

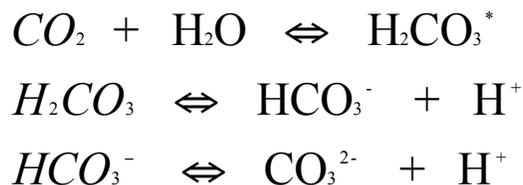
## Alcalinidad

La alcalinidad representa la habilidad del agua para neutralizar a los ácidos. La alcalinidad también es una medida de la capacidad buffer del agua, que le permite mantener el pH ante el agregado de un ácido o una base. La alcalinidad de las aguas naturales se debe principalmente a la presencia de sales de ácidos débiles; en ambientes extremos también pueden contribuir las bases fuertes (por ejemplo OH<sup>-</sup>). Los bicarbonatos representan la mayor contribución a la alcalinidad en aguas naturales; su fuente es la disolución del CO<sub>2</sub> atmosférico y la erosión de minerales que contengan carbonatos. Otras sales de ácidos débiles (como boratos, silicatos y fosfatos), amoníaco y bases orgánicas que provienen de materia orgánica natural, pueden estar presentes en pequeñas concentraciones. La alcalinidad, por convención, se informa en mg/L de CaCO<sub>3</sub>, porque la mayor parte de la alcalinidad proviene de la erosión de minerales que contienen carbonatos.

Ni la alcalinidad ni la acidez (su inversa) tienen efectos perjudiciales para la salud, aunque las aguas muy alcalinas o ácidas suelen tener mal sabor. Sin embargo, conocer estos parámetros es importante porque:

- (1) La alcalinidad de un cuerpo de agua da información en cuanto a su capacidad para poder resistir un agregado de ácidos, como en el caso de la lluvia ácida.
- (2) La turbidez es frecuentemente eliminada del agua potable por procedimientos de coagulación y floculación. Este proceso hace liberar H<sup>+</sup> al agua. La alcalinidad tiene que estar presente en una concentración en exceso de la concentración de H<sup>+</sup> liberados para que la coagulación sea completa y efectiva.
- (3) Un método para ablandar aguas duras es a través de precipitación de los cationes involucrados. Se necesita conocer la alcalinidad del agua para calcular la concentración de hidróxido de calcio (Ca(OH)<sub>2</sub>) o de carbonato de sodio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) necesaria para formar los precipitados.
- (4) La alcalinidad es importante para controlar la corrosión en los sistemas de tuberías.
- (5) El bicarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) y el carbonato (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) pueden formar complejos con otros elementos y compuestos, alterando su toxicidad, transporte y destino en el medio ambiente.

Como mencionamos previamente, la alcalinidad presente en aguas naturales se origina principalmente en las especies de carbonatos presentes. Esto se detalla en los equilibrios químicos que mostramos a continuación:



donde H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>\* representa la concentración total de CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> disueltos. La primera ecuación química representa el equilibrio del CO<sub>2</sub> atmosférico con el del CO<sub>2</sub> disuelto en el agua. La constante de equilibrio, básicamente la ley de Henry, para esta reacción es:

$$K_{CO_2} = \frac{[H_2CO_3]}{P_{CO_2}} = 10^{-1.47}$$

Las relaciones de equilibrio para las últimas dos reacciones pueden ser expresadas como:

$$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 10^{-6.35}$$

$$K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 10^{-10.33}$$

Para poder determinar la alcalinidad, se realiza una titulación de un volumen determinado de agua con una solución estándar de un ácido fuerte hasta un valor de pH en un rango aproximado entre 4 y 5. La titulación permite distinguir entre tres tipos de alcalinidad: carbonatos, bicarbonatos y alcalinidad total. Para poder determinar la alcalinidad de carbonatos, se realiza la titulación en la muestra de agua hasta llegar al punto final del indicador fenolftaleína, aproximadamente un pH de 8.3. La alcalinidad total se determina titulando la muestra de agua hasta el final del indicador naranja de metilo, o hasta un pH de 4.5. La diferencia entre las dos titulaciones proviene de la presencia de bicarbonatos. Notar que los pH en los puntos finales están aproximados. Esto es porque el punto exacto de equivalencia es dependiente de la concentración total de todas las especies carbónicas en la disolución. A mayor alcalinidad menor será el pH del punto de equivalencia. Una discusión detallada sobre el tema se puede consultar en Snoeyink y Jenkins (1980). Los siguientes puntos de equivalencia para la alcalinidad total están sugeridos en Standard Methods (1992) y son: pH = 5.1 para alcalinidad total menor que 50 mg/L, pH = 4.8 para 150 mg/L, y pH=4.5 para 500 mg/L. Esta disminución del punto de equivalencia puede verse graficando pC-pH (usa el programa pC-pH) para los tres sistemas y observando la intersección de las líneas correspondientes a  $HCO_3^-$  y  $H^+$ .

Hay varios puntos que se deben notar en la curva de titulación.

- (1) A pH = 10.7, la  $[HCO_3^-]$  es igual a  $[OH^-]$ . Este es el punto de equivalencia para la titulación de la alcalinidad cáustica y de la acidez total.
- (2) Al pH = 8.4, la  $[H_2CO_3]$  es igual a  $[CO_3^{2-}]$ . Este es el punto de equivalencia para la alcalinidad de carbonatos y la acidez de  $CO_2$ . En la titulación de alcalinidad virtualmente todo el  $CO_3^{2-}$  ha reaccionado (por eso el término de alcalinidad de carbonatos) y la mitad del  $HCO_3^-$  ha reaccionado en el punto de equivalencia. La alcalinidad de carbonatos también se reconoce como alcalinidad de fenolftaleína porque la fenolftaleína es el indicador que se usa para encontrar el punto final.
- (3) Al pH = 4.5, la  $[H^+]$  es igual a  $[HCO_3^-]$ . Este es el punto de equivalencia para las titulaciones de acidez mineral y de alcalinidad total.

Bibliografia:

Snoeyink, V.L. and D. Jenkins. Water Chemistry, John Wiley & Sons, New York, 1980.

Sawyer, C.N. and P.L. McCarty. Chemistry for Environmental Engineering (3<sup>rd</sup> Ed), McGraw-Hill Book Company, New York, 1978

Standard Methods for the Examination of Water and Wastewater (18<sup>th</sup> Ed.), American Water Works Association, 1992.