

5. Reacciones de neutralización

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base, generalmente en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, un ejemplo es el producto de la reacción ácido-base del HCl con NaOH



Las soluciones acuosas son buenas conductoras debido a la presencia de iones positivos y negativos a estos compuestos se les llama electrolitos. Los compuestos iónicos que se disocian completamente se conocen como electrolitos fuertes, un ejemplo de ellos es el NaCl.

Las constantes de equilibrio para la disociación de electrolitos son llamadas constantes de disociación, un ejemplo de disociación es la del agua:



Los subíndices se utilizan por comodidad, para las diferentes constantes:

K_a = constante de disociación de ácido

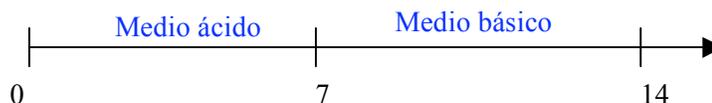
K_b = constante de disociación de base

K_w = constante de disociación del agua o de autoprotólisis = $1 \cdot 10^{-14}$ o producto iónico del agua.

Este producto indica que en agua pura o en cualquier solución acuosa deben estar presentes iones hidrógeno y oxhidrilo, el producto de sus concentraciones debe ser una constante igual a $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.



En el agua se ha establecido una escala de pH el cual esta definido como el $-\log[\text{H}^+]$ donde:



• **Ácido:** sustancia que al disolverse en agua H_2O genera iones H^+ . Los ácidos se clasifican en fuertes, fuerza media y débiles.

Los **ácidos fuertes** se disocian completamente, cuando se disuelven en agua. Ejemplos: H_2SO_4 , HCl, HNO_3 , HClO_4 . $K_a = \infty$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log[\text{Ac. Fuerte}]$$

Los **ácidos de fuerza media** se disocian parcialmente, sus constantes de acidez o de disociación son mayores a $1 \cdot 10^{-3}$ aproximadamente.

Los **ácidos débiles**: No se disocian completamente. Entre más pequeña es la constante de acidez (K_a), más débil es la acidez. Son ácidos débiles aquellos que tienen constantes de acidez menores o iguales a $1 \cdot 10^{-3}$.

$$pH = \frac{pK_a - \log[Ac]}{2}$$

• **Base**: sustancia capaz de donar iones OH^- .

Bases fuertes: se disocian al 100%, dona todos sus OH^- . Son las bases de los metales alcalinos y alcalinotérreos como $NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$. $K_b = \infty$

$$pH = 14 + \log [OH^-]$$

Bases débiles: No se disocian completamente.

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log[B]$$

• **Base conjugada de un ácido de Bronsted**: es la especie que resulta cuando el ácido pierde un protón.

• **Ácido conjugado**: es el producto de la adición de un protón con una base de Bronsted. A un ácido muy fuerte le corresponde una base conjugada muy débil. A una base muy fuerte le corresponde un ácido conjugado muy débil.

Relación entre la constante de acidez de un ácido y la constante de basicidad de su base conjugada.

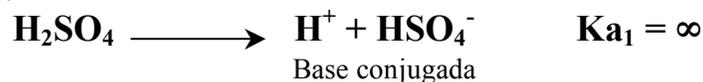
$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$pK_b = 14 - pK_a$$

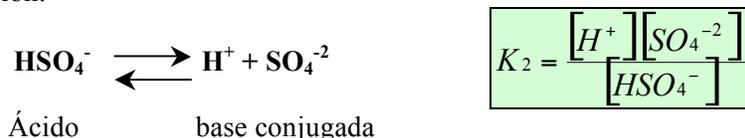
Ácidos polipróticos: son los que pueden donar más de 1 protón.

Ejemplos: H_3PO_4 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 .

Primera disociación:



Segunda disociación:



Anfótero: es aquella sustancia que se comporta como ácido y como base. Tienen la capacidad de reaccionar consigo mismos.

El HSO_4^- es un anfótero. Ejemplos: H_2O , HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^- .

El pH de un anfótero no depende de la concentración del mismo. El pH de una solución de anfótero se calcula por la semisuma de los pKa. La fórmula es igual que para las sales cuyos iones tienen propiedades ácido-base.

$$pH = \frac{pKa_1 + pKa_2}{2}$$

• **Sales**: cuyos iones tienen propiedades ácido base como por ejemplo: sulfito de amonio. El pH de estas sales es calculado por: (Misma que se utiliza para calcular el pH de una solución de anfótero).

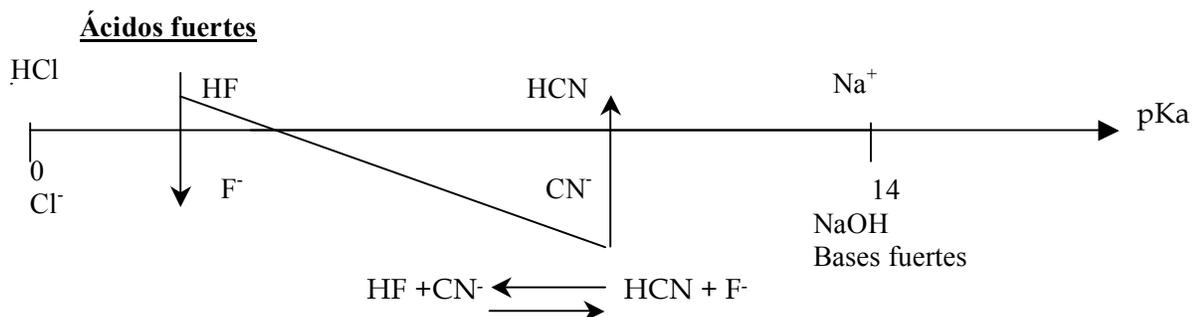
$$pH = \frac{pKa_1 + pKa_2}{2}$$

• **Buffer, Tampón o Solución Reguladora:** las soluciones reguladoras de pH son aquellas que son capaces de mantener el pH de las mismas a pesar de que se agreguen pequeñas cantidades ya sea de bases o de ácidos. Se preparan disolviendo un ácido y la base conjugada del mismo par, por ejemplo ácido acético- acetato de sodio. Una solución reguladora será más efectiva cuando la concentración del ácido y de su par conjugado sean iguales. Esto es, el pH se mantendrá en un valor igual al del pKa según la fórmula siguiente.

$$pH = pK_a + \log \left[\frac{\text{base}}{\text{ácido}} \right]$$

**Ec. de Henderson
Hasselbach**

Si se colocan los pares conjugados en una escala de pKa como se muestra en la figura, cualquier ácido de la izquierda reacciona con cualquier base de la derecha. Entre mayor es la diferencia de los pKa's más cuantitativa es la reacción, por ejemplo:



Titulación por Neutralización

Una titulación es una reacción que se efectúa entre una sustancia de concentración desconocida y otro de concentración conocida, la reacción debe de ser rápida y cuantitativa. Una de las dos sustancias se coloca en bureta para conocer el volumen en el punto de equivalencia. Este punto se detecta mediante el cambio de color de un indicador (ver tabla de indicadores ácido-base) que se añade a la solución. El punto de equivalencia puede ser detectado por el método de las tangentes cuando se traza la curva de pH en función de mL añadidos de titulante.

Trazo de la curva de titulación para un ácido fuerte titulando con NaOH.

Problema Ejemplo:

El siguiente ejemplo ilustra los cálculos para obtener los datos necesarios para construir una curva de titulación de ácido fuerte con base fuerte.

Describir por medio de una gráfica lo que sucede con el pH mientras se agregó titulante, considerando que se titularon 20 mL de HCl 0.1M con NaOH 0.1M.



Inicial 2 milimoles de H^+ Agre. 1mL. de NaOH =.1 milimoles

	HCl (H^+)	NaOH
Inicial	2mmol	0.1mmol
Reacciona	0.1mmol	0.1mmol
Final	1.9mmol	=0

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

$$\text{pH} = -\log [1.9\text{mm}/21\text{mL}] = 1.04$$

- Agre. 10mL. de NaOH = 1 milimoles

	HCl (H^+)	NaOH
Inicial	2mmol	1 mmol
Reacciona	1 mmol	1 mmol
Final	1 mmol	=0

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

$$\text{pH} = -\log [1\text{mmol}/30\text{mL}] = 1.48$$

- Agre. 19.995mL. de NaOH =1.9995milimoles

	HCl (H^+)	NaOH
Inicial	2mmol	1.995 mmol
Reacciona	1.995 mmol	1.995 mmol
Final	0.005 mmol	=0

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

$$\text{pH} = -\log [.005\text{mmol}/39.95\text{mL}] = 5.90$$

Agre. 20mL. de NaOH =2 milimoles

	HCl (H ⁺)	NaOH
Inicial	2mmol	2 mmol
Reacciona	2 mmol	2 mmol
Final	=0	=0

pH = 7

- Agre. 20.05mL. de NaOH =2.005 milimoles

	HCl (H ⁺)	NaOH
Inicial	2mmol	2.005 mmol
Reacciona	2 mmol	2 mmol
Final	=0	0.005 mmol

Como ahora es más básico $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} = 14 + \log [.005\text{mm}/40.05\text{mL}] = 10.09$

- Agre. 30mL. de NaOH =3 milimoles

	HCl (H ⁺)	NaOH
Inicial	2mmol	3 mmol
Reacciona	2 mmol	2 mmol
Final	=0	1 mmol

$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} = 14 + \log [1\text{mm}/50\text{mL}] = 12.3$

Ejercicios

29.-Calcula el pH de una solución 0.05 M de ácido acético.

$\text{pH} = 3.03$

30.-Calcula el pH de una solución de HCl $1.3 \cdot 10^{-2}$ M.

$\text{pH} = -\log 1.3 \cdot 10^{-2} = 1.89$
 $\text{pH} = 1.89$

31.-Calcula el pH de una solución de HF 0.2 M.

$\text{pH} = 1.93$

32.-Las concentraciones de OH⁻ en cierta solución amoniacal para limpieza doméstica es 0.0025M .
 Calcula la concentración de iones H⁺ y pH.

$[\text{H}^+] = 4 \cdot 10^{-12} \text{ M}$
 $\text{pH} = 11.39$

33.-La concentración de H⁺ en una solución fue de $3.2 \cdot 10^{-4}$ al momento de destaparlo. Después de exponerla al aire después de 1 mes, la concentración H⁺ es de $1 \cdot 10^{-3}$. Calcula el pH en ambas ocasiones y deduce por qué cambia el pH.

$\text{pH}(\text{inicial}) = 3.49$
 $\text{pH}(\text{final}) = 3$

34.-El pH del jugo de naranja es de 3.33. Calcula la concentración de H⁺.

$[\text{H}^+] = 4.67 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

35.-La concentración de iones OH^- en la sangre es $2.5 \cdot 10^{-7}$. ¿Cuál es el pH?
 $\text{pH} = 7.39$

36. Calcular el pH del Agua.
 $\text{pH} = 7$

37.-¿Cuál es la $[\text{H}^+]$ en una solución de NaOH $2.9 \cdot 10^{-4}$ M y cuál es su pH?
 $[\text{H}^+] = 3.44 \cdot 10^{-11} \text{ M}$
 $\text{pH} = 10.46$

38.-Calcula el pH de una solución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.02 M y compáralo con el de una solución de NaOH de la misma concentración.
 $\text{pH Ba}(\text{OH})_2 = 12.6$
 $\text{pH NaOH} = 12.31$

39.-Calcula el pH de una solución de HNO_2 0.036 M.
 $\text{pH} = 2.29$

40.-El pH de una solución de ácido fórmico 0.1 M es de 2.39. ¿Cuál es su constante de acidez? Compárelo con el de tablas.
 $K_a = 1.7 \cdot 10^{-4}$

41.-¿Cuál es el pH de una solución de NH_3 0.4 M?
 $\text{pH} = 11.43$

42.-Calcula el pH de una solución 0.26 M de metilamina

$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \log [\text{base}]$ $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (10.64) + \frac{1}{2} \log [0.26] = 12.03$ $\text{pH} = 12.03$
--

43.-El ácido oxálico es una sustancia venenosa que se utiliza como blanqueador, limpiador para eliminar el sarro. Calcule las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio, el pH y el % de disociación de una solución 0.1 M de dicho ácido.

$$[\text{OH}^-] = 1.86 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$
$$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0.0494 \text{ M}$$
$$[\text{HC}_2\text{O}_4^-] = 0.052 \text{ M}, [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1.6 \cdot 10^{-3}$$
$$[\text{H}^+] = 0.052 \text{ M}$$
$$\text{pH} = 1.28$$
$$\% \text{ de disociación} = 51.9\%$$

44.-Calcula el pH de una solución en la que se disolvieron ácido fórmico 0.1M y formiato de potasio 0.012 M.
 $\text{pH} = 2.82$

45.-Calcula el pH de una solución en la que se disolvieron 0.5 M de ácido acético y 0.1 M de acetato de sodio en 1 litro de solución.
 $\text{pH} = 4.04$

46.-Calcula que cantidad de acetato de sodio hay que añadir a una solución 0.1 M de ácido acético para que el pH de la solución sea exactamente 4. Sólo se requieren 500 mL de buffer.

$$R = 0.717 \text{ g}$$

47.-Se desea preparar 100 mL de solución amortiguadora de pH 5. ¿Qué ácido y qué sal escogerías para obtener la mayor eficacia y qué proporción de cada uno debes disolver?

Ácido Acético

$$\text{Proporción: } 1.74 [\text{HAc}] = [\text{Ac}^-]$$

0.6 g de Hac y 1.49 g de Ac⁻

48.-Calcula el pH de una solución 0.2 M de NH₃ y 0.3 de NH₄Cl.

$$\text{pH} = 9.08$$

49.-Calcula el cambio de pH cuando se añaden 100 mL de sosa 0.05 M a 400 mL de la solución amortiguadora que se describió en el ejemplo anterior.

$$\text{pH} = 9.12$$

50.- Calcula el cambio de pH si agrego 100 ml de HCl 0.05 M a 400 ml de la solución amortiguadora que se describió en el ejemplo del problema 44.

$$\text{pH} = 9.04$$

51.-Calcula el pH de una solución de NaHCO₃ cuando está en una solución 0.1 M.

$$\text{pH} = 8.3$$

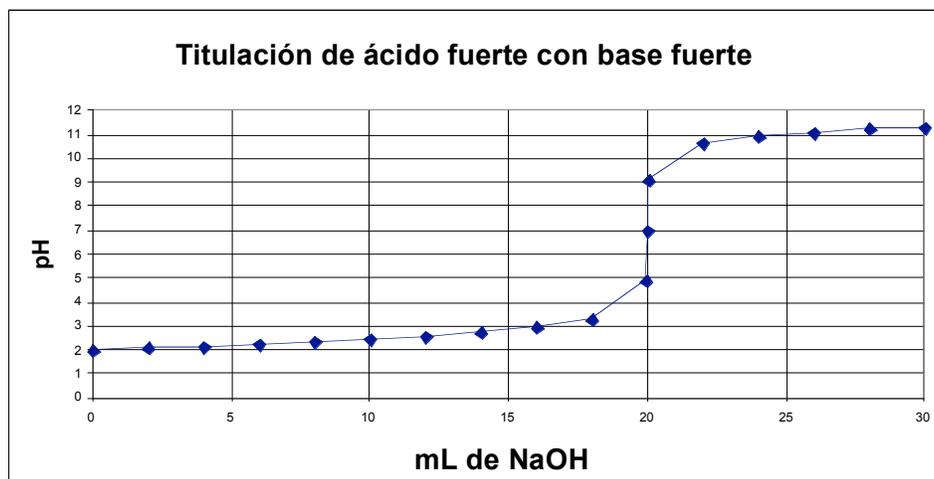
52.- ¿Cuál será el pH de una solución de acetato de sodio 0.1 M en H₂O?

$$\text{pH} = 8.87$$

53.- **Titulación de ácido fuerte con base fuerte.**

Trazar la curva de valoración de 20 mL de HCl 0.01 M con NaOH 0.01 M. Compara la curva con la del ejemplo resuelto. [Ver gráfica anexa.](#)

<i>ml agregados de NaOH</i>	<i>PH.</i>
0	2
10	2.47
1 gota antes(19.95mL)	4.9
Punto de equivalencia(20mL)	7
1gota después (20.05mL)	9.1
30mL	11.03
50mL	11.63



54.- Suponga que se agrega HCl concentrado a una solución de ácido acético 0.1 M para dar una concentración total de H^+ 0.1 M.

- ¿Cuál será la concentración de todas las especies en solución antes de agregar el HCl? Calcule el pH.
- ¿Cuál será la concentración del ión acetato en la solución después de agregar HCl? Calcule el pH.
- Comparando los datos del inciso a) y b) demuestra que se cumple el principio de Le Chatelier.

a) $[HAc] = 0.0986$ 0.1 M
 $[Ac^-] = 1.33 \times 10^{-3}$ M
 $[H^+] = 1.33 \times 10^{-3}$ M
 pH = 2.87

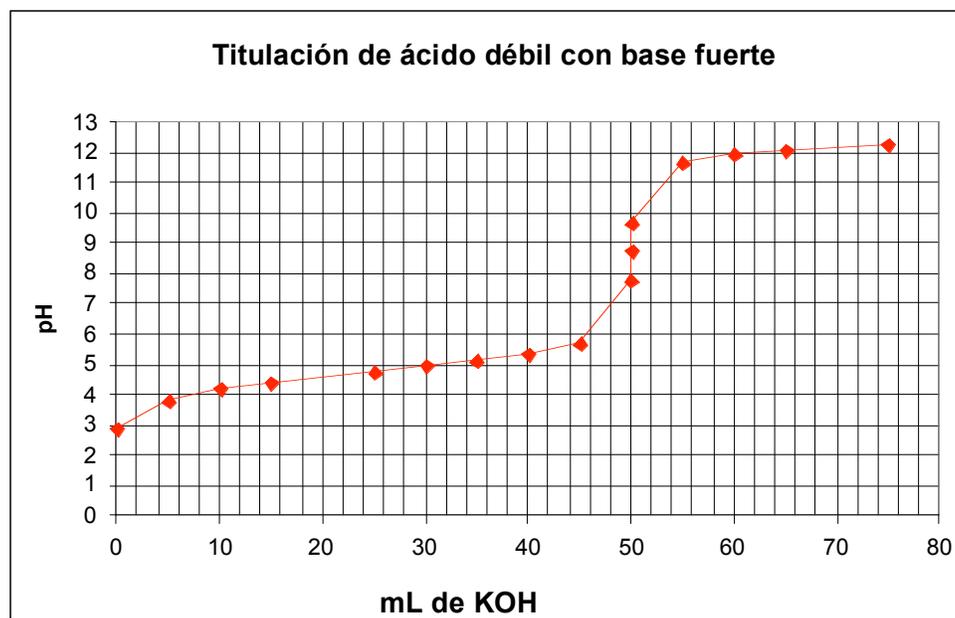
b) $[Ac^-] = 1.8 \times 10^{-5}$ M

d) Se demuestra que la concentración de acetato en el inciso b) es menor comparada con la del inciso a), comprobándose así el principio de LeChatelier.

55.- Titulación de ácido débil con base fuerte

Se titulan 50 mL de una solución de ácido acético 0.1 M con potasa 0.1 M. Trazar la curva. Compárala con la curva de ácido fuerte y base fuerte.

<i>mL agregados</i>	<i>PH</i>
0	2.9
25	3.27
50	8.22
75	12.30



56.- Se titula una solución de HNO_2 con sosa, calcula el pH cuando se ha neutralizado el 25% de ácido.

$pH = 2.67$

57.- Se titula amoníaco con HCl. Calcula el porcentaje de base neutralizada cuando el pH es 9.74.

$R = 20\%$

58.- Calcula el pH de una solución preparada con 0.30 g de HNO_2 , 0.50 g NaNO_2 y 0.12 g NaOH en 250 mL de solución.

$pH = 3.64$

59.- Calcula el pH de una solución preparada al mezclarse 40 mL de cloruro de piridina 0.12 M y 60 mL de NaOH 0.1 M.

$pH = 12.07$

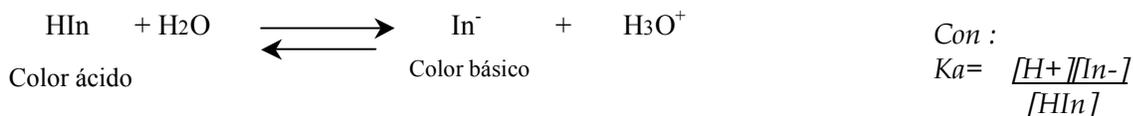
60.- Suponga que se cuenta con 500 mL de una solución acuosa de ácido sulfúrico y se desea determinar su concentración molar. Para ello se titula una alícuota de 50 mL para lo que se requieren 42.2 mL de potasa 0.1354 M para titular los 2 H^+ del H_2SO_4 . ¿Qué molaridad tiene la solución?

$R = 0.057\text{ M}$

Indicadores

Muchas sustancias presentan diferentes colores de acuerdo con el pH en que se disuelven y se utilizan como indicadores. Muchos indicadores son ácidos o bases orgánicas débiles.

El equilibrio de un indicador ácido (HIn) se describe de manera general como:



La disociación del indicador se acompaña con cambios en la estructura.

El ojo humano es poco sensible por lo que se ha determinado que para que se pueda apreciar un cambio de color . La relación del indicador en forma ácida y básica debe ser mayor o igual a 10, es decir :

$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10$$

$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \leq 10$$

y si $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{1}{10}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a \pm 1 \quad \Delta\text{pH} \geq 2$$

De donde se deduce que el ojo humano aprecia cambios de color perfectamente cuando el cambio de pH es al menos de dos unidades.

Algunos indicadores de pH importantes son:

Indicador	intervalo de pH	pKa	color
Azul de timol	1.2-1.8	1.65	rojo-amarillo
Naranja de metilo	3.1-5	3.46	rojo-naranja
Azul de bromotimol	6.2-7.6	7.1	amarillo-azul
Fenolftaleína	8.3-10	-	incolora-rosa