

## Valoración ácido-base

Una valoración ácido-base (también llamada volumetría ácido-base) es una técnica basada en una reacción ácido-base o método de análisis cuantitativo muy usada, que permite conocer la concentración desconocida de una disolución de una sustancia que pueda actuar como ácido neutralizada por medio de una base de concentración conocida, o bien sea una concentración de base desconocida neutralizada por una solución de ácido conocido. El nombre volumetría hace referencia a la medida del volumen de las disoluciones empleadas, que nos permite calcular la concentración buscada.

### Método y material empleado

Se toma una cierta cantidad de la disolución problema, de la que desconocemos su concentración, *la que se va a valorar*, y se sitúa en un matraz erlenmeyer, junto con unas gotas de indicador. La elección del indicador se hace teniendo en cuenta el ácido y la base que reaccionan, como verás más adelante.

Se prepara una disolución del agente valorante, de concentración conocida, y con ella se llena la bureta. El agente valorante será un ácido si el problema a valorar es una base; análogamente, el agente valorante será una base si el problema a valorar es un ácido.

Se va añadiendo poco a poco la disolución de la bureta, agitando el Erlenmeyer para lograr una mezcla rápida de ambos reactivos. Esta adición se detiene en el momento del viraje del indicador a un color persistente (punto final de la valoración). Este cambio de color indica que las cantidades puestas a reaccionar han sido las estequiométricas.



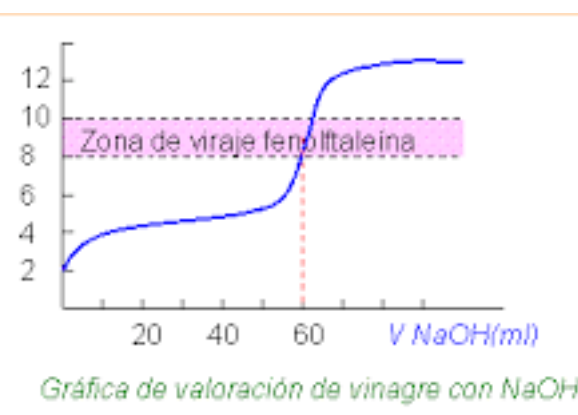
<https://youtu.be/Zps36BWNf5M>

<https://youtu.be/glkB6K6akPU>

### Curvas de valoración

Si representamos el pH medido en función del volumen añadido de sustancia valorante se obtienen curvas de valoración o curvas de titulación, similares a la de la figura.

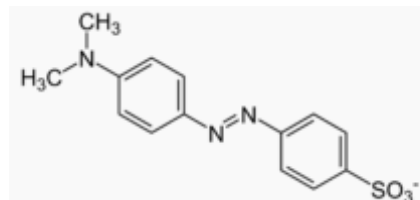
Se observa el rápido cambio del pH para un volumen determinado. El punto de inflexión de esta curva se llama **punto de equivalencia** y su volumen nos indica el volumen de sustancia valorante consumido de la bureta para reaccionar completamente con la sustancia valorada del matraz Erlenmeyer.



Se pueden usar indicadores ácido-base, sustancias que mediante un cambio de color nos indican que se ha llegado al punto final de la titulación, el cual debe ser lo más cercano posible al punto de equivalencia.

## Indicadores ácido- base

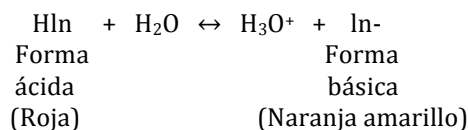
Un indicador ácido base es un sustancia compleja de elevado peso molecular que se usan para conocer el punto de equivalencia de una valoración ácido base por ejemplo el, de fórmula:



Fórmula del Naranja de metilo

Dichos indicadores ácido-base son sustancias que puede ser de carácter ácido o básico débil, y que posee la propiedad de presentar coloraciones diferentes dependiendo del pH de la disolución en la que dicha sustancia se encuentre disuelta. Por ejemplo para el naranja de metilo con cambio de color de rojo a naranja-amarillo entre pH 3,1 y 4,4.

Los indicadores presentan un comportamiento muy sencillo de comprender. Supongamos a un indicador que está constituido por un ácido débil monoprótico con formula general HIn, de este modo, en una disolución acuosa se ionizará débilmente produciendo la base conjugada correspondiente In<sup>-</sup>.



Una característica de los indicadores es que la forma ácida (HIn) y la forma básica (In<sup>-</sup>), tienen colores diferentes, por ejemplo, rojo y naranja amarillo, como en el caso de nuestro ejemplo. De las cantidades que se encuentran presentes en la disolución de una u otra forma, es de lo que depende el color de ésta.

Si se añade al Erlenmeyer con una disolución ácida HA, una pequeña cantidad de la disolución indicadora, se producen al mismo tiempo dos procesos:

- El equilibrio de ionización del ácido que vamos a valorar ( $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ )
- Y también del indicador ( $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{In}^-$ )

Como en dicha disolución por ser de un ácido, la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  será mayor, por efecto del ión común, el equilibrio del indicador se desplaza a la izquierda. En consecuencia, el color que predomina en la disolución será el color rojo de la forma ácida HIn.

Cuando se comience a añadir la base de la bureta, la  $[\text{OH}^-]$  empezará a aumentar, se combinará con  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , que disminuirán y, el equilibrio del indicador se desplazará a la derecha, virando (cambiando de color) al amarillo.

Si por el contrario, en el matraz Erlenmeyer hay una disolución de una base ( $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{BH}^+ + \text{OH}^-$ ), y añadimos una pequeña cantidad de indicador, la concentración  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , se verá disminuida al combinarse con los iones  $\text{OH}^-$ , y el equilibrio del indicador se ve afectado, desplazándose hacia la derecha. En consecuencia, dominará en la disolución el color naranja amarillo de la forma básica In<sup>-</sup>. Al añadir el ácido desde la bureta, la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta y el equilibrio del indicador se desplaza hacia la izquierda virando a rojo.

Cada uno de los indicadores posee un intervalo de viraje que lo caracteriza, es decir, un entorno en mayor o menor medida, reducido de unidades de pH. Dentro de dicho intervalo es donde se produce el cambio de color, o viraje.

En la tabla siguiente se muestran algunos indicadores ácidos-base, junto a los datos de sus intervalos de viraje y el color que tienen cuando el pH es menor o superior, a dicho intervalo.

| Indicador             | Color a pH inferior | Intervalo de viraje   | Color a pH superior |
|-----------------------|---------------------|-----------------------|---------------------|
| Azul de timol         | Rojo                | 1.2 - 2.8 unidades pH | Amarillo            |
| Naranja de metilo     | anaranjado          | 3.1 - 4.4             | Amarillo            |
| Rojo de metilo        | Rojo                | 4.2 - 6.3             | Amarillo            |
| Azul de clorofenol    | Amarillo            | 4.8 - 6.4             | Rojo                |
| Azul de bromotimol    | Amarillo            | 6.0 - 7.6             | azul                |
| Amarillo de alizarina | Amarillo            | 10.1 - 12.0           | Rojo                |
| Fenolftaleína         | inoloro             | 8.3 - 10.0            | Rojo                |
| Rojo neutro           | Rojo                | 6.8 - 8.0             | Amarillo            |

Ejemplo:

Pongamos como ejemplo el comportamiento del indicador azul de bromotimol, en dos soluciones diferentes: la solución ácida, neutra y básica.

Al añadir nuestro indicador azul de bromotimol, en un tubo de ensayo que contenga una disolución de HCl por ejemplo, veremos un color amarillo en la solución, que tendrá un  $\text{pH} < 6.0$ .

Por el contrario, cuando añadimos el indicador de azul de bromotimol, a un tubo de ensayo que contenga una disolución de NaOH, veremos como ésta se tiñe de azul, con un  $\text{pH} > 7.6$ . Se comprueba de este modo que el intervalo de viraje está entre 6.0 y 7.6.

## Cálculos

Los cálculos para conocer la concentración de una disolución siguen el mismo procedimiento que los cálculos de una neutralización.

Ejemplo: Queremos valorar, es decir, conocer la concentración de 25 ml de disolución de NaOH empleando disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,35 mol/L sabiendo que se han necesitado 20 mL de esta última.

- ¿Cuál de las disoluciones irá en el matraz Erlenmeyer?
- ¿Cuál de las disoluciones irá en la bureta?
- Escriba la reacción de neutralización entre las dos disoluciones.
- De los indicadores descritos en la tabla anterior, ¿Cuál convendría usar?
- ¿De qué color se teñiría la disolución del matraz Erlenmeyer?
- ¿Qué cambio de color se deberá observar cuando acabe la valoración?
- ¿Cuál será la concentración de la disolución del NaOH? Sol:  $M_{\text{red}}=0,56 \text{ mol/L}$