

# PRÁCTICA 5

## VALORACIÓN ÁCIDO-BASE

### OBJETIVO

Determinar concentraciones desconocidas de ácidos y bases.

### I. FUNDAMENTO TEÓRICO

Las cantidades de reaccionantes y productos de una reacción, son investigados en los laboratorios gravimétricamente por pesadas y volumétricamente por titulación.

La volumetría, también llamada valoración química, es un método químico para medir cuánta cantidad de una disolución se necesita para reaccionar exactamente con otra disolución de concentración y volumen conocidos. Para ello se va añadiendo gota a gota la disolución desconocida o 'problema' a la otra disolución (disolución valorada) desde un recipiente cilíndrico denominado bureta, hasta que la reacción finaliza (ver figura 1). Según el tipo de reacción que se produzca, la volumetría será, por ejemplo, volumetría ácido-base, de oxidación-reducción o de precipitación.

Se pueden presentar varios casos de valoración ácido-base:

1. **Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte:** En el punto de equivalencia el pH es 7, se forma una sal que no sufre hidrólisis por lo que la solución es neutra, se puede utilizar cualquier indicador que vire en el intervalo 4-10: Fenolftaleína, tornasol, rojo de metilo.
2. **Valoración de un ácido débil con una base fuerte:** En el punto de equivalencia se forma una sal con lo que la hidrólisis es básica. Se deberá utilizar un indicador que vire en la zona básica de  $\text{pH} > 7$ . La fenolftaleína sería un indicador adecuado, pero no el anaranjado de metilo o el rojo de metilo.
3. **Valoración de un ácido fuerte con una base débil:** Opuesto al anterior, será necesario un indicador que vire en zona ácida, se forma una sal donde la hidrólisis tiene carácter ácido. El rojo de metilo o el anaranjado de metilo, serán indicadores adecuados, pero no la fenolftaleína).

Si se prepara una cantidad de ácido o base con una concentración conocida, se puede medir cuánta cantidad de la otra disolución se necesita para completar la reacción de neutralización, y a partir de ello determinar la concentración de dicha disolución.



**Figura 1.** Método de titulación ácido base

Esta operación se reduce a averiguar que cantidad de ácido de concentración conocida es necesario para neutralizar una cantidad fija de base de concentración desconocida. En este caso el proceso se llama **alcalimetría**. En el caso inverso, o sea, hallar la concentración del ácido, se denomina **acidimetría**.

### **Ácidos**

Un ácido puede definirse como una sustancia que, en disoluciones acuosas, produce iones hidrógeno ( $H^+$ ).

Los ácidos son sustancias que poseen un sabor agrio, que al ponerlos en contacto con algunos metales (como el hierro o el cinc) los corroen, desprendiéndose gas hidrógeno, y que al reaccionar con una base cualquiera originan una sustancia de naturaleza diferente a ambas, llamada sal.

Los más importantes, desde el punto de vista químico, por la gran cantidad de compuestos en los que están presentes son: el ácido sulfúrico, el clorhídrico y el nítrico. Los tres son corrosivos e irritantes; son por tanto peligrosos, por lo que se deben manejar con las debidas precauciones.

Dos ácidos fundamentales para la vida son el ARN y el ADN. El ácido ribonucleico (ARN) está presente en todas las células de cualquier organismo vivo. El ácido desoxirribonucleico (ADN) es el principal componente de los cromosomas y es el material con el que están formados nuestros genes; es el responsable, por tanto, de la herencia biológica.

El ácido fórmico aparece en el veneno que transportan en el aguijón las hormigas y algunos otros insectos.

El ácido oléico se encuentra en el aceite de oliva. El ácido úrico está presente en pequeñas cantidades en la orina humana, y en cantidades mayores en la orina de los pájaros y reptiles.

### **Álcali o Bases**

Es la sustancia que en soluciones acuosas produce iones hidróxido ( $OH^-$ ). El término procede del árabe *al-qili*, 'cenizas de la planta de almajo', que hacía referencia a los hidróxidos y carbonatos de potasio y sodio, lixiviados de las cenizas de aquella planta. En la actualidad, este término también se aplica a los hidróxidos de amonio ( $NH_4^+$ ) y otros metales alcalinos, y a los hidróxidos de calcio,

estroncio y bario. Los carbonatos y el hidróxido de amonio sólo proporcionan concentraciones moderadas de iones hidróxido y se llaman álcalis débiles. En cambio, los hidróxidos de sodio y potasio producen iones hidróxido en concentración suficientemente alta para destruir la carne; por esta razón se llaman álcalis *cáusticos*. Las disoluciones de álcalis colorean de azul el tornasol rojo, neutralizan los ácidos, tienen un tacto jabonoso y son conductores eléctricos.

Por conveniencia clasificamos los ácidos y las bases en fuertes y débiles. Los ácidos fuertes en solución acuosa se ionizan (se separan en iones hidrogeno y aniones estables), los débiles se ionizan solo ligeramente. Las bases fuertes son solubles en agua y están completamente dissociadas en solución acuosa. Las débiles son solubles en agua pero solo se ionizan ligeramente en solución (ver tabla 1).

**Tabla 1.** Algunos ácidos y bases comunes.

NOMBRE	FÓRMULA	PRESENTE EN
<b>ÁCIDOS</b>		
Ácido acético	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	Vinagre
Ácido acetilsalicílico	$\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$	Corteza de los sauces. Aspirina
Ácido ascórbico	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	Vitamina C
Ácido cítrico	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	Jugo de limón y de otros cítricos
Ácido clorhídrico	$\text{HCl}$	Jugos gástricos (líquidos digestivos del estómago)
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Pilas y baterías de automóviles
Acido nítrico	$\text{HNO}_3$	Fertilizantes, plásticos, lacas y colorantes. Disuelto en agua o "agua fuerte" se utiliza para limpiar.
<b>BASES</b>		
Amoníaco	$\text{NH}_3$	Limpiadores domésticos (solución acuosa)
Hidróxido de calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Cal apagada (utilizada en construcción)
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Lechada de magnesio (antiácido y laxante)
Hidróxido de potasio (también llamado potasa cáustica)	$\text{KOH}$	Jabón suave
Hidróxido de sodio (sosa cáustica)	$\text{NaOH}$	Limpiadores de tuberías y hornos. Rayón y celofán

El final de la reacción suele determinarse a partir del cambio de color de un indicador, como papel de tornasol o una mezcla especial de indicadores denominada indicador universal.

Para poder reconocer el punto de equivalencia de estas valoraciones, con frecuencia se utilizan pequeñas cantidades de sustancias llamadas **indicadores**. Estos por lo general son ácidos orgánicos o bases débiles que cambian de color al pasar de un medio ácido a uno básico.<sup>5</sup> Sin embargo no todos los indicadores cambian de color al mismo pH. La selección del indicador para una determinada titulación depende del pH en el que se presente el punto de equivalencia (ver tabla 2).

**Tabla 2.** Zona de viraje de los indicadores ácido-base.

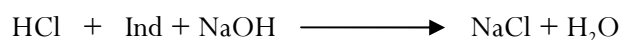
<b>ZONA DE VIRAJE DE LOS INDICADORES ÁCIDO-BASE</b>				
<b>Indicadores</b>	<b>Intervalo de pH</b>	<b>Ácido</b>	<b>Neutro</b>	<b>Alcalino</b>
Violeta de Metilo	0 – 2	Amarillo	Verde azulado	Violeta
Azul de Timol	1,2 - 2,8	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Anaranjado de Metilo	3,1 - 4,4	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Rojo de Metilo	4,2 – 6,3	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Púrpura de Bromocresol	5,2 – 6,8	Amarillo	Anaranjado	Púrpura
Tornasol	4,5 – 8,3	Rojo	Púrpura	Azul
Azul de Bromotimol	6,0 – 7,6	Amarillo	Verde	Azul
Rojo Cresol	7,2 – 8,8	Amarillo	Anaranjado	Rojo
Azul de Timol	8,0 – 9,6	Amarillo	Verde	Azul
Fenolftaleína	8,3 – 10	Incoloro	Rosado	Rojo
Amarillo de Alizarina	10,1 – 12	Amarillo	Anaranjado	Lila
Nitramina	11 – 12,9	Incoloro	Pardo claro	Parado Anaranjado

## II. FUNDAMENTO QUÍMICO

### 1. ACIDIMETRIA Y ALCALIMETRIA

La valoración acido-base tiene su fundamento en el cambio brusco de concentración de los iones hidronios  $\text{H}_3\text{O}^+$ , y por lo tanto del pH que se produce en el punto final de la reacción de neutralización. El punto final se reconoce por el cambio de color que experimenta el indicador añadido a la solución.

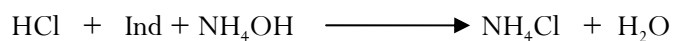
Reacción de un ácido fuerte con base fuerte:



Reacción de un ácido débil con base fuerte:



Reacción de un ácido fuerte con base débil:



## III. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPOS
<ul style="list-style-type: none"><li>• Bureta graduada de 25 ml</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Acido Clorhídrico (HCl, 37% p/p, 1,19 g/ml)</li></ul>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Fiola o Matraz de 250 ml</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Acido Acético (<math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>)</li></ul>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Pipetas graduada de 5 ml</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Hidróxido de Sodio (NaOH)</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Balanza analítica</li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>• Cilindro graduado de 50 ml</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Hidróxido de Amonio (<math>\text{NH}_4\text{OH}</math>)</li></ul>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Soporte universal</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Anaranjado de Metilo (Indicador)</li></ul>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Pinza para bureta</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Fenolftaleína (Indicador)</li></ul>	

#### IV. PARTE EXPERIMENTAL

PRUEBA	PROCEDIMIENTO	VOLUMEN
<b>Valoración de Ácido Fuerte con base fuerte</b>	Vierta Acido Clorhídrico 0,1 N a un matraz o fiola	10 ml
	Añade Anaranjado de Metilo al 1 % y mezcle	2 gotas
	Vierta en una Bureta Hidróxido de Sodio 0,1 N y titule gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de rojo a amarillo	
	Anote el volumen gastado	
<b>Valoración de Acido débil con base fuerte</b>	Trasvase Acido Acético 0,1 N a un matraz o fiola	10 ml
	Añada Anaranjado de Metilo al 1 % y mezcle	2 gotas
	Vierta en una Bureta Hidróxido de Sodio 0,1N y titule gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de rojo a amarillo	
	Anote el volumen gastado	
<b>Valoración de acido fuerte con base débil</b>	Vierta Acido Clorhídrico 0,1 N a un matraz o fiola	10 ml
	Añade Anaranjado de Metilo al 1 % y mezcle	2 gotas
	Vierta en una Bureta Hidróxido de Amonio 0,1N y titule gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de rojo a amarillo	
	Anote el volumen gastado	
	Realizar cálculos (ver tabla N° 21.7)	

Nota: Todo por triplicado

**Tabla 3.** Ecuaciones de interés para determinar la normalidad de una solución.

ECUACIÓN	LEYENDA
$Normalidad (N) = \frac{equivalentes (equiv)}{volumen Solución (V)}$	Normalidad = N Volumen de solución = V en litros (l) equivalentes de soluto = N * V
$equiv = \frac{masa de soluto (m)}{peso equivalente (PE)}$	Peso molecular = PM Masa de soluto = m Peso equivalente = PE
$PE = \frac{Peso Molecular (PM)}{equivalentes (H^+, OH^-, e^-)}$	H <sup>+</sup> = numero de protones en ácidos OH <sup>-</sup> = numero de hidroxidos en las bases e <sup>-</sup> = numero de electrones en Rx RedOx
$V_c * N_c = V_d * N_d$	V <sub>c</sub> = volumen de concentrado N <sub>c</sub> = normalidad de concentrado V <sub>d</sub> = volumen de diluido N <sub>d</sub> = normalidad de diluido