

6-13 EL AGUA, CASO EXCEPCIONAL.

El agua es un líquido muy raro en cuanto se refiere a su comportamiento. Aunque cubre la mayor parte de la superficie de la tierra, es muy poco abundante e incluso inexistente en otros planetas del sistema solar. El origen del agua en la tierra no es aún bien conocido, y mucho menos el por qué es muy abundante y no en los demás planetas.

El agua posee, además, otras peculiaridades que la hacen diferir de la mayoría de las demás sustancias. Una de esas distinciones es la forma en que su densidad cambia con la temperatura (ver fig. 6-9) donde se muestra, en una gráfica la densidad del agua a diferentes temperaturas. Hay que hacer resaltar que la densidad del agua es máxima cerca de los 4°C (a 3.98°C).

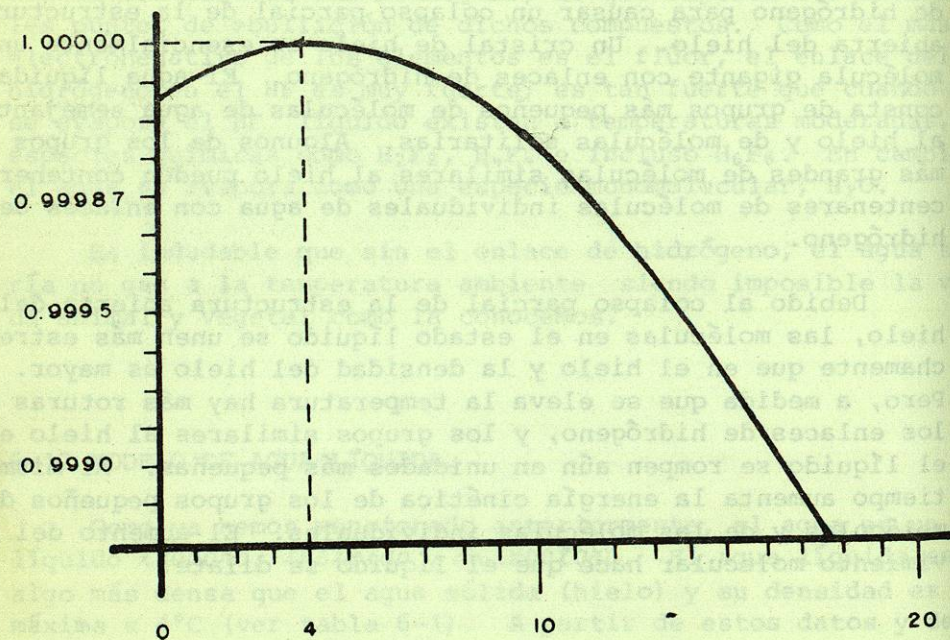
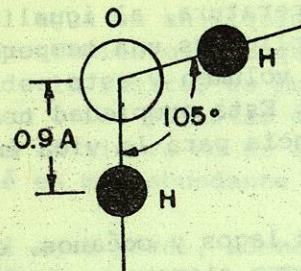


Fig. 6-9. Densidades del agua entre 0 y 18°C.

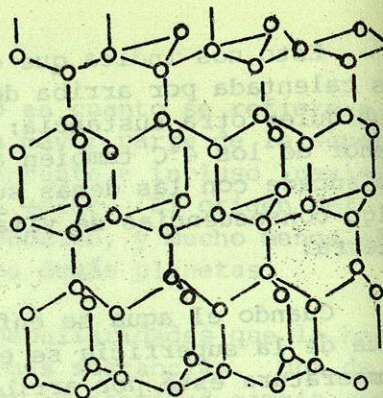
Esto nos indica que el agua aumenta de volumen cuando es calentada por arriba de esta temperatura, al igual que cualquier otra sustancia; pero si aplicamos una temperatura menor de los 4°C también aumenta de volumen y esto es lo que no sucede con las demás sustancias. Esta propiedad trae consigo consecuencias de vital importancia para la vida en la tierra.

Cuando el agua se enfría en los lagos y océanos, el agua de la superficie se enfría primero siempre y cuando su temperatura esté por arriba de los 4°C. Esta agua de la superficie aumenta de densidad y se hunde; en tanto que el agua más caliente del fondo, sube a la superficie.

Así se establece una corriente *convectiva* que hace circular agua fría de arriba hacia abajo, y transporta agua menos fría de abajo hacia arriba. Pero cuando el agua de la superficie llega a 4°C el fenómeno cambia. A esta temperatura el agua tiene la máxima densidad posible, se hunde hacia el fondo y ya no es reemplazada por agua de menor temperatura, porque ésta tiene menor densidad y flota. Como consecuencia, todo el volumen de agua va quedando a 4°C del fondo a la superficie. Cuando toda el agua alcance esta temperatura, la de más arriba empieza a enfriarse abajo de 4°C, y al llegar a 0°C se congela (ver fig. 6-10). ¡Pero el hielo es también de menor densidad! por lo que se mantendrá en la superficie.



molécula de agua



crystal de hielo

Fig. 6-10. (a) Una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos covalentemente. (b) Cuando el agua se congela, sus moléculas se unen formando una "red cristalina"; las moléculas así ocupan un espacio mayor que en el estado líquido y por eso el hielo "flota" en el agua. Si no fuera por esto, el hielo se hundiría hasta el fondo y ahí permanecería la mayor parte de los mares estarían congelados permanentemente desde el fondo hasta cerca de la superficie, la vida marina sería imposible y la del resto del planeta también. La pequeña diferencia de densidades del agua a 0°C y a 4°C (0.00013 gr/cm³) es, determinante para la existencia de la vida en la tierra.

Para elevar 1°C la temperatura de un gramo de agua, se necesita 1 caloría. Se dice que el "calor específico" del agua es 1 cal/gr-°C y lo representamos por el símbolo C_{agua} .

Para aumentar la temperatura de 1 gr de aluminio en 1°C se necesitarán solamente 0.29 cal, por lo tanto, el "calor específico" del aluminio es $C_{\text{Al}} = 0.29 \text{ cal/gr-}^\circ\text{C}$.

Por lo tanto, para elevar en 2°C la temperatura de 1 gr de aluminio, se necesitará el doble de calor requerido para elevarla en 1°C, o sea:

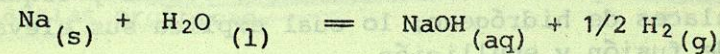
$$\begin{aligned} \text{CAL} \times 2^\circ\text{C} &= 0.29 \text{ cal/gr-}^\circ\text{C} \times 2^\circ\text{C} \\ &= 0.29 \times \frac{\text{cal} - ^\circ\text{C}}{\text{gr} - ^\circ\text{C}} \\ &= 0.58 \text{ cal/gr} \end{aligned}$$

Para elevar esa temperatura en 4°C, se necesitarán cuatro veces el calor requerido para elevarla 1°C.

6-14 PROPIEDADES QUÍMICAS DEL AGUA.

Podríamos clasificar a las sustancias en dos: estables e inestables. El agua correspondería a la primera por ser un compuesto estable, no se puede descomponer fácilmente debido a los enlaces covalentes O - H. Solamente en condiciones muy energéticas se le puede dividir en sus partes constitutivas a una temperatura de 2,500°C apenas si se descompone una pequeñísima parte de agua en oxígeno e hidrógeno. La corriente eléctrica (electrólisis) es capaz de descomponer al agua en sus elementos. El carbono y el hierro descomponen al agua a la temperatura del rojo.

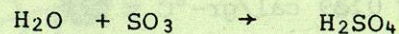
A temperaturas ordinarias, el agua reacciona de forma violenta con los metales químicamente activos, como el sodio y el potasio, con desprendimiento de hidrógeno gaseoso.



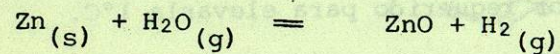
El agua también se combina con los óxidos para dar hidróxidos o bases. Por ejemplo, el óxido de calcio llamado comúnmente cal viva, forma hidróxido de calcio al reaccionar con el agua.



Los anhídridos se combinan con el agua para dar ácidos.



A temperaturas más elevadas, los metales menos activos como el cinc, reaccionan con el vapor de agua liberando hidrógeno gaseoso. Para tales casos, se forma el óxido del metal.



6-15 EL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El agua oxigenada fue descubierta en 1818 por el químico francés llamado Louis Thenard. Es un compuesto que está formado por la combinación de hidrógeno y oxígeno en iguales volúmenes, por lo que tiene mayor proporción de oxígeno que el agua ordinaria. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , es un líquido oleoso de color azul pálido y más pesado que el agua. Es inodoro y soluble en todas proporciones en el agua, alcohol y éter. La polaridad del peróxido de hidrógeno líquido comparable con la del agua, claramente excluye una simple distribución lineal de los átomos en la molécula. Además, los estudios espectroscópicos indican que el H_2O_2 , es una molécula no planar (ver fig. 6-11).

Como el agua, el H_2O_2 , en los estados sólido y líquido abunda en enlaces de hidrógeno; lo cual explica sus elevados puntos de fusión y ebullición.

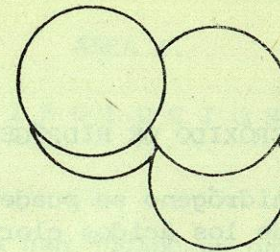
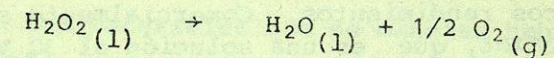


Fig. 6-11. Modelo de una molécula de peróxido de hidrógeno.

6-16 USOS DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El peróxido de hidrógeno es de gran valor porque se descompone espontáneamente en agua y oxígeno.



Esta reacción tendrá una velocidad mayor si se expone al calor o a la luz, o a un catalizador como el MnO_2 .

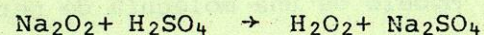
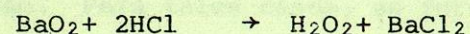
Algunos compuestos coloreados pierden su color cuando se les oxida. Las fibras contienen compuestos que les dan color y pueden blanquearse si se exponen al oxígeno. Es muy común emplear el peróxido de hidrógeno como agente oxidante para blanquear o decolorar artículos de algodón, lana, pulpa de madera, maderas empleadas en la fabricación de muebles, lo mismo que la seda, plumas, pelo, cola para pegar y otras sustancias orgánicas.

Otro uso que se le da al peróxido de hidrógeno es como antiséptico doméstico, pues, muchas bacterias son destruidas al ser expuestas al oxígeno. El producto doméstico no es otra cosa que agua con una pequeña cantidad (por lo regular un 3 %) de peróxido de hidrógeno disuelto en ella. Junto con un inhibidor para retardar la descomposición del peróxido de

hidrógeno.

6-17 OBTENCIÓN DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El peróxido de hidrógeno se puede obtener en el laboratorio por la acción de los ácidos clorhídrico y sulfúrico.



Sin embargo, la mayor parte de peróxido de hidrógeno se obtiene calentando suavemente el ácido persulfúrico, como se representa en la siguiente reacción.



Después se destila el agua oxigenada a presión reducida con magníficos rendimientos. Comercialmente el H_2O_2 se vende como *superxol*, que es una solución al 30 % de H_2O_2 . Una solución de 90 % de H_2O_2 se emplea como oxidante en la investigación de motores para cohetes. El manejo de estas formas concentradas es sumamente peligroso.

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD XIV.

DISOLUCIONES.

Las disoluciones han jugado un papel muy importante desde que la tierra se enfrió lo suficiente para que el agua - pudiera licuarse, empezó a ejercer su acción disolvente, modificando la superficie de la tierra y produciendo por último una disolución fabulosa "Los Océanos".

Todos los organismos vivos se sustentan merced a las disoluciones. Las raíces de las plantas no pueden absorber alimentos del suelo a menos que estén en disolución. Nuestros propios alimentos deben ser solubilizados en agua, por el proceso de la digestión, antes de ser transportados por la corriente sanguínea a los distintos tejidos del cuerpo.

Muchos de los materiales que se manejan habitualmente son disoluciones:

Vidrio, gasolina, vinagre, aceites lubricantes, el aire que respiramos y el agua que bebemos, son algunos pocos ejemplos.

En vista de la gran importancia de las disoluciones en nuestra vida y en el estudio de la química en particular, es que esta unidad tratará sobre su estudio.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir los siguientes términos y diferenciarlos entre sí: