



**PROGRAMA DE ACOMPAÑAMIENTO Y ACCESO EFECTIVO A LA EDUCACIÓN
SUPERIOR (PACE)**

ACOMPAÑAMIENTO EN EDUCACIÓN SUPERIOR (AES)

UNIVERSIDAD CATÓLICA SILVA HENRÍQUEZ (UCSH)

2018



Presentación

El equipo de Acompañamiento en Educación Superior, ¹AES, tiene como propósitos acompañar y orientar los procesos de inserción universitaria, tanto en lo académico como en lo psicoafectivo. En ese contexto, ponemos a tu disposición este material de estudio.

El documento tiene la finalidad de apoyar tu aprendizaje y complementar las cátedras de Química que estás recibiendo, todo siempre con el objetivo de potenciar tus talentos y capacidades.

¹ El material fue diseñado por la Profesora Angélica Quintriqueo, Ayudante Académica del Programa PACE-UCSH. Está dirigido a todos y todas las estudiantes del Programa que se encuentren cursando asignaturas o contenidos vinculados a Química.

Reacciones de Ácido Base

La acidez y la basicidad constituyen el conjunto de propiedades características de dos importantes grupos de sustancias químicas: los ácidos y las bases. Las ideas actuales sobre tales conceptos químicos consideran los ácidos como dadores de protones y las bases como aceptores. Los procesos en los que interviene un ácido intervienen también su base conjugada, que es la sustancia que recibe el protón cedido por el ácido.

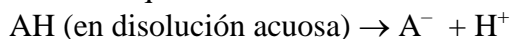
Tales procesos se denominan reacciones ácido-base.

Ácidos	Bases
<ul style="list-style-type: none"> • Tienen sabor agrio. • Son corrosivos para la piel. • Enrojecen ciertos colorantes vegetales. • Disuelven sustancias • Atacan a los metales desprendiendo H₂. • Pierden sus propiedades al reaccionar con bases. 	<ul style="list-style-type: none"> • Tienen sabor agrio. • Son corrosivos para la piel. • Enrojecen ciertos colorantes vegetales. • Disuelven sustancias • Atacan a los metales desprendiendo H₂. • Pierden sus propiedades al reaccionar con bases.

Definición de Arrhenius

Publica en 1887 su teoría de “**disociación iónica**”, en la que afirma que hay sustancias (electrolitos) que, en disolución, se disocian en cationes y aniones. Ácido y base se define de la siguiente manera:

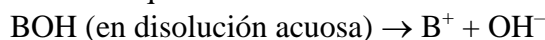
ÁCIDO: Sustancia que en disolución acuosa libera protones de hidrógeno (H⁺)



Ejemplos:

- HCl (en disolución acuosa) $\rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+$
- H₂SO₄ (en disolución acuosa) $\rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+$

BASE: Sustancia que en disolución acuosa libera aniones OH⁻.



Ejemplo:

- NaOH (en disolución acuosa) $\rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Neutralización

Se produce al reaccionar un ácido con una base por formación de agua:



El anión que se disoció del ácido y el catión que se disoció de la base quedan en disolución inalterados (sal disociada):



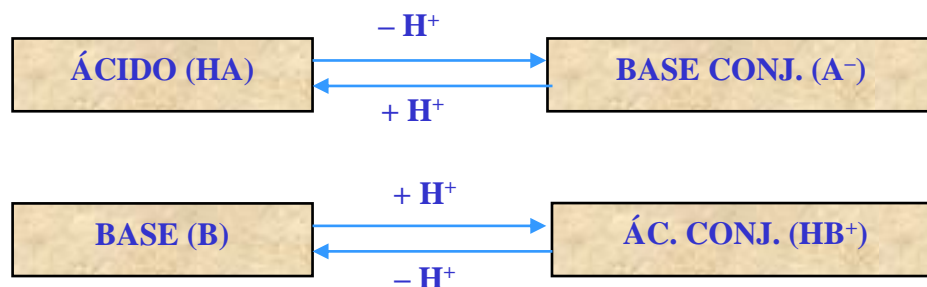
Teoría de BRÖNSTED-LOWRY.

ÁCIDO: Sustancia que en disolución cede H^+

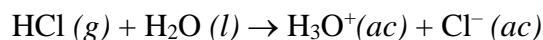
BASE: Sustancia que en disolución acepta H^+

Par Ácido/base conjugado

Siempre que una sustancia se comporta como ácido (cede H^+) hay otra que se comporta como base (captura dichos H^+). Cuando un ácido pierde H^+ se convierte en su “base conjugada” y cuando una base captura H^+ se convierte en su “ácido conjugado”.

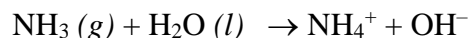


Ejemplo de disociación de un ácido:



En este caso el H_2O actúa como base y el HCl como ácido, que al perder el H^+ se transforma en Cl^- (base conjugada).

Ejemplo de disociación de una base:



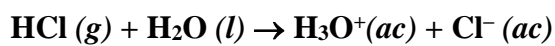
En este caso el H_2O actúa como ácido pues cede H^+ a la base NH_3 que se transforma en NH_4^+ (ácido conjugado).

Teoría de Lewis

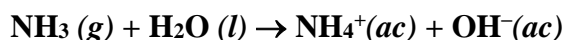
ÁCIDO: Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de aceptar un par de electrones y formar un enlace covalente coordinado

BASE: Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de aportar un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado

Ejemplos:

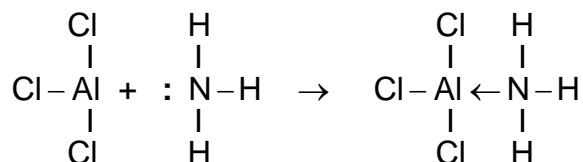
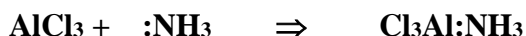


En este caso el HCl es un ácido porque contiene un átomo (de H) que al disociarse y quedar como H^+ va a aceptar un par de electrones del H_2O formando un enlace covalente coordinado (H_3O^+).



En este caso el NH_3 es una base porque contiene un átomo (de N) capaz de aportar un par de electrones en la formación del enlace covalente coordinado (NH_4^+).

De esta manera, sustancias que no tienen átomos de hidrógeno, como el AlCl_3 pueden actuar como ácidos:





Equilibrio de ionización del agua CONCEPTO DE pH.

La experiencia demuestra que el agua tiene una pequeña conductividad eléctrica lo que indica que está parcialmente dissociado en iones



Como $[\text{H}_2\text{O}]$ es constante por tratarse de un líquido, llamaremos:

$$K_w = K_C \times [\text{H}_2\text{O}]^2$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

conocido como “**producto iónico del agua**”

El valor de dicho producto iónico del agua es: $K_w (25^\circ\text{C}) = 10^{-14} \text{ M}^2$. En el caso del agua pura: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-14} \text{ M}^2)^{1/2} = 10^{-7} \text{ M}$.

Se denomina pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Y para el caso de agua pura, como $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$, $\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$

Tipos de disoluciones

Ácidas: $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$ $\text{pH} < 7$

Básicas: $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$ $\text{pH} > 7$

Neutras: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ $\text{pH} = 7$

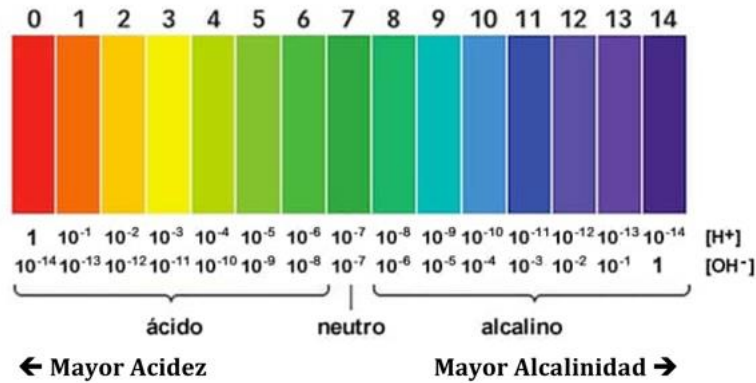
En todos los casos:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Luego si $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumenta (disociación de un ácido), entonces $[\text{OH}^-]$ debe disminuir y así el producto de ambas concentraciones continúa valiendo 10^{-14} M^2 .

$$K_C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Escala de valores del pH



Concepto de pH y pOH.

El **pH** es una medida de acidez o alcalinidad que indica la cantidad de iones de hidrógeno presentes en una solución o sustancia.

El **pOH** (o potencial OH) es una medida de la acidez o alcalinidad de una disolución.

A veces se usa este otro concepto, casi idéntico al de pH:

Matemáticamente se definen como:

$$\text{pH} = -\log (\text{H}^+)$$

$$\text{pOH} = -\log (\text{OH}^-)$$

Como $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}$, aplicando logaritmos y cambiando el signo tenemos que: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, para una temperatura de 25°C.

Ejemplo:

El pH de una disolución acuosa es 12,6. ¿Cuál será la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pOH a la temperatura de 25°C?

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 12,6$, de donde se deduce que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12,6} \text{ M} = 2,5 \times 10^{-13} \text{ M}$$

Como $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} M^2$, entonces:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,04 M = 1,4$$

Comprobamos como $pH + pOH = 12,6 + 1,4 = 14$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14} M^2}{5 \times 10^{-13} M} = \mathbf{0,04}$$

Para recordar

La escala de pH 2

$pH = \log (1/ [H^+]) = -\log [H^+]$

Recordemos: $\log a = b$, si $10^b = a$

En una solución neutra:


$[H^+] = [OH^-] = 1.00 \times 10^{-7} M$ (a 25 °C)

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

$pH = -\log (1.00 \times 10^{-7})$

$pH = -(-7)$

pH = 7

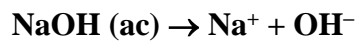
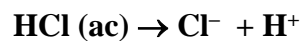


Electrolitos fuertes y débiles.

Electrolitos fuertes:

Están totalmente disociados. (→)

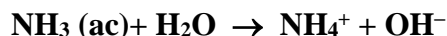
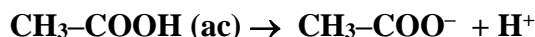
Ejemplos:



Electrolitos débiles:

Están disociados parcialmente

Ejemplos:



Ejemplo:

Justifica por qué el ión HCO_3^- actúa como ácido frente al NaOH y como base frente al HCl.

El NaOH proporciona OH^- a la disolución: $\text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$, por lo que $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, es decir, el ión HCO_3^- actúa como ácido. Asimismo, el HCl proporciona H^+ a la disolución:

$\text{HCl (ac)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. por lo que $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O})$, es decir, el ión HCO_3^- actúa como base.

Fuerza de ácidos.

En disoluciones acuosas diluidas ($[\text{H}_2\text{O}] \cong \text{constante}$) la fuerza de un ácido HA depende de la constante de equilibrio:



$$K_c = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \times [\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K_c \times [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = K_a$$

A K_a se le llama constante de disociación o constante de acidez. Según su valor hablaremos de ácidos fuertes o débiles:

Si $K_a > 100 \Rightarrow$ El ácido es fuerte y estará disociado casi en su totalidad.

Si $K_a < 1 \Rightarrow$ El ácido es débil y estará sólo parcialmente disociado.



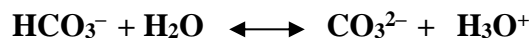
Ejemplo:

El ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) es un ácido débil ya que su $K_a = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$.

Ácidos polipróticos

Son aquellos que pueden ceder más de un H^+ . Por ejemplo, el H_2CO_3 es diprótico. Existen pues, tantos equilibrios como H^+ disocia:

Ejemplo:



$$K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad ; \quad K_{a2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$K_{a1} = 4,5 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$K_{a2} = 5,7 \times 10^{-11} \text{ M}$$

Las constantes sucesivas siempre van disminuyendo.

Ejemplo:

Sabiendo que las constantes de acidez del ácido fosfórico son: $K_{a1} = 7,5 \times 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$ y $K_{a3} = 2,2 \times 10^{-13}$, calcular las concentraciones de los iones H_3O^+ , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} y PO_4^{3-} en una disolución de H_3PO_4 0,08 M.



	H_3PO_4	H_2O	H_2PO_4^-	H_3O^+
Concentración inicial (Ci)	0,08		0	0
Concentración inicial (Cf)	0,08-x		x	x

Nos queda que

Equilibrio 1:

$$K_{a1} = \frac{[H_2PO_4^-] \times [H_3O^+]}{[H_3PO_4]} = \frac{x^2}{0,08 - x} = 7,5 \times 10^{-3} M \Rightarrow x = 0,021$$

Equilibrio 2: $H_2PO_4^- + H_2O \longleftrightarrow HPO_4^{2-} + H_3O^+$

	$H_2PO_4^-$	H_2O	HPO_4^{2-}	H_3O^+
Concentración inicial (Ci)	0,021		0	0
Concentración inicial (Cf)	0,021-y		y	0,021+y

$$K_{a2} = \frac{[HPO_4^{2-}] \times [H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{y \times (0,021 + y)}{0,021 - y} ; \frac{0,021y}{0,021} = 6,2 \times 10^{-8} M \Rightarrow y = 6,2 \times 10^{-8}$$

Equilibrio 3: $HPO_4^{2-} + H_2O \longleftrightarrow PO_4^{3-} + H_3O^+$

	HPO_4^{2-}	H_2O	PO_4^{3-}	H_3O^+
Concentración inicial (Ci)	0,021		0	0
Concentración inicial (Cf)	$6,2 \times 10^{-8} - Z$		Z	$6,2 \times 10^{-8} + Z$

$$K_{a2} = \frac{[H_3PO_4] \times [H_3O^+]}{[HPO_4^{2-}]} = \frac{z \times (0,021 + z)}{6,2 \times 10^{-8} - z} ; \frac{0,021 z}{6,2 \times 10^{-8}} = 2,2 \times 10^{-13} M \Rightarrow z = 6,5 \times 10^{-19}$$

$$[H_3O^+] = [H_2PO_4^-] = 0,021 M ; [HPO_4^{2-}] = 6,2 \times 10^{-8} M ; [PO_4^{3-}] = 6,5 \times 10^{-19} M$$

Fuerza de bases.

En disoluciones acuosas diluidas ($[H_2O]$ es constante) la fuerza de una base BOH depende de la constante de equilibrio: $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

$$K_c = \frac{[BH^+] \times [OH^-]}{[B] \times [H_2O]} \Rightarrow K_c \times [H_2O] = \frac{[BH^+] \times [OH^-]}{[B]} = K_b$$

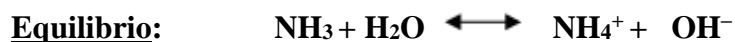
A K_b se le llama constante de basicidad. pK_b al igual que el pH se denomina pK a:

$$pK_a = -\log K_a; \quad pK_b = -\log K_b$$

Cuanto mayor es el valor de K_a o K_b mayor es la fuerza del ácido o de la base. Igualmente, cuanto mayor es el valor de pK_a o pK_b menor es la fuerza del ácido o de la base.

Ejemplo:

Determinar el pH y el pOH de una disolución 0,2 M de NH_3 sabiendo que $K_b (25^\circ C) = 1,8 \cdot 10^{-5} M$.



	NH_3	H_2O	NH_4^+	OH^-
Concentración inicial (Ci)	0,2		0	0
Concentración inicial (Cf)	0,2-x		x	x

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

De donde se deduce que $x = [\text{OH}^-] = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,9 \cdot 10^{-3} = 2,72$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,72 = 11,28$$

Relación entre K_a y K_b conjugada.



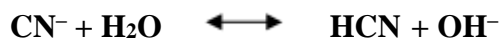
$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad ; \quad K_b = \frac{[\text{HA}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$
$$K_a \times K_b = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HA}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{HA}] \times [\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = K_w$$

En la práctica, esta relación ($K_a \times K_b = K_w$) significa que si un ácido es fuerte su base conjugada es débil y si un ácido es débil su base conjugada es fuerte.

A la constante del ácido o base conjugada en la reacción con el agua se le suele llamar constante de hidrólisis (K_h).

Ejemplo:

Calcular la K_b del KCN si sabemos que la K_a del HCN vale $4,9 \times 10^{-10} \text{ M}$. El HCN es un ácido débil (constante muy pequeña). Por tanto, su base conjugada, el CN^- , será una base relativamente fuerte. Su reacción con el agua será:



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{4,9 \times 10^{-10} \text{ M}} = 2,0 \times 10^{-5} \text{ M}$$



Ejercicios

1.- Clasifica cada uno de las siguientes especies como ácido o base según la teoría de Arrhenius

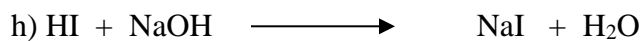
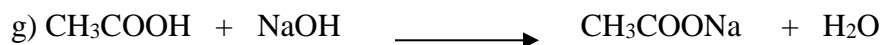
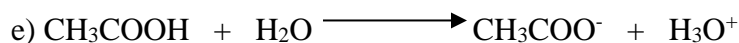
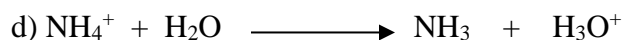
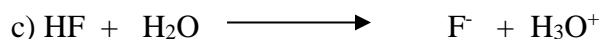
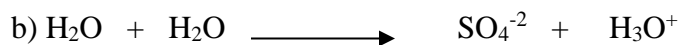
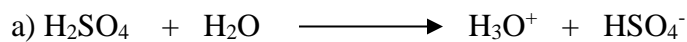
- a) HNO_3
- b) HCl
- c) KOH
- d) H_2SO_4
- e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- f) NaOH

2.- Clasifica cada una de las siguientes especies como ácido, base o anfótero, según la teoría de Bronsted-Lowry:

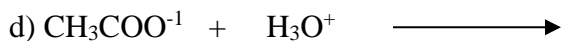
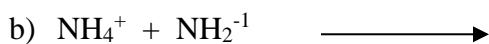
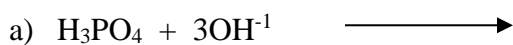
- a) NH_4^+
- b) HCO_3^-
- c) H_2O
- d) H_3O^+
- e) H_2SO_4
- f) HSO_4^-



3.- Identifique en cada reacción el par ácido base conjugado:

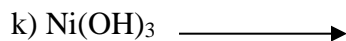
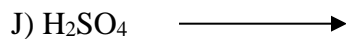
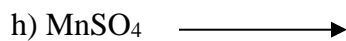
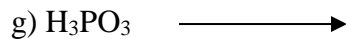
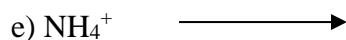
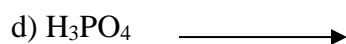
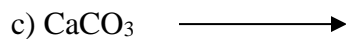
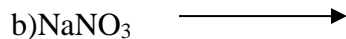
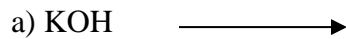


4.- Complete las siguientes reacciones, identificando ácidos, bases, ácido conjugado y base conjugada:





5.- Realice las disociaciones de los siguientes compuestos en disolución acuosa:
(separa en iones, el catión mas el resto de la molécula)





6.- Complete la siguiente tabla

H^+	OH^-	pH	pOH
$1,2 \times 10^{-8}$			
	$1,3 \times 10^{-3}$		
$3,7 \times 10^{-2}$			
	8×10^{-4}		
			4
		5	

7.- Ordene de modo ascendente la fuerza de los siguientes ácidos, teniendo en cuenta las constantes de acidez:

- a) $K_a = 6,7 \times 10^{-16}$
- b) $K_a = 5,5 \times 10^{-10}$
- c) $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$
- d) $K_a = 7,2 \times 10^{-8}$
- e) $K_a = 1,9 \times 10^{-21}$
- f) $K_a = 9,76 \times 10^{-36}$
- g) $K_a = 3,76 \times 10^{-18}$

8.- Resuelva los siguientes problemas:

- a) ¿Cuál es el pH de una solución que tiene una concentración de H^+ de $0,00089 \text{ mol/l}$?
- b) calcule el pH de una solución de NaOH que tiene una concentración de $0,003 \text{ mol/l}$



c) ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno y el pH en cada una de las siguientes disoluciones:

- $0,87 \text{ gr}$ de HNO_3 en 100 ml de disolución
- $0,034 \text{ moles}$ de HCl disueltos en 4 litros de disolución

9.- Se tienen 300 ml de una solución de NaOH $0,5 \text{ M}$, determina el pH cuando:

- a) se le agregan 50 ml de agua
- b) de la disolución anterior se extraen 5 ml y se le agregan 20 ml de agua
- c) de la disolución anterior se extraen 5 ml y se le agregan 55 ml de agua



10.- El Gatorade, una bebida popular para calmar la sed, tiene una concentración de iones H^+ de $8 \times 10^{-4} M$. Calcule su pH y su pOH

Respuestas

1.-

- a) ácido
- b) ácido
- c) base
- d) ácido
- e) base
- f) base

2.-

- a) ácido cede un protón
- b) anfolito; puede actuar como ácido o base
- c) anfolito
- d) ácido
- e) ácido
- f) anfolito

3.

- | | | | | |
|---|-------|-------|-----------------|-----------------|
| a | ácido | base | ácido conjugado | base conjugada |
| b | base | ácido | base conjugada | ácido conjugado |
| c | ácido | base | base conjugada | ácido conjugado |
| d | ácido | base | base conjugada | ácido conjugado |
| e | ácido | base | base conjugado | ácido conjugada |
| f | ácido | base | base conjugado | ácido conjugada |
| g | ácido | base | base conjugado | ácido conjugada |
| h | ácido | base | base conjugado | ácido conjugada |

6.-

H^+	OH^-	pH	pOH
$1,2 \times 10^{-8}$	$8,33 \times 10^{-7}$	7,9	6,1
$7,69 \times 10^{-12}$	$1,3 \times 10^{-3}$	11,1	2,98
$3,7 \times 10^{-2}$	$2,7 \times 10^{-13}$	1,43	12,59
$1,25 \times 10^{-11}$	8×10^{-4}	10,9	3,096
1×10^{-10}	1×10^{-4}	10	4
1×10^{-5}	1×10^{-9}	5	9

7.- $f < e < g < a < b < d < c$

8.- a) 3,05

b) 11,5

c) 0,13M; pH= 0,85
0,0085M; pH=2,07

9.-

a) 13,63

b) 12,85

c) 11,77

10.- pH= 3,1 pOH= 10,9

Bibliografía

Hans Rudolf Christen. (1977). Química general. Suiza: Reverte.

Chang, Raymond, Goldsby, Ken. (2013). Química (11a. ed.). México: McGraw-Hill.

Moore, John W. El Mundo de la Química Conceptos y Aplicaciones. 2 ed. Addison-Wesley, México, 2000.