



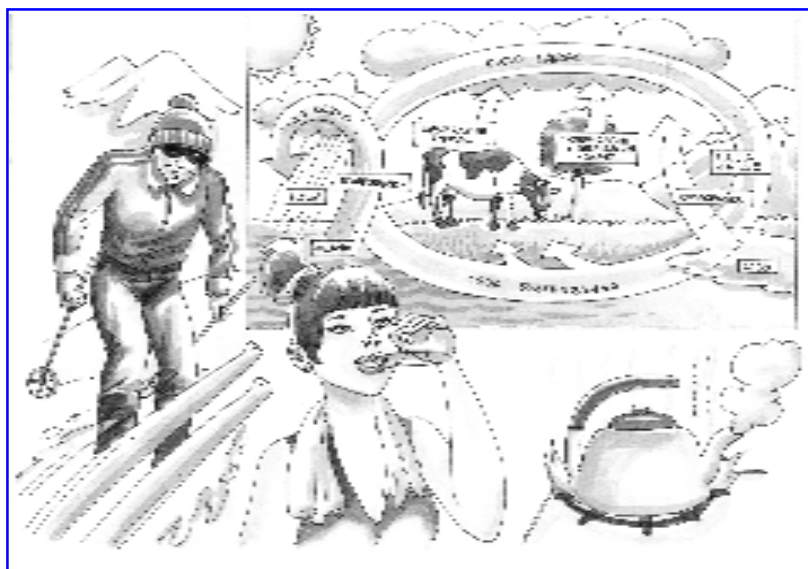
MINISTERIO DE EDUCACIÓN

DINFOCAD/UCAD

DINESST/UDCREES

PLANCAD
SECUNDARIA 2000

CIENCIA, TECNOLOGÍA Y AMBIENTE



Fascículo Autoinstruccionivo

3.6

EL AGUA Y LAS SOLUCIONES

Producción y Publicación:
MINISTERIO DE EDUCACIÓN
DINFOCAD/UCAD/PLANCAD
Van de Velde 160 San Borja
Lima.

Autoría:
UNIVERSIDAD PERUANA
CAYETANO HEREDIA
Facultad de Educación

Equipo de Trabajo:
Alina Gómez Loarte
Luis Huamán Mesía
Carmen Lauro Guzmán
Daniel Quineche Meza
César Serra Guerra
Irma Zúñiga Estrada

Corrección de Estilo:
Juan Carlos Cruzado Castillo

Diagramación:
Miguel Incio Barandiarán
Rosa Támara Sarmiento

Revisión de textos:
PLANCAD:
Jorge Jhoncon Kooyip
UDCREES:
Elizabeth Quinteros Hajar
Héctor Yauri Benites

Índice

Presentación

I.	El agua	1
1.1	Las propiedades físicas del agua	1
1.1.1	Calor específico	2
1.1.2	Calor de fusión	2
1.1.3	Calor de vaporización	2
1.1.4	Constante dieléctrica	3
1.2	Estructura del agua	4
1.2.1	El agua es un hidruro excepcional	4
1.2.2	Estructura molecular	5
1.2.3	El enlace de hidrógeno	6
1.2.4	Geometría molecular	7
II.	Las soluciones	10
2.1	Mezclas y soluciones	10
2.2	Concentración y unidades de concentración	11
2.2.1	Unidades de concentración que dependen de la temperatura	11
2.2.2	Unidades de concentración independientes de la temperatura	14
2.3	Poder disolvente del agua	15
2.3.1	Disolución de compuestos iónicos	15
2.3.2	Disolución de compuestos polares	16
2.3.3	Disolución de compuestos de moléculas anfipáticas	16
2.4	Disociación del agua	17
2.4.1	Constante de equilibrio	18
2.4.2	Acidez y escala pH	18
2.5	Efecto disociador del agua	19
	Glosario	22
	Bibliografía	23

INTRODUCCIÓN A LOS MODULOS PLANCAD

En la actualidad, los docentes de educación secundaria, del área de ciencia, tecnología y ambiente, tienen que enfrentar muchas dificultades para acceder a información especializada reciente que les permita profundizar en contenido científico actualizado; y, en forma paralela, familiarizarse y manejar estrategias metodológicas dinámicas para facilitar a sus alumnos el aprendizaje del área.

Por ello, el Ministerio de Educación, a través del programa de Mejoramiento de la Calidad de la Educación Peruana y del Plan Nacional de Capacitación Docente 2000 (PLANCAD-MECEP), con la colaboración de la Universidad Peruana Cayetano Heredia, a través de la Dirección de Educación Continua, de su Facultad de Educación, ha elaborado cuatro módulos autoinstructivos para satisfacer esta necesidad y así contribuir al mejoramiento de la calidad de la educación nacional, vía el enriquecimiento personal y profesional del potencial humano que existe en el cuerpo docente del país.

Cada módulo consiste en ocho (8) fascículos monotemáticos¹, con contenidos seleccionados de entre aquellos que conforman la estructura curricular básica para educación secundaria, en el área de ciencia, tecnología y ambiente.

Cada fascículo, a su vez, ha sido desarrollado para cubrir dos aspectos fundamentales de la actividad educativa. Por un lado, contiene información científica actualizada, trabajada de manera accesible para ser asimilada con facilidad y, al mismo tiempo, adecuarla a las necesidades y posibilidades de acción en el aula. Por otro lado, y aunque este no es su objetivo central, ofrece algunas estrategias metodológicas dinámicas que promueven la participación activa en el análisis de los temas y materiales presentados en una situación de aprendizaje para facilitar, en los alumnos, la construcción de sus propios conocimientos.

La estructura del fascículo está diseñada para ser desarrollado a través de tres momentos de actividad en su manejo.

- Actividades iniciales o de entrada.
- Actividades de proceso, incluyendo acciones de investigación-experimentación
- Actividades de salida o finales

Al final de cada fascículo, se presenta una síntesis de los contenidos tratados, seguida de una autoevaluación final. Se incluye, también, un glosario básico que explica o define aquellos términos que son nuevos, o que aún siendo conocidos, son a menudo utilizados erróneamente. El fascículo se completa con unas referencias bibliográficas acerca de los materiales consultados o que pudieran servir para una mayor profundización en función del interés del docente usuario de este material.

Ahora, apreciado amigo y colega te invitamos a conocer este fascículo que ponemos en tus manos y a disfrutar con él, tratando de redescubrir y entender como funciona el universo y el mundo en que vivimos y enriquecerte, personal y profesionalmente, para cuidarlo mejor.

¹ *Esto es, elegidos en un campo temático especial o referidos a un tema específico (de allí lo de monotemático) del saber humano, pero analizados desde varios de sus diferentes aspectos constitutivos, con el auxilio de instrumentos cognoscitivos y metodológicos de diferentes disciplinas curriculares.*

I. EL AGUA

"Todo es de agua."

Thales de Mileto

Esta unidad tiene la finalidad de ayudarnos a mejorar nuestro conocimiento del agua, poniendo en juego capacidades para la investigación científica.

Estamos tan familiarizados con el agua que hasta nos parece que no hay algo más simple y que lo sabemos todo acerca de ella.

Así, antes de tomar los alimentos siempre buscamos un grifo donde obtener agua para lavarnos las manos. El agua es infaltable en nuestra dieta cotidiana. Los transportistas, además de la gasolina, buscan el agua para surtir el radiador de sus unidades motorizadas. En general, todas las actividades productivas en el campo o en la ciudad utilizan agua. El mar, los ríos, los lagos, los puquios y la lluvia son las fuentes naturales a dónde acudimos para obtenerla.

Pero, realmente ¿hay algo más simple que el agua? y ¿no hay nada más que saber de ella?

Seguramente, algunas veces la curiosidad de los niños y hasta nosotros mismos nos habremos preguntado:

¿Qué tiene el agua que la hace tan necesaria e importante en nuestras vidas?

1.1 LAS PROPIEDADES FÍSICAS DEL AGUA

El agua de mares, ríos y lagos a la temperatura ambiente, es un líquido muy estable. Esta relativa estabilidad del agua está en función de sus propiedades físicas como el calor específico, el calor de fusión, el calor de vaporización y la constante dieléctrica.

1.1.1 Calor específico

La cantidad de calor que se necesita para elevar un grado la temperatura de la unidad de masa de una sustancia se denomina **calor específico**.

TABLA 1
Calor específico de algunos líquidos

Líquidos	Cal.g ⁻¹ .°C ⁻¹
Agua	1,00
Etanol	0,60
Hexano	0,50
Cloroformo	0,24

El agua líquida tiene el más alto calor específico. Por esta razón, actúa como un "regulador del calor", es decir, evita los cambios bruscos de temperatura. Esta condición es fundamental en muchos procesos industriales y fundamentalmente en el mantenimiento de la temperatura corporal de los seres vivos.

1.1.2 Calor de fusión

La cantidad de calor que se absorbe cuando la unidad de masa de un sólido se funde, sin variar su temperatura, se denomina **calor de fusión**. Esta es la misma cantidad de energía que se elimina cuando el líquido se solidifica.

TABLA 2
Calor de fusión de algunos sólidos

Sólido	cal.g ⁻¹
Aluminio	94,00
Agua pura	80,00
Cobre	49,00
Plomo	5,50

El agua tiene un calor de fusión bastante alto. Por esta razón, posibilita la vida de algunos organismos a bajas temperaturas como en las zonas polares y en las altas cumbres andinas. Por ejemplo, si una laguna andina se congela, suministra calor a sus alrededores (80 cal.g⁻¹) y parte del agua alcanza 4°C. Como la densidad del hielo es menor que la del agua líquida a esa temperatura, el hielo flota, atrapando agua líquida por debajo; esto permite a muchos organismos vivir en esta agua durante el invierno.

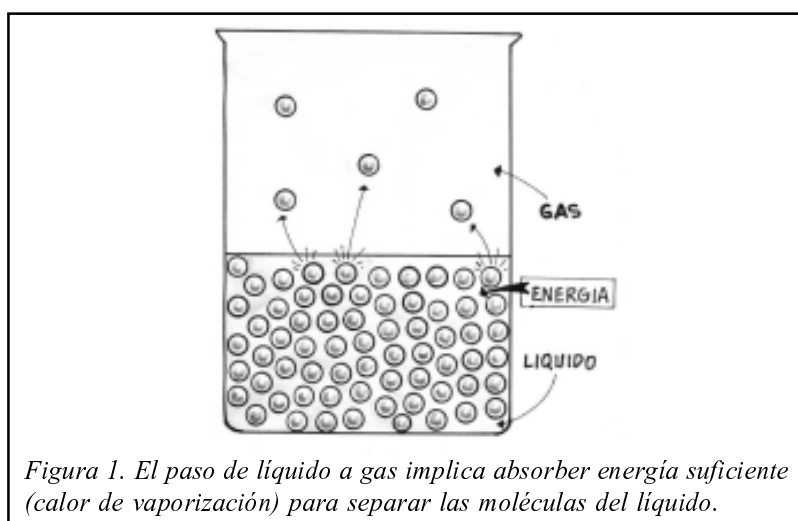
1.1.3 Calor de vaporización

La cantidad de calor que es absorbida cuando la unidad de masa de una sustancia se evapora, sin variar su temperatura, se denomina **calor de vaporización**.

TABLA 3
Calor de vaporización de algunos líquidos

Líquido	T.e.	cal.g ⁻¹
Agua	100°C	540
Alcohol metílico	65°C	263
Alcohol etílico	78°C	204
CCl ₄	77°C	46

El agua posee un calor latente de vaporización muy alto. Esta es la razón por la que el agua actúa como un poderoso refrigerante. Por ejemplo, los vertebrados pierden calor por evaporación del sudor.



1.1.4 Constante dieléctrica

La medida de la capacidad de un líquido para mantener separados los iones de carga opuesta se denomina **constante dieléctrica**.

TABLA 4
Constante dieléctrica de algunos líquidos

Líquido	D
Agua	80,0
Metanol	33,0
Etanol	24,0
Acetona	21,4

El agua tiene una constante dieléctrica relativamente alta. Es por ello, que el agua se comporta como un "regulador de cargas electrostáticas" tamizando la intensidad de la interacción entre las cargas, lo cual contribuye a su amplio poder solvente. El agua es un medio de dispersión por excelencia.

Ahora te invitamos a responder las siguientes preguntas:

¿A qué se denomina calor específico?

¿Los calores de vaporización y fusión del agua son, respectivamente 540 cal.g^{-1} y 80 cal.g^{-1} . Ambos valores son endotérmicos. ¿Cuál está en el estado de menor energía:

- a) Líquido o sólido?
- b) Sólido o vapor?
- c) Vapor o líquido?

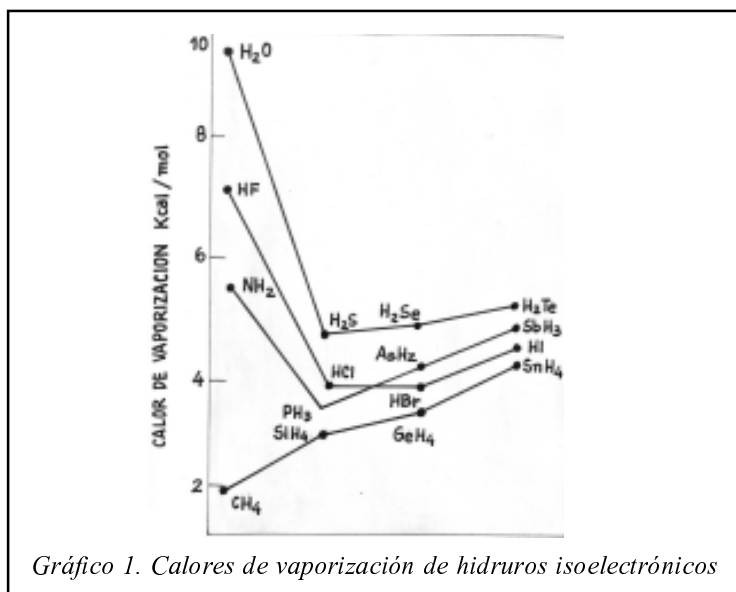
1.2 ESTRUCTURA DEL AGUA

1.2.1 El agua es un hidruro excepcional

Desde el punto de vista químico, el agua es un *hidruro de oxígeno*.

Observa con atención el gráfico 1 donde se comparan los calores de vaporización de hidruros isoelectrónicos.

¿Qué te ha llamado la atención?



Estamos de acuerdo. Los hidruros de nitrógeno, de flúor y de oxígeno tienen los calores de vaporización más altos en comparación con el resto de hidruros de sus series correspondientes.

El calor de vaporización, desde el punto de vista de la teoría atómica de la materia, es una medida de la energía necesaria para separar una de otra a las moléculas de un líquido. Por tanto, el calor de vaporización es también una medida de las fuerzas intermoleculares.

La razón para que el oxígeno, el flúor y el nitrógeno, formen hidruros con grados excep-

cionalmente fuertes de interacción entre sus moléculas, se debe a que sólo algunos de sus electrones están involucrados en los enlaces covalentes con el hidrógeno y los electrones restantes permanecen cerca del átomo haciéndolo fuertemente electronegativo. En consecuencia, estas moléculas tienen un alto grado de polaridad eléctrica, la que a su vez produce fuerzas intermoleculares muy intensas.

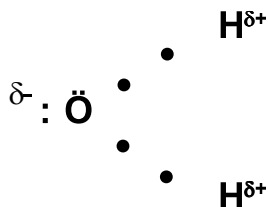


Figura 2. Las moléculas de los hidruros tienen un alto grado de polaridad eléctrica, la que a su vez produce intensas fuerzas intermoleculares.

El agua, por su parte, además de tener un calor de vaporización elevado, posee punto de fusión, punto de ebullición, calor de fusión y tensión superficial más alto que los otros hidruros. Todas estas propiedades físicas indican que en el agua las fuerzas de atracción entre las moléculas y, por tanto, su cohesión interna, son relativamente elevadas.

1.2.2 Estructura molecular

Sabías que:

La composición del agua se estableció gracias a los esfuerzos de varios investigadores. Entre ellos destaca W.A. Noyes, quien redujo CuO con H_2 para formar $\text{Cu}_{(s)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$. El promedio de todos los experimentos efectuados en este campo indican que 1,0078 g de hidrógeno se combinan con 8,0000 g de oxígeno. Mediante estos datos se dedujo la fórmula empírica del agua como H_2O , y se determinaron con precisión las masas atómicas relativas del hidrógeno y del oxígeno.

Como hemos visto, el agua posee un fuerte grado de interacción entre sus moléculas. Estas fuerzas intermoleculares se originan por la distribución específica de los electrones en la molécula de agua.

En la molécula de agua H_2O el átomo de oxígeno posee seis electrones periféricos, de los cuales, sólo dos están comprometidos en la formación de enlaces con cada uno de los átomos de hidrógeno. Los cuatro electrones restantes se agrupan en dos pares llamados dobletes electrónicos libres.

El átomo de oxígeno comparte sus dos electrones mediante la superposición de sus orbitales sp^3 con los orbitales $1s$ de cada uno de los átomos de hidrógeno.

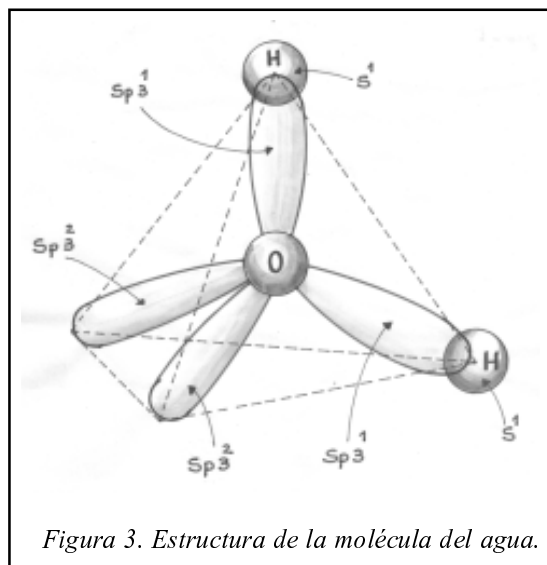
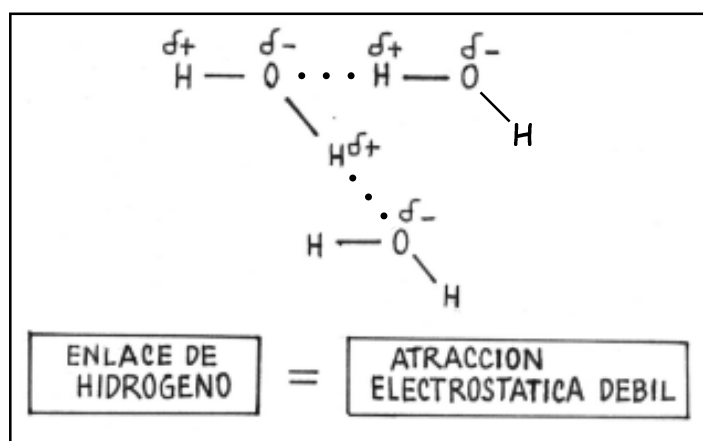


Figura 3. Estructura de la molécula del agua.

Esta disposición de los electrones en la molécula del agua le comunica asimetría eléctrica. Como el átomo de oxígeno es más electronegativo tiende a atraer los electrones compartidos dejando desnudos los núcleos de hidrógeno. El resultado es que cada uno de los dos átomos de hidrógeno adquiere una carga local parcial positiva (designada por δ^+) y el átomo de oxígeno, a su vez, adquiere una carga local parcial negativa (designada por δ^-), situada en la zona de los orbitales no compartidos.

1.2.3 El enlace de hidrógeno

Cuando dos moléculas de agua se aproximan mucho, se establece una atracción electrostática entre la carga parcial negativa situada sobre el átomo de oxígeno de una de las moléculas de agua y la carga parcial positiva situada sobre un átomo de hidrógeno de una molécula de agua adyacente. Esta atracción va acompañada por una redistribución de las cargas electrónicas de ambas moléculas, lo cual relleva en gran medida su interacción. Esta unión electrostática completa se llama *enlace de hidrógeno*, y es indicado como O-H...O



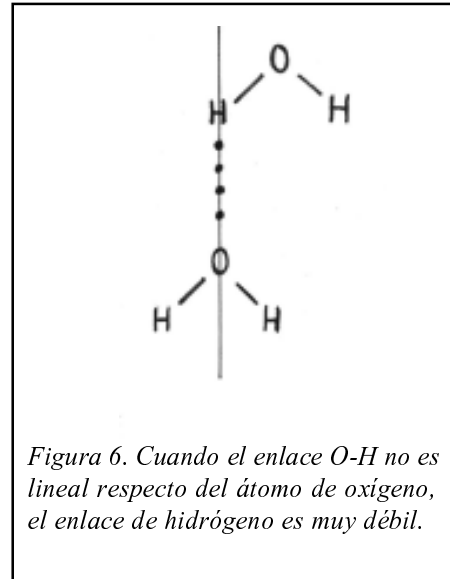
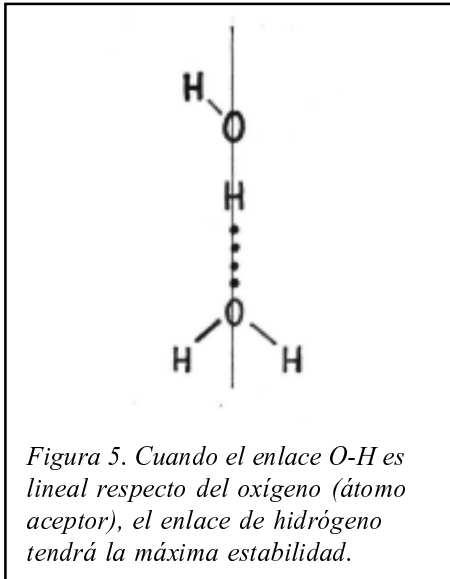
Sabías que:

W.M. Latimer y W.H. Rodebush, de la universidad de Berkeley, en 1920, basados en trabajos anteriores de otros químicos, pudieron demostrar la existencia de los enlaces de hidrógeno.

Una propiedad fundamental de los enlaces de hidrógeno es su estabilidad a temperatura ambiente, pero también su posibilidad de romperse sin excesivo esfuerzo. Así, contrariamente a los enlaces covalentes que exigen una energía mucho más importante para romperse, los enlaces de hidrógeno pueden, efectivamente, romperse bajo la simple acción de las fluctuaciones térmicas del ambiente. Por tanto, las estructuras moleculares bien definidas que permiten establecer los enlaces de hidrógeno serán modificables y, consiguientemente, evolutivas. Estas condiciones son indispensables para que puedan tener lugar las reacciones al interior de los cuerpos biológicos.

Los enlaces de hidrógeno son más débiles que los enlaces covalentes pero más fuertes que las fuerzas de Van der Waals. Se calcula que los enlaces de hidrógeno en el agua líquida poseen solamente una energía de enlace de $4,5 \text{ kcal mol}^{-1}$, en comparación con las $110 \text{ kcal mol}^{-1}$ de los enlaces covalentes H-O de la molécula de agua.

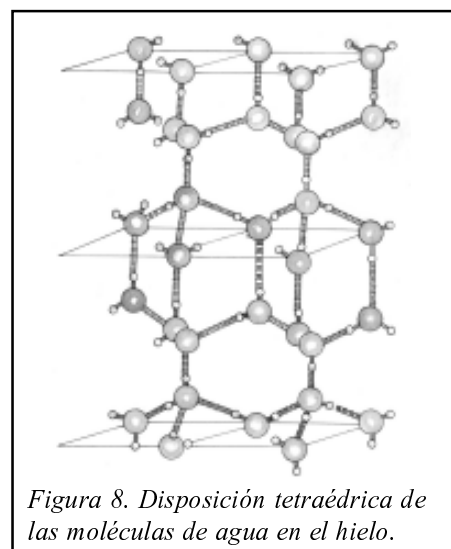
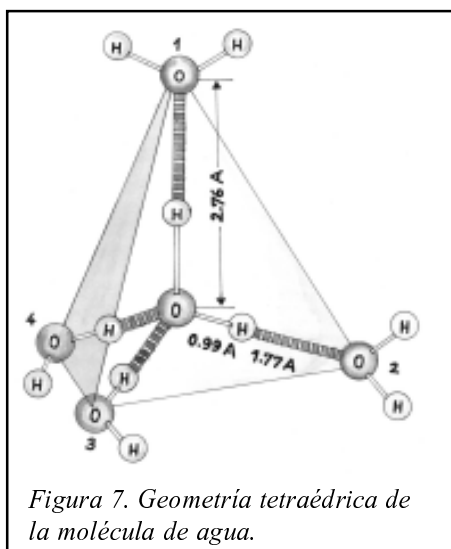
Otra propiedad del enlace de hidrógeno es que su fortaleza es máxima cuando los dos grupos que interaccionan se hallan orientados de modo que proporcionen el máximo de atracción electrostática.



Los enlaces de hidrógeno también poseen una longitud de enlace característica. Sin embargo, esta longitud difiere con el tipo de enlace de hidrógeno. Este depende de la geometría estructura y de la distribución electrónica en las moléculas unidas. Por ejemplo, en el hielo todas las moléculas de agua se hallan unidas mediante enlaces de hidrógeno de 0,177 nm.

1.2.4 Geometría molecular

Las características del agua derivan en gran medida de la geometría de su molécula. El agua es una molécula en la cual los dos centros de carga positiva y los dos centros de carga negativa tienen un patrón preciso de organización. En la molécula de agua, la geometría formada por las direcciones de los enlaces covalentes y los dos dobletes electrónicos libres se aproxima mucho a un tetraedro centrado en el átomo de oxígeno. El ángulo de enlace H-O-H es 104,5° y la distancia interatómica H – O es 0,0965 nm.



Debido a su geometría tetraédrica, cada molécula de agua es potencialmente capaz de unirse mediante enlaces de hidrógenos con cuatro moléculas de agua vecinas. Esta propiedad es la responsable de la elevada cohesión interna del agua líquida. Sin embargo, este arreglo tetraédrico está en estado dinámico; en el cual, grupos de agua "cristalina" orientada están en equilibrio con moléculas distribuidas al azar. Esto explicaría la elevada densidad del agua líquida.

Cuando el agua se congela, sus moléculas se ordenan en forma tetraédrica, en la cual cada oxígeno atrae a dos protones vecinos y cada protón atrae al oxígeno de una molécula vecina. Por tanto, cada oxígeno está próximo a otros cuatro átomos de oxígeno. Éstos se encuentran como sujetos entre sí por cuatro barras rígidas con una parte dura irrompible (el enlace covalente O-H), prolongada por una parte mucho más flexible (el enlace de hidrógeno) que sí puede eventualmente romperse.

El ordenamiento tetraédrico de las moléculas de agua en el hielo se asemeja a una red, de modo que deja espacios libres. Esto explicaría porque el hielo flota en el agua.

Según este modelo, el paso de hielo a líquido y luego a vapor implica el rompimiento de enlaces de hidrógeno progresivamente. Por tanto, la fusión, el calentamiento y la vaporización del agua no son sólo cambios físicos, sino reacciones químicas que conllevan la ruptura de enlaces; la energía absorbida en esta ruptura es la responsable de los altos calores de fusión y vaporización, así como el elevado calor específico de este líquido.

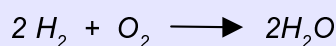
Además de estas propiedades, el agua líquida manifiesta otras propiedades absolutamente extraordinarias como su poder disolvente, su capacidad de disociación y de disociador.

Te invitamos a comprobar tu aprendizaje, respondiendo las siguientes preguntas:

1. Si no hubiera presencia de enlaces de hidrógeno, ¿cuál sería el calor de vaporización del HF, agua y amoníaco? Efectúe sus cálculos por extrapolación en la gráfica 1.

2. Representar la siguiente reacción detallando:

- a) la distribución electrónica
- b) la compartición de electrones y,
- c) la interacción de orbitales.



AUTOEVALUACIÓN N° 1

Responde las siguientes preguntas:

1. ¿Por qué existen los océanos y los lagos salados?

2. ¿ Por qué la geometría de la molécula de agua se asemeja a la de un tetraedro?

- a) Distribución equidistante de cargas eléctricas en la molécula
- b) Es una forma "muy estable"
- c) Un cristal de hielo tiene esa forma
- d) El oxígeno completa 8 electrones externos

3. Escribe una lista de las propiedades físicas del agua y describe la influencia del enlace de hidrógeno sobre cada una de estas propiedades.

II. LAS SOLUCIONES

Esta unidad tiene la finalidad de ayudarnos a comprender la composición y propiedades de las soluciones, particularmente de las soluciones acuosas, impulsando el desarrollo de nuestra capacidad para resolver problemas con acuciosidad y perseverancia en el estudio.

En la vida cotidiana, muchas labores que hacemos en casa como lavarnos las manos, prepararnos una limonada, realizar la combinación de colores de pinturas, tienen en común ponernos en contacto con mezclas de sustancias.

La mezcla de sustancias, en situaciones productivas o del cuidado de la salud, es clave para la obtención de buenos resultados. Por eso muchos investigadores han dedicado sus esfuerzos hacia su conocimiento y manejo.

Averigüemos cuál es el estado de nuestros conocimientos en este campo:

¿Cuál es la diferencia entre una mezcla y una solución?

¿Qué significa molaridad y normalidad de una solución?

¿Por qué los jabones se disuelven en el agua?

¿Qué es un sistema ácido-base?

2.1 MEZCLAS Y SOLUCIONES

Las mezclas de sustancias pueden ser heterogéneas u homogéneas.

Las *mezclas heterogéneas* están compuestas de dos o más fases. Ejemplos: agua con hielo, concreto, granito, leche.

Una fase es una porción de materia homogénea y físicamente diferente de otra porción de materia con la cual está en contacto y cuyas propiedades difieren claramente de las de la primera.

Las propiedades de esta mezcla son la suma de las que posee cada una de las fases aisladas.

Las *mezclas homogéneas*, por el contrario, se componen de una sola fase. En ellas, las partículas que se hallan en contacto no pueden identificarse por separado mediante la

observación física. Sus propiedades difieren, a veces enormemente, de las de sus componentes. Estas mezclas homogéneas, o soluciones, pueden ser líquidas, gaseosas y también sólidas.

Las soluciones gaseosas se obtienen disolviendo un gas en otro. Debido a que todos los gases se mezclan en cualquier proporción, toda mezcla de gases será homogénea y constituirá una solución.

Las soluciones líquidas se obtienen al disolver en un líquido una sustancia en cualquiera de sus tres estados: gas, líquido o sólido.

Las soluciones sólidas son aquellas en las que un componente sólido se halla disperso al azar, en escala atómica o molecular, por la totalidad de otro sólido. Este es el caso de las denominadas *aleaciones*.

Una aleación es una combinación de dos o más elementos que poseen propiedades metálicas. Ejemplos: la plata de ley, el latón, el acero, el bronce, etc.

Las soluciones están compuestas por un *disolvente* y uno o más *solutos*. El disolvente es el componente que se encuentra en mayor proporción. El soluto es el componente que se encuentra en menor proporción. Cuando dos o más componentes de una solución están en proporciones iguales, los términos soluto y disolvente pierden todo significado.

2.2 CONCENTRACIÓN Y UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Las propiedades de una solución dependen de la proporción soluto/disolvente.

Para fines generales, las unidades de concentración pueden dividirse en dos categorías:

- Las que varían con los cambios de temperatura. Estas contienen un factor de volumen que puede aumentar o disminuir a medida que la temperatura aumenta o disminuye. Estas son: la formalidad, la molaridad o la normalidad.
- Las que son independientes de los cambios de temperatura. Estas están compuestas por factores cuyas unidades son de masa, por tanto no dependen de la temperatura. Estas son: la fracción molar y la molaridad.

2.2.1 La formalidad (F)

Se define como el número de masa fórmula expresada en gramos (mfg) del soluto disueltos en un litro de solución. (L).

$$F = \frac{\text{Nro. de mfg de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Resolvamos el siguiente problema:

La solución ácida en una celda de plomo completamente llena, contiene 30% en peso de H_2SO_4 y tiene una densidad de 1.25 g/ml. Calcule la formalidad de esta solución.

Solución:

$$\text{Formalidad de la solución ácida} = \frac{1,25 \text{ g}}{\text{ml}} \times \frac{30}{100} \times \frac{1 \text{ mfg } (\text{H}_2\text{SO}_4)}{98,078 \text{ g}} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ L}} = 3.82$$

2.2.2 La molaridad (M)

Se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución.

$$M = \frac{\text{Nro. de moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Resolvamos el siguiente problema:

Describe cómo se debe preparar 500 mL de una solución de NaCl 5.00 M.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de NaCl que se va a emplear. Para ello procedemos a:

- Convertir el volumen inicial de NaCl en mL a L.
- Convertir los L a moles de NaCl, empleando la molaridad como factor de conversión.
- Convertir los moles a gramos empleando la masa molar como factor de conversión.

La serie de conversiones es la siguiente:

$$\frac{500 \text{ mL}}{1} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{5.00 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times \frac{58,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 146,5 \text{ g}$$

Luego, la solución se prepara siguiendo los pasos siguientes:

- Pesar 146,5 g de NaCl en un recipiente apropiado.
- Transferir el NaCl a un matraz volumétrico de 500,0 mL que contenga agua pura y agitar hasta disolver.
- Luego agregar agua hasta la marca de 500,0 mL. Tapar el matraz e invertir varias veces para mezclar perfectamente.

2.2.3 La normalidad

Se define como el número de masas equivalentes gramo de soluto disueltos en un litro de solución. Así, tenemos:

$$N = \frac{\text{Nro. de eq-g}}{\text{Litros de solución}}$$

El *equivalente gramo* es igual a la relación entre la masa fórmula en gramos (mfg) y la variación de su estado de oxidación o número de oxidación.

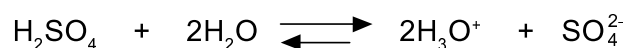
$$\text{Eq-g} = \frac{\text{mfg}}{\text{Variación del Nro. de oxidación}}$$

Resolvamos el siguiente problema:

Una solución de H_2SO_4 en agua tiene una densidad de $0,8 \text{ g.ml}^{-1}$, ¿cuál es su normalidad?

Solución:

La reacción neta del H_2SO_4 es:



Puesto que cada mfg de H_2SO_4 desprende 2 moles de protones, su variación del estado de oxidación es 2.

$$\text{Eq-g} = \frac{98,078 \text{ g}}{2} = 49,039 \text{ g}$$

- Partimos de la densidad del soluto y la convertimos a L.
- Convertimos los g de soluto en eq-g

$$N = \frac{0,80 \text{ g}}{\text{ml}} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1\text{L}} \times \frac{1 \text{ Eq-g}}{49,039 \text{ g}} = 16,3$$

Por tanto, su normalidad es 16,3.

2.2.4 La fracción molar (X)

Se define como la parte fraccionaria del número de moles de soluto con respecto al número total de moles de todos los componentes de la solución. Se expresa de la siguiente manera:

$$X_1 = \frac{n_1 \text{ (de soluto 1)}}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots n_k}$$

La suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución es igual a la unidad.

Resolvamos el siguiente problema:

¿Cuál es la composición en fracción molar de 50.0 ml de una solución de azúcar al 40%, de densidad 1.20 g/ml ?

Solución:

Como la unidad de concentración debe ser el mol, se deberá transformar a mol cada una de las cantidades dadas de los componentes. Por consiguiente:

$$\text{Moles de azúcar} = \frac{1,20 \text{ g}}{\text{ml}} \times \frac{50.0 \text{ ml}}{1} \times \frac{40}{100} \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} = 0,07 \text{ mol}$$

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

$$\text{Moles de agua}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,20 \text{ g}}{\text{ml}} \times \frac{50.0 \text{ ml}}{1} \times \frac{60}{100} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 2,00 \text{ mol}$$

$$\text{Moles totales} = \text{Moles de azúcar} + \text{Moles de agua} = 0,07 + 2,00 = 2,07 \text{ mol}$$

Por definición:

$$\text{Fracción moles de azúcar} = \frac{0,07}{2,07} = 0,034$$

$$\text{Fracción moles de agua} = \frac{2,00}{2,07} = 0,966$$

$$x_{\text{azúcar}} + x_{\text{agua}} = 1,000$$

2.2.5 La molalidad (m)

Se define como el número de moles de soluto disuelto en 1 kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{n de soluto}}{1 \text{ kg de disolvente}}$$

Resolvamos el siguiente problema:

Determinar la molalidad de una solución que se obtiene al disolver 0,750 gramos de NH_3 en 100 gramos de agua.

Solución:

$$m = \frac{0.750 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \times \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg}} = 0,441$$

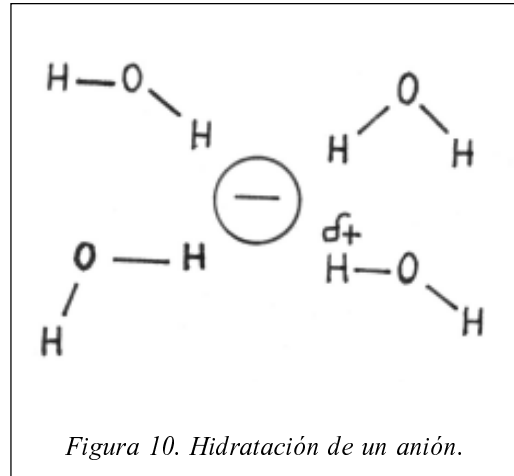
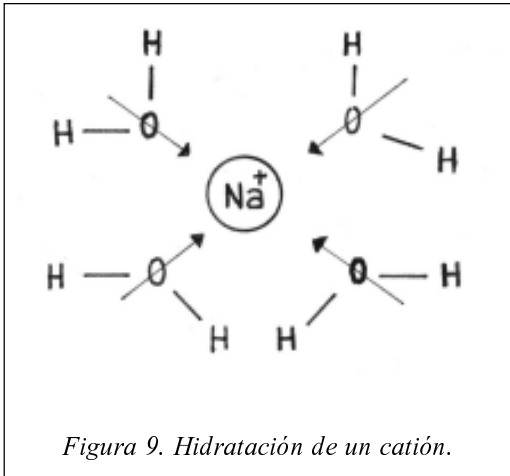
2.3 PODER DISOLVENTE DEL AGUA

El poder disolvente del agua se aprecia cuando es capaz de disolver hasta tres tipos de sustancias: compuestos iónicos, compuestos polares y compuestos de moléculas anfipáticas.

2.3.1 Disolución de compuestos iónicos

El agua debido a sus propiedades dieléctricas es muy buen disolvente de los compuestos iónicos, los que están casi completamente asociados en el estado cristalino.

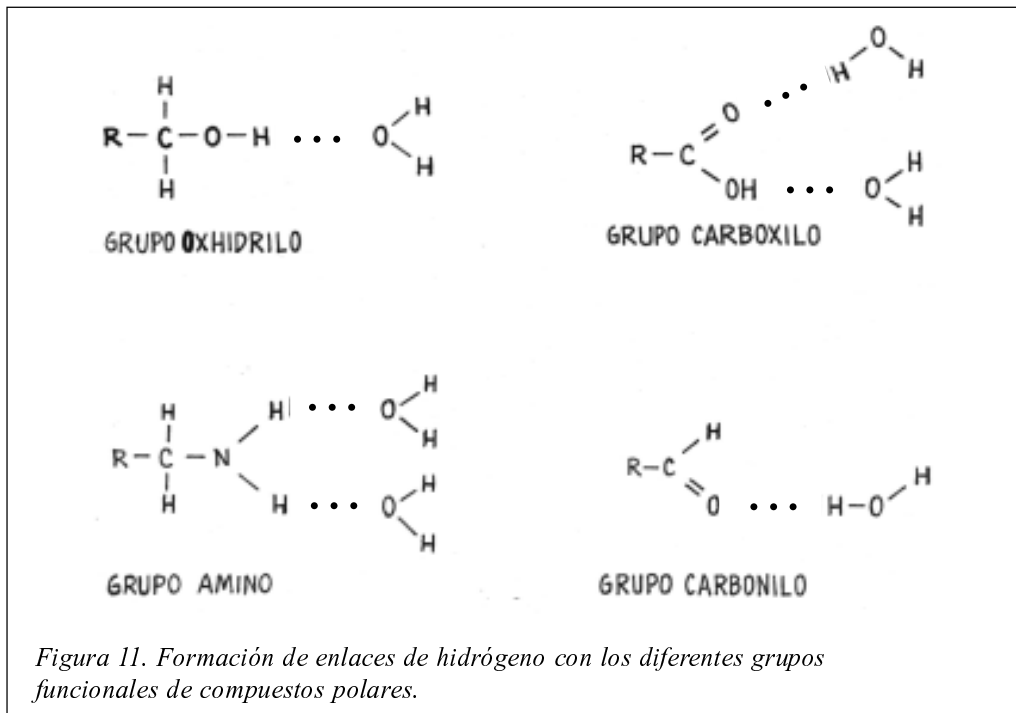
Cuando un compuesto iónico entra en contacto con el agua, las moléculas de ésta tamizan la interacción entre los iones con cargas opuestas, favoreciendo su dispersión. Las moléculas de agua tienden a orientarse y reunirse alrededor de los iones, formando una capa acuosa de propiedades especiales llamada *agua de hidratación*.



2.3.2 Disolución de compuestos polares

El agua también es capaz de disolver a los compuestos polares. Estos son sustancias orgánicas cuya molécula presenta los siguientes grupos: oxhidrilo, carboxilo, amino o carbonilo.

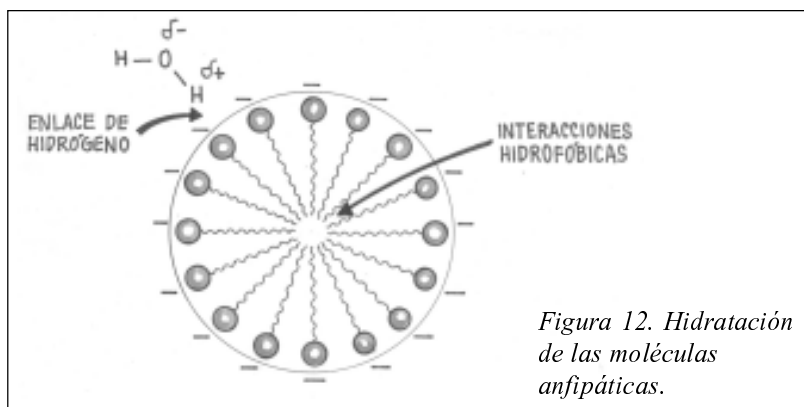
La presencia de estos grupos incrementan la solubilidad del compuesto polar debido a que forman enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.



2.3.3 Disolución de compuestos de moléculas anfipáticas

Asimismo, el agua dispersa o solubiliza muchos compuestos de moléculas anfipáticas formando con ellas minúsculas unidades denominadas *micelas*.

Las moléculas anfipáticas se caracterizan por contener simultáneamente grupos fuertemente no polares y grupos fuertemente polares.



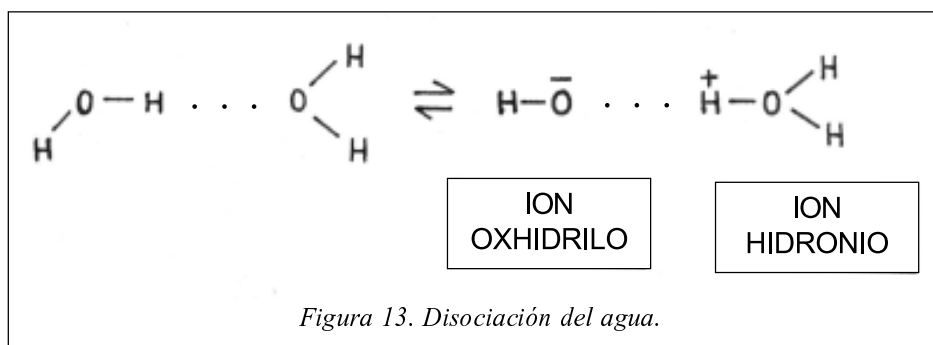
La formación de las micelas es la respuesta a dos tipos de interacciones intermoleculares.

Interacciones hidrofóbicas. Se establecen entre las estructuras hidrocarbonadas debido a las fuerzas de atracción adicionales que aportan las interacciones de Van der Waals. Gracias a estas interacciones las estructuras hidrocarbonadas quedan atrapadas al interior de la micela.

Interacciones hidrófilas. Son enlaces de hidrógeno que se establecen entre la región polar de la molécula anfipática y las moléculas de agua, de modo que la micela pueda totalmente rodeada de moléculas de agua.

2.4 DISOCIACIÓN DEL AGUA

El agua es capaz de disociarse ligeramente de la siguiente manera:

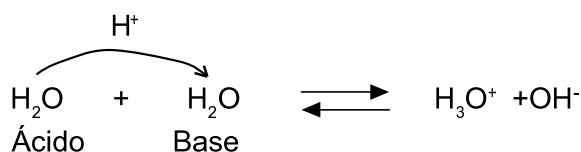


Puesto que los protones (H^+) son partículas relativamente ligeras y móviles, en intervalos poco frecuentes saltan al oxígeno de una molécula de agua, dejando así un ión cargado negativamente (OH^-) llamado *ión oxhidrilo*, y un ión cargado positivamente (H_3O^+) denominado *ión hidronio* o *hidrogenión*.

La disociación del agua en iones implica que el agua se comporta como un ácido y como una base.

En cuanto ácido, la molécula de agua cede un protón.

En cuanto base, la molécula de agua acepta un protón, entonces:



2.4.1 Constante de equilibrio

La disociación del agua puede estudiarse cuantitativamente midiendo la *constante de equilibrio* (K) de la reacción, que en forma abreviada se escribe:



De acuerdo con las leyes de acción de masas, la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Puesto que la concentración del agua es mucho mayor que la de los iones H^+ y OH^- , para todos los propósitos prácticos es constante. Por ello, es habitual combinar la constante de equilibrio K con la concentración del agua y obtener una nueva constante K_w .

$$K [\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

La constante K_w se ha determinado por varios métodos y ha resultado ser, a 25°C ,:

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2.\text{l}^{-2}$$

Por tanto: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$

2.4.2 Acidez y escala pH

Como se ha visto la acidez de una sustancia está asociada a la presencia del ión hidrogenión.

Puesto que los valores de $[\text{H}^+]$ son muy pequeños, resulta conveniente expresarla en términos más manejables. En 1909, Sørensen introdujo el concepto de pH.

El pH se define como el logaritmo decimal del inverso de la concentración de hidrogeniones:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$$

Como: $\log \frac{1}{[\text{H}^+]} = \log 1 - \log [\text{H}^+]$; y $\log 1 = 0$

entonces: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

TABLA 2
Escala pH

$[\text{H}^+]$	pH	$[\text{H}^+]$	PH
1,0	0	$1,0 \times 10^{-8}$	8
$1,0 \times 10^{-1}$	1	$1,0 \times 10^{-9}$	9
$1,0 \times 10^{-2}$	2	$1,0 \times 10^{-10}$	10
$1,0 \times 10^{-3}$	3	$1,0 \times 10^{-11}$	11
$1,0 \times 10^{-4}$	4	$1,0 \times 10^{-12}$	12
$1,0 \times 10^{-5}$	5	$1,0 \times 10^{-13}$	13
$1,0 \times 10^{-6}$	6	$1,0 \times 10^{-14}$	14
$1,0 \times 10^{-7}$	7		

La medición del pH se realiza mediante variados procedimientos. Los más comunes incluyen el uso de indicadores. Otros que exigen mayor precisión en las mediciones se basan en el uso de potenciómetros. Los más modernos emplean tecnología digital.

TABLA 3
pH de algunas soluciones

Solución	pH	Solución	pH
Jugo gástrico	1,2 - 3,0	Agua	7,0
Jugo de limón	2,2 - 2,4	Sangre	7,35 - 7,45
Toronja	3,0	Líquido cerebro - espinal	7,4
Cidra	2,8 - 3,3	Jugo pancreático	7,1 - 8,2
Jugo de piña	3,5	Huevos	7,6 - 8,0
Jugo de tomate	4,2	Bilis	7,6 - 8,6
Caldo de almejas	5,7	Leche de magnesia	10,0 - 11,0
Orina	5,5 - 7,5	Agua de cal	12,3
Saliva	6,5 - 7,5	Semen	7,35 - 7,50
Leche	6,6		

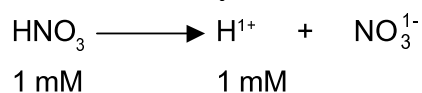
Fuente: Tortora, 1977, p. 27.

Resolvamos un problema:

Determinar el pH de una disolución acuosa de HNO₃ 1mM (milimolar).

Solución:

La reacción de disolución del HNO₃ es:



Por tanto: $[\text{H}^+] = 1 \text{ mM} = 0,001 \text{ M} \text{ ó } 1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1 = 3$$

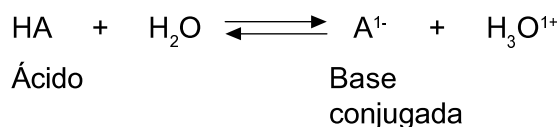
El pH de la solución 1mM de HNO₃ es 3.

2.5 EFECTO DISOCIADOR DEL AGUA

El agua es capaz de incrementar la disociación de otras sustancias llamadas *electrolitos débiles*.

Los electrolitos débiles en forma pura se presentan predominantemente no disociados y se hacen más y más disociados conforme se diluyen en agua.

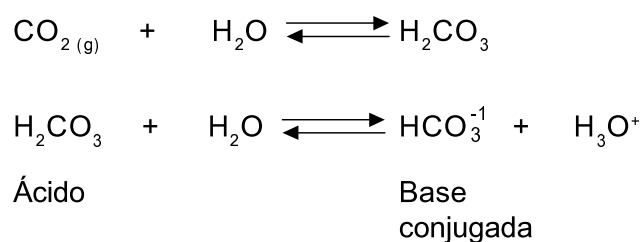
El sistema constituido es un sistema ácido-base y la constante de equilibrio se conoce como *Constante de disociación (K)*.



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^{1-}]}{[\text{HA}]}$$

Ejemplo 1. Disociación del ácido carbónico

Cuando el $\text{CO}_2(\text{g})$ interacciona con el agua se establece el siguiente sistema ácido-base:



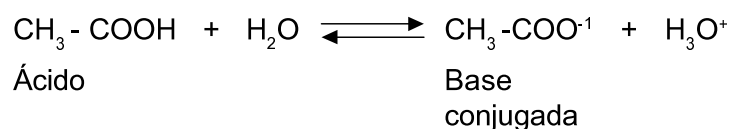
La constante de equilibrio de este sistema es:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCO}_3^{-1}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

A 1 atm y 25° C, $K = 1,70 \times 10^{-14}$

Ejemplo 2. Disociación del ácido acético

El ácido acético diluido en agua establece el siguiente sistema ácido-base:



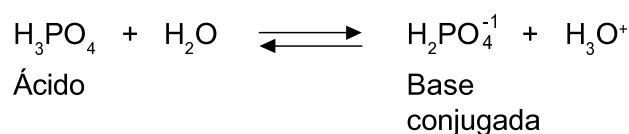
Siendo su constante de disociación:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{-COO}^{-1}]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}$$

A 1 atm y 25°C, $K = 1,74 \times 10^{-5}$

Ejemplo 3. Disociación del ácido fosfórico

El ácido fosfórico experimenta el siguiente equilibrio:



La constante de equilibrio de este sistema es:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$

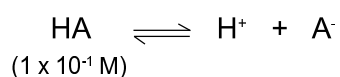
A 1 atm y 25°C, $K = 7,25 \times 10^{-3}$

Resolvamos el siguiente problema:

Las medidas de conductividad muestran que la disolución 0,1 M de ácido propiónico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$) se halla ionizada en 2% a 25°C. ¿Cuál es la constante de disolución y el pK' del ácido propiónico?

Solución:

La disociación del ácido propiónico responde a la fórmula:



donde:

$$K' = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{y} \quad \alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Como:

$$\alpha = 2\%, \text{ entonces } = [\text{A}^-] = 2 \times 10^{-2} (1 \times 10^{-1} \text{ M}) = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Luego:

$$K' = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(2 \times 10^{-3} \text{ M})(2 \times 10^{-3} \text{ M})}{1 \times 10^{-1} \text{ M}} = 4 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$K' = 4 \times 10^{-5} \text{ M}$

Como:

$$\text{pK}' = -\log K'$$

$$\text{pK}' = -\log 4 \times 10^{-5}$$

$$\text{pK}' = 5 - \log 4$$

$$\text{pK}' = 5 - 0,6 = 4,4$$

$$\text{pK}' = 4,4$$

TABLA 4
Constante de disociación de algunos ácidos

Ácido		K' (M)	pK'
Acido metanoico	HCOOH	$1,78 \times 10^{-4}$	3,75
Acido acético	CH ₃ COOH	$1,74 \times 10^{-5}$	4,76
Acido propiónico	CH ₃ CH ₂ COOH	$1,35 \times 10^{-5}$	4,87
Acido láctico	CH ₃ CHOHCOOH	$1,38 \times 10^{-4}$	3,86
Acidosucciínico	HOOCCH ₂ CH ₂ COOH	$6,16 \times 10^{-5}$	4,25
Succinato	HOOCCH ₂ CH ₂ COO ⁻	$2,34 \times 10^{-6}$	5,63
Acido fosfórico	H ₃ PO ₄	$7,25 \times 10^{-3}$	2,14
Fosfato	H ₂ PO ₄ ⁻	$6,31 \times 10^{-8}$	7,20
Fosfato	HPO ₄ ²⁻	$3,98 \times 10^{-13}$	12,4
Acido carbónico	H ₂ CO ₃	$1,70 \times 10^{-4}$	3,77
Carbonato	HCO ₃ ⁻	$6,31 \times 10^{-11}$	10,2
Amonio	NH ₄ ⁺	$5,62 \times 10^{-10}$	9,25

Fuente: LEHNINGER. 1978. p. 50.

Según la teoría de Brönsted-Lowry, es posible expresar todos los electrolitos débiles en forma de ácidos débiles y sus bases conjugadas correspondientes.

Las macromoléculas, que son las unidades estructurales y funcionales de la célula, son polielectrolitos débiles que deben su estado de disociación y, por tanto, muchas de sus características físicas, a la presencia del agua o de soluciones salinas diluidas.

2.6 SISTEMA REGULADOR DEL PH

Observa detenidamente los datos que se registran en la tabla 5.

TABLA 5
Comparación de la variación del pH

Solución añadida	H ₂ O	HAc/NaAc
1 ml HCl 10 M	2	4,75
10 ml HCl 10 M	1	4,67
20 ml HCl 10 M	0,7	4,58
1 ml NaOH 10 M	12	4,77
10 ml NaOH 10 M	13	4,85
20 ml NaOH 10 M	13,3	4,85

Como te has podido dar cuenta, en la solución HAc/NaAc el cambio de pH es muy pequeño. Se podría decir que este tipo de solución “se resiste” a la variación del pH.

Este tipo de solución está formado por un ácido débil, en este caso el ácido acético, y una base fuerte, el acetato de sodio, constituyendo un sistema regulador del pH denominado: *amortiguador, tampón o buffer*.

Un amortiguador es una disolución cuya concentración de hidrogeniones apenas varía al añadir ácidos o bases fuertes, por lo que sirve para mantener constante el pH.

Este tipo de soluciones son muy importantes en los sistemas vivientes porque las funciones metabólicas no admiten cambios de pH drásticos.

Si comparamos el cambio que experimentan el agua pura y la sangre cuando se añade una mínima cantidad de un ácido cualquiera, resulta que la concentración de hidrogeniones crece paralelamente a la cantidad de ácido añadido al agua; mientras que la sangre admite cantidades mayores del mismo ácido, sin que aumente apreciablemente la concentración de hidrogeniones.

Los amortiguadores más sencillos están formados por una mezcla de un ácido débil y una sal del mismo ácido con base fuerte.

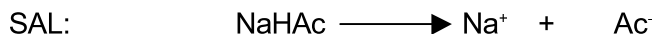
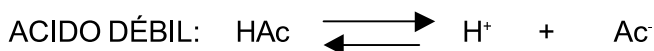
Ejemplo: ACIDO DÉBIL : Acido acético CH_3COOH
 SAL : Acetato sódico CH_3COONa

También resultan de la mezcla de una base débil y una sal de la misma base con ácido fuerte.

Ejemplo: BASE DÉBIL : Amoniaco NH_3
 SAL : Cloruro amónico NH_4Cl

Mecanismo de acción de un amortiguador:

Supongamos un amortiguador constituido por:



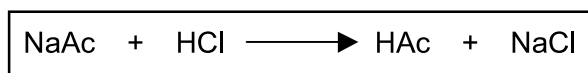
Como el acetato sódico se disocia completamente, el ión acetato procedente de la sal desplaza el equilibrio hacia la izquierda, disminuyendo la concentración de hidrogeniones libres. La presencia conjunta de la sal y el ácido hace decrecer la acidez libre.

Si $[\text{Sal}] = [\text{Acido}]$, la $[\text{H}^+]$ estará regulada por el equilibrio:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

Si añadimos al sistema un ácido fuerte (HCl), se produce un aumento instantáneo de hidrogeniones; pero, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda hasta recuperar la concentración inicial de hidrogeniones.

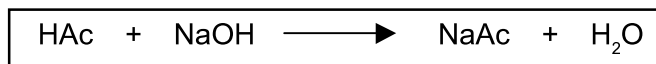
La reacción sería:



El sistema amortiguador ha destruido ácido fuerte, liberando en su lugar una cantidad equivalente de ácido débil.

Si al mismo sistema se le agrega una base fuerte (NaOH), los iones oxhidrilo consumen rápidamente los hidrogeniones para formar agua; sin embargo, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para restaurar la concentración inicial de hidrogeniones.

La reacción sería:



La adición de la base provoca la transformación de una parte del ácido acético libre en acetato.

El pH de una disolución amortiguadora se puede conocer mediante la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Acido}]}$$

Si $[\text{Sal}] = [\text{Acido}]$ entonces $\text{pH} = \text{pK}$. Este punto indica la capacidad máxima de tamponamiento del amortiguador.

Ejemplo:

El ácido acético tiene: $K = 1,76 \times 10^{-5}$ y un $\text{pH} = 4,76$, a 25°C y 1 atm.

Si $[\text{Ac}^-] = [\text{HAc}]$, entonces $\text{pH} = \text{pK} = 4,76$

Resolvamos el siguiente ejercicio:

Una mezcla de dos disoluciones acuosas contiene, respectivamente, 2 moles de ácido acético y 6 moles de acetato de sodio. Calcular el pH de la mezcla. Recuerde que el pK del ácido acético es 4,75.

Como: $[\text{Sal}] = 6$ moles, $[\text{Acido}] = 2$ moles y el pK (ácido) = 4,75.

Sustituimos los valores anteriores en la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{6 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 4,75 + \log 3 = 4,75 + 0,48 = 5,23$$

Respuesta: el pH de la mezcla es 5,23.

Ahora, resuelve los siguientes ejercicios:

a) *Determina el pH de una mezcla de 4 moles de ácido acético y 1 mol de hidróxido de sodio en disolución acuosa al terminar la reacción.*

b) *Determina el pH de una mezcla de 5 moles de lactato de sodio y 1 mol de ácido clorhídrico en disolución acuosa al finalizar la reacción.*

Los fluidos de los organismos vivos contienen un conjunto de sistemas amortiguadores, denominados *amortiguadores fisiológicos*.

Toda modificación impuesta a un amortiguador fisiológico repercute en los otros, diluyéndose su efecto. Cada uno actúa en serie con los demás, de modo que el gasto de uno de ellos se recupera por la intervención de los otros.

Este esfuerzo recíproco es uno de los fenómenos que explica porque la sangre tiene una capacidad amortiguadora muy superior a la de la una disolución de bicarbonato de la misma concentración.

El pH del plasma sanguíneo en los vertebrados se mantiene a valores notablemente constantes. El plasma sanguíneo del hombre suele ser de 7,40. Si fallasen los mecanismos reguladores del pH, como puede ocurrir en las enfermedades, el pH de la sangre descendería por debajo de 7,0 o se elevaría por encima de 7,8 y podrían producirse daños irreparables.

Los sistemas amortiguadores fisiológicos de acción inmediata y rápida son:

- a) Sistema ácido carbónico/bicarbonato ($\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_3^-$). Este es el sistema más importante a nivel extracelular y del plasma sanguíneo.
- b) Sistema fosfato monosustituido/ fosfato bisustituido ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$). Este es el sistema más importante a nivel intracelular.
- c) Sistema ácidos orgánicos/sales alcalinas ($\text{RCOOH}/\text{RCOO}^-$)
- d) Sistema hemoglobina reducida/oxihemoglobinato ($\text{HHbO}_2/\text{HbO}_2^-$)

Aunque muchos aspectos de la estructura celular y de su función se hallan influidos por el pH, la actividad catalítica de los enzimas es especialmente sensible a las variaciones del pH. Los enzimas ejercen su actividad máxima a un pH característico, llamado *pH óptimo*, y su actividad desciende de manera notoria a ambos lados de dicho máximo.

El agua no es meramente el medio de dispersión de las células, sino que también ejerce una influencia importante sobre las propiedades de las moléculas que dispersa. Las propiedades del agua que hemos descrito en este fascículo tienen innumerables conexiones con el funcionamiento de la máquina viviente. No es *una* sino la presencia de *todas* las propiedades lo que hace al agua el único solvente para el mundo de la vida.

IDONEIDAD DEL ENTORNO ACUOSO

PARA LOS ORGANISMOS VIVOS

Los organismos vivos se han adaptado efectivamente a su entorno acuoso y han desarrollado métodos para aprovechar las inusitadas propiedades del agua. El elevado calor específico del agua resulta útil para los grandes animales terrestres porque el agua del cuerpo actúa como un tampón térmico y permite que la temperatura del organismo permanezca relativamente constante aunque varíe la temperatura ambiente. Además, el elevado calor de vaporización constituye el medio eficaz por el que los vertebrados pierden calor por evaporación del sudor. El elevado grado de cohesión interna del agua líquida, a causa de la existencia de enlaces de hidrógeno, es explotado por las plantas superiores para el transporte de los elementos nutritivos en disolución, desde las raíces hasta las hojas, durante el proceso de transpiración. Incluso el hecho de que el hielo tenga una densidad menor que la del agua líquida y por ello flota, posee importantes consecuencias biológicas en la ecología de los organismos acuáticos. Pero lo más fundamental para todos los organismos vivos es el hecho de que muchas propiedades biológicas importantes de las macromoléculas celulares, particularmente de las proteínas y de los ácidos nucleicos, derivan de sus interacciones con las moléculas de agua del medio que las rodea...

Lehninger, 1978, p. 55.

Responde las siguientes preguntas:

¿Por qué los científicos analizan la presencia de agua como indicador de vida en el espacio?

¿Por qué preocupa a los ambientalistas el calentamiento acelerado de nuestro planeta?

AUTOEVALUACIÓN N° 2

1. En las siguientes soluciones, ¿qué sustancia es el disolvente?

Soluciones	Disolvente
a) 3 onzas de aceite y 3 galones de gasolina	
b) Agua mineral gasificada	
c) 70 mL de alcohol isopropílico y 30 mL de agua	
d) Níquel de acuñación (25% de Ni y 75% de Cu)	

2. ¿Cuál sería la molaridad de la solución que se obtiene al mezclar 50,0 mL de solución de HCl 3.00 M con 70,0 mL de agua?

3. ¿Cómo prepararía una solución 5 N de H_2SO_4 ?

5. Determine el pH de una disolución acuosa 2 mM de H_2SO_4 .

GLOSARIO

Calor de fusión: es la cantidad de energía que un cuerpo sólido absorbe para pasar al estado líquido, permaneciendo la temperatura constante.

Calor de vaporización: es la cantidad de energía que un cuerpo líquido absorbe para pasar al estado de gas, permaneciendo la temperatura constante.

Constante dieléctrica: es la medida de la capacidad de un líquido para mantener separados los iones de carga opuesta de un soluto.

Electrolito débil: sustancia que se disocia parcialmente.

Energía de enlace: es la energía necesaria para romper la unión entre dos átomos.

Enlace covalente: es un tipo de enlace químico que se establece cuando dos átomos vecinos comparten un par de electrones.

Enlace de hidrógeno: atracción electrostática entre el oxígeno de una molécula y el hidrógeno de otra molécula.

Fuerzas de Van Der Waals: fuerzas de atracción que mantienen unidas las moléculas de una sustancia.

Masa fórmula gramo: masa en gramos de una sustancia según su fórmula química.

Micela: son minúsculas unidades de dispersión de moléculas anfipáticas por acción de un disolvente polar.

Molécula anfipática: se caracterizan porque su estructura contiene simultáneamente grupos fuertemente no polares (cadenas hidrocarbonadas) y grupos fuertemente polares (por ejemplo: grupos ácidos, aminos u oxhidrilos).

Solución: es una mezcla homogénea de dos o más sustancias constituyendo una sola fase, por lo que no se pueden diferenciarse sus componentes.

Tetraedro: poliedro cuyas cuatro caras son triángulos equiláteros.

BIBLIOGRAFÍA

ANGELL, C.Austen. 1982. "Las anomalies del agua". En *Revista Mundo Científico*. Barcelona. Fontalba. Vol. 2. N° 16. Páginas: 726-736.

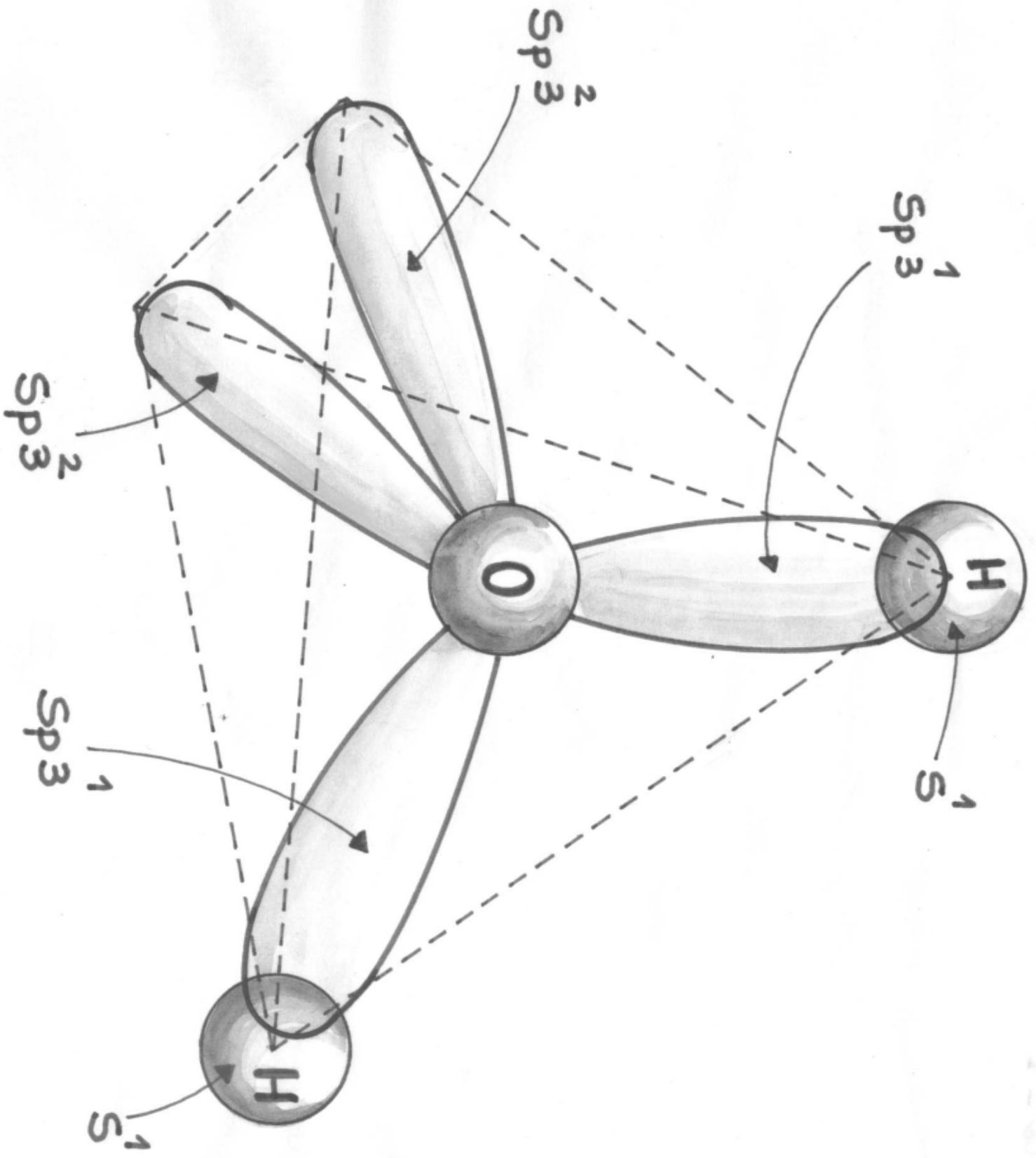
BURNS, Ralph. 1996. *Fundamentos de Química*. México. Prentice Hall Hispanoamericana. 2da. Edición.

EAGLAND. Donald, 1990. "La estructura del agua". En *Revista Mundo Científico*. Barcelona, Fontalba, Vol. 10. N° 104. Páginas: 736-742.

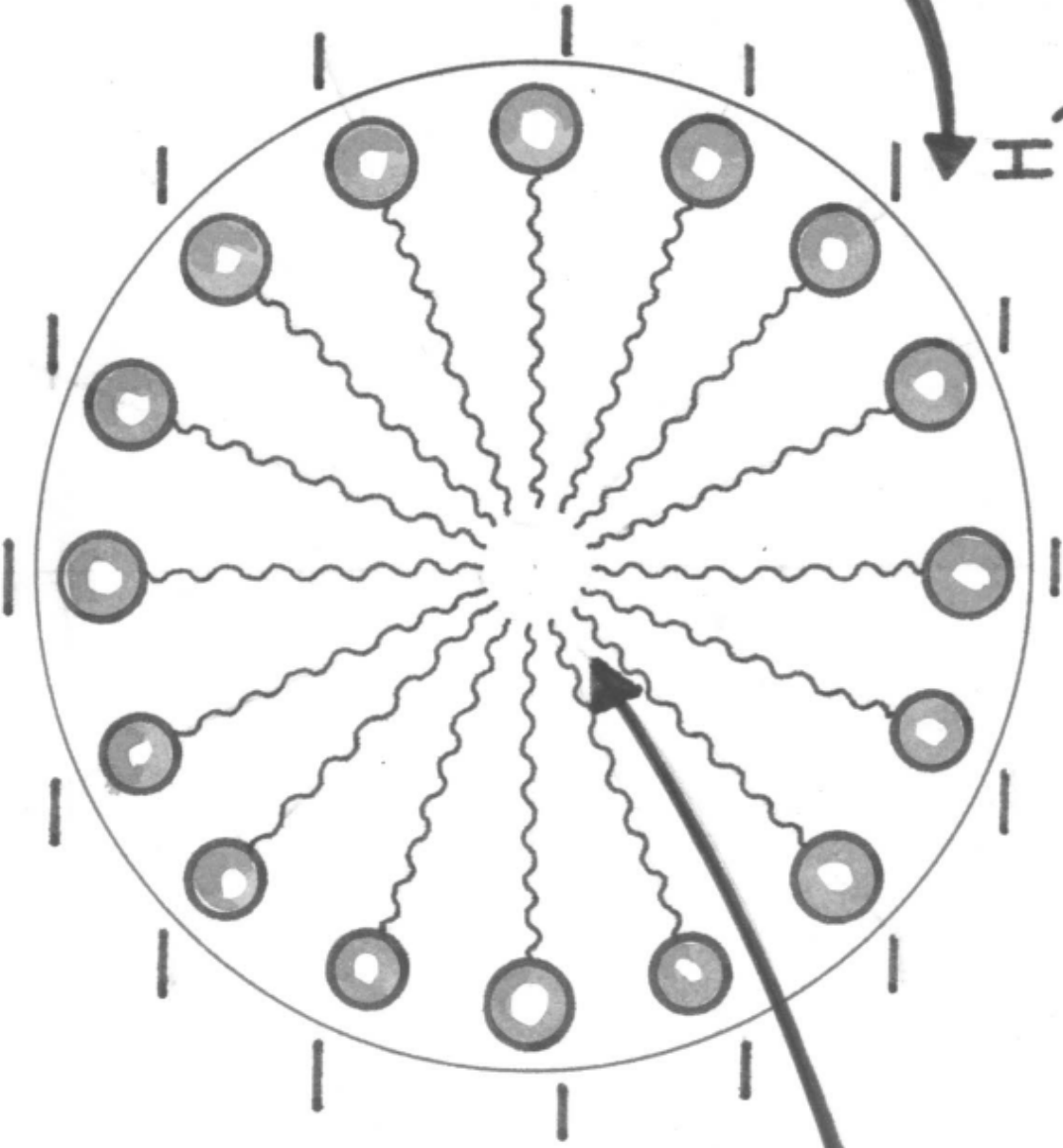
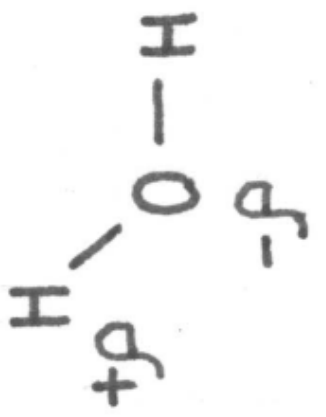
LEHNINGER, Albert. 1978. *Bioquímica*. Barcelona. Omega.

MARÉCHALD, Yves. 1989. "El enlace hidrógeno". En *Revista Mundo Científico*. Barcelona, Fontalba. Vol. 9. N° 92. Páginas: 608-618.

PIERCE, James. 1973. *Química de la materia*. México. Publicaciones Cultural.



ENLACE DE
HIDRÓGENO



INTERACCIONES
HIDRÓFÓBICAS