



TRABAJO PRACTICO N° 12: pH – Ácidos Fuertes y Débiles

OBJETIVOS:

- Preparar soluciones de concentración conocida por dilución y calcular el pH.
- Determinar la constante de acidez del ácido acético.
- Diferenciar ácidos fuertes y débiles.

FUNDAMENTO:

Las reacciones reversibles que involucran ácidos y bases en disolución acuosa representan una competición entre la atracción mutua de los iones de la sustancia y la atracción de las moléculas de agua por esos iones. Con ácidos y bases, el factor importante es la atracción relativa de las moléculas neutras o iones por el H^+ . De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, cualquier sustancia capaz de ceder un protón es un ácido, y cualquier sustancia que se pueda combinar con un protón es una base. Cuando un ácido pierde un protón se convierte en su base conjugada. Cualquier ácido cuya base conjugada sea más débil que el agua se disociará completamente en disolución acuosa, y por lo tanto será clasificado como un ácido fuerte. Los ácidos que se disocian sólo parcialmente en disolución acuosa son ácidos débiles.

La disociación de los ácidos y de las bases débiles, y del agua misma, se puede describir mediante constantes de equilibrio, K_a , K_b y K_w . Por las mismas razones que nos llevaron, por conveniencia numérica, a describir logarítmicamente la concentración de los iones hidrógeno como $pH = -\log[H^+]$, estas constantes de equilibrio se pueden escribir como pK_a , pK_b y pK_w .

PARTE EXPERIMENTAL:

1) Cálculo y medición del pH.

Materiales: 5 tubos de ensayo, 2 pipetas de 5 ml, 1 varilla de vidrio.

Sustancias químicas: HCl 1 M, papel indicador universal.

Procedimiento:

- En una gradilla colocar 5 tubos de ensayo y numerarlos.
- En el primer tubo colocar 5 ml de HCl 1 M; en el tubo 2 colocar 0,5 ml de la solución anterior, agregar 4,5 ml de agua destilada y homogeneizar bien con varilla.
- En el tubo 3 colocar 0,5 ml de la solución 2, agregar 4,5 ml de agua destilada, homogeneizar. Repetir la operación con los tubos 4 y 5.
- Una vez preparadas las 5 soluciones, colocar una varilla limpia y seca en cada uno de ellas y mojar un papel de pH comercial.
- Observar la coloración y establecer el pH por comparación con la escala.

Recomendaciones: No mezcle las pipetas para no impurificar los reactivos. Luego de usarlas, lávelas y séquelas antes de volver a utilizarlas.

Si no se dispone del número de pipetas necesarias, luego de lavarlas, enjuáguelas con la solución que se usará posteriormente.



2) Determinación de la constante de acidez del ácido acético.

Materiales: 1 tubo de ensayo, 1 varilla de vidrio.

Sustancias químicas: Ácido acético 0,1 M, papel indicador.

Procedimiento:

Colocar en un tubo de ensayo unos pocos ml de una solución de ácido acético 0,1 M y medir el pH como en los casos anteriores.

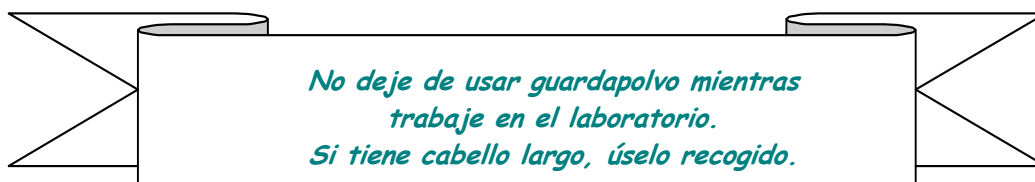
3) Ácidos fuertes y débiles.

Materiales: 2 cristalizadores grandes, 2 goteros.

Sustancias químicas: Solución indicadora (Rojo de metilo 0,1%), HCl concentrado, ácido acético concentrado.

Procedimiento:

- Colocar en dos cristalizadores grandes de igual capacidad, iguales volúmenes de agua (por ej: 200 ml).
- Ubicar debajo de ellos sendas hojas de papel blanco.
- Agregar a cada uno de ellos igual número de gotas del indicador, hasta que se perciba color amarillo.
- Con un gotero añada en uno de los recipientes de a gotas y contándolas, solución de HCl concentrado (12 M), hasta lograr que vire al rojo.
- Con otro gotero haga lo propio en el otro cristalizador agregando esta vez ácido acético concentrado (14 M), contando nuevamente las gotas.



*No deje de usar guardapolvo mientras
trabaje en el laboratorio.
Si tiene cabello largo, úselo recogido.*

GUÍA PARA CONFECCIONAR EL INFORME:

- 1)
 - a- Calcule la concentración de H^+ en cada tubo y a partir de ella calcule el pH de cada solución
 - b- Mida el pH con papel indicador comercial y compárelos con los valores calculados. ¿Coinciden? ¿Por qué?
 - c- Si se midiera el pH de una solución de HCl 0,00000001 M, ¿coincidirá con el pH medido? ¿Cómo se explica?
- 2)
 - a- Anote el valor de pH medido en la solución de ácido acético 0,1 M.
 - b- Escriba la ecuación de disociación del ácido acético y la expresión de la constante de equilibrio (K_a). Calcule su valor
- 3)
 - a- Compare la cantidad de ácido requerido para provocar el viraje del indicador en ambos casos.
 - b- Interprete lo observado. Escriba las ecuaciones correspondientes.
 - c- Indique qué bases usaría para comparar la fuerza relativa de dos bases.