



Agua

En este capítulo y en el siguiente vamos a examinar las moléculas que componen a los seres vivos. La más abundante de estas moléculas es el agua, que constituye entre el 50 y el 95% del peso de cualquier sistema vivo.

La vida en este planeta comenzó en el agua y actualmente, dondequiera que encontremos agua líquida, la vida también se encuentra presente. Hay organismos unicelulares que viven en la ínfima cantidad de agua que se adhiere a un grano de arena. Algunos tipos de algas se encuentran sólo en las superficies inferiores en fusión de los témpanos de hielo polares. Ciertas bacterias pueden tolerar el agua casi hirviendo de las fuentes termales. En el desierto, las plantas cumplen un ciclo de vida completo, “de semilla a flor a semilla”, después de un único aguacero. En las selvas tropicales, el agua que se almacena en las hojas de las plantas forma un microcosmos, en el que una miríada de pequeños organismos crecen, desovan y mueren.

El agua cubre las tres cuartas partes de la superficie de la Tierra, por lo que podemos afirmar que es el líquido más común de nuestro planeta. Pero no debemos confundir “común” con “ordinario”; el agua no es en absoluto un líquido ordinario. Comparada con otros líquidos es, en realidad, bastante extraordinaria. Si no lo fuera, es improbable que alguna vez pudiese haber evolucionado la vida sobre la Tierra (fig. 2-1). En la última sección de este libro examinaremos distintos ambientes acuáticos y los seres vivos característicos que los habitan. Analizaremos, además, la relación entre el agua, las actividades humanas y la calidad de vida.



Fig. 2-1. De acuerdo con las hipótesis actuales, los primeros sistemas vivos aparecieron en los cálidos mares primitivos. En la actualidad, para muchos organismos, incluidos a los seres humanos, cada individuo nuevo comienza su vida bañado y rodeado por agua como las larvas de salamandra que se observan en la figura.

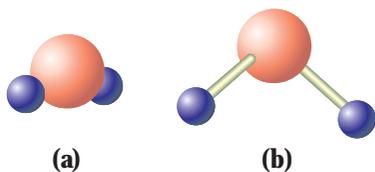


Fig. 2-2. La estructura de la molécula de agua (H_2O) puede ser representada de varias maneras distintas. **a)** En el modelo compacto el átomo de oxígeno está representado por la esfera roja y los átomos de hidrógeno por las esferas azules. A raíz de su sencillez, este modelo a menudo se utiliza como un símbolo conveniente de la molécula de agua. **b)** El modelo de esferas y varillas remarca que los átomos están unidos por enlaces covalentes; también da cierta indicación de la geometría de la molécula. Una descripción más precisa de la forma de la molécula la proporciona el modelo orbital, que se representa en la figura 2-3 a.

Fig. 2-3. La polaridad de la molécula de agua y sus consecuencias. **a)** Como se ve en este modelo, desde el núcleo de oxígeno de una molécula de agua se ramifican cuatro orbitales constituyendo un tetraedro hipotético. Dos de los orbitales están formados por los electrones compartidos que enlazan los átomos de hidrógeno al átomo de oxígeno. Debido a la fuerte atracción que ejerce el núcleo del oxígeno hacia los electrones, los electrones que intervienen en los enlaces covalentes pasan más tiempo alrededor del núcleo de oxígeno que el que pasan alrededor de los núcleos de hidrógeno. En consecuencia, la región que se encuentra cerca de cada núcleo de hidrógeno es una zona débilmente positiva. Además, el átomo de oxígeno tiene cuatro electrones adicionales en su nivel energético exterior. Estos electrones, que no están implicados en el enlace covalente con el hidrógeno, están apareados en dos orbitales. Cada uno de estos orbitales es una zona débilmente negativa. Así, la molécula de agua, desde el punto de vista de la polaridad, tiene cuatro "vértices", dos "vértices" cargados positivamente y otros dos cargados negativamente. **b)** Como resultado de estas zonas positivas y negativas, cada molécula de agua puede formar puentes de hidrógeno con otras cuatro moléculas de agua. En condiciones normales de presión y temperatura, los puentes de hidrógeno se rompen y vuelven a formarse continuamente, siguiendo un patrón variable. Por esa causa, el agua es un líquido.

LA ESTRUCTURA DEL AGUA

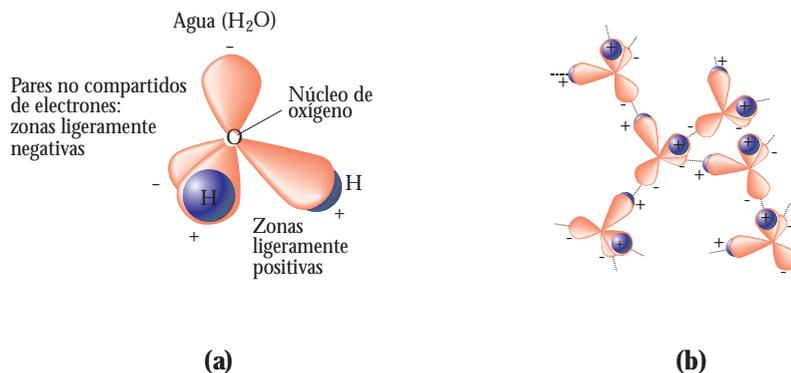
Para comprender por qué el agua es tan extraordinaria y cómo, en consecuencia, puede desempeñar su papel único y central en relación con los sistemas vivos, debemos considerar nuevamente su estructura molecular. Cada molécula de agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno (fig. 2-2). Cada uno de los átomos de hidrógeno está unido a un átomo de oxígeno por un enlace covalente, o sea, el único electrón de cada átomo de hidrógeno es compartido con el átomo de oxígeno, que también contribuye con un electrón a cada enlace.

La molécula de agua, en conjunto, posee carga neutra y tiene igual número de electrones y protones. Sin embargo, es una molécula polar (véase pág. 37). El núcleo de oxígeno "arrastra" electrones fuera del núcleo de hidrógeno, dejando a estos núcleos con una pequeña carga positiva neta. El exceso de densidad de electrones en el átomo de oxígeno crea regiones débilmente negativas en los otros dos vértices de un tetraedro imaginario (fig. 2-3 a).

Cuando una de estas regiones cargadas se aproxima a una región de carga opuesta de otra molécula de agua, la fuerza de atracción forma entre ellas un enlace que se conoce como **punto de hidrógeno**. Los puentes de hidrógeno no sólo se encuentran en el agua, sino también en muchas otras moléculas grandes, en las que tienden a mantener la estabilidad estructural. Sin embargo, son muy específicos. Un puente de hidrógeno puede formarse solamente entre cualquier átomo de hidrógeno que esté unido covalentemente a un átomo que posee fuerte atracción por los electrones (generalmente el oxígeno o el nitrógeno) y un átomo de oxígeno o nitrógeno de otra molécula. En el agua, los puentes de hidrógeno se forman entre un "vértice" negativo de una molécula de agua con el "vértice" positivo de otra. Cada molécula de agua puede establecer puentes de hidrógeno con otras cuatro moléculas de agua (fig. 2-3 b).

Cualquier puente de hidrógeno simple es significativamente más débil que un enlace covalente o uno iónico. Más aún, tiene una vida extraordinariamente corta; en promedio, cada puente de hidrógeno en el agua líquida dura alrededor de 1/100.000.000.000 (un cien mil millonésimo) de segundo. Pero, cuando uno se rompe, se forma otro. En conjunto, los puentes de hidrógeno tienen una fuerza considerable y hacen que las moléculas de agua, en condiciones normales de temperatura y presión, se aferren estrechamente formando un líquido.

Veamos ahora algunas de las consecuencias de esta atracción entre las moléculas de agua, especialmente en lo referente a los sistemas vivos.





(a)



(b)

Fig. 2-4. a) Un zapatero sobre la superficie plana de un estanque. La lámina continua formada sobre la superficie del agua soporta fácilmente el peso de este insecto. Nótese la flexibilidad de esta lámina que se evidencia en la concavidad producida debajo de las patas del insecto. Las partes verdes son lentejas de agua, una minúscula planta con flor que vive flotando sobre el agua de charcas y lagunas. b) Esta foto notable muestra a un martín pescador, exactamente en el momento en que rompe la superficie del agua y se sumerge en busca de comida. Nótese las muchas gotitas de agua que rodean al pájaro sumergido y la lámina continua formada por la superficie del agua; ambas son resultados de la tensión superficial de la misma.

CONSECUENCIAS DEL PUENTE DE HIDRÓGENO

Tensión superficial

Observe el agua que gotea de una canilla. Cada gota se adhiere al borde y permanece suspendida por un momento, unida por un hilo de agua; cuando la fuerza de la gravedad la desprende, su superficie exterior entra en tensión, formándose una esfera al caer la gota. Coloque despacio una aguja o una hoja de afeitar de plano sobre la superficie del agua de un vaso. Aunque el metal es más denso que el agua, flotará. Observe un estanque en primavera o verano: verá a los tejedores o zapateros y otros insectos caminando sobre su superficie, casi como si ella fuera sólida (fig. 2-4). Todos estos fenómenos son el resultado de la **tensión superficial**. La tensión superficial es una consecuencia de la **cohesión**, o la atracción mutua, de las moléculas de agua. La cohesión es, por definición, la unión de moléculas de la misma sustancia. La **adhesión** es la unión de moléculas de sustancias distintas.

El único líquido con una tensión superficial mayor que la del agua es el mercurio. Los átomos de mercurio se atraen tan fuertemente entre sí que tienden a no adherirse a nada más. Sin embargo, el agua, a causa de sus cargas positivas y negativas, se adhiere fuertemente a cualquier otra molécula con carga y a superficies cargadas eléctricamente. La capacidad "humectante" del agua, esto es, su capacidad para cubrir una superficie, resulta de su estructura polar y su cohesividad.

Acción capilar e imbibición

Si uno mantiene dos láminas de vidrio juntas y sumerge un extremo en agua, la combinación de la cohesión y la adhesión hará que el agua ascienda entre las dos láminas. Esto es la acción capilar o **capilaridad**. De igual modo, la capilaridad hace que el agua suba por tubos de vidrio muy finos, que ascienda en un papel secante, o que atraviese lentamente los pequeños espacios entre las partículas del suelo y, de esta manera, esté disponible para las raíces de las plantas.

La **imbibición**, o absorción, es la penetración capilar de moléculas de agua en sustancias tales como la madera o la gelatina que, como resultado de ello, se hinchan. Las presiones desarrolladas por imbibición pueden ser sorprendentemente grandes. Se dice que las piedras utilizadas para construir las antiguas pirámides de Egipto fueron sacadas de la cantera insertando tarugos de made-



Fig. 2-5. La germinación de las semillas comienza con cambios en la cubierta que permiten una absorción masiva de agua. El embrión y las estructuras que lo rodean se hinchan, haciendo estallar la cubierta. En esta bellota, fotografiada en el suelo de un bosque, la raíz embrionaria ha surgido a través de las capas externas duras del fruto.

ra en perforaciones hechas en la superficie de la roca y luego empapando los tarugos con agua. Al hincharse la madera se creó una fuerza lo suficientemente grande como para liberar las planchas de piedra. Las semillas se embeben de agua cuando comienzan a germinar, se hinchan y, así, sus tegumentos estallan (fig. 2-5).

Resistencia a los cambios de temperatura

Si uno nada en el océano o en un lago en los primeros días cálidos del verano, notará rápidamente la diferencia entre la temperatura del aire y la del agua. Esta diferencia ocurre porque para aumentar la temperatura del agua se requiere entregar una mayor cantidad de energía que para aumentar la temperatura del aire. La cantidad de calor que requiere una cantidad dada de sustancia para que se produzca un aumento dado de temperatura, es su **calor específico** (llamado también capacidad calorífica). Una caloría* se define como la cantidad de calor que elevará en 1°C la temperatura de un gramo (1 mL o 1 cm³) de agua. El calor específico del agua es aproximadamente el doble que el del aceite o del alcohol. O sea, aproximadamente 0,5 calorías aumentarán la temperatura de un gramo de aceite o de alcohol en 1°C. Equivale a cuatro veces el calor específico del aire o del aluminio y a diez veces el del acero. Sólo el amoníaco líquido tiene un calor específico más alto (cuadro 2-1).

El calor es una forma de energía, la **energía cinética**, o energía de movimiento, de las moléculas. Las moléculas están siempre moviéndose. Vibran, rotan y se desplazan en relación con otras moléculas. El calor, que se mide en calorías, refleja la energía cinética total de un grupo de moléculas; incluye tanto la magnitud de los movimientos moleculares como la masa y la cantidad de moléculas en movimiento que están presentes. Por el contrario, la temperatura, que se mide en grados, refleja la energía cinética promedio de las moléculas. Así, el calor y la temperatura no son idénticos. Por ejemplo, un lago puede tener una temperatura inferior a la de un ave que vuela sobre él, pero contiene más calor porque tiene muchas más moléculas en movimiento.

El alto calor específico del agua es una consecuencia de los puentes de hidrógeno. Los puentes de hidrógeno del agua tienden a restringir el movimiento de las moléculas. Para que la energía cinética de las moléculas de agua aumente suficientemente como para elevar la temperatura de ésta en un grado centígrado, primero es necesario romper cierto número de los puentes de hidrógeno que mantienen juntas a las moléculas. Cuando se calienta una pava con agua líquida, gran parte de la energía que se añade se utiliza para romper los puentes de hidrógeno entre las moléculas del agua. Sólo una cantidad relativamente pequeña de energía calorífica está por lo tanto disponible para aumentar el movimiento molecular.

¿Qué implica el alto calor específico del agua desde el punto de vista biológico? Significa que para una tasa dada de ingreso de calor, la temperatura del agua aumentará más lentamente que la temperatura de casi cualquier otro material. Por su parte, la temperatura caerá más lentamente cuando se elimina calor. Dado que se necesita mucho ingreso o pérdida de calor para subir o bajar la temperatura del agua, los organismos que viven en los océanos o grandes masas de agua dulce habitan en un ambiente en que la temperatura es relativamente constante. Asimismo, el alto contenido de agua de las plantas y los animales terrestres les permite mantener una temperatura interna relativamen-

Cuadro 2-1. Calores específicos comparativos (cantidad de calor, en calorías, requerida para elevar la temperatura de 1 gramo de sustancia en 1°C)

Sustancia	Calor específico
Amoníaco líquido	1,23
Agua	1,00
Alcohol etílico (etanol)	0,60
Azúcar (sacarosa)	0,30
Cloroformo	0,24
Sal (NaCl)	0,21
Vidrio	0,20
Hierro	0,10
Plomo	0,03

* Las calorías en nutrición son kilocalorías (kcal); 1 kilocaloría equivale a 1.000 calorías.

Cuadro 2-2. Calores de vaporización comparativos (cantidad de calor en calorías, requerida para convertir 1 gramo de líquido en 1 gramo de gas).

Líquido	Calor requerido
Agua (a 0°C)	596
Agua (a 100°C)	540
Ácido fluorhídrico	360
Amoníaco	295
Alcohol etílico (etanol)	236,5
Ácido nítrico	115
Dióxido de carbono	72,2
Cloro	67,4
Éter	9,4

te constante. Esta constancia de la temperatura es crítica, porque las reacciones químicas biológicamente importantes tienen lugar sólo dentro de un intervalo estrecho de temperaturas.

Vaporización

La **vaporización**, o evaporación como se la llama más comúnmente, es el cambio de líquido a gas. El agua tiene un alto **calor de vaporización**. En su punto de ebullición (100°C a una presión de una atmósfera), se necesitan 540 calorías para convertir un gramo de agua líquida en vapor, casi 60 veces más que lo necesario para el éter y casi el doble que lo necesario para el amoníaco (cuadro 2-2).

Los puentes de hidrógeno también son responsables del alto calor de vaporización del agua. La vaporización ocurre porque parte de las moléculas que se mueven muy rápidamente en un líquido abandonan su superficie y pasan al aire. Cuanto más caliente está el líquido, más rápido es el movimiento de sus moléculas y, por lo tanto, más rápida la tasa de vaporización. Pero, cualquiera sea la temperatura, en tanto un líquido esté expuesto a aire cuya saturación con el vapor de ese líquido sea menos que el 100%, ocurrirá evaporación, hasta que no quede ni una sola gota.

Para que una molécula de agua se separe de las moléculas vecinas, o sea, para que se evapore, deben romperse los puentes de hidrógeno. Esto requiere energía térmica. En consecuencia, cuando el agua se evapora, ya sea de la superficie de la piel o de una hoja, las moléculas que escapan llevan consigo una gran cantidad de calor. Así, la evaporación tiene un efecto refrigerante. La evaporación desde la superficie de una planta o de un animal terrestres es uno de los principales medios por los cuales estos organismos “descargan” el exceso de calor y estabilizan sus temperaturas (fig. 2-6).

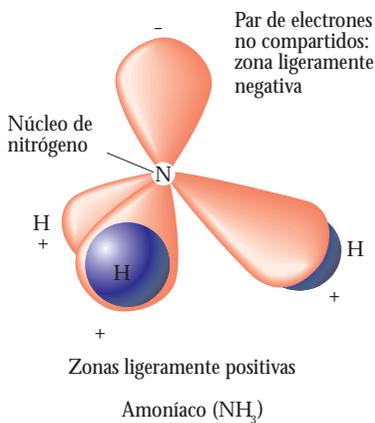
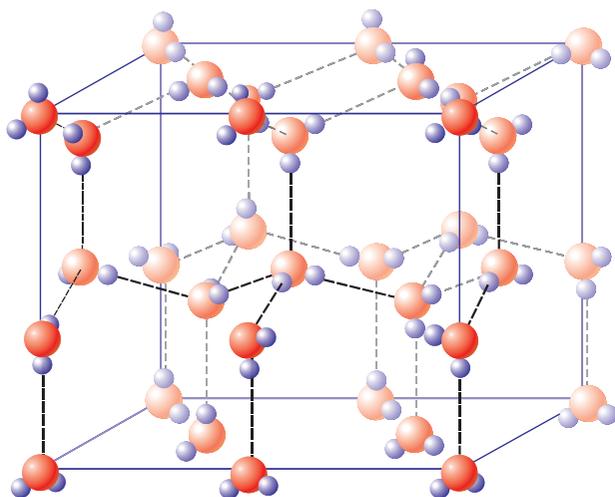


Fig. 2-6. La estructura molecular del amoníaco es muy similar a la del agua, y los biólogos han especulado sobre la posibilidad de que se pudiese sustituir el agua en los procesos vitales. La molécula de amoníaco (NH₃) está constituida por átomos de hidrógeno unidos covalentemente al nitrógeno, que, al igual que el oxígeno en la molécula de agua, retiene una carga ligeramente negativa. Sin embargo, dado que hay tres hidrógenos y un nitrógeno, la diferencia de carga entre las zonas positiva y negativa en el amoníaco no es tan grande como en la molécula de agua, y los puentes de hidrógeno formados por el amoníaco son ligeramente más débiles que los formados por el agua. Más aún, la razón 3:1 de hidrógeno a nitrógeno hace difícil que las moléculas de amoníaco formen una red entrelazada. En consecuencia, el amoníaco no tiene el poder cohesivo del agua y se evapora mucho más rápidamente. Tal vez, ésta es la razón por la cual no se ha encontrado ninguna forma de vida basada en el amoníaco, aunque éste puede haber sido muy común en la atmósfera primitiva.

Congelamiento

El agua muestra otra peculiaridad cuando sufre una transición del estado líquido al sólido (hielo). En la mayoría de los líquidos, la *densidad*, o sea, la masa del material en un volumen dado, aumenta a medida que la temperatura cae. Este aumento en la densidad ocurre porque las moléculas individuales se mueven más lentamente y, por lo tanto, los espacios entre ellas disminuyen. La densidad del agua también aumenta a medida que la temperatura cae, hasta que se acerca a los 4°C. Luego, las moléculas de agua se aproximan tanto y se mueven tan lentamente que cada una de ellas puede formar puentes de hidrógeno simultáneamente con otras cuatro moléculas, algo que no pueden hacer a temperaturas más altas. Sin embargo, la geometría de la molécula de agua es tal que, cuando la temperatura cae por debajo de los 4°C, las moléculas deben separarse ligeramente para mantener el máximo número de puentes de hidrógeno en una estructura estable. A 0°C, el punto de congelación del agua, se crea un retículo abierto (fig. 2-7), que es la estructura más estable de un cristal de hielo. Así, el agua en estado sólido ocupa más volumen que el agua en estado líquido. El hielo es menos denso que el agua líquida y, por lo tanto, flota en ella.

El aumento en el volumen del agua sólida produce a veces efectos desastrosos en las tuberías de agua, pero, en general, es enormemente beneficioso para las formas vivas. Si el agua siguiera contrayéndose mientras se congela, el hielo sería más pesado que el agua líquida. Como resultado, los lagos y los estanques y otras masas de agua se congelarían desde el fondo hacia la superficie. Una vez que el hielo comenzara a acumularse en el fondo, tendería a no



(a)

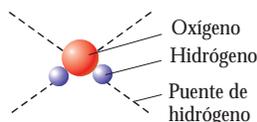


Fig. 2-7. a) En la estructura cristalina del hielo, cada molécula de agua está unida a otras cuatro moléculas de agua por puentes de hidrógeno en un enrejado tridimensional abierto. En algunas de las moléculas de agua, los ángulos que forman los puentes se distorsionan a medida que ellas se conectan en una disposición hexagonal. Esta disposición, que se muestra aquí en un pequeño segmento del enrejado, se repite en todo el cristal y es responsable de los bellos motivos que se ven en los copos de nieve y en la escarcha. Las moléculas de agua están realmente más separadas en el hielo que en el agua líquida. **b)** Una fotografía de la tundra de Alaska. Cuando la nieve se funde durante la primavera y el verano árticos, el agua se desliza por debajo del suelo. Pero no puede penetrar demasiado en profundidad pues encuentra una gruesa capa de suelo permanentemente helado. En otoño, cuando la temperatura de la superficie empieza a descender bajo cero, el agua atrapada se dilata al congelarse. La fuerza generada por esta expansión levanta el suelo.



(b)

fundirse, estación tras estación. La primavera y el verano podrían detener el proceso de congelamiento, pero los experimentos de laboratorio han mostrado que si el hielo se mantiene en el fondo de un tanque, aunque éste sea relativamente poco profundo, el agua puede hervir en la superficie sin que se derrita el hielo. Así, si el agua no se expandiera cuando se congela, seguiría congelándose desde el fondo año tras año, y nunca volvería a fundirse. Finalmente, toda la masa de agua se solidificaría y toda la vida que albergara sería destruida. Por el contrario, la capa de hielo flotante que se forma realmente tiende a proteger a los organismos acuáticos. La capa de hielo aísla eficientemente el agua líquida que se encuentra por debajo de ella, manteniendo la temperatura del agua en el punto de congelación o por encima de él (véase el ensayo: *El ciclo estacional de un lago*).

El punto de fusión del agua es 0°C , la misma temperatura que el punto de congelación. Para hacer la transición de sólido a líquido, el agua requiere 79,7 calorías por gramo, cantidad que se conoce como el **calor de fusión**. A medida que el hielo se funde, extrae esta misma cantidad de calor de sus alrededores, enfriando, por lo tanto, el medio circundante. La energía térmica absorbida por el hielo rompe los puentes de hidrógeno del enrejado. A la inversa, a medida que el agua se congela, libera la misma cantidad de calor a sus alrededores. De este modo, el agua y la nieve sirven también como estabilizadores de la temperatura, particularmente durante los períodos de transición de otoño y primavera. La moderación de los cambios súbitos de temperatura da tiempo a los organismos para hacer ajustes estacionales esenciales para la supervivencia.

La presencia de sustancias disueltas en el agua disminuye su temperatura de congelación, razón por la cual se arroja sal sobre las aceras cubiertas de hielo y se la usa en los recipientes en que se conservan los helados. El proceso de "resistencia" en varias especies de plantas tolerantes al invierno, que las prepara para soportar el tiempo frío, incluye la degradación del almidón (que es insoluble en los fluidos de las células vegetales) en azúcares simples (que son solubles). Los peces de agua dulce, cuyos fluidos corporales son salados si se los compara con el estanque o el lago en que viven, no se congelan cuando la tem-

El ciclo estacional de un lago

Como hemos visto, el agua incrementa su densidad a medida que la temperatura cae hasta alcanzar 4°C, la temperatura de densidad máxima. El agua más fría o más caliente que 4°C es menos densa y flota por encima del agua a 4°C. Como resultado, el agua de los lagos de la zona templada está estratificada en invierno y en verano, pero sufre una mezcla considerable en otoño y en primavera. Las estratificaciones del invierno y el verano permiten a los organismos lacustres evitar extremos de temperatura que amenazan su vida, mientras que la mezcla que ocurre en otoño y primavera provee de nutrientes y oxígeno a los organismos de todos los niveles del lago.

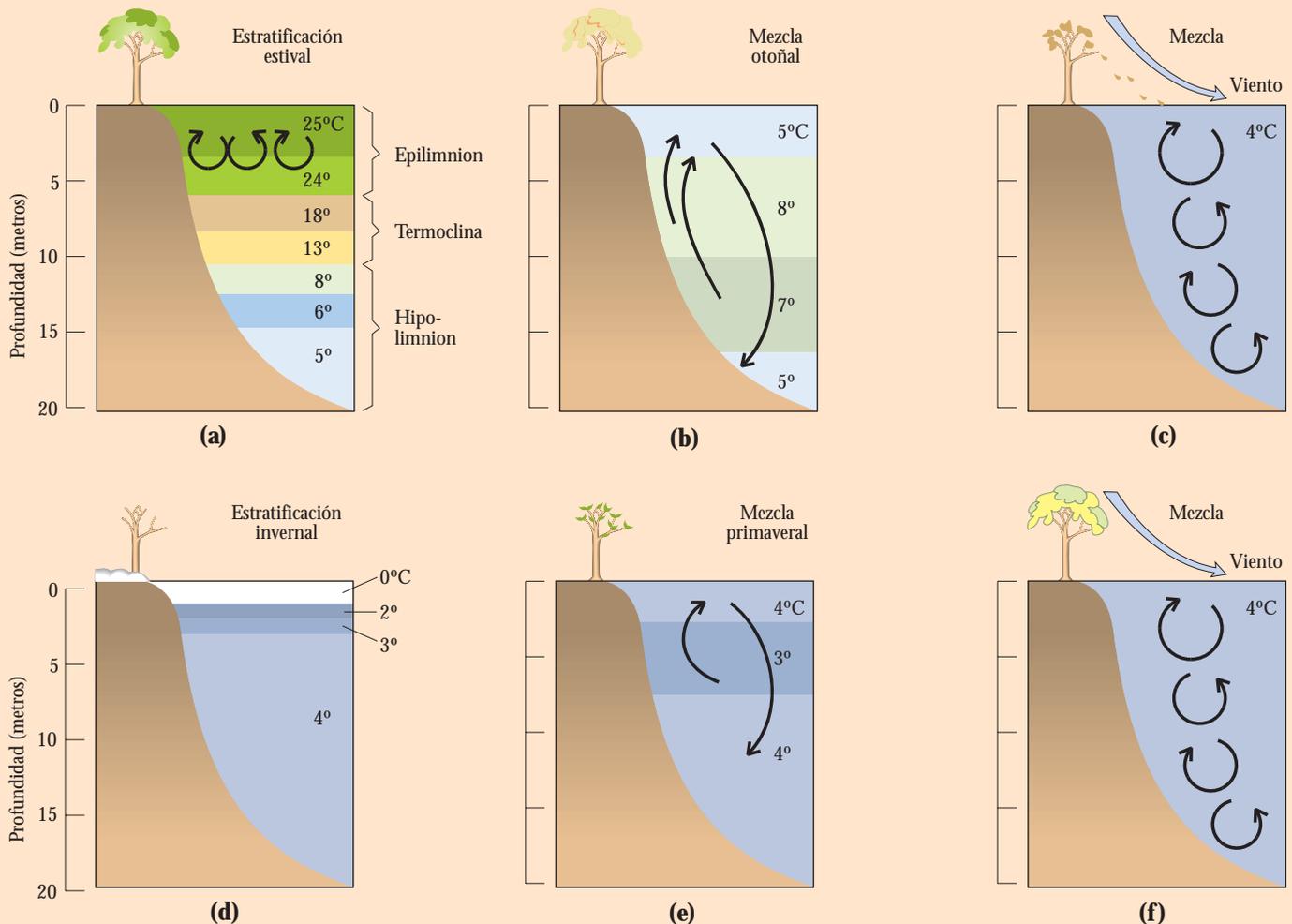
En verano, la capa superior de agua, llamada el epilimnion, se calienta por la acción del Sol y del aire que la rodea, volviéndose más tibia que las capas inferiores. Dado que se hace menos densa a medida que se calienta, esta agua permanece en la superficie. Sólo en la zona del epilimnion circula el agua. En la capa media hay una caída abrupta de la temperatura, que se conoce como termoclina. Dado que el agua en esta capa es progresivamente más densa, no se mezcla con el agua más liviana que se encuentra por encima. El agua de la capa media obstruye de manera efi-

ciente la circulación de oxígeno desde la superficie a la tercera capa, el hipolimnion. A medida que los organismos del hipolimnion agotan el oxígeno disponible, se produce el estancamiento estival (a).

En el otoño, la temperatura del epilimnion decae hasta igualar a la del hipolimnion. El agua más caliente de la capa media se eleva entonces a la superficie, produciendo el recambio otoñal (b). Ayudada por los vientos de otoño, el agua comienza a circular por todo el lago (c); el oxígeno vuelve a las profundidades y los nutrientes liberados por la actividad de las bacterias que viven en el fondo son llevados hacia las capas superiores del lago.

A medida que avanza el invierno, el agua de la superficie se enfría por debajo de 4°C, haciéndose más liviana que se expande. Esta agua permanece sobre la superficie y, en muchas áreas, se congela. El resultado es la estratificación invernal (d).

En primavera, a medida que el hielo se funde, el agua de la superficie se calienta a 4°C, se hunde hasta el fondo y produce el recambio primaveral (e). La consecuencia es otra mezcla completa del agua del lago (f), comparable a la que se muestra en (c).



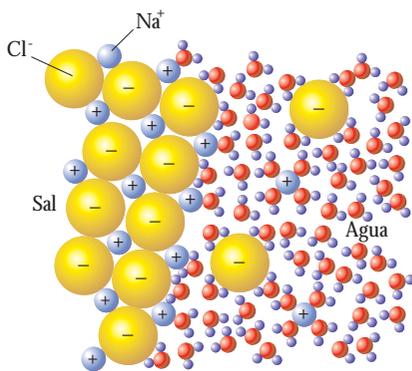


Fig. 2-8. Dada la polaridad de sus moléculas, el agua puede servir como disolvente para sustancias iónicas y moléculas polares. Este diagrama muestra al cloruro de sodio (NaCl) disolviéndose en el agua a medida que las moléculas de ésta se aglomeran alrededor de los iones individuales sodio y cloruro separándolos unos de otros. Nótese la diferencia entre el modo en que las moléculas de agua están dispuestas alrededor de los iones sodio y la manera en que se disponen alrededor de los iones cloruro.

peratura del agua es de 0°C , o cercana a este punto. Sin embargo, según este razonamiento, los peces de agua salada, cuyos fluidos corporales son menos salados que el agua marina que los rodea, deberían congelarse a las temperaturas bajo cero del agua del Ártico. Sin embargo, no lo hacen, y los fisiólogos animales, investigando este fenómeno, han descubierto que al menos una especie, el pez fantasma, produce una proteína compleja llamada adecuadamente proteína anticongelante. Esta proteína, secretada en el torrente sanguíneo, interfiere aparentemente en la formación de la estructura cristalina del hielo. Recientemente, estudios de varias especies de ranas terrestres que hibernan debajo del mantillo vegetal, han revelado que sus fluidos corporales contienen una alta concentración de glicerol, uno de los compuestos que se usa como anticongelante en los automóviles.

EL AGUA COMO SOLVENTE

Dentro de los sistemas vivos, muchas sustancias se encuentran en solución acuosa. Una **solución** es una mezcla uniforme de moléculas de dos o más sustancias. La sustancia presente en mayor cantidad, que es habitualmente líquida, se llama **solvente**, y las sustancias presentes en cantidades menores se llaman **solutos**. La polaridad de las moléculas de agua es la responsable de la capacidad solvente del agua. Las moléculas polares de agua tienden a separar sustancias iónicas, como el cloruro de sodio (NaCl), en sus iones constituyentes. Como se muestra en la figura 2-8, las moléculas de agua se aglomeran alrededor de los iones con carga y los separan unos de otros.

Muchas de las moléculas unidas covalentemente que son importantes en los sistemas vivos, como los azúcares, tienen regiones de carga parcial positiva o negativa. Estas regiones polares surgen, como puede anticiparse, en la cercanía de átomos unidos covalentemente, cuyos núcleos ejercen diferentes grados de atracción por los electrones. Estas moléculas, por lo tanto, atraen moléculas de agua y también se disuelven en agua. Las moléculas polares que se disuelven rápidamente en agua son llamadas, a menudo, **hidrofilicas** (“que aman el agua”). Dichas moléculas entran con facilidad en solución acuosa porque sus regiones parcialmente cargadas atraen moléculas de agua tanto o más que lo que se atraen entre sí. Las moléculas polares de agua compiten de este modo con la atracción existente entre las moléculas de soluto.

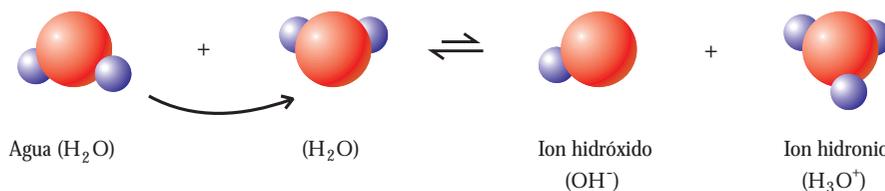
Moléculas tales como las grasas, que carecen de regiones polares, tienden a ser muy insolubles en el agua. Los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua actúan como una fuerza que excluye a las moléculas no polares. Como resultado de esta exclusión, las moléculas no polares tienden a agruparse en el agua, al igual que las gotitas de grasa tienden a juntarse, por ejemplo, en la superficie del caldo de gallina. Dichas moléculas se dice que son **hidrofóbicas** (“que tienen aversión por el agua”) y los agrupamientos se producen por interacciones hidrofóbicas.

En capítulos posteriores encontraremos nuevamente estas propiedades de las moléculas hidrofilicas e hidrofóbicas. Estas fuerzas débiles (los puentes de hidrógeno y las fuerzas hidrofóbicas) desempeñan papeles centrales en la determinación de la arquitectura de moléculas grandes y biológicamente importantes y, en consecuencia, en la determinación de sus propiedades.

IONIZACIÓN DEL AGUA: ÁCIDOS Y BASES

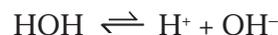
En el agua líquida hay una leve tendencia a que un átomo de hidrógeno salte del átomo de oxígeno al que está unido covalentemente al otro átomo de oxígeno.

Fig. 2-9. Cuando el agua se ioniza, un núcleo de hidrógeno (o sea, un protón) se desplaza del átomo de oxígeno al cual se encuentra unido covalentemente al átomo de oxígeno con el que establece un puente de hidrógeno. Los iones resultantes son el ion hidróxido cargado negativamente y el ion hidronio cargado positivamente. En este diagrama, las esferas grandes representan al oxígeno y las pequeñas al hidrógeno.



no al que se encuentra unido por un puente de hidrógeno (fig. 2-9). En esta reacción se producen dos iones: el ion hidronio (H₃O⁺) y el ion hidróxido (OH⁻). En cualquier volumen dado de agua pura se encuentra ionizado de esta forma un número pequeño, pero constante, de moléculas de agua. El número es constante, porque la tendencia del agua a ionizarse se contrapesa con la tendencia de los iones a reunirse; así, aunque algunas moléculas están ionizándose, un número igual de otras moléculas está formándose; este estado se conoce como *equilibrio dinámico*.

Aunque el ion positivamente cargado que se forma cuando el agua se ioniza es el ion hidronio (H₃O⁺) y no el ion hidrógeno (H⁺), la ionización del agua se expresa, por convención, mediante esta ecuación:



Las flechas indican que la reacción ocurre en ambas direcciones. El hecho de que la flecha que señala hacia HOH sea más larga indica que en el equilibrio la mayor parte del H₂O no está ionizada. En consecuencia, en cualquier muestra de agua pura, sólo una pequeña fracción existe en forma ionizada.

En el agua pura, el número de iones H⁺ iguala exactamente al número de iones OH⁻. Esto es así, necesariamente, dado que ningún ion puede formarse sin el otro cuando solamente hay moléculas de H₂O presentes. Sin embargo, cuando una sustancia iónica o una sustancia con moléculas polares se disuelve en el agua, pueden cambiar los números relativos de los iones H⁺ y OH⁻. Por ejemplo, cuando el ácido clorhídrico (HCl) se disuelve en agua, se ioniza casi completamente en iones H⁺ y Cl⁻; como resultado de esto, una solución de HCl contiene más iones H⁺ que OH⁻. De modo inverso, cuando el hidróxido de sodio (NaOH) se disuelve en agua, forma iones Na⁺ y OH⁻; así, en una solución de hidróxido de sodio en agua hay más iones OH⁻ que H⁺.

Una solución adquiere las propiedades que reconocemos como ácidas cuando el número de iones H⁺ supera al número de iones OH⁻; de modo contrario, una solución es básica (alcalina) cuando el número de iones OH⁻ supera al número de iones H⁺. Así, un **ácido** es una sustancia que provoca un incremento en el número relativo de iones H⁺ en una solución, y una **base** es una sustancia que provoca un incremento en el número relativo de iones OH⁻.

Ácidos y bases fuertes y débiles

Los ácidos y bases fuertes son sustancias, tales como el HCl y el NaOH, que se ionizan casi completamente en agua, dando como resultado incrementos relativamente grandes en las concentraciones de iones H⁺ y OH⁻, respectivamente. Los ácidos y bases débiles, por contraste, son aquellos que se ionizan sólo ligeramente, dando como resultado incrementos relativamente pequeños en la concentración de iones H⁺ u OH⁻.

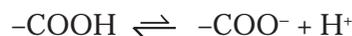
Dada la fuerte tendencia de los iones H⁺ y OH⁻ a combinarse y la débil tendencia del agua a ionizarse, la concentración de los iones OH⁻ disminuirá siempre a medida que la concentración de los iones H⁺ se incremente (como, por

ejemplo, cuando se añade HCl al agua), y viceversa. Si se añade HCl a una solución que contiene NaOH, se llevará a cabo la siguiente reacción:



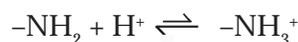
En otras palabras, si un ácido y una base de fuerzas comparables se añaden en cantidades equivalentes, la solución no tendrá un exceso ni de iones H^+ ni de OH^- .

Muchos de los ácidos importantes en los sistemas vivos deben sus propiedades ácidas a un grupo de átomos llamado grupo carboxilo, que incluye un átomo de carbono, dos átomos de oxígeno y un átomo de hidrógeno (simbolizado como $-\text{COOH}$). Cuando se disuelve en agua una sustancia que contiene un grupo carboxilo, algunos de los grupos $-\text{COOH}$ se disocian y producen iones hidrógeno:



Así, los compuestos que contienen grupos carboxilo son dadores de iones hidrógeno, o ácidos. Son ácidos débiles, sin embargo, porque según lo indican las flechas, el grupo $-\text{COOH}$ se ioniza sólo levemente.

Entre las bases más importantes de los sistemas vivos se encuentran los compuestos que contienen al grupo amino ($-\text{NH}_2$). Este grupo tiene una tendencia débil a aceptar iones hidrógeno, formando por lo tanto el grupo $-\text{NH}_3^+$:



En tanto los iones hidrógeno son eliminados de la solución por el grupo amino, la concentración relativa de los iones H^+ disminuye y la concentración relativa de los iones OH^- aumenta. Grupos, tales como el $-\text{NH}_2$, que son aceptores débiles de iones hidrógeno son, así, bases débiles.

La escala de pH

Los químicos expresan el grado de acidez por medio de la escala de **pH**. El símbolo "pH" deriva del francés *pouvoir hydrogène* ("poder hidrógeno"). Indica el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno en unidades de moles por litro. Aunque suena complicado, en la práctica es relativamente simple. Como uno puede recordar de su curso de matemática, el logaritmo es el exponente al que hay que elevar un número especificado (en general 10) para igualar a un número dado. Por ejemplo, el logaritmo de 100 es 2, dado que 100 es igual a 10^2 (o sea, 10×10). El logaritmo de $1/100$ es -2 , dado que $1/100$ es igual a 10^{-2} (o sea, $1/10 \times 1/10$). Los números cuyos logaritmos son de interés para nosotros son las concentraciones de iones hidrógeno en las soluciones, que se expresan en moles por litro.

Un **mol** es la cantidad de un elemento equivalente a su peso atómico expresado en gramos, o la cantidad de una sustancia equivalente a su peso molecular expresado en gramos. El **peso molecular** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de los átomos que constituyen la molécula. Así, un mol de hidrógeno atómico (peso atómico 1) es un gramo de átomos de hidrógeno; un mol de oxígeno atómico (peso atómico 16) es 16 gramos de átomos de oxígeno, y un mol de agua (peso molecular 18) es 18 gramos de moléculas de agua. El hecho más interesante acerca de los moles es que un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de partículas que cualquier otro mol. Este número, conocido como el número de Avogadro, es $6,02 \times 10^{23}$. Así, un mol de moléculas de agua (18 gramos) contiene exactamente el mismo número de moléculas que un mol

Cuadro 2-3. La escala de pH

	Concentración de iones H^+ (moles/L)		pH	Concentración de iones OH^- (moles/L)
 Ácido	1,0	= 10^0	0	10^{-14}
	0,1	= 10^{-1}	1	10^{-13}
	0,01	= 10^{-2}	2	10^{-12}
	0,001	= 10^{-3}	3	10^{-11}
	0,0001	= 10^{-4}	4	10^{-10}
	0,00001	= 10^{-5}	5	10^{-9}
	0,000001	= 10^{-6}	6	10^{-8}
Neutro	0,0000001	= 10^{-7}	7	$10^{-7} = 0,0000001$
	10^{-8}		8	$10^{-6} = 0,000001$
	10^{-9}		9	$10^{-5} = 0,00001$
	10^{-10}		10	$10^{-4} = 0,0001$
	10^{-11}		11	$10^{-3} = 0,001$
	10^{-12}		12	$10^{-2} = 0,01$
	10^{-13}		13	$10^{-1} = 0,1$
	10^{-14}		14	$10^0 = 1,0$

de moléculas de cloruro de hidrógeno (36,5 gramos). El uso del mol, al especificar cantidades de sustancias implicadas en reacciones químicas, nos permite considerar números comparables de partículas que reaccionan.

La ionización que ocurre en un litro de agua pura da como resultado la formación, en el estado de equilibrio, de 1/10.000.000 de mol de iones hidrógeno (y, como hemos notado previamente, exactamente la misma cantidad de iones hidróxido). En forma decimal, esta concentración de iones hidrógeno se escribe como 0,0000001 mol por litro. Esta misma concentración de iones hidrógeno puede escribirse de una manera más cómoda, en forma exponencial, como 10^{-7} mol por litro. El logaritmo es el exponente -7 y el logaritmo negativo es 7; con referencia a la escala de pH, se lo menciona simplemente como pH 7 (véase cuadro 2-3). A pH 7 las concentraciones de H^+ y OH^- libres son exactamente iguales dado que están en agua pura. Éste es un estado neutro. Cualquier pH por debajo de 7 es ácido y cualquier pH por encima de 7 es básico. Cuanto menor sea el valor del pH, mayor será la concentración de iones hidrógeno. Así, pH = 2 significa 10^{-2} mol de iones hidrógeno por litro de agua, o sea, 1/100 mol por litro (0,01 mol por litro), lo cual, por supuesto, es una cifra mucho mayor que 1/10.000.000 (0,0000001). Dado que la escala de pH es logarítmica, una diferencia en una unidad de pH implica una diferencia de 10 veces en la concentración de iones hidrógeno por ejemplo, una solución de pH 3 tiene 1.000 veces más iones H^+ que una solución de pH 6.

Podemos ahora definir “ácido” y “base” más cabalmente:

1. Un ácido es una sustancia que causa un aumento en la cantidad de iones H^+ y una disminución en la cantidad de iones OH^- en una solución. La mayoría de los ácidos son dadores de iones hidrógeno, pero algunos ácidos funcionan eliminando iones OH^- de la solución. Una solución con un pH inferior a 7 (con más de 10^{-7} mol de iones H^+ por litro) es ácida.
2. Una base es una sustancia que causa una disminución en la cantidad de iones H^+ y un aumento en la cantidad de iones OH^- en una solución. Algunas ba-

Lluvia ácida

El pH promedio del agua de lluvia normal es aproximadamente 5,6 (levemente ácida) como resultado de la combinación del dióxido de carbono con el vapor de agua, lo que produce ácido carbónico. En la década de 1920, sin embargo, el pH de la lluvia y de la nieve en Escandinavia comenzó a decaer, y en la década de 1950 fenómenos similares se observaron en distintas zonas de Europa y el nordeste de los Estados Unidos. En tanto se reunían más datos, se encontró que en ciertas áreas geográficas el pH anual promedio de las precipitaciones oscilaba entre 4,0 y 4,5. Tormentas ocasionales producían lluvia con un pH de hasta 2,1 que es extremadamente ácido.

El pH bajo se atribuyó fundamentalmente a dos ácidos hallados en el agua de lluvia: ácido sulfúrico (H_2SO_4) y ácido nítrico (HNO_3), que se ionizan casi completamente en solución acuosa, liberando iones hidrógeno. Estos ácidos se forman cuando los óxidos gaseosos del azufre y del nitrógeno reaccionan con el vapor de agua y otros gases del aire. Los óxidos del azufre y del nitrógeno son liberados a la atmósfera por algunos procesos naturales, por ejemplo, erupciones volcánicas, pero cantidades mucho mayores son liberadas como resultado de las actividades del hombre. Los óxidos de azufre se producen por combustión de carbón y petróleo con alto contenido en azufre y por la fusión de minerales que contienen azufre. Los óxidos de nitrógeno son subproductos de la combustión de la nafta en los motores de automóviles y en algunos procesos generadores de electricidad. Los óxidos sulfurosos pueden ser dañinos para la vegetación, hecho que se puso en evidencia a principios de siglo, cuando se inauguró una gran fundición de cobre en un área montañosa en Tennessee, en los Estados Unidos. A los pocos años, toda la vegetación alrededor de la fundición había muerto donde, poco antes, era selva exuberante. La solución ideada para este problema, usada aún, consistió en construir chimeneas muy altas, de modo que el viento llevase los contaminantes lejos del área inmediata. Se supuso que éstos se dispersarían tanto, que resultarían inofensivos. En la década de 1960, las evidencias acumuladas indicaban que los óxidos de azufre descargados por las altas chimeneas son llevados a cientos o miles de millas, según los vientos dominantes—generalmente del oeste al este en el Hemisferio Norte—

y luego regresan a la tierra con la lluvia y la nieve. Los óxidos de nitrógeno emitidos por los automóviles también son arrastrados por el viento. Lo que en principio fue un problema local se ha transformado en un problema internacional, porque los contaminantes no respetan límites.

Las consecuencias biológicas de la lluvia ácida dependen en parte de las características del suelo y de las rocas subyacentes sobre las cuales cae. En áreas donde la roca principal es la piedra caliza (carbonato de calcio), la acción amortiguadora del sistema $H_2CO_3 - HCO_3^-$ (véase pág. 60) generalmente evita la acidificación del suelo, los lagos y las corrientes de agua. En otras áreas, donde el suelo y las masas de agua no contienen ese amortiguador natural, el pH descende en forma gradual y continua, como resultado de las adiciones repetidas de lluvia ácida. El descenso del pH a menudo es repentino y extremo cuando los deshielos de primavera aportan el ácido acumulado en las nieves invernales. Aunque el pH bajo resultante del deshielo primaveral es habitualmente temporario, puede ser particularmente devastador para las salamandras y las ranas, muchas de las cuales desovan en pequeños estanques y charcas formadas por el agua del deshielo.

Los lagos de las regiones montañosas son especialmente vulnerables a la lluvia ácida. Un estudio del año 1977 de la Universidad de Cornell, EE.UU., de los lagos que se encuentran a grandes alturas (superiores a 600 metros) en las montañas Adirondack del oeste de Nueva York, encontró que el 51% tenía un pH inferior a 5,0. De ese porcentaje, un 90% carecía de vida ictícola. Por contraste, un estudio similar, llevado a cabo entre 1929 y 1937, encontró que sólo el 4% de los lagos eran ácidos y carecían de peces. Estudios más recientes indican condiciones crecientemente ácidas en los lagos que se encuentran a niveles más bajos en las Adirondack (que previamente no habían sido afectados) y en muchos de los lagos de las montañas Cascade en el noroeste del Pacífico. Los efectos del pH bajo sobre los peces incluyen: la reducción de calcio en sus cuerpos, llevando al debilitamiento y deformación de los huesos; el malogro de la incubación en muchos huevos y la presencia de peces deformados entre aquellos que completaron la incubación; y la obstrucción de las agallas por el aluminio, liberado del suelo por acción del ácido.

ses, tal como el NaOH, donan iones OH^- a la solución; otras, como el grupo $-NH_2$, son aceptores de iones hidrógeno, eliminando iones H^+ de la solución. Una solución con pH por encima de 7 (con menos de 10^{-7} mol de iones H^+ por litro) es básica.

Amortiguadores (buffers)

Soluciones más ácidas que pH 1 o más básicas que pH 14 pueden existir, pero no se incluyen en la escala porque casi nunca se encuentran en los sistemas bio-



(a)



(b)

a) En las montañas de Nueva Inglaterra los árboles de abeto rojo están muriendo a un ritmo acelerado. Solamente quedan sus esqueletos, a modo de centinelas silenciosas vigilando el bosque. b) En un bosque de Vermont, un estudiante instala un aparato para recolectar agua de lluvia cuya acidez será determinada.

Los efectos de la lluvia ácida sobre las plantas dependen tanto de las especies como de las condiciones del suelo. Entre los efectos observados están la germinación reducida de semillas, una disminución en la cantidad de plántulas que maduran, una reducción en el crecimiento y en la resistencia a las enfermedades. Si el suelo no está adecuadamente amortiguado, los nutrientes esenciales se pierden y, por lo tanto, no están disponibles para las plantas. Recientemente, se ha hecho claro que los bosques en la zona este de los Estados Unidos, desde Maine hasta Georgia, están en grave declinación. Estudios detallados muestran un retraso dramático en el crecimiento durante los últimos 20 años y, en algunas localidades situadas a gran altura, los árboles se están muriendo en gran cantidad y la reproducción de algunas plantas se ha detenido. En la actualidad, no se sabe si la declinación es un resultado de la lluvia ácida, de otros contaminantes, de enfermedades, de cambios sutiles en el clima o, más probablemente, de alguna combinación de estos factores.

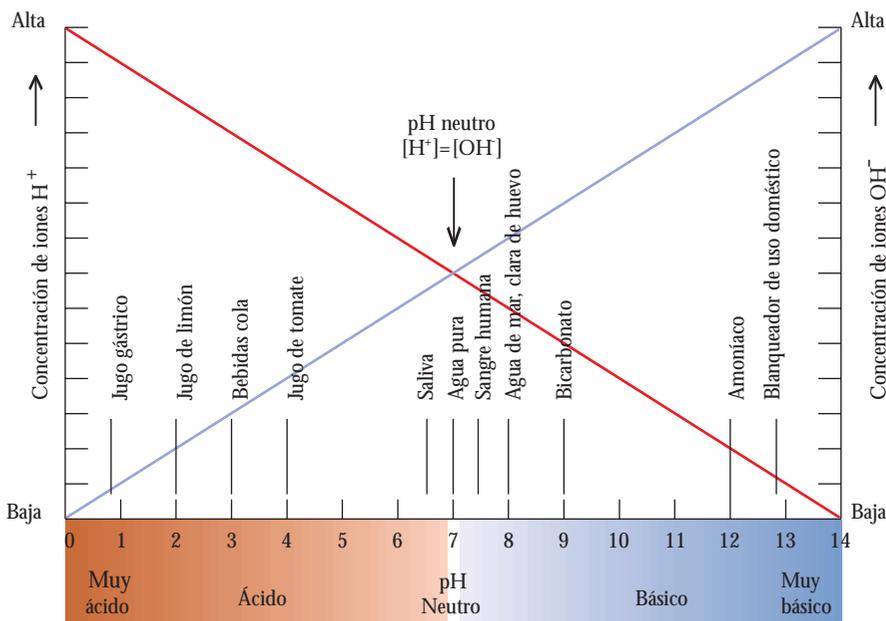
La evidencia que está acumulándose indica que la lluvia ácida es uno de los más graves problemas de contaminación que enfrentamos actualmente en todo el mundo. Las consecuencias potenciales de sus efectos sobre los sistemas biológicos son inmensas: bajo rendimiento de los cultivos, reducción en la producción de madera, necesidad de cantidades mayores de fertilizantes caros para compensar la falta de nutrientes, pérdida de importantes áreas de pesca en aguas dulces y, posiblemente, también de los bosques. El costo económico y social de permitir que continúen las condiciones que crean la lluvia ácida (o incluso la incrementan) es potencialmente muy grande, como lo son los costos de los procesos disponibles para eliminar los óxidos de azufre y nitrógeno en su misma fuente, antes de que tomen contacto con el aire.

Los científicos de muchas disciplinas están actualmente dedicados a la investigación con el fin de lograr una mayor comprensión de las causas y los efectos de la lluvia ácida y las posibles consecuencias de las soluciones propuestas. Aunque los científicos pueden proporcionar la información sobre la cual se basarán las decisiones, éstas son esencialmente de tipo social y económico y deben adoptarse por medio de procesos políticos.

lógicos (fig. 2-10). De hecho, casi toda la química de los seres vivos tiene lugar a pH entre 6 y 8. Como excepciones notables podemos mencionar los procesos químicos en el estómago de los humanos y otros animales, que tienen lugar a pH de aproximadamente 2. La sangre humana, por ejemplo, mantiene un pH casi constante de 7,4, a pesar del hecho de que es el vehículo de gran número y variedad de nutrientes y otros compuestos químicos que reparte entre las células, así como de la eliminación de desechos, muchos de los cuales son ácidos y bases.

El mantenimiento de un pH constante, un ejemplo de homeostasis (véase pág. 14), es importante porque el pH influye en gran medida en la velocidad de las reacciones químicas. Los organismos resisten cambios fuertes y repenti-

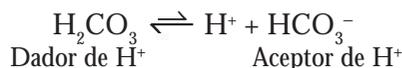
Fig. 2-10. La escala de pH proporciona una medida de la acidez de las soluciones. En esta escala, 7 representa un estado neutro en el que las concentraciones de H^+ y de OH^- son iguales. La línea roja indica los valores de concentración de H^+ correspondientes a los distintos valores de pH. La línea azul indica los valores de concentración de OH^- correspondientes a los distintos valores de pH. En esta escala, una diferencia de una unidad de pH refleja una diferencia de 10 veces en la concentración de iones H^+ . Las bebidas cola, por ejemplo, son 10 veces más ácidas que el jugo de tomate. Los jugos gástricos son 100 veces más ácidos que las bebidas cola.



nos en el pH de la sangre y otros fluidos corporales por medio de amortiguadores o **buffers**, que son combinaciones de formas dadoras de H^+ y receptoras de H^+ de ácidos o bases débiles.

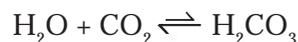
Los buffers mantienen el pH constante por su tendencia a combinarse con iones H^+ , eliminándolos así de la solución cuando la concentración de iones H^+ comienza a elevarse y liberándolos cuando desciende. La capacidad de un sistema buffer para resistir cambios en el pH es mayor cuando las concentraciones de sus formas receptoras y dadoras de H^+ son iguales. Cuando la concentración de una forma aumenta y la de la otra disminuye, el buffer se vuelve menos efectivo. En los sistemas vivos funciona una gran variedad de buffers, siendo cada uno de ellos más efectivo al pH particular en el que las concentraciones del dador y del receptor de H^+ son iguales.

El principal sistema buffer en el torrente sanguíneo de los humanos es el par ácido-base $H_2CO_3 - HCO_3^-$. El ácido débil H_2CO_3 (ácido carbónico) se disocia en H^+ e iones HCO_3^- (bicarbonato), como se muestra en la siguiente ecuación:



El sistema buffer $H_2CO_3 - HCO_3^-$ resiste los cambios de pH que podrían resultar de la adición de pequeñas cantidades de ácidos o bases, "absorbiéndolos". Por ejemplo, si se añade una pequeña cantidad de H^+ al sistema, éste se combina con el receptor de H^+ del HCO_3^- para formar H_2CO_3 . Esta reacción quita el H^+ añadido y mantiene el pH cerca de su valor original. Si se añade una pequeña cantidad de OH^- , se combina con el H^+ para formar H_2O ; más H_2CO_3 tiende a ionizarse para reemplazar el H^+ a medida que está siendo usado.

El control del pH de la sangre se vuelve aun más riguroso por el hecho de que el H_2CO_3 está en equilibrio con el dióxido de carbono (CO_2) disuelto en ella:



Como indican las flechas, las dos reacciones están en equilibrio, y el equilibrio favorece la formación de CO_2 ; de hecho, la razón está aproximadamente 100 a 1 a favor de la formación de CO_2 .

El CO_2 disuelto en la sangre, a su vez, está en equilibrio con el CO_2 de los pulmones. Al cambiar su ritmo respiratorio, un individuo puede cambiar la concentración de HCO_3^- en la sangre y, así, ajustar el pH de sus fluidos internos.

Obviamente, si la sangre se carga con un exceso muy grande de ácido o base, el buffer fallará, pero en condiciones normales es capaz de ajustarse continua y muy rápidamente a las pequeñas y constantes adiciones de ácidos o bases que habitualmente se producen en los fluidos corporales.

RESUMEN

El agua, el líquido más común de la superficie terrestre, el componente principal en peso de todos los seres vivos, tiene un número de propiedades destacables. Estas propiedades son consecuencia de su estructura molecular y son responsables de la “aptitud” del agua para desempeñar su papel en los sistemas vivos.

El agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno que se mantienen unidos por enlaces covalentes. La molécula de agua es polar, con dos zonas débilmente negativas y dos zonas débilmente positivas; en consecuencia, entre sus moléculas se forman enlaces débiles. Este tipo de enlaces, que unen un átomo de hidrógeno con carga positiva débil y que forma parte de una molécula, con un átomo de oxígeno que posee carga negativa débil y que pertenece a otra molécula, se conoce como puentes de hidrógeno. Cada molécula de agua puede formar puentes de hidrógeno con otras cuatro moléculas de agua. Aunque los enlaces individuales son débiles y se rompen continuamente, la fuerza total de los enlaces que mantienen a las moléculas juntas es muy grande.

A raíz de la existencia de los puentes de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas de agua (cohesión), el agua tiene una alta tensión superficial y un alto calor específico (la cantidad de calor que una cantidad dada de sustancia requiere para un aumento dado de temperatura). También tiene un alto calor de vaporización (el calor requerido para que un líquido cambie a gas) y un alto calor de fusión (el calor requerido para que un sólido pase al estado líquido). Inmediatamente antes de congelarse, el agua se expande; de esta forma el hielo tiene una densidad menor y un volumen mayor que el agua líquida y, como resultado, el hielo –sólido– flota en el agua líquida.

La polaridad de la molécula de agua es responsable de la adhesión del agua a otras sustancias polares, de aquí su tendencia al movimiento capilar. De modo similar, la polaridad del agua la hace un buen solvente para iones y moléculas polares. Las moléculas que se disuelven fácilmente en agua se conocen como hidrofílicas. Las moléculas de agua, a raíz de su polaridad, excluyen activamente de la solución a las moléculas no polares. Las moléculas excluidas de la solución acuosa se conocen como hidrofóbicas.

El agua tiene una ligera tendencia a ionizarse, o sea a separarse en iones H^+ (en realidad iones hidronio H_3O^+) y en iones OH^- . En el agua pura, el número de iones H^+ y el número de iones OH^- es igual a 10^{-7} mol por litro. Una solución que contiene más iones H^+ que iones OH^- es ácida; una solución que contiene más iones OH^- que iones H^+ es básica. La escala de pH refleja la proporción de iones H^+ a iones OH^- . Una solución ácida tiene un pH inferior a 7; una solución básica tiene un pH superior a 7. Casi todas las reacciones químicas de los sistemas vivos tienen lugar en un estrecho intervalo de pH alrededor de la neutralidad. Los organismos mantienen este estrecho intervalo de pH por medio de buffers, que son combinaciones de formas de ácidos débiles o bases débiles, dadores y aceptores de H^+ .

CUESTIONARIO

1. a) Dibuje la molécula de agua y marque las zonas de carga positiva y negativa. b) ¿Cuáles son las principales consecuencias de la polaridad de la molécula de agua? c) ¿De qué manera estos efectos son importantes para los sistemas vivos?
2. El truco con la hoja de afeitarse (véase pág. 49) funciona mejor si la hoja está ligeramente engrasada. ¿Por qué?
3. Superficies tales como el vidrio o la tela impermeable pueden hacerse “no mojables” por la aplicación de aceites siliconados u otras sustancias que hacen que el agua forme gotas en lugar de una película. ¿Qué es lo que se supone que ocurre en términos moleculares cuando una superficie se vuelve impermeable?
4. ¿Puede explicar el valor que tiene la obtención de azúcar en un árbol como el arce sacarífero en relación con el clima y las propiedades del agua?
5. Generalmente, las áreas costeras tienen temperaturas más moderadas (no tan frías en invierno ni tan cálidas en verano) que las áreas interiores a la misma latitud. ¿Qué explicación razonable puede usted proporcionar para este fenómeno?
6. ¿Qué es la vaporización? Describa los cambios que tienen lugar en el agua cuando se evapora. ¿Qué es el calor de vaporización? ¿Por qué el agua tiene un calor de vaporización sorprendentemente alto?
7. Como hemos visto, los procesos digestivos en el estómago humano ocurren más o menos a un $\text{pH} = 2$. Cuando el alimento que se digiere alcanza el intestino delgado, el bicarbonato de sodio (NaHCO_2) es liberado del páncreas hacia el intestino delgado. ¿Qué efecto se esperaría sobre el pH de la masa alimenticia parcialmente digerida?