

Escuela: Técnica Obrero Argentino

Docente: Ing. Elizabeth Soria

Año: 6º2º - Turno Mañana – Ciclo Orientado Tecnicatura

Química Asignatura: Química Analítica II

Guía Pedagógica N° 10

Título: Titulación Acido-Base. PH.

Objetivos:

- ✓ Comprender las Titulación Acido Base.
- ✓ Comprender el comportamiento de sustancias según el PH.

Marco Teórico:

El pH es una medida de acidez o alcalinidad de una disolución. El pH indica la concentración de iones de hidrógeno presentes en determinadas disoluciones. La sigla significa potencial de hidrógeno o potencial de hidrogeniones. Se define como el opuesto del logaritmo de base 10 o el logaritmo negativo de la actividad de los iones de hidrógeno. Esto es:

$$PH = -\log_{10}[H^+]$$

Análogamente, se define la expresión de pOH como:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Teniendo en cuenta que $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, podemos obtener la siguiente fórmula:

$$pH + pOH = 14$$

La medida del pH es un valor que va desde 0 (máxima acidez) hasta 14 (máxima basicidad).

Se considera que una **disolución es neutra** cuando $[H_3O^+] = [OH^-]$, es decir, cuando el **pH = 7**.

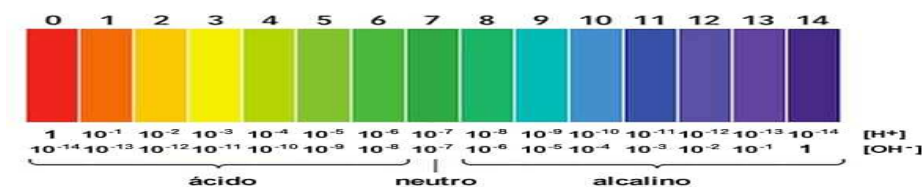
Por lo tanto:

$$pH < 7 \rightarrow \text{disolución ácida}$$

$$pH > 7 \rightarrow \text{disolución básica}$$

Escala de pH

El rango de la escala de pH va desde 0 hasta 14 en disolución acuosa. Se trata de una escala logarítmica de base 10, variando en una unidad por cada potencia de 10. Al observar la escala de pH se puede apreciar que al aumentar la concentración de iones hidrógeno, el pH disminuye.



Indicador Acido – Base

Un indicador ácido-base es una sustancia que presenta colores muy diferentes a los medios ácidos y básicos. El pH de una disolución se puede medir a través de:



Repollo morado

- **Un pigmento vegetal**, como el que contiene el repollo morado o las **tiras de papel tornasol**, los cuales, en medio ácido, tornan la disolución a color rojo; y En medio básico, a color azul.



pH-metro

- **Mediante aparatos llamados pH-metros**, basados en métodos electroquímicos, que miden el pH directamente con gran rapidez y exactitud.



Papel pH

- Mediante indicadores que determinan el pH solo en forma aproximada, por ejemplo, **el** indicador universal o papel pH. En otros casos, son disoluciones diluidas, como la fenolftaleína o el azul de bromotimol.

Ejemplos de Cálculo del pH:

- **Ejemplo 1:** calcular el pH de una disolución 0,5 N de hidróxido de sodio **NaOH**.
 - Al ser una **base fuerte** todo el NaOH se disocia completamente:



- $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [0,5] = 0,3$
- $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,3 = 13,4$

• **Ejemplo 2:** calcular el pH de una disolución 0,5 N de amoníaco NH_3 con $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Al ser una **base débil** la reacción de disociación en equilibrio es:

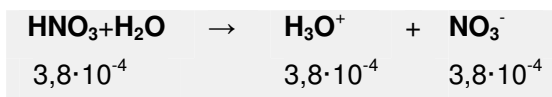


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,5 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

- Suponemos que x es despreciable frente a 0,5, entonces:
 - $x^2 / 0,5 = 1,8 \cdot 10^{-5}$
 - $x^2 = 3,6 \cdot 10^{-5}$
 - $x = 6 \cdot 10^{-3} \text{ N}$
 - $[\text{OH}^-] = x = 3 \cdot 10^{-3} \text{ N}$
- $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [3 \cdot 10^{-3}] = 2,5$
- $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,5 = 11,5$

• **Ejemplo 3:** calcular el pH de una disolución de ácido nítrico HNO_3 $3,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

- Al ser un **ácido fuerte** todo el HNO_3 se disocia:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [3,8 \cdot 10^{-4}] = 3,42$

Titulaciones Ácido Base:

La titulación o valoración ácido-base es un método de análisis químico que permite determinar la concentración de una disolución ácida o básica desconocida, mediante una neutralización controlada.

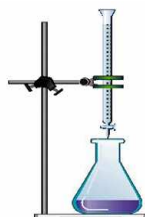
Para realizar el procedimiento experimental, se debe colocar en un matraz Erlenmeyer un volumen determinado de la disolución desconocida, es decir, disolución problema. Desde una bureta se deja caer gota a gota la disolución patrón, es decir, la disolución de concentración conocida, hasta llegar al punto de equivalencia, que es el punto donde no queda ácido ni base libre en la muestra.

Para determinar en qué momento se llega al punto de equivalencia, antes de iniciar la titulación se deben agregar unas gotas de indicador, que generalmente es fenolftaleína. En el momento en que se aprecia un cambio de color del indicador, se ha llegado al punto

final.

La expresión para calcular la concentración de la disolución problema es:

$$M_a \times V_a = M_b \times V_b$$



dónde: M_a = concentración molar de la disolución problema.

V_a = volumen de la disolución problema.

M_b = concentración molar de la disolución patrón.

V_b = volumen de la disolución patrón

La Titulación Química es un método de Análisis que sirve para conocer la Concentración de una Solución de una sustancia, mezclándola poco a poco con otra solución de Concentración Conocida, con la que tendrá una reacción química.

La Titulación Química es un método de Análisis Cuantitativo, lo que significa que se enfoca en conocer la Cantidad de una determinada sustancia de la solución problema. Es por perseguir este dato que este método también se llama Valoración.

Además de Titulación Química y Valoración, todas sus aplicaciones en conjunto reciben el nombre de Volumetría, que se refiere a que para el análisis, se ponen a interactuar dos soluciones líquidas con sus respectivas concentraciones, una conocida y otra desconocida, para lograr obtener el dato de la desconocida.

A la muestra de Concentración desconocida se le llama Analito, y a la solución que ayudará a conocer esa información se le llamará Solución Patrón.

Procedimiento de una Titulación Química:

Se va a recurrir a un ejemplo para comprender mejor el procedimiento de la Titulación. Se requiere determinar la concentración de una muestra de solución que contiene Hidróxido de Sodio (NaOH).

1.- Para comenzar es indispensable saber cuál es el componente que se va a medir. En el ejemplo, se va a determinar la concentración de Hidróxido de Sodio (NaOH) en la muestra.

2.- Se elige una sustancia de concentración conocida para reaccionar con la muestra.

Tiene que ser una sustancia capaz de reaccionar en buena proporción estequiométrica.

Generalmente, al ser el Hidróxido de Sodio una Base, se emplea un ácido para ir consumiéndolo en reacción química. En el caso de este ejemplo, se utilizará Ácido Clorhídrico (HCl), que reaccionará en proporción 1 a 1 con el Hidróxido.

3.- Se prepara la muestra. En un matraz Erlenmeyer, específico para titulaciones, se agrega un determinado volumen de la muestra; en unas ocasiones son 10 mililitros, en otra

25 mililitros. Generalmente se agrega tal cual, aunque a veces se diluye con agua destilada. Pero siempre se cumple que sean 10 o 25 mililitros. Es indispensable conocer el volumen de trabajo.

4.- Se elige un indicador de reacción. Un indicador de reacción es una sustancia química que se añade a la muestra antes de comenzar una titulación. El indicador de reacción no se involucra químicamente. Lo que hace es dar una coloración a la muestra, y cuando la reacción va terminando, cambia de color. Esa es su función: cambiar de color para señalar que la reacción ha terminado. Así se va a saber cuánto Ácido Clorhídrico se ha usado para reaccionar con todo el Hidróxido de Sodio. El indicador se elige de acuerdo con la reacción y el pH que se van a manejar. En este caso, la reacción es una Neutralización Ácido-Base, y el pH que se va a manejar es entre 3 y 5, así que el más adecuado es el Anaranjado de Metilo, para los fines del ejemplo.

5.- Preparar una Bureta con la solución de Concentración Conocida, que para el ejemplo es el Ácido Clorhídrico. Una bureta es un tubo de cristal que tiene una escala en mililitros, en el que se va a vaciar la sustancia de concentración conocida. En el otro extremo tiene una llave reguladora de flujo, sellada lo suficiente para que el analista la manipule y logre un flujo que le dé confianza para detenerlo cuando el indicador haga notar que la reacción ha terminado.

6.- La bureta llena se coloca en un soporte universal con los correspondientes accesorios para sostenerla. Al aire, sobre la base del soporte, comenzará la titulación, abriendo la llave de la bureta poco a poco, para que gota a gota vaya ocurriendo la neutralización. Con la mano que sostiene el matraz Erlenmeyer de la muestra, se va agitando la reacción, mientras se va recibiendo ahí mismo el chorro de la bureta.

7.- Al cambiar de color el indicador, se cierra la llave de la bureta. En la escala de la misma se verá cuántos mililitros de Ácido Clorhídrico fueron añadidos a la muestra para la Neutralización. Ese es el dato que nos importa.

8.- Con el dato obtenido, se realizan los cálculos para conocer la Concentración del Hidróxido de Sodio que se necesita conocer.

Unidades en que se maneja la Concentración:

La Concentración, dependiendo de la Volumetría que se esté utilizando, se puede medir en varias unidades que resultan convenientes a la hora de hacer los cálculos:

Molaridad (Moles/Litro): Se refiere al número de moles que hay de soluto, es decir, de la sustancia con que se está trabajando, por cada Litro de Solución. Los moles valen lo mismo que los gramos divididos por el Peso Molecular de la sustancia. En el ejemplo, el Peso Molecular del Hidróxido de Sodio es de 40 g/mol.

Normalidad (equivalentes/Litro): Es el número de equivalentes de soluto en cada Litro de la solución. Los equivalentes de la sustancia en cuestión se calculan dividiendo los gramos

ETOA - 6º Año 2º División– Ciclo Orientado Química- Química Analítica II

entre el Peso equivalente. El Peso equivalente se calcula como el cociente del Peso Molecular y la valencia activa de la misma sustancia. En el ejemplo, el Peso equivalente del Hidróxido de Sodio (NaOH), se obtiene con el Peso Molecular de 40 g/mol, y éste se divide entre 1, que es la valencia con que actúa químicamente el OH⁻.

Gramos por Litro: Es el número de gramos de la sustancia por cada Litro de solución. No se usan frecuentemente estas unidades, dado que en la Titulación hay una reacción química sucediendo, y las reacciones químicas sólo se entienden y miden manejando Moles.

Hay otras unidades de Concentración como la Molalidad (Moles/Kg de disolvente), pero para los fines de la Titulación, en la que sólo se utilizan Volúmenes, la Molalidad resulta inútil a la hora de hacer los cálculos.

Actividades:

Ejercicio 1:

Calcular el pH de una disolución 0,02 M de un ácido débil HA con $K_a = 3,0 \cdot 10^{-6}$.

Ejercicio 2:

Calcular el pH y el pOH de cada una de las siguientes disoluciones:

- Solución de HNO₃ 0,035 M
- Solución de H₂SO₄ 0,1 M

Ejercicio 3:

Explique con sus palabras como se procede a realizar una Titulación Ácido-Base.

Bibliografía:

Cualquier libro de Química Analítica.

<http://www.latecnicalf.com.ar/descargas/material/quimica/Acido%20Base%205M.pdf>

<https://www.ejemplode.com/38-quimica/4730->

Videos:

<https://slideplayer.es/slide/3600106/>

https://www.youtube.com/watch?v=k_pX9_ahYuE&list=LLsLTuSKzTtWbbHjOckRJWtQ&index=1

Correo electrónico para consultas y envío de guías: rosi979.es@gmail.com

Director: Tec. Jorge Grosso