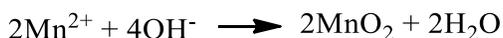


Oxígeno disuelto en agua

Toda la vida acuática depende de la disponibilidad de oxígeno disuelto (OD) en el agua. Mientras que los organismos terrestres viven en una atmósfera compuesta aproximadamente de un 20% de oxígeno, los organismos acuáticos sobreviven con una cantidad de oxígeno considerablemente menor. La solubilidad del oxígeno en agua dulce varía entre 14.6 mg/L a 0 °C hasta aproximadamente 7 mg/L a 35 °C bajo una presión de 760 mmHg. La concentración de oxígeno disuelto en agua está determinada por la ley de Henry, que describe la relación de equilibrio entre la presión parcial de oxígeno atmosférico y la concentración de oxígeno en agua. Otros factores que influyen la concentración de oxígeno disuelto en agua son: la presión atmosférica (y por lo tanto la altitud sobre el nivel del mar), el contenido de sales en el agua, y la temperatura del agua. El programa Enviroland contiene una tabla de concentración de oxígeno disuelto de una solución saturada en función de la temperatura del agua. El contenido de oxígeno disuelto en cuerpos de agua puede disminuir significativamente por efecto de la respiración, especialmente la microbiana, resultante de la degradación de compuestos orgánicos.

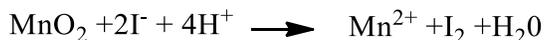
Hay dos métodos que se utilizan comúnmente para determinar la concentración de oxígeno disuelto en muestras de agua: la titulación de Winkler (método iodométrico) y la técnica de electrodos de membrana. Los detalles de cada uno de estos métodos se encuentran en Standard Methods (1995) y en Chemistry for Environmental Engineering (1978). Primero se discutirá el método iodométrico.

El método iodométrico es el más exacto de los dos. La concentración de oxígeno disuelto se determina a través de una serie de reacciones de oxidación-reducción. Primero se añade Mn^{2+} (en forma de sulfato de manganeso) a una muestra de 250 mL de agua. Después se añade un reactivo de KI en NaOH. Bajo estas condiciones cáusticas, el oxígeno presente en la muestra oxidará el Mn^{2+} a Mn^{4+} , que precipita como un óxido hidratado de color marrón. Esta reacción es relativamente lenta y la solución debe ser agitada varias veces hasta que la reacción se complete. Las siguientes ecuaciones explican esta reacción:



O₂ is missing from the reactants in both equations!!

Después que el precipitado de MnO_2 se asienta en el fondo del frasco, se añade ácido sulfúrico para acidificar la solución. Bajo condiciones de pH bajo, el MnO_2 oxida el I^- a I_2 libre como se muestra en la siguiente reacción:



Ahora la muestra de agua está lista para ser titulada con tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$). En esta reacción, el ion tiosulfato se añade cuantitativamente para convertir el I_2 nuevamente a I^- . Recuerde que la cantidad de I_2 presente en esta etapa del

procedimiento está directamente relacionada a la cantidad de oxígeno O₂ presente en la muestra original. Esta reacción se representa con la expresión:



La titulación se completa cuando todo el I₂ se ha convertido en I⁻. El punto final de esta titulación se determina por potenciometría o por un indicador colorimétrico. El indicador más común es el almidón que cambia de color azul a transparente.

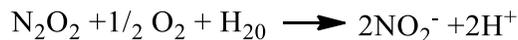
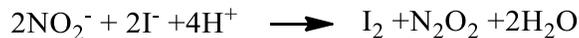
The English text has a spelling mistake: calorimetric (calor=heat) instead of colorimetric (color=colour)

La concentración de oxígeno disuelto se determina usando la siguiente ecuación que refleja la serie de reacciones de oxidación-reducción de las ecuaciones anteriores:

$$\text{O}_2 \text{ conc. (mg/L)} = \frac{[(\text{Volume S}_2\text{O}_3^{2-})(\text{Conc. S}_2\text{O}_3^{2-})] \left(\frac{\text{I}_2}{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}\right) \left(\frac{\text{MnO}_2}{\text{I}_2}\right) \left(\frac{\text{O}_2}{2 \text{ MnO}_2}\right) \left(\frac{32 \text{ g O}_2}{\text{mol O}_2}\right) \left(\frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}\right)}{\text{Volume of original sample}}$$

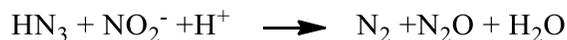
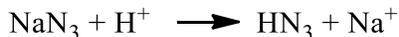
Volume of original sample: Volumen de muestra original
Volume: Volumen

Se han desarrollado varias modificaciones al método Winkler para eliminar interferencias. La modificación más común es el agregado de azida sódica (o de potasio), que elimina en forma efectiva la interferencia causada por la presencia de nitritos en muestras provenientes de efluentes de agua con tratamiento biológico, o en muestras incubadas para determinar demanda bioquímica de oxígeno (DBO). Los nitritos interfieren en la conversión de I⁻ a I₂, así que su presencia hace que se sobreestime la presencia de oxígeno disuelto en la muestra. Esto se ilustra en las ecuaciones que siguen:



Se puede notar que en la segunda reacción el N₂O₂ es oxidado por el oxígeno que se forma en la muestra durante la titulación, y se convierte a NO₂⁻, lo que produce una reacción cíclica que lleva a resultados erróneamente altos.

La interferencia de nitritos se puede eliminar fácilmente a través del agregado de azida de sodio (NaN₃). La azida usualmente se añade junto con el reactivo KI-alcalino, y, cuando se añade el ácido sulfúrico, se eliminan los NO₂⁻ según las siguientes reacciones:



Existen otros métodos para eliminar óxido de hierro (II) (modificación del permanganato), óxido de hierro (III) (modificación del fluoruro de potasio), y sólidos en suspensión (modificación de la floculación con alúmina).

El método del electrodo de oxígeno ofrece varias ventajas sobre el método de titulación, porque es un método rápido, elimina o minimiza interferencias, permite el monitoreo continuo y la realización de mediciones *in situ*. Sin embargo, este método no es tan exacto como el método de titulación. Los electrodos modernos dependen de una membrana que es selectivamente permeable, dejando entrar oxígeno disuelto en la celda de medición, lo que permite eliminar la mayoría de las interferencias. Consultar la referencia de Sawyer y McCarty (1978) para la operación de estos electrodos. La

calibración y la medición son procesos relativamente simples y normalmente se obtiene una lectura directa de la concentración de oxígeno.

Bibliografía:

Sawyer, C.N. and McCarty. Chemistry for Environmental Engineering (3rd ed), McGraw-Hill Book Company, New York, 1978.