**UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA**

Programa de Química

Química II

***Indicadores***: un equilibrio químico

**OBJETIVO:**

Reconocer y verificar experimentalmente el desplazamiento del equilibrio químico de los *indicadores.*

Verificar experimentalmente la utilidad de los *indicadores* en el análisis químico.

**TEORÍA**

Existen sustancias que pueden cambiar de color según sea el pH del medio en que se encuentren. Reciben el nombre de *indicadores*, ya que nos pueden indicar por su color el pH aproximado del medio.

Ostwald, Hantzsh y Bjerrum establecieron que estas sustancias pueden existir en dos formas ***tautómeras*** de diferente color. Por ejemplo, la fenolftaleína es incolora en medio ácido y violeta en medio alcalino.

En general, se puede visualizar el indicador como el desplazamiento de un equilibrio químco, específicamente la disociación de un ácido débil, HIn:

 **HIn** $\leftrightarrow $ **H+ + In-**

 $K\_{ind}=\frac{\left[H^{+}\right]\left[In^{-}\right]}{\left[HIn\right]}$

Donde ***HIn*** sería la forma como se encuentra en medio ácido e ***In-*** como se encuentra en medio básico. Despejando la $\left[H^{+}\right]$, tenemos:

 $\left[H^{+}\right]$=$\frac{K\_{ind \left[HIn\right] }}{\left[In^{-}\right]}$

Sacando logaritmos negativos a ambos lados:

 pH = pKind – log $\frac{\left[HIn\right]}{\left[In^{-}\right]}$

Se ha establecido experimentalmente que el color de la forma no disociada empieza a variar cuando cerca del 9% de HIn ha pasado a In-; es decir,

pH = pKind – log 0.91/0.09

**pH = pKind – 1**

El ojo humano deja de percibir la mezcla del color de la forma original cuando el grado de disociación es del 91%. Repitiendo el cálculo precedente, tendríamos entonces que:

**pH = pKind + 1**

Se concluye entonces que el viraje del indicador ocurre cuando el pH cambia en torno al pKind, así:

**pH = pKind ± 1**

**MATERIALES Y REACTIVOS**

4 tubos de ensayo medianos bicarbonato de sodio 0.1 M

1 gradilla cloruro de aluminio 0.1 M

2 pipetas graduadas agua destilada

Cinta de enmascarar HCl 0.5 M y 0.2 M

Verde de bromocresol naranja de metilo

Ácido acético 0.5 M y 0.2 M rojo de metilo

Azul de bromotimol rojo neutro

Amoniaco 0.1 M azul de timol

Cloruro de amonio 0.1 M índigo carmín

amarillo de alizarina fenolftaleína

Carbonato de sodio 0.1 M violeta de metilo

**PROCEDIMIENTO**

*Determinación del pH de soluciones problema*

Para cada prueba utilice aprox. 2 mL de la solución en estudio y añada un indicador (2 a 3 gotas). Inicialmente haga uso del rojo neutro o fenolftaleína para determinar si el pH de la solución es aproximadamente menor de 7.0 o mayor de 8.0. En caso de ser menor de 7.0 utilice los indicadores que cambian de color en soluciones de mayor acidez; si es mayor de 8, haga uso de los indicadores de mayor alcalinidad. Para probar con cada indicador requiere una solución nueva.

|  |  |
| --- | --- |
| **Soluciones acuosas diluídas** | **pH** |
| **Ácido fosfórico** (cualquier concentración) |  |
| **Ácido acético**  (cualquier concentración) |  |
| **Ácido bórico** (cualquier concentración) |  |
| **Ácido cítrico** (cualquier concentración) |  |
| **Amoniaco** (cualquier concentración) |  |
| **NH4Cl** (cualquier concentración) |  |
| **Hidróxido de sodio** (cualquier concentración) |  |
| **Na2CO3** (cualquier concentración) |  |
| **Acetato de sodio** (cualquier concentración) |  |
| **KOH** (cualquier concentración) |  |
| **NaCl** (cualquier concentración) |  |

**CONCLUSIONES**

**BIBLIOGRAFÍA**