

TRABAJO PRÁCTICO N°0: Introducción a equilibrio ácido base.

OBJETIVOS CONCEPTUALES

- Elaborar hipótesis del comportamiento ácido básico de sustancias a partir de su fórmula y su constante de acidez. Analizar el efecto de la concentración.
- Poner a prueba las hipótesis propuestas.
- Explicar las divergencias del comportamiento observado de las diferentes sustancias.

OBJETIVOS PRÁCTICOS

- Evaluar las precauciones en la manipulación de sustancias ácido base.
- Utilizar diferentes métodos para la medición del pH.

INTRODUCCIÓN

Una clasificación posible de las sustancias químicas es entre ácidas, neutras y básicas. Si bien, históricamente, han habido múltiples métodos para demarcar esta clasificación, hoy en día, el consenso es a partir de la medida del pH.

El pH se define según la **Fórmula 1**, donde a_{H^+} es la actividad de los protones en la solución.

$$pH = -\log a_{H^+}$$

Fórmula 1. Definición de pH.

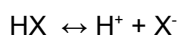
Sin embargo, operativamente, se apela a la **Fórmula 2**, donde, en lugar de la actividad, se utiliza la concentración de los protones $[H^+]$.

$$pH = -\log [H^+]$$

Fórmula 2. Definición operativa de pH.

Usando esta definición, se puede precisar una escala, según la cual, las sustancias ácidas serán aquellas cuyos valores de pH sean inferiores a siete; las básicas, mayores a siete; y las neutras, exactamente siete.

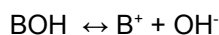
A su vez, es posible especificar más la clasificación si se diferencia entre ácidos y bases fuertes o débiles. Para explicar esta definición, en el caso de los ácidos, hay que tener en cuenta el equilibrio de disociación de la especie en cuestión, representado por la **Ecuación 1**.



Ecuación 1. Ecuación del equilibrio de disociación de un ácido genérico HX.

De forma simplificada, HX será un ácido fuerte si, en el equilibrio, se disocia por completo en sus productos. De este modo, si se disolviera un mol de HX en agua, al alcanzarse el equilibrio, esta especie se habría consumido por completo y formaría un mol de H^+ y X^- . HX sería un ácido débil, si no se disociara por completo. Es decir, si se disolviera un mol de HX, al alcanzar el equilibrio, solo una parte de HX se habría consumido para formar las otras especies.

El caso de las bases es análogo, solo que será útil considerar otra reacción representada por la **Ecuación 2**.



Ecuación 2. Ecuación del equilibrio de disociación de una base genérica BOH.

De forma simplificada, BOH será un base fuerte si, en el equilibrio, se disocia por completo en sus productos. De este modo, si se disolviera un mol de BOH en agua, al alcanzarse el equilibrio, esta especie se habría consumido por completo y formaría un mol de B^+ y OH^- . BOH sería una base débil, si no se disociara por completo. Es decir, si se disolviera un mol de BOH, al alcanzar el equilibrio, solo una parte de BOH se habría consumido para formar las otras especies.

Como se puede deducir, la fuerza de los ácidos y las bases está estrechamente vinculada con la relación entre la concentración de productos y reactivos que se alcanza en el equilibrio. Esta relación está vinculada con la constante de equilibrio que se define en la **Fórmula 3**.

$$K_{eq} = \frac{[C]_{eq}^c \cdot [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a \cdot [B]_{eq}^b}$$

Fórmula 3. Constante de equilibrio Keq para la reacción de ecuación $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

En definitiva, cuanto mayor sea la fuerza de la especie, mayor será el valor de la constante. Particularmente, se llama constante de acidez (Ka) al parámetro asociado al equilibrio ácido y constante de basicidad (Kb) al básico. En el caso extremo de un ácido o una base fuerte, donde la disociación es completa, el valor de Ka y Kb, respectivamente, tenderá a ser infinito. En los demás casos, las constantes tomarán valores reales positivos.

Teniendo en cuenta estas definiciones y fórmulas es posible hipotetizar el pH de una solución de una sustancia de concentración conocida. Sin embargo, en la práctica, a la hora de determinar el pH de una solución, se utilizan métodos específicos. Uno de ellos es el papel indicador de pH. Se trata de un papel embebido en una sustancia que al ponerse en contacto con la muestra, según el pH, adopta una coloración específica. También, es posible utilizar soluciones indicadoras de pH. En este caso, la sustancia líquida se agrega a la muestra a la cual se quiera determinar el pH. Nuevamente, la solución adquirirá una coloración en función del pH de la misma. Otra posibilidad es la utilización de un pH-metro. Se trata de un aparato electrónico compuesto de un electrodo sensible al pH que se pone en contacto con la muestra a analizar. Según el pH, el electrodo genera una corriente de una tensión determinada, la cual es conducida a un circuito que la analiza y muestra el valor de pH asociado a la misma.

Si bien las medidas tomadas con un pH-metro correctamente calibrado son confiables y precisas, se producen algunos desvíos cuando se analizan muestras muy ácidas o básicas. Este efecto se denomina error ácido y alcalino (**Figura 1**), según sea el caso. El error ácido es positivo (el valor medido es mayor al esperado en base a la concentración de la especie) y no se conoce con certeza su origen (aunque podría deberse a una saturación de la membrana con los protones). El error alcalino es negativo (el valor medido es menor al esperado en base a la concentración de la especie) y su magnitud dependerá del tipo de membrana del electrodo y de la concentración y tipo de cationes monovalentes en la solución.

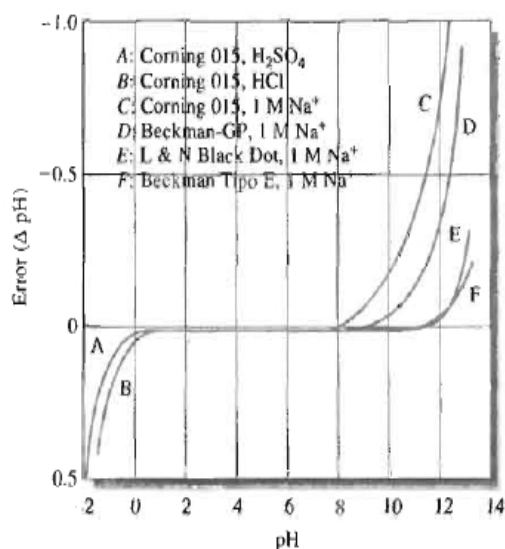


Figura 1. Error ácido y alcalino para distintos tipos de electrodos según la composición de la muestra.

PROCEDIMIENTO

Preparación de diluciones

- Para cada sustancia, verter en un vaso de precipitados un volumen aproximado de 20ml desde la botella de solución 0,1M. Medir la temperatura de la solución con un termómetro.
- Preparar una dilución 1/10 de cada una de las soluciones 0,1M. Tomar un volumen de 10,0ml usando una pipeta de doble aforo y volcar en un matraz aforado de 100,0ml. Llevar a volumen con agua destilada.

Medición de pH con papel indicador.

- Disponer aproximadamente 10ml de cada una de las soluciones 0,1M y las diluciones 1/10 en ocho vasos de precipitados.
- Tomar una gota de cada solución y depositar sobre cada uno de los papeles indicadores.
- Observar y registrar el cambio de color.

Medición de pH con indicador

- Disponer aproximadamente 2ml de cada una de las soluciones 0,1M y las diluciones 1/10 en tubos de ensayo. Para cada solución preparar tantos tubos de ensayo como indicadores se cuente.
- Agregar una o dos gotas de indicador en cada tubo (cada tubo debe contener un solo indicador).
- Observar y registrar el cambio de color.

Medición de pH con pH-metro.

- Disponer aproximadamente 10ml de cada una de las soluciones 0,1M y las diluciones 1/10 en ocho vasos de precipitados.
- Introducir el electrodo en cada solución. Siempre que se sumerja el electrodo en una nueva solución debe lavarse correctamente con agua destilada. Mientras en electrodo no está siendo usado debe conservarse en un recipiente con agua destilada.
- Observar y registrar la medida obtenida.

RESULTADOS

Volcar los datos obtenidos en la **Tabla 1**.

Sustancia	pH Teórico	pH Experimental				T°=
		Papel Indicador		Indicador		pH-metro
	T°=	Color	pH	Color	pH	pH
Ác. clorhídrico						
Ác. clorhídrico (dil)						
Ác. acético						
Ác. Acético (dil)						
Amoníaco						
Amoníaco (dil)						
Hidróxido de sodio						
Hidróxido de sodio (dil)						

Tabla 1. Comparación de los valores hipotéticos de pH de las sustancias con los experimentales.

DISCUSIÓN

- Comparar la clasificación de las sustancias, según su acidez, hecha a partir de la fórmula y la constante de acidez con la proveniente de los datos experimentales.
- Comparar los valores hipotéticos de pH con los experimentales. Calcular la diferencia porcentual entre ambos, explicar.
- Explicar y comparar que información se obtiene con cada método de medición. Analizar las ventajas y desventajas de cada uno.

CONCLUSIÓN

- Discutir en qué casos utilizaría cada técnica.