que se producen en el interior del líquido suben a la superficie y escapan, ejerciendo presión, hasta igualar la presión atmosférica. Para el agua, a 1 atm. de presión (760 mmHg) la **T° de ebullición es de 100 °C**.



En sectores de menor presión el agua hierve a una temperatura menor a la normal y en sistemas presionados el agua hierve a una temperatura mayor.

Por ejemplo en la cima del monte Everest, una taza de té se podría calentar hasta los 70 °C.

Tabla de T° de ebullición del agua en distintas condiciones de Presión.

T° ebullición °C	Presión mmHg	Presión atm
0	4,6	0,006
25	23,8	0.313
90	525,8	0,692
99	733,2	0,965
100	760,0	1,000
110	1074,6	1,414
120	1489,1	1,959

4. TEMPERATURA DE FUSIÓN

La **fusión** es el cambio de estado de sólido a líquido.

Cuando un sólido cristalino se calienta, sus átomos, iones o moléculas vibran con más energía, cuando se alcanza la temperatura en la que las vibraciones alteran la estructura cristalina; los átomos, iones, o moléculas pueden deslizarse unos sobre otros; el sólido pierde su forma definida y se convierte en un líquido, en este punto se tiene la temperatura de fusión. Mientras el sólido se funde la temperatura permanece constante. El proceso inverso, la conversión de líquido en sólido se llama solidificación (o congelación).

La **T° de fusión del agua es 0 °C** en condiciones de presión atmosférica Standard.

Tabla de T° de fusión de distintas sustancias.

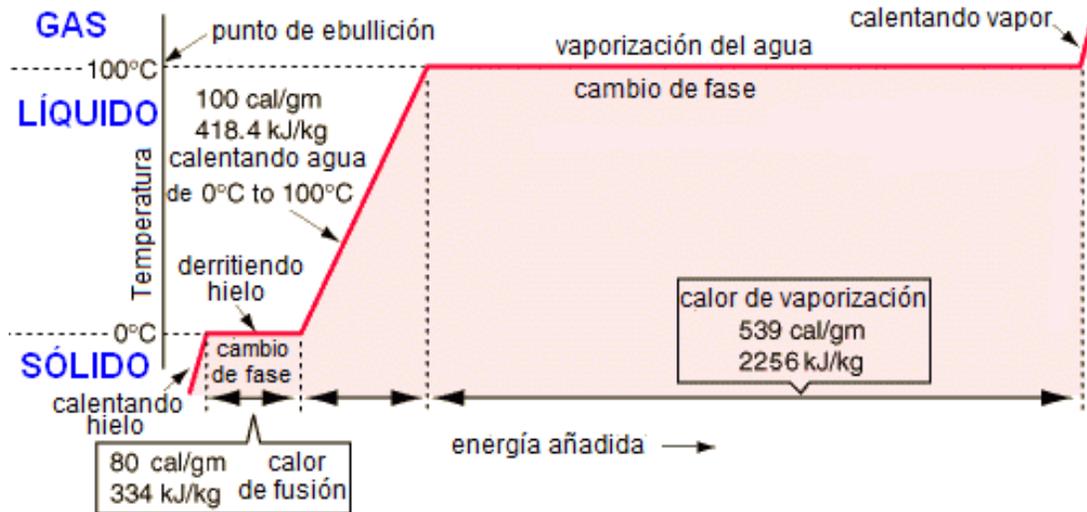
Sustancia	T° de fusión °C
Mercurio, Hg ⁰	- 38,9
Sodio, Na ⁰	97,8
Metanol, CH ₃ OH	- 97,7
Etanol, CH ₃ CH ₂ OH	- 114,0
Agua, H ₂ O	0,0

5. ELEVADO CALOR LATENTE DE FUSIÓN Y DE VAPORIZACIÓN

Las fuerzas de atracción entre las moléculas de agua en estado líquido son mayores que las que existen en el estado sólido.

Si calentamos un trozo de hielo que esté a $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$, el calor aplicado sirve para elevar su temperatura hasta que comienza a fundirse a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, conocido como punto de Fusión, por cada gramo de hielo que se está fundiendo debo aplicar 80 calorías y la temperatura permanece constante, esta constancia se explica porque el calor es ocupado en la ruptura de los puentes de hidrógeno del hielo. Una vez que se ha derretido, si seguimos aplicando calor al agua líquida inicialmente a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, ésta se va calentando hasta que a los $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, las interacciones entre las moléculas de líquido se van rompiendo y se transforma en vapor. Durante la vaporización la temperatura permanece constante y se denomina punto de ebullición. El calor utilizado para evaporar cada gramo de agua líquida es de 540 calorías.

Estos calores de fusión y de vaporización son diferentes y nos muestran las fuerzas relativas de los puentes de hidrógeno en el agua sólida y líquida.

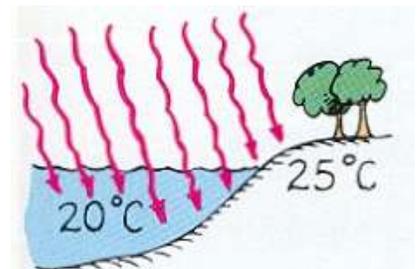


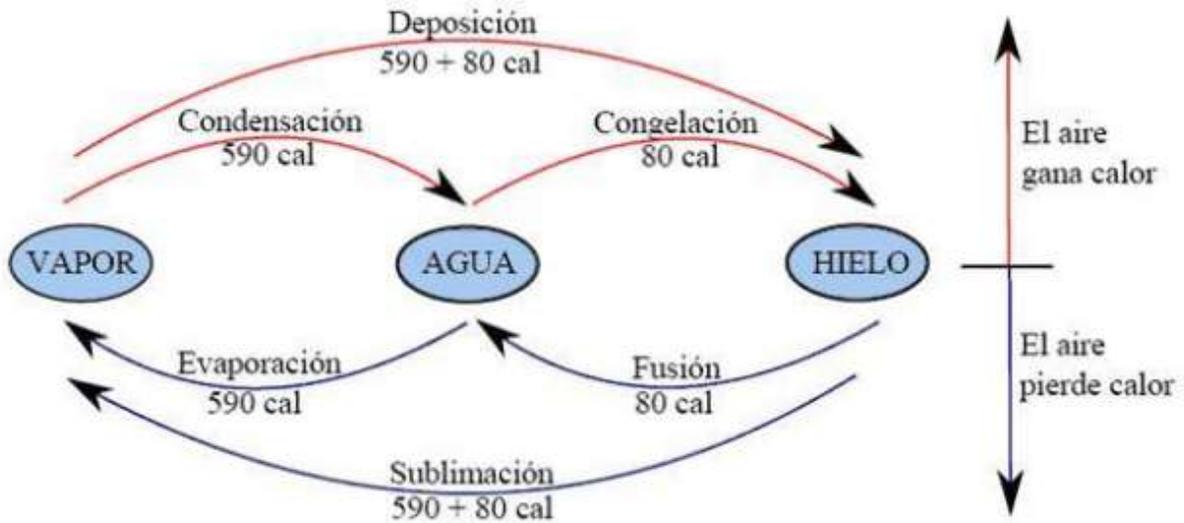
6. GRAN CALOR ESPECÍFICO

El calor específico es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado Celsius la temperatura de un gramo de materia.

El agua absorbe grandes cantidades de calor que utiliza en romper los **puentes de hidrógeno**. Su temperatura desciende más lentamente que la de otros líquidos a medida que va liberando energía al enfriarse y a su vez requiere de gran cantidad de energía para elevar su temperatura. Esta propiedad, permite al citoplasma acuoso servir de protección para las moléculas orgánicas en los cambios bruscos de temperatura.

También permite que el agua sea un moderador climático. Durante el verano, el calor es almacenado por el océano, lo que reduce la amplitud de la variación estacional de la temperatura. En invierno el calor es irradiado por el océano y permite moderar las bajas temperaturas de esta época. Este efecto es notorio cuando se comparan los climas moderados de las zonas costeras con los calurosos veranos y fríos inviernos de las tierras interiores.



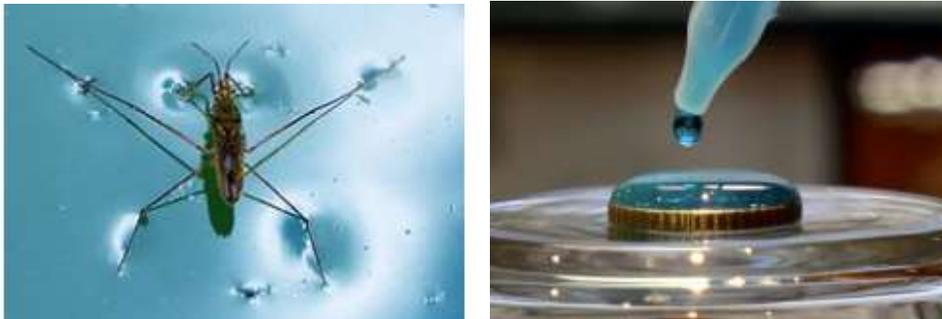


Calor específico del agua sólida (hielo)	0.487 cal/g °C
Calor específico del agua líquida	1.000 cal/g °C
Calor esp. del agua gas a 1 atm. de presión	0.462 cal/g °C

Tabla de Calor Específico de distintas sustancias
 En los metales, que tienen una capacidad calorífica menor, es decir, se pueden calentar más fácilmente y también se pueden enfriar más rápidamente.

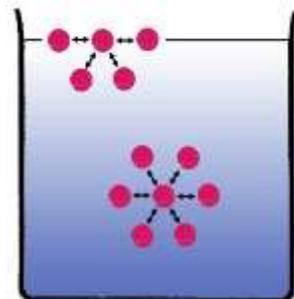
Sustancia	Calor Específico cal / g °C
Agua	1.000
Aceite de oliva	0.470
Aluminio	0.210
Mercurio	0.035

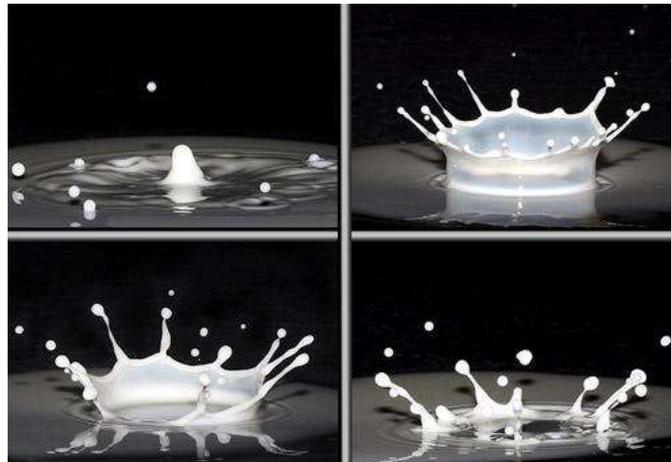
7. ALTA TENSION SUPERFICIAL



La **Tensión Superficial** es la tendencia de un líquido a disminuir la superficie de contacto con el aire.

La tensión superficial del agua es mucho mayor que la de otros líquidos, también es consecuencia de los **puentes de hidrógeno**, al establecerse entre éstas y otras moléculas polares, una alta fuerza de cohesión dirigida hacia el interior del líquido: por ejemplo la formación de gotitas de agua al caer la lluvia, o el hecho de que un zancudo se pose sobre la superficie del agua como si se tratase de una superficie plástica.

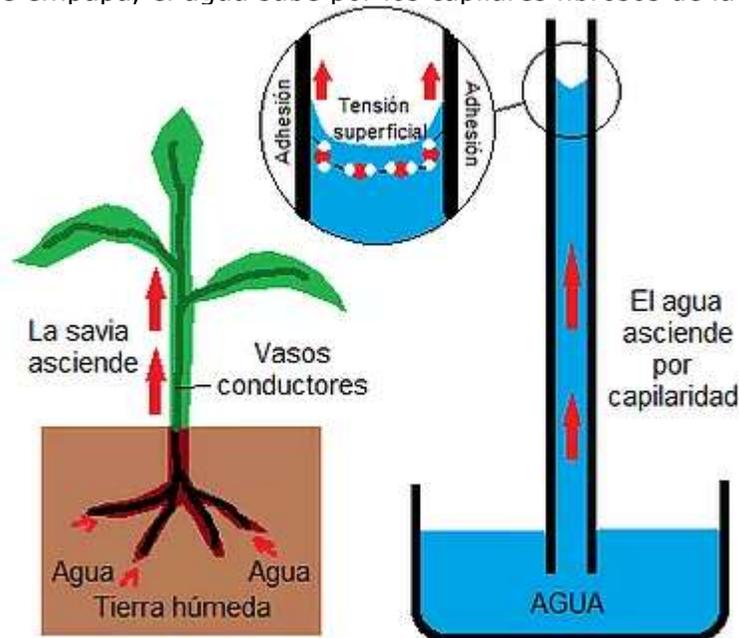




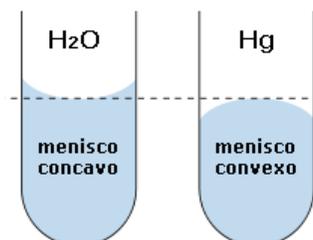
La capilaridad también es directamente proporcional a la fuerza de los Puentes de Hidrógeno y el ascenso capilar es en sí un método sencillo para medir la tensión superficial.

Si en el interior de un capilar sube una fina película de agua, se debe a las fuerzas adhesivas entre el agua y el vidrio (el agua moja al vidrio). Se forma un menisco cóncavo, por debajo del nivel de la línea de contacto vidrio / agua.

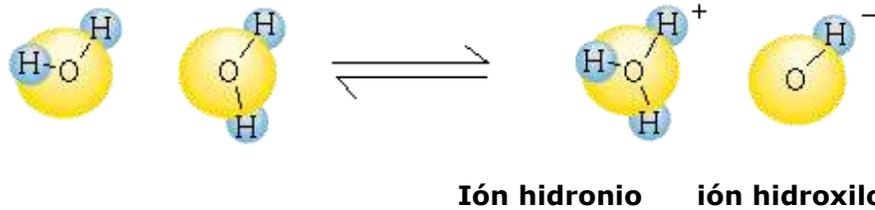
Ejemplos de capilaridad son, el ascenso de la savia desde las raíces hasta las hojas de los árboles y cuando una esponja se empapa, el agua sube por los capilares fibrosos de la celulosa.



Su contraparte es el Mercurio, el cual es utilizado en los termómetros. Éste asciende por dilatación al aumentar la temperatura y su menisco es convexo, es decir, no se adhiere al vidrio.



8. BAJO GRADO DE IONIZACIÓN



El agua es neutra y no conduce la electricidad en estado puro.

Sin embargo, el agua se ioniza, incluso cuando es pura, pero contiene una muy baja concentración de iones. Detectables por conductividad eléctrica, medida que es muy precisa, a 25 °C su $K_w = 1 \times 10^{-14}$, este valor indica que sólo una molécula de cada 10.000.000 está disociada, generando iones positivos (H^+) e iones negativos (OH^-). La concentración de iones H^+ es de 10^{-7} mol/litro en el agua pura. Por esto, el pH **del agua** pura es igual a **7**.

Si al agua se le añade un ácido o una base, aunque sea en poca cantidad, el pH varía bruscamente.

9. LA DENSIDAD

La densidad es una relación entre masa (g) y volumen de solución (mL)

Densidad

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

Para la mayoría de los líquidos se observa un aumento de la densidad con la disminución de la temperatura y en una sustancia sólida su densidad será mayor que en su estado líquido; en cambio, para el agua sucede lo contrario debido a que ésta se dilata en su estado sólido.

El paso de agua líquida a hielo (a 0 °C) va acompañado de un aumento de volumen disminuyendo su densidad. Esta hace que el hielo flote sobre el agua y produce importantes fenómenos mecánicos de rotura y disgregación de las rocas cuando se congela dentro de las grietas.

El agua en estado sólido presenta estructura cristalina abierta con canales hexagonales lo cual determina su mayor volumen respecto a la misma cantidad de agua líquida.

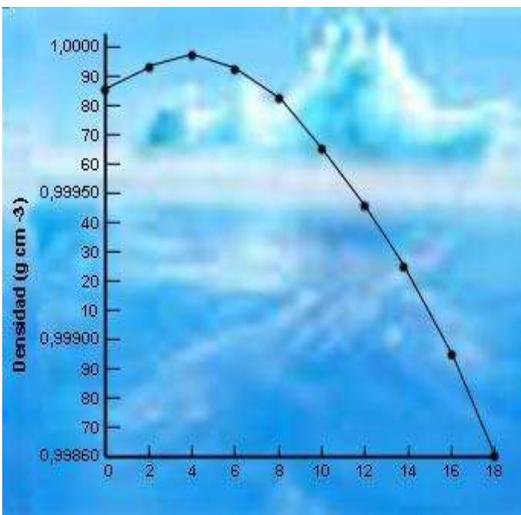


Tabla de densidad del agua en relación a su estado físico.

Temperatura °C	Estado	Densidad g/mL
- 6	sólido	0.91750
0	sólido	0.91700
0	líquido	0.99987
3.98	líquido	1.00000
20	líquido	0.99823
100	líquido	0.95838



10. PROPIEDADES ORGANOLÉPTICAS

El agua pura es incolora, inodora e insípida, es decir sin color, sin olor y sin sabor. No obstante, en el medio natural el agua dista mucho de ser pura y presenta propiedades que afectan a los sentidos y se denominan propiedades organolépticas, distinguiéndose fácilmente la temperatura, el sabor, el olor, el color, la turbidez, la viscosidad y el sentido táctil.

La transparencia del agua deja pasar totalmente la luz visible, lo cual implica que al pasar la luz se puede verificar el proceso de fotosíntesis, y que este proceso se restringe en la medida que aumenta la turbidez.

CONTAMINACIÓN DEL AGUA

La naturaleza, es considerada como un sistema en equilibrio, en el cual, los organismos vivos producen sustancias que son utilizadas por otros y así sucesivamente.

La contaminación surge cuando los residuos producidos por los seres vivos (desde microorganismos hasta el hombre) sobrepasan la capacidad de utilización de éstos y, por lo tanto, provocan una alteración del equilibrio y se pone en riesgo la sobrevivencia de las especies.

El ecosistema acuático es extremadamente susceptible a sufrir contaminación o contaminación, derivadas de actividades humanas, ya que ésta contaminación tiene como destino final su acumulación en ríos, océanos, lagos y/o lechos subterráneos.



El agua es muy abundante en nuestro planeta, pero se encuentra distribuida heterogéneamente y no está disponible para todo el mundo desde el punto de vista geográfico.

TIPOS DE CONTAMINACIÓN

Contaminación Natural. Es aquella en la que no interviene el ser humano, por ejemplo, los animales que van a morir a lechos de ríos se descompondrán y contaminarán el agua, lechos de ríos que circulan sobre minerales tóxicos necesariamente se irán contaminando, erupciones volcánicas, etc.

Contaminación Artificial. Es la que proviene de alguna actividad del hombre.

FUENTES DE CONTAMINACIÓN ARTIFICIAL

- 1. Aguas Residuales Urbanas:** Son aquellas que arrojamos por nuestros desagües. Contienen: restos de alimentos, detergentes, orinas, excremento, jabón, etc. Son altamente infecciosas y pueden producir enfermedades.
- 2. Aguas Residuales Industriales:** Son aquellas derivadas de procesos industriales, ya sea de fabricación o de lavado de materiales. Pueden contener gran variedad de elementos

dependiendo del tipo de industria; solventes, grasas, metales, barros, colorantes, etc. Por lo tanto son de peligrosidad variable.

3. Aguas Residuales Agrícolas: Tienen contaminantes provenientes de la utilización de productos químicos tales como: fertilizantes, pesticidas, herbicidas, insecticidas y residuos orgánicos. La mayoría productos de alta toxicidad.

4. Procedimientos de Extracción y Transporte de Materias Primas: En los procesos industriales en los cuales el agua se usa para la extracción y/o transporte de materiales, el agua es contaminada con sustancias químicas propias del trabajo realizado. Por ejemplo, el transporte de petróleo por vía marítima, en el cual existe un gran riesgo de derrame y así un gran impacto ambiental negativo.



Las principales formas de contaminación que afectan a nuestras reservas de agua son:

A. Contaminación Biológica: es producida por la presencia de microorganismos patógenos (bacterias, virus, algas, protozoos) en aguas no potables y estancadas. Las que pueden transmitir enfermedades (cólera, tifoidea, disentería, amebiasis, entre otras).

B. Contaminación Térmica: se refiere al aumento localizado de temperatura, en cuerpos de agua, por la eliminación de desechos de faenas industriales que producen reacciones exotérmicas o tienen procesos a altas temperaturas. Este aumento de la temperatura disminuye la disolución de los gases (una menor cantidad de oxígeno disuelto impide la respiración de seres acuáticos); afecta el ciclo reproductivo de ciertas especies marinas; y potencia la contaminación de otras sustancias ya que aumenta la velocidad de las reacciones químicas.

C. Contaminación Física: es producida por la acumulación de sólidos flotantes, material suspendido, material asentable y líquidos insolubles. Estos elementos contaminan, pues bloquean el paso de los rayos solares, interfiriendo la fotosíntesis de algas marinas, en la obtención de alimentos de animales acuáticos y aumentan la absorción de contaminantes químicos o biológicos.

D. Contaminación Química: es la más común y problemática de todas las formas de contaminación, ya que sus efectos son acumulativos y además transcurre mucho tiempo para ser detectada.



Entre los contaminantes químicos se distinguen los:

D.1 Eutróficos: los fertilizantes agrícolas y los detergentes, son arrastrados a ríos y lagos, contienen principalmente iones nitrato (NO_3^-) y fosfato (PO_4^{3-}), generando aguas con alto nivel de nutrientes, que promueven el crecimiento rápido de plantas superficiales (algas) que impiden la oxigenación del agua por que son grandes consumidoras de oxígeno, causando la muerte de las especies que la habitan, generando el deterioro de agua dulce impidiendo su uso (aguas putrefactas).



PURIFICACIÓN Y TRATAMIENTO DEL AGUA

Una de las mayores preocupaciones de la humanidad ha sido, el proveer de agua pura a los seres humanos. Debido al aumento de población y a la escasez de agua pura se han implementado métodos para su recuperación.

Actualmente el suministro de agua limpia está disminuyendo debido a una población, en constante aumento, que extrae agua de los acuíferos a un ritmo mayor del tiempo que tarda en reponerse por medios naturales. Se espera que el consumo agrícola de agua aumente un 17% y el industrial un 60% en los próximos años. Por lo tanto la demanda de agua potable está aumentando rápidamente.

Puesto que las principales fuentes de agua son las aguas superficiales, las cuales ha contaminado el hombre, deben someterse a estrictos tratamientos de purificación antes de ser utilizadas.

Se considera que el agua está contaminada cuando la cantidad y el tipo de sustancias disueltas o en suspensión hacen que su uso o consumo sea peligroso para la salud humana y deben someterse a estrictos tratamientos de purificación antes de ser utilizadas.

