

# EL AGUA

## INTRODUCCIÓN

El agua es un compuesto químico de vital importancia para la biosfera, sin ella sería imposible nuestra existencia, incluso se afirma que la vida comenzó en el agua. Una gran cantidad de reacciones que son indispensables para la vida ocurren en soluciones acuosas.

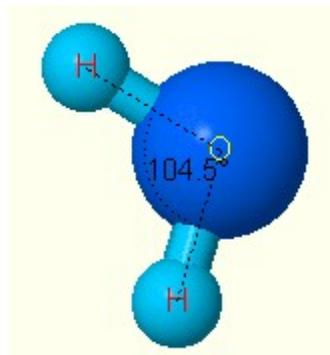
Este compuesto es incoloro, inodoro e insípido. Se encuentra en las tres fases sólido, líquido y gaseoso. Hablamos de hielo para referirnos al agua en estado sólido, vapor de agua, cuando se encuentra en estado gaseoso y simplemente agua, en el estado líquido. El hielo está en los polos, altas cumbres, glaciares, etc. , el vapor de agua se halla en la atmósfera y el agua líquida en los océanos, mares, ríos, lagos, etc.

El paso de hielo a agua líquida se llama fusión y el proceso inverso se denomina congelación. El paso de agua líquida a vapor se llama evaporación y el proceso inverso se denomina condensación.

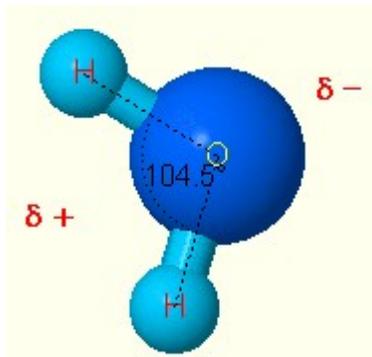
## ESTRUCTURA MOLECULAR DEL AGUA

El agua está constituida por moléculas formadas por dos átomos de hidrógeno ( H ) y uno de oxígeno ( O ) y es por eso que la representamos por  $H_2O$ . Solamente en el estado gaseoso sus moléculas se encuentran libres.

En la siguiente figura se representa una molécula de agua:



El ángulo H – O – H mide  $104,5^\circ$  aproximadamente. Debido a esto y a que los enlaces H – O están polarizados, porque el oxígeno atrae con más fuerza los electrones compartidos que el hidrógeno, la molécula de agua presenta un momento dipolar, con un polo negativo en el átomo de oxígeno y uno positivo donde están los átomos de hidrógeno:



Por causa de que cada átomo de H está unido a un átomo de O que es más electronegativo que él, atrae a los electrones no compartidos del átomo de O de otra molécula, pero sin formar un nuevo enlace covalente. Esto recibe el nombre de puente o enlace de hidrógeno, que es menos fuerte que un enlace covalente.

## PROPIEDADES

### Densidad

La densidad de una sustancia pura ( compuesto o elemento ) es la cantidad de materia existente por unidad de volumen. Se expresa comúnmente en [ g / mL ].

La densidad varía con la temperatura y el estado físico de la sustancia. En el caso de los gases, también es afectada por las variaciones de la presión que actúa sobre él. Si la sustancia se encuentra en estado líquido, al aumentar la temperatura, sin que se produzca un cambio de fase, su densidad disminuye generalmente. Si se encuentra en estado gaseoso y aumenta su temperatura, manteniendo constante la presión, su densidad disminuye.

En nuestro planeta, la densidad máxima del agua es 1 [ g / mL ] y se presenta a 4 [ °C ], por lo tanto se deduce que la densidad del hielo es menor que la del agua líquida ( 0,917 [ g / mL ] ) , y eso explica el hecho de que flota en ella. Esto es muy importante para la vida, porque los lagos, mares, etc. pueden estar cubiertos de hielo, pero no completamente congelados.

Temperatura [ °C ]	Densidad [ g / mL ]
0	0,99982
1	0,99989
2	0,99994
3	0,99998
4	1,00000
5	1,00000
6	0,99999
7	0,99996
8	0,99991
9	0,99985
10	0,99977
20	0,99829
30	0,99571
40	0,99225
50	0,98802
60	0,98313
70	0,97763
80	0,97160
90	0,96506
100	0,95805

Punto normal de fusión ( $t_f^\circ$ )

La temperatura a la cual una sustancia pasa de la fase sólida a la líquida, bajo la presión de 1 atm se le denomina punto normal de fusión.

Punto normal de ebullición ( $t_{eb}^\circ$ )

La temperatura a la cual una sustancia pasa de la fase líquida a la gaseosa, bajo la presión de 1 [ atm ] se le denomina punto normal de ebullición.

Tabla de puntos normales de fusión y puntos normales de ebullición

Nombre	Fórmula	M [ g / mol ]	$t_f^\circ$ [ °C ]	$t_{eb}^\circ$ [ °C ]
Agua	H <sub>2</sub> O	18,02	0	100
Cianuro de hidrógeno	H C N	27,02	- 14	26
Fluoruro de hidrógeno	H F	20,01	- 83	19,4
Amoníaco	N H <sub>3</sub>	17,03	- 77,7	- 33,4
Sulfuro de hidrógeno	H <sub>2</sub> S	34,08	- 82,9	- 59,6
Óxido nitroso	N <sub>2</sub> O	44,02	- 102,3	- 89,5
Óxido nítrico	N O	30,01	- 161	- 151
Metano	C H <sub>4</sub>	16,04	- 182,5	- 161,4
Monóxido de carbono	C O	28,01	- 207	- 192

Al analizar los datos que entrega la tabla, se concluye que el agua presenta un punto normal de fusión y punto normal de ebullición mayores a los esperados, comparándolos con los de compuestos similares al agua.

Esto se debe a que entre las moléculas de agua se forman enlaces o puentes de hidrógeno, por lo tanto se requiere una mayor energía calórica para cambiar de fase sólida a líquida y de líquida a gaseosa.

Los cuatro primeros compuestos de la tabla presentan puentes de hidrógeno entre sus moléculas, pero también hay que considerar otros factores que hacen que el agua aparezca en primer lugar.

Calor específico ( c )

La cantidad de calor necesaria para que aumente en 1 [ °C ] la temperatura de un gramo de una sustancia, sin que ésta cambie de fase, se denomina calor específico o capacidad calorífica.

El elevado valor que presenta el agua, se debe a los puentes de hidrógeno, estos hacen que se requiera mayor energía calórica para elevar la temperatura del líquido.

Esto es muy importante, porque el agua puede absorber y ceder mucho calor sin grandes variaciones de temperatura, por ejemplo las ciudades y pueblos de la costa tienen menos variaciones de temperatura que las del interior, gracias a los mares.

Tabla de calores específicos [ cal / g °C ] a 20 [ °C ]

Sustancia	Fase	c
Agua	Líquida	1,00
Litio	Sólida	0,837
Alcohol metílico	Líquida	0,60
Alcohol etílico	Líquida	0,58
Ácido acético	Líquida	0,52
Acetona	Líquida	0,51
Berilio	Sólida	0,397
Sodio	Sólida	0,295
Magnesio	Sólida	0,246
Aluminio	Sólida	0,214
Potasio	Sólida	0,192
Calcio	Sólida	0,149
Cromo	Sólida	0,11
Hierro	Sólida	0,107
Níquel	Sólida	0,105
Cobalto	Sólida	0,100
Zinc	Sólida	0,0925
Cobre	Sólida	0,0921
Plata	Sólida	0,0558
Estaño	Sólida	0,0542
Mercurio	Líquida	0,033
Platino	Sólida	0,0324
Oro	Sólida	0,031
Plomo	Sólida	0,031

### Tensión superficial

Cuando una molécula de un líquido está en el interior de él, las atracciones que se ejercen sobre ella son prácticamente simétricas, pero en la superficie del líquido la situación cambia, porque las moléculas en esa ubicación son atraídas hacia el interior del líquido, dando la impresión que éste tiene una membrana invisible. Esta conducta recibe el nombre de tensión superficial, y es la causante de la resistencia que ofrece un líquido a la penetración superficial.

Para aumentar la superficie de un líquido es necesario efectuar un trabajo, que generalmente se mide en ergs, que por unidad de superficie, medida en  $\text{cm}^2$ , nos da la tensión superficial del líquido.

La tensión superficial se define como la fuerza, medida en dinas, ejercida sobre la superficie del líquido y paralelamente a ella, por unidad de longitud, medida en cm.

El elevado valor que tiene el agua se debe a los puentes de hidrógeno que aumentan la resistencia a la separación de las moléculas.

Tabla de tensiones superficiales [ dina / cm ] a 20 [ °C ]

Nombre	Fórmula	Tensión superficial
Agua	$H_2O$	72,8
Glicerina	$CH_2OHCHOHCH_2OH$	63,4
Anilina	$C_6H_5NH_2$	42,9
Fenol	$C_6H_5OH$	40,9
Benceno	$C_6H_6$	28,9
Tolueno	$C_6H_5CH_3$	28,4
Ácido acético	$CH_3COOH$	27,6
Cloroformo	$CHCl_3$	27,2
Tetracloruro de carbono	$CCl_4$	26,8
Acetona	$CH_3COCH_3$	23,7
Alcohol metílico	$CH_3OH$	22,6
Alcohol etílico	$CH_3CH_2OH$	22,3
Éter	$CH_3OCH_3$	17,0

#### EL AGUA COMO SOLVENTE

Una gran cantidad de compuestos se pueden disolver de manera apreciable en agua, formando soluciones. Esta solubilización consta de dos pasos, primero el agua separa a los constituyentes del compuesto y segundo, sus moléculas rodean a cada uno de ellos. También puede ocurrir que estos constituyentes se vuelvan a juntar y formen nuevamente el compuesto, para posteriormente precipitar. Cuando se llega a un equilibrio, es decir, la cantidad de compuesto que se disuelve es igual a la que precipita, se dice que la solución se ha saturado y la solubilidad de ese compuesto en el agua es igual a la concentración de él en la solución. Esta concentración se mide en gramos del compuesto anhidro disueltos en 100 [ mL ] de agua o en moles del compuesto por un litro de solución.

El agua es un muy buen solvente de los compuestos iónicos, porque su molécula está polarizada y los iones son rodeados por estas moléculas.

Tabla de solubilidades en agua [ g / 100 mL de agua ] a 18 [ °C ]

Nombre	Fórmula	Solubilidad
Nitrato de plata	$AgNO_3$	211,6
Yoduro de bario	$BaI_2$	201,4
Yoduro de calcio	$CaI_2$	200
Fluoruro de plata	$AgF$	195,4
Yoduro de sodio	$NaI$	177,9
Bromuro de calcio	$CaBr_2$	143
Yoduro de potasio	$KI$	142,6
Nitrato de calcio	$Ca(NO_3)_2$	125,8
Nitrato de cinc	$Zn(NO_3)_2$	115,1

Nombre	Fórmula	Solubilidad
Carbonato de potasio	$K_2CO_3$	111
Hidróxido de potasio	$KOH$	110
Hidróxido de sodio	$NaOH$	107,5
Clorato de sodio	$NaClO_3$	97,16
Bromuro de sodio	$NaBr$	88,76
Nitrato de sodio	$NaNO_3$	86,0
Cloruro de calcio	$CaCl_2$	72,5
Bromuro de potasio	$KBr$	65,8
Cloruro de Magnesio	$MgCl_2$	55,81
Sulfato de cinc	$ZnSO_4$	53,12
Cloruro de estroncio	$SrCl_2$	52,8
Cloruro de sodio	$NaCl$	35,86
Sulfato de Magnesio	$MgSO_4$	35,43
Cloruro de bario	$BaCl_2$	35,2
Cloruro de potasio	$KCl$	32,95
Nitrato de potasio	$KNO_3$	30,34
Carbonato de sodio	$Na_2CO_3$	19,39
Sulfato de sodio	$Na_2SO_4$	16,83
Clorato de plata	$AgClO_3$	12,25
Hidróxido de litio	$LiOH$	12,04
Sulfato de potasio	$K_2SO_4$	11,1
Clorato de potasio	$KClO_3$	6,6
Fluoruro de sodio	$NaF$	4,44

Tabla de solubilidades en agua [ mol / L ] a 18 [ °C ]

Nombre	Fórmula	Solubilidad
Hidróxido de sodio	$NaOH$	20,0
Hidróxido de potasio	$KOH$	14,6
Fluoruro de plata	$AgF$	13,5
Nitrato de plata	$AgNO_3$	8,3
Yoduro de sodio	$NaI$	8,1
Nitrato de sodio	$NaNO_3$	7,5
Bromuro de sodio	$NaBr$	6,9
Clorato de sodio	$NaClO_3$	6,4
Carbonato de potasio	$K_2CO_3$	6,3
Yoduro de potasio	$KI$	6,2

Nombre	Fórmula	Solubilidad
Cloruro de sodio	Na Cl	5,42
Nitrato de calcio	Ca ( N O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	5,37
Cloruro de calcio	Ca Cl <sub>2</sub>	5,3
Bromuro de calcio	Ca Br <sub>2</sub>	5,2
Cloruro de Magnesio	Mg Cl <sub>2</sub>	5,1
Hidróxido de litio	Li O H	5
Yoduro de calcio	Ca I <sub>2</sub>	4,80
Nitrato de cinc	Zn ( N O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	4,6
Bromuro de potasio	K Br	4,6
Cloruro de potasio	K Cl	3,9
Yoduro de bario	Ba I <sub>2</sub>	3,8
Sulfato de cinc	Zn S O <sub>4</sub>	3,1
Cloruro de estroncio	Sr Cl <sub>2</sub>	3,1
Sulfato de Magnesio	Mg S O <sub>4</sub>	2,8
Nitrato de potasio	K N O <sub>3</sub>	2,6
Carbonato de sodio	Na <sub>2</sub> C O <sub>3</sub>	1,8
Cloruro de bario	Ba Cl <sub>2</sub>	1,7
Sulfato de sodio	Na <sub>2</sub> S O <sub>4</sub>	1,15
Fluoruro de sodio	Na F	1,06
Sulfato de potasio	K <sub>2</sub> S O <sub>4</sub>	0,62
Clorato de plata	Ag Cl O <sub>3</sub>	0,6
Clorato de potasio	K Cl O <sub>3</sub>	0,52

## AGUA POTABLE

El agua que sirve para el consumo humano, se denomina agua potable. Por lo general contiene iones: sódico ( Na<sup>+</sup> ), potásico ( K<sup>+</sup> ), cálcico ( Ca<sup>2+</sup> ), magnésico ( Mg<sup>2+</sup> ), cloruro ( Cl<sup>-</sup> ), carbonato ( CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> ), etc. La concentración de ellos es variable, pero está dentro de los valores que se establecen según ciertas normas.

El agua que utilizamos se obtiene de ríos, lagos o fuentes subterráneas. Para hacerla potable se requiere un tratamiento por etapas:

1 ) Coagulación y floculación: El agua natural contiene sustancias en suspensión que deben ser eliminadas. Una parte de ellas precipita por efecto de la gravedad, pero existen otras que no lo hacen. Estas sustancias se presentan en estado coloidal. Los coloides son partículas de tamaño intermedio entre las moléculas y las partículas suspendidas que por gravedad precipitan. A pesar que los coloides son pequeños, pueden dispersar la luz y por esta razón le dan ese aspecto turbio al agua. La mayoría de los coloides están cargados negativamente, por lo tanto presentan repulsión electrostática lo que evita que se aglomeren. De esta manera son estables en solución y no precipitan. Por esta razón es necesario desestabilizarlos, aglomerarlos y decantarlos.

Este proceso se realiza agregando alumbre ( sulfato doble de aluminio y potasio que al disolverse en el agua se hidroliza formando hidróxido de aluminio ). Los iones  $\text{Al}^{3+}$  neutralizan las cargas negativas provocando la desestabilización de los coloides en suspensión, permitiendo que estas partículas se unan en pequeñas agrupaciones llamadas flóculos. Esta etapa se conoce como coagulación.

Posteriormente los flóculos se reúnen en agrupaciones más voluminosas y de mayor masa que decantan. Esta etapa se denomina floculación.

2 ) Decantación: En esta parte se separa el agua de los sólidos precipitados, pasándola a otro recipiente.

3 ) Filtración: Para eliminar las partículas que aún permanecen en suspensión, se usan filtros de diversos grados.

4 ) Cloración: Finalmente se agrega cloro para eliminar todos los microorganismos y también para desinfectar las cañerías de la red de distribución.

## AGUA DE MAR

El agua de mar no es adecuada para el consumo humano. Su alta concentración salina es la principal razón. Para poder utilizarla hay que desalinizarla y para ello se efectúan sucesivas destilaciones o bien, se usa la ósmosis inversa. Hay que tener en cuenta que por estos procedimientos el agua así obtenida no es potable, porque no está desinfectada, pero si puede emplearse en riegos.

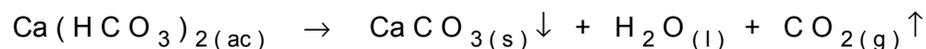
## AGUA DURA

Otro inconveniente es la «dureza» del agua, esto se produce cuando la concentración de iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  es mayor a 60 ppm. Esto no la hace conveniente para el consumo humano, ni tampoco para calderas, industrias, porque produce sarro ( carbonato de calcio y magnesio ).

Para solucionar esto, el agua se «ablanda» utilizando el método de intercambio iónico, mediante él, los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  son reemplazados por iones  $\text{Na}^+$ .

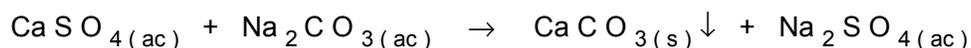
Existen dos clases de dureza:

Dureza temporal: Cuando los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  están como bicarbonatos, se tiene una dureza temporal que se elimina hirviendo el agua, de esa forma los bicarbonatos precipitan como carbonatos:



Dureza permanente: En este caso los iones están como sulfatos. La manera de eliminar esta dureza es a través de resinas de intercambio iónico, logrando que los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  sean reemplazados por iones  $\text{Na}^+$ .

Un método alternativo es agregar carbonato de sodio:



El sarro que se deposita en las teteras, calderas, etc. es principalmente carbonatos de calcio y magnesio y se puede eliminar con un ácido débil, por ejemplo ácido acético.

## CONTAMINACIÓN DEL AGUA

Este grave problema se produce por:

Residuos urbanos: desechos humanos y animales, desechos alimentarios, detergentes, etc.

Residuos industriales: productos químicos, entre ellos metales pesados ( plomo, mercurio cadmio ), plásticos, pesticidas, detergentes, etc.

Residuos agrícolas: material vegetal, nitratos, pesticidas, fertilizantes, desechos animales, etc.

A pesar de que los residuos orgánicos son biodegradables, este proceso disminuye la cantidad de oxígeno en el

agua. A mayor cantidad de residuos orgánicos, mayor es la disminución de oxígeno. A causa de esto, los organismos aeróbicos, entre ellas especies importantes para nuestra nutrición, se ven muy afectados y se favorece a los organismos anaeróbicos, causantes de la fermentación y putrefacción del material orgánico, lo que causa malos olores.