

ÍNDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Equilibrio Iónico	6
Electrolitos según su fuerza	6
Autoionización del agua	7
Constantes de Equilibrio para especies ácidas y básicas	8
Relación entre K_a y K_b	8
Soluciones Buffer	9
Detalles Experimentales	11
Materiales y Reactivos	11
Procedimiento	12
Conclusiones	27
Bibliografía	28
Apéndice	29

INTRODUCCIÓN

Tal como se estudio en la experiencia anterior de equilibrio químico, muchas reacciones se detienen antes de completarse. Existen reacciones principalmente en solución acuosa, que al llegar al equilibrio presenten iones, esto indica que la sustancia inicial se ioniza o disocia parcialmente. Los ácidos y las bases estudiados en el capítulo anterior sufren este tipo de reacción, con esto se puede explicar por ejemplo su conductividad eléctrica (conductividad electrolítica) al ser disuelto en agua.

La mayoría de las sustancias que se emplean a nivel de laboratorio, a nivel comercial o industrial y los sistemas biológicos se encuentran en forma de solución acuosa, que pueden ser de carácter ácido, básico o neutro. En estas soluciones existen muchas especies iónicas en equilibrio. Para comprender las propiedades de estos sistemas es de suma importancia conocer los aspectos teóricos sobre equilibrio iónico: El significado y aplicaciones de la constante de equilibrio iónico K_i (K_a , K_b , K_w , K_h); las sales que se hidrolizan modifican el pH del agua; qué es una solución tampón y como prepararla; que es un indicador ácido – base y como se emplean estos en la determinación aproximada del pH de las soluciones y en el proceso de titulación ácido – base, etc. Todos estos aspectos se abordaran en el presente informe.



OBJETIVOS

- Estudiar los procesos de hidrólisis de algunas soluciones salinas a través del pH de la solución.
- Conocer el comportamiento de una solución buffer ante la adición de pequeñas cantidades de ácidos y bases.

PRINCIPIOS TEÓRICOS

+ EQUILIBRIO IÓNICO

El equilibrio iónico es un tipo especial de equilibrio químico, caracterizado por la presencia de especies químicas en solución acuosa, las cuales producen iones.

Las especies que producen en solución cargas son denominadas electrolitos. Un electrolito es cualquier especie que permite la conducción de la corriente eléctrica.

En base a esto, se clasifica a los electrolitos en base a dos criterios:

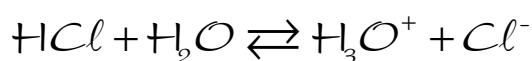
- Comportamiento en solución: electrolitos ácidos, básicos, y neutros.
- Capacidad conductora: electrolitos fuertes y débiles.

+ ELECTROLITOS SEGÚN SU FUERZA

Cuando una sustancia se disuelve en agua la generación de electrolitos puede ocurrir de forma incompleta o completa.

Cuando la disociación ocurre completamente se habla de electrolito fuerte. Un electrolito fuerte es aquel cuya disociación es prácticamente completa. Cuantitativamente hablando, un electrolito fuerte es aquel cuya constante de equilibrio tiende a infinito.

Ejemplo:

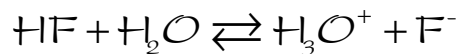


Donde:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$

En el tiempo de equilibrio $[\text{HCl}]$ tiende a cero, por ende K_{eq} tiende a infinito. Cuando la disociación es menor al 100%, se habla de un electrolito débil. Los electrolitos débiles forman equilibrios verdaderos.

Ejemplo:



Donde:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

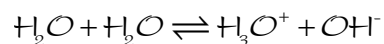
Esta reacción no se completa, alcanza cierto equilibrio, con cierta constante, por eso debe llevar dos medias flechas en direcciones opuestas (flecha doble).

Como la disociación no es completa, en el tiempo de equilibrio, $[\text{HF}]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{F}^-]$ permanecerán constantes, por ende estamos en presencia de un equilibrio químico.

✚ AUTOJONIZACIÓN DEL AGUA

Corresponde a la propiedad química del agua donde ésta se autosepara en sus componentes iónicos.

El agua es un electrolito débil, por lo que conduce la corriente eléctrica en una fracción pequeñísima, debido a que se encuentra poco disociada.



Al ser una reacción reversible, podemos expresarla en función de una constante de equilibrio:

$$K_{eq} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Al ser el agua una especie pura, no se le considera en la expresión, por ende, la constante de equilibrio del agua queda expresada en función de la presencia de los dos iones formados.

Mediante procesos electroquímicos, se pudo comprobar que la constante de equilibrio de esta relación tiene un valor de:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

La que se conoce como: Constante de autoionización del agua.

✚ CONSTANTE DE EQUILIBRIO PARA ESPECIES ÁCIDAS Y BÁSICAS

Por convención, cuando se trabaja con una especie ácida, a la constante de equilibrio de dicha especie se la denomina constante de acidez, y se designa K_a , y cuando se trabaja con una especie básica, a la constante de equilibrio se la denomina constante de basicidad y se designa K_b .

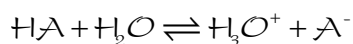
No obstante, el equilibrio iónico es un tipo especial de equilibrio químico, por ende, a la hora de hacer cálculos, se trata como tal.

✚ RELACIÓN ENTRE K_a Y K_b

Por la teoría ácido-base de Bronsted – Lowry sabemos que existen pares conjugados ácido-base (un ácido genera una base conjugada y una base genera un ácido conjugado, cuyas fuerzas quedan determinadas por la fuerza opuesta del ácido/base que les dio origen).

Sea HA un ácido débil con $K_a < 10^{-2}$

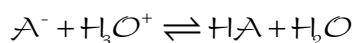
Entonces, la reacción queda determinada por:



La expresión de la constante de acidez queda determinada por la siguiente expresión:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Expresando la reacción inversa:



Como A^- es una base, se puede expresar su constante de basicidad:

$$K_b = \frac{[HA]}{[H_3O^+][A^-]}$$

Lo que indicaría que $K_a \times K_b = 1$; pero esta relación es válida sólo para la reacción inversa de la reacción inicialmente planteada.

Si se desea determinar la constante de basicidad de la reacción directa que se ha planteado inicialmente, tenemos que considerar al agua.

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

Como la concentración de iones hidronio (H_3O^+) está determinado para la reacción por K_a , entonces: $K_w = K_a [\text{OH}^-]$

Y, del mismo modo, la concentración de iones hidróxido (OH^-), queda determinada por la constante de basicidad de la reacción directa:

$$K_w = K_a K_b$$

Se despeja K_b

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

Para la reacción de bases en agua se cumplen las mismas condiciones, por ende:

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

✚ SOLUCIONES BUFFER

Las soluciones amortiguadoras, también conocidas como buffer o tampón, son disoluciones que están compuestas por el Ion común de un ácido débil o una base débil y el mismo ion común en una sal conjugada, ambos componentes deben de estar presentes.

Cuando un "buffer" es añadido al agua, el primer cambio que se produce es que el pH del agua se vuelve constante. De esta manera, ácidos o bases adicionales no podrán tener efecto alguno sobre el agua, ya que esta siempre se estabilizará de inmediato.

Los buffer consisten en sales hidrolíticamente activas que se disuelven en el agua. Los iones de estas sales se combinan con ácidos y álcalis. Estas sales hidrolíticamente activas son los productos que resultan de la reacción entre los ácidos débiles y los álcalis fuertes como el carbonato de calcio (a partir del ácido carbónico e hidróxido de calcio) o entre ácidos fuertes y álcalis débiles como el cloruro de amonio (a partir del ácido clorhídrico e hidróxido de amonio).

Un ácido buffer reacciona cuando un ácido débil o base débil se combina con su correspondiente sal hidrolítica en una solución de agua, se forma un sistema amortiguador denominado "buffer".

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 10 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 2 vasos de 250 mL
- 3 pipetas de 10 mL
- 1 bureta de 50 mL
- 1 probeta de 50 mL
- 2 matraces erlenmeyer de 250 mL
- 1 fiola de 100 mL
- 1 piseta
- 1 bagueta
- 1 propipeta
- papel de tornasol

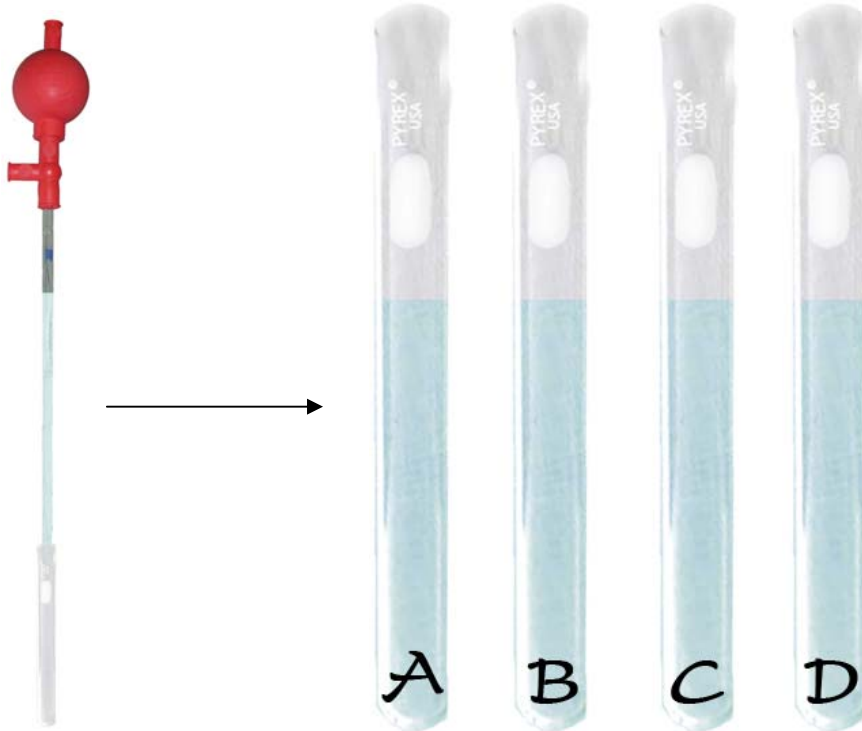
Reactivos:

- Hidróxido de Amonio NH_4OH 0,1M
- Hidróxido de Sodio NaOH 0,1M
- Cloruro de Sodio NaCl sólido
- Cloruro de Amonio NHCl sólido
- Acetato de Sodio CH_3COONa sólido
- Indicadores: Azul de Bromotimol, Anaranjado de Metilo, Rojo de Metilo y Fenolftaleina.
- Agua destilada

PROCEDIMIENTO

A) Hidrólisis de Sales

1. En 4 tubos de ensayo se coloca 10 mL de agua destilada con la ayuda de una pipeta. Se rotula cada tubo asignándole una letra: A, B, C y D.



2. Se pesa 0,5g de NaCl; 0,5g de NH_4Cl y 0,5g de CH_3COONa respectivamente.



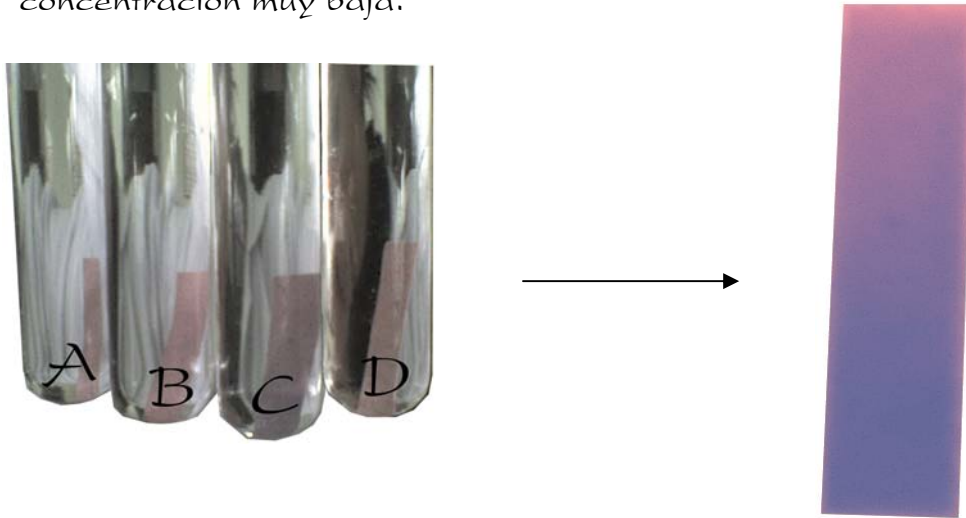
3. En el tubo A se agrega el cloruro de sodio, en el tubo B se agrega en cloruro de amonio, en el tubo C se agrega el Acetato de sodio y se proceden a disolver con la bagueta. El tubo D servirá como referencia.



4. Se sospecha que la solución del tubo C tiene un carácter básico, mientras que las soluciones A y D tienen carácter neutro y la solución B tiene carácter ácido. Esto se comprueba al sumergir una tira de papel indicador.



5. El papel indicador sólo cambia a azul ya que ha detectado la el carácter básico en la solución C, mientras que en la solución ácida no se aprecia el cambio de color a rojo debido a que está con una concentración muy baja.



6. Una vez preparadas las soluciones de los tubos A, B, C y D. Se les agrega 3 gotas de rojo de metilo.



7. Con esto se comprueba definitivamente que las soluciones descritas anteriormente tienen dichos caracteres. La solución B debería de ser de color rojo con la ayuda del rojo de metilo, pero como está con una concentración muy baja, es por eso el color naranja claro.



B) Efecto del Jón Común

1. Se coloca 100 mL de agua destilada en un vaso de 250 mL, se adiciona 2 mL de solución NH_4OH 0,1M y 1 gota de fenolftaleína. La solución toma un color rojo – grosella.



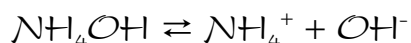
2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa a 2 matraces erlenmeyer. Los cuales se rotularán con las letras X e Y.



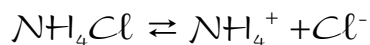
3. Al matraz X se le añade 1g de NH_4Cl sólido y se empieza a disolver con una bagueta. Se observa que la coloración rojo – grosella tiende a transparente.



La disociación de NH_4OH es:



La disociación de NH_4Cl es:



En estas soluciones existe un ión en común que es el NH_4^+

4. Al matraz Y se le añade una pequeña cantidad de NaCl sólido, el cual se disuelve con una bagueta. Se observa que la coloración rojo – grosella no cambia.



En esta solución como se trata de NaCl y se disocia en $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, no existe ningún ión en común con el NH_4OH ya que éste se disocia en $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

5. En la tabla que se presenta a continuación se presentan los resultados antes y después de añadir las sales a los matraces X e Y.

	Color Inicial	Color Final
X	Rojo – Grosella	Rojo – Grosella claro
Y	Rojo – Grosella	Rojo – Grosella

C) Preparación de Soluciones Buffer, Tampón, Amortiguadoras o Reguladoras

1. Se mide en una probeta 50 mL de una solución de K_2HPO_4 0,1M y se transfiere a una fiola de 100 mL.



2. A la fiola se agrega 29,1 mL de $NaOH$ 0,1M y se completa con agua destilada hasta llegar al aforo de la fiola.



3. El pH de la solución resultante debe ser aproximadamente 7. Para comprobar dicho pH, se extrae una pequeña cantidad de la solución a un tubo de ensayo y se le agrega 1 gota de indicador Azul de Bromotimol. La solución adquiere un color verde.



D) Comportamiento de la Solución Buffer ante la adición de una base

1. En un matraz erlenmeyer de 250 mL se coloca 25 mL de agua destilada.



2. En otro erlenmeyer se coloca 25 mL de la solución Buffer obtenida en la experiencia anterior.



3. El pH de las soluciones preparadas es 7 ya que el agua destilada tiene un pH = 7 y la solución Buffer también tiene un pH = 7.

4. Se agrega 3 gotas de fenolftaleína a cada erlenmeyer.



5. Se fija la bureta en un soporte universal con una pinza y empleando un embudo se vierte la solución de Hidróxido de Sodio por encima de la marca del 0, luego se abre la llave de la bureta para llenar el tubo terminal y evitar que se llene de burbujas de aire, dejándose en el nivel de 0.
6. Se procede a añadir solución de NaOH 0,1M gota a gota en el erlenmeyer que sólo contiene agua.



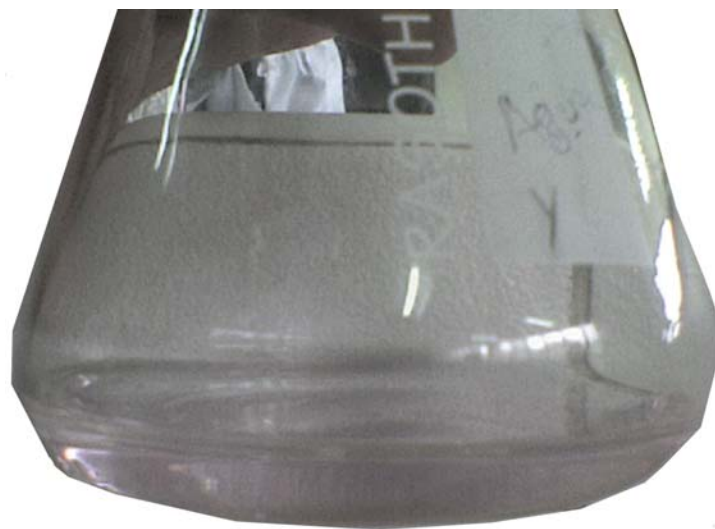
7. La solución cambia a rojo – grosella y sólo requiere de una gota de NaOH ya que era una solución neutra.



8. Ahora se titula la solución Buffer con NaOH gota a gota.



9. La solución toma el color rojo – grosella inicialmente, pero eso no significa que se haya titulado. Llegar a titularse cuando la solución tiende a ser transparente.



El volumen gastado de NaOH es 6,5 mL

E) Comportamiento de la Solución Buffer ante la adición de un ácido

1. En un matraz erlenmeyer de 250 mL se coloca 25 mL de agua destilada.



2. En otro erlenmeyer se coloca 25 mL de la solución Buffer obtenida en la experiencia C.



- El pH de las soluciones preparadas es 7 ya que el agua destilada tiene un pH = 7 y la solución Buffer también tiene un pH = 7.
- Se agrega 3 gotas de Anaranjado de Metilo a cada erlenmeyer.



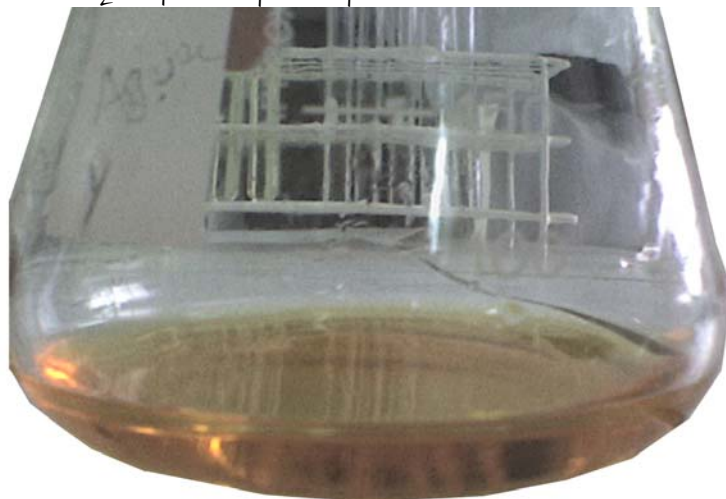
- Ambas soluciones adquieren el color naranja producto de indicador ya que por el momento son neutras.



6. Se fija la bureta en un soporte universal con una pinza y empleando un embudo se vierte la solución de Ácido Clorhídrico por encima de la marca del 0, luego se abre la llave de la bureta para llenar el tubo terminal y evitar que se llene de burbujas de aire, dejándose en el nivel de 0.
7. Se procede a añadir solución de HCl 0,1M gota a gota en el erlenmeyer que sólo contiene agua.



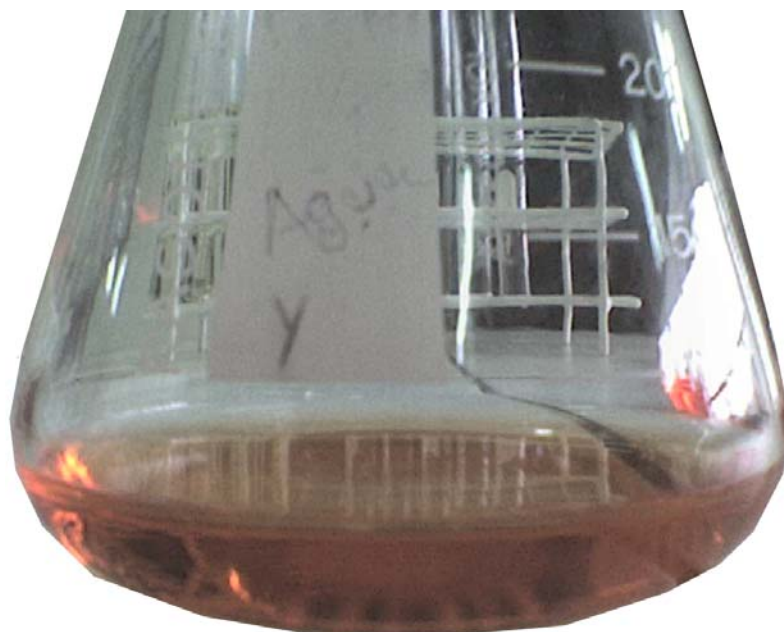
8. La solución cambia a naranja claro y sólo requiere de 3 gotas (1,5 mL) de NaOH ya que al principio era una solución neutra.



9. Ahora se titula la solución Buffer con HCl gota a gota.



10. El color de la solución cambia a naranja oscuro al momento de titularse.



El volumen gastado de HCl es 9,5 mL

CONCLUSIONES

- La reacción que dio lugar a la solución buffer es:
$$\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{KOH}$$
- Se conoció una nueva forma de expresar la constante de equilibrio la cual es la constante de hidrolización (K_h) la cual esta en función de la constante de producto iónico (K_w), constante de acidez (K_a) o constante de basicidad (K_b) que nos permite detectar en que grado la solución final seria ácida o básica.
- Las reacciones de hidrólisis generalmente son reacciones de protólisis (reacciones de Bronsted – Lowry)
- Conocimos o comprobamos con el experimento de efecto del ión común el principio de Le Chatelier en función de la concentración.
- Se determinó que una sustancia buffer o tampón es de suma importancia en la industria además que actúa como amortiguadora del pH de la sangre manteniéndola en un pH de 7,4 siendo esta solución buffer o amortiguadora evitando cambios bruscos en el pH al ingreso ya sea de ácido, base o sales.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Química General
7ma edición (2002)
Raymond Chang
Ed. Mc Graw-Hill Interamericana
Páginas 652 – 668

- ✓ Química General
8va edición (2003)
Ralph H. Petrucci, William S. Harwood, F. Geoffrey Herring
Ed. Prentice Hall
Páginas 711 – 724

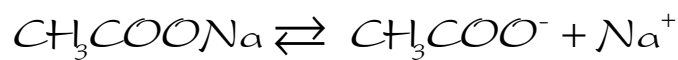


APÉNDICE

1. Si a 0,5 L de agua se agrega 6,0 g de acetato de sodio ¿Cuál será el pH de la solución final? ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

$$[CH_3COONa] = \frac{n_{CH_3COONa}}{V_{sol}} = \frac{6g \times \frac{1mol}{82g}}{0,5L} = 0,14 \frac{mol}{L}$$

Luego:



Inicio	0,14M	-	-
Reacción	-x	+x	+x
Equilibrio	0,14 - x	x	x

Entonces:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{K_a}$$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = \frac{[x][x]}{0,14 - x}$$

Como el valor del K_a es muy pequeño se desprecia x en el denominador

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = \frac{[x][x]}{0,14}$$

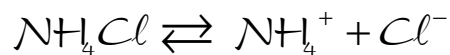
$$x = 8,81 \times 10^{-6}$$

Finalmente el pH es: $-\log(x) = -\log(8,81 \times 10^{-6}) = 5,05$

2. Si 1 L de solución contiene 25 g de cloruro de amonio ¿Cuál será el pH de la solución final? ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{n_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{V_{\text{sol}}} = \frac{25\text{g} \times \frac{1\text{mol}}{53,5\text{g}}}{1\text{L}} = 0,46 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Luego:



Inicio	0,46M	-	-
Reacción	-x	+x	+x
Equilibrio	0,46-x	x	x

Entonces:

$$K_a = \frac{[x][x]}{0,46 - x} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Como el valor del K_a es muy pequeño se desprecia x en el denominador

Por lo tanto:

$$K_a = \frac{[x][x]}{0,46} = 1,8 \times 10^{-5}$$

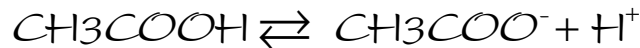
$$x = 2,87 \times 10^{-3}$$

Finalmente el pH es: $-\log(x) = -\log(2,87 \times 10^{-3}) = 2,54$

3. Si tenemos 100 mL de ácido acético 0,1M y le agregamos 1,245 g de acetato de sodio ¿Cuál será el pH final de la solución?

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,1\text{M}$$

Luego:



Inicio	0,1M	-	-
Reacción	-x	+x	+x
Equilibrio	0,1-x	x	x

Entonces:

$$K_a = \frac{[x][x]}{0,1-x} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Como el valor del K_a es muy pequeño se desprecia x en el denominador

Por lo tanto:

$$K_a = \frac{[x][x]}{0,1} = 1,8 \times 10^{-5}$$

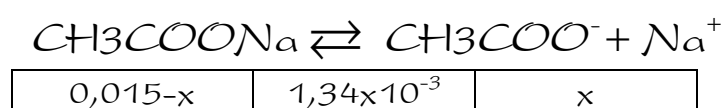
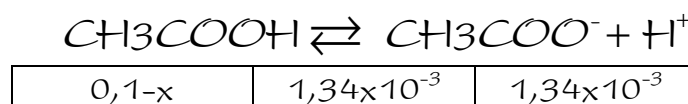
$$x = 1,34 \times 10^{-3}$$

pH inicial es: $-\log(x) = -\log(1,58 \times 10^{-3}) = 2,54$

Después de añadir la sal:

$$n = 1,245\text{g} \times \frac{1\text{mol}}{82\text{g}} = 0,015 \text{ moles}$$

Luego:



Aquí podemos observar el ión común, en este caso es el CH_3COO^-

Luego:

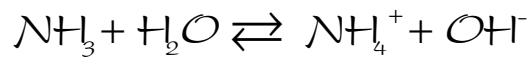
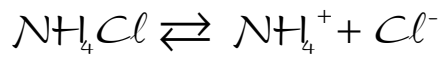
$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{[1,34 \times 10^{-3}][x]}{0,015}$$

$$x = 2,01 \times 10^{-4}$$

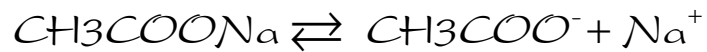
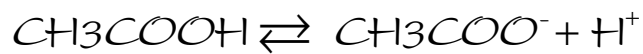
pH final es: $-\log(x) = -\log(2,01 \times 10^{-4}) = 3,69$

4. ¿Cuál de los siguientes pares formará una solución Buffer?

- a) NaCl / HCl
- b) NaCl / NH₄Cl
- c) NH_{3(ac)} / NH₄Cl



- d) CH₃COOH / NaCl
- e) CH₃COONa / CH₃COOH



- f) HF / NaF
- g) Na₂CO₃ / NaHCO₃