

RESUMEN:

1. – DETERMINACIÓN DE PH.

Consistía en agregar soluciones, (HCl, HAc, NaOH, NH₃), diferentes a cada muestra, dejando una con agua pura. Luego a cada solución, incluyendo la que contenía agua pura, se le sumergió una varilla indicadora de pH, la que cambiaba su color inicial, y al ser comparada con la carta de colores, nos indicaba el valor de pH correspondiente a cada solución. Luego calculamos el pH teóricamente: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$; y concluimos, que no hubo mayor diferencia entre los resultados de la parte experimental y la parte teórica.

2. – ESTUDIO EXPERIMENTAL DE LA HIDRÓLISIS.

A un set de tubos se le agregó singularmente una sal distinta, adicionándoles a éstas agua pura. Luego de que los sólidos se disolvieron totalmente, a cada uno se le sumergió una varilla indicadora de pH, la que nos mostró el pH correspondiente de cada una. Con estos valores nos pudimos dar cuenta del carácter de las soluciones, es decir, si se encontraban en un medio ácido, básico o neutro.

Finalmente, con la parte teórica, a cada una de estas sales, descompuestas, le agregamos iones del agua para saber si se produjo una reacción hidrólisis, es decir, si se formaba un ácido débil o una base débil.

3. – VERIFICACIÓN DEL PH DE UNA SOLUCIÓN BUFFER.

En esta actividad se trataba de encontrar los volúmenes para formar la solución Buffer de 250 ml., con un pH = 5.2 y, el pH de la constante, $\text{pK} = 4.7$. Luego se comprueba el pH de la solución preparada con los volúmenes calculados por medio del peachímetro.

OBJETIVOS DEL EQUILIBRIO IÓNICO

Objetivos Generales:

- Calcular experimentalmente el pH de diversas soluciones de ácidos y bases de concentración conocida, diferenciando los ácidos y bases fuertes y débiles según el pH originado.
- Comprobar que al disolver algunas sales en agua se originan soluciones ácidas o básicas. (hidrólisis)
- Verificar experimentalmente el pH de una solución reguladora (solución Buffer).

Objetivos Específicos:

- Determinar los pH teóricos, ya sea ácido o base, y a la vez compararlos con los valores que nos arrojaron experimentalmente, usando la varilla indicadora de pH.
- Estudiar experimentalmente la reacción hidrólisis producida en cada disolución a través del pH.
- Según la escala de pH, poder determinar en que medio se encontraba la solución obtenida: ácido, básico o neutro.
- Verificar el pH de una solución Buffer (reguladora), midiéndola con el resultado que muestre el peachímetro.

- Obtener la relación de volumen de una solución Buffer.

FUNDAMENTO TEÓRICO

TEORÍAS ÁCIDO BASE. COMPARACIÓN.

- **Lavoisier** (1777): Observó que sustancias como *S* y *P* en combinación con *O*, y en disolución acuosa, daban lugar a sustancias ácidas. Pensó que el responsable era el oxígeno, al que le llamó *principio acidificante*.
- **Davy** (1810): Observó que el *HCl* (*ácido muriático*) era ácido y no tenía oxígeno, luego dedujo que el hidrógeno era el responsable de la acidez.

3) **Arrhenius** (1887): *Teoría de la disociación electrolítica iónica*: Cuando los electrolitos (ácidos, bases y sales) se disuelven en H_2O , se disocian en partículas cargadas: *IONES*.

Equilibrio iónico: $AB \rightleftharpoons A^- + B^+$

Ácido: Sustancia que en disolución acuosa, libera iones hidrógeno (H^+) H_3O^+ (ión hidronio)

$HA \rightleftharpoons A^- + H^+$

$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

Base: Sustancia que en disolución acuosa libera iones hidroxilo (OH^-)

$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$

Neutralización: Ácido + Base sal + H_2O

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

5) **Brönsted y Lowry** (1923): Ácido: Toda especie capaz de ceder protones.

Base: Toda especie capaz de aceptar protones.

Reacción: Transferencia de protones.

Ácido Base conjugada (del ácido) + H^+

$AcH \rightleftharpoons Ac^- + H^+$

– Surge la idea de ácido–base conjugados.

– Brönsted decía que los disolventes pueden actuar, tanto de ácido como de base:

$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$

ACIDO1 BASE2 BASE1 ACIDO2

$H_2O + AcH \rightleftharpoons H_3O^+ + Ac^-$

BASE1 ACIDO2 ACIDO1 BASE2

– Las sustancias pueden actuar como ácidos o como bases, dependiendo de la sustancia a la que se les enfrente.

– Brönsted llamó a los ácidos y a las bases **protolitos**, y al sistema ácido–base, **sistema protolítico**.

– Las sustancias que pueden actuar tanto como ácido como base, se llaman **anfolitos, anfóteros o anfipróticos**.

6) **Lewis** (1938): No todas las reacciones ácido–base implicaban transferencia de protones, y sin embargo, si se formaba siempre un enlace covalente dativo.

Ácido: Sustancia que puede aceptar un par de electrones de otros grupos de átomos, para formar un enlace covalente dativo.

Base: Sustancia que tiene pares de electrones libres, capaces de ser compartidos para formar enlaces covalentes dativos.

COMPARATIVA DE TEORÍAS:

TEORÍA	ARRHENIUS	BRÖNSTED	LEWIS
Def. ácido	Cede H^+ en H_2O	Cede H^+	Captador de e^-
Def. base	Cede OH^- en H_2O	Acepta H^+	Cededor de e^-
Neutralización	Formac. de H_2O	Transfer. de H^+	Form. enl. cov. Dat.
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$	$HA + B^- \rightarrow A^- + BH$	$A + :B \rightarrow A-B$
Limitación	Sólo disol. acuosas	Sólo transf. de H^+	Teoría general

FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES.

Cuando más fuerte sea un ácido, más débil será su base conjugada.

Cuanto más fuerte sea una base, más débil será su ácido conjugada.

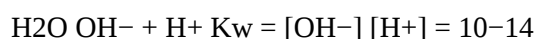
La importancia de identificar la fuerza de un ácido, se muestra con la siguiente información:

Un ácido fuerte es cuando se ioniza completamente, por lo tanto tendrá reacción irreversible; un ácido es débil cuando se ioniza parcialmente, por lo tanto la reacción es reversible.

- Ácido fuerte: Aquél que tuviese gran tendencia a ceder un protón.

– Base fuerte: Aquélla que tuviese gran tendencia a captar un protón.

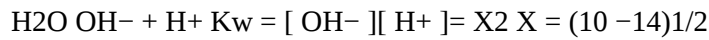
CONSTANTE DE AUTOPROTÓLISIS DEL AGUA.



K_w = Producto iónico del agua (depende de la T°).



$$K_w = \text{Constante} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$



C ----

$$C - X \quad X \quad X \quad 10^{-7} = [H^+] = [OH^-] \quad \text{Disolución neutra}$$

CONCEPTO DE pH.

La concentración de protones (H^+) y de iones hidroxilos (OH^-) que deja un ácido o una base en solución acuosa se puede expresar mediante una convención llamada escala de pH.

Diremos que una sustancia se comportará como ácido o como base cuando al disolverla en el agua haga aumentar la cantidad de iones H^+ u OH^- que existen en ella.

SÖRENSEN estableció una expresión matemática que nos indica el grado de acidez de toda solución, llamado pH, y que es igual a:

$$pH = -\log [H^+] \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

$$pOH = -\log [OH^-] \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

medio ácido medio básico

medio neutro **escala de pH**

ESTUDIO EXPERIMENTAL DE LA HIDRÓLISIS

Es la reacción entre el ión o los iones de una sal y los iones del agua, con la producción de : UN ÁCIDO DÉBIL o UNA BASE DÉBIL.

Los ácidos y las bases son las únicas sustancias que alteran el equilibrio de los iones OH^- y H^+ en el agua. Se ha encontrado que cuando ciertas sales se colocan en el agua la disolución puede ser ácida o básica.



Para este tipo de equilibrios se define una constante de hidrólisis que equivale a la constante de basicidad. $K_h = \frac{K_w}{K_a}$

K_a

Para las reacciones de hidrólisis en las que el agua actúa como base



Se define, de forma análoga, una constante de hidrólisis que en este caso equivale a la constante de acidez. $K_h = K_a = \frac{K_w}{K_b}$

K_b

SOLUCIONES REGULADORAS

Una solución reguladora o amortiguadora, contiene un ácido débil y su base conjugada ó una base débil y su base conjugada. Tiene la propiedad de que la adición de ácidos o bases sólo causa variaciones muy pequeñas en el pH.

Ésta se caracteriza por su pH y su capacidad amortiguadora, la cual es la cantidad de ácido o de base con la que dicha solución puede reaccionar antes de dar un cambio significativo en el pH.

PARTE EXPERIMENTAL

MATERIALES:

- 9 TUBOS DE ENSAYO
- VARILLA INDICADORA DE PH
- AGUA DESTILADA
- PEACHÍMETRO
- VASO DE PRECIPITADO 50 ml
- MATRAZ DE AFORO DE 250ml
- PIPETA GRADUADA
- ESPÁTULA
- GRADILLA
- PISETA

INSTRUMENTOS:

- VARILLA INDICADORA DE pH.
- PEACHÍMETRO

SOLUCIONES:

- HCl Ácido Clorhídrico
- CH₃COOH Ácido Acético
- NaOH Hidróxido de Sodio
- NH₃ Amoníaco
- NaCl Cloruro de Sodio
- Na₂CO₃ Carbonato de Sodio
- NaHCO₃ Bicarbonato de Sodio
- NH₄Cl Cloruro de Amonio
- CH₃COONa Acetato de Sodio

RESULTADOS:

1.- DETERMINACIÓN DE pH DE ÁCIDOS Y BASES

DISOLUCIÓN	PH EXPERIMENTAL	PH TEÓRICO
A.) HCl 0.1 M	0	1
B.) HAc 0.1 M	3	2.87
C.) NaOH 0.1 M	13	13
D.) NH ₃ 0.1 M	10	11.13
E.) H ₂ O DESTILADA	6	7

Obtuvimos estos datos teóricamente, con la formula: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

A.)

$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Acido fuerte $K_a = \infty$ $\text{pH} = -\log [0.1]$

$0.1 \rightarrow \text{pH} = 1$

$\rightarrow 0.1 \rightarrow 0.1$

B.)

$\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$

$\text{Co } 0.1 \rightarrow \text{Acido débil } K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

eq $0.1 - X \rightleftharpoons X \rightleftharpoons X$

$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$ $\text{Co} > 1000$ $\text{pH} = -\log [1.3 \cdot 10^{-3}]$

$[\text{HAc}] K_a \text{ pH} = 2.87236$

$1.8 \cdot 10^{-5} = X^2$

$0.1 - X$

$X = 1.3 \cdot 10^{-3}$

C.)

$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Base fuerte $K_b = \infty$

$0.1 \rightarrow$

$\rightarrow 0.1 \rightarrow 0.1$

$\text{pOH} = -\log[0.1]$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$\text{pOH} = 1$ $\text{pH} = 13$

D.)

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ Base débil $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

$\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$\text{Co } 0.1 \rightarrow$

Eq $0.1 - X \rightleftharpoons X \rightleftharpoons X$

$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$ $\text{pOH} = -\log [1.3 \cdot 10^{-3}]$

$$[\text{NH}_3] \text{ pOH} = 2.87236$$

$$1.8 \cdot 10^{-5} = \underline{X^2}$$

$$0.1 - X \text{ pH} = 14 - \text{POH}$$

$$X = 1.3 \cdot 10^{-3} \text{ pH} = 11.13$$

E.)

$\text{H}_2\text{O} \text{ H}^+ + \text{OH}^-$ Solución neutra

$$\text{pH} = -\log [1.00 \cdot 10^{-7}] \text{ pOH} = -\log [1.00 \cdot 10^{-7}]$$

$$\text{pH} = 7 \text{ pOH} = 7$$

2.- ESTUDIO EXPERIMENTAL DE LA HIDRÓLISIS

DISOLUCIÓN	PH EXPERIMENTAL	CARÁCTER ACIDO, BÁSICO O NEUTRO	¿ HIDRÓLISIS?
A.) NaCl	6	ÁCIDO	NO HAY
B.) Na ₂ CO ₃	12	BÁSICO	SI HAY
C.) NaHCO ₃	9	BÁSICO	SI HAY
D.) NH ₄ Cl	5	ÁCIDO	SI HAY

Para darnos cuenta si era hidrólisis o no, realizamos lo siguiente:

A.) NaCl $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (sal que proviene de un ácido y base débil)

Na^+ = ácido conj. débil

Cl^- = base conj. débil

$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{HCl}$

B.) $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$

- $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

- $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

3.- VERIFICACIÓN DEL Ph DE UNA SOLUCIÓN BUFFER

$$\text{Pk} = 4.7 = \text{pH de Ka}$$

$$4.7 = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 1.99 \cdot 10^{-5} = K_a$$



$$IN \ 0.1 \ M \ \text{---} \ \text{---}$$

$$EQ \ 0.1 - X \ X \ X$$

$$K_a = \frac{X^2}{0.1 - X}$$

$$0.1 - X$$

$$1.99 \cdot 10^{-5} = \frac{X^2}{0.1 - X} \quad X = 1.4 \cdot 10^{-3} = [H^+] = C_1$$

$$0.1 - X$$

$$pH = 5.2 = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 6.3 \cdot 10^{-6} = C_2$$

Luego hacemos la relación

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2, \text{reemplazamos}$$

$$1.4 \cdot 10^{-3} V_1 = 6.3 \cdot 10^{-6} \cdot 250$$

$$V_1 = 1.1187 \text{ ml de Ácido Acético}$$

Este volumen es el que se necesita para obtener una solución de pH = 5.2 aforado con Acetato de Sodio para obtener 250 ml. de una solución Buffer.

En la práctica, al preparar la solución e introducir el electrodo en el vaso con la solución, el peachímetro arrojó el siguiente resultado:

$$pH = 6.88 \text{ a } 21^\circ$$

DISCUSIÓN DE LO RESULTADOS:

Según los resultados obtenidos en esta experiencia, podríamos decir que el pH calculado experimentalmente, con la carta de colores de la varilla indicadora de pH, coincidió aproximadamente con el pH logrado teóricamente mediante la fórmula $pH = -\log[H^+]$, al disociar las soluciones.

En la experiencia N°2, el pH experimental obtenido, nos permitió determinar el carácter de la disolución, mediante la tabla de pH, y predecir si se hidroliza. Para confirmarlo disociamos la ecuación y le agregamos agua para determinar si realmente se producía hidrólisis. En la primera sal en estudio, no se produjo reacción hidrólisis, por ser de carácter neutro ($pH = 7$).

Según lo calculado en esta experiencia, el pH establecido originalmente en la solución Buffer, no coincidió con el resultado mostrado por el peachímetro, el cual nos hizo darnos cuenta que faltó solución y precisión en las medidas al rebizar la mezcla.

pH original = 5.2

pH según peachímetro = 6.88

CONCLUSIÓN:

Entonces, podemos decir que el objetivo de determinar el pH de diversas soluciones de ácidos y bases, se puede llevar a cabo con diversos métodos, como lo son: la varilla indicadora de pH, el papel tornasol o el peachímetro; el más certero fue éste último, ya que en la experiencia que lo utilizamos nos mostró cantidades casi exactas, todos los que nombramos antes fueron métodos experimentales, teóricamente lo pudimos calcular a través de la fórmula de Sørensen.

Estos métodos son muy acertados, pero los más prácticos fueron los experimentales.

Concluimos que al disolver algunas sales en agua reaccionan estos iones (iones de la sal e iones del agua) originando un ácido débil o una base débil, por lo tanto se produce una solución que puede ser ácida o básica.

También nos dimos cuenta que la solución Buffer puede mantener el mismo pH o al menos no varía en gran cantidad si le adicionamos ácidos o bases; en el caso de la experiencia N°3 un ácido, ácido Acético, es regulado

por una sal del ácido (Acetato de Sodio), que es el que mantiene el pH de la solución.

BIBLIOGRAFÍA :

LIBRO :El gran saber Larousse

AUTOR :Ramón García-Pelayo y Gross.

EDITORIAL :Santiago limitada

AÑO :1990

PÁGINA : 29-41

LIBRO :Química general

AUTOR :Darrell M. Ebbing.

EDITORIAL :Mc Grawhill

AÑO :1997

PÁGINA :653-690

LIBRO :Química teórica y práctica

AUTOR :Alfredo Salcedo Lozano .

EDITORIAL :San Marcos

AÑO :2000

PÁGINA :402-403

<http://orbita.starmedia.com>

<http://www.edulat.com>