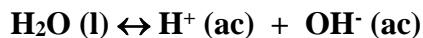


GUÍA EQUILIBRIO IÓNICO

El **pH** es un indicador del número de iones de hidrógeno (protones). Tomó forma cuando se descubrió que el agua estaba formada por protones (H^+) e iones hidroxilo (OH^-). Tal como se expresa en la reacción de disociación del agua.

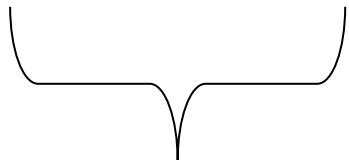


Como es una reacción reversible tiene asociada una constante de equilibrio (K_w), y su valor se determinó experimentalmente a $25^\circ C$.

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

En resumen, el equilibrio iónico estudia la reacción de disociación del agua y el efecto que provoca en la cantidad de protones e hidroxilos al disolver distintos solutos en ella. Para comprender esto es necesario conocer:

$[H^+]$, $[OH^-]$, **pH** y **pOH**



Conociendo uno de estos valores se pueden determinar los restantes mediante el uso de una serie de ecuaciones provenientes de arreglos matemáticos de la constante de disociación del agua

Estas ecuaciones son:

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

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

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

$$pH + pOH = 14$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

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

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

EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO IONICO

1.- Si el pH de una disolución es 4,2. Determine:

a) El pOH de la solución

Solución

En toda solución acuosa, se cumple: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Entonces: $\text{pOH} = 14 - 4,2 = 9,8$

b) La concentración de protones

Solución

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

$$[H^+] = \text{antilog} -4,2$$

$$[H^+] = 6,3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

c) La concentración de iones OH⁻

Solución

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

$$[OH^-] = \text{antilog} -9,8$$

$$[OH^-] = 1,58 \times 10^{-10} \text{ M}$$

2.- La concentración de OH⁻ en una muestra de sangre es $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$. ¿Cuál es el pH de la sangre?

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

$$\text{pOH} = -\log 2,5 \times 10^{-7} = 6,6$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 6,6$$

$$\text{pH} = 7,4$$

3.- El pH de agua de lluvia colectada en una estación meteorológica de Santiago un día de invierno fue 4,82. ¿Cuál es la concentración de H^+ en el agua de lluvia?

Solución

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

$$[H^+] = \text{antilog} -4,82$$

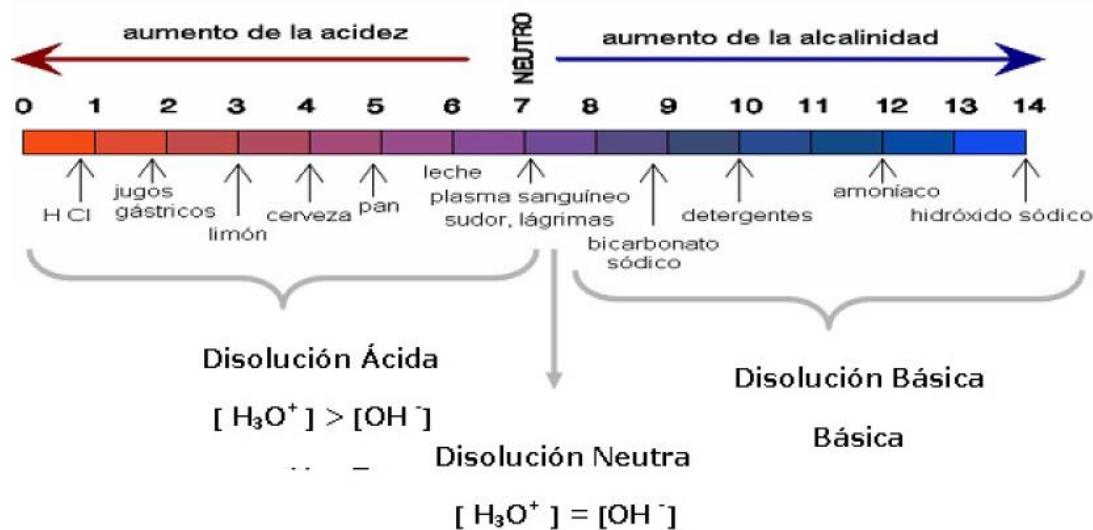
$$[H^+] = 1,51 \times 10^{-5} \text{ M}$$

El pH no tiene unidades; se expresa simplemente por un número. Cuando una solución es neutra, el número de protones iguala al número de iones hidroxilo. Cuando el número de iones hidroxilo es mayor, la solución es básica, cuando el número de protones es mayor, la solución es ácida.

En general, la acidez o la basicidad de una disolución es función del pH, y está dada según la siguiente tabla:

CONCENTRACIÓN	VARIACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN DE PROTONES	pH	DISOLUCIONES
$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] = 10^{-7}$	pH = 7	neutra
$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] < 10^{-7}$	pH > 7	básica
$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 10^{-7}$	pH < 7	ácida

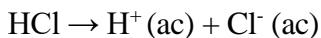
La escala de pH permite conocer el carácter ácido, básico o neutro de una



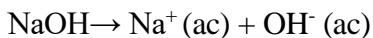
DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES

Arrhenius (1883)

Ácido: Sustancia que, en disolución acuosa, dona H^+



Base: Sustancia que, en disolución acuosa, dona OH^-

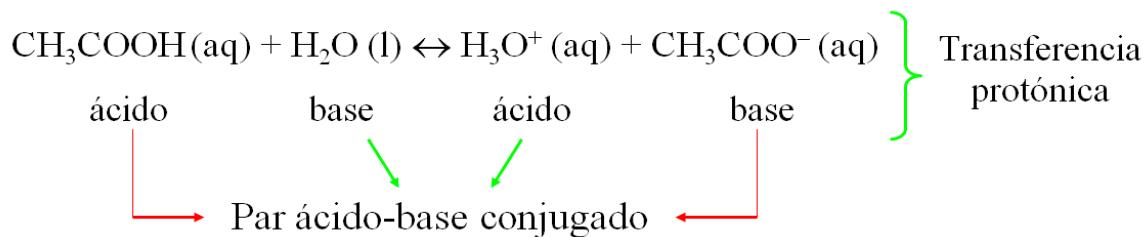


Brønsted-Lowry (1923)

Ácido: Especie que tiene tendencia a ceder un H^+

Base: Especie que tiene tendencia a aceptar un H^+

CASO 1



Donde:



En un equilibrio acido-base se transfieren protones. Por lo tanto debe existir una especie que lo cede (ácido) y una que lo acepta (base)

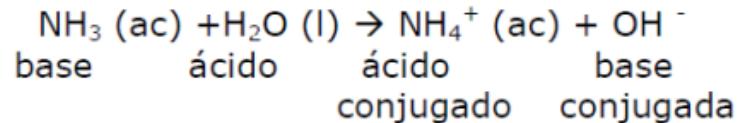
Un ácido y una base que solo difieren en la presencia o ausencia de un protón, se denomina **par ácido-base conjugado**.

En este caso:

El ácido acético, CH_3COOH , actúa como ácido, que al ceder protones se transforma en CH_3COO^- (base conjugada)

El H_2O actúa como base, acepta los protones del ácido

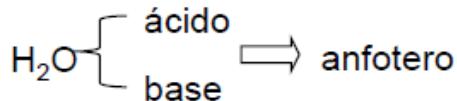
CASO 2



Toda base tiene asociada a ella un ácido conjugado formado al añadir un protón a la base. En este caso:

El NH_3 actúa como base, que al aceptar el protón se transforma en NH_4^+ (ácido conjugado)
El H_2O actúa como ácido,

Algunas sustancias **pueden actuar** como **ácido** en unas situaciones o como **bases** en otras. Reciben el nombre de **anfóteras**. Con el análisis de los dos casos anteriores queda de manifiesto que el **agua es una sustancia anfótera**



FUERZAS DE LOS ÁCIDOS Y DE LAS BASES

ACIDOS

La dissociación de un ácido en agua se puede expresar como:



Generalmente se abrevia como:



Donde $\mathbf{H}^+ = \mathbf{H}_3\mathbf{O}^+$

La constante de equilibrio de un ácido es K_a que recibe el nombre de constante de acidez

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

A mayor valor de K_a más fuerte es el ácido. Siendo los casos extremos los ácidos fuertes que se disocian completamente, **reacción irreversible**, por lo tanto, K_a es tan grande que tiende a infinito. Los **ácidos** que tienen $K_a >> 1$ (más de 100) están casi 100% disociados, por lo que

se les considera **ácidos fuertes**. Los ácidos fuertes más comunes son: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄.

Los **ácidos débiles** presentan las siguientes características: **K_a muy pequeña**, menor a 1,0, **se encuentra disociado bajo un 100 %, la concentración de productos es menor a los reactantes**. Conducen débilmente la corriente eléctrica.

Cuanto menor sea el valor de K_a más débil será el ácido

BASES

Análogamente con las bases sería:



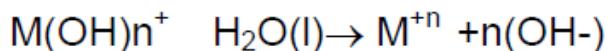
La constante de equilibrio base es K_b que recibe el nombre de constante de basicidad

$$K_b = \frac{[OH^-] \times [BH^+]}{[B]}$$

A mayor fuerza de una base mayor será K_b. Caso extremo: **base fuerte** (p.ej. NaOH, KOH,) para estas bases se encuentra totalmente disociada **K_b >> 1** (en general K_b mayor a 100, o su valor tiende a infinito, o simplemente no tienen K_b debido a que son **reacciones irreversibles**)

Las bases fuertes presentan las siguientes características: K_b muy grande, mayor a 100, se encuentran en 100% disociadas, conducen la corriente eléctrica fácilmente. Las bases fuertes más comunes son hidróxidos de Metales (M) de los grupos I y IIA, por ejemplo: NaOH , Ca(OH)₂, KOH.

La ecuación química general para la disociación de una base fuerte es:



Las bases débiles presentan K_b muy pequeña, menor a 1,0; ya que se encuentra disociadas bajo un 100 %, la concentración de productos es menor a los reactantes. Conducen débilmente la corriente eléctrica. Cuanto menor sea el valor de K_b más débil será la base. Las bases débiles más comunes son derivadas del NH₃, por ejemplo, anilina C₆H₅NH₂, etilamina CH₃CH₂NH₂

En Resumen:

FUERZA DE ÁCIDOS y BASES

Según el valor de K_a \longrightarrow ácidos fuertes o débiles:

- Si $K_a > 100 \Rightarrow$ El ácido es **fuerte** y estará disociado casi en su totalidad.
- Si $K_a < 100 \Rightarrow$ El ácido es **débil** y estará solo parcialmente disociado.

Cuanto más fuerte sea un ácido menor es la fuerza de su base conjugada

Según el valor de K_b \longrightarrow bases fuertes o débiles:

- Si $K_b > 100 \Rightarrow$ La base es **fuerte** y estará disociada casi en su totalidad.
- Si $K_b < 100 \Rightarrow$ La base es **débil** y estará solo parcialmente disociada.

Cuanto más fuerte sea una base menor es la fuerza de su ácido conjugado

Ácidos y Bases fuertes

Ejemplo 1: Determine el pH de una solución de HCl 0,25 M

Solución: El HCl es un ácido fuerte, debido a que puede ceder protones (H^+), además no tiene K_a , lo que significa que se disocia completamente, por lo tanto:

$$\begin{aligned} \text{Si } [HCl] &= 0,25 \text{ M} \Rightarrow [H^+] = 0,25 \text{ M} \\ \text{pH} &= -\log [H^+] = -\log 0,25 \text{ M} \\ &\mathbf{pH = 0,60} \end{aligned}$$

Ejemplo 2: Determine el pH de una solución de NaOH 0,25 M

Solución: El NaOH es una base fuerte, debido a que puede ceder hidroxilos (OH^-), además no tiene K_b , lo que significa que se disocia completamente, por lo tanto:

$$\begin{aligned} \text{Si } [NaOH] &= 0,25 \text{ M} \Rightarrow [OH^-] = 0,25 \text{ M} \\ \text{pOH} &= -\log [OH^-] = -\log 0,25 \text{ M} \\ &\mathbf{pOH = 0,60} \\ \text{PH} + \text{POH} &= 14 \\ \text{PH} &= 14 - 0,60 \\ &\mathbf{pH = 14,40} \end{aligned}$$

Ejemplo 3: Determine el pH de una disolución 0,025 M de hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Solución: El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es una base fuerte, debido a que puede ceder hidroxilos (OH^-), además no tiene K_b , lo que significa que se disocia completamente.

Sin embargo, esta base libera **2 OH^-** por cada molécula de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, esto implica que:

$$[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,05 \text{ M}$$

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,05 \text{ M} = 1,3$$

$$p\text{H} + p\text{OH} = 14$$

$$p\text{H} = 12,7$$

Ácidos y Bases débiles

Ejemplo 1: Determine las concentraciones de todas las especies en el equilibrio y el pH de una disolución 0,5 M de CH_3COOH si su K_a es $1,8 \times 10^{-5}$

Solución: El CH_3COOH es un **ácido débil**, debido a que su $K_a \ll 1$, esto implica que una fracción muy pequeña del ácido se transforma a producto.

La reacción de disociación del ácido se puede representar por:



Donde la K_a está representada por:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Como el CH_3COOH es un ácido débil, en solución acuosa se disocia parcialmente según:



[M] inicial	0,5	0	0
[M] cambio	- x	+ x	+ x
[M] equilibrio	0,5- x	+ x	+ x

Reemplazando las concentraciones en el equilibrio de todas las especies en la Ka resulta:

$$Ka = \frac{x^2}{0,5 - x}$$

Como la Ka es muy pequeña ($ka \ll 1$), la cantidad de CH_3COOH que se transforma a producto es extremadamente pequeña, por lo que en general se realiza la siguiente aproximación:

$$Ka \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

Esta aproximación es razonable y nos entrega buenos resultados de pH, si y solo si se cumple la siguiente condición:

$$\frac{[\text{HCOOH}]_{\text{inicial}}}{Ka} \gg 1000$$

En nuestro caso, este valor es de 27777. Por lo tanto, se puede realizar la aproximación y la Ka queda expresada por:

$$Ka = \frac{x^2}{0,5}$$

Despejando X, resulta:

$$x = \sqrt{(0,5 \times Ka)} = 3 \times 10^{-3} M$$

Interpretando el valor de X tenemos que las **concentraciones de todas las especies en el equilibrio** y el **pH** son:

$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 3 \times 10^{-3} M \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,5 - x = 0,497 M$$

$$\text{pH} = 2,52$$

Cuando la relación:

$$\frac{[\text{ácido}]_{\text{inicial}}}{Ka} < 1000$$

No se puede utilizar el método aproximado y se debe resolver la ecuación cuadrática para determinar X.

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Sin embargo, casi la totalidad de los ácidos biológicos son débiles y permiten determinar su pH mediante el método aproximado.

Ejemplo 2: Determinar el pH y pOH de una solución 0,2 M de NH₃ si K_b (25°C) = 1,8 x 10⁻⁵

	NH ₃	+	H ₂ O	↔	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻
I	0,2				0	0	
C	x						
E	0,2 - x				x	x	

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,2 - x} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Como la K_b es muy pequeña (kb <<1), la cantidad de NH₃ que se transforma a producto es extremadamente pequeña y como la relación siguiente es mayor a 1000 se puede utilizar el método aproximado

$$\frac{[Base]_{inicial}}{Kb} \gg 1000$$

Donde:

$$0,2 - x \approx 0,2$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,2} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M} \Rightarrow x^2 = 1,8 \times 10^{-5} \times 0,2 \quad y \quad x = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,2}$$

De donde se deduce que:

$$X = [OH^-] = 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = 2,72$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$\mathbf{pH = 11,28}$$

En resumen, para ácidos débiles:

$$[H^+] = \sqrt{([Ácido]_{inicial} \times K_a)}$$

En el caso de **bases débiles** se trabaja en forma análoga a los ácidos débiles, con la diferencia que X es igual a la concentración de hidroxilos

$$[OH^-] = \sqrt{([Base]_{inicial} \times K_b)}$$

Sintetizando lo aprendido

Características de un ácido fuerte	Características de un ác. Débil (concepto)
<p>$K_a > 1,0$</p> <p>Se disocia en un 100%</p> <p>Conducen la corriente eléctrica.</p> <p>Ecc. Química General</p> $HA_{(ac)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow A^-_{(ac)} + H_3O_{(ac)}$ <p>En donde la</p> $[H_3O^+] = [HA]_{inicial}$ <p>Ej ácidos fuertes son HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄ v H₂SO₄</p>	<p>$K_a < 1,0$</p> <p>Cuanto menor sea el valor de K_a, más débil será el ácido.</p> <p>Se disocia bajo un 5,0%</p> <p>Conducen levemente la corriente eléctrica.</p> <p>Ecc. Química General</p> $HA_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$ <p>En donde la</p> $[H_3O^+] = \sqrt{[HA]_{inicial} \times K_a}$
Características de un base	Características de una base (concepto)
<p>$K_{ab} > 1,0$</p> <p>Se disocia en un 100%</p> <p>Conducen la corriente eléctrica.</p> <p>Las más comunes son idróxidos de Metales (M) de los grupos I y II A Ej NaOH , Ca(OH)2,</p> <p>Ecc. Química General</p> $M(OH)n + H_2O(l) \rightarrow M + n +n(OH^-)$ <p>La $[OH^-] = n$ [concentración inicial de la base]</p>	<p>$K_b < 1,0$</p> <p>Cuanto menor sea el valor de K_b más débil será la base</p> <p>Se disocia bajo un 5,0%</p> <p>Conducen levemente la corriente eléctrica.</p> <p>Las bases débiles más comunes son derivadas del NH₃ Ej anilina C₆H₅NH₂ , etil amina CH₃CH₂NH₂</p> <p>Ecc. Química General</p> $B(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons BH^+(ac) + OH-ac$ <p>$[OH^-] = \sqrt{[M(OH)n]_{inicial} \times K_b}$</p>

Ejercicios:

1.- Complete la siguiente tabla

[H ⁺] (M)	[OH ⁻] (M)	pH	pOH	¿Ácida o básica?
7,5 x 10⁻³				
	3,6 x 10⁻¹⁰			
		8,25		
			2,13	

2.- Determine el pH del Jugo Gástrico, sabiendo que está conformado por ácido clorhídrico, HCl, de concentración 0.07 M

3.- Indique cuál de los siguientes ácidos es más fuerte. Justifique su respuesta.

- a) Acido Bórico $K_a = 1 \times 10^{-10}$
- b) Acido Acético $K_a = 1 \times 10^{-5}$
- c) Acido Carbónico $K_a = 1 \times 10^{-7}$
- d) Acido Fosfórico $K_a = 1 \times 10^{-3}$
- e) Acido Oxálico $K_a = 1 \times 10^{-2}$

4.- Ordene las siguientes soluciones según acidez creciente

Solución A de pH = 5

Solución B de pOH = 8

Solución C de concentración de H⁺ = 2.4×10^{-5}

Solución D de concentración de OH⁻ = 3.8×10^{-8}

5.- Determine la concentración de OH⁻, concentración de H⁺, pH y pOH de una solución de HCl de concentración 1×10^{-5} M

6.- Determine la concentración de OH⁻, concentración de H⁺, pH y pOH de una solución de NaOH de concentración 0.4 M.

7.- Se preparó una solución disolviendo 0.3 g de KOH en suficiente agua para completar 500 ml de solución. Determine el pH de la solución resultante.

8.- Determine el pH de 140 ml de una solución de NaOH de concentración 1.3×10^{-4} M

9.- 60 mL de un ácido fuerte HA de concentración 1M, se diluyen con agua al triple de su volumen. Determine la $[H^+]$ y pH luego de la dilución.

10.- Se preparó una solución disolviendo 0,6 g de CH_3COOH ($K_a = 1.78 \times 10^{-5}$, PM= 60 g/mol) en cantidad de agua suficiente para completar 100 ml de solución. Determine:

- a) Concentración de todas las especies en el equilibrio
- b) concentración de OH^- , concentración de H^+ , pH y pOH

11.- Determine pH de una solución acuosa de metilamina de concentración 0,5 M



12.- Se disolvió 1,9 gr de anilina $C_6H_5NH_2$ (PM= 93 g/mol; $K_b = 4,27 \times 10^{-10}$) en suficiente agua para completar 250 ml de solución. Determine:

- a) pH
- b) concentración de la anilina en el equilibrio

13.-a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de HCl 0,5 M?

b) Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH?

14.- El ácido benzoico (C_6H_5COOH) es un buen conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio posea un pH inferior a 5. Determine si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 0,5 M es adecuada como conservante.

Datos: $K_a (C_6H_5COOH) = 6,5 \times 10^{-5}$.

15.-La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante K_b es $9 \cdot 10^{-7}$. Calcule el pH de una disolución acuosa 0,02 M de codeína.

16.- Calcular el pH de una disolución de ácido benzoico 0,1 M, sabiendo que la constante de ionización de dicho ácido tiene un valor de $6,6 \times 10^{-5}$.

17.- ¿Cuál es el pH de una disolución preparada disolviendo 1,23 g de 2-nitrofenol (PM = 139 g/mol) ($K_a = 6,2 \times 10^{-8}$) en suficiente agua para completar 250 mL de solución?

18.- El pH de una disolución de o-cresol 0,01 M es 6,05. Hallar el pK_a de este ácido débil.

RESPUESTAS

1.-

$[H^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	pH	pOH	¿Ácida o básica?
$7,5 \times 10^{-3}$	$1,3 \times 10^{-12}$	2,12	11,88	Ácida
$2,8 \times 10^{-5}$	$3,6 \times 10^{-10}$	4,56	9,44	Ácida
$5,6 \times 10^{-9}$	$1,8 \times 10^{-6}$	8,25	5,75	Básica
$1,35 \times 10^{-12}$	$7,4 \times 10^{-3}$	11,87	2,13	Básica

2.- pH = 1,15

3.- El ácido Acido Oxálico es el más fuerte de la lista, debido a que es el ácido con el valor de K_a más alto, esto implica que producirá una mayor concentración de protones y formará la base conjugada más débil.

4.- D < B < A < C

5.- $[OH^-] = 1 \times 10^{-9} M$ $[H^+] = 1 \times 10^{-5} M$ pOH=9 pH=5

6.- $[OH^-] = 0.4 M$ $[H^+] = 2.5 \times 10^{-14} M$ pOH=0.4 pH=13.6

7.- pH=12

8.- pH=10.11

9.- $[H^+] = 0,333 M$ pH=0,48

10.- $[CH_3COO^-] = [H^+] = 1,33 \times 10^{-3} M$ $[CH_3COOH] = 0,099 M$ pH=2,87
pOH= 11.13

11.- pH= 12,17

12.- a) 8,77 b) 0,079 M

13.- pH=0,3 b) pH=1,3

14.- El pH de la solución es 2,24 < 5. Por lo tanto es adecuada como conservante.

15.- pH=10,10

16.- pH=2,59

17.- pH =4,33

18.- $pK_a = 10,10$

