

CONSTANTE DE ACIDEZ Y SOLUCIONES REGULADORAS

1. Objetivos

- Familiarizar al estudiante con los conceptos de ácido débil, constante de acidez y solución amortiguadora.
- Determinar la constante de acidez de un ácido débil en solución acuosa.
- Preparar una solución amortiguadora.

2. Marco teórico

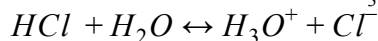
¿Qué son los ácidos y las bases?

Para la química de las soluciones acuosas, un **ácido** se define de manera más conveniente como una sustancia que incrementa la concentración de H_3O^+ cuando se agrega al agua. Por el contrario una **base** hace disminuir la concentración de H_3O^+ en la solución acuosa. La fórmula H_3O^+ , representa al **ión hidronio**, describe con mayor exactitud a la especie que se designa por H^+ . El ión hidronio es una combinación de H^+ (un protón, esto es, un átomo de hidrógeno que ha perdido un electrón) con H_2O . Un descenso de la concentración de H_3O^+ implica necesariamente un incremento en la de OH^- . Por lo tanto, una base es una sustancia que incrementa la concentración de OH^- en la solución acuosa.

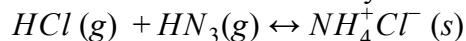
Clasificación del comportamiento ácido-base

Definición de Arrhenius: un ácido incrementa un ión hidronio o (H_3O^+) y una base incrementa ion hidróxido (OH^-).

Definición de Brønsted y Lowry: En 1923 clasificaron los ácidos como donores de protones (H^+) y las bases comoceptoras de protones. Por ejemplo, HCl es un ácido (donador de protones) e incrementa la concentración de H_3O^+ en agua:



La definición de **Brønsted y Lowry** no requiere que se forme H_3O^+ . Por lo tanto, esta definición puede ampliarse a los solventes no acuosos y aún a la fase gaseosa.



Cualquier sólido iónico, como el cloruro de amonio, se considera como una sal. en sentido formal, una sal puede considerarse el producto de una reacción ácido-base. cuando un ácido y una base reaccionan, se dice que se **neutralizan** mutuamente.

Ácidos y bases conjugados

Los productos de cualquier reacción entre un ácido y una base también pueden clasificarse como ácidos y bases.

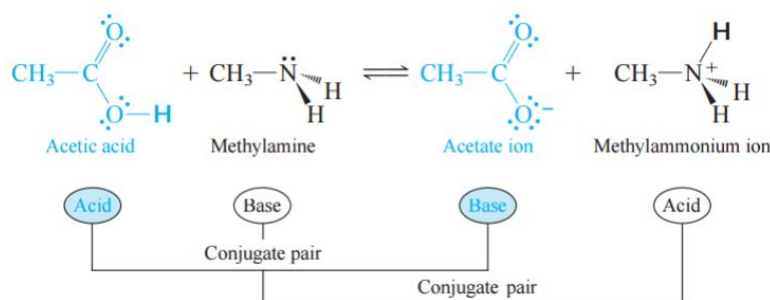


figura 1. ácidos y bases conjugados se relacionan mediante la ganancia o pérdida de un protón

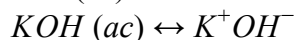
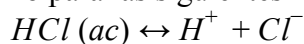
El acetato es una base, puesto que puede aceptar un protón para formar ácido acético. el ión metilamonio es un ácido, en virtud de que puede ceder un protón y formar metilamina. Se dice que el ácido acético y el ión acetato constituyen un **par conjugado ácido-base**. De manera similar, la metilamina y el ion metilamonio son conjugados. *Los ácidos y bases conjugados se relacionan entre sí por la ganancia o pérdida de un H^+ .*

Fuerza de los ácidos y de las bases

Habitualmente los ácidos y las bases se clasifican como fuertes o débiles dependiendo de si reaccionan “por completo” o sólo “parcialmente” para formar H^+ u OH^- . Puesto que existe un intervalo continuo de posibilidades para las reacciones “parciales”, no hay una frontera bien definida entre fuerte y débil. Sin embargo, algunos compuestos reaccionan tan completamente que es fácil considerarlos ácidos o bases fuertes y, por convención, cualquier otro comportamiento se define como débil.

Ácidos y bases fuertes

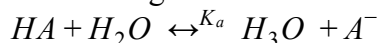
Por definición un ácido o una base fuerte se disocia completamente en solución acuosa. Esto es, las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones son muy grandes.



En soluciones acuosas, virtualmente no existen HCl o KOH sin disociar.

Ácidos y bases débiles

Todo ácido débil, HA, reacciona con el agua conforme a la ecuación



La cual tiene exactamente el mismo significado que

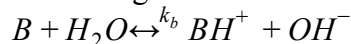


La constante de equilibrio para ambas ecuaciones se simboliza K_a , llamada constante de **disociación ácida**.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Por definición, un ácido débil es aquel que solo se disocia parcialmente en agua. Esto significa que la K_a es “pequeña” para los ácidos débiles.

Las bases débiles, **B**, reaccionan con el agua conforme a la ecuación

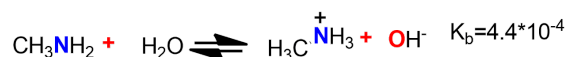
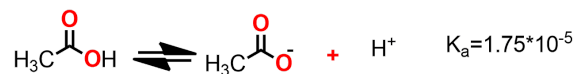


La constante de equilibrio K_b se denomina habitualmente constante de hidrólisis básica o constante de “disociación” de las bases.

$$k_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Por definición, una base débil es aquella para la cual k_b es “pequeña”

El ácido acético y la metilamina son típicos ácido y base débiles comunes:



Soluciones amortiguadoras o reguladoras

Una solución amortiguadora (también llamada solución reguladora, tampón o buffer) es aquella que limita los cambios de pH cuando se le agregan ácidos o bases o cuando se efectúan diluciones. Un amortiguador, tampón o buffer consiste en una mezcla de un ácido y su base conjugada. La importancia de las soluciones reguladoras en todas las áreas científicas es abrumadora. Los bioquímicos y otros científicos de las ciencias de la vida están particularmente interesados en los tampones debido a que el correcto funcionamiento de cualquier sistema biológico depende en grado crítico de pH.

Preparación de disoluciones amortiguadoras

Una solución amortiguadora es más eficaz cuando $\text{pH} \sim \text{pK}_a$. Dentro de un intervalo razonable de concentración, el pH de un tampón es casi independiente de esta última. Una solución amortiguadora se opone en los cambios en el pH debido a que reacciona con los ácidos y las bases que se añaden. Cuando se añade demasiado ácido o base, el tampón se consume y deja de limitar los cambios en el pH.

La preparación de las soluciones reguladoras se realiza:

- Mezcla del ácido débil y la base conjugada
- Mezcla de la base débil y el ácido conjugado
- Mezcla del ácido débil y adición de OH^-
- Mezcla de la base débil y adición de H^+

3. Materiales y reactivos

- Vaso de precipitado de 100 mL (2)
- Erlenmeyer de 100 mL (3)
- Bureta de 25 mL (1)
- Pipeta aforada de 10 mL (1)
- pH metro
- Frasco lavador (1)
- $\text{CH}_3\text{COOH} \sim 0.1\text{M}$
- $\text{NaOH} 0.1 \text{ M}$ (previamente estandarizado)
- $\text{HCl} 0.1 \text{ M}$

- Fenolftaleína

4. Parte Experimental

4.1. Determinación de la K_a del ácido acético

- Registre el pH de la solución de ácido acético.
- Ponga una alícuota de 10 mL del ácido acético en un erlenmeyer de 100 mL, agregue 20 mL de agua destilada y tres gotas de fenolftaleína y valore con solución de NaOH 0.1 M. (solicite al profesor la concentración real del NaOH)
- Realice un duplicado del experimento.

4.2. Preparación de la solución amortiguadora

- Con los resultados obtenidos anteriormente prepare la solución de la sal sódica del ácido acético: para esto, utilice la misma alícuota de ácido acético y agregue la misma cantidad de NaOH consumido en la valoración.
- Prepare una solución de ácido acético: mezcle el mismo volumen de la solución anterior con un volumen de agua (el mismo volumen de NaOH utilizado en el numeral anterior).
- Combine las dos soluciones anteriores y determine el pH de la solución resultante, esta es la solución amortiguadora.
- Divida la solución amortiguadora en dos partes.
 - a. A una de ellas agregue cantidades de 1 mL de un ácido fuerte (HCl) y determine el pH después de cada adición, continúe agregando hasta que la variación del pH sea significativa.
 - b. Con la otra parte de solución amortiguadora repita el mismo procedimiento, pero agregando esta vez una base fuerte (NaOH)

5. Cálculos

5.1. Determinación de la K_a del ácido acético

- Con base en la valoración del ácido acético con NaOH, calcule la concentración molar del ácido acético (CH_3COOH).
- Usando el pH de la solución inicial de CH_3COOH y su concentración molar determine la K_a .

6. Cálculos

5.2. Determinación de la K_a del ácido acético

- Con base en la valoración del ácido acético con NaOH, calcule la concentración molar del ácido acético (CH_3COOH).
- Usando el pH de la solución inicial de CH_3COOH y su concentración molar determine la K_a .

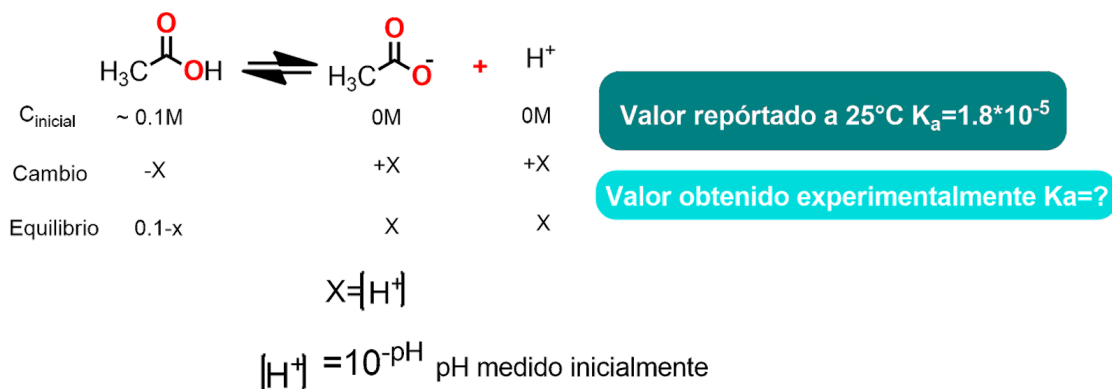
6. Discusión

- 6.1. Compare el valor obtenido para la constante de acidez del ácido asignado con la reportada en la literatura ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$). Analice los resultados.
- 6.2. Identifique las fuentes de error que contribuyen a la incertidumbre en la constante de acidez.
- 6.3. Analice y comente el poder amortiguador de la solución preparada, de acuerdo con su comportamiento frente a ácidos y bases.

7. Cuestionario Adicional

- 7.1. ¿Que diferencia hay entre pH y pKa?
- 7.2. Halle la constante de acidez (K_a) para una solución 0.1M de un ácido débil genérico (HA), que tiene un pH de 5.1
- 7.3. Explique la diferencia entre un ácido débil y ácido fuerte.

8. Ecuaciones de trabajo



Práctica: Constante de acidez y soluciones reguladoras

Fecha:

Sección:

Vbo profesor

Vbo profesor

Integrantes:

Nombre

Código

Nombre

Código

Resultados

4.1. Determinación de K_a del ácido acético

Experimento	pH	V (CH ₃ COOH) (mL)	V(NaOH) (mL)	Molaridad del CH ₃ COOH mol L ⁻¹	K _a (CH ₃ COOH)
1					
2					

4.2. Preparación de la solución amortiguadora

Experimento	pH de la solución amortiguadora
1	

Adición de ácido o base a la solución amortiguadora

V (HCl) (mL)	1	2	3	4	5
pH					

V (NaOH) (mL)	1	2	3	4	5
pH					

6. Discusión

6.1. _____

6.2. _____

6.3. _____

7. Cuestionario adicional

7.1. _____

7.2. _____

7.3. _____

