

ÍNDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Neutralización	6
Teoría de Svante A. Arrhenius	7
Teoría de Bronsted - Lowry	8
Teoría de Gilbert N. Lewis	10
Producción de Amoniaco	12
Contenido de Álcalis en una solución	12
Detalles Experimentales	14
Materiales y Reactivos	14
Procedimiento	15
Conclusiones	26
Bibliografía	27
Apéndice	28

INTRODUCCIÓN

En el presente informe se verán métodos para determinar el contenido y composición de diferentes sustancias de una mezcla.

Uno de ellos es la titulación ácido – base, por este método, utilizando una solución de algún ácido de concentración conocida, se puede realizar la determinación cuantitativa de álcalis (acidimetría) o, empleando una solución valorada de algún álcali, se puede determinar la concentración de los ácidos en una mezcla (alcalimetría). Para ello se utiliza también indicadores como la Fenolftaleina y el anaranjado de metilo.

Otro de los métodos es la neutralización para determinar el contenido de amoniaco evaporando una solución de cloruro de amonio con hidróxido de sodio.

OBJETIVOS

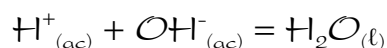
- Determinar el contenido de amoniaco por el método de neutralización, evaporando sus soluciones.
- Aplicar el método de titulación por retroceso o titulación indirecta.
- Determinar la composición de una mezcla de álcalis en una solución, por el método de titulación ácido – base.

PRINCIPIOS TEÓRICOS

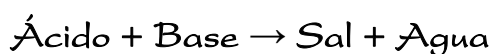
✚ NEUTRALIZACIÓN

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal. Así pues, se puede decir que la neutralización es la combinación de iones hidrógeno y de iones hidróxido para formar moléculas de agua. Durante este proceso se forma una sal. Las reacciones de neutralización son generalmente exotérmicas, lo que significa que producen calor.

Una reacción común en solución acuosa es aquella donde el ión hidronio (H_3O^+) o ión hidrógeno (H^+) que proviene de un ácido reacciona con el ión oxidrilo (OH^-) de una base para formar agua, como se indica a continuación:

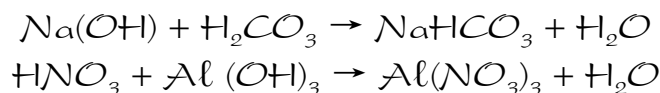


Generalmente la siguiente reacción ocurre:



En esta reacción de neutralización se puede usar una solución indicadora tal como la Fenolftaleína (si los elementos a neutralizar son ácido clorhídrico e hidróxido de Sodio), pero también se puede usar el azul de timol, el azul de metileno, etc. para saber si esa solución contiene alguna base.

Ejemplos:

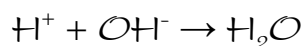


Cuando se neutraliza experimentalmente un ácido fuerte con una base fuerte, la solución resultante es completamente neutra.

✚ TEORÍA ÁCIDO - BASE DE SVANTE AUGUST ARRHENIUS

Svante August Arrhenius (1859-1927) fue un químico suizo que estudiaba en la escuela para graduados. Nació cerca de Uppsala, estudió en la Universidad de Uppsala y se doctoró el año 1884. Mientras todavía era un estudiante, investigó las propiedades conductoras de las disoluciones electrolíticas (que conducen carga). En su tesis doctoral formuló la teoría de la disociación electrolítica.

Él definió los ácidos como sustancias químicas que contenían hidrógeno, y que disueltas en agua producían una concentración de iones hidrógeno o protones, mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidroxilo, OH^- . La reacción de neutralización sería:



La teoría de Arrhenius ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácidos se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidroxilo. La segunda crítica es que la teoría sólo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

En los tiempos de Arrhenius se reconocía a los ácidos en forma general como sustancias que, en solución acuosa.

- Tienen un sabor agrio si se diluyen lo suficiente para poderse probar.
- Hacen que el papel tornasol cambie de azul a rojo.
- Reaccionan con los metales activos como el magnesio, zinc y hierro produciendo hidrógeno gaseoso, $\text{H}_{2(g)}$.
- Reaccionan con los compuestos llamados bases (contienen iones hidróxido, OH^-) formando agua y compuestos llamados sales. La sal que se forma está compuesta por el ion metálico de la base y el ion no metálico del ácido. Casi todas las sales son sólidos cristalinos de alto punto de fusión y de ebullición.

La reacción de un ácido con una base se llama neutralización. Si se mezclan las cantidades correctas de ácidos y bases, se pierden sus propiedades originales. El producto de reacción tiene un sabor que no

es agrio ni amargo, sino salado. Se produce una sal y agua cuando un ácido neutraliza una base.

Arrhenius propuso que las propiedades características de los ácidos con en realidad propiedades del ion hidrógeno, H^+ , y que los ácidos son compuestos que liberan iones hidrógeno en las soluciones acuosas.

Arrhenius y otros científicos reconocían en términos generales que las bases (también llamadas álcalis) son sustancias que, en solución acuosa.

- Tienen un sabor amargo.
- Se sienten resbalosas o jabonosas al tacto.
- Hacen que el papel tornasol cambie de rojo a azul.
- Reaccionan con los ácidos formando agua y sales.

Arrhenius explicó que estas propiedades de las bases (álcalis) eran en realidad propiedades del ion hidróxido, OH^- . Propuso que las bases son compuestos que liberan iones hidróxido en solución acuosa. Las definiciones de Arrhenius son útiles en la actualidad, siempre y cuando se trate de soluciones acuosas.

Ácidos y bases de Arrhenius:

- Los ácidos liberan iones hidrógeno en agua.
- Las bases liberan iones hidróxido en agua.

✚ TEORÍA ÁCIDO - BASE DE BRONSTED - LOWRY

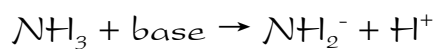
Johannes Nicolaus Bronsted (1879-1947), químico danés, nacido en Varde. En 1908 recibió el título de doctor en Filosofía y un cargo de profesor de química en la Universidad de Copenhague. Sus trabajos más importantes fueron en el campo de la termodinámica. Thomas M. Lowry (1847-1936) fue un químico británico que, junto a Johannes Bronsted, anunció una teoría revolucionaria como resultado de los experimentos con ácidos y bases en solución, que desafiaba la definición clásica de ácidos y bases no relacionados al crear un nuevo concepto el de pares ácido-base conjugados.

Las definiciones de Arrhenius de los ácidos y bases son muy útiles en el caso de las soluciones acuosas, pero ya para la década de 1920 los químicos estaban trabajando con disolventes distintos del agua. Se encontraron compuestos que actuaban como bases pero no había OH^- en sus fórmulas. Se necesitaba una nueva teoría.

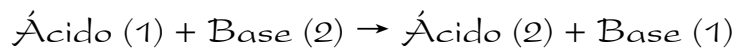
Las definiciones de Bronsted - Lowry son:

- Un ácido de Bronsted - Lowry es un donador de protones, pues dona un ion hidrógeno, H^+
- Una base Bronsted - Lowry es un receptor de protones, pues acepta un ion hidrógeno, H^+

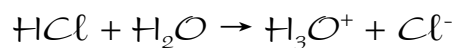
Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso: el amoníaco líquido, que actúa como una base en una disolución acuosa, se comporta como un ácido en ausencia de agua cediendo un protón a una base y dando lugar al anión (ion negativo) amida:



El concepto de ácido y base de Bronsted y Lowry ayuda a entender por qué un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos (al igual que sucede entre una base fuerte y otra débil). Las reacciones ácido-base se contemplan como una competición por los protones. En forma de ecuación química, la siguiente reacción de Ácido (1) con Base (2)

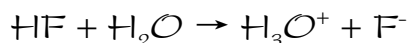


Se produce al transferir un protón el Ácido (1) a la Base (2). Al perder el protón, el Ácido (1) se convierte en su base conjugada, Base (1). Al ganar el protón, la Base (2) se convierte en su ácido conjugado, Ácido (2). La ecuación descrita constituye un equilibrio que puede desplazarse a derecha o izquierda. La reacción efectiva tendrá lugar en la dirección en la que se produzca el par ácido-base más débil. Por ejemplo, HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio:



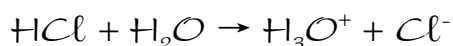
En este caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha al ser la base conjugada de HCl, Cl^- , una base débil, y H_3O^+ , el ácido conjugado de H_2O , un ácido débil.

Al contrario, el fluoruro de hidrógeno, HF, es un ácido débil en agua y no transfiere con facilidad un protón al agua:

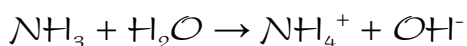


Este equilibrio tiende a desplazarse a la izquierda pues H_2O es una base más débil que F^- y HF es un ácido más débil (en agua) que H_3O^+ .

La teoría de Bronsted y Lowry también explica que el agua pueda mostrar propiedades anfóteras, esto es, que puede reaccionar tanto con ácidos como con bases. De este modo, el agua actúa como base en presencia de un ácido más fuerte que ella (como HCl) o, lo que es lo mismo, de un ácido con mayor tendencia a disociarse que el agua:



El agua también actúa como ácido en presencia de una base más fuerte que ella (como el amoníaco):



✚ TEORÍA ÁCIDO - BASE DE GILBERT NEWTON LEWIS

Gilbert Newton Lewis (1875- 1946) fue un químico estadounidense que inventó la teoría del enlace covalente. Nació en Weymouth, Massachusetts, y estudió en las universidades de Nebraska, Harvard, Leipzig y Gotinga. Enseñó química en Harvard desde 1899 hasta 1900 y desde 1901 hasta 1906, y en el Instituto de Tecnología de Massachusetts desde 1907 a 1912. A partir de ese año y hasta su muerte fue profesor de química física en la Universidad de California en Berkeley, y también fue decano de la Escuela de Química.

La historia del desarrollo de la teoría de los ácidos y bases no estaría completa sin al menos un breve vistazo al modelo de Lewis de los ácidos y bases. En el año de 1923 Lewis propuso el concepto más general de ácidos y bases y también introdujo el uso de las fórmulas del electrón - punto. De hecho, el empleo de pares electrónicos en la escritura de fórmulas químicas es también la base del modelo ácido - base de Lewis. Según Lewis, las definiciones para ácidos y bases son:

- Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par electrónico.
- Una base de Lewis es una sustancia capaz de donar (y compartir) un par electrónico.

Todas las sustancias químicas que son ácidos según las teorías de Arrhenius y de Bronsted Lowry también lo son de acuerdo con la teoría de Lewis. Todas las sustancias que son bases según las teorías de Arrhenius y de Bronsted - Lowry lo son también de acuerdo con la teoría de Lewis. Según esta teoría, un ión hidrógeno, H^+ , no deja de ser un ácido, y un ión hidróxido, OH^- , es todavía una base, pero las definiciones de Lewis expanden el modelo ácido - base más allá de los modelos de Bronsted y Arrhenius.

Una reacción entre un ácido y una base de Lewis conduce a la formación de un enlace covalente entre ellos.

Las definiciones de Lewis de los ácidos y bases tienen una importancia especial en la química orgánica, pero las definiciones de Arrhenius o de Bronsted - Lowry son por lo general adecuadas para explicar las reacciones en solución acuosa.

Ejemplos:

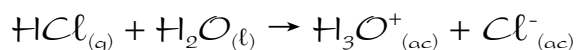
- Ejemplo de la teoría de Arrhenius:

El ácido Clorhídrico, $HCl_{(ac)}$ reacciona con el magnesio metálico produciendo hidrógeno gaseoso y cloruro de magnesio.



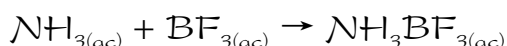
- Ejemplo de la teoría de Bronsted - Lowry:

En la reacción del cloruro de hidrógeno gaseoso, $HCl_{(g)}$ con agua para dar ácido clorhídrico, el $HCl_{(g)}$ es el donador de protones. Todas las bases de Arrhenius son también bases de acuerdo con la definición de Bronsted, pero hay otras bases. En el caso de la reacción del cloruro de hidrógeno con el agua, el receptor de protones (la base) es el agua.



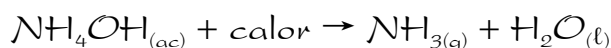
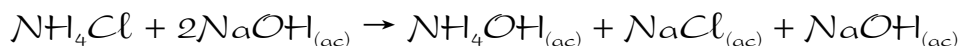
- Ejemplo de la teoría de Lewis:

El amoníaco se comporta como una base, pues es capaz de ceder un par de electrones al BF_3 para formar un par ácido-base:



✚ PRODUCCIÓN DE AMONJACO

La reacción alcalina producida al mezclar una solución acuosa de NH_4Cl con una solución acuosa de NaOH , nos indica la formación de NH_4OH el que al ser calentado libera NH_3 , mediante las siguientes reacciones:



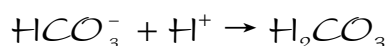
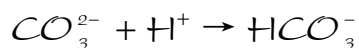
Evaporación – Condensación: Son dos procesos muy relacionados, donde algunas moléculas vencen las fuerzas de atracción, salen a la superficie del líquido y se transforman en gas (vaporización); para regresar al estado líquido lo hacen a través de la condensación.

✚ CONTENIDO DE ÁLCALIS EN UNA SOLUCIÓN

Si se tiene una muestra problema que corresponde a una mezcla de dos álcalis como Na_2CO_3 y NaHCO_3 , este método es apropiado para determinar las proporciones en que se encuentra cada uno de los componentes de la mezcla, que puede estar en fase líquida o sólida. De igual manera se puede analizar una mezcla de NaOH y NaHCO_3 .

Inicialmente se titula con HCl la mezcla de carbonato y bicarbonato, usando **Fenolftaleina** como indicador, hasta que todo el carbonato pasa a bicarbonato y, finalmente se titula el bicarbonato formado y el de la muestra, usando como indicador **Anaranjado de metilo** hasta neutralización completa.

En la titulación de la mezcla se producen las siguientes reacciones:



Como se ve en las ecuaciones, el carbonato de sodio se transforma primero en bicarbonato, en este caso el pH de la solución varía de 11,6 a 8,3. Si antes de empezar la titulación, a la solución se le agrega **Fenolftaleina**, ésta adquiere un color rojo vivo, al pasar por el punto de equivalencia, que corresponde al punto final de la formación de bicarbonato de sodio, la solución se decolora (pH=6).

Si a esta solución se le agrega **Anaranjado de metilo**, la solución toma un color naranja o amarillo hasta el momento en que la totalidad del bicarbonato se transforma en ácido carbónico ($\text{pH}=4$) y la solución adquiere un color rojo fresa.

Tabla con algunos indicadores ácido – base y sus colores en zona ácida o básica

Indicador	Tipo de indicador	Color		Rango de viraje
		Zona ácida	Zona básica	
Índigo carmín	Base	Azul	Amarillo	12,0 – 14,0
Alizarina	Base	Amarillo	Morado	11,0 – 13,0
Timolftaleina	Ácido	Incoloro	Azul	9,4 – 10,6
Fenolftaleina	Ácido	Incoloro	Rojo	8,2 – 10,0
Púrpura de cresol	Ácido	Amarillo	Purpúreo	7,4 – 9,0
Rojo neutro	Base	Rojo	Castaño	6,8 – 8,0
Rojo de fenol	Ácido		Rojo	6,8 – 8,0
Azul de bromotimol	Ácido	Amarillo	Azul	6,0 – 7,6
Tornasol (azolitmina)	Ácido	Rojo	Azul	5,0 – 8,0
Rojo de metilo	Base	Rojo	Amarillo	4,4 – 6,2
Anaranjado de metilo	Base	Rojo	Amarillo	3,0 – 4,6
Azul de bromofenol	Ácido	Rosado	Azul	3,0 – 4,6
Naranja IV	Base	Amarillo	Amarillo	1,4 – 3,2

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 2 matraces erlenmeyer de 250 mL
- 1 bureta de 50 mL
- 1 soporte universal
- 1 pipeta de 10 mL
- 1 vaso de precipitado de 200 mL
- 1 piseta
- 1 bagueta
- 1 propipeta
- 1 cocinilla eléctrica

Reactivos:

- Cloruro de Amonio NH_4Cl en cristales
- Hidróxido de Sodio NaOH 0,5N (solución valorada)
- Ácido Clorhídrico HCl 0,5N (solución valorada)
- Indicadores: Anaranjado de Metilo, Fenolftaleina
- Papel de tornasol
- Mezcla de álcalis ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$)
- Agua destilada

PROCEDIMIENTO

A) Obtención de Amoniaco

1. Se pesa una luna de reloj. Luego al tener el peso de ésta, se pesa una muestra de 0,300g de NH_4Cl . El peso total es 35,6g.



2. Se coloca el NH_4Cl en un matraz de 250 mL y se disuelve con 100 mL de agua.





3. Se echa NaOH 0,5M a la probeta y se mide un volumen de 20 mL. Enseguida se trasvasa el contenido de ésta al matraz erlenmeyer.



4. Se calienta suavemente hasta la ebullición y se deja que siga hirviendo para la eliminación del amoniaco producido, el que se identifica colocando un papel de tornasol amarillo humedecido en la boca del matraz, el cual se volverá azul.



5. La eliminación total del amoniaco, se dará cuando se coloque otro papel de tornasol y éste ya no cambie de color. Luego se deja enfriar.



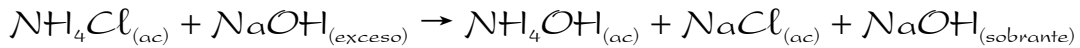
6. Se procede a llenar la bureta con HCl 0,5N y enseguida se vierten 3 gotas de anaranjado de metilo como indicador y se comienza a neutralizar. El punto de equivalencia es cuando la solución adquiere un color rojo fresa. Luego se anota el volumen de ácido gastado.



Cálculos

1. Determinación del peso teórico de NH_3

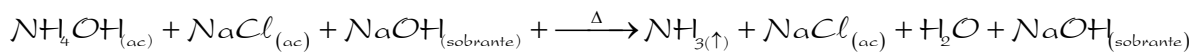
El cálculo se realiza en base a la cantidad de NH_4Cl pesado y aplicando la primera ecuación se calcula el peso teórico de NH_4OH . Luego, se aplica la siguiente ecuación y se obtiene el peso teórico de NH_3 .



$$\#Eq: \frac{0,3}{53,5} \quad 0,5 \times 20\text{mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}}$$

$$0,0056\text{eq} \quad 0,01\text{eq} (\text{reacciona } 0,0056\text{eq}) \quad 0,0044\text{eq} (\text{sobra})$$

calentando los productos:



$$0,0056\text{eq} \quad 0,0044\text{eq} (\text{sobra}) \quad 0,0056\text{eq} \quad 0,0044\text{eq} (\text{sobra})$$

El $\text{NaOH}_{(sobrante)}$ actúa como sustancia espectadora, mientras que el NH_3 escapa.

Cálculo del peso teórico de NH_3

$$\#Eq_{\text{NH}_3} = 0,0056 = \frac{W_{\text{NH}_3(\text{teórico})}}{17}$$

$$W_{\text{NH}_3} = 0,0952\text{g}$$

2. Peso experimental del NH_3

Neutralizando:



Se debe tener en cuenta que el $\text{NaCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}$ no participa en la reacción. Entonces queda de esta manera:



Entonces

$$\begin{aligned} \#Eq_{\text{NaOH}_{(\text{sobra})}} &= N_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}_{(\text{gastado})}} \\ \#Eq_{\text{NaOH}_{(\text{sobra})}} &= 0,5 \times 5,3 \text{mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \\ \#Eq_{\text{NaOH}_{(\text{sobra})}} &= 0,00265 \end{aligned}$$

Luego:

$$\begin{aligned} \#Eq_{\text{NaOH}_{(\text{reacciona})}} &= \#Eq_{\text{NaOH}_{(\text{exceso})}} - \#Eq_{\text{NaOH}_{(\text{sobra})}} = \#Eq_{\text{NH}_3_{(\text{evaporado})}} \\ \#Eq_{\text{NaOH}_{(\text{reacciona})}} &= 0,01 - 0,00265 = \#Eq_{\text{NH}_3_{(\text{evaporado})}} \\ \#Eq_{\text{NH}_3_{(\text{evaporado})}} &= 0,00735 \end{aligned}$$

Por lo tanto:

$$\#Eq_{\text{NH}_3} = 0,00735 = \frac{W_{\text{NH}_3_{(\text{experimental})}}}{17}$$

$$W_{\text{NH}_3} = 0,12495\text{g}$$

3. Determinación del porcentaje de error

$$\%error = \frac{0,0952 - 0,12495}{0,0952} \times 100 = -31,25\% \text{ (error por exceso)}$$



B) Mezcla de Álcalis

1. Se tiene una botella con álcalis la cual contiene Na_2CO_3 y NaHCO_3 cuyo porcentaje no se conoce. Luego se extrae con una pipeta 5 mL.



2. Se vierten a un matraz erlenmeyer. Luego se echa 100 mL de agua y 3 gotas de Fenolftaleína.





3. Se procede a titular con HCl 0,5N. Una vez se llega al punto de equivalencia la solución se decolora y se anota el volumen de ácido gastado.



4. A la solución anterior se agregan 3 gotas de anaranjado de metilo y nuevamente se titula con el mismo ácido usado en la titulación anterior. El punto de equivalencia es cuando la solución adquiere un color rojo fresa. Se anota el volumen de ácido gastado.



Cálculos

1. Cálculo del peso de Na_2CO_3 y NaHCO_3 en la muestra:

Las reacciones que ocurren son las siguientes:



En la primera y segunda ecuación por reacción en simultáneo se tiene:

$$\#Eq_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2 \#Eq_{\text{HCl}} = \#Eq_{\text{H}_2\text{CO}_3}$$

$$\frac{w_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{\frac{106}{2}} = 2 \times 0,5 \times V_1 \times \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}}$$

donde: $V_1 = 0,9 \text{ mL}$ (volumen de ácido usado en la 1ra titulación)

$$\frac{w_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{\frac{106}{2}} = 2 \times 0,5 \times 0,9 \text{ mL} \times \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}} \quad (\text{titulación con Fenolftaleina})$$

$$w_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,0477 \text{ g}$$

En la segunda ecuación se tiene:

$$\#Eq_{\text{NaHCO}_3} = \#Eq_{\text{HCl}}$$

$$\frac{w_{\text{NaHCO}_3}}{\frac{84}{2}} = 0,5 \times V \times \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}}$$

donde: $V = V_2 - V_1$ ya que V_2 es el volumen de ácido usado en la titulación del $\text{NaHCO}_{3(\text{formado})}$ y $\text{NaHCO}_{3(\text{muestra})}$. Por lo que sólo se calcula el volumen de ácido usado para el $\text{NaHCO}_{3(\text{muestra})}$

$$V_2 = 3,1 \text{ mL}$$

$$\text{Entonces: } V = 3,1 \text{ mL} - 0,9 \text{ mL}$$

$$V = 2,2 \text{ mL}$$

Luego:

$$\frac{w_{\text{NaHCO}_3}}{84} = 0,5 \times 2,2 \text{ mL} \times \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}} \quad (\text{titulación con anaranjado de metilo})$$

$$w_{\text{NaHCO}_3} = 0,0924 \text{ g}$$

2. Cálculo del porcentaje en peso del Na_2CO_3 y NaHCO_3 en la muestra:

Para el Na_2CO_3 :

$$\% \frac{w}{V} = \frac{0,0477\text{g}}{5\text{mL}} \times 100\% = 0,954\%$$

Para el NaHCO_3 :

$$\% \frac{w}{V} = \frac{0,0924\text{g}}{5\text{mL}} \times 100\% = 1,848\%$$

3. Cálculo del porcentaje de pureza de la muestra de álcalis:

$$W_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + W_{\text{NaHCO}_3} = 0,0477\text{g} + 0,0924\text{g} = 0,1401\text{g}$$

Luego:

$$\% \frac{w}{V} = \frac{0,1401\text{g}}{5\text{mL}} \times 100\% = 2,802\%$$

En cada 5mL de muestra el 2,802% corresponde a álcalis, el resto es agua y/o otras impurezas.

CONCLUSIONES

- En la reacción de producción de amoníaco, este tiene que ser eliminado completamente por evaporación para que la solución sea totalmente básica, y mediante la titulación poder determinar la cantidad de amoníaco en la mezcla.
- Mediante el método de titulación ácido – base es posible determinar las proporciones en que se encuentra cada uno de los componentes de una mezcla, ya sea en fase líquida o sólida.
- Para este tipo de método es muy útil el uso de indicadores, ya que nos permite saber con precisión cuando una mezcla se ha neutralizado por completo.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ <http://es.wikipedia.org/wiki/Neutralizaci%C3%B3n>
- ✓ <http://www.uia.mx/campus/publicaciones/quimanal/pdf/5reaccionesneutralizacion.pdf>
- ✓ <http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/neutra.htm>
- ✓ <http://fq-experimentos.blogspot.com/2008/08/neutralizacin-cido-base.html>
- ✓ *Química General*
7ma edición (2002)
Raymond Chang
Ed. Mc Graw-Hill Interamericana
Páginas 111 – 116, 602, 636, 637
- ✓ *Química General*
8va edición (2003)
Ralph H. Petrucci, William S. Harwood, F. Geoffrey Herring
Ed. Prentice Hall
Páginas 146 – 148, 666 – 667, 698 – 699

APÉNDICE

1. De acuerdo con los cálculos y resultados ¿Cuál es el % de rendimiento en la obtención de amoniaco? ¿Es posible determinar el contenido de nitrógeno en el amoniaco obtenido?

Cálculo del porcentaje de rendimiento:

$$W_{\text{NH}_3 (\text{teórico})} = 0,0952\text{g}$$

$$W_{\text{NH}_3 (\text{experimental})} = 0,12495\text{g}$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{0,12495\text{g}}{0,0952\text{g}} \times 100\% = 131,25\%$$

Cálculo del contenido de nitrógeno en el amoniaco obtenido:

Según la relación masa – masa, la masa molecular de un compuesto es D.P al peso del compuesto y también lo será en cada una de los elementos que conformen el compuesto.

$$\frac{M_{\text{NH}_3}}{w_{\text{NH}_3}} = \frac{M_{\text{N}}}{w_{\text{N}}} = \frac{M_{\text{H}_3}}{w_{\text{H}}}$$

Para el nitrógeno:

$$\frac{17\text{g}}{0,12495\text{g}} = \frac{14\text{g}}{w_{\text{N}}}$$

$$w_{\text{N}} = 0,1029\text{g}$$

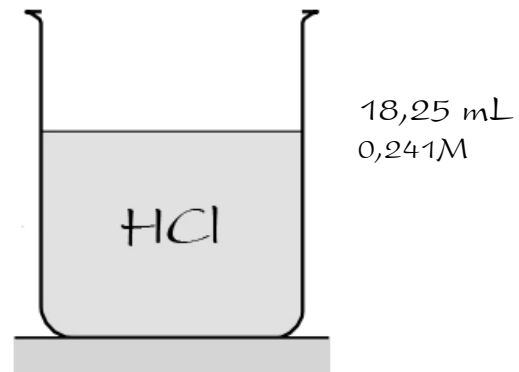
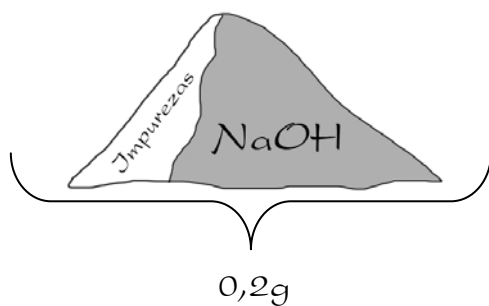
2. ¿Explique porqué es necesario eliminar por evaporación todo el amoniaco producido?

Debido a que necesitamos la totalidad del NaOH para la titulación. En la primera reacción está en exceso, en los productos quedará algo de NaOH. Luego al calentar los productos se desprende NH₃, lo que se busca es eliminarlo completamente, ya que para la una adecuada neutralización con HCl que es un ácido fuerte sólo es necesario el NaOH ya que es una base fuerte y no el NH₃ ya que es una base débil.

3. Mencione tres posibles fuentes que pueden determinar un alto % de error en la experiencia.

- Al momento de pesar el NH_4Cl , la balanza no tendría mucha precisión ya que sólo tiene dos decimales.
- Durante el calentamiento del erlenmeyer en la eliminación del amoníaco, pudo haber quedado residuos de amoníaco y no haberse eliminado completamente. Lo cual produciría un peso de amoníaco experimental erróneo.
- Al no poseer una mezcla homogénea, teniendo en ella impurezas y/o residuos.

4. Una muestra impura de 0,200g de NaOH requiere 18,25 mL de HCl 0,241M para neutralizarse. ¿Qué porcentaje de NaOH contiene la muestra?



Neutralizando:

$$\#Eq_{\text{NaOH}} = \#Eq_{\text{HCl}}$$

$$\frac{w_{\text{NaOH}}}{40} = 0,241 \times 18,25 \text{ mL} \times \frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}}$$

$$w_{\text{NaOH}} = 0,17593 \text{ g}$$

Luego:

$$\% \text{ pureza} = \frac{0,17593 \text{ g}}{0,2 \text{ g}} \times 100 = 87,965\%$$

5. Si se agregan 4,0g de NaOH a 500 mL de HCl 0,1M. La solución resultante. ¿Será ácida o básica? Demuestra tu respuesta.

$$\#Eq_{NaOH} = \frac{4g}{40g} = 0,1eq$$

$$\#Eq_{HCl} = 0,1 \times 500mL \times \frac{10^{-3}L}{1mL} = 0,05eq$$

Por condición, el $\#Eq_{NaOH}$ debe ser igual al $\#Eq_{HCl}$ para que ocurra neutralización completa entre ambos compuestos.

Entonces el reactivo limitante es del HCl

Luego el $\#Eq_{NaOH}$ en exceso es: $0,1 - 0,05 = 0,05eq$ ya que el $\#Eq_{NaOH} = \#Eq_{HCl}$ y sólo se necesitan 0,05eq de NaOH para neutralización completa.

Por lo tanto la solución resultante es básica

6. Para 25 mL de solución que contiene Na_2CO_3 y $NaHCO_3$ en presencia de Fenolftaleina se gastó 9,5 mL de HCl, y en presencia de anaranjado de metilo 25 mL de HCl 0,06N. ¿Cuántos gramos de carbonato y bicarbonato de sodio hay en 125 mL de muestra?

25 mL de $Na_2CO_3 + NaHCO_3$

Fenolftaleina: 9,5 mL HCl 0,06N

Anaranjado de metilo: 25 mL HCl 0,06N

Cálculo del peso de Na_2CO_3 :

$$\#Eq_{Na_2CO_3} = 2 \#Eq_{HCl}$$

$$\frac{w_{Na_2CO_3}}{106} = 2 \times 0,06 \times 9,5mL \times \frac{10^{-3}L}{1mL}$$

$$2$$

$$W_{Na_2CO_3} = 0,06042g$$

Luego:

$$\frac{0,06042g}{25mL} \times 125mL = 0,3021g$$

Cálculo del peso de NaHCO_3 :

$$\#Eq_{\text{NaHCO}_3} = \#Eq_{\text{HCl}}$$

$$\frac{w_{\text{NaHCO}_3}}{84} = 0,06 \times (25 - 9,5) \text{mL} \times \frac{10^{-3} \text{L}}{1 \text{mL}}$$

$$w_{\text{NaHCO}_3} = 0,07812 \text{g}$$

Luego:

$$\frac{0,07812 \text{g}}{25 \text{mL}} \times 125 \text{mL} = 0,3906 \text{g}$$

7. 60 mL de HCl 0,2N disuelve completamente a una muestra sólida de CaCO_3 y para neutralizar el HCl en exceso se gastó 13 mL de NaOH 0,1N. ¿Cuántos gramos de carbonato se encontraban en la muestra inicial?

Neutralización del exceso de HCl:

$$\#Eq_{\text{HCl}} = \#Eq_{\text{NaOH}}$$

$$0,2 \times V_{\text{HCl}} = 0,1 \times 13 \text{mL}$$

$$V_{\text{HCl}} = 6,5 \text{mL}$$

Entonces el volumen de ácido usado para disolver el carbonato de calcio es: $60 \text{mL} - 6,5 \text{mL} = 53,5 \text{mL}$

Disolviendo la muestra de carbonato de calcio:

$$\#Eq_{\text{CaCO}_3} = \#Eq_{\text{HCl}}$$

$$\frac{w_{\text{CaCO}_3}}{\frac{100}{2}} = 0,2 \times 53,5 \text{mL} \times \frac{10^{-3} \text{L}}{1 \text{mL}}$$

$$w_{\text{CaCO}_3} = 0,535 \text{g}$$