

## Unidad 2: Agua

### Desarrollo del tema

#### 2.1 Composición, estructura y contaminación

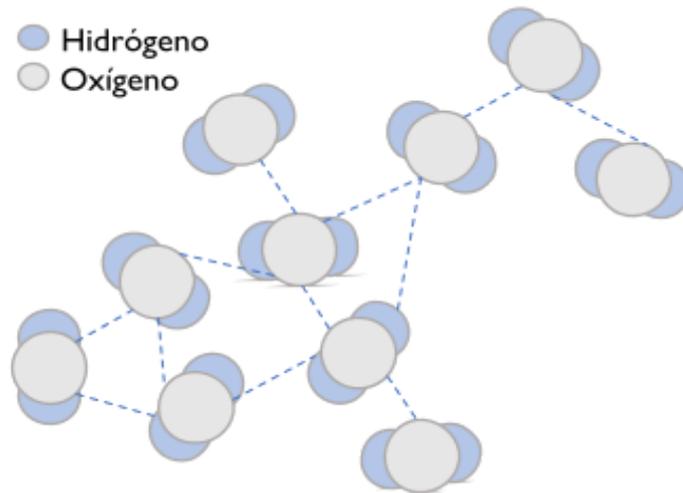
##### 2.1.1 Polaridad y puentes de hidrógeno

Polaridad: El agua existe en formas de moléculas que se componen de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos por medio de enlaces covalentes.



El oxígeno atrae con más fuerza los electrones compartidos que el hidrógeno, creando una ligera carga positiva alrededor del hidrógeno y una carga negativa alrededor del oxígeno, esta separación de cargas hace que las moléculas del agua sean de tipo polar.

Puentes de hidrógeno: Fuerza de atracción entre el hidrógeno de una molécula y el oxígeno de otra, este puente también se puede hacer presente cuando el hidrógeno se une con elementos electronegativos como: el oxígeno, el nitrógeno y el flúor. Esta característica explica que los puntos de ebullición y de congelación sean más altos, así como el hecho de que el hielo flote.



## 2.2 Propiedades físicas

Las propiedades físicas del agua son:

- Ser líquida incolora, inodora e insípida
- Tener un punto de congelación en  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  (bajo una presión de 760 mm de Hg) y un punto de ebullición en  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  (que varía con la presión atmosférica)
- Alcanzar una densidad de 1 g/ml a  $4\text{ }^{\circ}\text{C}$
- Tener una capacidad calorífica (en estado líquido) de  $4.18\text{ J/g }^{\circ}\text{C}$

Una propiedad poco frecuente pero muy interesante es la variación de su volumen con el cambio de temperatura, ya que el agua a diferencia de todos los líquidos se dilata (aumenta su tamaño) al disminuir la temperatura y se contrae (reduce su tamaño) al aumentar la temperatura.



## 2.3 Propiedades químicas

Las propiedades químicas del agua son:

- Ser un buen disolvente para reacciones ácido-base
- Ser la fuente principal para la preparación de  $H_2$
- Reaccionar con los óxidos solubles de los metales para formar soluciones alcalinas
- Reaccionar con los óxidos solubles de los no metales para formar soluciones ácidas



## 2.4 Contaminación del agua

### 2.4.1 Principales contaminantes: físicos, químicos y biológicos

Cuando el agua está contaminada afecta su sabor, olor y aspecto.

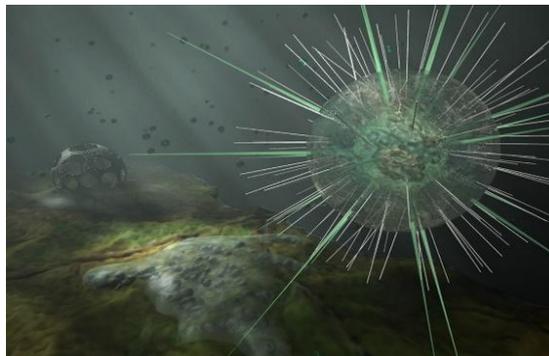
Contaminantes físicos: Algunos son sólidos y tienen un origen natural, pero otros son sustancias sintéticas que entran al agua como resultado de las actividades humanas.



Contaminantes químicos: Son compuestos orgánicos e inorgánicos, disueltos o dispersos que provienen de descargas domésticas, agrícolas e industriales.



Contaminantes biológicos: Son las bacterias y virus, que provocan enfermedades.



## 2.5 Ácidos, bases y electrolitos

### 2.5.1 Teorías ácido-base

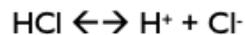
Ácidos: Sustancias de sabor agrio, corrosivas con el metal y la piel, solubles con el agua y conductoras de electricidad.

Bases: Sustancias con aspecto jabonoso, con propiedades corrosivas en la piel, solubles en agua y conductoras de electricidad.

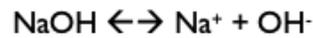


Teoría de Arrhenius:

- Ácidos: Sustancia que en solución acuosa se disocia en iones  $H^+$



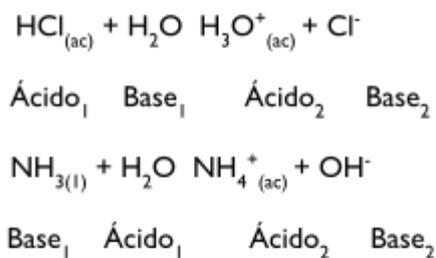
- Bases: Sustancia que en solución acuosa se disocia en iones  $OH^-$



El agua se comporta como ácido o como base, por lo tanto, es anfótera (sustancia que en solución acuosa puede dar iones  $H^+$  y  $OH^-$ ).

Teoría de Brönsted-Lory

- Ácidos: Sustancias que pierden protones  $H^+$ , para obtener una base (base conjugada)
- Bases: Sustancias que aceptan protones  $H^+$ , para obtener un ácido (ácido conjugado)



Teoría de Lewis:

- Ácidos: Sustancias que pueden aceptar un par de electrones.

Ejemplo:  $BF_3$ ,  $BCl_3$

- Bases: Sustancias que pueden ceder un par de electrones.

Ejemplo:  $NH_3$ ,  $OH^-$

## 2.5.2 Clasificación por su conductividad: fuertes y débiles

Ácido fuerte: Sustancia que al disolverse se ioniza con gran facilidad en iones hidronio, su base conjugada es débil y su pH está entre 1-3.

Ejemplo:  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$

Ácido débil: Sustancia que no se ioniza con facilidad, tiene un pH alto está entre 4-6 y su base conjugada es fuerte.

Ejemplo:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido acético)

Base fuerte: Sustancia que se ioniza fácilmente en iones  $\text{OH}^-$ , su pH está entre 12-14, su ácido conjugado es débil.

Ejemplo:  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$

Base débil: Sustancia que no ioniza con facilidad, su ácido conjugado es fuerte y su pH se encuentra entre 8-11

Ejemplo:  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$

### 2.5.3 Compuestos ácidos y básicos

Sales ácidas: Se forman por la sustitución parcial de los hidrógenos del ácido por un metal.

Ejemplo:  $\text{NaHCO}_3$  (bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio)

Sales básicas: Se forman cuando los radicales ácidos no han reemplazado en su totalidad a los oxhidrilos ( $\text{OH}^-$ ).

Ejemplo:  $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$  (Sulfato básico del aluminio)

### 2.5.4 Potencial de hidrógeno (pH)

El pH es la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una solución. El agua puede ionizarse en iones hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) y en iones hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). La constante de ionización del agua es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$$

Obteniendo logaritmos  $p = \log$

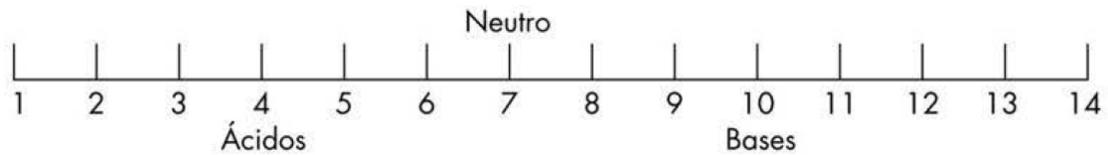
$$pK_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Por tanto

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

### 2.5.5 Escala de pH



### 2.5.6 Indicadores y pH

Son las sustancias orgánicas que en pequeñas cantidades cambian de color en presencia de un ácido o base.

| Indicador            | Intervalos de pH | Cambio de color    |
|----------------------|------------------|--------------------|
| Anaranjado de metilo | Ácido-base       | de rojo a amarillo |
| Tornasol             | Ácido-base       | de rojo a azul     |
| Azul de bromotimol   | Ácido-base       | de amarillo a azul |
| Fenolftaleína        | Ácido-base       | de incolora a rosa |

### 2.5.7 Problemas que involucran al pH

#### Ejemplo 1:

Calcule el pH de una solución en la que a 25 °C la concentración de iones H<sup>+</sup> es de 4.5 x 10<sup>-7</sup> N.

Solución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 4.5 \times 10^{-7} = -(-7 + \log 4.5) = -(-7 + 0.65) = 6.35$$

pH = 6.35 Solución ácida.

#### Ejemplo 2:

En una disolución de NaOH, la concentración de iones OH<sup>-</sup> es 2.9 x 10<sup>-4</sup> M. Calcule el pH de la disolución.

Solución:

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] = -\log [2.9 \times 10^{-4}] = -(-4 + \log 2.9) \\ &= -(-4 + 0.46) \\ &= 3.54 \end{aligned}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 3.54 = 10.46$$

## 2.5.8 Electrolitos

Los fluidos que conforman a los seres vivos tienen iones, cuando los iones se presentan en el agua tienen la capacidad de conducir electricidad.

- **Disociación:** Separación de los iones ya presentes en un compuesto iónico a medida que sus cristales se dividen durante el proceso de disolución.
- **Ionización:** Proceso de formación de iones por medio de una reacción química de un compuesto molecular con el disolvente.
- **Electrólisis:** Proceso donde se produce una reacción química (los compuestos se rompen) como resultado del paso de electricidad.
- **Electrolito:** Sustancia que forma una solución conductora de electricidad.
- **Electrolitos fuertes:** Son los que permiten el flujo de corriente eléctrica fuerte (sus unidades se han disociado o ionizado en 100%), como: el hidróxido de sodio, el ácido clorhídrico, nítrico y el cloruro de sodio.
- **Electrolitos débiles:** Son los que generan en agua en una cantidad pequeña, como el amoníaco, ácido acético y etanoico.
- Las sustancias son no electrolitos cuando no conducen corrientes eléctricas, como el agua pura, el alcohol y la gasolina.

## 2.6 Soluciones o disoluciones

### 2.6.1 Concepto de soluto y disolvente

Las soluciones son mezclas físicas, homogéneas e íntimas de dos o más sustancias que están compuestas por un disolvente y uno o más solutos.

**Disolvente o solvente:** Es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad en una solución.

**Soluto:** Sustancia que se encuentra en menor cantidad en una solución.

## 2.6.2 Concentración

Solución porcentual (m/m)

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{Soluta}}{\text{Solución}} \times 100 \quad \text{Solución} = \text{Soluta} + \text{Solvente}$$

Molaridad o concentración molar: Es el número de moles de soluto en un litro de disolución. Su fórmula es:

$$M = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Litro de solución}} \quad \text{Es igual a } M = \frac{m}{PM \cdot V}$$

Donde: m = masa (g), PM = Peso molecular (g/mol), V = Volumen (l)

**Ejemplo 1:**

¿Qué cantidad de alcohol se encontrará en una botella de vino de 250 ml a 40%?

Solución:

$$\text{Soluta} = \frac{(\%) (\text{Solución})}{100} \quad \text{Soluta} = \frac{(40) (250 \text{ ml})}{100} \quad \text{Soluta} = 100 \text{ ml de alcohol}$$

**Ejemplo 2:**

¿Qué concentración molar tendrán 800 ml de solución de NaCl, preparada con 20 g de esta sal?

Solución:

$$M = \frac{20 \text{ g}}{(58.5 \text{ g/mol} \cdot 0.81)} \quad M = 0.42 \text{ mol/l}$$