

1. INTRODUCCION:

Agua, nombre común que se aplica al estado líquido del compuesto de hidrógeno y oxígeno H_2O . Los antiguos filósofos consideraban el agua como un elemento básico que representaba a todas las sustancias líquidas. Los científicos no descartaron esta idea hasta la última mitad del siglo XVIII. En 1781 el químico británico Henry Cavendish sintetizó agua detonando una mezcla de hidrógeno y aire. Sin embargo, los resultados de este experimento no fueron interpretados claramente hasta dos años más tarde, cuando el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier propuso que el agua no era un elemento sino un compuesto de oxígeno e hidrógeno. En un documento científico presentado en 1804, el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac y el naturalista alemán Alexander von Humboldt demostraron conjuntamente que el agua consistía en dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, tal como se expresa en la fórmula actual H_2O .

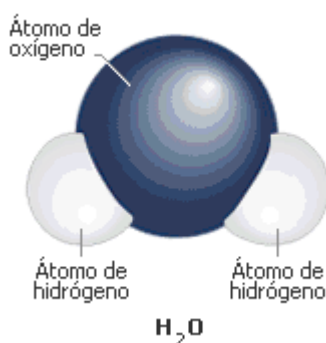


FIGURA 1. Molécula de agua.

Casi todo el hidrógeno del agua tiene una masa atómica de 1. El químico estadounidense Harold Clayton Urey descubrió en 1932 la presencia en el agua de una pequeña cantidad (1 parte por 6.000) de lo que se denomina agua pesada u óxido de deuterio (D_2O); el deuterio es el isótopo del hidrógeno con masa atómica 2. En 1951 el químico estadounidense Aristid Grosse descubrió que el agua existente en la naturaleza contiene también cantidades mínimas de óxido de tritio (T_2O); el tritio es el isótopo del hidrógeno con masa atómica 3.

2. PROPIEDADES DEL AGUA.

El agua pura es un líquido inodoro e insípido. Tiene un matiz azul, que sólo puede detectarse en capas de gran profundidad. A la presión atmosférica (760 mm de

mercurio), el punto de congelación del agua es de 0 °C y su punto de ebullición de 100 °C. El agua alcanza su densidad máxima a una temperatura de 4 °C y se expande al congelarse. Como muchos otros líquidos, el agua puede existir en estado sobreenfriado, es decir, que puede permanecer en estado líquido aunque su temperatura esté por debajo de su punto de congelación; se puede enfriar fácilmente a unos -25 °C sin que se congele. El agua sobreenfriada se puede congelar agitándola, descendiendo más su temperatura o añadiéndole un cristal u otra partícula de hielo. Sus propiedades físicas se utilizan como patrones para definir, por ejemplo, escalas de temperatura.

El agua es uno de los agentes ionizantes más conocidos. Puesto que todas las sustancias son de alguna manera solubles en agua, se le conoce frecuentemente como el disolvente universal. El agua combina con ciertas sales para formar hidratos, reacciona con los óxidos de los metales formando ácidos y actúa como catalizador en muchas reacciones químicas importantes.

3. ESTADO NATURAL.

El agua es la única sustancia que existe a temperaturas ordinarias en los tres estados de la materia, o sea, sólido, líquido y gas. Como sólido o hielo se encuentra en los glaciares y los casquetes polares, así como en las superficies de agua en invierno; también en forma de nieve, granizo y escarcha, y en las nubes formadas por cristales de hielo. Existe en estado líquido en las nubes de lluvia formadas por gotas de agua, y en forma de rocío en la vegetación. Además, cubre las tres cuartas partes de la superficie terrestre en forma de pantanos, lagos, ríos, mares y océanos. Como gas, o vapor de agua, existe en forma de niebla, vapor y nubes. El vapor atmosférico se mide en términos de humedad relativa, que es la relación de la cantidad de vapor de agua en el aire a una temperatura dada respecto a la máxima que puede contener a esa temperatura.

El agua está presente también en la porción superior del suelo, en donde se adhiere, por acción capilar, a las partículas del mismo. En este estado, se le denomina agua ligada y tiene unas características diferentes del agua libre. Por influencia de la gravedad, el agua se acumula en los intersticios de las rocas debajo de la superficie terrestre formando depósitos de agua subterránea que abastecen a pozos y manantiales, y mantienen el flujo de algunos arroyos durante los periodos de sequía.

4. EL AGUA EN LA VIDA.

El agua es el componente principal de la materia viva. Constituye del 50 al 90% de la masa de los organismos vivos. El protoplasma, que es la materia básica de las células vivas, consiste en una disolución de grasas, carbohidratos, proteínas, sales y otros compuestos químicos similares en agua. El agua actúa como disolvente transportando, combinando y descomponiendo químicamente esas sustancias. La sangre de los animales y la savia de las plantas contienen una gran cantidad de agua, que sirve para transportar los alimentos y desechar el material de desperdicio. El agua desempeña también un papel importante en la descomposición metabólica de moléculas tan esenciales como las proteínas y los carbohidratos. Este proceso, llamado hidrólisis, se produce continuamente en las células vivas.

5. CICLO NATURAL DEL AGUA.

La hidrología es la ciencia que estudia la distribución del agua en la Tierra, sus reacciones físicas y químicas con otras sustancias existentes en la naturaleza, y su relación con la vida en el planeta. El movimiento continuo de agua entre la Tierra y la atmósfera se conoce como ciclo hidrológico. Se produce vapor de agua por evaporación en la superficie terrestre y en las masas de agua, y por transpiración de los seres vivos. Este vapor circula por la atmósfera y precipita en forma de lluvia o nieve.

Al llegar a la superficie terrestre, el agua sigue dos trayectorias. En cantidades determinadas por la intensidad de la lluvia, así como por la porosidad, permeabilidad, grosor y humedad previa del suelo, una parte del agua se vierte directamente en los riachuelos y arroyos, de donde pasa a los océanos y a las masas de agua continentales; el resto se infiltra en el suelo. Una parte del agua infiltrada constituye la humedad del suelo, y puede evaporarse directamente o penetrar en las raíces de las plantas para ser transpirada por las hojas. La porción de agua que supera las fuerzas de cohesión y adhesión del suelo, se filtra hacia abajo y se acumula en la llamada zona de saturación para formar un depósito de agua subterránea, cuya superficie se conoce como nivel freático. En condiciones normales, el nivel freático crece de forma intermitente según se va rellenando o recargando, y luego declina como consecuencia del drenaje continuo en desagües naturales como son los manantiales.



FIGURA 2. Ciclo natural del agua.

6. COMPOSICION.

Debido a su capacidad de disolver numerosas sustancias en grandes cantidades, el agua pura casi no existe en la naturaleza.

Durante la condensación y precipitación, la lluvia o la nieve absorben de la atmósfera cantidades variables de dióxido de carbono y otros gases, así como pequeñas cantidades de material orgánico e inorgánico. Además, la precipitación deposita lluvia radiactiva en la superficie de la Tierra.

En su circulación por encima y a través de la corteza terrestre, el agua reacciona con los minerales del suelo y de las rocas. Los principales componentes disueltos en el agua superficial y subterránea son los sulfatos, los cloruros, los bicarbonatos de sodio y potasio, y los óxidos de calcio y magnesio. Las aguas de la superficie suelen contener también residuos domésticos e industriales. Las aguas subterráneas poco profundas pueden contener grandes cantidades de compuestos de nitrógeno y de cloruros, derivados de los desechos humanos y animales. Generalmente, las aguas de los pozos profundos sólo contienen minerales en disolución. Casi todos los suministros de agua potable natural contienen fluoruros en cantidades variables. Se ha demostrado que una proporción adecuada de fluoruros en el agua potable reduce las caries en los dientes.

El agua del mar contiene, además de grandes cantidades de cloruro de sodio o sal, muchos otros compuestos disueltos, debido a que los océanos reciben las impurezas procedentes de ríos y arroyos. Al mismo tiempo, como el agua pura se evapora continuamente el porcentaje de impurezas aumenta, lo que proporciona al océano su carácter salino.

7. PURIFICACION DEL AGUA.

Las impurezas suspendidas y disueltas en el agua natural impiden que ésta sea adecuada para numerosos fines. Los materiales indeseables, orgánicos e inorgánicos, se extraen por métodos de criba y sedimentación que eliminan los materiales suspendidos. Otro método es el tratamiento con ciertos compuestos, como el carbón activado, que eliminan los sabores y olores desagradables. También se puede purificar el agua por filtración, o por cloración o irradiación que matan los microorganismos infecciosos.

En la ventilación o saturación de agua con aire, se hace entrar el agua en contacto con el aire de forma que se produzca la máxima difusión; esto se lleva a cabo normalmente en fuentes, esparciendo agua en el aire. La ventilación elimina los olores y sabores producidos por la descomposición de la materia orgánica, al igual que los desechos industriales como los fenoles, y gases volátiles como el cloro. También convierte los compuestos de hierro y manganeso disueltos en óxidos hidratados insolubles que luego pueden ser extraídos con facilidad.

La dureza de las aguas naturales es producida sobre todo por las sales de calcio y magnesio, y en menor proporción por el hierro, el aluminio y otros metales. La que se debe a los bicarbonatos y carbonatos de calcio y magnesio se denomina dureza temporal y puede eliminarse por ebullición, que al mismo tiempo esteriliza el agua. La dureza residual se conoce como dureza no carbónica o permanente. Las aguas que poseen esta dureza pueden ablandarse añadiendo carbonato de sodio y cal, o filtrándolas a través de zeolitas naturales o artificiales que absorben los iones metálicos que producen la dureza, y liberan iones sodio en el agua. Los detergentes contienen ciertos agentes separadores que inactivan las sustancias causantes de la dureza del agua.

El hierro, que produce un sabor desagradable en el agua potable, puede extraerse por medio de la ventilación y sedimentación, o pasando el agua a través de filtros de

ceolita. También se puede estabilizar el hierro añadiendo ciertas sales, como los polifosfatos. El agua que se utiliza en los laboratorios, se destila o se desmineraliza pasándola a través de compuestos que absorben los iones.

8. DESALINIZACION DEL AGUA.

Para satisfacer las crecientes demandas de agua dulce, especialmente en las áreas desérticas y semidesérticas, se han llevado a cabo numerosas investigaciones con el fin de conseguir métodos eficaces para eliminar la sal del agua del mar y de las aguas salobres. Se han desarrollado varios procesos para producir agua dulce a bajo costo.

Tres de los procesos incluyen la evaporación seguida de la condensación del vapor resultante, y se conocen como: evaporación de múltiple efecto, destilación por compresión de vapor y evaporación súbita. En este último método, que es el más utilizado, se calienta el agua del mar y se introduce por medio de una bomba en tanques de baja presión, donde el agua se evapora bruscamente. Al condensarse el vapor se obtiene el agua pura.

La congelación es un método alternativo que se basa en los diferentes puntos de congelación del agua dulce y del agua salada. Los cristales de hielo se separan del agua salobre, se lavan para extraerles la sal y se derriten, convirtiéndose en agua dulce. En otro proceso, llamado ósmosis inversa, se emplea presión para hacer pasar el agua dulce a través de una fina membrana que impide el paso de minerales. La ósmosis inversa sigue desarrollándose de forma intensiva. La electrodiálisis se utiliza para desalinizar aguas salobres. Cuando la sal se disuelve en agua, se separa en iones positivos y negativos, que se extraen pasando una corriente eléctrica a través de membranas aniónicas y catiónicas.

Un problema importante en los proyectos de desalinización son los costos para producir agua dulce.

La mayoría de los expertos confían en obtener mejoras sustanciales para purificar agua ligeramente salobre, que contiene entre 1.000 y 4.500 partes de minerales por millón, en comparación a las 35.000 partes por millón del agua del mar. Puesto que el agua resulta potable si contiene menos de 500 partes de sal por millón, desalinizar el agua salobre es comparativamente más barato que desalinizar el agua del mar.

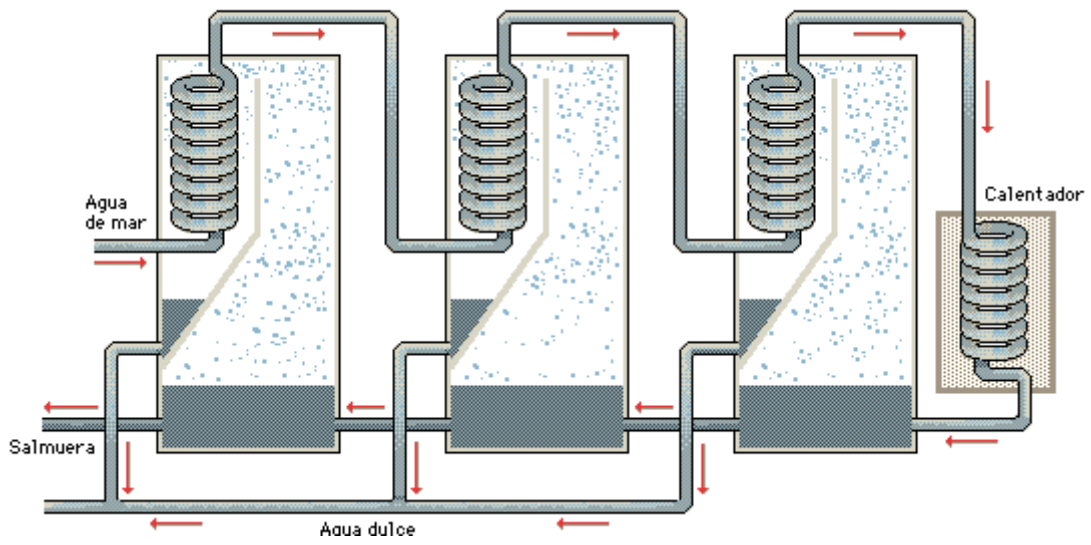


FIGURA 3. Desalinización del agua.