

# ÍNDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Indicador de pH	6
Papel de Tornasol	7
Fenolftaleina	8
Naranja de Metilo	10
Detalles Experimentales	12
Materiales y Reactivos	12
Procedimiento	13
Conclusiones	34
Bibliografía	35
Apéndice	36



## INTRODUCCIÓN

Los ácidos y las bases son llamados también electrolitos, por su capacidad para conducir la electricidad.

En los electrolitos las sustancias se encuentran disociadas en forma iónica.

A una sustancia se le denomina ácida, si aumenta la concentración de iones hidrogeno  $H^+$ ; y se le llamara base, si aumenta la concentración de iones hidróxidos  $OH^-$ .

De acuerdo a la magnitud de disociación de  $H^+$ , los ácidos pueden ser fuertes o débiles.

En esta práctica se determinara la concentración de hidrógenos (pH) mediante el uso de indicadores ácido – base, conociendo su rango se viraje.



## OBJETIVOS

- Conocer el rango de viraje de los indicadores en función del pH.
- Determinar las concentraciones de los iones hidronio, en solución de concentración desconocida por colorimetría.
- Establecer la diferencia entre soluciones a) ácidos fuertes y débiles y b) bases fuertes y débiles.



## PRINCIPIOS TEÓRICOS

### INDICADOR DE pH

Un indicador de pH es una sustancia que permite medir el pH de un medio. Habitualmente, se utiliza como indicador sustancias químicas que cambia su color al cambiar el pH de la disolución. El cambio de color se debe a un cambio estructural inducido por la protonación o desprotonación de la especie. Los indicadores ácido-base tienen un intervalo de viraje de unas dos unidades de pH, en la que cambian la disolución en la que se encuentran de un color a otro, o de una disolución incolora, a una coloreada.



Indicadores de pH.

### USO DE SUSTANCIAS QUÍMICAS

Su uso es amplio: se utilizan sobre todo para valoraciones ácido / base en química analítica, y para medir el pH de una disolución, aunque de forma cualitativa.

Los más conocidos son el naranja de metilo, que vira en el intervalo de 3,1 - 4,4, de un color rojo a uno naranja, y la fenolftaleína, que vira desde un pH 8 hasta un pH 10, transformando disoluciones incoloras en disoluciones con colores rosados / violetas. Además se pueden usar indicadores caseros como la sustancia resultante de hervir con agua repollo colorado, pétalos de rosa roja, raíces de cúrcuma a partir de las cuales se obtiene curcumina.

Los indicadores de pH tienen una constante de protonación,  $K$ , que informa sobre el desplazamiento de la reacción de protonación de la forma básica del indicador.

$$K = \frac{[HI]}{[H^+][I^-]}$$

Se dice que el cambio de color de un indicador es apreciable cuando la concentración de la forma ácida o de la forma básica es superior o igual a 10 veces la concentración de la forma básica o la forma ácida respectivamente.

### PAPEL DE TORNASOL

Este método es más barato, pero es más inexacto que los otros. Por eso se dice que este método es semi-cuantitativo, porque solo muestra algo cercano a lo que es el pH de una solución.

$$\frac{[HI]}{[I^-]} \geq 10, \quad \frac{[I^-]}{[HI]} \geq 10$$

Cuando la concentración de la especie ácida del indicador es igual a la concentración de la forma básica del indicador, la constante de protonación es igual a la inversa de la concentración de protones.

$$K = \frac{[HI]}{[H^+][I^-]} \Rightarrow [HI] = [I^-] \Rightarrow K = \frac{[HI]}{[H^+][HI]} = \frac{1}{[H^+]}$$

En este punto del pH, el color del indicador es una mezcla entre el color de la forma ácida y el color de la forma básica. Para obtener solamente el color de la forma básica, se debería aumentar 10 veces la concentración de la forma básica respecto a la de la ácida, según lo dicho antes, y para obtener el color de la forma ácida, se debería aumentar 10 veces la concentración de la forma ácida respecto a la de la básica. Con esto se tiene que el cambio de color de una forma a otra equivale a un factor de 100. Hablando en términos logarítmicos, equivale a 2 unidades de pH. Por tanto, la zona de viraje de un indicador suele estar entre una unidad por arriba y una por abajo de su  $\log K$ .



Papel indicador de pH.

## 🚦 FENOLFTALEJNA

La fenolftaleína es un compuesto químico que se obtiene por reacción del fenol ( $C_6H_5OH$ ) y el anhídrido ftálico ( $C_8H_4O_3$ ), en presencia de ácido sulfúrico.

## DESCRIPCIÓN Y USOS

Es un sólido blanco o blanco amarillento e inodoro; sus cristales son incoloros y es soluble en agua. Tiene un punto de fusión de  $254^\circ C$ . En química se utiliza como indicador de pH que en soluciones ácidas permanece incoloro, pero en presencia de bases se torna color rojo grosella. En química se utiliza en análisis de laboratorio, investigación y química fina.

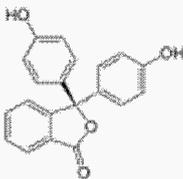
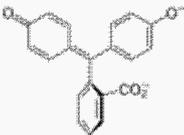
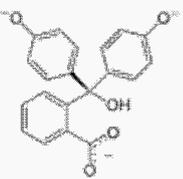
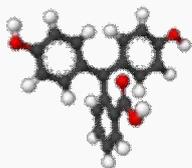
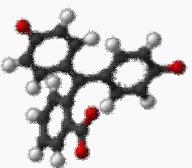
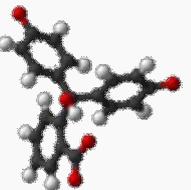
En análisis químico se usa como indicador de valoraciones ácido-base, siendo su punto de viraje alrededor del valor de pH de 8.2-8.3, realizando la transición cromática de incoloro a rosado. El reactivo se prepara al 1% p/v en alcohol de  $90^\circ$  y tiene duración indefinida.

## QUÍMICA

El cambio de color está dado por la siguiente ecuación química:



En soluciones fuertemente básicas, la fenolftaleína se torna incolora. En soluciones fuertemente ácidas es naranja. Por lo tanto tiene diferentes rangos de acción:

Especies	$J_n$	$H_2J_n$	$J_n^{2-}$	$J_n(OH)^{3-}$
Estructura				
Modelo				
pH	< 0	0-8.2	8.2-12.0	>12.0
Condiciones	fuertemente ácidas	ácidas o neutra	alcalinas	fuertemente alcalinas
Color	naranja	incoloro	rosa	incoloro
Imagen				

La fenolftaleína normalmente se disuelve en alcohol para su uso en experimentos. La fenolftaleína es un ácido débil que pierde cationes  $H^+$  en solución. La molécula de fenolftaleína es incolora, en cambio el anión derivado de la fenolftaleína es de color rosa. Cuando se agrega una base la fenolftaleína (siendo esta inicialmente incolora) pierde  $H^+$  formándose el anión y haciendo que tome coloración rosa. El cambio de color no puede explicarse solo en base a la desprotonación, se

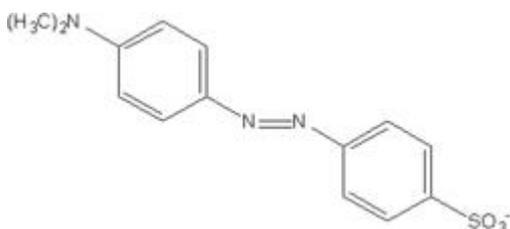
produce un cambio estructural con la aparición de una tautomería cetoenólica.

### ✚ NARANJA DE METILO

Naranja de metilo es un colorante azoderivado, con cambio de color de rojo a naranja-amarillo entre pH 3,1 y 4,4. La fórmula molecular de la sal sódica es  $C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$  y su peso molecular es de 327,34 g/mol.

Se empezó a usar como indicador químico en 1878. En la actualidad se registran muchas aplicaciones desde preparaciones farmacéuticas, colorante de teñido al 5%, y determinante de la alcalinidad del fango en procedimiento petroleros. También se aplica en citología en conjunto con la solución de Fuschin. También es llamado heliantina.

Se usa en una concentración de 1 gota al 0.1% por cada 10 mL de disolución.



Naranja de metilo



Viraje del Naranja de Metilo

**Naranja de metilo (Indicador de pH)**

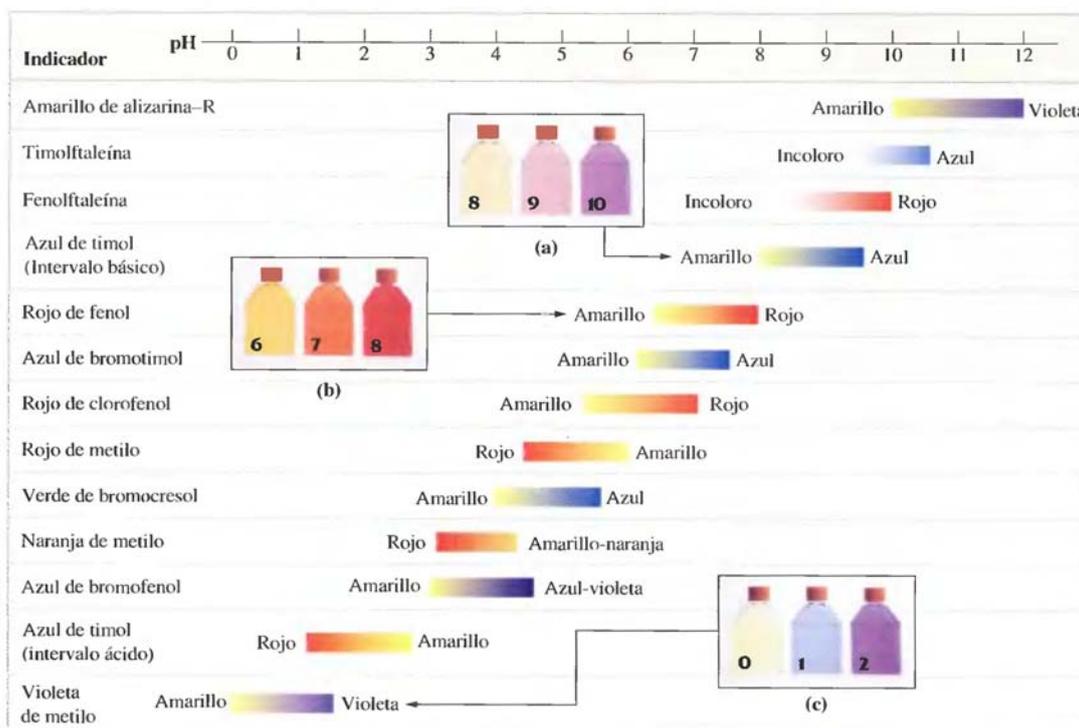
*Inferior a pH 3,1                      Sobre pH 4,4*

Rojo

↔

Naranja-amarillo

ALGUNOS INDICADORES ÁCIDO – BASE:



▲ FIGURA Cambios de pH y de color de algunos indicadores ácido-base  
 Los indicadores descritos y los valores de pH a los que cambian el color son (a) azul de timol (pH 8–10); (b) rojo de fenol (pH 6–8); (c) violeta de metilo (pH 0–2).

## DETALLES EXPERIMENTALES

### Materiales:

- 12 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 1 pipeta de 10 mL
- 1 probeta
- 1 piseta
- 1 bagueta
- 1 propipeta

### Reactivos:

- Ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1M
- Hidróxido de Sodio  $\text{NaOH}$  0,1M
- Ácido Clorhídrico  $\text{HCl}$  0,1M
- Indicadores: Naranja IV, Anaranjado de Metilo, Índigo carmín, Alizarina y Fenolftaleina.
- Agua destilada



## PROCEDIMIENTO

### A) Preparación de soluciones estándar de $[H^+]=10^{-1}M$ hasta $10^{-4}M$

1. Se extrae 9mL de HCl 0,1M y se añade a un tubo de ensayo limpio y seco. Se le asigna el número 1.



2. A partir del tubo N° 1, mediante diluciones sucesivas se preparan soluciones de HCl de  $1 \times 10^{-2}M$ ,  $1 \times 10^{-3}M$  y  $1 \times 10^{-4}M$ . Para lo cual en otro tubo el que le designaremos N° 2 se añade 1 mL de HCl y para obtener la concentración  $1 \times 10^{-2}M$ , deberemos de añadirle 9 mL de agua.



Cálculos:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_{2(\text{solución})}$$

$$0,1 \times 1 = 0,01 \times V_2$$

$$V_2 = 10 \text{ mL}$$

Observación:

Como el volumen de solución es 10 mL, entonces se agregan 9 mL de agua. Como habremos notado en el tubo N° 1 sólo se cuenta con 9 mL, en el tubo N° 2 también debemos de contar con la misma cantidad. Es por eso que en el siguiente tubo se le añadirá 1 mL del tubo N° 2. Esto es para agilizar los cálculos.

3. Para el siguiente tubo realizamos lo que se dijo en la observación anterior, echamos 1 mL de la solución del tubo N° 2 a este tubo y completamos hasta un volumen de 10 mL con agua destilada para obtener la concentración  $1 \times 10^{-3} \text{ M}$ . A este tubo se le asigna N° 3.



4. Lo mismo se realiza para el tubo N° 4. Se extrae 1 mL del tubo N° 3 y se completa esta vez hasta un volumen de 9 mL para obtener la concentración  $1 \times 10^{-4} M$ , ya que ya no habrá otra solución para preparar por el momento.



5. Una vez ya teniendo los 4 tubos de ensayo, se procede a verter la mitad del contenido a otros 4 tubos, respetando el orden y rotulándolos también.



6. Al verter la mitad del contenido a otros 4 tubos. Nos quedaremos ahora con 8 tubos en los cuales hay 4.5 mL de solución. Los cuales los dividiremos en 2 grupos.

Grupo 1:



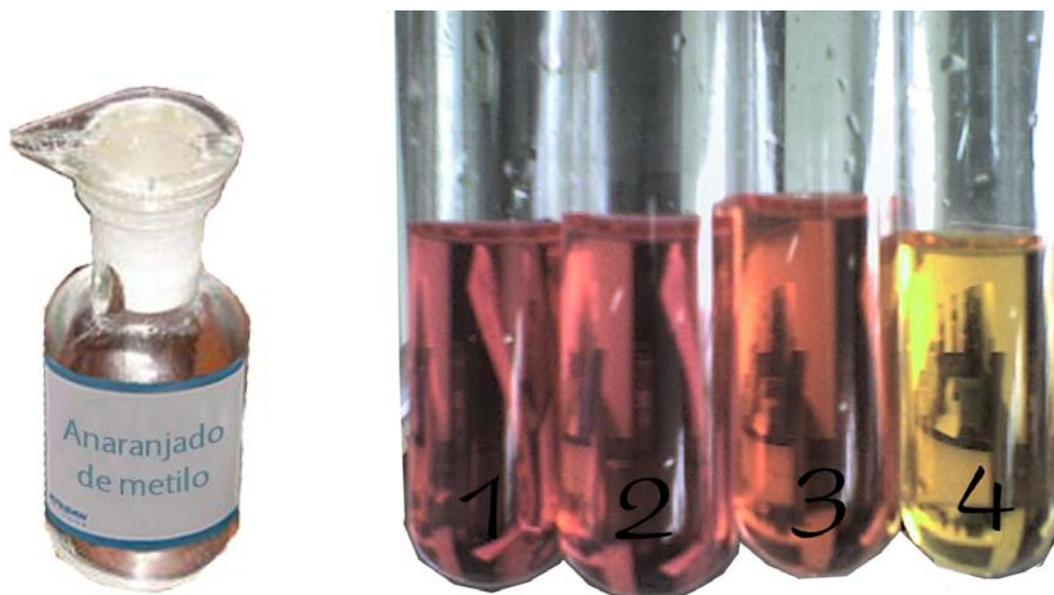
Grupo 2:



7. En el grupo 1, añadiremos una gota de indicador Naranja IV. Las soluciones resultantes quedan de esta manera.



8. En el grupo 2, añadiremos una gota de indicador Anaranjado de Metilo. Las soluciones resultantes quedan de esta manera.



B) Determinación de la  $[H^+]$  de una solución de HCl desconocida

1. Se extrae 10 mL de una muestra de HCl desconocida y se añade a un tubo de ensayo.



2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa a otro tubo de ensayo.



3. Al primer tubo con 5mL de HCl se le añade una gota de Anaranjado de Metilo y al otro tubo se le añade una gota de Naranja IV.



Entonces:  $[H^+] = 10^{-3}$ ,  $pH = -\log(10^{-3}) = 3$

### C) Determinación de la $[H^+]$ de una solución de HCl desconocida

1. Se extrae 10 mL de una muestra de HCl desconocida y se añade a un tubo de ensayo.



2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa otro tubo de ensayo.



3. Al primer tubo con 5mL de HCl se le añade una gota de Anaranjado de Metilo y al otro tubo se le añade una gota de Naranja IV.



Entonces:  $[H^+] = 10^{-1}$ ,  $pH = -\log(10^{-1}) = 1$

D) Determinación de la  $[H^+]$  de una solución de  $CH_3COOH$  desconocida

1. Se extrae con una pipeta 10 mL de  $CH_3COOH$  y se añade a un tubo de ensayo.



2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa a otro tubo de ensayo



3. Al primer tubo con 5mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  se le añade una gota de Anaranjado de Metilo y al otro tubo se le añade una gota de Naranja IV.



Entonces:  $[\text{H}^+] = 10^{-2,5}$ ,  $\text{pH} = -\log(10^{-2,5}) = 2,5$

$[\text{H}^+] = 0,00316\text{M}$ , esta es la concentración final del  $\text{CH}_3\text{COOH}$

La reacción es:



Inicio	0,1M	-	-
Reacción	-0,00316M	+0,00316M	+0,00316M
Equilibrio	0,09684	0,00316M	0,00316M

Luego la Constante de Acidez ( $K_a$ ) es:

$$K_a = \frac{0,00316 \times 0,00316\text{M}}{0,09684}$$

$$K_a = 1,03 \times 10^{-4}$$

Debió ser  $K_a = 1,18 \times 10^{-5}$

E) Preparación de soluciones estándar  $[\text{OH}^-]=10^{-1}\text{M}$  hasta  $10^{-4}\text{M}$ 

1. Se extrae 9 mL de NaOH 0,1M y se añade a un tubo de ensayo limpio y seco. Se le asigna el número 1.



2. A partir del tubo N° 1, mediante diluciones sucesivas se preparan soluciones de NaOH de  $1 \times 10^{-2}\text{M}$ ,  $1 \times 10^{-3}\text{M}$  y  $1 \times 10^{-4}\text{M}$ . Para lo cual en otro tubo el que le designaremos N° 2 se añade 1 mL de NaOH y para obtener la concentración  $1 \times 10^{-2}\text{M}$ , deberemos de añadirle 9 mL de agua.



Cálculos:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_{2(\text{solución})}$$

$$0,1 \times 1 = 0,01 \times V_2$$

$$V_2 = 10 \text{ mL}$$

Observación:

Como el volumen de solución es 10 mL, entonces se agregan 9 mL de agua. Como habremos notado en el tubo N° 1 sólo se cuenta con 9 mL, en el tubo N° 2 también debemos de contar con la misma cantidad. Es por eso que en el siguiente tubo se le añadirá 1 mL del tubo N° 2. Esto es para agilizar los cálculos.

3. Para el siguiente tubo realizamos lo que se dijo en la observación anterior, echamos 1 mL de la solución del tubo N° 2 a este tubo y completamos hasta un volumen de 10 mL con agua destilada para obtener la concentración  $1 \times 10^{-3} \text{ M}$ . A este tubo se le asigna N° 3.



4. Lo mismo se realiza para el tubo N° 4. Se extrae 1 mL del tubo N° 3 y se completa esta vez hasta un volumen de 9 mL para obtener la concentración  $1 \times 10^{-4} M$ , ya que ya no habrá otra solución para preparar por el momento.



5. Una vez ya teniendo los 4 tubos de ensayo, se procede a verter la mitad del contenido a otros 4 tubos, respetando el orden y rotulándolos también.



6. Al verter la mitad del contenido a otros 4 tubos. Nos quedaremos ahora con 8 tubos en los cuales hay 4.5 mL de solución. Los cuales los dividiremos en 2 grupos.

Grupo 1:



Grupo 2:



7. En el grupo 1, añadiremos una gota de indicador Índigo Carmin. Las soluciones resultantes quedan de esta manera.



8. En el grupo 2, añadiremos una gota de indicador Alizarina. Las soluciones resultantes quedan de esta manera.



F) Determinación de la  $[\text{OH}^-]$  de una solución de  $\text{NaOH}$  desconocida

1. Se extrae 10 mL de una muestra de  $\text{NaOH}$  desconocida y se añade a un tubo de ensayo.



2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa a otro tubo de ensayo.



3. Al primer tubo con 5mL de NaOH se le añade una gota de Alizarina y al otro tubo se le añade una gota de Índigo Carmín.



Entonces:  $[\text{OH}^-] = 10^{-1}$ ,  $\text{pOH} = -\log(10^{-1}) = 1$ ,  $\text{pH} = 13$

a) Determinación de la  $[\text{OH}^-]$  de una solución de NaOH desconocida

1. Se extrae 10 mL de una muestra de NaOH desconocida y se añade a un tubo de ensayo.



2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa otro tubo de ensayo.



3. Al primer tubo con 5mL de NaOH se le añade una gota de Alizarina y al otro tubo se le añade una gota de Índigo Carmín.



Entonces:  $[OH^-] = 10^{-3}$ ,  $pOH = -\log(10^{-3}) = 3$ ,  $pH = 11$

H) Determinación de la  $[\text{OH}^-]$  de una solución de  $\text{NH}_4\text{OH}$  desconocida

1. Se extrae con una pipeta 10 mL de  $\text{NH}_4\text{OH}$  y se añade a un tubo de ensayo.



2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa a otro tubo de ensayo



3. Al primer tubo con 5mL de  $\text{NH}_4\text{OH}$  se le añade una gota de Alizarina y al otro tubo se le añade una gota de Índigo Carmín.



Entonces:  $[\text{OH}^-] = 10^{-2,5}$ ,  $\text{pOH} = -\log(10^{-2,5}) = 2,5$ ,  $\text{pH} = 11,5$

#### J) Diferencia entre ácidos fuertes y débiles

1. Se mide 1 mL de  $\text{HCl}$  0,1M en un tubo de ensayo limpio y seco y 1 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1M en otro tubo de ensayo.



2. A ambos tubos se le añade una gota de Fenolftaleína y luego se les añade gota a gota  $\text{NaOH}$  0,1M y se anota el volumen gastado en cada tubo.



Volumen de  $\text{NaOH}$  gastado en el tubo con  $\text{HCl}$ : 1,2 mL

Volumen de  $\text{NaOH}$  gastado en el tubo con  $\text{CH}_3\text{COOH}$  1 mL

Con esto queda demostrado que el  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es un ácido débil y que necesita menos  $\text{NaOH}$  para neutralizarse, ya que su disociación es parcial. Mientras que en el  $\text{HCl}$  la disociación es total.

## CONCLUSIONES

- La acidez de una disolución acuosa se expresa como su pH, que se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrogeno (en mol/L).
- A 25°C, una disolución ácida tiene un  $\text{pH} < 7$ , una disolución básica tiene un  $\text{pH} > 7$  y una disolución neutra tiene un  $\text{pH} = 7$ .
- La constante de ionización ácida  $K_a$  aumenta al aumentar la fuerza del ácido. De forma semejante, la  $K_b$  expresa la fuerza de las bases.
- El porcentaje de ionización es otra forma de medir la fuerza de los ácidos. Cuanto mas diluida es una disolución de un ácido débil, mayor será su porcentaje de ionización.
- Conociendo el rango de viraje de los indicadores se puede determinar las concentraciones de los iones hidronio de soluciones desconocidas por colorimetría.



## BIBLIOGRAFÍA

- ✓ <http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/neutra.htm>
- ✓ <http://fq-experimentos.blogspot.com/2008/08/neutralizacin-cido-base.html>
- ✓ *Química General*  
7ma edición (2002)  
Raymond Chang  
Ed. Mc Graw-Hill Interamericana  
Páginas 117 – 120, 603, 638, 639
- ✓ *Química General*  
8va edición (2003)  
Ralph H. Petrucci, William S. Harwood, F. Geoffrey Herring  
Ed. Prentice Hall  
Páginas 149 – 152, 668 – 670, 700 – 705



## APÉNDICE

### 1. ¿Qué son indicadores ácido – base?

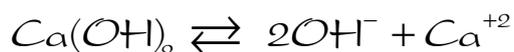
Un indicador ácido – base es una sustancia química, capaz de captar o donar protones generando un cambio de color al producirse esta donación o captación de protones. Se pueden dividir en indicadores ácidos o básicos, según hagan el cambio de color en la zona ácida o básica. También se podrían clasificar algunos como neutros pero suelen colocarse en una o otra escala dado que es muy raro que un indicador haga su viraje justo en el pH 7.00.

Su uso y aplicación principal es la de determinar el punto final de una neutralización, también puede servir para comprobar si un pH es suficientemente ácido o básico.

### 2. ¿Cuál es el pH de la solución de ácido débil?

$$[H^+] = 10^{-2,5}, \text{ pH} = -\log(10^{-2,5}) = 2,5$$

### 3. ¿Cuál es el pH de la solución de $Ca(OH)_2$ 0,005M?. El soluto es fuerte o débil. ¿Porqué?



Inicio	0,005M	-	-
Reacción	-0,005M	+0,01M	+0,005M
Equilibrio	-	0,01M	0,005M

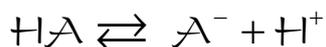
Luego el  $pOH = -\log(0,01) = 2$ ,  $pH = 12$

Es una base fuerte

### 4. Una solución 1,0M de un ácido débil, HA tiene un pH de 5. Calcular la constante de ionización, $K_a$ del ácido.

Como el pH de la solución final es 5

Entonces la  $[H^+] = 10^{-5}$



Jnicio	1M	-	-
Reacción	-0,00001M	+0,00001M	+0,00001M
Equilibrio	0,99999	0,00001M	0,00001M

Luego la Constante de Acidez ( $K_a$ ) es:

$$K_a = \frac{0,00001 \times 0,00001M}{0,99999}$$

$$K_a = 1,01 \times 10^{-10}$$

5. Determinar el % de ionización y el pH de una solución 1M de  $HC_2H_3O_2$   $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ .



Jnicio	1M	-	-
Reacción	-x	+x	+x
Equilibrio	1-x	x	x

Luego la Constante de Acidez ( $K_a$ ) es:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1-x}$$

Como el valor del  $K_a$  es muy pequeño se desprecia x en el denominador

Luego:  $1,8 \times 10^{-5} = x^2 \rightarrow x = 4,24 \times 10^{-3}$

Finalmente:  $\alpha = \frac{4,24 \times 10^{-3}}{1} \times 100 = 0,42\%$

6. Considere estos ácidos:

Ácido	A	B	C	D
$K_a$	$2 \times 10^{-6}$	$4 \times 10^{-4}$	$5 \times 10^{-3}$	$1 \times 10^{-2}$

a) Ordene los ácidos en sentido decreciente de fuerza de acidez.

La fuerza creciente de acidez es DP al  $K_a$

Entonces:

$$F_a (D) > F_a (C) > F_a (B) > F_a (A)$$

b) ¿Cuál es el valor de  $pK_a$  más alto?

$$pK_a = -\log K_a$$

Entonces, el ácido que tiene el  $K_a$  más bajo, poseerá el valor de  $pK_a$  más alto

$$\text{Luego: } pK_a (A) = -\log (2 \times 10^{-6}) = 5,69$$

7. A  $15^\circ\text{C}$ , 1 litro de agua disuelve aproximadamente 1 litro de  $\text{CO}_2$  a la presión de 1 atm. Calcular el pH de la solución final. ¿Qué indicador sería el más adecuado para la comprobación?

Aplicando:  $PV=nRT$

$$1 \times 1 = n \times 0,082 \times 288$$

$$n = 0,042$$

Luego  $M = n \times V$

$$M = 0,042 \times 1 = 0,042$$

Finalmente  $\text{pH} = -\log(0,042) = 1,37$

8. Una solución de 500 mL de ácido sulfúrico 0,1N se mezcló con 500 mL de NaOH 0,07N. ¿Cuál es el pH de la solución final? ¿Qué indicador sería el más adecuado para la comprobación?

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad 0,1\text{N} \quad 0,5\text{L} \quad \#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,05$$

$$\text{NaOH} \quad 0,07\text{N} \quad 0,5\text{L} \quad \#E_q \text{NaOH} = 0,035$$

Luego

Vemos que el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  está en exceso

Entonces:

$$\#E_q \text{NaOH} = \#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (reaccionante)}$$

$$0,07 \times 0,5 = \#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (reaccionante)}$$

$$0,035 = \#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (reaccionante)}$$

Luego:

$$\#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (sobrante)} = \#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (inicial)} - \#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (reaccionante)}$$

$$\#E_q \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (sobrante)} = 0,1 \times 0,5 - 0,035 = 0,00175$$

Luego hallamos la concentración de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sobrante, la cual esta es la que determina el carácter ácido de la solución final.

Entonces:

$$0,00175 = N \times 0,5$$

$$N = 0,0035$$

$$N = M \times \theta$$

$$0,0035 = M \times 2$$

$$M = 0,00175$$

$$\text{pH} = -\log (2 \times 0,00175) = 2,45$$

Entonces el indicador más apropiado es el Naranja IV

