

Enseñanza de temas de Química Inorgánica y Físico-Química
LA AFINIDAD QUÍMICA EN LAS REACCIONES ÁCIDO- BASE

Edgar Vargas^{1*}, *Gina León*², *Diana Tinjaca*³, *Claudia Cárdenas*⁴, *Martha Acosta*⁵, *Laura Zuñiga*⁶

*Grupo de investigación WAIRA Universidad Pedagógica y Tecnológica de Colombia, Boyacá, Tunja.

Email. e.vargas82@hotmail.com * - edgar.vargas01@uptc.edu.co *

LA AFINIDAD QUÍMICA EN LAS REACCIONES ÁCIDO- BASE

Resumen

En el presente artículo se busca hacer una aproximación al concepto de afinidad química a partir de un estudio fenomenológico, de la interpretación, análisis y comprensión desde las reacciones químicas ácido base, con 5 ácidos entre los cuales hay tres ácidos inorgánicos y dos orgánicos con dos bases; una fuerte (NaOH) y una débil (CaCO₃). Para poder establecer la afinidad de cada base con cada uno de los ácidos se han establecido dos parámetros a evaluar, el calor de reacción y el potencial químico. La afinidad es equivalente a las diferentes formas de energía útil que se produce en la reacción. Los resultados obtenidos en la titulación potenciométrica para la reacción entre el NaOH y los diferentes ácidos evidencian una mayor afinidad con el ácido cítrico, seguido del HCl, HNO₃, ácido acético y ácido sulfúrico. Estos resultados contrastados con los resultados obtenidos en calorimetría, son consistentes solamente con el ácido cítrico en primer lugar, ácido Clorhídrico en segundo lugar y con el ácido acético en cuarto lugar de afinidad.

Palabras clave: Afinidad Química, Calorimetría, Calor de neutralización, potencial químico.

ABSTRACT

In the present article seeks to make an approach to the concept of chemical affinity from a phenomenological study, interpretation, analysis and understanding from acid chemical reactions base, 5 acids including three inorganic acids and two organic with two bases; one strong (NaOH) and one weak (CaCO₃). To ascertain the affinity of each base with each acids, two parameters have been established to evaluate, the heat of reaction and the chemical potential. The affinity is equivalent to the different forms of useful energy produced in the reaction. The results of the potentiometric titration for the reaction between NaOH and different acids show a greater affinity for citric acid, followed by HCl, HNO₃, acetic acid and sulfuric acid. This result compared with the calorimetry results show that these are consistent with citric acid first affinity place, hydrochloric acid second affinity place and acetic acid fourth affinity place.

Keywords: Chemical Affinity, Calorimetry, Heat of neutralization, chemical potential.

INTRODUCCIÓN

Dentro del objeto de estudio de la química y su importancia para enseñarla, se hace necesario comprender y construir los procesos que se llevan a cabo en esta disciplina y específicamente en las transformaciones de las sustancias. El presente artículo pretende explicar dichas transformaciones desde el punto de vista termodinámico, relacionándolas con la afinidad que presentan las sustancias en las reacciones de ácidos con bases (reacciones de neutralización), para de esta manera establecer las afinidades entre los ácidos y bases propuestas. Relación que se ha establecido teniendo en cuenta las revisiones bibliográficas de las transformaciones de las sustancias, explicación del concepto de afinidad y su relación con los procesos fisicoquímicos.

Teniendo en cuenta esta forma de abordar la enseñanza de la química, es indudable que permita el alcance de diseños metodológicos y didácticos significativos en el aula, favoreciendo la formación de estudiantes críticos. Puesto que ésta propuesta de abordar una temática problemática, el formular hipótesis, diseñar experimentos y contrastarlos con elaboraciones científicas, puede permitir superar la creencia de los estudiantes a pensar que la ciencia consiste en verdades incontrovertibles (Gil, 1986).

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

De acuerdo a la tabla de afinidades de Geoffroy, siglo XVIII, la afinidad de diferentes cuerpos, hace que se unan fuertemente los unos con los otros. Estas sustancias pueden tener un grado de afinidad comprendidas entre diferentes materias y tienen una disposición a unirse y permanecer juntas, es decir, una de estas sustancias se une constantemente con cierta otra preferiblemente a todas. Sin embargo, antes de Geoffroy se intentaba explicar el comportamiento de las sustancias para que fuesen más afines unas con otra.

El concepto de afinidad ha estado presente en la historia del pensamiento químico; su significado original se acuñó con la analogía desarrollada entre la observación de los comportamientos entre humanos, al establecer que este proceso se produce en términos de simpatía o en caso contrario, de enemistad entre las sustancias, según los principios de amor y odio de Empédocles (Duncan, 1970).

La primera idea de afinidad, como expresión de las sustancias a reaccionar entre sí, fue introducida por Alberto Magno. Este concepto establecía que cuanto mayor era la afinidad (semejanza, similitud o parentesco) entre dos sustancias, mayor era su tendencia a reaccionar entre sí. (Quílez, 2002). En el año 1718 Geoffroy presentó a la Academia de Ciencias de París su *Table des différents rapports observés entre différentes substances*. Esta tabla contiene dieciséis columnas. Cada columna está encabezada por una sustancia de referencia, seguida por otras sustancias que se colocan sucesivamente debajo de la misma de forma que esta secuencia representa el orden decreciente de su afinidad por la primera. Las sustancias ubicadas en la posición más alta de la tabla desplazan a cualquier sustancia que se encuentren por debajo de la misma en su combinación con la sustancia de referencia. (Quílez, 2002)

A partir de la tabla propuesta por Geoffroy, podemos elaborar una tabla de afinidades con sustancias que participan en una reacción química y verificar mediante diferentes procesos fisicoquímicos los siguientes interrogantes: ¿qué criterios permiten evidenciar una menor o mayor afinidad?, ¿cómo reaccionan en las mismas condiciones? ¿cómo se afecta la afinidad y en qué condiciones?

Según Lavoisier en su tratado elemental el calórico es un indicador importante para determinar si las reacciones químicas ocurren o no. De tal manera en las reacciones ácido- base el desprendimiento de calor permite evidenciar la disociación de las sustancias para la formación de agua.

Por otro lado, Faraday explica que la atracción mutua entre partículas de naturaleza diferente, depende de la energía con la que las partículas de diferentes especies se atraen mutuamente; por ejemplo el oxígeno y el hidrógeno partículas de especies diferentes se atraen recíprocamente combinándose químicamente y produciendo agua.

Por lo tanto para Michael Faraday la afinidad es susceptible de una fuerza química (fuerza material que se puede medir o cuantificar); es capaz de actuar de inmediato o retardar sus efectos. También es limitada, es decir, no puede faltar o exceder.

El tipo de atracción recíproca entre las diferentes partículas permite determinar las leyes de la afinidad química y sus aplicaciones.

La afinidad depende de la naturaleza de los reactantes, y su magnitud es equivalente a la producción de diferentes tipos de energías (calórica, lumínica, eléctrica, etc.) que genera la reacción química. Sin embargo, para que inicie la reacción se necesita de un calor inicial para romper las fuerzas de cohesión entre reactantes y se haga evidente una afinidad química.

El calor es una forma de transferencia de energía que tiene lugar entre sistemas que se encuentran a diferentes temperaturas y es una magnitud que se puede medir fácilmente. En términos generales el calor depende del proceso y no de los estados inicial y final. Por ello se dice que esta magnitud no es función de estado.

Cuando un proceso tiene lugar en condiciones de presión constante, la energía transferida en forma de calor (Q) a lo largo del proceso coincide con la variación de entalpía, esto es:

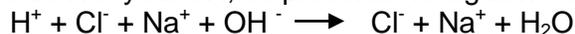
$$Q = \Delta H = H \text{ Estado final} - H \text{ Estado Inicial}$$

En todas las reacciones en las que un ácido fuerte (especies que están completamente disociadas en agua), reacciona con una base fuerte el producto de la reacción es el agua, por lo tanto, en todas estas reacciones el calor o entalpía de neutralización es el mismo, es decir, el que corresponde a la reacción de formación del agua a partir de sus iones.

El ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido sódico (NaOH) en una disolución, el primero se encuentra completamente disociado en las especies iónicas H^+ y Cl^- , y se podría decir que no existe prácticamente nada de la especie sin disociar (HCl). De igual forma, el hidróxido sódico está totalmente disociado en las especies Na^+ y OH^- y se podría afirmar que en la disolución no se encuentra la especie molecular NaOH.

Cada disolución constituye un sistema y mientras se encuentre a una temperatura constante y no ocurran reacciones químicas, se consideran como sistemas en estado de equilibrio. Cuando se mezclan, las especies iónicas de ambas disoluciones abandonan el equilibrio y evolucionan hacia uno nuevo. Denominado proceso. En éste, los iones de una especie se rodean de los de la otra resultando una situación termodinámicamente más propicia.

Cuando se mezclan las disoluciones de HCl y NaOH, se presenta la siguiente reacción,



En términos generales:



Que significa que las propiedades ácidas quedan neutralizadas por las de la base, generando un producto neutro que es el agua. A este tipo de reacciones se las denomina reacciones de neutralización, y al calor generado en ellas, calor o entalpía de neutralización.

En la reacción de ácidos débiles con ácidos fuertes o ácidos débiles el valor de ΔH es menor, considerando que la formación del agua a partir de sus iones no es el único proceso químico que acompaña a la neutralización, paralelamente a la combinación de los iones hidratados hidrógeno e hidroxilo, va ocurriendo la ionización de los solutos débiles.

Potencial Químico

Empleando métodos cuantitativos como la potenciometría, se busca calcular la energía eléctrica liberada por diferentes reacciones ácido base, mediante la determinación del potencial que se genera entre dos electrodos.

Para que un fenómeno químico suceda debe existir una diferencia de potencial químico. En las valoraciones potenciométricas se valora una muestra con una solución de concentración conocida de agente valorante y se realiza un seguimiento del potencial entre el electrodo indicador y el electrodo de referencia. El punto final de la valoración se observa cuando se produce un cambio brusco en el valor de ese potencial (Ortiz & Martinez, 2003). El instrumento utilizado es el pHmetro, es un sensor utilizado en el método electroquímico para medir el pH. La determinación del pH consiste en medir el potencial que se desarrolla a través de una fina membrana de vidrio que separa dos soluciones con diferente concentración de protones. Una celda para la medida de pH consiste en un par de electrodos, sumergidos en la disolución en la que queremos encontrar el Ph. El voltaje en el interior del bulbo es constante porque se mantiene su pH constante, de manera que la diferencia de potencial solo depende del pH del medio externo (Potenciómetro y pHmetro, 2009).

La relación que liga la diferencia de potencial y el pH de la disolución viene dada por la ecuación de Nernst:

$$E_i = N \cdot (pH_i - pH_p)$$

Dónde:

E_i : Diferencia de potencial entre el electrodo de referencia y el electrodo de medida, que será igual a la diferencia de potencial existente entre la parte interior y exterior de la membrana de vidrio del electrodo de medida.

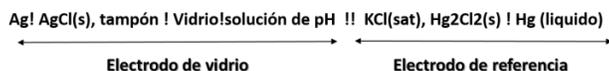
N : Factor de Nernst $N = \frac{2.303 RT}{F}$, siendo $R = 8,3143 \text{ [J} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}\text{]}$, T temperatura en grados Kelvin y $F = 96487 \text{ [C} \cdot \text{mol}^{-1}\text{]}$ la constante de Faraday.

pH_i : El pH conocido de la solución interna del electrodo de medida. Normalmente $pH_i = 7$

pH_p : El pH de la solución

La diferencia de potencial entre dos electrodos se mide en unidades de volt. Un volt (V) es la diferencia de potencial necesaria para impartir 1 J de energía a una carga de 1 coulomb (C).

El electrodo de vidrio, consiste de una membrana delgada de vidrio en el extremo de un tubo cilíndrico lleno con una solución amortiguadora de pH conocido o constante, cuando se sumerge el electrodo de vidrio en una solución de pH desconocido, ambas superficies de vidrio sensibles al pH alcanzan el equilibrio con sus soluciones respectivas, y no hay mezcla de éstas. El instrumento detecta la diferencia entre los dos potenciales de superficie, e interpreta en función del pH. La celda se completa mediante un electrodo de referencia para la otra semicelda, la relación entre potencial de la celda y pH de la solución, se establece a partir de una celda construida de la siguiente manera:



Como se observa, existen cinco límites de fases en los que se desarrollan potenciales eléctricos.

La fuerza electromotriz para una reacción química depende de las actividades de las sustancias reaccionantes y los productos. La ecuación de Nernst relaciona la fuerza electromotriz con las actividades de las sustancias involucradas en la reacción. A partir de la expresión fundamental de la energía Libre se obtiene la siguiente ecuación aplicada al sistema general propuesto inicialmente:

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + R \cdot T \cdot \ln$$

La relación entre fuerza electromotriz, fem, y el cambio de energía libre, es: $\Delta G = -n \cdot F \cdot \text{fem}$ y se puede escribir la ecuación específica: $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}$.

El cambio de energía libre de Gibbs, ΔG , es una medida de la espontaneidad de un proceso que se lleva a cabo a temperatura y presión constantes. La fem, E, de una reacción indica si la reacción es espontánea, por tanto, un valor positivo de E en la ecuación origina un valor negativo de ΔG . Tanto un valor positivo de E como un valor negativo de ΔG indican que la reacción es espontánea (Clavijo, 2002).

METODOLOGÍA

1. Calorimetría

En la determinación del calor de reacción se trabajó con un calorímetro el cual se calibró previamente al procedimiento experimental; los ácidos a experimentar presentan una concentración 1 M y las bases a una concentración 0,1 M. Al momento de realizar la reacción de neutralización ácido – base, se toma la temperatura periódicamente registrando diferentes cambios en la temperatura de la reacción hasta estabilizarla. Cada reacción con el NaOH se llevó a cabo en un sistema cerrado a presión constante, por lo que los cambios de calor o entalpía, se expresan en calorías/mol. En la siguiente experiencia con las mismas concentraciones para ácidos y bases, se tomó el pH de la reacción y su equivalencia en mili voltios con el fin de convertir matemáticamente estos cálculos a potencial químico para determinar cuáles compuestos muestran más afinidad entre sí.

RESULTADOS Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

Parte del calor desprendido en la reacción de neutralización es absorbida por las partes del calorímetro, lo que hace necesario calibrar el calorímetro para determinar su capacidad calorífica, según los siguientes cálculos:

$$C_c = m C_e \Delta T$$

Dónde:

C_c= Capacidad del calorímetro

m= Masa del calorímetro

C_e= Calor específico del Agua

ΔT= Diferencia de temperatura del sistema

$$C_c = (298.440 \text{ g}) (1 \text{ cal/g}) (12^{\circ}\text{C})$$

$$C_c = 3581.28 \text{ Cal. g. } ^{\circ}\text{C}$$

Según los resultados obtenidos expresados en la experiencia entre ácidos y bases registrados en la tabla 1. Se encuentra el siguiente orden de afinidad de los ácidos con el Hidróxido de sodio: 1. Ácido cítrico, 2. Ácido Clorhídrico, 3. Ácido sulfúrico, 4. Ácido acético y 5. Ácido nítrico.

Tabla N° 1. Datos experimentales

Tiempo (min)	Temperatura °C NaOH + ácido				
	HCl	H2SO4	HNO3	Acético	Cítrico
0	20	20	18	18	17
1,19	23	22	21,8	21	20,5
1,35	23,5	22,5	22	21,1	20,9
1,52	24	22,9	22,3	21,8	21,1
2,38	24,3	23,1	23	22,1	22
3,5	24,8	23,8	23,4	22,9	22,5
4,33	24,9	23,8	23,5	23	22,8
5,1	24,9	23,8	23,8	23	22,8
5,35	25	23,8	23,8	23,1	22,8
6,3	25	23,8	23,8	23,2	23

HCl= 22,3°C

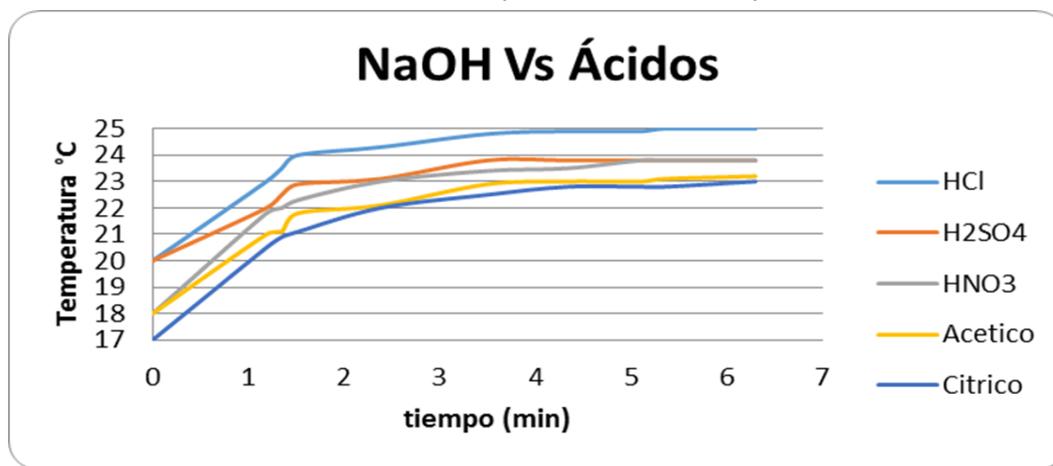
H₂SO₄ = 19,9°C

HNO₃=19,8°C

Acético= 19,9°C

Cítrico = 20,5°C

Grafica n° 1. Variación de la temperatura Vs. Tiempo



Se esperaría que los ácidos fuertes que son de carácter inorgánico, presentaran mayor afinidad con una base fuerte ya que estos ácidos se disocian completamente, mientras que los orgánicos se disocian parcialmente, pero al realizar el trabajo experimental y luego calcular el calor de reacción el orden varía. El calor de reacción de reacción se calcula mediante la expresión:

$$Q = m C_e \Delta T + C_c$$

Dónde:

Q= Calor de Reacción

m= Masa de la reacción

ΔT = Diferencia de la temperatura de la reacción

C_e= Calor específico del Agua

C_c= Capacidad del calorímetro

Cabe anotar que parte del calor producido durante la reacción se utiliza para continuar disociando los ácidos, sobre todo los considerados débiles o de carácter orgánico, por lo tanto el calor útil es menor

en estos. Por tal razón, el ácido cítrico presentó un calor de reacción más alto en comparación a los otros ácidos (Tabla No 2), lo cual indica que gran parte de dicho calor es utilizado en la disociación de este, lo que haría que presentará menor afinidad que los demás ácidos utilizados durante la parte experimental.

Tabla N° 2. CALOR DE REACCIÓN ENTRE ÁCIDOS E HIDRÓXIDO DE SODIO

NaOH	V ml	Ti °C	Tf °C	T min.	Q cal. g °C
HCl	3.8	22.3	25	6'30	3728,28
H2SO4	6.5	19.9	23.8	6'30	3681,98
HNO3	6.5	19.8	23.8	6'30	3634,28
Ac. Ace.	13	19.9	23.2	6'30	3680, 08
Ac. Citri	21	20.5	23	6'30	3827,28

Por ejemplo, en la neutralización del ácido acético (CH_3COOH) con NaOH, el calor producido fue menor, es decir, las calorías por mol de agua formado fue menor. La diferencia de calor no desarrollado puede ser interpretada como el calor requerido para completar la disociación del ácido acético en iones H^+ y CH_3COO^- , a medida que la reacción de neutralización tiene lugar. Por cada ión H^+ proveniente del CH_3COOH que se neutralice con un ión OH^- , más CH_3COOH se ioniza en H^+ y CH_3COO^- hasta que la neutralización sea completa; esta ionización del CH_3COOH , requiere calor, que se obtiene a expensas del calor que se desarrolla en la unión de los iones H^+ y OH^- (Castellan, 1987)

Según los resultados obtenidos en la calorimetría de la reacciones entre los ácidos y el carbonato de calcio (Tabla No 3 y 4), el orden de afinidad es el siguiente: 1. Ácido nítrico, 2. Ácido sulfúrico, 3. Ácido cítrico, 4. Ácido acético, y 5. Ácido Clorhídrico.

Tabla N° 3. Datos experimentales

Tiempo (min)	Temperatura °C					CaCO3 + ÁCIDO
	HCl	H2SO4	HNO3	Acético	Cítrico	
0	22	19	20	21,2	20	HCl= 22,3°C
0,3	22	19,8	21	21,5	21	H2SO4 = 19,9°C
1	22	20	21,1	21,8	21,2	HNO3 =19,8°C
1,3	22	20,8	21,5	21,8	21,5	
2	22,1	21	21,8	22	21,8	Acético= 19,9°C
2,3	22,1	21,2	21,9	22	21,9	
3	22,3	21,5	22	22	22	Cítrico = 20,5°C
3,3	22,5	21,7	22	22,2	22	
4	22,5	22	22,1	22,2	22,1	
4,3	22,7	22	22,2	22,2	22,1	
5	22,8	22	22,3			
5,3	22,8	22	22,3			
6	22,9					
6,3	22,9					

Gráfica N° 2. Temperatura vs. tiempo

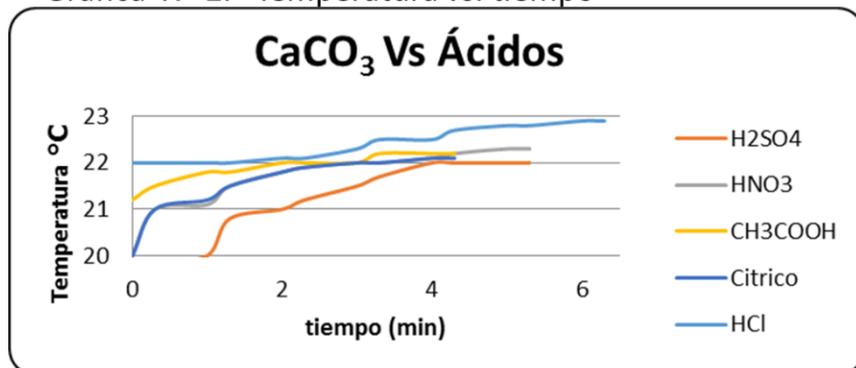


Tabla N° 4. CALOR DE REACCIÓN ENTRE ÁCIDOS Y CARBONATO DE CALCIO

CaCO3	V ml	Ti °C	Tf °C	T min.	Q cal.g.°C
HCl	2.5	22.3	22.9	6'3	3601,08
H2SO4	2.5	19.9	22	5'30	3633,78
HNO3	3.5	19.8	22.3	5'30	3635,33
Ac. Ace.	2.5	19.9	22.2	4'30	3603,78
Ac. Citri	3.5	20.5	22.1	4'30	3630,63

El carbonato de calcio es considerado como una base débil, ya que este compuesto es un neutralizante y cuando reacciona con ácidos se forma dióxido de carbono, agua y la respectiva sal.

-De acuerdo al objetivo inicial de la práctica en cuanto a la determinación del calor de neutralización; se midieron en cada una de las reacciones la transferencia de energía manifestada en forma de calor desprendido (reacciones exotérmicas). Cuando se mezclan ambas disoluciones se comprueba rápidamente que aumenta la energía cinética de las partículas, lo que queda evidenciado por un aumento brusco de temperatura y desprendimiento de energía en forma de calor.

-El desprendimiento de calor fue utilizado como indicador de afinidad en los dos experimentos. Los resultados obtenidos permiten presentar un orden de afinidades entre los ácidos con NaOH y con el CaCO₃, como se observa en la siguiente tabla.

BASE	NaOH	CaCO3
ÁCIDO		
HCl	C ₆ H ₈ O ₇	HNO3
HNO3	HCl	H2SO4
H2SO4	H2SO4	C ₆ H ₈ O ₇
CH3COOH	CH3COOH	CH3COOH
C ₆ H ₈ O ₇	HNO3	HCl

-Se puede concluir que entre los ácidos inorgánicos e Hidróxido de sodio, presenta mayor afinidad el HCl, seguido del H_2SO_4 y por último el HNO_3 . En cuanto a los ácidos orgánicos se encuentra mayor afinidad con el ácido cítrico y luego con el ácido acético. Las reacciones de los ácidos con el Carbonato de calcio, el orden de afinidad con los ácidos orgánicos se mantiene, mientras que con los ácidos inorgánicos varía.

-Las reacciones con Hidróxido de sodio fueron a presión y volumen constante, por lo que los cambios de calor o entalpía, se expresan en calorías/mol. Y las reacciones con Carbonato de calcio fueron a volumen constante.

-La medida de calor intercambiado durante el proceso en el calorímetro fue detectado por los cambios de temperatura; que al determinar su variación también se puede determinar la variación de la afinidad, en este caso, la afinidad de las sustancias que participaron en la reacción de neutralización.

-Como no todo el calor desprendido en la reacción de neutralización ocurre por la afinidad química, puesto que parte de este se emplea para disociar, se hace necesario determinar dicho proceso en un sistema aislado como el calorímetro. Donde se determinó su capacidad calorífica.

-Las propiedades ácidas quedan neutralizadas por las de la base, generando un producto neutro que es el agua. A este tipo de reacciones se las denomina reacciones de neutralización, y al calor generado en ellas, calor o entalpía de neutralización.

-La presión varía en las reacciones con el $CaCO_3$, debido a la formación de CO_2 .

2. Potencial Químico.

La afinidad puede relacionarse con la energía eléctrica producida en la reacción química. Los resultados obtenidos en cada una de las reacciones entre los ácidos y el NaOH se presentan en la Tabla No 5.

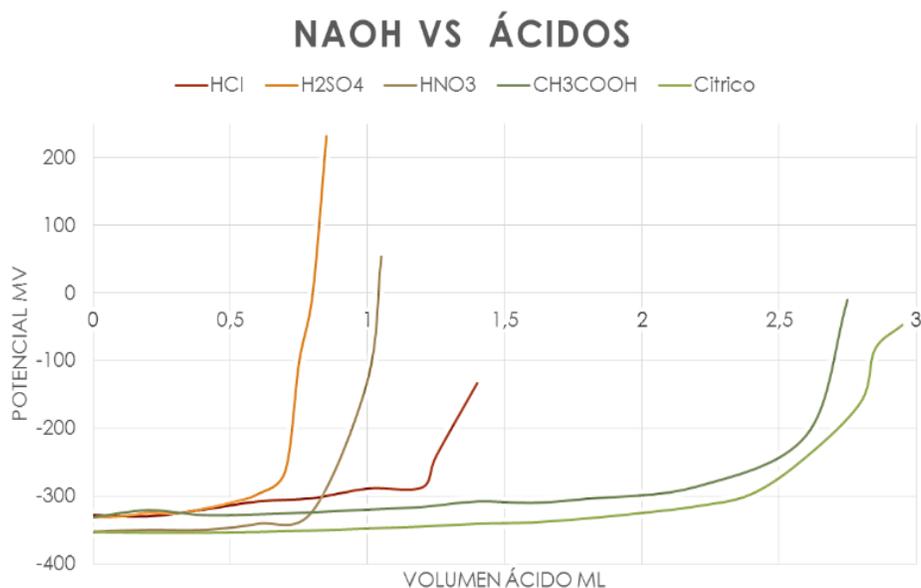
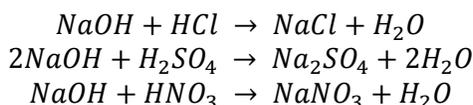


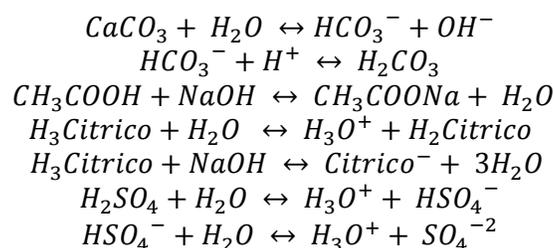
Tabla N° 5. Datos experimentales

mL Ácido	mV				
	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃	Acético	Cítrico
0	-328	-331	-353	-331	-353
0,1		-330			
0,2	-330	-325	-350	-321	-354
0,3		-326			
0,4	-320	-319	-350	-328	-354
0,5		-310			
0,6	-308	-297	-341	-327	-353
0,7		-263			
0,75		-103			
0,8	-303	-0,2	-322	-324	-351
0,85		232			
1	-289		-129	-320	-348
1,05			54		
1,2	-287			-316	-345
1,25	-241				
1,4	-133			-308	-341
1,6				-310	-339
1,8				-304	-333
2					-325
2,2				-286	-315
2,4					-297
2,6				-210	-242
2,75				-10	
2,8					-160
2,85					-83

Estas mediciones de afinidad se realizan en un sistema abierto a presión constante, por lo que la medida de la afinidad se puede calcular indirectamente, puesto que solo dependen del estado inicial y final. Esto sucede en las reacciones completas, es decir, en las reacciones estequiométricamente equivalentes e irreversibles, como por ejemplo las dadas entre ácidos fuertes y bases fuertes:



Sin embargo, cuando las reacciones son incompletas, es decir, son procesos en equilibrio dinámico, como por ejemplo las reacciones entre ácidos débiles, bases débiles, productos intermedios y ácidos polipróticos que tienen varias disociaciones:



En estas reacciones en equilibrio dinámico se consume cierta cantidad de energía producida por la reacción para disociar los ácidos y bases débiles (ácido acético y ácido cítrico), de igual manera, cuando el carbonato de calcio está en solución acuosa puede reaccionar con una cantidad de

protones provenientes del ácido, lo que genera una cantidad de energía que no corresponde a la generada por la reacción ácido - base objeto de estudio.

Con base en los datos obtenidos de diferencia de potencial se calcula la energía libre de Gibbs (Tabla No 6), que es la energía liberada por un sistema para realizar trabajo útil a presión constante. La energía libre de Gibbs se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G = -nFE$$

Donde:

n= Número de equivalentes

F= Constante de Faraday (96485 C/mol)

E= Potencial en J/C

Tabla No 6. Energía Libre de Gibbs. Reacción ácidos con NaOH.

Ácidos	Diferencia de Potencial (J/C)	No de Equivalentes	ΔG (Kj/mol)
HCl	-0,133	0,0114	-0,1463
H ₂ SO ₄	-0,0002	0,0216	-0,0004
HNO ₃	-0,129	0,011	-0,1369
Acético	-0,01	0,0127	-0,0123
Cítrico	-0,083	0,0386	-0,3087

De acuerdo con lo anterior, el orden de afinidad en la reacción entre el NaOH y los ácidos es el siguiente: ácido cítrico, HCl, HNO₃, ácido acético y ácido sulfúrico. Estos resultados contrastados con los resultados obtenidos en calorimetría, son consistentes solamente con el ácido cítrico en primer lugar, ácido Clorhídrico en segundo lugar y con el ácido acético en cuarto lugar de afinidad.

IMPLICACIONES DIDÁCTICAS

La investigación en el aula ha cobrado suma importancia, en la orientación de las estrategias, actividades, teorías, y formas de concebir y orientar la práctica del docente, con el fin de que a partir de estas los estudiantes puedan establecer una relación con el conocimiento, facilitando su aprendizaje y el desarrollo de sus potencialidades. Es necesario según Cárdenas F. (2012) acercar al estudiante a un conocimiento funcional o útil, que le permita al estudiante interactuar con su medio ambiente, aprender a través del ordenamiento, la ilustración, la aplicación, la construcción, la transferencia, la resolución de situaciones y problemas cotidianos, la prefiguración (dentro y fuera de un dominio), la reflexión, la invención, la solución de problemas desconocidos o la innovación acerca de los hechos, eventos o principios científicos aplicables al mundo de la vida. Las reacciones ácido base, son reacciones involucradas en el ambiente y en el propio organismo (las reacciones ácido base dadas en el estómago, las reacciones dadas en la formación de lluvia ácida o en los diferentes ciclos biogeoquímicos), sin embargo, en la práctica son efectuadas, son observadas, se estudian las propiedades de los reactivos ácidos y bases involucradas, así como de los productos formados; sin embargo, muy pocas veces se pregunta ¿A qué se debe que los ácidos y bases reaccionen para formar nuevas sustancias? ¿Qué tipo de fuerzas actúan para que esto sea posible? Este tipo de cuestiones permiten que el estudiante construya explicaciones, a partir de problemas cotidianos y a partir de la evidencia de fenómenos estudiados en el laboratorio, realice diferentes explicaciones y reflexiones al respecto, lo que involucra una mayor motivación, compromiso y comprensión del mundo químico y sus modelos.

Partiendo del análisis crítico que se elaboró en este trabajo experimental, se puede ver que resulta favorable el interés inicial por el tema, claramente definido, pues exige su comprensión y revisión.

Durante el desarrollo se fue evidenciando la complejidad de las relaciones entre la teoría y la experimentación, lo que rara vez se hace en las prácticas habituales con los estudiantes, pues se tiende a atribuir a la parte experimental un sentido reduccional (lineal) o ilustrativo, carente de construcciones epistemológicas que cuestionan a la vez, la preocupación de los profesores por enseñar los conocimientos científicos, evitando el error y provocando un rechazo del pensamiento especulativo de los estudiantes (Donnelly 1979) y llevándolo a pensar que la ciencia consiste en verdades incontrovertibles (Gil, 1986).

Este planteamiento requiere que el docente adopte un enfoque nuevo desde una perspectiva en la que se convierte en investigador lo que a su vez repercutirá en su práctica en el aula mejorándola de forma significativa y abordando de manera reflexiva el proceso enseñanza aprendizaje.

Finalmente las construcciones elaboradas permiten encontrar sentido y este supone establecer relaciones del mundo que se ve y del que no se conoce.

CONSIDERACIONES FINALES

-Cuando un ácido reacciona con una base se libera una considerable cantidad de calor, que se percibe cuando aumenta la temperatura en el interior del calorímetro. Dichas reacciones son exotérmicas, esto se debe a que las soluciones acuosas son suficientemente diluidas como para que la disolución adicional no produzca efectos térmicos; ya que los ácidos y bases en solución acuosa están disociados, por lo que el calor de neutralización en todos los casos es $H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$; como las reacciones entre soluciones acuosas diluidas entre un ácido fuerte y una base fuerte son de neutralización y se miden a partir de los valores de entalpía de formación de agua a partir de iones H_3O y OH^- , el calor de neutralización se entiende como el calor generado cuando un ácido reacciona con una base para formar agua.

-En las reacciones de calorimetría, se llevan a cabo en un sistema cerrado a volumen y presión constantes en el caso de las reacciones entre el NaOH con cada ácido. En el caso de las reacciones del $CaCO_3$ con los ácidos, se lleva a cabo en un sistema cerrado a volumen constante, variando las condiciones de presión debido a la producción de CO_2 en el interior del calorímetro. Y en potenciómetro se lleva a cabo en un sistema abierto a presión constante, variando el volumen del sistema de reacción al adicionar ciertas cantidades de ácido a la base.

-Experimentalmente se obtuvo datos de calores de reacción y de diferencias de potenciales, sin embargo y con respecto a la fórmula de Helmholtz no se consideraron medidas de calor latente, variación de la presión, trabajo máximo, trabajo de disociación de los ácidos y las bases, variación de volumen. Por consiguiente no se obtuvo resultados en términos de la afinidad, sino que se pueden establecer equivalencias entre los tipos de energía liberada en las reacciones y la afinidad que actúa allí.

-Se puede deducir que las reacciones de neutralización son reacciones exotérmicas y espontáneas, evidenciado por los valores de la entalpía y por los valores negativos determinados de la energía libre de Gibbs respectivamente.

-Es muy difícil determinar si estas reacciones son completas, pues puede presentarse en un sistema en equilibrio dinámico, que puede interferir en los cálculos de afinidad, como por ejemplo puede suceder en el caso del carbonato con el ácido clorhídrico, que se produzca una especie intermedia como el ácido carbónico, que es el que se disocia para producir CO_2 y H_2O . Entonces no sería suficiente medir el proceso inicial y final únicamente, sino también los grados de disociación de los ácidos y la naturaleza de los ácidos, si estos son orgánicos o inorgánicos.

Referencias bibliográficas

- Alcañiz, E. 2013. Química Inorgánica I. Consultado en: http://www2.uah.es/ejejesus/resumenes/QI/Tema_3A.pdf
- Atkins, P. W., & De Paula, J. (1991). *Fisicoquímica* (pp. 458-460). USA: Addison-Wesley Iberoamericana.
- Cárdenas F. (2012) Del conocimiento declarativo al conocimiento funcional: La necesidad de una transformación didáctica. En *Actualidades Pedagógica* (No 60, pp. 193-214).
- Castellan, G. W. (1987). *Fisicoquímica*. Pearson educación.
- Clavijo, A. (2002). Fundamentos de química analítica. Equilibrio iónico y análisis químico. Bogotá: Universidad Nacional de Colombia.
- Clyde, R. (1976). *Fisicoquímica*. (pp. 41-46). McGraw-Hill.
- Duncan, A.M. (1996). *Laws and Order in Eighteenth-Century Chemistry*. Clarendon Press, Oxford.
- Faraday, M. Michael Faraday (1791 1867). Tercera conferencia *Cohesión y Afinidad Química*, Cuarta conferencia *Afinidad Química, Calor*.
- Gil P. D. (1986). La metodología científica y la enseñanza de las ciencias: unas relaciones controvertidas. *Enseñanza de las ciencias*. Vol. 4 (2). 111-121
- Jiménez Liso, M., & Torres, M. (2002). La neutralización ácido-base a debate. In *Enseñanza de las Ciencias* (Vol. 20, pp. 451-464).
- Lavoisier, A. L. (2009). *Tratado elemental de química*. Editorial Maxtor.
- Pardo, J. Q. (2002). Aproximación a los orígenes del concepto de equilibrio químico: algunas implicaciones didácticas. *Educación Química*, 13, 2.
- Salas-Banuet, G., Ramirez-Vieyra, J., Restrepo-Baena, O., Cockrell, B. R., & Noguez-Amaya, M. (2012). La importancia de llamarse afinidad química. Parte i: la semilla. *Dyna*, 173, 135-144.
- Salas-Banuet, Guillermo Ramírez-Vieyra, Jose., Restrepo-Baena, Oscar., Noguez-Amaya, Maria, & Cockrell, B. (2013). Del editor. La importancia de llamarse afinidad química. Parte ii: la semilla germina. *Dyna*, 80(177), 162-170.