

UNIVERSIDAD MAYOR

FACULTAD DE CIENCIAS SILVOAGROPECUARIAS

ESCUELA DE MEDICINA VETERINARIA

QUÍMICA I

MODULO DE AUTOINSTRUCCIÓN

ÁCIDO-BASE

ESTE MATERIAL EDUCATIVO CUENTA CON EL FINANCIAMIENTO OTORGADO POR EL FONDO DE INVESTIGACIÓN Y DESARROLLO DE LA UNIVERSIDAD MAYOR 1997

ÁCIDO-BASE

I.- Introducción.

Dado que las reacciones químicas y casi todos los procesos biológicos se llevan a cabo en medio acuoso, es importante considerar las propiedades de las soluciones acuosas.

Cuando un soluto y un solvente dan origen a una solución, esta presenta ciertas propiedades que difieren de las correspondientes a las sustancias puras. Anteriormente, al hablar de las propiedades de las soluciones, se mencionó que había un conjunto de propiedades que sólo dependían de la cantidad de partículas (moléculas o iones), y éstas eran las **propiedades coligativas**. Ahora veremos una de las **propiedades constitutivas**, la cual depende de la naturaleza del soluto y que se refiere a la conductividad eléctrica.

Los solutos en disolución se pueden dividir en dos categorías:

1.- Electrólito: Solutos que cuando se disuelven en agua, forma una disolución que conduce la corriente eléctrica. Los electrólitos a su vez pueden ser fuertes cuando están totalmente disociados, y débiles cuando están parcialmente ionizados.

Ejemplo: El ácido clorhídrico, HCl, es un electrólito fuerte.

El ácido acético, CH₃COOH, es un electrólito débil.

2.- No electrólito: Solute que no conduce la corriente eléctrica cuando esta disuelta en agua.

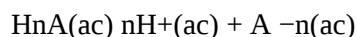
Ejemplo: El azúcar es un no electrólito.

Un tipo especial de electrólitos lo constituyen los ácidos y bases. Tradicionalmente los ácidos se caracterizan por tener un sabor agrio, corroer los metales, enrojecer el papel tornasol y perder todas sus propiedades ácidas al ponerse en contacto con una base. Por otro lado, las bases se caracterizan por tener un sabor amargo, se sienten jabonoso, colorear de azul el papel tornasol y perder todas sus propiedades al ponerse en contacto con un ácido.

II.- Definiciones químicas de ácidos y bases.

Desde el siglo XIX hasta hoy, se han descrito tres teorías que permiten caracterizar a los ácidos y bases desde un punto de vista químico.

1.- Teoría de Arrhenius: A fines del siglo XIX, el químico sueco *Svante Arrhenius* formuló la primera teoría de ácidos y bases, conocida como teoría de *Arrhenius*, que define un ácido como una sustancia que libera uno o más iones hidrógeno (H^+) por cada molécula, como uno de los productos de su disociación iónica, en contacto con el agua. En términos generales:

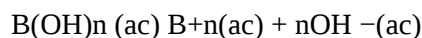


donde, A^{n-} es el anión

n es la carga del anión

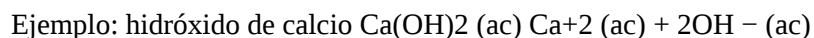


y una base como una sustancia que libera uno o más iones hidróxido (OH^-) por cada molécula, como uno de los productos de su disociación iónica, en contacto con el agua. En términos generales:



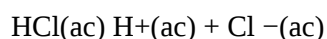
donde, B^{n+} es el catión

n es la carga del catión



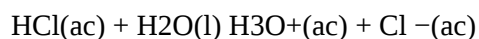
2.- Teoría de Brønsted-Lowry: En 1932, el químico danés *Johannes Brønsted* y el químico inglés *Thomas Lowry*, dieron origen a la teoría de *Brønsted-Lowry*, que describe un ácido como cualquier especie que tiene tendencia a ceder un protón a otra especie, generalmente en agua, y una base como una sustancia que tiende a aceptar un protón de otra sustancia. Estos conceptos no solo se pueden aplicar a los ácidos y base de *Arrhenius*, sino además a otras especies, como por ejemplo el agua, el amoníaco, etc.

Ejemplo: El ácido clorhídrico según *Arrhenius*:



El ácido clorhídrico según *Brønsted-Lowry*:

Cede un protón



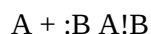
El amoníaco es una base según *Brønsted-Lowry*:

Acepta un protón



3.- Teoría de Lewis: También en 1932, el químico estadounidense *G. N. Lewis* presentó su teoría de ácidos y bases, conocida como teoría de *Lewis*, la cual dice que un ácido es una sustancia que puede aceptar electrones para formar un nuevo enlace y una base es una sustancia que puede ceder electrones para formar un nuevo

enlace. El resultado a menudo se llama aducto ácido–base y el enlace formado es del tipo covalente coordinado. La importancia del concepto de *Lewis* es que resulta mucho más general que las otras definiciones.



ácido base aducto ácido–base

Un ejemplo simple es:



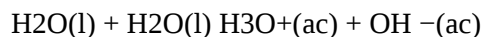
ácido base aducto ácido–base

III.– La autoionización del agua y la escala de pH.

El agua, dependiendo de las circunstancias, puede actuar como aceptor o dador de un protón. Funciona como una base en reacciones con ácidos tales como el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido acético (CH₃COOH), y como un ácido con bases tales como el amoníaco (NH₃).

De hecho, en el agua se produce una ionización en pequeño grado, reacción que se conoce como **autoionización del agua** (agua disuelta en agua).

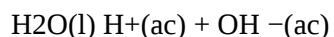
pierde un protón



gana un protón

Aunque el agua experimente autoionización, es un electrólito muy débil y, por lo tanto, un conductor eléctrico muy malo.

En el estudio de reacciones ácido–base en disoluciones acuosas, la magnitud importante es la concentración del ion hidrónico (H₃O⁺). El H₃O⁺ (el ion H⁺ hidratado), por simplificación lo escribimos como H⁺ y nuevamente la reacción queda resumida como:



La expresión de la constante de equilibrio de autoionización del agua se puede escribir como:



K_c = Ecuación 1

[H₂O]

Recordemos que la concentración del agua, expresada en molaridad es la cantidad de moles de agua que hay por un litro de solución. Un litro de solución es aproximadamente 1000 g de agua pura y la masa molar de agua es 18 g/mol, por lo que su concentración es 55,56 M. Esta sería la concentración del agua siempre que no ionizara. Sin embargo, a 25 °C el porcentaje de ionización del agua es $1,8 \cdot 10^{-9}$, y por lo tanto, el número de moles que ioniza por litro es $1,0 \cdot 10^{-7}$ (este valor se obtiene al multiplicar $1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,56$ M). La cantidad de agua ionizada es muy pequeña si se compara con la concentración total del agua, por lo que podemos suponer que la concentración de agua permanece prácticamente constante, por lo tanto:

$$K_c [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ Ecuación 2}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ Ecuación 3}$$

La nueva constante de equilibrio, K_w , se llama *constante del producto iónico* o *constante de autoionización del agua*, ya que es el producto de las concentraciones molares de los iones H^+ y OH^- a una temperatura específica. En agua pura siempre $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ y a 25 °C son iguales a $1 \cdot 10^{-7}$, por lo tanto:

$$K_w = (1 \cdot 10^{-7}) (1 \cdot 10^{-7})$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ Ecuación 4}$$

Si en una disolución hay un exceso de iones hidrógeno (H^+), o la $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ decimos que la solución es ácida, si hay un exceso de iones hidroxilos (OH^-), o $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ decimos que la solución es básica y si no hay exceso de ninguna de los iones, o $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ decimos que la solución es neutra. Obsérvese que, ya sea en agua pura o en una disolución, a 25 °C la ecuación 3 siempre se cumple, por lo tanto mientras aumenta $[\text{H}^+]$ disminuye la $[\text{OH}^-]$ y viceversa.

Es importante destacar que, ya que K_w , es una constante de equilibrio, su valor cambia con la temperatura, y como el proceso de ionización del agua es endotérmico K_w aumenta al aumentar la temperatura, entonces a 40 °C $K_w = 3,8 \cdot 10^{-14}$.

Escala de pH

Dado que las concentraciones de los iones hidrógeno e hidroxilos son a menudo números muy pequeños y por lo tanto inconvenientes para trabajar con ellos, el bioquímico Danés Søren Sørensen propuso en 1909 una medida más práctica, para lo cual define el operador p como el logaritmo negativo de una determinada cantidad.

$$p = -\log \text{ Ecuación 5}$$

El **pH** de una disolución es, por lo tanto, una medida de la concentración de iones hidrógeno en dicha solución y se define como:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \text{ Ecuación 6}$$

En el laboratorio, el pH de una disolución se puede medir con un pHímetro. La tabla 1 muestra los valores de pH de algunos fluidos comunes.

Una escala análoga a la de pH puede obtenerse usando el logaritmo negativo de la concentración de iones hidroxilos, entonces se define el **pOH** como:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ Ecuación 7}$$

Al considerar la constante del producto iónico del agua (ecuación 3)

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

y aplicando el logaritmo negativo a la ecuación 3, se obtiene que

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

como $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$, tenemos que

$$-\log(1 \cdot 10^{-14}) = -\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-]$$

y por lo tanto

$$14,00 = \text{pH} + \text{pOH} \text{ Ecuación 8}$$

La ecuación 8 proporciona otra forma de expresar la relación entre las concentraciones de iones H^+ y la concentración de iones OH^- .

Ya que tanto el pH como el pOH son simplemente una forma de expresar la concentración del ion hidrógeno y ion hidróxido respectivamente, las disoluciones ácidas o básicas pueden identificarse por sus valores de pH y pOH como se muestra a continuación.

Disoluciones ácidas: $[\text{H}^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pH} < 7$ $[\text{OH}^-] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pOH} > 7$

Disoluciones neutras: $[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pH} = 7$ $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pOH} = 7$

Disoluciones básicas: $[\text{H}^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pH} > 7$ $[\text{OH}^-] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pOH} < 7$

Tabla 1: Valores de pH de algunos fluidos comunes

Muestra

Jugo gástrico en el estómago

Jugo de limón

Vinagre

Jugo de toronja

Jugo de naranja

Orina

Café

Agua expuesta al aire

Saliva

Leche

Agua pura

Sangre

Lagrimas

Leche de magnesia

Limpiador domestico a base de amoniaco

Valor de pH

1,0–2,0

2,4

3,0

3,2

3,5

4,8–5,7

5,0

5,5

6,4–6,9

6,5

7,0

7,3–7,4

7,4

10,6

11,5

Ejercicio práctico

Indique si cada una de las siguientes soluciones es ácida, neutra o básica:

- a) $[H^+] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ Respuesta: ácida
- b) $[H^+] = 2 \cdot 10^{-12} \text{ M}$ Respuesta: básica
- c) $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ Respuesta: neutra
- d) $[OH^-] = 3 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ Respuesta: ácida
- e) $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ Respuesta: básica

Ejercicios tipo

Ejemplo 1: Calcular la concentración de H^+ (ac) en

- a) una solución en que la concentración de $[OH^-]$ es 0,020 M
- b) una solución en la cual $[OH^-]$ es $5,0 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

Solución:

a) $[H^+][OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$

$1,0 \cdot 10^{-14} \cdot 1,0 \cdot 10^{-14}$

$[H^+] = =$

$[OH^-] 0,020$

$[H^+] = 5,0 \cdot 10^{-13} \text{ M}$, la solución es básica porque la $[H^+] < [OH^-]$

b) $[H^+][OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$

$1,0 \cdot 10^{-14} \cdot 1,0 \cdot 10^{-14}$

$[H^+] = =$

$[OH^-] 5,0 \cdot 10^{-11}$

$[H^+] = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, la solución es ácida porque la $[H^+] > [OH^-]$

Ejemplo 2: Calcular los valores de pH en

- a) una muestra de jugo de limón, cuya concentración de $[H^+]$ es $3,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
- b) una solución utilizada para limpiar vidrio, que tiene una $[OH^-]$ de $1,89 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

Solución:

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

$pH = -\log (3,2 \cdot 10^{-4})$

$$\text{pH} = -(-3,49)$$

$$\text{pH} = 3,49$$

$$\text{b) pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log (1,89 \cdot 10^{-6})$$

$$\text{pOH} = -(-5,72)$$

$$\text{pOH} = 5,72$$

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$, conociendo el pOH podemos determinar el pH

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14,00 - 5,72$$

$$\text{pH} = 8,28$$

Ejemplo 3: El pH del agua lluvia colectada en cierta región de Chile fue de 4,98. Calcule la concentración de iones de esa agua lluvia.

Solución:

a) Concentración de iones hidrónio:

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

$$4,98 = -\log [\text{H}^+]$$

$-4,98 = \log [\text{H}^+]$, aplicando el antilogaritmo a esta ecuación tenemos

$$10^{-4.98} = [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

b) Concentración de iones hidroxilos:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = 1,05 \cdot 10^{-5} \cdot [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] =$$

$$[\text{H}^+] 1,05 \cdot 10^{-5}$$

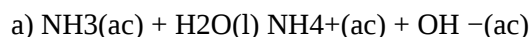
$$[\text{OH}^-] = 9,55 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Ácidos y bases conjugadas

Para que un ácido pueda ceder un protón debe existir una especie que lo acepte: una base. Por lo tanto, se

establece un equilibrio ácido–base, es así que en todo equilibrio ácido–base, tanto la reacción que va hacia adelante (a la derecha) como la reacción inversa (a la izquierda), comprende la transferencia de protones. Por ejemplo, consideremos los siguientes equilibrios:

Adiciona un H^+



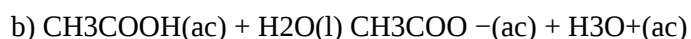
Base Ácido Ácido Base

conjugado conjugada

Pierde un H^+

En la reacción hacia la derecha, el agua dona un protón al amoníaco (NH_3), por lo tanto el agua es el ácido y el amoníaco es la base, y en la reacción inversa el ion amonio (NH_4^+) dona un protón al ion hidróxido (OH^-), por consiguiente el ion amonio es un ácido y el ion hidróxido es una base.

Pierde un H^+



Ácido Base Base Ácido

conjugado conjugada

Adiciona un H^+

En la reacción hacia la derecha, la especie CH_3COOH dona un protón al agua, por lo tanto CH_3COOH es el ácido y el agua es la base, y en la reacción inversa el ion hidrónio (H_3O^+) dona un protón al ion acetato (CH_3COO^-), por consiguiente el ion hidrónio es un ácido y el ion acetato es una base.

Por lo tanto, todo ácido tiene asociado a él una base conjugada, formada al perder un protón el ácido; los iones CH_3COO^- y OH^- son las bases conjugadas de los ácidos CH_3COOH y el H_2O respectivamente. En forma similar, cualquier base tiene un ácido conjugado asociada a ella, formado al añadir un protón a la base; los iones H_3O^+ y NH_4^+ son respectivamente los ácidos conjugados de las bases NH_3 y H_2O .

Un ácido y una base que sólo difieren por la presencia o ausencia de un protón, se denominan **par conjugado ácido–base**. El concepto par conjugado ácido–base es una extensión de la definición de ácidos y bases de *Brnsted–Lowry*.

La tabla 2 contiene algunos pares conjugados ácido–base más importantes, en función de su fuerza relativa. De un conjunto de ácidos débiles, podemos observar que, *mientras más fuerte sea el ácido más débil será su base conjugada, y mientras más fuerte sea la base más débil será su ácido conjugado*. Esto se debe a que, algunos ácidos entregan protones con mayor facilidad y algunas bases los reciben con más facilidad que otras.

Tabla 2: Fuerzas relativas de pares conjugados ácido–base.

Ácido

HClO_4

HI

HBr

HCl

H_2SO_4

HNO_3

H_3O^+

HSO_4^-

HF

HNO_2

HCOOH

CH_3COOH

NH_4^+

HCN

H_2O

NH_3

Base conjugada

ClO_4^-

I^-

Br^-

Cl^-

HSO_4^-

NO_3^-

H_2O

SO_4^{2-}

F^-

NO₂ –

HCOO –

CH₃COO –

NH₃

CN –

OH –

NH₂ –

IV.– Fuerzas relativas de ácidos y bases.

Ácidos Fuertes:

Cuando un ácido se disuelve en agua, algunas moléculas o todas, pueden ionizarse dependiendo de la naturaleza del ácido. La fuerza de un ácido puede medirse por la fracción de sus moléculas ionizadas. Cuantitativamente la fuerza ácida puede expresarse en términos del **porcentaje de ionización**, que se define como:

Concentración del ácido en el equilibrio

porcentaje de ionización = $\frac{\text{Concentración del ácido en el equilibrio}}{\text{Concentración inicial del ácido}} \times 100$

Concentración inicial del ácido

En solución acuosa algunos ácidos entregan con mayor facilidad protones que otros. Por ejemplo, una solución diluida de ácido (HCl) esta formada fundamentalmente de iones hidrógeno (H⁺) y iones cloruros (Cl⁻); el porcentaje de ionización es prácticamente del 100% y en consecuencia se considera al **ácido fuerte** (electrólito fuerte), y no es necesario plantear un equilibrio en su disociación.

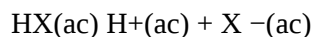
El número de ácidos fuertes no es muy grande, los seis ácidos fuertes más comunes son: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄ y H₂SO₄.

Cuando el ácido entrega un ion hidrógeno por molécula se dice que el ácido es monoprótico y cuando cede más de un ion hidrógeno por molécula se denomina al ácido como poliprótico.

Considérese un ácido monoprótico fuerte, HX, su ionización en agua se representa por



o simplemente en forma resumida



La flecha en un sólo sentido indica que la reacción evoluciona completamente hacia la derecha, es decir no hay equilibrio. Esta ecuación representa la ionización total del ácido, por lo tanto, si tenemos una

concentración inicial del ácido (C_0), al ionizarse deberán quedar en solución C_0 de iones hidrógeno (H^+) y C_0 iones del anión (X^-)

Ácidos fuertes

!

Aproximadamente 100% ionización

!

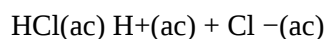
Concentración del ácido igual a la concentración de protones (H^+)

Ejercicios tipo

Ejemplo 1: ¿Cuál es el pH de una solución 0,012 M de HCl?

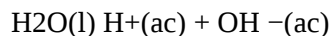
Solución:

Paso 1: La clave es reconocer al HCl como un ácido fuerte y monoprotico. Al ser un ácido fuerte significa que esta totalmente ionizado y por lo tanto la concentración del ácido es igual a la concentración de los iones



0,012 M 0,012 M 0,012 M

Paso 2: Como esta disuelto en agua, tenemos presente en solución



$0,012 + x \quad x$

Como el HCl es un ácido fuerte y la solución no es muy diluida, el aporte de iones hidrónio por parte del agua, es muy pequeño comparado con el aporte del ácido, es decir $0,012 + x \approx 0,012$, luego la concentración total de protones es aportada sólo por el ácido.

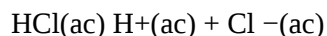
Por lo tanto $[H^+] = 0,012$

$pH = -\log(0,012) \quad ! \quad pH = 1,92$

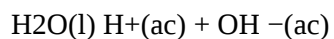
Ejemplo 2: Determinar el pH de una solución del HCl de concentración $1,0 \cdot 10^{-7}$

Solución:

Paso 1: Analicemos las ecuaciones involucradas



$1,0 \cdot 10^{-7} \quad 1,0 \cdot 10^{-7} \quad 1,0 \cdot 10^{-7}$



$$1,0 \cdot 10^{-7} + x$$

En este caso el aporte que hace el agua a la concentración de protones es similar al que hace el ácido, por consiguiente no se puede despreciar su aporte.

$$[H^+][OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$(1,0 \cdot 10^{-7} - X)(X) = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

resolviendo la ecuación de segundo grado queda:

$$X = 6,0 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{por lo tanto } [H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} + 6,0 \cdot 10^{-8} = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(1,6 \cdot 10^{-7})$$

$$\text{pH} = 6,80$$

lo cual es correcto porque **por muy diluida que este una solución ácida, su pH siempre será menor que 7**

Ejemplo 3: Si una solución de HNO_3 tiene un pH de 2,25 ¿Cuál es la concentración del ácido?

Solución:

Paso 1: A partir de la definición de pH tenemos

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

$$2,25 = -\log [H^+], \text{ aplicando antilogaritmo determinamos } [H^+]$$

$$[H^+] = 5,62 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Paso 2: La clave es reconocer al HNO_3 como un ácido fuerte y monoprótico. Al ser un ácido fuerte significa que esta totalmente dissociado y por lo tanto la concentración del ácido es igual a la concentración de los iones ($[H^+] = [\text{HNO}_3]$)

$$[\text{HNO}_3] = 5,62 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

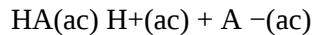
Ácidos Débiles Monopróticos:

Al contrario de los ácidos fuertes, una solución de ácido fluorhídrico (HF) y una de ácido cianhídrico (HCN) ioniza solo en una pequeña proporción 8,4% y 0,0070% respectivamente. Por lo tanto, todas las especies (el ácido no ionizado, los iones hidrógeno y la base conjugada) están en solución, y en consecuencia se establece un equilibrio. Los ácidos fluorhídrico, cianhídrico y cualquier ácido que ionice parcialmente se reconoce como un **ácido débil** (electrólito débil).

Considérese un ácido débil, HA, su ionización en agua se representa por



o simplemente



La flecha en ambos sentido indica que se existe un equilibrio entre reaccionantes y productos. Esta ecuación representa la ionización parcial del ácido, por lo tanto, si tenemos una concentración inicial del ácido (C_0), en el equilibrio la concentración de la especie no ionizada, HA, será ($C_0 - x$), siendo x la concentración de las especies ionizadas, es decir, los iones hidrógeno (H^+) y iones del anión (A^-).

La expresión de la constante de equilibrio correspondiente a la ionización del ácido es

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

K_a = Ecuación 9

$$[\text{HA}]$$

En donde K_a es la **constante de ionización ácida o constante de acidez**.

Reordenando la ecuación 9 tenemos:

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

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

$$[\text{A}^-]$$

A partir de la ecuación 10, podemos observar la dependencia de la concentración de protones con la constante de acidez.

Mientras más grande sea la constante de acidez, el ácido será más fuerte puesto que significa que aumenta la concentración de las especies ionizadas, (H^+) y (A^-) en solución, y por lo tanto, disminuye la concentración de la especie no ionizada (HA) (ecuación 9).

A una temperatura dada, la fuerza del ácido puede medirse cuantitativamente por la magnitud de K_a . En la tabla 3 se presentan los nombres, ecuación disociada y valores de K_a para varios ácidos débiles, en agua.

Se puede calcular K_a a partir de la concentración inicial del ácido y del pH de la disolución (ecuación 9), o bien se puede usar la K_a y la concentración del ácido, para calcular la concentración de las especies en equilibrio y el pH de la disolución (ecuación 10)

Tabla 3 Constantes de disociación ácida de algunos ácidos monopróticos débiles y sus equilibrios en solución acuosa a 25 °C.

Nombre del ácido

cloroacético

fluorhídrico

nitroso

fórmico

acético

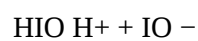
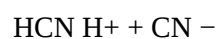
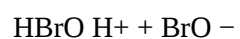
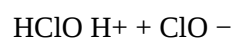
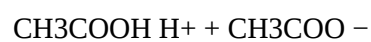
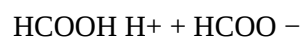
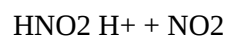
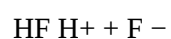
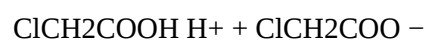
hipocloroso

hipobromoso

cianhídrico

hipoiodoso

Ecuación disociada



K_a

$$1,36 \cdot 10^{-3}$$

$$6,75 \cdot 10^{-4}$$

$$5,10 \cdot 10^{-4}$$

$$1,77 \cdot 10^{-4}$$

$$1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$2,95 \cdot 10^{-8}$$

$$2,50 \cdot 10^{-9}$$

$$4,80 \cdot 10^{-10}$$

$$5,00 \cdot 10^{-13}$$

Ácidos débiles

!

Parcialmente ionización

!

Concentración del ácido mucho mayor que la concentración de protones (H^+)

!

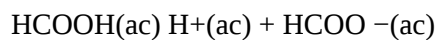
Mientras más pequeño sea el valor de K_a más débil es el ácido

Ejercicios tipo

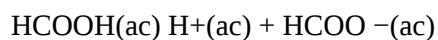
Ejemplo 1: Un estudiante preparó una solución 0,10 M de ácido fórmico, $HCOOH$. Calcúlese la concentración de todas las especies, el porcentaje de disociación y el pH de la disolución en el equilibrio si la constante de acidez es igual a $1,77 \cdot 10^{-4}$.

Solución:

Paso 1: El ácido fórmico es un ácido débil, $K_a = 1,77 \cdot 10^{-4}$, y monoprótico, una molécula de $HCOOH$ se ioniza para dar un ion H^+ y otro ion $HCOO^-$.



Sea x la concentración en equilibrio de los iones H^+ y $HCOO^-$ en mol/L. Entonces la concentración en equilibrio del $HCOOH$ debe ser $(0,10 - x)$ mol/L. Resumiendo



inicial 0,10 M 0,00 M 0,00 M

equilibrio $0,10 - x$ x x

Paso 2: usando la ecuación de ionización ácida

$$[H^+][HCOO^-]$$

$$K_a = 1,77 \cdot 10^{-4}$$

$$[HCOOH]$$

$$x^2$$

$$= 1,77 \cdot 10^{-4}$$

$$0,10 - x$$

como el HCOOH es un ácido débil, el porcentaje de ionización debe ser pequeño. Por lo tanto, x es pequeño comparado con 0,10, luego podemos suponer que $0,10 - x \approx 0,10$ (por lo general se puede hacer esta aproximación cuando K_a es pequeña ($\approx 1 \cdot 10^{-4}$) y la concentración inicial del ácido es grande ($\approx 0,10$ M), en consecuencia se tiene

$$x^2$$

$$= 1,77 \cdot 10^{-4}$$

$$0,10$$

$$x^2 = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

sacando la raíz cuadrada, se obtiene

$$x = 4,21 \cdot 10^{-3}$$

Paso 3: por lo tanto, en el equilibrio

$$[H^+] = 4,21 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HCOO^-] = 4,21 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HCOOH] = (0,10 - 4,21 \cdot 10^{-3}) = 0,096 \text{ M}$$

Paso 4: el porcentaje de disociación está dado por la concentración del ácido en el equilibrio y la concentración inicial del ácido

$$4,21 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{porcentaje de ionización} = x \cdot 100$$

$$0,10$$

$$\text{porcentaje de ionización} = 4,2 \%$$

$$\text{Paso 5: } [H^+] = 4,21 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

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

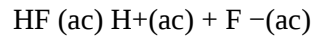
$$\text{pH} = -\log (4,21 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 2,38$$

Ejemplo 2: Un estudiante preparó una solución 0,11 M de ácido fluorhídrico, y con un peachímetro (instrumento para medir pH) encontró que el pH a 25 °C es de 2,08. Calcular la K_a del ácido fluorhídrico a esta temperatura y el porcentaje del ácido que está disociado en esta solución.

Solución:

Paso 1: El primer paso para resolver cualquier problema de un ácido monoprótico débil es escribir la ecuación de ionización



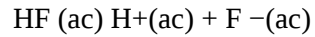
cuya expresión de la constante de acidez es

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

$$K_a =$$

$$[\text{HF}]$$

Paso 2: Sea x la concentración en equilibrio de los iones H^+ y F^- en mol/L. Entonces la concentración en equilibrio del HF debe ser $(0,11 - x)$ mol/L. Resumiendo



inicial 0,11 M 0,00 M 0,00 M

equilibrio $0,11 - x$ x x

por lo tanto, reemplazando en la constante de acidez tenemos

$$K_a = \frac{(x)(x)}{(0,11 - x)}$$

$$K_a =$$

$$0,11 - x$$

Paso 3: A partir del pH podemos calcular $[\text{H}^+]$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2,08$$

$$\log [\text{H}^+] = -2,08$$

$$[\text{H}^+] = 8,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

como $[\text{H}^+] = 8,32 \cdot 10^{-3} = x$, ahora podemos sustituir las concentraciones en la ecuación de la constante de acidez y por ende determinar el valor de la constante

$$(8,32 \cdot 10^{-3})^2$$

$$K_a = \frac{(8,32 \cdot 10^{-3})^2}{0,11 - 8,32 \cdot 10^{-3}}$$

$$0,11 - 8,32 \cdot 10^{-3}$$

Paso 4: El porcentaje de disociación está dado por la $[\text{H}^+]$ en el equilibrio, dividida por la concentración inicial del ácido, y multiplicado por 100, es decir

$$\frac{8,32 \cdot 10^{-3}}{0,11} \cdot 100$$

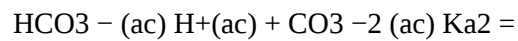
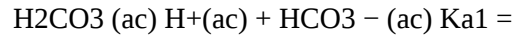
$$\text{porcentaje de ionización} = \frac{8,32 \cdot 10^{-3}}{0,11} \cdot 100$$

$$0,11$$

porcentaje de ionización = 7,6 %

Ácidos Débiles Polipróticos:

A diferencia de los ácidos monopróticos, algunos ácidos débiles son capaces de ceder más de un protón al medio. Las sustancias de este tipo se llaman ácidos polipróticos y presentan más de una ecuación de disociación y por consiguiente más de una Ka. Por ejemplo, el ácido carbónico (H₂CO₃).



Hay que notar que la base conjugada de la primera disociación se convierte en el ácido en la segunda disociación

En la tabla 4 se muestran algunos ácidos polipróticos débiles con sus respectivas constantes de disociación

Tabla 4 Constantes de disociación ácida de algunos ácidos polipróticos comunes

Nombre

ascórbico

carbónico

cítrico

oxálico

fosfórico

sulfuroso

tartárico

Fórmula



H₂C₂O₄

H₃PO₄

H₂SO₃

H₂C₄H₄O₆

K_{a1}

8,0 · 10⁻⁵

4,3 · 10⁻⁷

7,4 · 10⁻⁴

5,9 · 10⁻²

7,5 · 10⁻³

1,7 · 10⁻²

1,0 · 10⁻³

K_{a2}

1,6 · 10⁻¹²

5,6 · 10⁻¹¹

1,7 · 10⁻⁵

6,4 · 10⁻⁵

6,2 · 10⁻⁸

6,4 · 10⁻⁸

4,6 · 10⁻⁵

K_{a3}

4,0 · 10⁻⁷

4,2 · 10⁻¹³

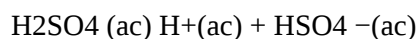
Dentro de los ácidos polipróticos fuertes el más importante es el ácido sulfúrico, que tiene como característica que su primera disociación es total, y su segunda disociación presenta una constante igual a $1,20 \cdot 10^{-2}$.

Ejercicios tipo

Ejemplo 1: Calcule el pH de una disolución de H₂SO₄ 0,015 M.

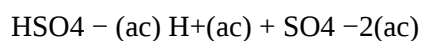
Solución:

Paso 1: Se hace notar que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte en su primera ionización y que el HSO₄⁻ es un ácido débil. Resumiendo



inicial 0,015 0,015 0,015

Paso 2: para la segunda etapa de ionización se procede de la misma forma que en los ácido monoprótico débiles. Resumiendo



inicial 0,015 0,015 0,00

equilibrio 0,015 - x 0,015 + x x

Paso 3: la expresión de la constante de acidez corresponde a

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

K_{a2} =

[HSO₄⁻]

Paso 4: reemplazando estos valores en la constante de acidez, tenemos

$$(0,015 + x)(x)$$

$$K_{a2} = 1,20 \cdot 10^{-2}$$

$$(0,015 - x)$$

como K_{a2} es grande, se debe resolver la ecuación de segundo grado que se reduce a

$$x^2 + 0,027x - 1,8 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-0,027 \pm \sqrt{(0,027)^2 - 4(1)(-1,8 \cdot 10^{-4})}}{2(1)}$$

$$x =$$

$$2(1)$$

$$x = 5,53 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Paso 5: la concentración total de iones hidrónio corresponde a los provenientes de la primera y segunda disociación

$$[\text{H}^+] = (0,015 + 5,53 \cdot 10^{-3}) = 2,05 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

la concentración de iones sulfato debe ser igual al aporte de protones de la segunda disociación

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 5,53 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

la concentración de iones sulfato ácido, corresponde a la cantidad generada en la primera disociación menos la fracción que se disocia en la segunda disociación, que corresponde al ion sulfato

$$[\text{HSO}_4^-] = (0,015 - 5,53 \cdot 10^{-3}) = 9,47 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

como la concentración de iones hidroxilos es igual al aporte protónico del agua, entonces se puede afirmar que este último es despreciable frente al del ácido, tal como se demuestra a continuación

$$1,00 \cdot 10^{-14} = 2,05 \cdot 10^{-2} [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 4,88 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

Bases Fuertes:

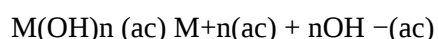
Al igual que los ácidos, cuando una base se disuelve en agua, algunas moléculas o todas, pueden disociarse dependiendo de la naturaleza de la base. La fuerza de una base puede medirse por la fracción de sus moléculas disociadas. Cuantitativamente la fuerza básica puede expresarse en términos del **porcentaje de ionización**, que se define como:

Concentración de la base en el equilibrio

$$\text{porcentaje de ionización} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-] + [\text{M}^+]} \cdot 100$$

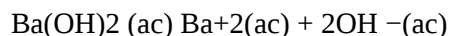
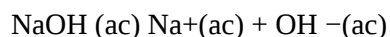
Concentración inicial de la base

En solución acuosa algunas bases entregan con mayor facilidad iones hidroxilos que otras. Por ejemplo, una solución diluida de la base (NaOH) está formada fundamentalmente de iones hidroxilos (OH^-) y iones cloruros (Na^+); el porcentaje de ionización es prácticamente del 100% y en consecuencia se considera una **base fuerte** (electrólito fuerte), y no es necesario plantear un equilibrio en su ionización.



La flecha en un sólo sentido indica que la reacción evoluciona completamente hacia la derecha, es decir no hay equilibrio. Esta ecuación representa la ionización total de la base, por lo tanto, si tenemos una concentración inicial de la base (C_0), al ionizarse deberán quedar en solución nC_0 de iones hidroxilos (OH^-) y C_0 iones del catión (M^{n+})

Los hidroxilos de los metales alcalinos y alcalinotérreos (exceptuando al berilio) son bases fuertes porque están totalmente ionizados en agua



Bases fuertes

!

Aproximadamente 100% ionización

!

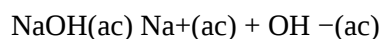
Concentración de la base igual a la concentración de iones hidroxilos (OH^-)

Ejercicios tipo

Ejemplo 1: ¿Cuál es el pH de una solución 0,012 M de NaOH?

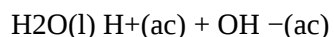
Solución:

Paso 1: La clave es reconocer al NaOH como una base fuerte y monoprótico. Al ser una base fuerte significa que esta totalmente disociado y por lo tanto la concentración de la base es igual a la concentración de los iones



0,012 M 0,012 M 0,012 M

Paso 2: Como esta disuelto en agua, tenemos presente en solución



$\times 0,012 + x$

Como el NaOH es una base fuerte, el aporte de iones hidroxilos por parte del agua, es muy pequeño comparado con el aporte de la base, es decir $0,012 + x \approx 0,012$, luego la concentración total de hidroxilos es aportada sólo por la base.

Por lo tanto $[\text{OH}^-] = 0,012$

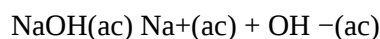
$$\text{pOH} = -\log(0,012) \quad \text{!} \quad \text{pOH} = 1,92$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} \quad \text{!} \quad \text{pH} = 12,08$$

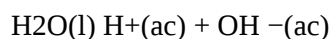
Ejemplo 2: Determinar el pH de una solución del NaOH de concentración $1,0 \cdot 10^{-7}$

Solución:

Paso 1: Analicemos las ecuaciones involucradas



$1,0 \cdot 10^{-7}$ $1,0 \cdot 10^{-7}$ $1,0 \cdot 10^{-7}$



$\times 1,0 \cdot 10^{-7} + x$

En este caso el aporte que hace el agua a la concentración de iones hidroxilos es similar al que hace la base, por consiguiente no se puede despreciar su aporte.

$$[H^+][OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$(X)(1,0 \cdot 10^{-7} - X) = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

resolviendo la ecuación de segundo grado queda:

$$X = 6,0 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{por lo tanto } [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} + 6,0 \cdot 10^{-8} = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$pOH = -\log(1,6 \cdot 10^{-7}) ! pOH = 6,80$$

$$pH = 14,00 - pOH ! pH = 7,20$$

lo cual es correcto porque **por muy diluida que este una solución básica, su pH siempre será mayor que 7**

Ejemplo 3: Si una solución de NaOH tiene un pH de 11,75 ¿Cuál es la concentración de la base?

Solución:

Paso 1: A partir de la definición de pOH tenemos

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$11,75 = -\log [OH^-], \text{ aplicando antilogaritmo determinamos } [OH^-]$$

$$[OH^-] = 1,78 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Paso 2: La clave es reconocer al NaOH como una base fuerte y monoprótico. Al ser una base fuerte significa que esta totalmente dissociado y por lo tanto la concentración de la base es igual a la concentración de los iones ($[OH^-] = [NaOH]$)

$$[NaOH] = 1,78 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Bases Débiles:

Por el contrario, una solución de amoníaco (NH_3) ioniza solo en una pequeña proporción. A 25 °C el porcentaje de ionización es de 1,3. Por lo tanto, todas las especies (la base no ionizado, los iones hidroxilos y la ácido conjugada) están en solución, y en consecuencia se establece un equilibrio. La base de amoníaco y cualquier base que ionice parcialmente se reconoce como una **base débil** (electrólito débil).



La flecha en ambos sentido indica que se existe un equilibrio entre reaccionantes y productos. Esta ecuación representa la ionización parcial de la base, por lo tanto, si tenemos una concentración inicial de la base (C_0), en el equilibrio la concentración de la especie no ionizada, Base débil, será ($C_0 - x$), siendo x la concentración de las especies ionizadas, es decir, los iones hidroxilo (OH^-) y los iones del ácido conjugado.

La expresión de la constante de equilibrio correspondiente a la ionización de una base débil es:

$$K_b = \frac{[\text{Ácido conjugado}][OH^-]}{[\text{Base débil}]}$$

$K_b =$ Ecuación 11

[Base débil]

En donde K_b es la **constante de ionización básica o constante de basicidad**

Reordenando la ecuación 11 tenemos:

K_b [Base débil]

$[\text{OH}^-] =$ Ecuación 12

[Ácido conjugado]

A partir de la ecuación 12, podemos observar la dependencia de la concentración de iones hidroxilos con la constante de basicidad.

Mientras más grande sea la constante de basicidad, la base será más fuerte puesto que significa que aumenta la concentración de las especies ionizadas, (ácido conjugado) y (OH^-) en solución, y por lo tanto, disminuye la concentración de la especie no ionizada (base débil) (ecuación 11).

Así, para el amoníaco el equilibrio de ionización está dado por la siguiente ecuación



La expresión de la constante de equilibrio correspondiente es

$$[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]$$

$K_b =$

$[\text{NH}_3]$

A una temperatura dada, la fuerza de la base puede medirse cuantitativamente por la magnitud de K_b . En la tabla 4 se presentan los nombres, ecuación disociada y valores de K_b para varias bases débiles, en agua.

Se puede calcular K_b a partir de la concentración inicial de la base y del pH de la disolución (ecuación 11), o bien se puede usar la K_a y la concentración de la base, para calcular la concentración de las especies en equilibrio y el pH de la disolución (ecuación 12)

Tabla 5 Bases débiles y sus equilibrios en solución acuosa a 25°C

Nombre de la base

etilamina

metilamina

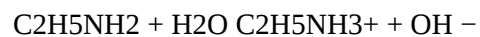
amoníaco

piridina

anilina

urea

Ecuación de disociación



K_b

$$5,6 \cdot 10^{-4}$$

$$4,4 \cdot 10^{-4}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$1,7 \cdot 10^{-9}$$

$$3,8 \cdot 10^{-10}$$

$$1,5 \cdot 10^{-14}$$

Bases débiles

!

Parcialmente ionización

!

Concentración de la base mucho mayor que la concentración de iones hidroxilos (OH⁻)

!

Mientras más pequeño sea el valor de K_b más débil es la base

Ejercicios tipo

Ejemplo 1: Un estudiante preparó una solución 0,10 M en amoníaco, NH_3 . Calcúlese la concentración de todas las especies, el porcentaje de disociación y el pH de la disolución en el equilibrio si la constante de basicidad es igual a $1,78 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

Paso 1: El amoníaco es una base débil, $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$, y monoprótico, una molécula de NH_3 se ioniza para dar un ion OH^- y otro ion NH_4^+ .



Sea x la concentración en equilibrio de los iones NH_4^+ y OH^- en mol/L. Entonces la concentración en equilibrio del NH_3 debe ser $(0,10 - x)$ mol/L. Resumiendo



inicial 0,10 M 0,00 M 0,00 M

equilibrio $0,10 - x$ x x

Paso 2: usando la ecuación de ionización básica

$$[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]$$

$$K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{NH}_3]$$

$$x^2$$

$$= 1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$0,10 - x$$

como el NH_3 es una base débil, el porcentaje de ionización debe ser pequeño. Por lo tanto, x es pequeño comparado con 0,10, luego podemos suponer que $0,10 - x \approx 0,10$ (por lo general se puede hacer esta aproximación cuando K_b es pequeña ($1 \cdot 10^{-4}$) y la concentración inicial de la base es grande ($0,10$ M), en consecuencia se tiene

$$x^2$$

$$= 1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$0,10$$

$$x^2 = 1,78 \cdot 10^{-6}$$

sacando la raíz cuadrada, se obtiene

$$x = 1,33 \cdot 10^{-3}$$

Paso 3: por lo tanto, en el equilibrio

$$[\text{OH}^-] = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = (0,10 - 1,33 \cdot 10^{-3}) = 0,099 \text{ M}$$

Paso 4: el porcentaje de disociación esta dado por la concentración de la base en el equilibrio y la concentración inicial de la base

$$1,33 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{porcentaje de ionización} = x \cdot 100$$

$$0,10$$

$$\text{porcentaje de ionización} = 1,3 \%$$

$$\text{Paso 5: } [\text{OH}^-] = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

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

$$\text{pOH} = -\log (1,33 \cdot 10^{-3}) \quad \text{!} \quad \text{pOH} = 2,88 \text{ por lo tanto, el pH} = 11,12$$

Ejemplo 2: Un estudiante preparó una solución 0,18 M de la base metilamina, y con un peachímetro (instrumento para medir pH) encontró que el pH a 25 °C es de 11,94. Calcular la Kb de la base metilamina a esta temperatura y el porcentaje del ácido que esta disociado en esta solución.

Solución:

Paso 1: El primer paso para resolver cualquier problema de una base monoprótico débil es escribir la ecuación de ionización



cuya expresión de la constante de basicidad es

$$\frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$K_b =$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

Paso 2: Sea x la concentración en equilibrio de los iones CH_3NH_3^+ y OH^- en mol/L. Entonces la concentración en equilibrio del CH_3NH_2 debe ser $(0,11 - x)$ mol/L. Resumiendo



$$\text{inicial } 0,18 \text{ M } 0,00 \text{ M } 0,00 \text{ M}$$

$$\text{equilibrio } 0,18 - x \quad x \quad x$$

por lo tanto, reemplazando en la contante de basicidad tenemos

x²

K_b =

0,11 - x

Paso 3: A partir del pH podemos calcular [OH⁻]

pH = 11,94

pOH = 14,00 - pH ! pOH = 2,06

pOH = -log [OH⁻] = 2,06

log [OH⁻] = -2,06

[OH⁻] = 8,71 · 10⁻³ M

como [OH⁻] = 8,71 · 10⁻³ = x, ahora podemos sustituir las concentraciones en la ecuación de la constante de basicidad y por ende determinar el valor de la constante

(8,71 · 10⁻³)²

K_a = 4,43 · 10⁻⁴

0,18 - 8,71 · 10⁻³

Paso 4: El porcentaje de disociación esta dado por la base en el equilibrio, dividida por la concentración inicial de la base, y multiplicado por 100, es decir

8,71 · 10⁻³

porcentaje de ionización = x 100

0,18

porcentaje de ionización = 4,8 %

V.- Indicadores de pH

El pH de una solución puede determinarse de varias formas: usando papel tornasol, papel pH, un **indicador de pH** o un peachímetro.

Un indicador es una sustancia que cambia de color en un determinado pH. Estas sustancias son ácidos o base orgánicas débiles, de manera que dependiendo de la forma en que se encuentren (disociado o no disociado) presentan un color característico. Por ejemplo la fenolftaleína es un indicador ácido-base común, el cual en medio ácido es incoloro y en medio básico es de color rosado.

Hay muchos indicadores, que pueden usarse en variados rangos de pH. Sin embargo, como los indicadores cambian de color en un rango de pH, para medidas más exactas es necesario utilizar un peachímetro.

VI.- Sales solubles en solución acuosa

Diremos que una sal es soluble en solución acuosa cuando ioniza, dando origen a los iones correspondientes.

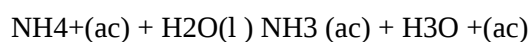
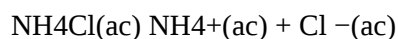
Ejemplo: Cloruro de amonio, NH_4Cl

Cianuro de sodio, NaCN

Cloruro de sodio, NaCl

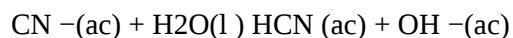
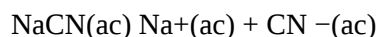
Los iones que aportan estas sales pueden o no hidrolizar. Cuando la base conjugada proviene de un ácido débil o el ácido conjugado proviene de una base débil, se produce hidrólisis, con lo cual la solución resultante será ácida o básica respectivamente, y cuando la base conjugada o ácido conjugado provienen de un ácido o base fuerte respectivamente no se produce hidrólisis, por lo tanto, la solución resultante es neutra.

Ejemplo:



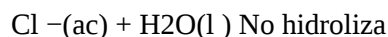
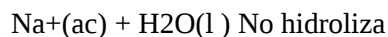
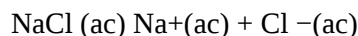
ácido base

conjugado



base ácido

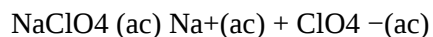
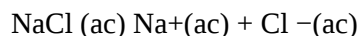
conjugada



Sales neutras

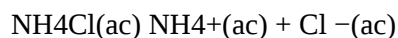
Cuando el anión que aporta la sal proviene de una base conjugada de un ácido fuerte, por ejemplo el ion Cl^- , el catión es un ácido conjugado de una base fuerte, por ejemplo el ion Na^+ , el pH de la solución es neutro, ya que ambos iones **no hidrolizan**. En consecuencia, los iones H^+ y OH^- en la solución acuosa son los aportados únicamente por la autoionización del agua.

Ejemplo:



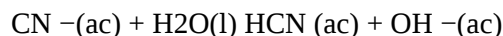
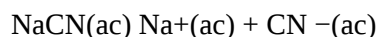
Sales ácidas

Cuando el anión que aporta la sal es una base conjugada de un ácido fuerte, por ejemplo el ion Cl^- , y el catión es un ácido conjugado de una base débil, por ejemplo el ion NH_4^+ , la solución resultante será ácida (pH menor que 7). **El catión hidroliza** dando como producto el ion H_3O^+ y la base débil correspondiente



Sales básicas

Cuando el catión que aporta la sal es un ácido conjugado de una base fuerte, por ejemplo el ion Na^+ , y el anión es una base conjugada de un ácido débil, por ejemplo el ion CN^- , la solución resultante será básica (pH mayor que 7). **El anión hidroliza** dando como producto el ion OH^- y el ácido débil correspondiente



VII.- Estequiometría de soluciones ácido-base

Habiendo analizado el equilibrio iónico para soluciones de ácidos o de bases, es posible efectuar el análisis de **estequiometría de soluciones ácido-base o curvas de titulación**.

En una curva de titulación se analiza que ocurre con el pH de un ácido, cuando se añade, en pequeñas cantidades, una base o viceversa.

El análisis *volumétrico ácido-base*, es ampliamente utilizado como análisis químico en laboratorios e industrias químicas. Son posibles cuatro situaciones

- Análisis de ácidos fuertes con bases fuertes
- Análisis de ácidos fuertes con bases débiles
- Análisis de ácidos débiles con bases fuertes
- Análisis de ácidos débiles con bases débiles

Antes de continuar revisaremos algunos conceptos:

- Se entiende por titulación o valoración, al proceso por el cual se determina la concentración o la masa de una muestra desconocida, conociendo la concentración del agente valorante y su volumen, en forma precisa y con la mayor exactitud.
- Una reacción de neutralización corresponde a la reacción química entre un ácido y una base, o viceversa, dando como únicos productos una sal y agua.
- Se define como **punto de equivalencia** de una reacción ácido-base el pH correspondiente al punto en el cual el número de equivalentes del ácido es igual al de la base.

Titulación de ácidos fuertes y bases fuertes

Analicemos la siguiente situación experimental: sobre 50 mL de solución de HCl 0,10 M se vierten alícuotas (volúmenes pequeños) de NaOH 0,10 M. Estaremos frente a tres situaciones:

- el pH antes de iniciar la valoración
- el pH antes del punto de equivalencia
- el pH en el punto de equivalencia y
- el pH después del punto de equivalencia

- Determinemos el pH antes de iniciar la valoración

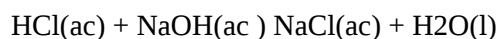
Corresponde al pH de la solución inicial (ácido clorhídrico 0,10 M). Como es un ácido fuerte, disocia totalmente, la concentración de protones es 0,10 M por lo tanto

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

$$\text{pH} = -\log (0,10) = 1,00$$

- Determinemos el pH antes del punto de equivalencia, por ejemplo cuando se han adicionado 20 mL de NaOH

i) Escribimos la ecuación balanceada



ii) Calcular los moles de ácido y base

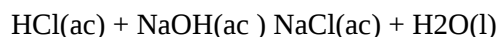
$$\text{moles de HCl} = V \text{ (L)} \cdot M \text{ (mol/L)}$$

$$= 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ moles de HCl}$$

$$\text{moles de NaOH} = V \text{ (L)} \cdot M \text{ (mol/L)}$$

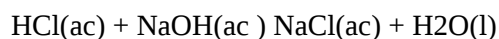
$$= 0,020 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,002 \text{ moles de NaOH}$$

iii) Análisis de la reacción



moles iniciales 0,005 0,002 0 0

Según la ecuación balanceada, por un mol de HCl se consume un mol de NaOH. Entonces 0,002 moles de NaOH reaccionará con 0,002 moles de HCl, por lo tanto, quedan sin neutralizar 0,003 moles de HCl y se forma 0,002 moles de NaCl y 0,002 moles de agua, es decir una vez que ha reaccionado todo el NaOH tendremos



moles finales 0,003 0 0,002 0,002

iv) Calcular la concentración de las especies, suponiendo volúmenes aditivos

0,003 moles

$$[\text{HCl}] = 4,29 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,020 \text{ L})$$

$$0,002 \text{ moles}$$

$$[\text{NaCl}] = 2,86 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,020 \text{ L})$$

v) Calcular el pH de la solución resultante

En estas condiciones, se está antes del punto de equivalencia y el pH está dado por el pH del ácido (recuerde que el NaCl es una sal que no hidroliza).

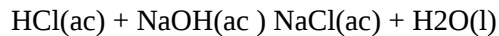
$$[\text{HCl}] = 4,29 \cdot 10^{-2} \text{ ! } [\text{H}^+] = 4,29 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pH} = -\log (4,29 \cdot 10^{-2})$$

$$\text{pH} = 1,37$$

- Determinemos el pH en el punto de equivalencia

i) Escribimos la ecuación balanceada



ii) Calcular los moles de ácido

$$\text{moles de HCl} = V \text{ (L)} \cdot M \text{ (mol/L)}$$

$$= 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ moles de HCl}$$

En el punto de equivalencia los moles del ácido son iguales a los de la base, por lo tanto cuando he agregado 0,005 moles de NaOH estoy en el punto de equivalencia estos moles están contenidos en 0,050 L de solución de hidróxido de sodio 0,10 M.

Resumiendo

$$\text{moles de la base} = \text{moles de ácido}$$

$$V \text{ (L)} \cdot M \text{ (mol/L)} = V \text{ (L)} \cdot M \text{ (mol/L)}$$

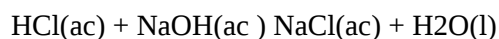
$$V \text{ (L)} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L}$$

$$0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L}$$

$$V \text{ (mL)} = 0,050 \text{ L}$$

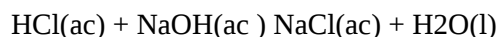
$$0,10 \text{ mol/L}$$

iii) Análisis de la reacción



moles iniciales 0,005 0,005 0 0

Según la ecuación balanceada, por un mol de HCl se consume un mol de NaOH. Entonces 0,005 moles de NaOH reaccionará con 0,005 moles de HCl, por lo tanto, el ácido está totalmente neutralizado y se forman 0,005 moles de NaCl y 0,005 moles de agua, es decir una vez que ha reaccionado todo el NaOH tendremos



moles finales 0 0 0,005 0,005

iv) Calcular la concentración de las especies, suponiendo volúmenes aditivos

0,005 moles

$$[\text{NaCl}] = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

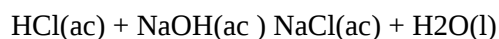
$$(0,050 \text{ L} + 0,050 \text{ L})$$

v) Calcular el pH de la solución resultante

En estas condiciones, se está en el punto de equivalencia y el pH está dado por la disociación del agua, por lo tanto el pH es 7 (recuerde que el NaCl es una sal que no hidroliza).

- Determinemos el pH después del punto de equivalencia, por ejemplo cuando se han adicionado 60 mL de NaOH

i) Escribimos la ecuación balanceada



ii) Calcular los moles de ácido y base

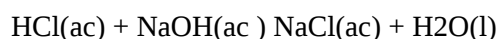
$$\text{moles de HCl} = V \text{ (mL)} \cdot M \text{ (mol/L)}$$

$$= 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ moles de HCl}$$

$$\text{moles de NaOH} = V \text{ (mL)} \cdot M \text{ (mol/L)}$$

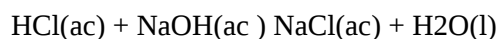
$$= 0,060 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,006 \text{ moles de NaOH}$$

iii) Análisis de la reacción



moles iniciales 0,005 0,006 0 0

Según la ecuación balanceada, por un mol de HCl se consume un mol de NaOH. Entonces 0,005 moles de NaOH reaccionará con 0,005 moles de HCl, por lo tanto, queda 0,001 mol de NaOH sin reaccionar y se forman 0,005 moles de NaCl y 0,005 moles de agua, es decir una vez que ha reaccionado todo el NaOH tendremos



moles finales 0 0,001 0,005 0,005

iv) Calcular la concentración de las especies, suponiendo volúmenes aditivos

0,001 moles

$$[\text{NaOH}] = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,060 \text{ L})$$

0,005 moles

$$[\text{NaCl}] = 4,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,060 \text{ L})$$

v) Calcular el pH de la solución resultante

En estas condiciones, se está después del punto de equivalencia y el pH está dado por la base (recuerde que el NaCl es una sal que no hidroliza).

$$[\text{NaOH}] = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ ! } [\text{OH}^-] = 9,09 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log(9,09 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pOH} = 2,04 \text{ ! } \text{pH} = 11,96$$

Titulación de ácidos débiles y bases fuertes

Analicemos la siguiente situación experimental: sobre 50 mL de solución de ácido acético ($K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$) de concentración 0,10 M se vierten alícuotas de NaOH 0,10 M. Estaremos frente a tres situaciones:

- el pH antes de iniciar la valoración
- el pH antes del punto de equivalencia
- el pH en el punto de equivalencia y
- el pH después del punto de equivalencia

- Determinemos el pH antes de iniciar la valoración

Corresponde al pH de la solución inicial (ácido acético 0,10 M). Como es un ácido débil, disocia parcialmente, la concentración de protones es

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-5} \cdot 0,10}$$

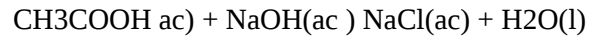
$$[\text{H}^+] = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log (1,33 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

- Determinemos el pH antes del punto de equivalencia, por ejemplo cuando se han adicionado 20 mL de NaOH

i) Escribimos la ecuación balanceada



ii) Calcular los moles de ácido y base

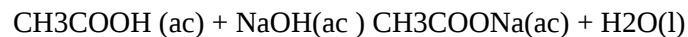
$$\text{moles de CH}_3\text{COOH} = V(\text{L}) \cdot M(\text{mol/L})$$

$$= 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ moles de HCl}$$

$$\text{moles de NaOH} = V(\text{L}) \cdot M(\text{mol/L})$$

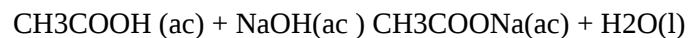
$$= 0,020 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,002 \text{ moles de NaOH}$$

iii) Análisis de la reacción



moles iniciales 0,005 0,002 0 0

Según la ecuación balanceada, por un mol de CH₃COOH se consume un mol de NaOH. Entonces 0,002 moles de NaOH reaccionará con 0,002 moles de CH₃COOH, por lo tanto, quedan sin neutralizar 0,003 moles de CH₃COOH y se forma 0,002 moles de CH₃COONa y 0,002 moles de agua, es decir una vez que ha reaccionado todo el NaOH tendremos



moles finales 0,003 0 0,002 0,002

iv) Calcular la concentración de las especies, suponiendo volúmenes aditivos

0,003 moles

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,003 \text{ moles}}{(0,050 \text{ L} + 0,020 \text{ L})} = 4,29 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,020 \text{ L})$$

0,002 moles

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{0,002 \text{ moles}}{(0,050 \text{ L} + 0,020 \text{ L})} = 2,86 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,020 \text{ L})$$

v) Calcular el pH de la solución resultante

En estas condiciones, se está antes del punto de equivalencia. Al agregar 20 mL de NaOH coexisten en solución el ácido acético y acetato de sodio, por lo tanto

[sal]

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log$$

[ácido]

reemplazando, tenemos

$$2,86 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pH} = -\log (1,78 \cdot 10^{-5}) + \log$$

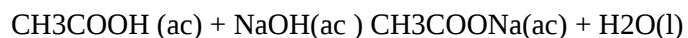
$$4,29 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pH} = 4,75 - 0,18$$

$$\text{pH} = 4,57$$

- Determinemos el pH en el punto de equivalencia

i) Escribimos la ecuación balanceada



ii) Calcular los moles de ácido

$$\text{moles de CH}_3\text{COOH} = V(\text{L}) \cdot M(\text{mol/L})$$

$$= 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ moles de HCl}$$

En el punto de equivalencia los moles del ácido son iguales a los de la base, por lo tanto cuando he agregado 0,005 moles de NaOH estoy en el punto de equivalencia y estos moles están contenidos en 0,050 L de solución de hidróxido de sodio 0,10 M.

Resumiendo

$$\text{moles de la base} = \text{moles de ácido}$$

$$V(\text{L}) \cdot M(\text{mol/L}) = V(\text{L}) \cdot M(\text{mol/L})$$

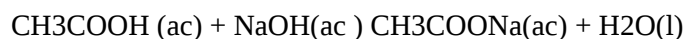
$$V(\text{L}) \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L}$$

$$0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L}$$

$$V(\text{mL}) = 0,050 \text{ L}$$

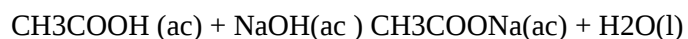
$$0,10 \text{ mol/L}$$

iii) Análisis de la reacción



moles iniciales 0,005 0,005 0 0

Según la ecuación balanceada, por un mol de CH_3COOH se consume un mol de NaOH . Entonces 0,005 moles de NaOH reaccionarán con 0,005 moles de CH_3COOH , por lo tanto, el ácido está totalmente neutralizado y se forman 0,005 moles de CH_3COONa y 0,005 moles de agua, es decir una vez que ha reaccionado todo el NaOH tendremos



moles finales 0 0 0,005 0,005

iv) Calcular la concentración de las especies, suponiendo volúmenes aditivos

0,005 moles

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,050 \text{ L})$$

v) Calcular el pH de la solución resultante

Como el acetato de sodio es una sal soluble disocia totalmente



El ion acetato, proviene de un ácido débil, por lo tanto hidroliza en agua, regenerando el ácido y produciendo OH^- .



por lo tanto, en este caso, debido a la hidrólisis básica que se produce, el pH en el punto de equivalencia será mayor que 7.

la constante de hidrólisis básica de la sal será

$$[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]$$

$$K_h =$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

y por lo tanto

$$K_w$$

$$K_h =$$

$$K_a$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot C_{\text{sal}}}$$

pero $C_o = C_{sal}$

$$1,00 \cdot 10^{-14}$$

$$K_h = 5,62 \cdot 10^{-10}$$

$$1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$[OH^-] = \sqrt{(5,62 \cdot 10^{-10})(5,0 \cdot 10^{-2})}$$

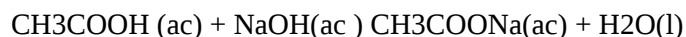
$$[OH^-] = 5,30 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log (5,30 \cdot 10^{-6}) = 5,27 \quad ! \quad pH = 8,72$$

- Determinemos el pH después del punto de equivalencia, por ejemplo cuando se han adicionado 60 mL de NaOH

i) Escribimos la ecuación balanceada



ii) Calcular los moles de ácido y base

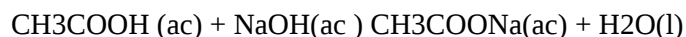
$$\text{moles de } CH_3COOH = V(L) \cdot M(\text{mol/L})$$

$$= 0,050 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ moles de HCl}$$

$$\text{moles de NaOH} = V(L) \cdot M(\text{mol/L})$$

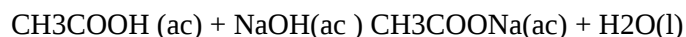
$$= 0,060 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 0,006 \text{ moles de NaOH}$$

iii) Análisis de la reacción



moles iniciales 0,005 0,006 0 0

Según la ecuación balanceada, por un mol de CH_3COOH se consume un mol de $NaOH$. Entonces 0,005 moles de $NaOH$ reaccionará con 0,005 moles de CH_3COOH , por lo tanto, queda 0,001 moles de $NaOH$ sin reaccionar y se forman 0,005 moles de CH_3COONa y 0,005 moles de agua, es decir una vez que ha reaccionado todo el $NaOH$ tendremos



moles finales 0 0,001 0,005 0,005

iv) Calcular la concentración de las especies, suponiendo volúmenes aditivos

0,001 moles

$$[\text{NaOH}] = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,060 \text{ L})$$

$$0,005 \text{ moles}$$

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 4,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(0,050 \text{ L} + 0,060 \text{ L})$$

v) Calcular el pH de la solución resultante

En estas condiciones, el exceso de base inhibe la hidrólisis básica del ion acetato y por lo tanto el pH estará dado simplemente por el exceso de NaOH que queda después de la reacción

$$[\text{NaOH}] = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ ! } [\text{OH}^-] = 9,09 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log(9,09 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pOH} = 2,04 \text{ ! } \text{pH} = 11,96$$

De forma análoga se trata el equilibrio entre un ácido fuerte y una base débil. Sin embargo para este caso, en el punto de equivalencia tendremos una hidrólisis ácida y por lo tanto el pH será inferior a 7.

Finalmente cuando se trata un ácido débil con una base débil, los cálculos asociados son más complejos, por lo que el análisis se limitará a algunas predicciones respecto del punto de equivalencia.

- Cuando la hidrólisis del anión es mayor a la hidrólisis del catión ($K_b \text{ del anión} > K_a \text{ del catión}$) el pH en el punto de equivalencia será mayor que 7, es decir más básico.
- Cuando la hidrólisis del anión es menor a la hidrólisis del catión ($K_b \text{ del anión} < K_a \text{ del catión}$) el pH en el punto de equivalencia será menor que 7, es decir más ácido.
- Cuando la hidrólisis del anión es aproximadamente igual a la hidrólisis del catión ($K_b \text{ del anión} \approx K_a \text{ del catión}$) el pH en el punto de equivalencia será aproximadamente 7, es decir neutro.

Ejercicios propuestos:

- Clasifique las siguientes especies disueltas en agua como electrólito o no electrólito:

a) K_2SO_4

b) HNO_2

c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

d) HClO_3

e) MgCl_2

f) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (fructosa)

g) NaNO_3

- Clasifique las siguientes especies como ácidos y bases de *Brnsted–Lowry*, indicando la ecuación respectiva y el par ácido–base conjugado correspondiente:

a) HNO_3

b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

c) CH_3NH_2

d) HClO_2

e) H_3PO_4

f) LiOH

g) H_2O

- Calcular el pH y pOH para las siguientes soluciones, cuya concentración es:

a) $[\text{H}^+] = 3,00 \cdot 10^{-3}$

b) $[\text{OH}^-] = 3,00 \cdot 10^{-3}$

c) $[\text{OH}^-] = 1,87 \cdot 10^{-4}$

d) $[\text{H}^+] = 1,87 \cdot 10^{-6}$

e) $[\text{OH}^-] = 8,71 \cdot 10^{-8}$

f) $[\text{H}^+] = 5,23 \cdot 10^{-10}$

g) $[\text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-11}$

- La cerveza suele tener un pH de 4,7 ¿Cual es la concentración de iones hidrógeno que presenta esta solución?
- Se dispone de 250 mL de ácido perclórico (HClO_4), es un ácido fuerte y tiene una concentración de 0,02 M. El pH de la disolución será:

a) 2,30 b) 4,22 c) 1,37 d) 1,70 e) ninguna de las anteriores

- Una solución de ácido clorhídrico (HCl) tiene un pH 3,87. Luego la concentración de iones H^+

a) $2,30 \cdot 10^{-5}$ b) 4,22 c) $1,35 \cdot 10^{-4}$ d) $7,41 \cdot 10^{-11}$ e) ninguna de las anteriores

- Un ácido desconocido monoprótico, HX , esta ionizado en un 0,17 % en solución 0,1 M. Determine el pH y el valor de la constante de acidez.
- Determine el pH, pOH y el porcentaje de ionización de las siguientes soluciones:

a) HBrO 0,20 M ($K_a = 2,50 \cdot 10^{-9}$)

b) NH_3 0,01 M ($K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$)

c) ClCH_2COOH 0,15 M ($K_a = 1,36 \cdot 10^{-3}$)

d) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ 0,85 M ($K_b = 1,7 \cdot 10^{-9}$)

• El ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$), es un ácido monoprótico. Se dispone de una disolución 0,010 M de ácido láctico que presenta un pH 2,94, determine la constante de acidez.

- ¿Cual es la constante de acidez del ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$), si el pH de una solución de concentración 0,53 M de este ácido, es 2,24?
- Calcular el pH de los siguientes soluciones de ácidos débiles:

a) ácido propanoico 0,025 M, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$. ($K_a = 1,30 \cdot 10^{-5}$)

b) ácido fluorhídrico 0,120 M, HF ($K_a = 6,75 \cdot 10^{-4}$)

c) ácido ascórbico 0,068 M, $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$ ($K_{a1} = 8,00 \cdot 10^{-5}$; $K_{a2} = 1,60 \cdot 10^{-12}$)

d) ácido fórmico 0,120 M, HCOOH ($K_a = 1,77 \cdot 10^{-4}$)

- Calcular la $[\text{OH}^-]$ y el pH para cada una de las siguientes soluciones acuosas de bases fuertes:

a) KOH 0,054 M

b) 4,00 g NaOH en 500 mL de solución

c) NaOH 0,098 M

d) 2,33 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 250 mL de solución

- El ingrediente activo de la aspirina es el ácido acetilsalicílico, $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$, un ácido monoprótico con $K_a = 3,30 \cdot 10^{-4}$. ¿Cual es el pH de una solución obtenida al disolver 0,325 g de ácido acetilsalicílico, en 250 mL de solución?
- Si se tienen 100 mL de una disolución 0,10 M de nitrato de amonio, NH_4NO_3 . ¿Cual será el pH, pOH y la concentración de todas las especies presentes en disolución?
- Señale el carácter ácido, básico o neutro de las siguientes sales solubles en agua:

a) CH_3COONa

b) NaF

c) $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$

d) KNO_2

f) AgNO_3

g) NH_4ClO_4

- Calcular el pH de una solución de:

- a) 0,015 M de KNO_3
- b) 0,186 M BaCl_2
- c) 0,168 M NaHSO_4 M ($K_{a2} = 1,26 \cdot 10^{-2}$)
- d) 0,017 M NH_4Cl ($K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$)

• Determine el pH de una solución al mezclar 50 mL NaOH 1,00 M con:

- a) 50 mL de HCl 1,00 M
- b) 50 mL de CH_3COOH 1,00 M
- c) 100 mL de HCl 0,50 M
- d) 50 mL de HCl 0,50 M
- e) 60 mL de HCl 1,00 M

• Determine el pH de una solución al mezclar 50 mL HCl 0,50 M con:

- a) 50 mL de NH_3 0,50 M
- b) 50 mL de NaOH 0,50 M
- c) 100 mL de NaOH 0,25 M
- d) 100 mL de NH_3 0,5 M
- e) 40 mL de NH_3 0,50 M

Respuestas:

3.- a) $\text{pH} = 2,52$ $\text{pOH} = 11,48$

b) $\text{pH} = 11,48$ $\text{pOH} = 2,52$

c) $\text{pH} = 10,27$ $\text{pOH} = 3,73$

d) $\text{pH} = 5,73$ $\text{pOH} = 8,27$

e) $\text{pH} = 6,94$ $\text{pOH} = 7,06$

f) $\text{pH} = 9,28$ $\text{pOH} = 4,72$

g) $\text{pH} = 3,41$ $\text{pOH} = 10,59$

4.- $[\text{H}^+] = 1,99 \cdot 10^{-5}$ 5.- $\text{pH} = 1,70$ 6.- $[\text{H}^+] = 1,35 \cdot 10^{-4}$ 7.- $\text{pH} = 3,77$; $K_a = 2,89 \cdot 10^{-7}$

8.- a) $\text{pH} = 4,65$ $\text{pOH} = 9,35$ $\% = 0,0112$

b) $\text{pH} = 10,63$ $\text{pOH} = 3,37$ $\% = 4,22$

c) $\text{pH} = 1,85$ $\text{pOH} = 12,15$ $\% = 9,53$

d) $\text{pH} = 9,58$ $\text{pOH} = 4,42$ $\% = 0,0045$

9.- $K_a = 1,49 \cdot 10^{-4}$ 10.- $K_a = 6,32 \cdot 10^{-5}$

11.- a) $\text{pH} = 3,24$

b) $\text{pH} = 2,05$

c) $\text{pH} = 2,63$

d) $\text{pH} = 2,33$

12.- a) $[\text{OH}^-] = 0,054$ $\text{pH} = 12,73$

b) $[\text{OH}^-] = 0,200$ $\text{pH} = 13,30$

c) $[\text{OH}^-] = 0,098$ $\text{pH} = 12,99$

d) $[\text{OH}^-] = 0,130$ $\text{pH} = 13,10$

13.- $\text{pH} = 2,86$

14.- $\text{pH} = 5,13$ $\text{pOH} = 8,87$ $[\text{H}^+] = 7,50 \cdot 10^{-6}$ $[\text{OH}^-] = 1,35 \cdot 10^{-9}$

$[\text{NH}_3] = 7,50 \cdot 10^{-6}$ $[\text{NH}_4^+] = 0,100$ $[\text{NO}_3^-] = 0,10$

16.- a) $\text{pH} = 7,00$

b) $\text{pH} = 7,00$

c) $\text{pH} = 7,56$

d) $\text{pH} = 5,51$

17.- a) $\text{pH} = 7,00$

b) $\text{pH} = 9,14$

c) $\text{pH} = 7,00$

d) $\text{pH} = 13,40$

e) $\text{pH} = 1,04$

18. – a) $\text{pH} = 4,92$

b) $\text{pH} = 7,00$

c) $\text{pH} = 7,00$

d) $\text{pH} = 9,25$

e) $\text{pH} = 1,26$