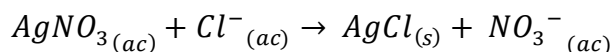


DETERMINACIÓN DE CLORUROS POR MÉTODO DE MORH

Recordemos que en esta titulación se utiliza AgNO_3 como titulante, produciéndose la siguiente reacción química:



A continuación, veamos un ejemplo para calcular la concentración de cloruros presentes en una muestra de agua.

EJEMPLO

Si usted gastó 10 mL de AgNO_3 0,1 M para titular 100 mL de una muestra de agua. Determine la concentración de cloruros en ppm (mg L^{-1}) y en concentración molar de NaCl.

En primer lugar, calcularemos los miligramos de cloruro presentes en la muestra. Para ello, debe considerarse la estequiometría de la reacción, donde 1 mol de AgNO_3 reacciona con 1 mol de Cl^- .

En primer lugar, calcularemos los miligramos de cloruro presentes en la muestra. Para ello, debe considerarse la estequiometría de la reacción donde un 1 mol de AgNO_3 reacciona 1 mol de Cl^- .

$$10 \text{ mL } \text{AgNO}_3 \times \frac{0,1 \text{ mol } \text{AgNO}_3}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}^-}{1 \text{ mol } \text{AgNO}_3} \times \frac{35,5 \text{ g } \text{Cl}^-}{1 \text{ mol } \text{Cl}^-} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 35,5 \text{ mg } \text{Cl}^-$$

Esto significa que en los 100 mL de muestra analizados hay 35,5 mg de Cl^- . Para expresar el resultado en mg L^{-1} (ppm) dividimos la masa entre el volumen de muestra expresado en L.

$$\text{ppm } \text{Cl}^- = \frac{35,5 \text{ mg}}{0,1 \text{ L}} = 355 \text{ ppm}$$

A continuación, expresemos esta concentración como molaridad de NaCl.

Considerando la masa molar de NaCl, sabemos que hay 35,5 g de Cl^- por cada 58,5 g de NaCl. Por lo tanto, si en la muestra hay 35,5 mg de Cl^- , es decir 0,0355 g Cl^- , la masa de NaCl correspondiente será:

$$0,0355 \text{ g } \text{Cl}^- \times \frac{58,5 \text{ g } \text{NaCl}}{35,5 \text{ g } \text{Cl}^-} = 0,0585 \text{ g } \text{NaCl}$$

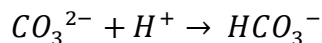
Finalmente calculamos la molaridad:

$$M_{\text{NaCl}} = \frac{\text{moles}_{\text{NaCl}}}{MM_{\text{NaCl}} \times V(L)} = \frac{0,0585 \text{ g}}{58,5 \text{ g} \times 0,1 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol } \text{L}^{-1}$$

DETERMINACIÓN DE CARBONATOS Y BICARBONATOS

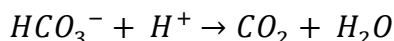
En esta determinación se llevan a cabo las siguientes reacciones químicas.

Cuando al agregar fenolftaleína, la solución adquiere una coloración fucsia, se evidencia la presencia de carbonatos. En esta etapa de la titulación ocurre la siguiente reacción:



Por lo tanto, en el punto final con fenolftaleína se determina la concentración de carbonatos presentes en la muestra.

Una vez alcanzado este punto final, es decir, la solución se decolora, se procede a determinar los bicarbonatos. Para ello se adiciona heliantina como indicador y se continúa la titulación hasta el cambio de color correspondiente. En esta etapa ocurre la siguiente reacción:

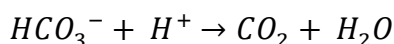


EJEMPLO:

Al añadir fenolftaleína a una muestra de agua, la misma no presentó coloración fucsia. Por lo tanto, procedió a añadir unas gotas de heliantina y se tituló con HCl 0,1M hasta el cambio de color. Si se gastaron 10 mL de HCl 0,1 M para titular 100 mL de muestra. Determine la concentración de carbonatos y bicarbonatos presentes en la muestra como $mg L^{-1} CaCO_3$.

ebido a que la solución no se coloreó de fucsia con fenolftaleína, se concluye que no hay presencia de carbonatos en la muestra. En consecuencia, la alcalinidad presente se debe únicamente a bicarbonatos, los cuales se determinan durante la titulación con heliantina:

Considerando la siguiente reacción:



y teniendo en cuenta la estequiometría 1:1 entre HCl y HCO_3^- , calculamos los moles de bicarbonato presentes:

$$10 \text{ mL HCl} \times \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCO}_3^-}{1 \text{ mol HCl}} = 0,001 \text{ mol HCO}_3^-$$

Esto indica que en los 100 mL de muestra hay 0,001 moles de HCO_3^- .

Para expresar el resultado como ppm de $CaCO_3$ se utiliza la equivalencia estequiométrica entre bicarbonato y carbonato. Dado que por cada mol de CO_3^{2-} se forma 1 mol de HCO_3^- , entonces:

$$0,001 \text{ mol HCO}_3^- \times \frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{1 \text{ mol HCO}_3^-} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_3^{2-}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 100 \text{ mg CaCO}_3$$

Por lo tanto, en los 100 mL de muestra analizados hay 100 mg de CaCO_3 . Para expresar la concentración de bicarbonatos en mg L^{-1} (ppm) dividimos la masa entre el volumen de muestra expresado en L.

$$\text{ppm } \text{CaCO}_3 = \frac{100 \text{ mg}}{0,1 \text{ L}} = 1000 \text{ ppm}$$

DETERMINACIÓN DE DUREZA DE AGUA

Esta volumetría se basa en la formación de un complejo entre el EDTA y los iones correspondientes de la dureza del agua, principalmente Ca^{2+} y Mg^{2+} en una relación estequiométrica 1:1.

Por lo tanto, 1 mol de EDTA forma complejo con 1 mol de Ca^{2+} o Mg^{2+} .

Teniendo en cuenta esta relación, veamos el siguiente ejemplo.

EJEMPLO:

Se realizó una titulación para determinar la dureza de una muestra de agua. Se gastaron 10 mL de EDTA 0,01M para titular 25 mL de muestra. Calcule la dureza en ppm de CaCO_3 .

Considerando la relación molar que se establece entre los iones y el EDTA se puede calcular lo moles de los mismo que hay presente en la solución.

$$\begin{aligned} 10 \text{ mL EDTA} \times \frac{0,01 \text{ mol EDTA}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{1 \text{ mol EDTA}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol Ca}^{2+}} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \\ = 10 \text{ mg CaCO}_3 \end{aligned}$$

Es decir, en 25 mL hay 10 mg de CaCO_3 . Por lo tanto, la concentración expresada en ppm es:

$$\text{ppm } \text{CaCO}_3 = \frac{10 \text{ mg}}{0,025 \text{ L}} = 400 \text{ ppm}$$