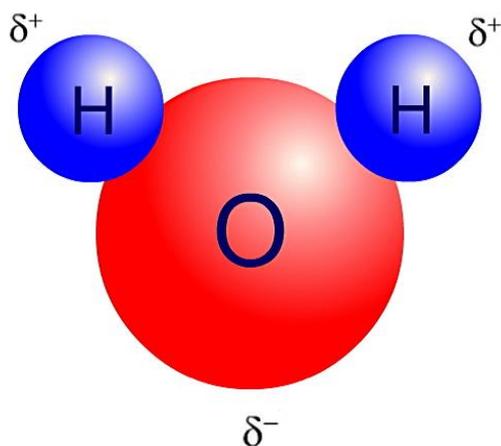


La importancia del agua como solvente

¿Por qué es el agua un buen solvente?

Ya se trate de leche o café, de enjuagar o lavar, de fabricar papel u obtener sal común, de sangre o de savia: el agua es el solvente más utilizado tanto en la naturaleza como en el área técnica. Por experiencia práctica, todo el mundo sabe que el agua es un buen solvente. Pero, ¿a qué se debe esta circunstancia?

El agua es una molécula dipolar



El agua (H₂O) es un compuesto en el que el oxígeno (O) y el hidrógeno (H) forman pares de electrones comunes que son fuertemente atraídos por el oxígeno por ser el elemento más electronegativo. Esta separación parcial de las cargas eléctricas polariza la molécula de agua, dotándola de un extremo negativo y otro positivo. Este carácter dipolar es determinante para las propiedades del agua como solvente. Pero, ¿qué sustancias son bien disueltas por qué solventes?

Fig.1: El agua como molécula dipolar.

Solubilidad entre iguales

Para la solubilidad de sólidos y líquidos en líquidos es válido que:

las sustancias polares se disuelven mejor en solventes polares, mientras que las sustancias apolares se disuelven mejor en solventes apolares.

Por ejemplo, los hidrocarburos apolares de cadena larga, como los aceites minerales, apenas se disuelven en agua (solvente polar). Pero se disuelven muy bien en gasolina, que a su vez es una mezcla de hidrocarburos líquida, apolar. Por el contrario, el azúcar, p. ej., se disuelve bien en agua, ya que al igual que todos los hidratos de carbono es relativamente polar debido a sus muchos grupos OH.

Para la solubilidad de gases en líquidos es válido que:

los gases polares se disuelven mejor en solventes polares; los gases apolares, en solventes apolares. Hasta aquí no parece haber diferencias con las soluciones de sólidos y líquidos. Pero, contrario a lo que ocurre en las soluciones de sólidos y líquidos, la solubilidad de los gases depende de la presión y un aumento de la temperatura conlleva una reducción de la solubilidad. Este comportamiento se debe a que las partículas más pequeñas de los gases, sus átomos y moléculas, prácticamente se mueven de manera independiente a alta velocidad. En la frontera entre el gas y el líquido se produce por ello un intercambio constante de partículas de gas que entran y salen del líquido. Dicho de otro modo, continuamente se difunden partículas de gas a través de la superficie de separación entrando y saliendo del líquido.

La tasa de penetración de partículas de gas en el solvente es proporcional a la presión del gas sobre el solvente y la salida de partículas de gas es proporcional a su concentración en el solvente. La concentración de saturación se alcanza cuanto se establece un equilibrio dinámico entre los

dos sentidos de difusión. La concentración de saturación es proporcional a la presión del gas en el espacio donde esté contenido el gas.

Esta particularidad es descrita por la Ley de Henry:

$$\text{concentración de saturación} = \text{presión parcial} \times \text{solubilidad del gas}$$

En las mezclas de gases, como el aire, por ejemplo, la presión parcial es la presión del gas contemplado en relación a la presión total de los gases que forman la mezcla sobre el líquido o solvente.

Y otra ley es importante:

Por lo general, la solubilidad de los gases en líquidos disminuye a medida que aumenta la temperatura.

También los sólidos disueltos en el agua tienen un efecto negativo en la solubilidad del gas. Por esa razón, por ejemplo, en el agua marina se puede disolver menos oxígeno que en el agua dulce.

Disolución de gases en agua

Las diferencias en cuanto a la solubilidad de los gases en agua se explican por el hecho de que las partículas de gas polares, al interactuar con las moléculas de agua polares, son retenidas con más fuerza en la solución que las partículas de gas apolares. Si las partículas de gas continúan reaccionando con el agua una vez disueltas, esto incrementa aún más su solubilidad.

Gas	Solubilidad
Helio He	0,0015
Hidrógeno H ₂	0,0016
Nitrógeno N ₂	0,019
Monóxido de carbono CO	0,029
Oxígeno O ₂	0,0434

Gas	Solubilidad
Etano C ₂ H ₆	0,064
Dióxido de carbono CO ₂	1,688
Dióxido de azufre SO ₂	113
Amoníaco NH ₃	518
Cloruro de hidrógeno HCl	721

Tabla 1: Solubilidad de algunos gases en agua en g/kg de agua a 20 °C y presión normal.

Los gases polares amoníaco (NH₃) o cloruro de hidrógeno (HCl), por ejemplo, se disuelven muy bien en agua. Aunque en estos gases se producen reacciones secundarias con el agua: la desintegración en H⁺ y Cl⁻ convierte la solución acuosa de cloruro de hidrógeno en un ácido, y la formación de NH₄⁺ y OH⁻ convierte a la solución acuosa de amoníaco en una base.

Pero según la Ley de Henry, los gases apolares como el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno e incluso gases nobles como el helio también se deben disolver en agua. Ciertamente en un grado inferior, pero significativo en todo caso.

Disolución de sales en agua

En química, las sales son los enlaces iónicos en estado sólido que se pueden disolver en agua.

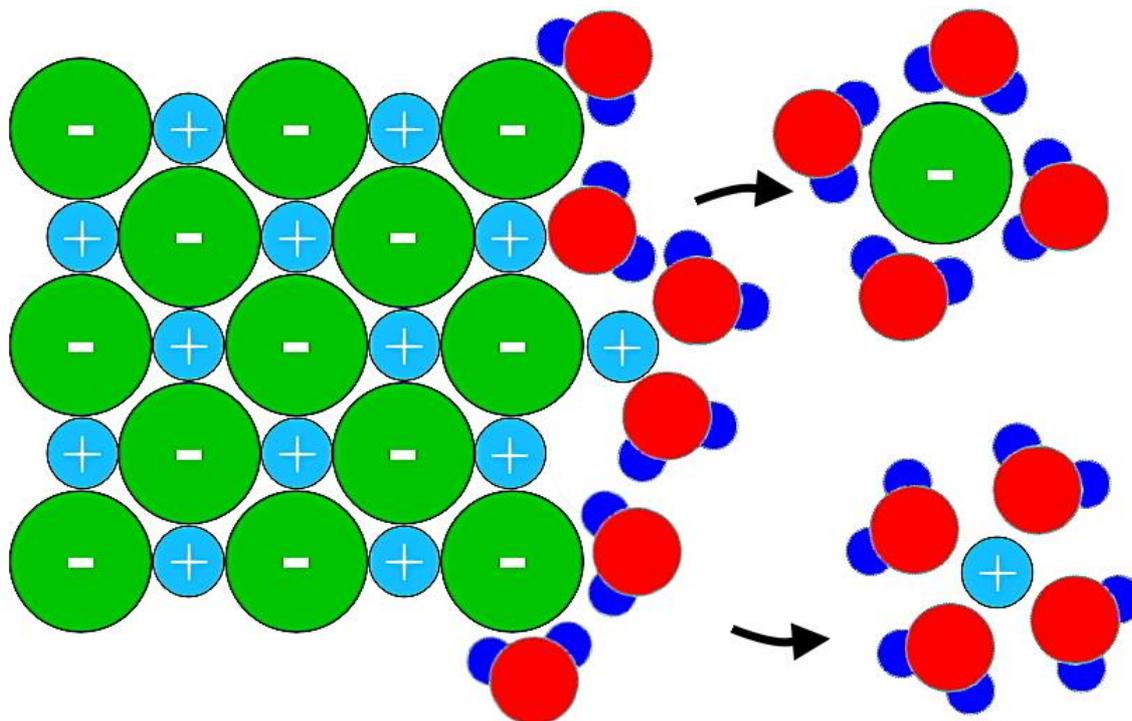


Fig. 2: Proceso de disolución de sales en agua.

Las sales forman estructuras cristalinas que se mantienen firmemente unidas debido a la interacción electrostática entre los iones. Estos iones pueden desprenderse de la estructura cristalina al interactuar con los extremos de carga contraria de los dipolos del agua. Los iones desprendidos son rodeados por moléculas de agua, liberándose energía. Este proceso se denomina hidratación y la energía liberada, energía de hidratación. Si esta energía de hidratación es mayor que la energía de enlace de los iones en la estructura cristalina, se produce la disolución (p. ej., en la sal común, NaCl). Por el contrario, si la energía de enlace en la estructura cristalina es mayor que la energía de hidratación, la sustancia es insoluble. Por eso, el compuesto iónico Al_2O_3 , por ejemplo, es insoluble en agua y no es una sal.

Sin el solvente “agua” no habría vida

La base de la vida humana y de prácticamente cualquier vida animal en la Tierra es la fotosíntesis de las plantas. Durante la fotosíntesis se forma glucosa –el principal componente de la biomasa– a partir de luz, agua y dióxido de carbono. Pero el agua no solo es la sustancia de partida para la fotosíntesis, también es el solvente imprescindible para el transporte de minerales y otras sustancias. El agua como solvente es por tanto la base para el crecimiento de las plantas.

También en el ser humano y los animales muchas reacciones bioquímicas catalizadas enzimáticamente se desarrollan en agua como solvente y requieren agua como reactivo o liberan agua como producto. Importantes son, p. ej., las reacciones de hidrólisis durante la digestión, en las que los alimentos se desintegran en diferentes moléculas, como lípidos, hidratos de carbono y proteínas.

Tanto todo el transporte de sustancias dentro del cuerpo (en la sangre y la linfa) como también la evacuación y excreción de productos de descomposición a través de los riñones se basan en soluciones acuosas. El riñón trabaja, por cierto, con ósmosis inversa, un principio que también aprovecha la tecnología, por ejemplo, en **plantas desalinizadoras** de agua marina.

Tampoco se debe olvidar que el funcionamiento de las células nerviosas y las neuronas se basa en la transmisión de una excitación mediante iones, lo que no sería posible sin una cantidad mínima de agua en la que los iones se hallen disueltos. Pero que bebiendo mucha agua podamos aumentar nuestra inteligencia es, sin embargo, una leyenda urbana típica de Internet.

El agua como solvente en el ecosistema “Tierra”

Las precipitaciones limpian la atmósfera

Todo el agua dulce de nuestro planeta procede en última instancia de agua evaporada que se precipitó sobre la tierra firme en forma de nieve o lluvia. Se podría pensar, por tanto, que el agua evaporada, es decir, destilada, es un agua pura. Pero las precipitaciones lavan a fondo las masas de aire y limpian la atmósfera de partículas de polvo y hollín. Además, se disuelven gases como dióxido de carbono y oxígeno, así como otros gases de escape generados por el ser humano, como p. ej., SO_2 y N_2O de vehículos a motor, centrales eléctricas y plantas industriales. Así como es bueno el efecto limpiador sobre la atmósfera del solvente agua, tan perjudiciales pueden ser sus efectos en la vegetación y en la obtención de agua potable si se precipita, p. ej., en forma de “lluvia ácida”.

El agua pura no existe en la naturaleza

El agua pura no existe en la naturaleza, ni siquiera en forma de lluvia. La lixiviación del suelo disuelve cantidades importantes de sales minerales (p. ej., sales alcalinas y alcalinotérreas) de la superficie terrestre. A esto se añaden compuestos orgánicos procedentes del metabolismo y productos de descomposición vegetal, así como microbios y sus metabolitos.

En el agua se disuelven además una cantidad inmensa de sustancias procedentes de la agricultura y la industria. Sobre todo los fertilizantes disueltos (p. ej., nitratos de abono químico y estiércol líquido), pesticidas, fungicidas y herbicidas empleados en la agricultura contaminan el agua. Esto se convierte en un problema especialmente grave cuando el agua subterránea o de río contaminada se utiliza para la obtención de agua potable pura. La potabilización de agua con una alta concentración de nitratos resulta en la actualidad extremadamente costosa. Tal y como se desprende del informe sobre la aplicación de la Directiva sobre nitratos de la Comisión Europea de octubre de 2013, Alemania y Malta son los países miembro que presentan la mayor concentración de nitratos en el agua subterránea. (Gracias a unas legislaciones más estrictas, en algunos países del planeta se ha logrado contener la contaminación procedente de las aguas residuales de la industria, aunque en otras muchas regiones del mundo esto sigue siendo un problema creciente.)

Gases disueltos en agua y su importancia para el ecosistema

Oxígeno

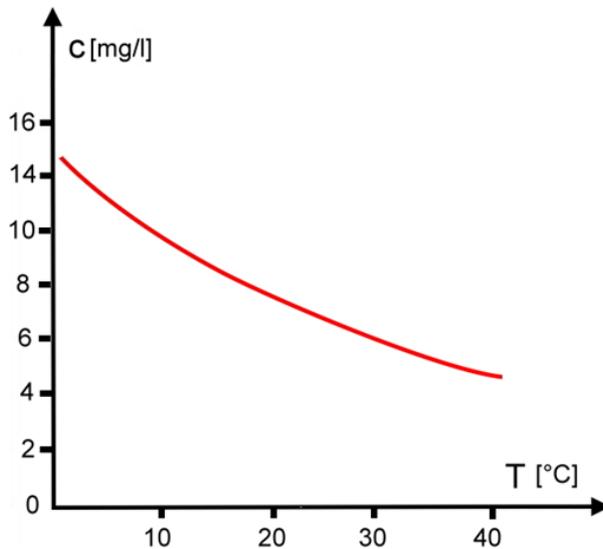


Fig. 3: Solubilidad de oxígeno en agua a presión normal.

Que el oxígeno se disuelve relativamente bien en el agua es algo que se puede observar en los animales aerobios acuáticos, es decir, que respiran oxígeno, así como en muchos otros microorganismos que presentan una considerable demanda de oxígeno. Con la particularidad de que a medida que aumenta la temperatura del agua disminuye el contenido de oxígeno en la misma. Los peces con una alta demanda de oxígeno viven por eso en aguas más frías. Entre ellos se encuentran, p. ej., truchas, timalos y morenas, que requieren más de 5 miligramos de oxígeno por litro (mg/l). Las carpas y otros pescados blancos (brema, tenca, siluro), por el contrario, son menos exigentes y pueden sobrevivir también en aguas con un contenido de oxígeno máximo de solo 3 mg/l. Por debajo de 1 mg/l no pueden existir ni siquiera ellos.

Óxidos de nitrógeno y amoníaco

Los **óxidos de nitrógeno** procedentes de los gases de combustión, así como los fertilizantes químicos y **amoníaco** procedentes de la ganadería, pueden ser transportados por la lluvia a suelos muy alejados de las fuentes de emisión. Este “abono” no deseado de nitrógeno tiene un efecto perjudicial en muchas especies de árboles. Los árboles de hoja caduca en general y los robles en particular sufren daños en las hojas, que adquieren una coloración amarillenta y marrón, acusan alteraciones en la circulación de la savia regida por las estaciones y padecen con más frecuencia daños por congelación. En Alemania, el 88% de los robles y el 76% de las hayas sufrieron daños en 2016.

Dióxido de carbono

Efectos en el agua potable

El **dióxido de carbono** (CO_2) es mucho más soluble en agua que el oxígeno. Al disolverse, el ácido carbónico resultante se descompone en iones de hidrógeno (protones, H^+) e iones de bicarbonato (HCO_3^-). Esto es una reacción ácida, por lo que el valor pH del agua desciende al disolverse en ella dióxido de carbono. Esto proporciona al ecosistema una reserva de dióxido de carbono. Esta agua ácida que contiene ácido carbónico disuelve la roca caliza (carbonato de calcio, CaCO_3) en bicarbonato de calcio ($\text{Ca}^{2+}(\text{HCO}_3^-)_2$). En todas partes donde la lluvia cae sobre un subsuelo calcáreo, el agua subterránea y de manantial también será calcárea. El agua potable calcárea puede llegar a ser una molestia en los hogares, ya que a temperaturas elevadas el bicarbonato de calcio reacciona de nuevo precipitándose la cal (calcificación de hervidores de agua, manchas de cal en fregaderos de acero, etc.).

Acidificación de los océanos

En la naturaleza, en cambio, la creciente acidificación del agua marina debido a la disolución del gas de efecto invernadero CO_2 constituye un problema realmente serio. El incremento del dióxido de carbono en la atmósfera ocasionado por la actividad humana ha supuesto que en los últimos 150 años el pH del agua marina haya descendido de aprox. 8,16 a 8,05. Esto hace que en muchas partes del planeta se estén extinguiendo los corales de esqueleto calcáreo. En general, están afectados todos los seres vivos marinos dotados de una coraza calcárea, es decir, también los bivalvos, p. ej. Y no se puede excluir que otros organismos marinos reaccionen de manera sensible ante la acidificación.

Repercusión sobre el efecto invernadero

El dióxido de carbono se disuelve bien en agua, y esto es válido también para la mayor reserva de agua de la Tierra, los océanos.

En un principio, el incremento exponencial de las emisiones de CO_2 durante los últimos 150 años debido a la industrialización y el aumento de la población mundial apenas dejó rastro en la atmósfera. Según la Ley de Henry, la mayor parte del CO_2 se disolvió en los océanos a medida que aumentaba la presión parcial en la atmósfera. Los océanos se convirtieron así en una especie de “colchón” para la concentración de dióxido de carbono en la atmósfera. Pero ahora, debido al calentamiento global y el consiguiente aumento de temperatura de los océanos, se produce un efecto contrario: el agua marina caliente ya no puede absorber tanto CO_2 como antes. Con el resultado de que en la atmósfera permanece más dióxido de carbono o incluso pasa del agua a la atmósfera, potenciando el efecto invernadero. Y esto a su vez acelera el cambio climático. Mientras que en los 1000 primeros años antes del comienzo de la industrialización la concentración de CO_2 en los océanos era de aprox. 280 ppm, esta alcanzó en el año 2017 un nivel máximo histórico con más de 410 ppm. Pero como en el cambio climático influyen además muchos otros factores, los científicos no están seguros de en qué medida y a qué velocidad influirá el factor “océano” en la concentración de CO_2 en la atmósfera.