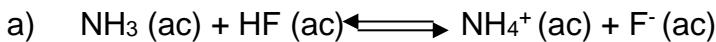


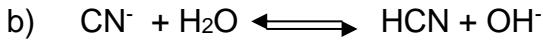
ACIDOS y BASES

1. Ácidos y Bases de Bronsted

Identifique los pares conjugados ácido-base de la reacción:



Base 1 Ácido 2 Ácido 1 Base 2



Base 1 Ácido 2 Ácido 1 Base 2

2. Propiedades ácido bases del agua $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

a) La $[\text{OH}^-]$ en cierta disolución amoniacal para limpieza doméstica es 0,0025 M. Calcular la $[\text{H}^+]$

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

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0,0025} = 4,0 \times 10^{-12} \text{ M} \quad [\text{H}^+] = 4,0 \times 10^{-12} \text{ M}$$

b) La $[\text{H}^+] = 1,3 \text{ M}$ en una disolución de HCl. Calcular la $[\text{OH}^-]$

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

$$[\text{H}^+] = 1,3 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,3} = 7,7 \times 10^{-15} \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 7,7 \times 10^{-15} \text{ M}$$

3. pH $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

a) La concentración de iones H^+ en un vino de mesa fue de $3,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ inmediatamente después de haberla destapado. Sólo se consumió la mitad del vino. Se encontró que la otra mitad, después de haber permanecido expuesta al aire durante un mes, tuvo una concentración iones hidrógeno igual a $1 \times 10^{-3} \text{ M}$. Calcular el pH y pOH del vino en estas dos condiciones.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log [3,2 \times 10^{-4}] \quad \boxed{\text{pH} = 3,49} \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} \quad \boxed{\text{pOH} = 10,51}$$

QUÍMICA

TP N° 10: Ácidos y Bases

Solución expuesta al aire durante un mes:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log [1 \times 10^{-3}] \quad \boxed{\text{pH} = 3,00} \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} \quad \boxed{\text{pOH} = 11,00}$$

b) El ácido nítrico HNO_3 se utiliza en la producción de fertilizantes, colorantes, fármacos, y explosivos. Calcule el pH y pOH de una disolución de ácido nítrico cuya concentración de iones hidrógeno es 0,76 M.

El ácido nítrico es un ácido fuerte por lo tanto se ioniza completamente en solución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log [0,76] \quad \boxed{\text{pH} = 1,19} \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} \quad \boxed{\text{pOH} = 12,81}$$

c) El pH del agua de lluvia en Oberá fue de 4,82 cierto día. Calcular la $[\text{H}^+]$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad [\text{H}^+] = 10^{-4,82} \quad \boxed{[\text{H}^+] = 1,5 \times 10^{-5} \text{ M}}$$

d) El pH en el jugo de naranja fue de 3,33. Calcular la $[\text{OH}^-]$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad [\text{H}^+] = 10^{-3,33} \quad [\text{H}^+] = 4,68 \times 10^{-4} \text{ M} \quad \text{Kw} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{Kw}}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4,68 \times 10^{-4}} = 2,14 \times 10^{-11} \text{ M} \quad \boxed{[\text{OH}^-] = 2,14 \times 10^{-11} \text{ M}}$$

e) La $[\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-7} \text{ M}$ en una muestra de sangre. ¿Cuál es el pH de la sangre?

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

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{Kw}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2,5 \times 10^{-7}} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ M} \quad \boxed{[\text{H}^+] = 4,0 \times 10^{-8} \text{ M}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log [4,0 \times 10^{-8}] \quad \boxed{\text{pH} = 7,39}$$

4. Ácidos y Bases Fuertes (tabla 15.2)

Calcule el pH de :

a) Una disolución de 0,003 M de HCl

HCl es un ácido fuerte – Se disocia al 100%



$$\begin{array}{cccc} \text{Inicial (M)} & 0,003 & 0 & 0 \end{array}$$

$$\begin{array}{cccc} \text{Final (M)} & 0 & 0,003 & 0,003 \end{array}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,003) = 2,52 \quad \boxed{\text{pH} = 2,52}$$

b) Una disolución de 0,02 M de Ba(OH)₂

Ba(OH)₂ es una base fuerte – Se disocia al 100%



Inicial (M)	0,02	0	0
Final (M)	0	0,02	2 x 0,02

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{pOH} = -\log [0,04] \quad \text{pOH} = 1,4$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 + \log(0,04) = 12,6 \quad \boxed{\text{pH} = 12,6}$$

5. Ácidos Débiles y Ka (tabla 15.3)

Calcular el pH de las siguientes soluciones acuosas a 25 °C

a) de una solución acuosa 0,5 M de HF.



El ácido fluorhídrico es un ácido débil por lo tanto va a tener asociado a él una constante de equilibrio Ka:



Inicial (M)	0,5	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,5-x	x	x

$$\text{Ka} = \frac{x^2}{(0,5-x)} = 7,1 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0,50 - x \approx 0,50$$

$$\text{Ka} = \frac{x^2}{0,5} = 7,1 \times 10^{-4} \quad x^2 = 0,5 \times 7,1 \times 10^{-4} \quad x = 0,019$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{0,019 \times 100}{0,5} = 3,8\%$
menor a 5% se puede aproximar

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0,019 \text{ M}$$

$$[\text{HF}] = 0,50 - x = 0,48 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1,72 \quad \boxed{\text{pH} = 1,72}$$

b) de una solución acuosa 0,036 M de HNO_2



El ácido nitroso es un ácido débil por lo tanto va a tener asociado a él una constante de equilibrio K_a :



Inicial (M)	0,036	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,036-x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{(0,036-x)} = 4,5 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0,036 - x \approx 0,036$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,036} = 4,5 \times 10^{-4} \quad x^2 = 0,036 \times 4,5 \times 10^{-4} \quad x = 0,004$$

Verificamos que sea válida la aproximación: $\frac{0,004 \times 100}{0,036} = 11,18\%$
mayor a 5% no se puede aproximar

Se resuelve la ecuación cuadrática

$$x^2 + 4,5 \times 10^{-4} x - 1,62 \times 10^{-5} = 0$$

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad x_{1,2} = \frac{-4,5 \times 10^{-4} \pm \sqrt{(4,5 \times 10^{-4})^2 + (4 \times 1,62 \times 10^{-5})}}{2} \quad x_1 = 0,0038 \text{ M} \quad x_2 = -0,0042 \text{ M}$$

como una concentración negativa no tiene sentido en química tomo el valor positivo de x para calcular las concentraciones:

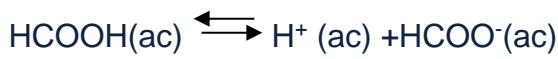
$$[\text{H}^+] = [\text{NO}_2^-] = 0,0038 \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_2] = 0,036 - 0,0038 = 0,032 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2,42 \quad \boxed{\text{pH} = 2,42}$$

b) 2,39 es el pH en el equilibrio de una disolución 0,1M de HCOOH ácido fórmico. Calcular K_a

Con el valor de pH puedo calcular la $[\text{H}^+]$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = ???$$

Inicial (M)	0,1	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,1-x	x	x

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2,39 \quad [\text{H}^+] = [\text{HCOO}^-] = 0,004 \text{ M} \quad x = 0,004$$

$$K_a = \frac{(0,004)^2}{(0,1-0,004)} = 1,67 \times 10^{-4}$$

$$K_a = 1,67 \times 10^{-4}$$

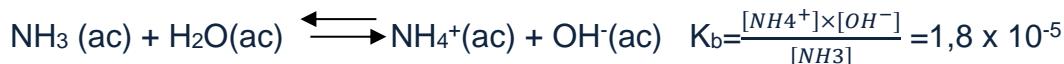
6. Bases Débiles y K_b (tabla 15.4)

Calcular el pH de las siguientes soluciones acuosas a 25 °C :

a) de una solución 0,4 M de amoníaco



El amoníaco es una base débil por lo tanto no se va hidrolizar completamente y va a tener asociada una constante de equilibrio K_b :



Inicial (M)	0,4	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,4-x	x	x

$$K_b = \frac{x^2}{(0,4-x)} = 1,8 \times 10^{-5} \quad K_b \ll 1 \quad 0,4 - x \approx 0,4$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,4} = 1,8 \times 10^{-5} \quad x^2 = 0,4 \times 1,8 \times 10^{-5} \quad x = 0,0027$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{0,0027 \times 100}{0,4} = 0,675\%$
menor a 5% se puede aproximar

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 0,0027 \text{ M}$$

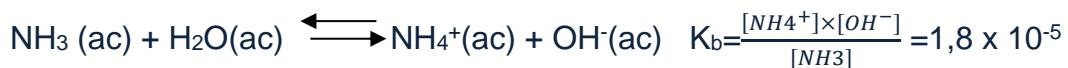
$$[\text{NH}_3] = 0,4 - x = 0,397 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [0,0027] \quad \text{pOH} = 2,56$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 + \log(0,0027) = 11,43 \quad \boxed{\text{pH} = 11,43}$$

b) de una solución 0,15 M de amoníaco

El amoníaco es una base débil por lo tanto no se va hidrolizar completamente y va a tener asociada una constante de equilibrio K_b :



Inicial (M)	0,15	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,15-x	x	x

$$K_b = \frac{x^2}{(0,15-x)} = 1,8 \times 10^{-5} \quad K_b \ll 1 \quad 0,15 - x \approx 0,15$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,15} = 1,8 \times 10^{-5} \quad x^2 = 0,15 \times 1,8 \times 10^{-5} \quad x = 0,0016$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{0,0016 \times 100}{0,15} = 1,09\%$
menor a 5% se puede aproximar

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 0,0016 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,15 - x = 0,148 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [0,0016] \quad \text{pOH} = 2,79$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 + \log(0,0016) = 11,2 \quad \boxed{\text{pH} = 11,2}$$

7. Propiedades Acido Base de las Sales

Calcular el pH y el porcentaje de hidrólisis

a) de una disolución acuosa de 0,15 M de acetato de sodio

Una sal se ioniza completamente en agua

CH_3COONa (s)	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	Na^+ (ac)	CH_3COO^- (ac)
Inicial	0,15M	0M	0M
Final	0M	0,15 M	0,15 M

Debo analizar los iones generados para saber cuál va a tener la fuerza suficiente para reaccionar con el agua. En este caso identifico al ión acetato:

CH_3COO^- (ac) + H_2O (l)	\rightleftharpoons	CH_3COOH (ac) + OH^- (ac)	$K_b = 5,6 \cdot 10^{-10}$
Inicial	0,15 M	0	0
Cambio	-x	x	x
Equilibrio	0,15 - x	x	x

$$K_b = \frac{[CH_3COOH] \times [OH^-]}{[CH_3COO^-]} = 5,6 \times 10^{-10} \quad K_b \ll 1 \quad 0,15 - x \approx 0,15$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,15} = 5,6 \times 10^{-10} \quad x^2 = 0,15 \times 5,6 \times 10^{-10} \quad x = 9,2 \times 10^{-6}$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{9,2 \times 10^{-6} \times 100}{0,15} = 6,1 \times 10^{-3}\%$
menor a 5% se puede aproximar

La expresión utilizada para verificar que la aproximación es válida coincide con el cálculo del porcentaje de hidrólisis:

$$\text{Porcentaje de hidrólisis} = \frac{9,2 \times 10^{-6} \times 100}{0,15} = 6,1 \times 10^{-3}\%$$

$$[CH_3COO^-] = [OH^-] = 9,2 \times 10^{-6} M \quad [NH_3] = 0,15 - x = 0,149 M$$

$$pOH = -\log [9,2 \times 10^{-6}] \quad pOH = 5,03$$

$$pH = 14,00 - pOH = 14,00 + \log(9,2 \times 10^{-6}) = 8,97 \quad \boxed{pH = 8,97}$$

Ejercicios complementarios

1. Calcule el pH de una solución $1,8 \times 10^{-2}$ M de Ba(OH)₂

Ba(OH)₂ es una base fuerte – Se disocia al 100%



Inicial (M)	$1,8 \times 10^{-2}$	0	0
Final (M)	0	$1,8 \times 10^{-2}$	$2 \times 1,8 \times 10^{-2}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{pOH} = -\log [0,036] \quad \text{pOH} = 1,44$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 + \log(0,036) = 12,56 \quad \boxed{\text{pH} = 12,56}$$

2. ¿Cuál es el pH de una solución 0,122 M de un ácido monoprótico cuya K_a es $5,7 \times 10^{-4}$?



Inicial (M)	0,122	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,122-x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{(0,122-x)} = 5,7 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0,122 - x \approx 0,122$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,122} = 5,7 \times 10^{-4} \quad x^2 = 0,122 \times 5,7 \times 10^{-4} \quad x = 0,0083$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{0,0083 \times 100}{0,122} = 6,8\%$
mayor al 5% ,no se puede aproximar

Resolvemos el problema aplicando el método de sustitución sucesiva:

Con el valor de x obtenido, corregimos la aproximación realizada:

$$K_a = \frac{(x_1)^2}{(0,122 - 0,0083)} = 5,7 \times 10^{-4} \quad (x_1)^2 = 5,7 \times 10^{-4} \times (0,122 - 0,0083) \quad x_1 = 0,0080$$

Corregimos nuevamente la aproximación realizada con este nuevo valor de x_1 :

$$K_a = \frac{(x_2)^2}{(0,122 - 0,0080)} = 5,7 \times 10^{-4} \quad (x_2)^2 = 5,7 \times 10^{-4} \times (0,122 - 0,0080) \quad x_2 = 0,0081$$

Corregimos nuevamente la aproximación realizada con este nuevo valor de x_2 :

$$K_a = \frac{(x_3)^2}{(0,122 - 0,0081)} = 5,7 \times 10^{-4} \quad (x_3)^2 = 5,7 \times 10^{-4} \times (0,122 - 0,0081) \quad x_3 = 0,0081$$

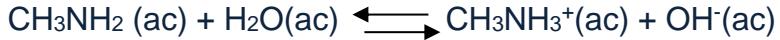
Una vez obtenidos dos valores de x consecutivos constantes (x_2 y x_3) determinamos que ese es el valor de x :

$$[H^+] = [A^-] = 0,0081 \text{ M} \quad [HA] = (0,122 - 0,0081) \text{ M} = 0,1139 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H^+] = 0,94 \quad \boxed{pH = 0,94}$$

3. Calcule el pH de una solución 0,26 M de metilamina (ver tabla 15.4 del libro Química de R. Chang).

La metilamina es una base débil por lo tanto no se va hidrolizar completamente y va a tener asociada una constante de equilibrio K_b :



Inicial (M)	0,26	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,26-x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = 4,4 \times 10^{-4} \quad K_b = \frac{x^2}{(0,26-x)} = 4,4 \times 10^{-4} \quad K_b \ll 1 \quad 0,26 - x \approx 0,26$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,26} = 4,4 \times 10^{-4} \quad x^2 = 0,26 \times 4,4 \times 10^{-4} \quad x = 0,0011$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{0,0011 \times 100}{0,26} = 4,11\%$
menor a 5% se puede aproximar

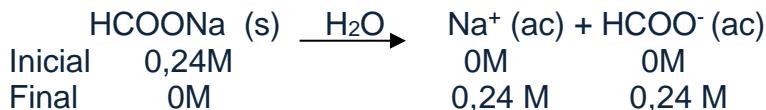
$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 0,0011 \text{ M} \quad [\text{NH}_3] = 0,26 - x = 0,259 \text{ M}$$

$$pOH = -\log [0,0011] \quad pOH = 2,96$$

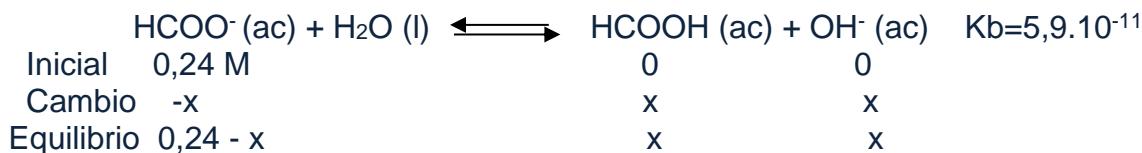
$$pH = 14,00 - pOH = 14,00 + \log(0,0011) = 11,04 \quad \boxed{pH = 11,04}$$

4. Calcule el pH de una solución de formiato de sodio (NaCOOH) 0,24 M

Una sal se ioniza completamente en agua:



Debo analizar los iones generados para saber cuál va a tener la fuerza suficiente para reaccionar con el agua. En este caso identifico al ión formiato:



$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = 5,9 \times 10^{-11} \quad K_b \ll 1 \quad 0,24 - x \approx 0,24$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,24} = 5,9 \times 10^{-11} \quad x^2 = 0,24 \times 5,9 \times 10^{-11} \quad x = 3,76 \times 10^{-6}$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{3,76 \times 10^{-6} \times 100}{0,24} = 0,0016\%$
menor a 5% se puede aproximar

La expresión utilizada para verificar que la aproximación es válida coincide con el cálculo del porcentaje de hidrólisis:

$$\text{Porcentaje de hidrólisis} = \frac{3,76 \times 10^{-6} \times 100}{0,24} = 0,0016\%$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = 3,76 \times 10^{-6} \text{ M} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,24 - x = 0,239 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [3,76 \times 10^{-6}] \quad \text{pOH} = 5,42$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 + \log (3,76 \times 10^{-6}) = 8,58 \quad \boxed{\text{pH} = 8,58}$$

5. Prediga si cada una de las siguientes soluciones será ácida, básica o neutra:

- a) NH_4I b) CaCl_2 c) KCN d) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

- a) NH₄I: el ión amonio (NH₄⁺) es el par conjugado de una base débil, el amoníaco (NH₃) por lo tanto será un ácido fuerte.

El ión ioduro (I⁻) es el par conjugado de un ácido fuerte, el ácido iodhídrico (HI) por lo tanto será una base débil.

La solución de una sal que proviene de la combinación de un ácido fuerte y una base débil, será ácida.

- b) CaCl₂: el ión Ca²⁺ es el par conjugado de una base fuerte, el hidróxido de calcio (Ca(OH)₂), por lo tanto será un ácido débil

El ión cloruro (Cl⁻) es el par conjugado de un ácido fuerte, por lo tanto será una base débil.

El pH de una sal que proviene de la combinación de un ácido fuerte y una base fuerte, será neutro debido a que ninguno de sus pares conjugados tiene la fuerza suficiente como para reaccionar con el agua.

- c) KCN: el ión K⁺ es el par conjugado de una base fuerte, el hidróxido de potasio KOH, por lo tanto será un ácido débil.

El ión CN⁻ es el par conjugado de un ácido débil, el ácido cianhídrico (HCN), por lo tanto será una base fuerte.

La solución de una sal que proviene de la combinación de un ácido débil y una base fuerte será básica.

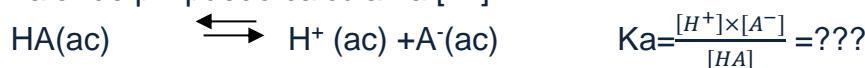
- d) Fe(NO₃)₃: el ión nitrato (NO₃⁻) es el par conjugado de un ácido fuerte, el ácido nítrico (HNO₃); por lo tanto será una base débil.

El ión hierro (III) (Fe³⁺) es el par conjugado de una base débil, el hidróxido férrico Fe(OH)₃, por lo tanto será un ácido fuerte.

La solución de una sal que proviene de la combinación de un ácido fuerte y una base débil será ácida.

6. El pH de una solución 0,06 M de un ácido débil monoprótico es 3,44. Calcule K_a del ácido.

Con el valor de pH puedo calcular la [H⁺]



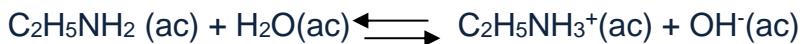
Inicial (M)	0,06	0	0
Cambios (M)	-x	x	x
Equilibrio (M)	0,06-x	x	x

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 3,44 \quad [\text{H}^+] = [\text{A}^-] = 0,00036 \text{ M} \quad x=0,00036$$

$$K_a = \frac{(0,00036)^2}{(0,06 - 0,00036)} = 2,17 \times 10^{-6} \quad \boxed{K_a = 2,17 \times 10^{-6}}$$

7. Calcule el pH de una solución de etilamina ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) 0,5 M sabiendo que $K_b = 5,6 \times 10^{-4}$

La etilamina es una base débil por lo tanto no se va hidrolizar completamente y va a tener asociada una constante de equilibrio K_b :



Inicial (M)	0,5	0	0
Cambiar (M)	-x	x	x
Equilibrio (M)	0,5-x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]} = 5,6 \times 10^{-4} \quad K_b = \frac{x^2}{(0,5-x)} = 5,6 \times 10^{-4} \quad K_b \ll 1 \quad 0,5 - x \approx 0,5$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,5} = 5,6 \times 10^{-4} \quad x^2 = 0,5 \times 5,6 \times 10^{-4} \quad x = 0,017$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{0,017 \times 100}{0,5} = 3,4\%$
menor a 5% se puede aproximar

$$[\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = 0,017 \text{ M} \quad [\text{NH}_3] = 0,5 - x = 0,483 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [0,017] \quad \text{pOH} = 1,77$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 + \log(0,017) = 12,23 \quad \boxed{\text{pH} = 12,23}$$

8. Calcular el pH de una solución 0,375 M de ácido acetilsalicílico (aspirina) con $K_a = 3,0 \times 10^{-4}$

El ácido acetilsalicílico es un ácido débil por lo tanto va a tener asociado a él una constante de equilibrio K_a :



Inicial (M)	0,375	0	0
Cambiol (M)	-x	x	x
Equilibrio(M)	0,375-x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{(0,375-x)} = 3,0 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0,375 - x \approx 0,375$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,375} = 3,0 \times 10^{-4} \quad x^2 = 0,5 \times 3,0 \times 10^{-4} \quad x = 0,011$$

Verifico que sea válida la aproximación: $\frac{0,011 \times 100}{0,375} = 2,83\%$
menor a 5% se puede aproximar

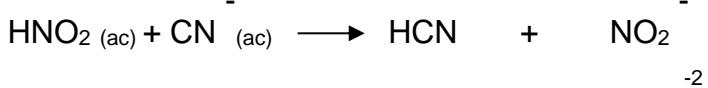
$$[\text{H}^+] = [\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COO}^-] = 0,011 \text{ M} \quad [\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}] = 0,375 - x = 0,364 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1,96 \quad \boxed{\text{pH} = 1,96}$$

Ejercicios Propuestos

1. Acidos y Bases de Bronsted

- a. Identifique los pares conjugados ácido-base de la reacción:



- b. Complete los siguientes equilibrios ácido -base e identifique los pares conjugados



- c. Elija la opción correcta para el ácido de Brønsted conjugado de cada una de las siguientes bases:

- (1) ClO^- , (2) HS^- (3) HSO_4^-

ClO^- , H_2S , H_2SO_4

HClO , H_2S , H_2SO_4

HClO , HS^- , SO_4^{2-}

HCl , H_2S , H_2SO_4

2. Propiedades ácido bases del agua $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.10^{-14}$

- a. La $[\text{OH}^-]$ en un detergente doméstico es 0,04 M. Calcular la $[\text{H}^+]$.
- b. La $[\text{H}^+]$ en el vinagre de uso común es de $1,05 \times 10^{-3}$ M. Calcular la $[\text{OH}^-]$
- c. La $[\text{H}^+]$ en una solución de ácido acético es de $1,8 \times 10^{-4}$ M. Calcular la $[\text{OH}^-]$

3. $\text{pH} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$

- a. Calcule el pH de una solución si su $[\text{H}^+] = 0.008 \text{ M}$ e indique si la solución es ácida, básica o neutra.
- b. La $[\text{OH}^-]$ de cierta fórmula láctea infantil es de $1,10^{-8}$ M. Calcular el pH.
- c. El pH de una disolución acuosa es 12,6. ¿Cuál será la $[\text{OH}^-]$ y el pOH a la temperatura de 25°C?
- d. El pH de la sangre es de 7,35. ¿Cuáles son las concentraciones molares de $\text{H}^+ \text{(ac)}$ y de $\text{OH}^- \text{(ac)}$?
- e. Cuando el agua de un acuario hogareño se enturbia por el desarrollo de algas la $[\text{H}^+]$ disminuye de su valor óptimo. Calcular el pH del agua del acuario

cuando el agua se encuentra turbia si la $[H^+]$ disminuyó en $1,82 \times 10^{-7}$ M respecto del valor óptimo. El pH óptimo del agua del acuario es 6,8.

4. Ácidos y Bases Fuertes (tabla 15.2)

- ¿Calcule el pH de una disolución de $2,5 \times 10^{-3}$ M de $HClO_4$ a $25^\circ C$.
- ¿Calcule el pH Una disolución de $2,5 \times 10^{-4}$ de $Mg(OH)_2$ a $25^\circ C$.

5. Ácidos Débiles y K_a (tabla 15.3)

- Calcule el pH de una solución acuosa 0,3 M de ácido hipocloroso a $25^\circ C$.



- ¿Cuál es el valor de pH para una solución de 0,03 M de ácido hipocloroso a $25^\circ C$. Compare los resultados obtenidos con el punto anterior, comente.

- Una solución acuosa 0,11 M de ácido nitroso a $25^\circ C$.



- El ácido láctico es un ácido monoprótico que ocurre de manera natural en la leche agria y se deriva del metabolismo del cuerpo humano. Una solución 0,10 M de ácido láctico en agua (CH_3COOH) tiene un pH de 2,43. Calcule el valor de K_a para el ácido láctico a $25^\circ C$.

6. Bases Débiles y K_b (tabla 15.4)

- Calcule el pH de una solución 0,2 M de amoníaco a $25^\circ C$.



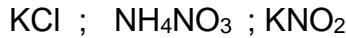
- La metilamina es una base débil. Si el pH de una disolución a $25^\circ C$ es 0,065 M es 11,70 ¿Cuál es el valor de la K_b ?



- Si el valor del K_b del amoníaco es de $1,8 \times 10^{-5}$ ¿Cuál debería ser la molaridad de una disolución de amoníaco a $25^\circ C$ para que su pH fuese 10?

7. Propiedades Acido Base de las Sales

- Prediga si cada una de las siguientes disoluciones será ácida, básica o casi neutra:



- Calcular el pH y el porcentaje de hidrólisis de una disolución acuosa 0,30 M de cloruro de amonio a $25^\circ C$.