

**UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA
FACULTAD DE CIENCIAS
ESCUELA DE QUÍMICA
CENTRO DE EQUILIBRIOS EN SOLUCIÓN**



TRABAJO ESPECIAL DE GRADO

**ESPECIACION DE LOS COMPLEJOS TERNARIOS DE COBRE (II) CON EL ÁCIDO
SALICÍLICO Y LOS AMINOÁCIDOS HISTIDINA, ÁCIDO ASPÁRTICO Y ÁCIDO
GLUTÁMICO**

Trabajo Especial de Grado
presentado ante la Ilustre
Universidad Central de Venezuela
por la Br. Diana Carolina Rojas
Anchundia para optar al título de
Licenciado en Química

Caracas, Octubre de 2015

Los abajo firmantes designados por la Universidad Central de Venezuela, como integrantes del jurado examinador del Trabajo Especial de Grado titulado:

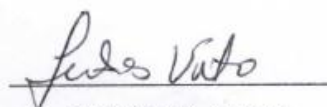
**ESPECIACION DE LOS COMPLEJOS TERNARIOS DE COBRE (II) CON EL ÁCIDO
SALICÍLICO Y LOS AMINOÁCIDOS HISTIDINA, ÁCIDO ASPÁRTICO Y ÁCIDO
GLUTÁMICO**

presentado por la Br. Diana Carolina Rojas Anchundia; certificamos que este trabajo cumple con los requisitos exigidos por nuestra Magna Casa de Estudios para optar por el título de Licenciado en Química.

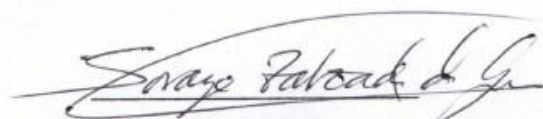
Caracas, Octubre de 2015



Dra. Mary Lorena Araujo
(Tutor)



Dr. Vito R. Lubes
(Tutor)



Dra. Soraya Taboada
(Jurado)



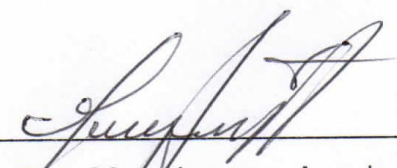
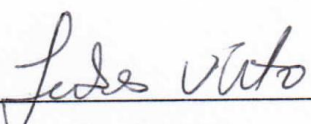
Dr. José Daniel Martínez
(Jurado)

Dra. Mary Lorena Araujo, Profesora e Investigadora Titular del Centro de Equilibrios en Solución de la Universidad Central de Venezuela y Dr. Vito R. Lubes Profesor e Investigador Titular del Laboratorio de Equilibrios en Solución de la Universidad Simón Bolívar.

Certificamos que, el presente Trabajo Especial de Grado, titulado:

ESPECIACION DE LOS COMPLEJOS TERNARIOS DE COBRE (II) CON EL ÁCIDO SALICÍLICO Y LOS AMINOÁCIDOS HISTIDINA, ÁCIDO ASPÁRTICO Y ÁCIDO GLUTÁMICO

Presentado por la Br. Diana Carolina Rojas Anchundia, C.I. 19.387.818; para aspirar al Título de Licenciado en Química, ha sido realizado en los laboratorios Centro de Equilibrios en Solución (CES) UCV y Centro de Equilibrios en Solución (CES) USB bajo nuestra dirección durante el año 2015 y con esta fecha autorizamos su presentación.


Dra. Mary Lorena Araujo
(Tutor)
Dr. Vito R. Lubes
(Tutor)

AGRADECIMIENTOS

En primer lugar quiero agradecer a Dios por encontrar el justo y adecuado momento para cumplir una de mis grandes metas, por darme sabiduría y fortaleza, pero por sobre todo siempre estar a mi lado.

A la Universidad Central de Venezuela que no existe orgullo más grande que formar parte de esta inigualable Casa de Estudios.

A mi familia, comenzando por mi madre Rosa Elena, por ser mi apoyo fundamental de la vida; a mi padre Carlos Alexis por sus consejos y carácter; a mis hermanos Juan Carlos y Helen Karina por siempre estar ahí cuando los necesito; a mi suegra Nulfa Rodelo por su gran ayuda y apoyo incondicional; a mi compañero de vida Yhoban Eduardo por ser mi complemento y junto a nuestra hija Crismar Alexandra, ser mi fuerza y mi motivo de inspiración.

A mis profesores, de cada uno me llevo un gran y valioso aprendizaje, en especial a mis tutores Mary Lorena Araujo y Lubes Vito por su gran ayuda prestada en la realización de este trabajo.

RESUMEN

A partir del estudio potenciométrico se llevó a cabo el análisis de la formación de complejos ternarios de Cu (II) con el ácido salicílico y los aminoácidos: ácido aspártico, ácido glutámico e histidina, en solución acuosa (KNO_3 1,0 M, 25°C) y la formación de complejos binarios del Cu (II) con el ácido salicílico. Los sistemas se estudiaron mediante mediciones de fuerza electromotrices $emf(H)$ a 25°C. Los resultados experimentales fueron analizados mediante el programa de mínimos cuadrados LETAGROP.

Las siguientes tablas, muestra a modo de resumen los resultados obtenidos.

Tabla I. Constantes de protonación y desprotonación, en términos de pK_a de los ligandos empleados en este trabajo (KNO_3 1,0 M a 25 °C).

Ligando	$\log \beta_{pq}$	pK_a
Ácido salicílico	-2,79(1)	2,79(1)
	-14,6(1)	11,81(2)
Acido aspártico	2,17(1)	2,17(1)
	-3,76(1)	3,76(2)
	-13,35(2)	9,59(3)
Acido glutámico	2,34(2)	2,34(2)
	-4,26(2)	4,26(2)
	-13,62(2)	9,36(4)
Histidina	8,19(2)	1,97(2)
	6,22(1)	6,22(1)
	-9,07(2)	9,07(2)

Tabla II. Constantes de formación en términos de $\log \beta_{\text{pqr}}$ y $\log \beta_{\text{pqrs}}$ de los complejos hallados para el sistema binario H^+ - Cu(II) - ácido salicílico y los sistemas ternarios Cu(II)-ácido salicílico-aminoácido (ácido aspártico, ácido glutámico e histidina) en KNO_3 1,0 M a 25°C.

Sistemas	Complejo formado	$\log \beta_{\text{pqr}}$	Dispersión $\sigma(\text{Z}_B)$
H^+ -Cu(II)-ácido salicílico	CuSal [Cu(OH)Sal] ⁻ [CuSal ₂] ²⁻ [Cu(OH)Sal ₂] ³⁻	-1,62(8) -6,9(1) -4,46(6) -9,97(7)	0,072
H^+ -Cu(II)-ácido salicílico-ácido aspártico	[Cu(Sal)HL] ⁻ [Cu(Sal)L] ²⁻ [Cu(Sal)L(OH)] ³⁻	-1,16(7) -4,71(5) -10,8(1)	0,079
H^+ -Cu(II)-ácido salicílico-ácido glutámico	[Cu(Sal)HL] ⁻ [Cu(Sal)L] ²⁻ [Cu(Sal)L(OH)] ³⁻	-3,2 max -2,9 -6,53(9) -12,4(2)	0,064
H^+ -Cu(II)-ácido salicílico-histidina	Cu(Sal)HL [Cu(Sal)L] ⁻ [Cu(Sal)L(OH)] ²⁻	3,6(2) -0,02(6) -6,1(1)	0,081

INDICE

1. INTRODUCCIÓN.....	1
1.1. Generalidades del cobre.....	1
1.2. Química del cobre.....	2
1.3. Química de los ligandos.....	6
1.3.1. El ácido salicílico.....	6
1.3.2. Los aminoácidos.....	9
1.3.3. Comportamiento ácido-base de los aminoácidos.....	10
1.3.4. Curva de titulación de los aminoácidos.....	11
1.3.5. Clasificación de los aminoácidos.....	12
1.3.5.1. Ácido aspártico.....	13
1.3.5.2. Ácido glutámico.....	16
1.3.5.3. Histidina.....	18
1.4. Complejos de Cu(II).....	21
1.4.1. Complejos de Cu(II) con ácido salicílico.....	21
1.4.2. Complejos de Cu(II) con ácido aspártico.....	22
1.4.3. Complejos de Cu(II) con ácido glutámico.....	23
1.4.4. Complejos de Cu(II) con histidina.....	25
2. OBJETIVOS.....	28
2.1. Objetivo general.....	28
2.2. Objetivos específicos.....	28
3. FUNDAMENTO TEORICO.....	29
3.1. Ley de acción de masas.....	29
3.2. Constantes de estabilidad y escala de actividades.....	30

4. METODOLOGIA EXPERIMENTAL.....	34
4.1. Reactivos, disoluciones e instrumentos de medida.....	34
4.1.1. Reactivos.....	34
4.1.2. Disoluciones.....	34
4.1.3. Instrumentos de medida.....	35
4.2. Medidas de $emf(H)$	36
4.3. Procedimiento de medida.....	37
4.4. Análisis de los datos.....	39
5. RESULTADOS EXPERIMENTALES.....	41
5.1. Determinación de los parámetros E^0 y J	41
5.2. Sistemas H^+ - ligandos.....	43
5.2.1. Sistema H^+ - ácido salicílico (Sal).....	43
5.2.2. Sistema H^+ - ácido aspártico (H_2L).....	46
5.2.3. Sistema H^+ - ácido glutámico (H_2L).....	49
5.2.4. Sistema H^+ - histidina (HL).....	52
5.3. Sistema binario H^+ - Cu(II)-ácido Salicílico.....	55
5.4. Sistema ternario H^+ -Cu(II) -ácido salicílico -aminoácido.....	59
5.4.1. Sistema Cu(II)- ácido salicílico (Sal)- ácido aspártico (H_2L).....	59
5.4.2. Sistema Cu(II)- ácido salicílico (Sal)-ácido glutámico (H_2L).....	64
5.4.3. Sistema Cu(II)- ácido salicílico (Sal)- histidina (HL).....	67
6. CONCLUSIONES.....	71
7. BIBLIOGRAFIA.....	73
8. APENDICE.....	79

SÍMBOLOS

H, B, C	Concentraciones totales (analíticas) de H^+ , Cu^{+2} , ligando (H_2C)
h, b, c	Concentraciones en equilibrio de H^+ , metal, ligando (H_2C)
β_{pqr}	Constante de estabilidad de un complejo $H_p(Cu)_q(H_2C)_r^{p+q+r}$, brevemente (p, q, r)
β^*_{Pqr}	Constante de estabilidad de un complejo $H_p(Cu)_q(C)_r^{p+q+r}$, brevemente (P, q, r)
c_{pqr}	Concentración en equilibrio de un complejo (p, q, r)
$emf(H)$	Fuerzas electromotrices (EV)
E, E_0	Potencial (mV) (pila [5]), Potencial estándar (mV)
EV	Electrodo de vidrio
{H}	Disolución <i>madre</i> de ácido fuerte (K, H)NO ₃ 0,1 M
j	Parámetro relacionado con el potencial de difusión en la unión líquida // pila [5]
{mi}	Medio iónico inerte KNO ₃ 1 M
M, mM	mol/L, milimol/L
ns, np, nk	nº de experimentos, nº de puntos en un experimento, nº de complejos
pH	$-\log h$
{OH}	Disolución <i>madre</i> de base fuerte K(NO ₃ , OH) 0,1 M
Pila	REF// S / EV
REF, S	Semipila de referencia, Disolución problema, pila
σ	Dispersión = $\sqrt{U/(ns \cdot np - nk)}$
T	Disolución titulante
U	Suma de mínimos cuadrados
Z_c	Nº medio de H^+ disociados por mol de ligando (H_2C)
Oth	Otro método
Cal	Calorimetría
RMN	Resonancia magnética nuclear
Vlt	Medida de voltaje

1. INTRODUCCIÓN

1.1. Generalidades del cobre

La palabra cobre proviene del latín *cuprum*, y éste del griego Kypros, nombre de la isla de Chipre donde se obtenía en abundancia.¹

Se trata de un metal de transición de color rojizo y brillo metálico que, junto con la plata y el oro, forma parte de la llamada familia del cobre, se caracteriza por ser uno de los mejores conductores de electricidad (el segundo después de la plata). Gracias a su alta conductividad eléctrica, ductilidad y maleabilidad, se ha convertido en el material más utilizado para fabricar cables eléctricos y otros componentes eléctricos y electrónicos.

El cobre forma parte de una cantidad muy elevada de aleaciones que generalmente presentan mejores propiedades mecánicas, aunque tienen una conductividad eléctrica menor. Las más importantes son conocidas con el nombre de bronce y latones. Por otra parte, el cobre es un metal duradero porque se puede reciclar un número casi ilimitado de veces sin que pierda sus propiedades mecánicas.

Fue uno de los primeros metales en ser utilizado por el ser humano en la prehistoria. El cobre y su aleación con el estaño, el bronce, adquirieron tanta importancia que los historiadores han llamado Edad del Cobre y Edad del Bronce a dos periodos de la Antigüedad. Aunque su uso perdió importancia relativa con el desarrollo de la siderurgia, el cobre y sus aleaciones siguieron siendo empleados para hacer objetos tan diversos como monedas, campanas y cañones. A partir del siglo XIX, concretamente de la invención del generador eléctrico en 1831 por Faraday, el cobre se

convirtió de nuevo en un metal estratégico, al ser la materia prima principal de cables e instalaciones eléctricas.

El cobre posee un importante papel biológico en el proceso de fotosíntesis de las plantas, aunque no forma parte de la composición de la clorofila. El cobre contribuye a la formación de glóbulos rojos y al mantenimiento de los vasos sanguíneos, nervios, sistema inmunitario y huesos y por tanto es un oligoelemento esencial para la vida humana.²

En la **tabla 1** se pueden evidenciar algunas de las propiedades físicas que posee el cobre en su estado natural.

Tabla 1. Propiedades físicas del cobre.¹

SISTEMA	Cúbico
HABITO	Raramente se presenta en cristales bien formados, generalmente en masas y placas
DUREZA	2,5 a 3
DENSIDAD	8,9. Es un metal de color rojo, blando, dúctil y maleable
RAYA	Rojo cobre brillante
BRILLO	Metálico

1.2. Química del cobre

El cobre es el elemento químico de símbolo Cu, con número atómico 29; uno de los metales de transición e importante metal no ferroso, es el primer elemento del grupo 11 de la tabla periódica. Su átomo tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$. El cobre posee un segundo potencial de ionización mayor que

cualquiera de los otros metales de transición, lo que hace que el ion Cu^+ sea el más estable de los iones monovalentes de los otros metales de transición. También se conocen nueve isótopos inestables (radiactivos). La valencia más común es la de 2+ (cúprico), pero 1+ (cuproso) es también frecuente; la valencia 3+ se encuentra sólo en unos cuantos compuestos inestables.³

Las soluciones acuosas del ión Cu^{2+} contienen el ión complejo $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, el cual ha sido aislado en varias sales, incluyendo el $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ y la sal de Tutton $[\text{NH}_4]_2\text{Cu}[\text{SO}_4]_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Otro ejemplo de esto viene a ser el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (azul de vitriolo), el cual en solución acuosa forma unidades de la especie plana cuadrada $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ con dos átomos de O en iones sulfato completando los sitios restantes de una esfera de coordinación octaédrica elongada. La estructura del sólido incorpora una molécula de agua no coordinada mediante un arreglo de puentes de hidrógeno. Al calentar este sólido, gradualmente va perdiendo moléculas de agua hasta formar el incoloro e higroscópico sulfato de cobre (II) anhidro (CuSO_4). La especie $\text{Cu}(\text{OH})_2$ precipita cuando se eleva la concentración de iones OH^- en una solución acuosa de cobre (II).⁴

Los complejos de cobre que contienen ligandos con átomos de nitrógeno y/u oxígeno donadores son muy comunes, y los números de coordinación 4, 5 y 6 son los predominantes. Ya se han mencionado las especies $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ y $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, y al agregar amoníaco (NH_3) en el primer caso se sabe que sólo desplaza cuatro moléculas de agua. La especie $[\text{Cu}(\text{en})_3]^{2+}$, donde “en” corresponde al 1,2 – etano diamina se forma en soluciones con elevada concentración de la misma.⁴

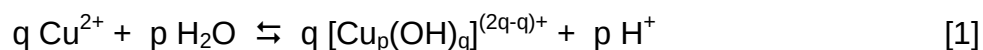
En la **tabla 2** se recogen las principales propiedades químicas que posee el cobre.

Tabla 2. Propiedades químicas del cobre.³

Símbolo Químico	Cu
Número atómico	29
Valencia	1,2
Estado de oxidación	+1, +2
Electronegatividad	1,9
Radio covalente (Å)	1,38
Radio iónico (Å)	0,69
Radio atómico (Å)	1,24
Configuración electrónica	[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹
Primer potencial de ionización (eV)	7,77
Masa atómica (g/mol)	63,54
Densidad (g/ml)	8,96
Punto de ebullición (°C)	2595
Punto de fusión (°C)	1083

Se han realizados diferentes estudios sobre el comportamiento del cobre en solución, dentro de los cuales se encuentra el estudio de la hidrólisis del Cu(II), la cual juega un papel importante para comprender a plenitud la química del cobre.

El estudio sobre la hidrólisis de Cu(II) juega un papel importante al momento de estudiar la química del cobre en diferentes sistemas acuosos. En soluciones que contienen una concentración de cobre menor a 10^{-5} M y un $pH < 8,5$ ⁵ la hidrólisis de los iones de Cu(II) puede ser caracterizada empleando el siguiente nivel de reacción [1]:⁶



donde la constante de estabilidad es expresada de la siguiente manera:

$$\beta_{pq} = [\text{Cu}_p(\text{OH})_q^{(2q-q)+}]^q [\text{H}^+]^p / [\text{Cu}^{2+}]^q \quad [2]$$

El cobre se hidroliza formando hidroxocomplejos en lugar de complejos de hidróxido de cobre. En las **tablas 3 y 4**, se presenta información de especies mononucleares y polinucleares de cobre(II) respectivamente.

Tabla 3. Productos de hidrólisis del Cu(II) (complejos mononucleares) reportados en la bibliografía.⁷

log β_{pqr}			
Condiciones	$[\text{Cu}(\text{OH})]^+$	$[\text{Cu}(\text{OH})_2] (\text{s})$	Referencia
0,1 mol.dm ⁻³ KNO ₃ /25°C	-7,71(4)	-	8
I= 0,15 mol.dm ⁻³ (NaNO ₃) /37°C	-7,59(8)	-13,9(3)	9
3 mol.dm ⁻³ LiClO ₄ / 0,1 fm en dioxano /25°C	-7,44*	-	10
0,15 mol.dm ⁻³ KNO ₃ /37°C	-7,6*	-	11
I= 0,7 m (NaClO ₄)/ 25°C (Electrodo ion selectivo)	-8,1*	-16,7*	12
3,0 mol.dm ⁻³ NaClO ₄ / 25°C	-7,22*	-	13
1,0 m NaClO ₄ / 25°C(método de solubilidad)	-	15*	12

*errores no reportados

La diferencia en las constantes reportadas, se debe al uso de diferentes escalas de actividades.

En cuanto a las especies polinucleares del Cu(II), la **tabla 4** resume los trabajos encontrados en la bibliografía.

Tabla 4. Productos de hidrólisis del Cu(II) (complejos polinucleares) reportados en la bibliografía.⁷

Condiciones	-log β_{pqr}				Referencia
	$[\text{Cu}_2(\text{OH})_2]^{2+}$	$[\text{Cu}_2(\text{OH})]^{3+}$	$[\text{Cu}_3(\text{OH})_4]^{2+}$	$[\text{Cu}_3(\text{OH})_2]^{4+}$	
0,10 mol.dm ⁻³ KNO ₃ / 25°C	10,99(2)	-	21,6(3)	-	8
I= 0,15 mol.dm ⁻³ (NaNO ₃) /37°C	10,23(5)	-	20,7(4)	-	9
3 mol.dm ⁻³ LiClO ₄ / 25°C	11,21*	6,22*	-	10,36*	10
3 M LiClO ₄ / 0,1 fm en dioxano /25°C	11,35*	6,22*	-	10,12*	10
0,1 mol.dm ⁻³ KNO ₃ /25° C	10,57*	-	-	-	14
0,1 mol.dm ⁻³ NaClO ₄ /25°C	10,75*	-	21,37*	-	15
3,0 mol.dm ⁻³ NaClO ₄ /25°C	10,6*	-	-	-	16

*errores no reportados

Se observa que la especie $[\text{Cu}_2(\text{OH})_2]^{2+}$ es común en todos los modelos reportados en la **tabla 4**. Los valores de las constantes son similares entre sí, a pesar de estar reportados en diferentes escalas de actividades.

1.3. Química de los ligandos

1.3.1. El ácido salicílico

El ácido salicílico es un β -hidroxiácido con propiedades queratolíticas y antimicrobianas, ampliamente empleado en dermatología por su capacidad de promover la descamación epidérmica a través de la ruptura de los puentes

desmosómicos intercelulares y evitar la contaminación por bacterias y hongos oportunistas. También actúa como regulador de la oleosidad de la piel y como antiinflamatorio potencial. Se lo considera un hidroxiaácido de fundamental importancia para el mejoramiento de la apariencia de la piel envejecida.¹⁷

El ácido salicílico, perteneciente al grupo de los agentes analgésicos, antipiréticos y antiinflamatorios, fue descrito por primera vez en el siglo XVIII por el reverendo Richard Stone que observó que las infusiones de la corteza del sauce blanco común (*Salix alba vulgaris*) curaba la fiebre.¹⁷

Según la nomenclatura internacional, el ácido salicílico (ácido 2-hidroxibenzoico) tiene los siguientes sinónimos: ácido otoxibenzóico, acidum salicylicum; su estructura se muestra en la **figura 1**. Su fórmula molecular: $C_7H_6O_3=138.1$.¹⁷

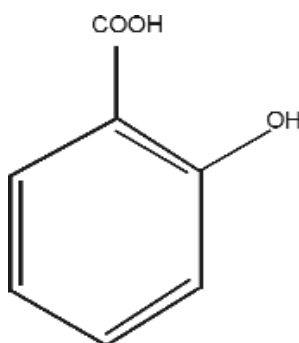


Figura 1. Estructura molecular del ácido salicílico.¹⁷

Su forma física se encuentra en cristales blancos, generalmente como pequeñas agujas, o como polvo blanco y vellosos. La forma sintética es blanca e inodora pero el preparado de salicilato natural de metilo puede tener un tinte ligeramente amarillo o rosa, y un débil olor mentolado. Es soluble 1 en 460 de agua, 1 en 15 de agua hirviente, 1 en 3 de alcohol, 1 en 45 de cloroformo, 1 en 3 de éter, y 1 en 135 de benceno.¹⁷

Industrialmente se obtiene a partir de dióxido de carbono y fenolato sódico por sustitución electrolítica y posterior liberación del ácido de su sal mediante adición de un ácido fuerte.¹⁷

La **tabla 5** reúne los valores de pK_a reportados en la bibliografía en distintas escalas de actividades.

Tabla 5. Valores de pK_a reportados en la bibliografía para el sistema H^+ -salicílico en distintas concentraciones de KNO_3 y a diferentes temperaturas.

Medio iónico / °C	pK_{a1}	pK_{a2}	Ref.
KNO_3 0.1 M /25	2,82	-	18
KNO_3 0.1 M /25	-	13,6	19
KNO_3 0.1 M /25	-	13,6	20
KNO_3 0.1 M /25	3,0	-	21
KNO_3 0.1 M /25	-	13,12	22
KNO_3 0.15 M /37	-	13,0	23
KNO_3 0.1 M /25	-	13.9	24

errores no reportados

Se observa que los valores de pK_a son similares entre sí, a pesar de estar reportados en escalas de actividad diferentes.

1.3.2. Los aminoácidos

Se define como aminoácido a cualquier molécula que contiene un grupo amino y un grupo ácido; sin embargo, este término casi siempre se utiliza para designar a un α -aminoácido.²⁵

Los α -aminoácidos tienen cadenas laterales sustituidas en el átomo de carbono α , las cuales son precisamente las que permiten que se diferencien entre ellos. En la **figura 2**, se puede observar la estructura general de un α -aminoácido, donde R representa la cadena lateral.

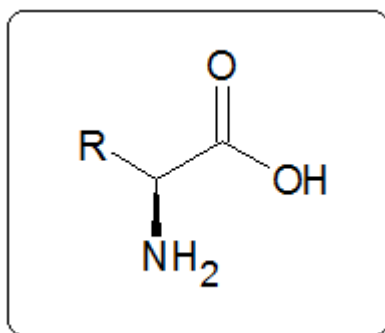


Figura 2. Estructura general de un α -aminoácido.²⁵

Excepto la glicina (donde R es un átomo de hidrógeno), todos los α -aminoácidos son quirales; ya que, el átomo de carbono α es asimétrico y constituye un centro quiral.

Hay 20 aminoácidos estándar hallados en prácticamente todas las proteínas que difieren unos de los otros en la estructura de las cadenas laterales enlazadas a los átomos de carbono α . Todos los aminoácidos estándar son L-aminoácidos.²⁵

Los aminoácidos cristalizados poseen puntos de fusión relativamente altos; además, son mucho más solubles en agua que en disolventes menos polares y tienen momentos dipolares mucho más grandes que las aminas o los ácidos por separado.²⁶

1.3.3. Comportamiento ácido-base de los aminoácidos

Cuando se disuelven los aminoácidos en agua, existe en solución como el ión dipolar, o *zwitterion* (del alemán “doble ión”) **figura 3**. Este *zwitterion* puede actuar bien como ácido o como base.

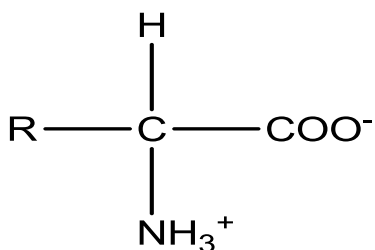


Figura 3. Estructura general de un aminoácido en la forma *zwitteriónica*.

Los aminoácidos poseen una carga positiva en soluciones ácidas y carga negativa en soluciones básicas. Hay un *pH* intermedio donde las dos formas del aminoácido se encuentran en la misma proporción, como el *zwitterion* dipolar con una carga neta cero, a este *pH* se le denomina punto isoeléctrico, **figura 4**.^{27,28}

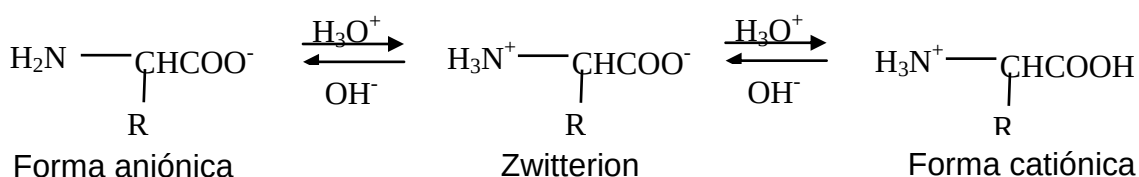


Figura 4. Equilibrio ácido-base de un aminoácido HC.^{27,28}

1.3.4. Curvas de titulación de los α -aminoácidos

En la **figura 5** se muestra una curva de titulación de la forma diprótica de la glicina. El gráfico tiene dos etapas distintas las cuales corresponden a la desprotonación de los distintos grupos en este aminoácido. Cada una de las dos etapas se asemeja en su forma a una curva de titulación de un ácido monoprótico y puede ser analizada de la misma forma.

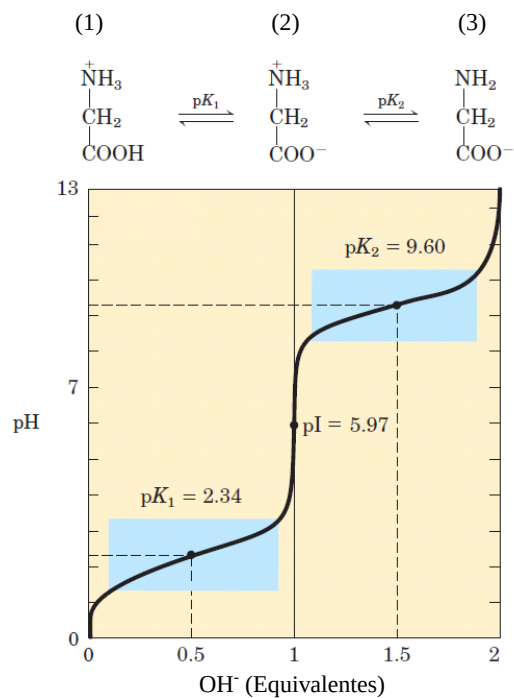


Figura 5. Curva de titulación de $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de glicina a 25°C .²⁶

A pH muy bajo, la especie iónica predominante de la glicina es la forma completamente protonada. En el punto medio de la primera etapa de la titulación, en la cual el grupo $-\text{COOH}$ de la glicina pierde su protón, se tienen concentraciones equimolares del dador de un protón y el aceptor de un protón de la glicina. Se sabe además que para cualquier titulación, se alcanza un punto de inflexión cuando el pH es

igual al pK_a del grupo protonado que se está titulando. Siendo esto así para la glicina el pH en el punto medio es de 2,34 y por consecuencia el pK_a para el grupo $-\text{COOH}$ (etiquetado como pK_{a1}) tiene un valor de 2,34.

Conforme procede la titulación, se alcanza otro punto importante a pH 5,97. En este hay un nuevo punto de inflexión, al cual la remoción del primer protón está completa y la del segundo protón apenas acaba de comenzar. A este pH la glicina se presenta en gran extensión como el ion dipolar o *zwitterion*. Este resulta el pH isoeléctrico o punto isoeléctrico.

La segunda etapa de la titulación corresponde a la remoción de un protón del grupo $-\text{NH}_3^+$ de la glicina. El pH en el punto medio de esta etapa es 9,60 y es a su vez igual al valor de pK_{a2} para la glicina como se mencionó anteriormente. La titulación se completa esencialmente al alcanzar pH 12 cuando la forma predominante de la glicina es (3) o la forma completamente desprotonada.²⁶

1.3.5. Clasificación de los aminoácidos

Los aminoácidos de forma muy general se clasifican de acuerdo al grupo R, en hidrofóbico (no polar) o hidrofílico (polar).

Los aminoácidos que poseen cadenas laterales no polares, son menos solubles en agua que los aminoácidos que tienen cadenas laterales polares.

Por otro lado, los aminoácidos con grupos R polares se dividen a su vez en tres grupos, como lo son; a) contienen grupos funcionales neutros, que pueden establecer enlaces de hidrógeno con el agua; b) cargados positivamente los aminoácidos básicos,

en los que los grupos R poseen carga positiva neta, poseen todos seis átomos de carbono; c) aminoácidos con grupos R cargados negativamente, los cuales poseen un segundo grupo carboxílico que se halla completamente ionizado y por tanto, cargado negativamente a un pH comprendido entre 6 y 7.²⁶

Debido a la importancia que tienen los aminoácidos en el desarrollo de proteínas, también se clasifican por su capacidad de producción en los organismos vivos, los seres humanos son capaces de sintetizar la mitad de ellos aproximadamente. Aquellos que solo se obtienen al ser ingeridos con los alimentos son llamados aminoácidos esenciales, el resto se conocen como no esenciales.

1.3.6. Ácido aspártico

El ácido aspártico también conocido como ácido aminoetano-1,2-dicarboxílico, presenta un grupo carboxilo (-COOH) en el extremo de la cadena lateral y tiene un peso molecular de 133 g/mol. Forma parte de los veinte aminoácidos con los que las células forman las proteínas

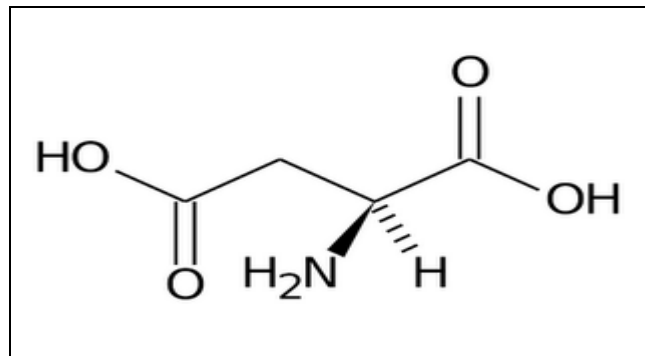


Figura 6. Estructura del ácido aspártico.²⁷

Se obtuvo por primera vez en el año 1827 por Plisson,²⁹ al calentar asparagina con hidróxido de plomo, lo que arrojó un precipitado, el cual fue cristalizado para obtener así el aminoácido.³⁰

A *pH* fisiológico, tiene una carga negativa; es decir, es ácido. Pertenece al grupo de aminoácidos con cadenas laterales polares cargadas. El aspartato no es esencial en mamíferos.³⁰

Existe una extensa bibliografía acerca de la determinación de las constantes de acidez del ácido aspártico, en diferentes medios iónicos y temperaturas. En la **tabla 6** se presentan valores de pK_a del ácido aspártico, obtenidos por medio de medidas de *emf*(H) en diferentes escalas de actividades.³¹

Tabla 6. Valores de pK_a del ácido aspártico, obtenidos por medio de medidas de $emf(H)$ en diferentes escalas de actividades.³¹

Condiciones	pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}	Ref.
1,0 M KNO_3 /25°C	2,29(1)	3,89(2)	9,50(4)	31
1,0 M KNO_3 /25°C	---	---	7,3	32
1,0 M KNO_3 /25°C	---	3,70	9,61	33
1,0 M KNO_3 /30°C (Vlt)	---	---	9,59	34
0,1 M KNO_3 /35°C	---	3,67	9,52	35
0,2 M KNO_3 /35°C	---	3,63	9,25	35
0,1 M KNO_3 /25°C	---	3,70	9,63	35
0,1 M KNO_3 /25°C	---	3,79	9,75	36
0,1 M KNO_3 /25°C	---	3,76	9,832	37
0,1 M KNO_3 /30°C	---	3,85	9,81	38
0,1 M KNO_3 /25°C	---	3,81	9,72	39
0,1 M KNO_3 /30°C	---	3,8	9,45	40
0,1 M KNO_3 /22°C	---	3,70	9,62	41
0,1 M KNO_3 /25°C	---	3,71	9,63	42
0,2 M KNO_3 /25°C	---	3,69	---	43
1,0 M KNO_3 /25°C	---	3,70	9,61	44

Algunos trabajos no reportan los errores ()

Se observa que en la bibliografía la mayor parte de los trabajos reportan los valores de pK_{a2} y pK_{a3} , mientras que solo hay un trabajo con el valor de pK_{a1} . Se aprecia discrepancia entre los valores reportados en la bibliografía.

1.3.7. Ácido glutámico

El ácido glutámico, también es conocido como ácido 2-aminopentanodioico, su fórmula condensada es $C_5H_9O_4N$, y es otro de los 20 aminoácidos que forman parte de las proteínas. En la **figura 7**, se puede observar su estructura.²⁷

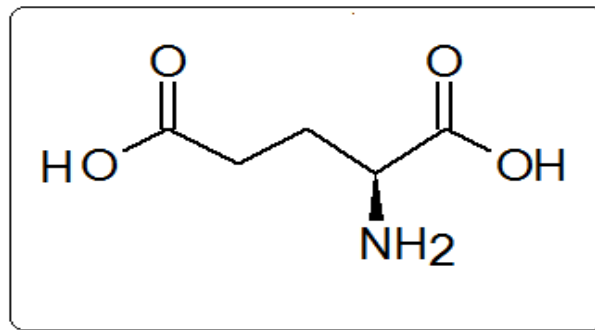


Figura 7. Estructura del ácido glutámico.²⁷

Pertenece al grupo de los llamados aminoácidos ácidos, o con carga negativa a *pH* fisiológico, ya que presenta un segundo grupo carboxilo (-COOH) en su cadena secundaria.³¹

Fue sintetizado por primera vez en 1866 por Ritthausen,⁴⁵ a partir de la hidrólisis con ácido sulfúrico de harina de gluten, la cual es conocida en la actualidad como gliadina.^{31,46}

El ácido glutámico es un aminoácido no esencial porque puede sintetizarse en el hombre a partir de otros aminoácidos como la arginina y ornitina. Es importante en el metabolismo de azúcares y grasas y un neurotransmisor excitatorio muy abundante en el sistema nervioso central. Ayuda a mejorar la agilidad mental y el estado de ánimo,

por lo que este aminoácido ha sido empleado para tratar enfermedades como el Parkinson.³¹

Además interviene en el proceso de transportar nitrógeno entre los órganos. Varios estudios científicos han demostrado que el estómago, intestino, páncreas y bazo consumen un 95% del ácido glutámico ingerido en la dieta, con lo que es importante tomar una dieta rica en proteínas, a manera de que el funcionamiento del resto del organismo no se vea alterado por una falta de este nutriente.³¹

En la **tabla 7**, se presentan valores de pK_a obtenidos para el ácido glutámico por medio de medidas de $emf(H)$ y otros métodos, en diferentes condiciones de trabajo.

Tabla 7. Valores de pK_a reportados en la bibliografía para el ácido glutámico.³¹

Condiciones	pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}	Ref.
1,0 M KNO ₃ /25°C	2,35(2)	4,23(2)	9,53(3)	31
1,0 M KNO ₃ /30°C (Vlt)	---	---	9,44	34
0,2 M KNO ₃ /35°C	---	3,97	9,12	35
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	4,14	9,60	35
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	4,15	9,61	36
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	4,24	9,746	37
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	4,24	9,62	39
0,1 M KNO ₃ /22°C	---	4,28	9,67	41
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	4,18	9,64	42
0,2 M KNO ₃ /25°C	---	4,26	---	43

Algunos trabajos no reportan los errores ()

Se observa que en la bibliografía la mayor parte de los trabajos reportan los valores de pK_{a2} y pK_{a3} , mientras que solo hay un trabajo con el valor de pK_{a1} . Se aprecia discrepancia entre los valores reportados en la bibliografía.

1.3.8. Histidina

La histidina o ácido α -amino-4-imidazolpropionico, es un aminoácido esencial que pertenece al grupo de los aminoácidos con cadenas laterales básicas. Su fórmula condensada es $C_6H_9N_3O_2$ y su peso molecular es de 155,16 g/mol. En la **figura 8**, se puede observar su estructura.³¹

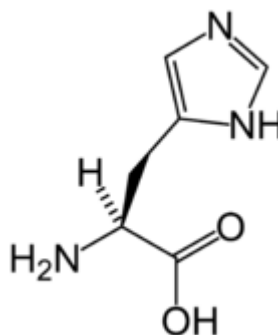


Figura 8. Estructura de la histidina.⁴⁷

La histidina, fue reportada por primera vez en 1896 en dos trabajos distintos,^{48,49} uno de ellos escrito por Kossel⁴¹ donde el aminoácido fue sintetizado a partir de la esturina (proteína básica en el esperma de esturión) y el otro publicado por Hedin⁴⁹ donde se basó en la hidrólisis de diferentes proteínas.^{31,47,50,51}

La cadena lateral de la histidina no es tan básica como la de los otros aminoácidos con cadenas laterales básicas y la concentración de las formas no

protonadas y protonadas de la histidina son casi iguales a pH biológico.⁵² Sin embargo a pH ácido se convierte en una base con carga positiva cuya función más importante es establecer interacciones iónicas con aminoácidos cargados negativamente como lo son los ácidos aspártico y glutámico.³¹

Los fuertes complejos ácido de Lewis/base de Lewis entre la forma no protonada de la histidina y los iones metálicos, son muy comunes en las proteínas.^{31,52}

La cadena lateral (imidazol) de la histidina es a menudo un ligando coordinador en las metaloproteínas, y también un sitio catalítico en ciertas enzimas. Es un precursor de la biosíntesis de histamina.³¹

En disolución la histidina presenta tres pK_a característicos que pueden observarse en la **figura 9**.

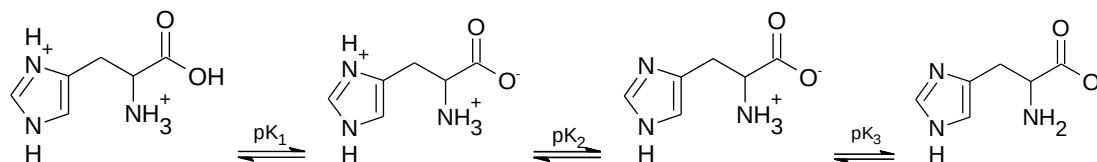


Figura 9. Equilibrios sistema H^+ - histidina.³¹

En la **tabla 8**, se encuentran los valores de pK_a obtenidos para la histidina, por medio de medidas de $emf(H)$, empleando diferentes escala de actividades.

Tabla 8. Valores de pK_a reportados en la bibliografía para la histidina.³¹

Condiciones	pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}	Ref.
1,0 M KNO ₃ /25°C	2,06(2)	6,25(3)	9,06(4)	31
0,1 M KNO ₃ /35°C	---	6,10	9,10	35
0,2 M KNO ₃ /35°C	---	5,86	8,73	35
0,15 M KNO ₃ /25°C	---	6,03	8,87	35
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,05	9,128	37
0,16 M KNO ₃ /25°C	---	6,17	9,21	37
0,20 M KNO ₃ /25°C	---	6,15	9,15	37
0,2 M KNO ₃ /25°C	---	6,08	9,17	43
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	5,66	8,63	48
0,15 M KNO ₃ /25°C	---	6,05	9,17	53
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,03	9,14	54
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,02	9,06	55
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,14	9,24	56
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,05	9,12	56
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,04	9,14	57
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,03	9,09	58
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,10	9,12	50
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,02	9,10	59
0,1 M KNO ₃ /25°C	---	6,04	9,10	60
0,2 M KNO ₃ /25°C	---	6,22	9,42	60
0,15 M KNO ₃ /37°C	---	5,96	8,92	61

Algunos trabajos no reportan los errores ()

Se observan pequeñas diferencias entre los valores reportados a pesar de que los mismos se encuentran en diferentes escalas de actividades.

1.4. Complejos de Cu(II)

1.4.1. Complejos de Cu(II) con ácido salicílico

En la **tabla 9**, se reúne los valores de las constantes de formación de los complejos formados en el sistema H^+ -Cu(II)-ácido salicílico según el nivel de reacciones [3].³¹

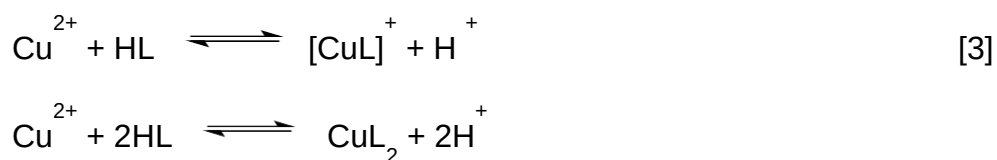


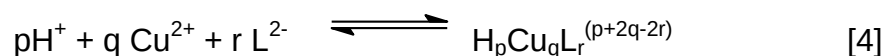
Tabla 9. Constantes de formación ($\log \beta_{pqr}$), reportadas en la bibliografía, en diferentes condiciones de temperatura y medio iónico, empleando medidas de $emf(H)$, para el sistema Cu(II)-ácido salicílico en el nivel de reacciones [3].³¹

Medio	$\log \beta_{pqr}^+ [CuL]$	$\log \beta_{pqr} CuL_2$	Ref.
KNO ₃ 0,1 M, 25 °C	10.63	--	62
KNO ₃ 0,1 M, 25 °C	--	6.5	63
KNO ₃ 0,1 M, 25 °C	10.80	--	64
KNO ₃ 1 M, 25 °C	9.81	7,75	62

1.4.2. Complejos de Cu(II) con ácido aspártico

En la **tabla 10**, se reúne los valores de las constantes de formación de los complejos formados en el sistema H^+ -Cu(II)-ácido aspártico según el nivel de reacciones [4].³¹

Tabla 10. Constantes de formación ($\log \beta_{pqr}$), reportadas en la bibliografía, en diferentes condiciones de temperatura y medio iónico, empleando medidas de $emf(H)$, para el sistema Cu(II)-ácido aspártico en el nivel de reacciones [4].³¹



Medio	$\log \beta_{111}$	$\log \beta_{212}$	$\log \beta_{112}$	$\log \beta_{021}$	$\log \beta_{211}$	Ref.
KNO ₃ 0,1 M, 25 °C	12,82	25,15	21,21	-	-	65
KNO ₃ 0,1 M, 25 °C	12,72	-	-	-	-	66
KNO ₃ 0,1 M, 25 °C	12,70	-	-	-	-	67
KNO ₃ 0,1 M, 25 °C	12,52	24,0	19,8	10,34	-	68

errores no reportados

La **tabla 11**, reúne las constantes de formación ($\log \beta_{pqr}$), reportadas en la bibliografía, obtenidas en KNO₃ 1,0 M, 25 °C empleando medidas de $emf(H)$, para el sistema Cu(II)-ácido aspártico en el nivel de reacciones [5].³¹

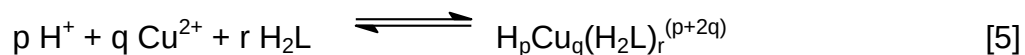


Tabla 11. Constantes de formación ($\log \beta_{\text{pqr}}$), reportadas en la bibliografía, obtenidas en KNO_3 1,0 M, 25 °C empleando medidas de $\text{emf}(\text{H})$, para el sistema Cu(II)-ácido aspártico en el nivel de reacciones [5].³¹

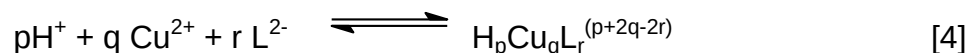
REACCIÓN	$\log \beta_{\text{pqr}}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons [\text{H}_2\text{CuL}]^{2+}$	1,5(3)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons [\text{HCuL}]^- + \text{H}^+$	-0,65(4)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons \text{CuL} + 2\text{H}^+$	-4,56(3)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{L} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{OH})\text{L}]^- + 3\text{H}^+$	-11,75(6)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CuL}_2 + 2\text{H}^+$	-2,6(4)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons [\text{HCuL}_2]^- + 3\text{H}^+$	-5,80(7)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons [\text{CuL}_2]^{2-} + 4\text{H}^+$	-10,67(5)
Dispersión $\sigma(\text{Z}_\text{B})$	0,036

Se observa que en ambos casos mostrados en las tablas anteriores, hay coincidencia en algunas de las especies.

1.4.3. Complejos de Cu(II) con ácido glutámico

En la **tabla 12**, se reúne información de los valores de las constantes de formación de los complejos en términos de $\log \beta_{\text{pqr}}$ del sistema H^+ -Cu(II)-glutámico, reportadas en la bibliografía en el nivel de reacciones [4].³¹

Tabla 12. Constantes de formación $\log \beta_{pqr}$, reportadas en la bibliografía, en diferentes condiciones de temperatura y medio iónico, empleando medidas de $emf(H)$, para el sistema Cu(II)-glutámico en el nivel de reacciones [4].³¹



Medio	M	°C	$\log \beta_{111}$	$\log \beta_{212}$	$\log \beta_{112}$	$\log \beta_{021}$	$\log \beta_{211}$	$\log \beta_{022}$	Ref.
KNO ₃	0,1	25	12,73	25,18	20,57	-	-	-	65
KNO ₃	0,1	25	12,50	-	-	-	-	-	66
KNO ₃	0,1	25	12,52	-	19,6	10,41	-	18,6	68
KNO ₃	0,1	25	12,62	-	-	-	-	-	67
NaClO ₄	1,0	25	12,40	23,90	19,60	-	14,65	-	69

errores no reportados

Se observa coincidencia en la propuesta del complejo (1,1,1) y controversia en las restantes especies. Los valores de las constantes de éste complejo varían ligeramente atribuido posiblemente, al uso de las diferentes escalas de actividades.

La **tabla 13**, reúne las constantes de formación ($\log \beta_{pqr}$), reportadas en la bibliografía, obtenidas en KNO₃ 1,0 M, 25 °C empleando medidas de $emf(H)$, para el sistema Cu(II)-ácido glutámico en el nivel de reacciones [5].³¹

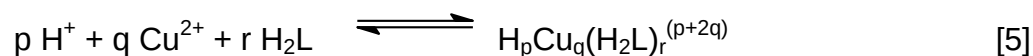


Tabla 13. Constantes de formación en términos de $\log \beta_{pqr}$, obtenidas empleando medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a 25°C, para el sistema H^+ - Cu (II)- ácido glutámico en el nivel de reacciones [5].³¹

REACCIÓN	$\log \beta_{pqr}$
$Cu^{2+} + H_2L \rightleftharpoons [H_2CuL]^{2+}$	2,37(5)
$Cu^{2+} + H_2L \rightleftharpoons [HCuL]^- + H^+$	-0,37(2)
$Cu^{2+} + H_2L \rightleftharpoons CuL + 2H^+$	-4,43(2)
$Cu^{2+} + H_2L + H_2O \rightleftharpoons [Cu(OH)L]^- + 3H^+$	-11,18(4)
$Cu^{2+} + H_2L + 2H_2O \rightleftharpoons [Cu(OH)_2L]^{2-} + 4H^+$	-21,76(7)
$Cu^{2+} + 2H_2L \rightleftharpoons [HCuL_2]^- + 3H^+$	-6,35(9)
$Cu^{2+} + 2H_2L \rightleftharpoons [CuL_2]^{2-} + 4H^+$	-11,30(4)
Dispersión $\sigma(Z_B)$	0,032

Se observa que en ambos casos mostrados en las tablas anteriores, hay coincidencia en algunas de las especies.

1.4.4. Complejos de Cu(II) con histidina

En la **tabla 14**, se muestran los valores de las constantes de formación de los complejos formados en el sistema H^+ -Cu(II)-histidina reportados en la bibliografía, según el nivel de reacciones [6].

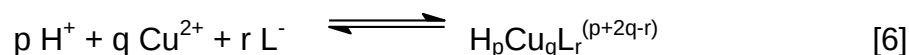


Tabla 14. Constantes de formación $\log \beta_{pqr}$, reportadas en la bibliografía, en diferentes condiciones de temperatura y medio iónico, empleando medidas de $emf(H)$, para el sistema Cu(II)-histidina (Nivel L⁻).³¹

Medio	M	°C	$\log \beta_{011}$	$\log \beta_{111}$	$\log \beta_{112}$	$\log \beta_{113}$	$\log \beta_{-111}$	Ref.
KNO ₃	0,1	35	14,23	-	-	-	-	40
KNO ₃	0,1	25	18,08	23,88	27,56	-	-	36
KNO ₃	0,1	25	17,03	-	-	-	-	37
KNO ₃	0,1	25	14,14	23,83	27,27	-	-	55
KNO ₃	0,1	25	14,35	24,17	27,30	-	-	56
KNO ₃	0,1	25	14,17	23,87	27,1	-	2,0	58
KNO ₃	0,1	25	14,07	23,92	27,63	-	2,39	59
KNO ₃	0,1	25	-	23,58	28,09	-	-	70
KNO ₃	0,1	25	16,78	22,65	27,00	30,9	-	71

errores no reportados

Se observa coincidencia en la propuesta de los complejos (0,1,1) y (1,1,1) y controversia en las restantes especies. Los valores de las constantes de éstos complejos varían ligeramente atribuido posiblemente, al uso de las diferentes escalas de actividades.

La **tabla 15**, reúne las constantes de formación ($\log \beta_{pqr}$), reportadas en la bibliografía, obtenidas en KNO₃ 1,0 M, 25 °C empleando medidas de $emf(H)$, para el sistema Cu(II)-histidina en el nivel de reacciones [7].³¹

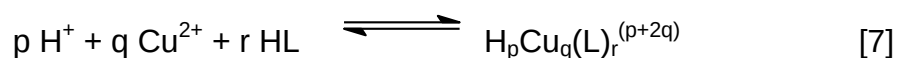


Tabla 15. Constantes de formación en términos de $\log \beta_{\text{pqr}}$, obtenidas empleando medidas de $\text{emf}(\text{H})$ en KNO_3 1,0 M a 25°C , para el sistema H^+ - Cu (II)- histidina.

REACCIÓN	$\log \beta_{\text{pqr}}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{HL} \rightleftharpoons [\text{CuL}]^+ + \text{H}^+$	1,10(4)
$\text{Cu}^{2+} + \text{HL} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})\text{L} + 2\text{H}^+$	-3,74(4)
$\text{Cu}^{2+} + \text{HL} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{OH})_2\text{L}]^- + 3\text{H}^+$	-11,45(6)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{HL} \rightleftharpoons \text{CuL}_2 + 2\text{H}^+$	1,18(4)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{HL} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{OH})\text{L}_2]^- + 3\text{H}^+$	-5,01(6)
Dispersión $\sigma(\text{Z}_\text{B})$	0,031

Se observa que en ambos casos mostrados en las tablas anteriores, hay coincidencia en algunas de las especies.

2. OBJETIVOS

2.1. Objetivo general

- Estudiar mediante medidas de $emf(H)$, la formación de los complejos ternarios de cobre(II) con ácido salicílico y distintos aminoácidos (ácido aspártico, ácido glutámico e histidina) en KNO_3 1,0 M a 25 °C.

2.2. Objetivos específicos

- Determinar las constantes de acidez (pK_a) del ácido salicílico y de los aminoácidos ácido aspártico, ácido glutámico e histidina, empleando medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a 25 °C.
- Determinar las constantes de formación del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- ácido aspártico, empleando medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a 25 °C.
- Determinar las constantes de formación del sistema H^+ -ácido salicílico- Cu(II)- ácido glutámico, mediante medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a 25 °C.
- Determinar las constantes de formación del sistema H^+ -ácido salicílico- Cu(II)- histidina, utilizando medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a 25 °C.

3. FUNDAMENTO TEÓRICO

3.1. Ley de acción de masas

C. M. Guldberg (1836-1902) y P. Waage (1833-1900), profesores de Matemáticas aplicadas y de Química, respectivamente, en la Universidad de Cristianía (actualmente Oslo), en el año 1862, particularizaron su ley de acción de masas al equilibrio de esterificación. Encontraron una relación constante (actualmente denominada K_c) entre las concentraciones de equilibrio de los 'productos' y de los 'reactivos'.⁷¹

En un principio se supuso que las reacciones rápidas eran las reacciones completas. Sin embargo, pronto se comprobó que ambas cuestiones eran independientes; el grado en que se completa una reacción está determinado por su constante de equilibrio (un concepto introducido en 1864 por los químicos noruegos Cato Maximilian Guldberg y Peter Waage), mientras que la velocidad de reacción está determinada por el grado de contacto entre los reactivos, la presencia o ausencia de catalizador y otras variables.⁷¹

La Ley de acción de masas permite hacer cálculos y predicciones sobre el equilibrio químico de una reacción; es decir, establece que para una reacción reversible en equilibrio, en condiciones de presión y temperatura determinadas, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos adquieren un valor constante. Así, el efecto de la concentración puede explicarse como sigue: si en un sistema en equilibrio se aumenta la concentración de un reactivo A, por ejemplo, la reacción deberá desplazarse hacia la derecha en el sentido de formación de los productos para que el cociente representado por K se mantenga constante.⁷²

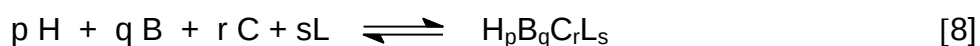
3.2. Constantes de estabilidad y escala de actividades

Las constantes de estabilidad son la clave para la comprensión de los equilibrios en disolución. Ellas son por lo tanto fundamentales en la química industrial, en estudios medioambientales, en la química medicinal y analítica, la oceanografía y en general en la enseñanza de la química.⁷³

Las constantes de equilibrio para la formación de complejos en solución a una temperatura dada son usualmente reportadas como un cociente de actividades (constante de estabilidad termodinámica), que debería ser independiente del medio iónico, o del cociente de las concentraciones (constante estequiométrica de estabilidad) que son válidas solo para composiciones particulares.⁷³

Muchos químicos simplemente consideran que la actividad es un valor mayor que la concentración, en lugar de hacer una discusión acerca de los factores que determinan la estabilidad de los complejos en solución. Además debemos considerar que el cociente de actividades está realmente relacionado con las entalpías estándar y los cambios entrópicos debido a la formación de los complejos en un solvente puro. Sin embargo, es difícil determinar valores exactos de estas constantes de estabilidad termodinámica, especialmente en sistemas donde coexisten muchos complejos.⁷³

La interacción de varios reactantes como un ácido, un metal y dos ligandos, cuyas concentraciones son H, B, C y L respectivamente, para formar uno o varios complejos de forma $H_pB_qC_rL_s$, brevemente (p,q,r,s), según la reacción de equilibrio [8], en disolución acuosa, se cuantifica a través de la ley de acción de masas (LAM) según la ecuación [9].



Nota: las cargas son omitidas por brevedad

$$c_{pqrs} = \Phi_{pqrs}^{-1} \beta_{pqrs} h^p b^q c^r \ell^s \quad [9]$$

Donde h , b , c y ℓ son las concentraciones en equilibrio de los reactivos H, B, C y L, c_{pqrs} la concentración en el equilibrio de un complejo (p,q,r,s), β_{pqrs} la constante de formación del complejo $H_p B_q C_r L_s$ y Φ_{pqrs} el producto de los coeficientes de actividad media.^{72,74}

Las reacciones que forman los complejos metálicos, generalmente ocurren en etapas sucesivas, y cada una posee una constante de equilibrio K_i . Las constantes de equilibrio sucesivas K_i son denominadas constantes de estabilidad porque cuanto mayor sea su valor, mayor será la concentración del complejo al alcanzar el estado de equilibrio; es decir, son una medida de la magnitud de la asociación de los reactantes.^{74,75}

Termodinámicamente, la constante de equilibrio de una reacción es una medida de la cantidad de calor liberado y de la variación de entropía que tuvo lugar durante la misma. Cuanto mayor sea la cantidad de calor que se libera, mayor será la estabilidad de los productos de reacción. Mientras mayor sea el desorden de los productos en relación con los reactivos, mayor será el aumento de entropía que acompaña a la reacción, así como también la estabilidad de los productos.⁷⁶ La constante de estabilidad relaciona estos cambios de energía, mediante la ecuación [10].

$$\Delta G_{pqrs} = -RT \ln \beta_{pqrs} \quad [10]$$

Por otra parte, la estabilidad de muchos complejos se puede explicar mediante un simple modelo electrostático, lo cual permite predecir el calor de reacción producido durante la formación de un complejo.⁷⁴

Se ha determinado experimentalmente que cuando se trabajan con disoluciones concentradas de una sal inerte como el KCl, NaCl, NaClO₄ entre otras, los coeficientes de actividad de los reactivos y complejos de estas sales permanecerán siempre constantes, si sus concentraciones se mantienen en un nivel inferior al 20 % de la concentración de sus respectivos iones en el medio iónico. Por esta razón, el uso de concentraciones en lugar de actividades en expresiones termodinámicas es más favorable, puesto que las ecuaciones son más sencillas y permiten describir el comportamiento de los equilibrios de formación de complejos, usando el método del *medio iónico*.^{74,75}

De esta manera, se pueden definir nuevas escalas denominadas *escalas de actividad del medio iónico*, de forma muy similar a la *escala de actividad del agua* como disolvente, donde se suponen que los coeficientes de actividad permanecen constantes y por definición se igualan a la unidad, siempre y cuando la composición de la solución se asemeje a la del medio iónico. En estas condiciones podemos decir que el producto de los coeficientes de actividad serán iguales a la unidad; es decir, que dentro de la ley de acción de masas quedaría: $\Phi_{pqrs} = 1$.^{74,75}

La actividad de una especie *i* se define mediante la expresión del potencial químico [11], siendo μ_i el potencial químico, *c*, es la concentración en equilibrio de *i*,

$$a_i = e^{-\frac{\mu_i^0}{RT}} \cdot e^{\frac{\mu_i}{RT}} = \gamma_i c \quad [11]$$

γ_i su coeficiente de actividad y μ_i^0 es una constante que define la escala de actividades.^{73,75,77}

Al cambiar a una nueva escala, μ_i^0 se desplaza en una cantidad constante, lo que implica que todas las actividades se multiplican por un mismo factor.⁷³

La escala de actividades tradicional se define considerando que γ_i se aproxima a la unidad, a medida que la composición de la disolución se asemeja a la del agua pura. Por otro lado la nueva escala de actividades se define considerando que γ_i se aproxima a la unidad a medida que la composición de la disolución se acerca a la del medio iónico.^{75,78}

4. METODOLOGIA EXPERIMENTAL

4.1. Reactivos, disoluciones e instrumentos de medida

4.1.1. Reactivos

- HCl, NaOH ampollas Fixanal Riedel de – Haën 100 mM
- HNO₃ ampollas Fixanal Riedel de – Haën 100 mM
- KNO₃ p.a Merck
- Ácido salicílico, ácido aspártico, ácido glutâmico e histidina, p.a Merck
- Sal de cobre Cu(NO₃)₂·3H₂O
- N₂ libre de O₂ y CO₂
- Agua tridestilada
- Ftalato ácido de potasio, KHC₈H₄O₄

4.1.2. Disoluciones

- [OH]⁻ se preparó por disolución de hidróxido de potasio (KOH) previa adición de una cantidad pesada de KNO₃ hasta alcanzar una concentración de 1,0 M, luego se estandarizó con ftálato ácido de potasio.
- [H⁺] = la disolución de ácido nítrico (HNO₃), se preparó a partir de una solución stock 1 M, diluyendo 100 ml de esta en un balón de un 1,0 L, previa adición de una

cantidad pesada de KNO_3 hasta alcanzar una concentración de 1,0 M, luego se estandarizó con la base (KOH).

- $[\text{Cu}^{2+}]$ = la disolución de cobre, se preparó por pesada de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ y luego fue disuelto y aforado en un balón de 1 L, previa adición de una cantidad pesada de KNO_3 hasta alcanzar una concentración de 1,0 M. Para finalmente estandarizarlo en una solución buffer de pH 10 con EDTA 0,05 M, usando Murexida como indicador.
- Para el caso de los ligandos, se empleó, utilizando alícuotas de una disolución madre. La disolución madre se preparó por pesada directa del producto comercial. Cada disolución contiene KNO_3 1,0 M, como medio iónico.

4.2. Instrumentos de medida

- Balanza Adventurer Ohaus de apreciación 0,0001grs
- Pipetas Corning de 2;4;5;10;15;50 y 100 mL
- Bureta Kimax de 25 mL
- Reactor 100 mL Metrohm EA 876-20
- pH -metro Orion modelo 520 A
- Electrodo de vidrio con referencia interna Radiometer PH C2401-8
- Frascos lavadores de N_2
- Agitador magnético de 1"
- Controlador de temperatura Cole-Parmer. Polystat

El vaso de reacción de paredes dobles es de vidrio pyrex de unos 100 mL y es termostatizado a 25,00 °C. Está provisto de una tapa con varias bocas disponibles para el electrodo de vidrio, la bureta, la entrada y la salida de gas inerte, según el esquema de la **figura 10**.⁷⁹

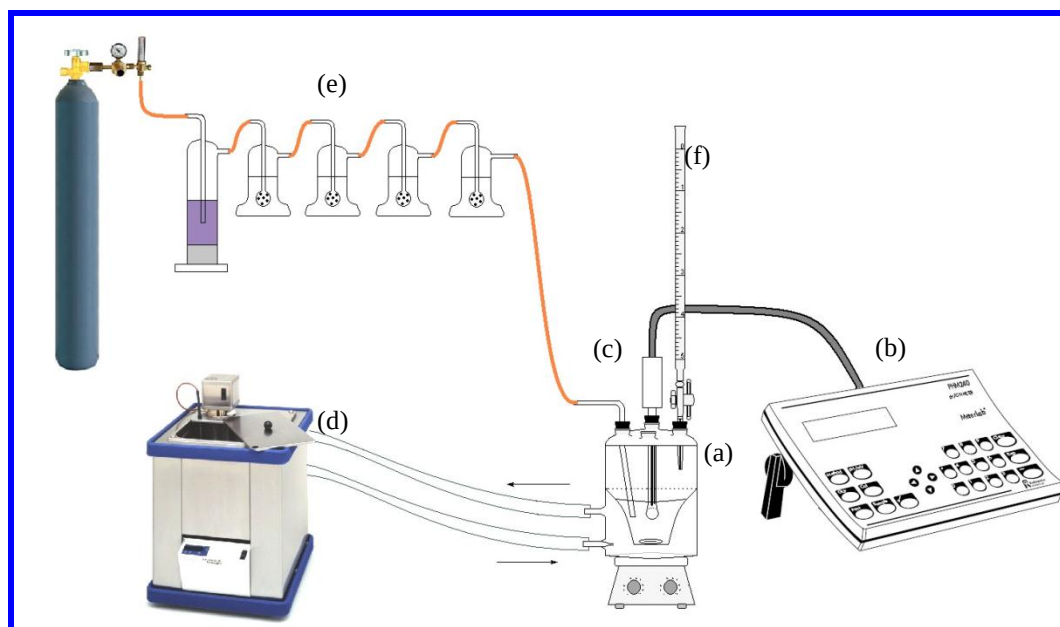


Figura 10. Esquema del sistema de medidas de $emf(H)$. (a) vaso de reacción (100 mL) Metrohm EA 876-20, (b) pH-metro, (c) pila, (d) termostato de agua, (e) frascos lavadores, paso de gas N_2 , (f) bureta.⁷⁹

4.3. Medidas de $emf(H)$

La medida de $emf(H)$ es el método más conveniente para la determinación de constantes de estabilidad debido a que permite medir al menos una de las concentraciones en equilibrio de las especies iónicas en disolución con gran exactitud y

sin suposiciones. En este trabajo la concentración de los iones H^+ en equilibrio h se determinará mediante la pila [11], donde REF = KCl 3.0 M / KCl 3.0 M, Hg_2Cl_2 / Hg, Pt; S = disolución problema en equilibrio y EV = electrodo de vidrio.⁷⁹

$$REF // S / EV \quad [12]$$

A 25 °C el potencial (mV) de la pila [11] viene dado por la ecuación [12], siendo E_O el potencial normal y J, una constante relacionada con el potencial de la unión líquida //.^{75,79}

$$E = E_O + J h + 59.16 \log h \quad [13]$$

Ahora bien, en disoluciones que sólo contengan ácido o base fuerte, se cumple el balance de H^+ [13].^{75,78}

$$h = H + K_W h^{-1} \quad [14]$$

A $pH < 7$ se tiene que $h = H$ y la ecuación [12] se transforma en la ecuación [15]

$$E - 59.16 \log H = E_O + J H \quad [15]$$

En consecuencia, se puede comprobar el funcionamiento correcto de la pila [12], valorando una alícuota de la solución {H} por adiciones sucesivas de la disolución {OH}, hasta alcanzar el punto de equivalencia.⁷⁸

4.4. Procedimiento de medida

El estudio de cada uno de los sistemas se realizó en dos etapas mediante el uso del montaje experimental mostrado en la **figura 10**. La *primera etapa* consistió en realizar una titulación ácido fuerte-base fuerte con el fin de determinar los parámetros

E_0 y j (potencial estándar y potencial de unión líquida respectivamente) de la ecuación de Nernst [13].

Para el estudio del sistema H^+ - ligando, una vez finalizada la *etapa 1* se procedió con la *etapa 2* añadiendo un volumen de ligando y se valoró la disolución resultante con adiciones sucesivas de las disoluciones H^+ u OH^- , según fuese el caso.

En el estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico, después de culminar la *etapa 1*, en la *etapa 2* se añadió un volumen de ligando, seguidamente un volumen de la disolución del metal, y se agregó desde una bureta porciones de la disolución H^+ u OH^- , según fuese el caso. Fueron empleadas varias relaciones ligando: metal $R = 1, 2, \text{ y } 4$.

En el estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico -aminoácido, después de culminar la *etapa 1*, en la *etapa 2* se añadió un volumen de ligando principal (ácido salicílico) y un volumen adicional de ligando secundario (ácido aspártico, ácido glutámico ó histidina), seguidamente se añadió un volumen de la disolución del metal, para luego añadir desde una bureta porciones de la disolución H^+ u OH^- , según fuese el caso. Fueron empleadas varias relaciones ligando: metal $R = 1:1:1$ y $1:2:1$. Para el caso del ácido aspártico también fue utilizada la relación $1:1:2$.

La disolución del reactor se mantuvo agitada magnéticamente bajo atmósfera de N_2 , libre de CO_2 y O_2 , burbujeando el gas a través de una serie de frascos lavadores que contenían disoluciones de V(II) en medio ácido y en presencia de Zn(Hg), HNO_3 0,1 M, KOH 0,1 M y KNO_3 1,0 M, con el fin de eliminar O_2 , impurezas básicas, impurezas ácidas y mantener la presión de vapor del medio iónico,

respectivamente. Tanto el equipo, como el operador se mantuvieron en un ambiente termostatzado a 25.0 (1) °C.

4.5. Análisis de los datos

Los datos experimentales $[H, B, C, E_o, J, (v, E)_{np}]_{ns}$ ($ns = n^\circ$ de experimentos, $np = n^\circ$ de puntos en cada experimento) fueron tratados utilizando el programa computacional de mínimos cuadrados generalizados LETAGROP.⁸⁰

Para la *etapa 1* se minimizó la función [15] para obtener así los valores definitivos de E_o y J de la pila [12].

$$U_1 = \sum (h - H)^2 \quad [16]$$

Los datos de la *a etapa 2* fueron analizados mediante el programa LETAGROP,⁸⁰ minimizando la función [17] donde, $Z_B (= (h-H) / B)$ y $Z_C (= (h - H) / C)$ es el n° medio de protones disociados por mol de metal y ligando, respectivamente.

$$U_2 = \sum (Z_B - Z_B^*)^2 \quad U_3 = \sum (Z_C - Z_C^*)^2 \quad [17]$$

La funciones Z_B^* y Z_C^* representan los correspondientes valores teóricos calculados según el modelo de nk especies $(p, q, r, \beta_{pqr})_{nk}$ y $(p, q, \beta_{pq})_{nk}$ en cada caso.

Puesto que la suma de mínimos cuadrados [17] se puede considerar una función [18] de las constantes de estabilidad β_{pqr} y de los posibles errores

$$U = U ((\beta_{pqr})_{nk}, (ks)_{nks}) \quad [18]$$

sistemáticos cometidos en la determinación de los parámetros E_O y J de la ecuación [13] o bien, en las concentraciones totales **H**, **B** y **C** de los reactivos involucrados, variando sistemáticamente la combinación de nk especies y nks errores, se podría encontrar el modelo $(p, q, r, \beta_{pq})_{nk}$ que en el último término, incluya todas las especies razonablemente posibles, hasta alcanzar un mínimo para [18] o bien, para la desviación típica o estándar [19], siendo n el número de puntos experimentales.

$$\sigma(\theta) = \sqrt{\frac{U}{n - nk}} \quad [19]$$

5. RESULTADOS Y DISCUSION

5.1. Determinación de los parámetros E_0 y J

Los parámetros de potencial estándar (E_0) y potencial de unión líquida (J), que se encuentran en la ecuación de Nernst [13], fueron determinados mediante titulación potenciométrica (medidas de fuerza electromotriz) entre un ácido fuerte $\{HNO_3\}$ y una base fuerte $\{KOH\}$.

En la **tabla 16**, se pueden observar los valores de un experimento modelo, usado para la determinación de dichos parámetros. Se valoraron v_0 (15,0 mL) de la disolución $\{H\}$ H_0 (mM), por adiciones sucesivas de volúmenes de v (mL) de la base $\{OH\}$, H_T (mM).

Los valores obtenidos fueron tratados utilizando la función de Gran (Y), ecuación [20], suponiendo un valor de $J=0$, frente al volumen de base añadido v (mL).

$$Y = [(v_0 + v)10^{(E-JH)/59,16}] = 10^{E_0/59,16}(v_0H_0 - H_Tv) \quad [20]$$

Donde el valor de Y . Al graficar $Y(v \text{ mL})$ añadido puede obtenerse el valor preliminar de E_0 .

$$Y = [(v_0 + v)10^{E/59,16}] \quad [21]$$

En la **figura 11** se muestra la gráfica de Y en función de v obtenida a partir de los datos que aparecen en la **tabla 16**.

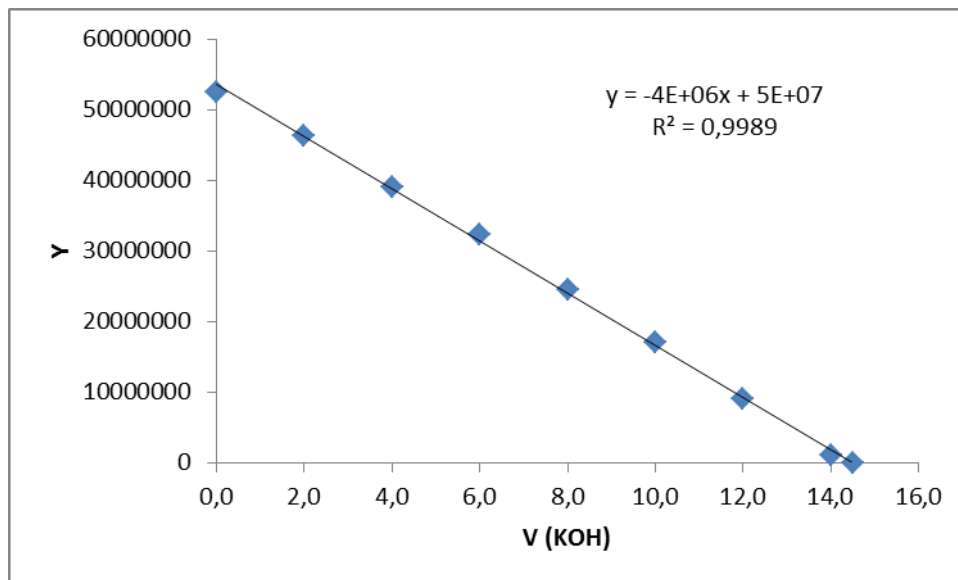


Figura 11. Grafica de Y(v mL) añadidos de base de obtenida para el sistema H⁺-His.

Tabla 16. Valores obtenidos en un experimento modelo, para la determinación de E₀ preliminar, en el sistema H⁺ – histidina en medio iónico de KNO₃ 1,0 M a 25°C.

Volumen KOH (mL)	Potencial (mV)	Ecuación de Gran (Y)
0,0	387,1	52403915,8
2,0	380,7	46295651,4
4,0	373,5	39096783,1
6,0	366,0	32272445,1
8,0	356,6	24515980,6
10,0	345,2	17098722,9
12,0	326,8	9023322,27
14,0	272,2	1157390,22
14,5	15,1	53,0960291

De la pendiente de la curva, se obtiene el valor = -4000000; a partir del cual se calculó el valor de E₀ preliminar, empleando la expresión [21].

Con este valor preliminar de E_0 fueron analizados los datos E (v mL), empleando el programa de mínimos cuadrados LETAGROP,⁸⁰ minimizando la función [16] calculando así los valores de E_0 y J definitivos.

5.2. Sistema H^+ - ligandos

Para el estudio de los sistemas H^+ -ligandos los datos experimentales se analizaron mediante el uso del programa computacional de mínimos cuadrados LETAGROP,⁸⁰ empleando la función $U_3 = \sum (Z_C - Z_C^*)^2$ con el fin de obtener los resultados de los valores de las constantes de desprotonación para cada uno de los ligandos utilizados (ácido salicílico, ácido aspártico, ácido glutámico e histidina).

5.2.1. Sistema H^+ - ácido salicílico (H_2L)

Las constantes de acidez en términos de $\log \beta_{pq}$ para el sistema H^+ - ácido salicílico fueron determinadas empleando el programa de mínimos cuadrados generalizados LETAGROP,⁸⁰ la **tabla 17**, **figura 12**, muestran los resultados obtenidos.

Tabla 17. Constantes de desprotonación en términos de $\log \beta_{pq}$ y valores de pK_a calculados, para el sistema H^+ -ácido salicílico en KNO_3 1,0 M a 25°C.

REACCIÓN	$\log \beta_{pq}$	pK_a
$H_2Sal \rightleftharpoons HSal^- + H^+$	-2,79(1)	2,79(1)
$H_2Sal \rightleftharpoons Sal^{2-} + 2H^+$	-14,6(1)	11,81(2)
Dispersion $\sigma(Z_C)$	0,013	

El primer valor de $\log \beta_{pq} = -2,79$; corresponde a la desprotonación del grupo carboxílico, mientras que el segundo valor de $\log \beta_{pq} = -14,6$; correspondiente a la desprotonación del grupo ^-OH .

En la **figura 12**, se muestran los datos de $Z_c(\text{pH})$, donde Z_c representa el número medio de protones disociados por mol de ligando. Los puntos representan los datos experimentales y la curva de trazo continuo el modelo de especies propuesto, dado en la **tabla 17**. Se observa un excelente ajuste del modelo propuesto y los datos, acorde con el valor de $\sigma(Z_c)$ obtenido.

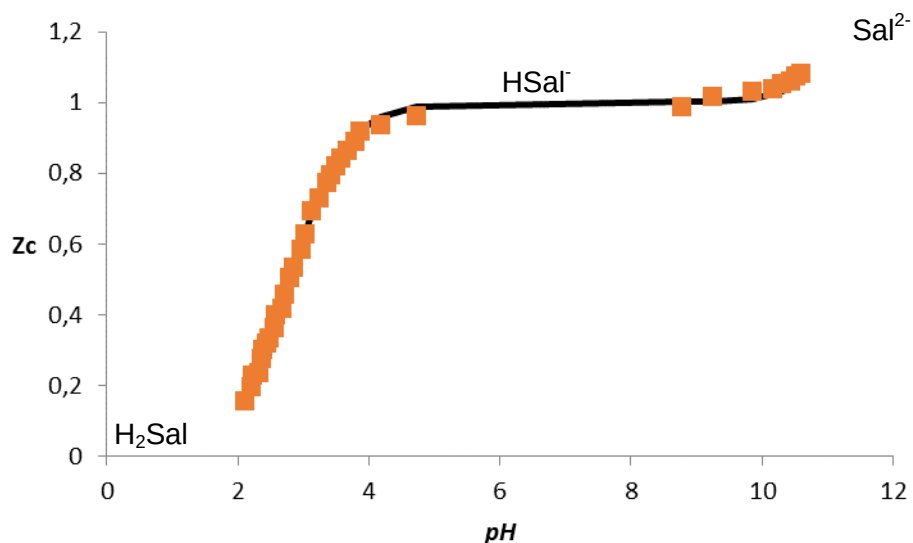


Figura 12. Datos de Z_c en función del pH , obtenidos para el sistema H^+ -ácido salicílico en KNO_3 1,0 M a 25°C .

De la curva anterior se observa como el ácido salicílico pierde un protón en el intervalo $2 \leq \text{pH} \leq 4$ y valores de $Z_c = 1$. La especie HSal^- , pierde seguidamente su protón a $\text{pH} \geq 8$ y valores de $Z_c = 2$, para formar el ion Sal^{2-} .

Empleando los valores de la **tabla 17**, fue construido el diagrama de distribución de especies para este sistema, el cual se muestra en la **figura 13**.

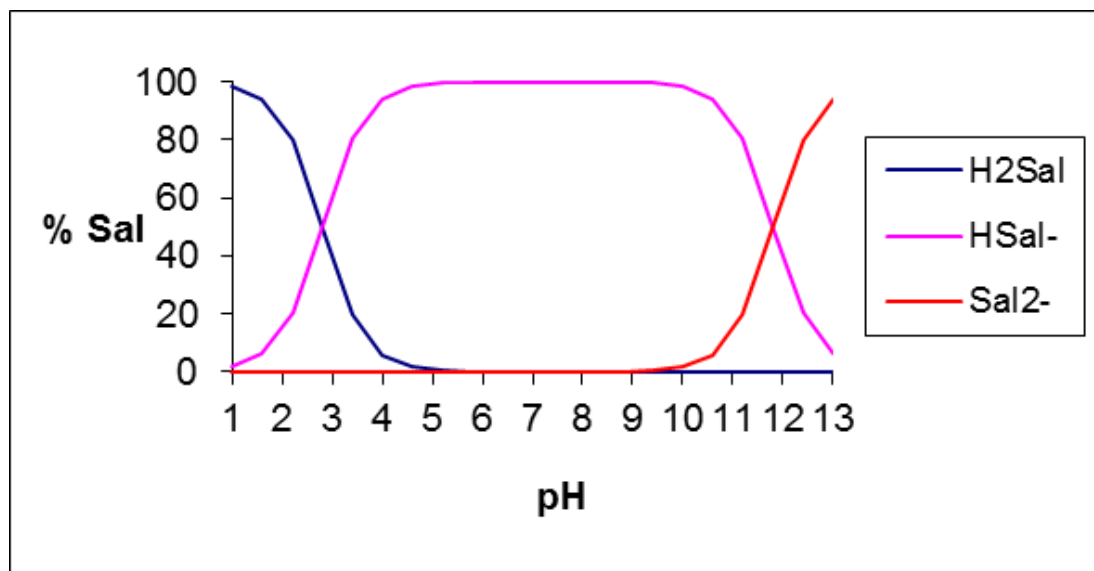


Figura 13. Diagrama de distribución de especies obtenido, para el sistema H^+ - ácido salicílico en KNO_3 1,0 M a $25^\circ C$.

En esta figura se puede observar que a $pH \leq 3$ la especie que predomina es H_2Sal , en el rango de pH 3 a 11, la especie predominante es $HSal^-$ y finalmente a $pH \geq 11$ predomina la especie Sal^{2-} . Los puntos de inflexión entre las curvas representan los valores de pK_a , mostrados en la **tabla 17**.

En la **tabla 18** se muestra a modo comparativo los valores de pK_a reportados en la bibliografía para el sistema H^+ - ácido salicílico, y los obtenidos en este trabajo.

Tabla 18. Valores comparativos de pK_a reportados en la bibliografía y los encontrados en este trabajo, para el sistema H^+ - ácido salicílico en diferentes escalas de actividades.

Medio iónico / °C	pK_{a1}	pK_{a2}	Ref.
KNO ₃ 0.1 M /25	2,82	-	18
KNO ₃ 0.1 M /25	-	13,6	19
KNO ₃ 0.1 M /25	-	13,6	20
KNO ₃ 0.1 M /25	3,0	-	21
KNO ₃ 0.1 M /25	-	13,12	22
KNO ₃ 0.15 M /37	-	13,0	23
KNO ₃ 0.1 M /25	-	13.9	24
KNO ₃ 1 M /25	2,79(1)	11,81(2)	Este trabajo

Se observa que el valor de pK_{a1} , es bastante similar al reportado por otros autores, sin embargo para el caso del pK_{a2} , el valor difiere considerablemente.

5.2.2. Sistema H^+ - ácido aspártico (H_2L)

El análisis de los datos del sistema H^+ - ácido aspártico, H_2L , fue realizado empleando el programa LETAGROP.⁸⁰ Fueron determinados los valores de $\log \beta_{pq}$, la **tabla 19**, y **figura 15** muestran los resultados obtenidos.

Tabla 19. Constantes de protonación y desprotonación en términos de $\log \beta_{pq}$ y valores de pK_a calculados, para el sistema H^+ -ácido aspártico en KNO_3 1,0 M a 25°C.

REACCIÓN	$\log \beta_{pq}$	pK_a
$H_2L + H^+ \rightleftharpoons H_3L^+$	2,17(1)	2,17(1)
$H_2L \rightleftharpoons HL^- + H^+$	-3,76(1)	3.76(2)
$H_2L \rightleftharpoons L^{2-} + 2H^+$	-13,35(2)	9,59(3)
Dispersion $\sigma(Z_c)$	0,017	

En la **figura 14** se muestran los valores de $Z_c(pH)$. Los puntos representan los datos experimentales y la curva de trazo continuo el modelo de especies correspondientes a la **tabla 19**. Se observa un excelente ajuste de los datos con el modelo propuesto, acorde con el valor de $\sigma(Z_c)$ obtenido.

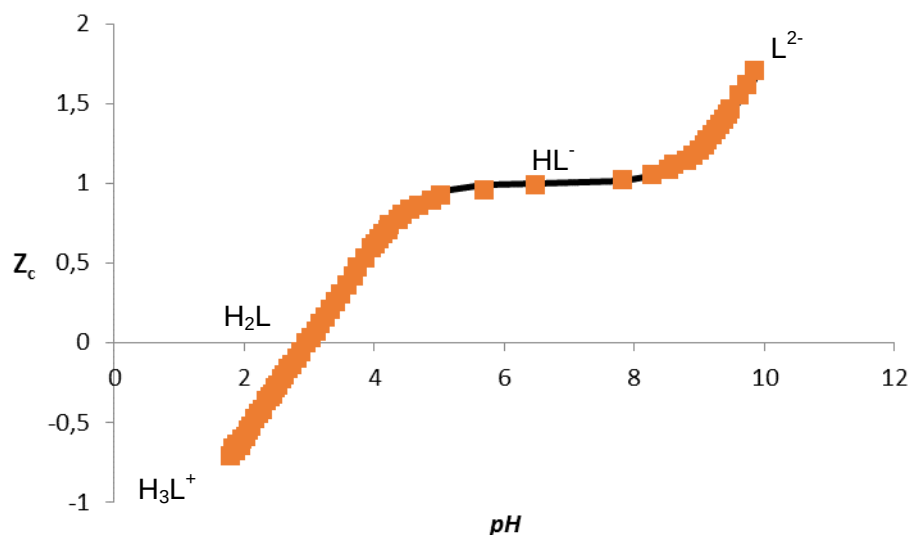


Figura 14. Datos de $Z_c(pH)$, obtenidos para el sistema H^+ -ácido aspártico en KNO_3 1,0 M a 25°C.

De la curva anterior se observa como el ácido aspártico pierde un protón en el intervalo $2 \leq pH \leq 4$ y valores de $Z_C = 1$. La especie HL^- , pierde seguidamente su protón a $pH \geq 8$ y valores de $Z_C = 2$, para formar el ion L^{2-} . A $pH \leq 2$ la especie neutra H_2L se protona para formar el ion H_3L^+ .

Empleando los valores dados en la **tabla 19**, fue construido el correspondiente diagrama de distribución de especies, **figura 15**, de este sistema.

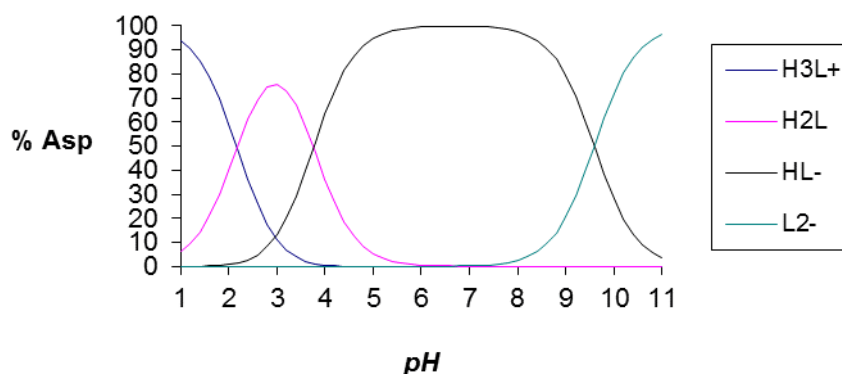


Figura 15. Diagrama de distribución de especies obtenido, para el sistema H^+ - ácido aspártico en KNO_3 1,0 M a $25^\circ C$.

De la figura anterior se puede observar que en el intervalo $1 \leq pH \leq 2$ especie que predomina es la protonada H_3L^+ , mientras que la especie neutra predomina en el rango $2 \leq pH \leq 4$. La especie más abundante es el ion HL^- ($4 \leq pH \leq 9,6$) y finalmente a $pH \geq 9,6$ abunda la especie L^{2-} . Los puntos de inflexión entre las curvas representan los valores de pK_a , mostrados en la **tabla 19**.

En la **tabla 20** se muestra a modo comparativo los valores de pK_a reportados en la bibliografía y los calculados en este trabajo.

Tabla 20. Valores comparativos de pK_a reportados en la bibliografía y los encontrados en este trabajo, en KNO_3 1,0 M a 25°C , para el sistema H^+ - ácido aspártico.

pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}	Ref.
2,29(1)	3,89(2)	9,50(4)	31
---	---	7,3	32
---	3,70	9,61	33
---	3,70	9,61	44
2,17(1)	3.76(2)	9,59(3)	Este trabajo

Se observa que los valores obtenidos se encuentran en el mismo orden de los valores reportados en la bibliografía.

5.2.3. Sistema H^+ - ácido glutámico (H_2L)

Empleando el programa LETAGROP, fueron analizados los datos del sistema H^+ - ácido glutámico (H_2L), minimizando la función $Z_c(pH)$. Los resultados se muestran en la **tabla 21**.

Tabla 21. Constantes de protonación y desprotonación en términos de $\log \beta_{pq}$ y valores de pK_a calculados, para el sistema H^+ -ácido glutámico en KNO_3 1,0 M a 25°C .

REACCIÓN	$\log \beta_{pq}$	pK_a
$\text{H}_2\text{L} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{L}^+$	2,34(2)	2,34(2)
$\text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons \text{HL}^- + \text{H}^+$	-4,26(2)	4,26(2)
$\text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons \text{L}^{2-} + 2\text{H}^+$	-13,62(2)	9,36(4)
Dispersion $\sigma(Z_c)$	0,026	

La **figura 16** muestra la gráfica $Z_c(pH)$ correspondiente al sistema H^+ - ácido glutámico, donde los datos experimentales están representados por los puntos y la curva de trazo continuo fue construida con los valores dados en la **tabla 21**, donde se puede observar un excelente ajuste entre los datos obtenidos y el modelo propuesto; lo cual se ve reflejado en el valor de $\sigma(Z_c)$.

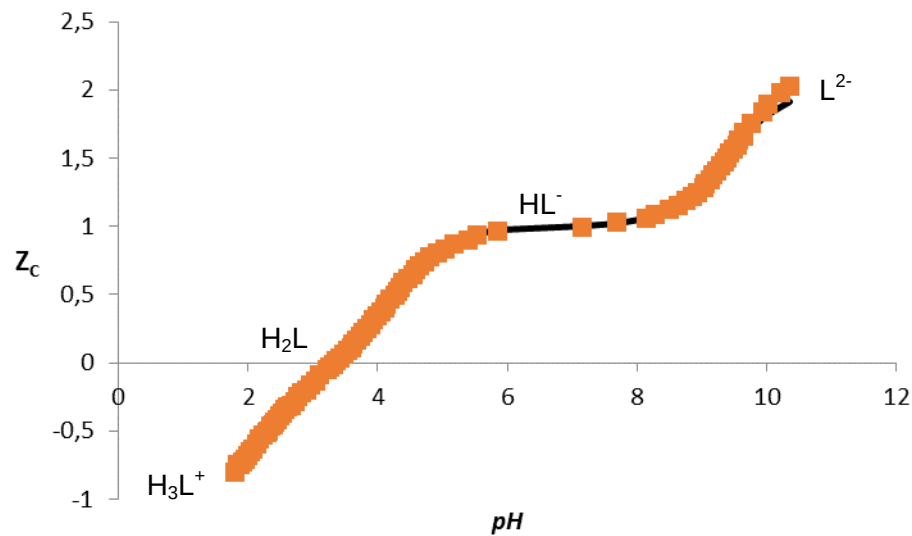


Figura 16. Datos de $Z_c(pH)$, obtenidos para el sistema H^+ -ácido glutámico en KNO_3 1,0 M a $25^\circ C$.

De la curva anterior se observa como el ácido aspártico pierde un protón en el intervalo $4 \leq pH \leq 6$ y valores de $Z_c = 1$. La especie HL^- , pierde seguidamente su protón a $pH \geq 8$ para formar el ion L^{2-} a valores de $Z_c = 2$, A $pH \leq 2$ la especie neutra H_2L se protona para formar el ion H_3L^+ .

A partir de los valores dados en la **tabla 21**, fue construido el diagrama de distribución de especies de este sistema, **figura 17**.

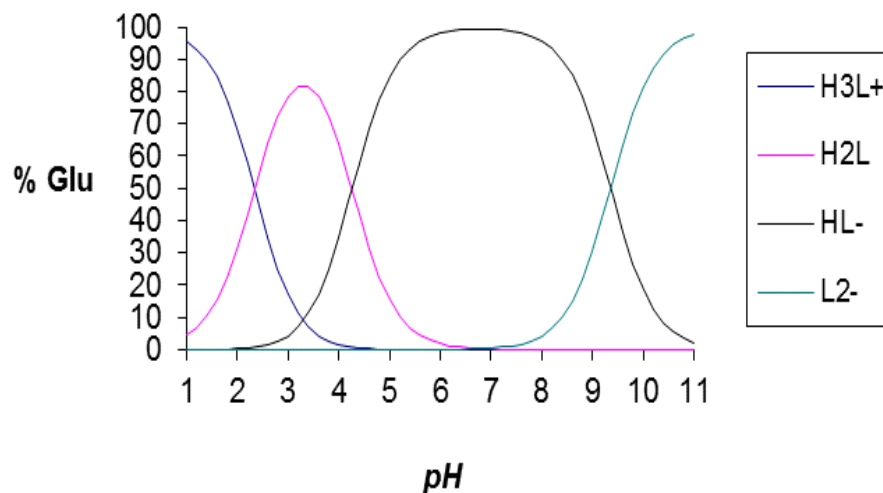


Figura 17. Diagrama de distribución de especies obtenido, para el sistema H⁺- ácido glutámico en KNO₃ 1,0 M a 25°C.

Puede observarse en la **figura 17** que a $pH \leq 2$ predomina la especie totalmente protonada H₃L⁺; mientras que entre pH entre 2 y 4 abunda la especie neutra H₂L. En el intervalo $4 \leq pH \leq 9$ predomina la especie HL⁻ que es la más abundante de este sistema. Finalmente de $pH \geq 9$ predomina la especie totalmente desprotonada L²⁻. Las intersecciones de las curvas representan los valores de pK_a dados en la **tabla 21**.

A manera comparativa, la **tabla 22** muestra los valores de pK_a reportados en la bibliografía con los obtenidos en este trabajo.

Tabla 22. Valores comparativos de pK_a reportados en la bibliografía y los obtenidos en diferentes escalas de actividades, para el sistema H^+ - ácido glutámico.

Condiciones	pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}	Ref.
1,0 M KNO_3 /25°C	2,35(2)	4,23(2)	9,53(3)	31
1,0 M KNO_3 /30°C (Vlt)	---	---	9,44	34
0,2 M KNO_3 /35°C	---	3,97	9,12	35
0,1 M KNO_3 /25°C	---	4,14	9,60	35
0,1 M KNO_3 /25°C	---	4,15	9,61	36
0,1 M KNO_3 /25°C	---	4,24	9,746	37
0,1 M KNO_3 /25°C	---	4,24	9,62	39
0,1 M KNO_3 /22°C	---	4,28	9,67	41
0,1 M KNO_3 /25°C	---	4,18	9,64	42
0,2 M KNO_3 /25°C	---	4,26	---	43
1,0 M KNO_3 /25°C	2,34(2)	4,26(2)	9,36(4)	Este trabajo

Se observa una buena correspondencia entre los valores obtenidos en este trabajo y los hallados en la bibliografía. Las pequeñas diferencias más apreciables son para el pK_{a2} .

5.2.4. Sistema H^+ - histidina (HL)

Los datos fueron analizados de manera similar a los casos anteriores, empleando el programa LETAGROP. Fueron obtenidos los valores de pK_a del sistema H^+ – histidina (HL), en medio iónico KNO_3 1,0 M a 25°C, **tabla 23** y **figura 18**.

Tabla 23. Constantes de protonación y desprotonación en términos de $\log \beta_{pq}$ y valores de pK_a calculados, para el sistema H^+ -histidina en KNO_3 1,0 M a 25°C.

REACCIÓN	$\log \beta_{pr}$	pK_a
$HL + 2H^+ \rightleftharpoons H_3L^{2+} + H^+$	8,19(2)	1,97(2)
$HL + H^+ \rightleftharpoons H_2L^+$	6,22(1)	6,22(1)
$HL \rightleftharpoons L^- + H^+$	-9,07(2)	9,07(2)
Dispersion $\sigma(Z_C)$	0,018	

En la **figura 18** se muestra la gráfica de $Z_c(pH)$ obtenida para el sistema H^+ -histidina, donde los puntos corresponden a los datos experimentales y el trazo continuo el modelo propuesto, pudiéndose observar un buen ajuste entre dichos datos y el modelo.

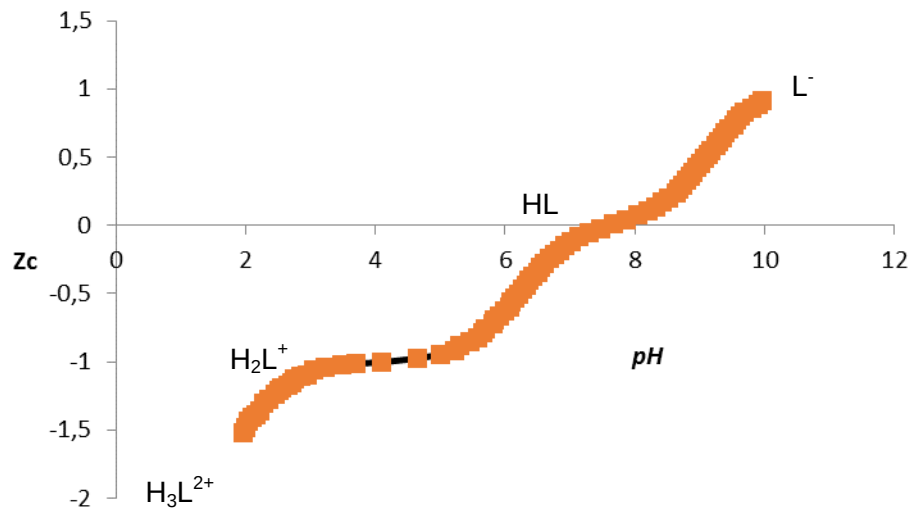


Figura 18. Datos de $Z_c(pH)$, obtenidos para el sistema H^+ -histidina en KNO_3 1,0 M a 25°C.

De la curva anterior se observa como la histidina pierde un protón a $pH \geq 7$ para formar el ion L^- en $Z_C = 1$. La especie HL, se protona sucesivamente a $pH \leq 6$ para formar los iones H_2L^+ y H_3L^{2+} a valores de $Z_C = -1$ y -2 .

A partir de los datos dados en la **tabla 23**, fue construido el diagrama de distribución de especies, **figura 19**.

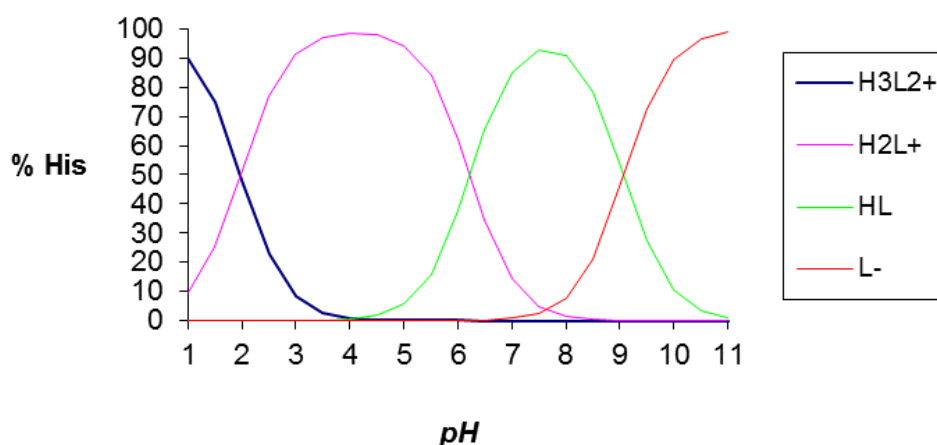


Figura 19. Diagrama de distribución de especies obtenido, para el sistema H^+ - histidina en KNO_3 1,0 M a $25^\circ C$.

De la figura anterior se puede observar que a $pH \leq 2$ la especie predominante es H_3L^{2+} (donde el grupo amino del carbono alfa se encuentra protonado); mientras que en el intervalo $2 \leq pH \leq 6$ está presente la especie H_2L^+ (en la cual el grupo amino del imidazol se encuentra protonado). Entre pH 6 y 9 predomina la especie neutra HL. Finalmente HL pierde un protón para formar la especie L^- que abunda a $pH \geq 9$. Los puntos de inflexión representan los valores de pK_{a1} , pK_{a2} y pK_{a3} , respectivamente.

En la **tabla 24** se muestra de manera comparativa los valores de pK_a reportados en la bibliografía y los obtenidos en este trabajo, en las mismas condiciones experimentales.

Tabla 24. Valores comparativos de pK_a reportados en la bibliografía y los obtenidos en este trabajo en KNO_3 1,0 M a 25°C para el sistema H^+ - histidina.

pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}	Ref.
2,06(2)	6,25(3)	9,06(4)	31
1,97(2)	6,22(1)	9,07(2)	Este trabajo

Se observa una buena correspondencia entre los valores obtenidos en este trabajo y los hallados en la bibliografía.

5.3. Sistema binario H^+ -Cu(II)-ácido salicílico

Los datos de este sistema, fueron analizados empleando el programa LETAGROP,⁸⁰ minimizando la función $Z_B(pH)$, donde Z_B representa el número medio de protones disociados por mol de Cu(II). El modelo que mejor ajusto a los datos experimentales fue: $CuSal$, $[CuSal_2]^{2-}$, $[Cu(OH)Sal]^-$ y el complejo $[Cu(OH)Sal_2]^{2-}$. Fueron empleadas diferentes relaciones ligando:metal, $R = 1, 2$ y 4 . La **tabla 25**, reúne los complejos obtenidos con sus respectivas constantes de formación.

Tabla 25. Constantes de formación obtenidas para el sistema H^+ -Cu(II)-ácido salicílico (KNO_3 1,0 M a 25°C).

REACCIÓN	Forma abreviada complejo	$\log \beta_{\text{pqr}}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} \rightleftharpoons \text{CuSal} + 2\text{H}^+$	CuL	-1,62(8)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{OH})\text{Sal}]^- + 3\text{H}^+$	$[\text{Cu}(\text{OH})\text{L}]^-$	-6,9(1)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{Sal} \rightleftharpoons [\text{CuSal}_2]^{2-} + 4\text{H}^+$	$[\text{CuL}_2]^{2-}$	-4,46(6)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{OH})\text{Sal}_2]^{3-} + 5\text{H}^+$	$[\text{Cu}(\text{OH})\text{L}_2]^{3-}$	-9,97(7)
Dispersión $\sigma(\text{Z}_\text{B})$		0,072

En la **figura 20** se muestra la función $\text{Z}_\text{B}(\text{pH})$, para cada una de las diferentes relaciones R empleadas.

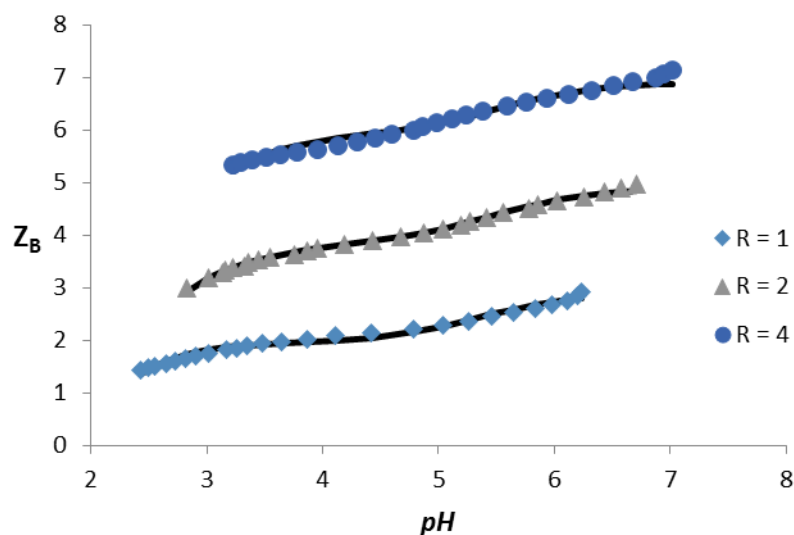


Figura 20. Gráfica de la función $\text{Z}_\text{B}(\text{pH})$ del sistema H^+ -Cu(II)-ácido salicílico (KNO_3 1,0 M a 25°C).

De la figura anterior, los puntos representan los datos experimentales y la curva de trazo continuo fue construida con el modelo y las constantes dadas en la **tabla 25**, se observa un excelente ajuste de los datos con el modelo propuesto. Las curvas se separan para cada una de las relaciones empleadas, siendo la curva de $R = 4$ es la más alta.

A partir de los datos dados en la **tabla 25** fue construido los correspondientes diagramas de distribución de especies para cada una de las relaciones ligando:metal R , empleadas, **figuras 21, 22 y 23**.

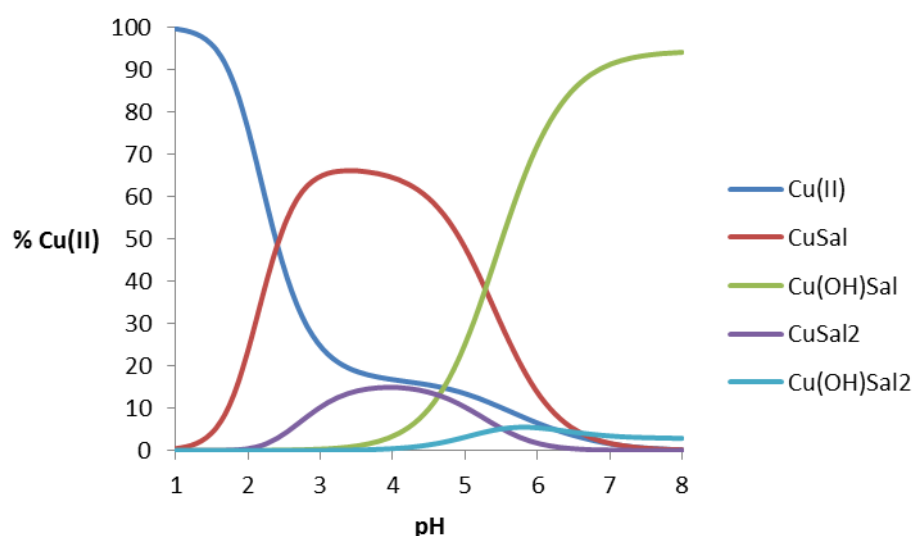


Figura 21. Diagrama de distribución del sistema H^+ -Cu(II) – ácido salicílico. $B = 2$ mM y $R = 1$.

De la **figura 21** podemos ver, que a valores de pH entre 1 y 2, hay una gran cantidad de Cu(II) libre. La especie CuSal, predomina en el intervalo $2 \leq pH \leq 5$. El complejo $[Cu(OH)Sal]^-$, es el más abundante de este sistema y predomina a $pH \geq 5$. El resto de las especies están en menor proporción.

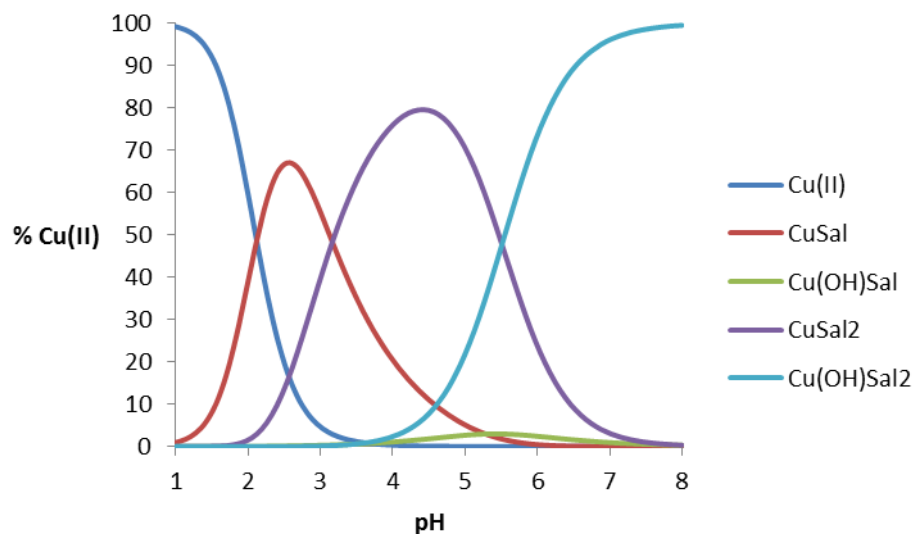


Figura 22. Diagrama de distribución del sistema H^+ -Cu(II) – ácido salicílico. $B = 2 \text{ mM}$ y $R = 2$.

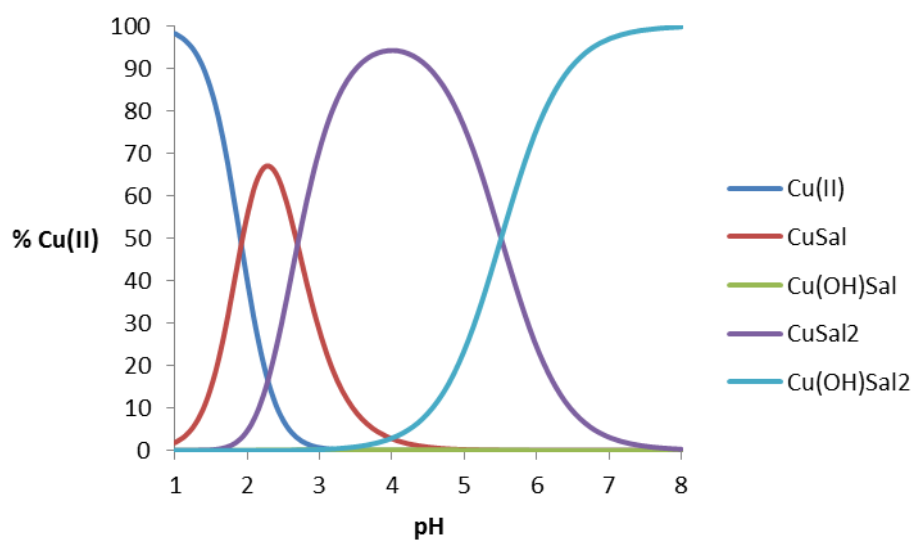


Figura 23. Diagrama de distribución del sistema H^+ -Cu(II) – ácido salicílico. $B = 2 \text{ mM}$ y $R = 4$.

De la **figura 23**, se observa un comportamiento similar al de la **figura 22**. La proporción de todas las especies, aumenta ligeramente al aumentar la cantidad de

ácido salicílico presente, $R = 4$, excepto para el complejo $[\text{Cu}(\text{OH})\text{Sal}]^-$ que está en concentraciones casi despreciables.

5.5. Sistema ternario H^+ -Cu(II)-ácido salicílico - aminoácido

Para el estudio de los sistemas H^+ -ácido salicílico-Cu(II)-aminoácido, los datos fueron analizados mediante el programa computacional de mínimos cuadrados LETAGROP,⁸⁰ minimizando la función $Z_B(\text{pH})$, empleando varias relaciones Cu:ácido salicílico:aminoácido, $R = 1:1:1$ y $1:2:1$. Para el caso del ácido aspártico, también fue utilizada la relación $1:1:2$.

5.5.1. Sistema Cu(II)- ácido salicílico (Sal)- ácido aspártico (H_2L)

El modelo que mejor ajusto a los datos experimentales de este sistema fue la formación de las siguientes especies: $[\text{Cu}(\text{Sal})\text{HL}]^-$, $[\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}]^{2-}$ y la hidroxoespecie $[\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}(\text{OH})]^{3-}$. La **tabla 26**, reúne los valores de las constantes de formación de las especies formadas en este sistema.

Tabla 26. Constantes de formación $\log \beta_{\text{pqrs}}$ de los complejos formados para el sistema Cu(II)- ácido salicílico – ácido aspártico, obtenidas en KNO_3 1,0 M a 25°C .

REACCIÓN	$\log \beta_{\text{pqrs}}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{Sal})\text{HL}]^- + 3\text{H}^+$	-1,16(7)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}]^{2-} + 4\text{H}^+$	-4,71(5)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{L} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}(\text{OH})]^{3-} + 5\text{H}^+$	-10,8(1)
Dispersión $\sigma(Z_B)$	0,079

La **figura 24**, muestra los valores de la función $Z_B(pH)$ del sistema Cu(II)- ácido salicílico – ácido aspártico, para diferentes relaciones **R**.

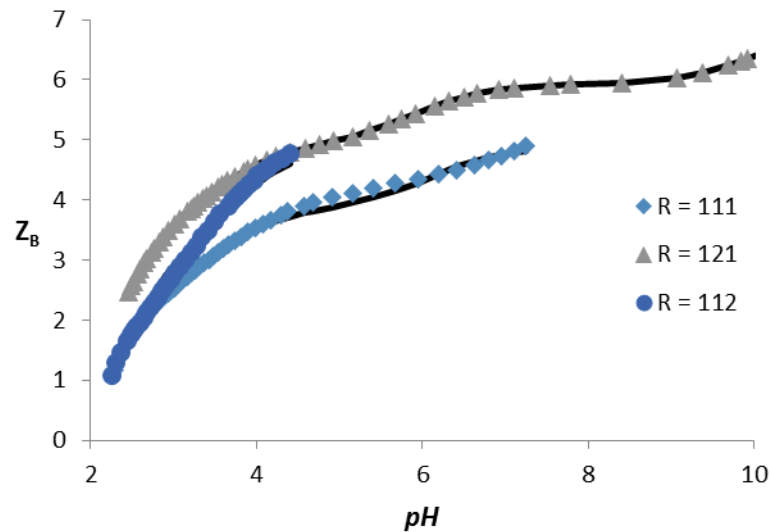


Figura 24. Datos de $Z_B(pH)$, del sistema Cu(II)- ácido salicílico – ácido aspártico, para diferentes relaciones **R** (KNO_3 1,0 M a 25°C).

La línea de trazo continuo de la **figura 24**, fue construida con el modelo de especies y sus respectivas constantes de formación, dadas en la **tabla 26**, los puntos corresponden a los datos experimentales; puede observarse buen ajuste entre el modelo teórico propuesto.

De la figura anterior se observa que las curvas tienden a superponerse, para todas las relaciones **R**, a $pH \leq 3$. A $pH \geq 4$ las curvas de las relaciones **R** = 1:1:1 y 1:2:1 se separan entre sí y en el caso de la curva de la relación **R** = 1:1:2, los datos están restringidos a una corta zona de pH ($2 \leq pH \leq 4$) y tiende a superponerse con la curva de la relación 1:2:1.

A partir de las constantes dadas en la **tabla 26**, fueron contruidos los correspondientes diagramas de distribución de especies para todas las relaciones **R**, **figuras 25 – 27**.

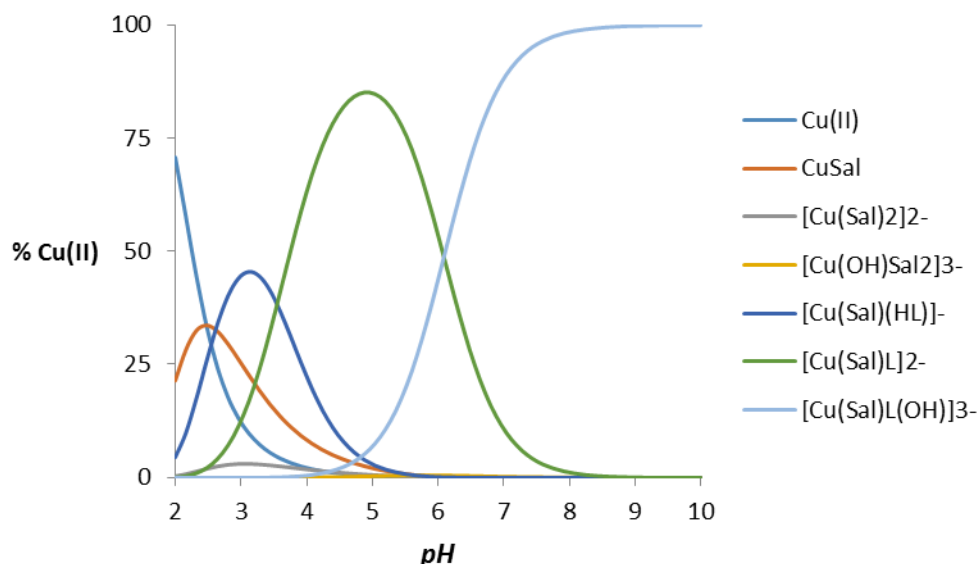


Figura 25. Diagrama de distribución del sistema Cu(II) – ácido salicílico (Sal) – ácido aspártico (H_2L) y $R = 1:1:1$.

De la **figura 25**, se observa que en la zona muy ácida está presente el complejo binario CuSal, compitiendo con el complejo ternario $[Cu)Sal(HL)]^-$. Los complejos más abundantes son $[Cu(Sal)L]^{2-}$ (predomina en el intervalo $3,5 \leq pH \leq 6$) y la especie $[Cu(Sal)L(OH)]^{3-}$ (predominante a $pH \geq 6$). En el caso del complejo binario $[Cu)(Sal)_2]^{2-}$ está presente a pH entre 3 y 4 en cantidades casi despreciables. Se observa una cantidad apreciable de Cu(II) libre.

La **figura 26**, muestra el diagrama de distribución de especies para la relación $R = 1:2:1$, es decir, se duplica la concentración del ácido salicílico.

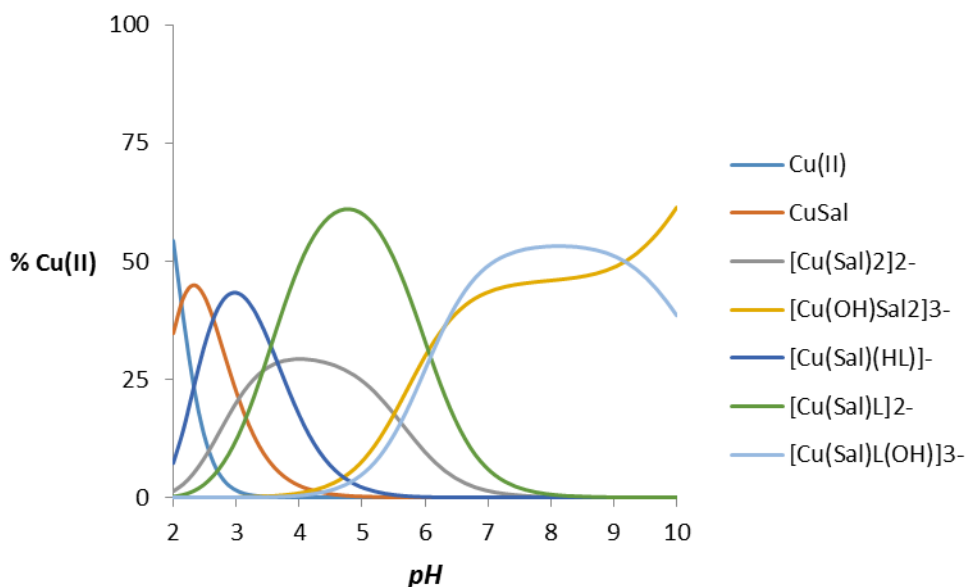


Figura 26. Diagrama de distribución del sistema Cu(II) – ácido salicílico (Sal) – ácido aspártico (H_2L) y $R = 1:2:1$.

De la **figura 26**, se observa, que la proporción de los complejos CuSal aumento ligeramente, como también la especie $[Cu(Sal)_2]^{2-}$ que ahora no está en cantidades despreciables como en el caso de la relación $R = 1:1:1$. Los complejos $[Cu(Sal)L]^{2-}$ y $[Cu(Sal)L(OH)]^{3-}$ disminuyeron su proporción respecto a la relación $R = 1:1:1$. Para esta relación $R = 1:2:1$ se ve favorecido la formación del complejo $[Cu(OH)(Sal)_2]^{3-}$.

Finalmente la **figura 27**, muestra el diagrama de distribución de especies para la relación $R = 1:1:2$, es decir, se duplica la concentración del ácido aspártico.

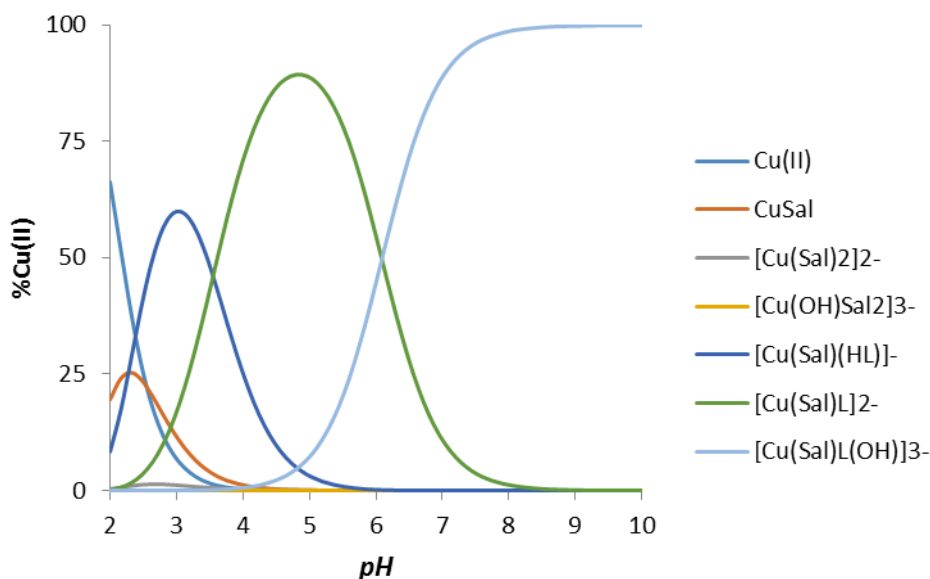


Figura 27. Diagrama de distribución del sistema Cu(II) – ácido salicílico (Sal) – ácido aspártico (H₂L) y **R** = 1:1:2.

De la **figura 27**, se observa, que la proporción de los complejos CuSal disminuyó su proporción, como también la especie $[\text{Cu}(\text{Sal})_2]^{2-}$ que ahora está en cantidades despreciables como en el caso de la relación **R** = 1:1:1. Los complejos $[\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}]^{2-}$ se ve favorecido con esta relación y la especie $[\text{Cu}(\text{OH})\text{Sal}_2]^{3-}$ disminuyo su proporción marcadamente haciéndose casi despreciable. Para esta relación **R** = 1:1:2 se ve favorecido la formación del complejo $[\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}(\text{OH})]^{3-}$ aumento marcadamente su proporción y es la especie más abundante, cuando se duplica la concentración del ligando secundario ácido aspártico.

5.5.2. Sistema Cu(II)- ácido salicílico (Sal)- ácido glutámico (H₂L)

El modelo que mejor ajusto a los datos experimentales de este sistema fue similar al encontrado en el sistema Cu(II)- ácido salicílico (Sal)- ácido aspártico (H₂L), las siguientes especies: [Cu(Sal)HL]⁻, [Cu(Sal)L]²⁻ y la hidroxoespecie [Cu(Sal)L(OH)]³⁻. La **tabla 27**, reúne los valores de las constantes de formación de las especies formadas en este sistema.

Tabla 27. Constantes de formación log β_{pqr} de los complejos formados para el sistema Cu(II)- ácido salicílico – ácido glutámico, obtenidas en KNO₃ 1,0 M a 25°C.

REACCIÓN	log β _{pqr}
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{Sal})\text{HL}^- + 3\text{H}^+$	-3.2 max -2.9
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{L} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{Sal})\text{L}^{2-} + 4\text{H}^+$	-6,53(9)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{H}_2\text{L} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{Sal})\text{L}(\text{OH})^{3-} + 5\text{H}^+$	-12,4(2)
Dispersión σ(Z _B)	0,064

La **figura 28**, muestra los valores de la función Z_B(pH) del sistema Cu(II)- ácido salicílico – ácido glutámico, para diferentes relaciones **R** = 1:1:1 y 1:2:1.

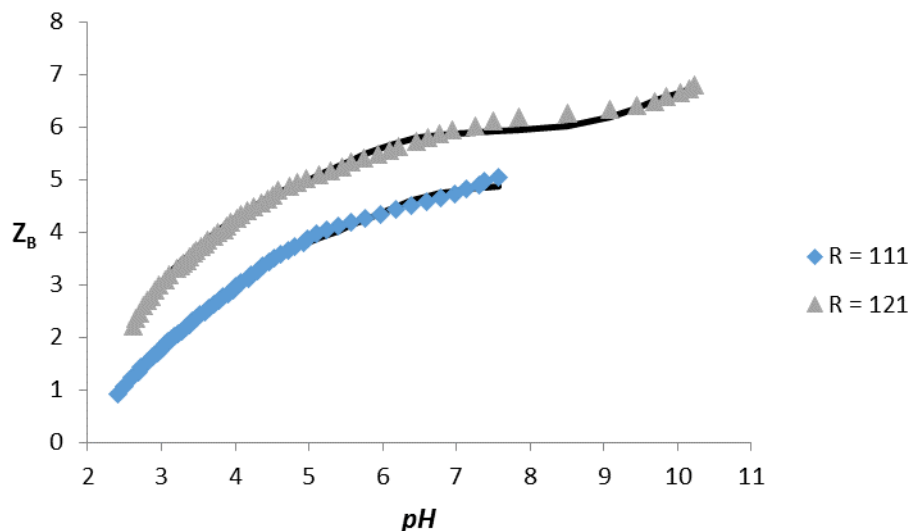


Figura 28. Datos de $Z_B(\text{pH})$, del sistema Cu(II) - ácido salicílico – ácido glutámico, para diferentes relaciones R (KNO_3 1,0 M a 25°C).

La línea de trazo continuo de la **figura 28**, fue construida con el modelo de especies y sus respectivas constantes de formación, dadas en la **tabla 27**, los puntos corresponden a los datos experimentales; puede observarse buen ajuste entre el modelo teórico propuesto.

De la figura anterior se observa que las curvas se separan entre sí para las relaciones $R = 1:1:1$ y $1:2:1$.

A partir de las constantes dadas en la **tabla 27**, fueron contruidos los correspondientes diagramas de distribución de especies para todas las relaciones R , **figuras 29 – 30**.

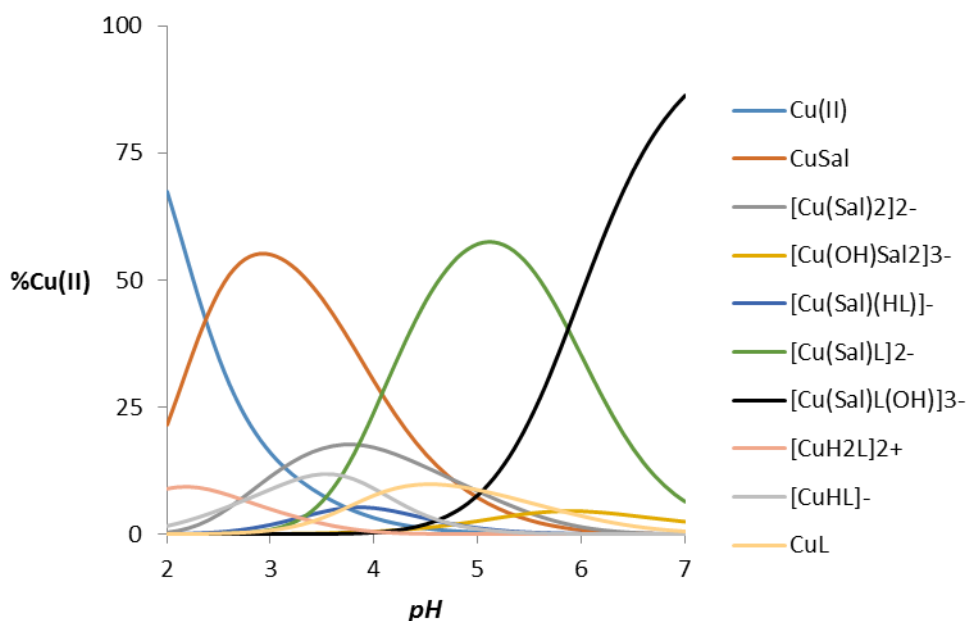


Figura 29. Diagrama de distribución del sistema Cu(II) – ácido salicílico (Sal) – ácido glutámico (H₂L) y $R = 1:1:1$.

De la **figura 29**, se observa que en la zona muy ácida está presente el complejo binario CuSal, predominante en el intervalo $2,5 \leq pH \leq 4$. El complejo $[Cu(Sal)L]^{2-}$ es muy abundante en el intervalo $4 \leq pH \leq 5,8$ y la hidroxoespecie $[Cu(Sal)L(OH)]^{3-}$ predomina a $pH \geq 5,8$ y es el complejo mayoritario para esta relación. El resto de los complejos presentes está en cantidades muy bajas. Está presente una cantidad importante de Cu(II) libre.

La **figura 30**, muestra el diagrama de distribución de especies para la relación $R = 1:2:1$, es decir, se duplica la concentración del ácido salicílico.

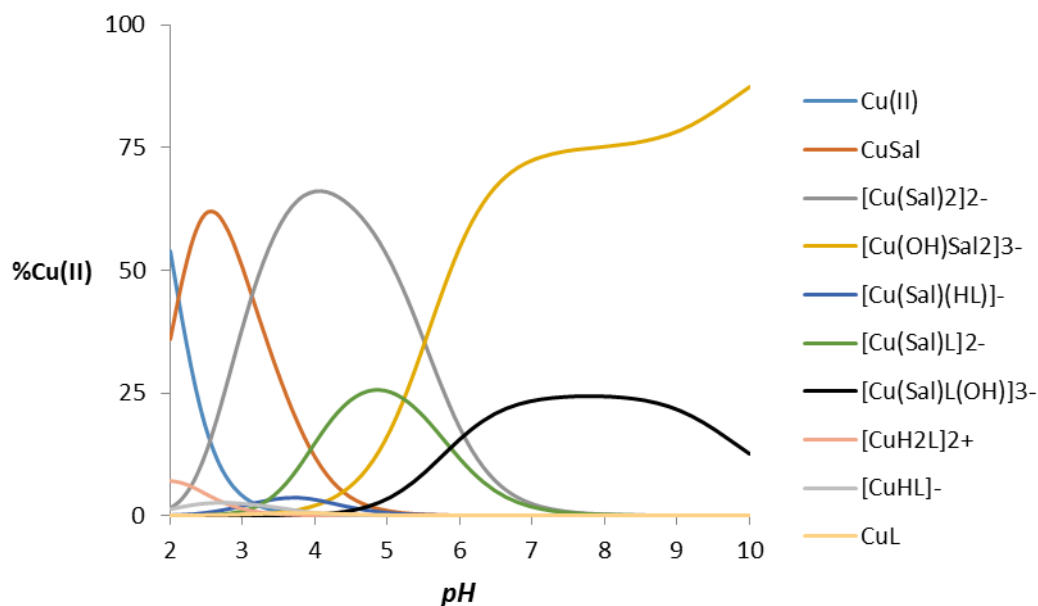


Figura 30. Diagrama de distribución del sistema Cu(II) – ácido salicílico (Sal) – ácido glutámico (H_2L) y $R = 1:2:1$.

De la **figura 30**, se observa, que la proporción del complejo CuSal no cambio, sin embargo $[Cu(Sal)_2]^{2-}$ se ve muy favorecido al aumentar la concentración del ácido salicílico, como también la especie binaria $[Cu(OH)(Sal)_2]^{3-}$ que ahora es muy abundante para ésta relación $R = 1:2:1$. El complejo $[Cu(Sal)L(OH)]^{3-}$ y la especie binaria $[Cu(Sal)L]^{2-}$ disminuyeron su proporción respecto a la relación $R = 1:1:1$.

5.5.3. Sistema Cu(II)- ácido salicílico (Sal)- histidina (HL)

El modelo que mejor ajusto a los datos experimentales de este sistema fue el considerar las siguientes especies: $[Cu(Sal)HL]^-$, $[Cu(Sal)L]^{2-}$ y la hidroxoespecie $[Cu(Sal)L(OH)]^{3-}$. La **tabla 28**, reúne los valores de las constantes de formación de las especies formadas en este sistema.

Tabla 28. Constantes de formación $\log \beta_{\text{pqr}}$ de los complejos formados para el sistema Cu(II)- ácido salicílico – histidina, obtenidas en KNO_3 1,0 M a 25°C .

REACCIÓN	$\log \beta_{\text{pqr}}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{HL} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{Sal})\text{HL} + 2\text{H}^+$	3,6(2)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{HL} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}]^- + 3\text{H}^+$	-0,02(6)
$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{Sal} + \text{HL} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{Sal})\text{L}(\text{OH})]^{2-} + 4\text{H}^+$	-6,1(1)
Dispersión $\sigma(\text{Z}_\text{B})$	0,081

La **figura 31**, muestra los valores de la función $\text{Z}_\text{B}(\text{pH})$ del sistema Cu(II)- ácido salicílico – histidina, para diferentes relaciones $\text{R} = 1:1:1$ y $1:2:1$.

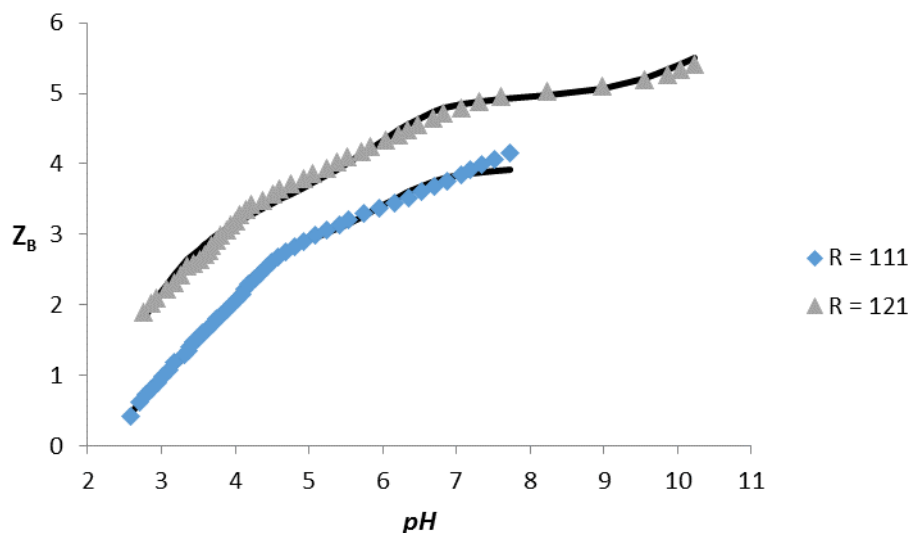


Figura 31. Datos de $\text{Z}_\text{B}(\text{pH})$, del sistema Cu(II)- ácido salicílico – histidina, para diferentes relaciones R (KNO_3 1,0 M a 25°C).

La línea de trazo continuo de la **figura 31**, fue construida con el modelo de especies y sus respectivas constantes de formación, dadas en la **tabla 28**, los puntos corresponden a los datos experimentales; puede observarse buen ajuste entre el modelo teórico propuesto.

De la figura anterior se observa que las curvas se separan entre sí para las relaciones $R = 1:1:1$ y $1:2:1$.

A partir de las constantes dadas en la **tabla 28**, fueron contruidos los correspondientes diagramas de distribución de especies para todas las relaciones R , **figuras 32 – 33**.

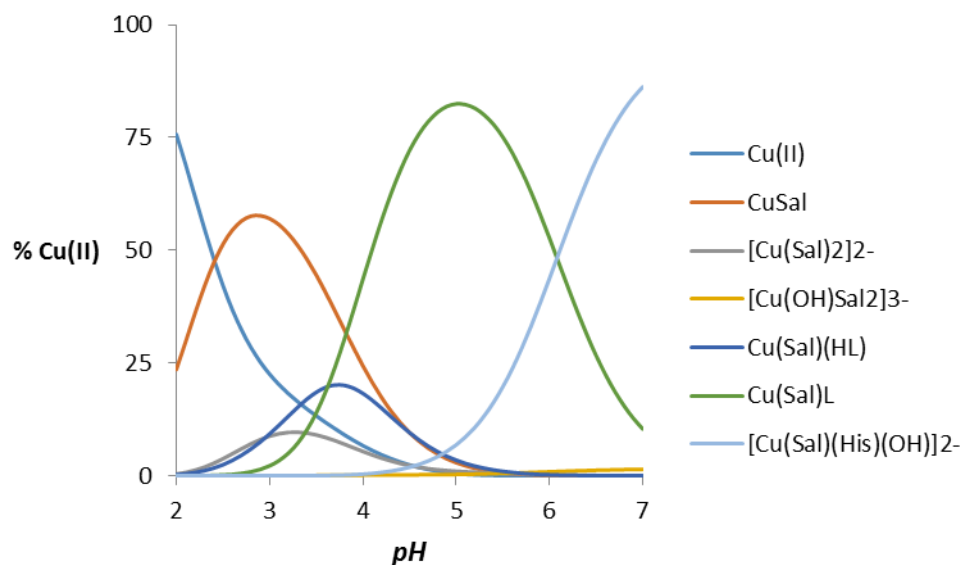


Figura 32. Diagrama de distribución del sistema Cu(II) – ácido salicílico (Sal) – histidina (HL) y $R = 1:1:1$.

De la **figura 32**, se observa que en la zona muy ácida está presente el complejo binario CuSal, predominante en el intervalo $2,5 \leq pH \leq 3,8$ y el complejo $[Cu(Sal)_2]^{2-}$

está presente en baja cantidad entre pH 3 y 5. Por otro lado el complejo $Cu(Sal)HL$ es poco abundante y se encuentra presente en el intervalo $2,5 \leq pH \leq 5$. La especie $Cu(Sal)L$, junto a la hidroxoespecie $[Cu(Sal)L(OH)]^{2-}$ son los complejos mayoritarios para esta relación. Está presente una cantidad importante de $Cu(II)$ libre a pH más ácidos.

La **figura 33**, muestra el diagrama de distribución de especies para la relación $R = 1:2:1$, es decir, se duplica la concentración de ácido salicílico.

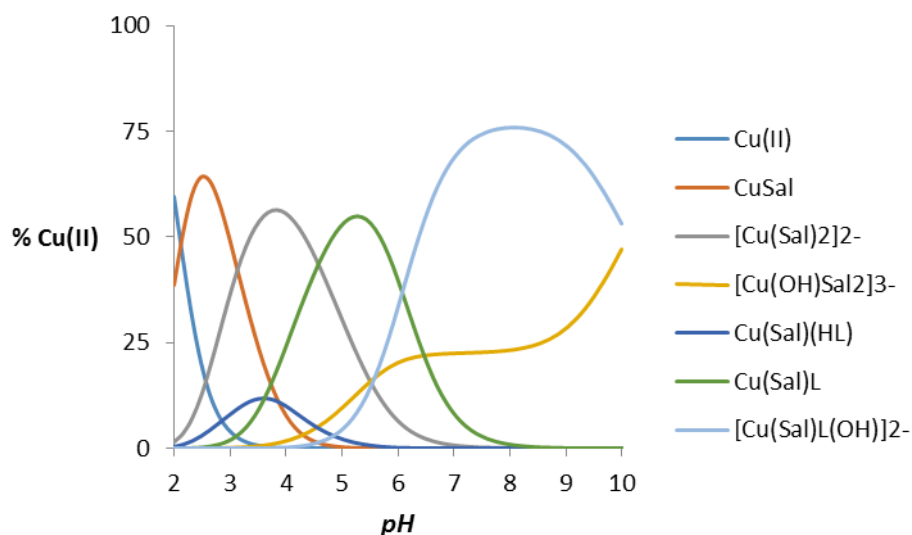


Figura 33. Diagrama de distribución del sistema $Cu(II)$ – ácido salicílico (Sal) – histidina (HL) y $R = 1:2:1$.

De la **figura 33**, se observa, que la proporción del complejo $CuSal$ no cambio, sin embargo $[Cu(Sal)_2]^-$ se ve muy favorecido al aumentar la concentración de ácido salicílico, como también la especie binaria $[Cu(OH)(Sal)_2]^{3-}$ que ahora es muy abundante para ésta relación $R = 1:2:1$. El complejo $[Cu(Sal)L(OH)]^{2-}$ y la especie binaria $[Cu(Sal)L]^{2-}$ disminuyeron su proporción respecto a la relación $R = 1:1:1$.

5. CONCLUSIONES

- Fueron obtenidos las constantes de acidez en términos de pK_a de todos y cada uno de los ligandos utilizados, ácido salicílico, ácido aspártico, ácido glutámico e histidina en medio iónico de KNO_3 1,0 M a 25°C; empleando medidas de $emf(H)$, encontrándose los siguientes resultados, *ácido salicílico* H_2C/HC^- $pK_{a1}= 2,79(1)$; HC^-/C^{2-} $pK_{a2}= 11,81(2)$; *ácido aspártico* H_3L^+/H_2L $pK_{a1}= 2,17(1)$; H_2L/HL^- $pK_{a2}= 3,76(2)$ y HL/L^{2-} $pK_{a3}= 9,59(3)$; en el caso del *ácido glutámico* H_3L^+/H_2L $pK_{a1}= 2,34(2)$; H_2L/HL^- $pK_{a2}= 4,26(2)$ y HL/L^{2-} $pK_{a3}= 9,36(4)$ y finalmente en el caso de la *histidina* H_3L^{+2}/H_2L^+ $pK_{a1}= 1,97(2)$; H_2L^+/HL $pK_{a2}= 6,22(1)$ y HL/L^- $pK_{a3}= 9,07(2)$.
- Los valores obtenidos de pK_a de los ligandos empleados en este trabajo en KNO_3 1,0 M a 25°C, son similares a los reportados en la bibliografía, en condiciones parecidas.
- Fue determinada la especiación y las correspondientes constantes de formación del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico en KNO_3 1,0 M a 25°C, donde el modelo que mejor se ajustó a los datos experimentales dio origen a los siguientes complejos: $CuSal$ ($\log \beta_{pqr} = -1,62(8)$); $[Cu(OH)Sal]^-$ ($\log \beta_{pqr} = -6,9(1)$); $[CuSal_2]^{2-}$ ($\log \beta_{pqr}= -4,46(6)$) y $[Cu(OH)Sal_2]^{2-}$ ($\log \beta_{pqr} = -9,97(7)$).
- Fue estudiado el sistema ternario H^+ - Cu(II)-ácido salicílico-ácido aspártico empleando medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a 25°C, donde el modelo que mejor se ajustó a los datos experimentales dio origen a los siguientes complejos: $[Cu(Sal)HL]^-$ ($\log \beta_{pqrs}= -1,16(7)$); $[Cu(Sal)L]^{2-}$ ($\log \beta_{pqrs}= -4,71(5)$) y $[Cu(Sal)L(OH)]^{3-}$ ($\log \beta_{pqrs}= -10,8(1)$).

- Fue estudiado el sistema ternario H^+ - Cu(II)-ácido salicílico-ácido glutámico empleando medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a $25^\circ C$, donde el modelo que mejor se ajustó a los datos experimentales dio origen a los siguientes complejos: $[Cu(Sal)HL]^-$ ($\log \beta_{pqr} = -3,2$ max $-2,9$); $[Cu(Sal)L]^{2-}$ ($\log \beta_{pqr} = -6,53(9)$) y $[Cu(Sal)L(OH)]^{3-}$ ($\log \beta_{pqr} = -12,4(2)$).
- Fue estudiado el sistema ternario H^+ - Cu(II)-ácido salicílico-histidina empleando medidas de $emf(H)$ en KNO_3 1,0 M a $25^\circ C$, donde el modelo que mejor se ajustó a los datos experimentales dio origen a los siguientes complejos: $Cu(Sal)HL$ ($\log \beta_{pqr} = 3,6(2)$); $[Cu(Sal)L]^-$ ($\log \beta_{pqr} = -0,02(6)$) y $[Cu(Sal)L(OH)]^{2-}$ ($\log \beta_{pqr} = -6,1(1)$).

6. BIBLIOGRAFIA

1. <http://www.pdv.com/lexico/museo/minerales/cobre.htm>. [Online] 15/12/2014.
2. <http://es.wikipedia.org/wiki/Cobre> [Online] 20/12/14.
3. <http://www.lenntech.es/periodica/elementos/cu.htm>. [Online] 04/01/2015
4. Housecroft, C. E., Sharpe, A. G., *Inorganic chemistry*, Harlow, Inglaterra: Pearson Education Limited, (2005).
5. Kestes, A., Paulson J., R. Dana, *Copper (II) ion Hydrolisis un Aqueous solution*, *Journal of solution Chemistry*, vol. 9 (1980).
6. Sylva, R. N.; Davison, M. R., *The Hydrolysis of Metal Ions. Part 1. Copper(II)*. *J. Chem. Soc., Dalton Trans.*, 2, 232-235 (1979).
7. Y. Núñez, *Estudio de formación de los complejos de cobre (II) con los aminoácidos: histidina, cisteína, ácido aspártico y ácido glutámico mediante medidas de emf(H) en KNO₃ 1.0 M a 25°C.*, TEG, Facultad de Ciencias, UCV (2012).
8. R.N. Sylva and R.M. David-son, *J.Chem.Soc.,Dalton Trans.*, 232 (1979).
9. C. Rigano, A. De Robertis and S. Sammartano, *Transition Met. Chem.* 10, 4 (1985).
10. H. Ohtaki and T. Kawai, *Bull. Chem. Soc. Japan*, 45, 1735 (1972).
11. C.W. Childs, *Inorg. Chem.*, 9, 2465, (1970).
12. A.J. Paulson and D.R. Kester, *Journal of Solution Chemistry*, vol. 9, N°. 4, (1980).
13. H. Kakihana, T. Amaya, and M. Maeda, *Bull. Chem. Soc. Japan*, 43, 3155 (1970).

14. F. Achenza, *Ann. Chim. (Italy)*, 48, 565 (1958).
15. G. Arena, R. Cali, E. Rizzarelli and S. Sammartano, *Thermochim. Acta*, 16, 315 (1976).
16. E. Berecki-Biedermann, *Arkiv. Kemi*, 9, 175 (1956).
17. http://www.atdermae.com/pdfs/atd_31_02_06.pdf [Online] 10/01/2015.
18. E. Casassas, R. Tauler; *J. Chim. Phys.*, 81, 233 (1984)
19. G. Venkatnarayana, S. Swamy et al; *Indian J. Chem.*, 23A, 501 (1984)
20. G. Condike, A. Martell; *J. Inorg. Nucl. Chem.*, 31, 2455 (1969)
21. J. Havel, L. Havelkova, M. Bartusek; *Chem. Zvesti*, 23, 582 (1969)
22. M. Bartusek; *Collec. Czech. Chem. Commun.*, 32, 116 (1967).
23. D. Perrin, I. Sayce, V. Sharma; *J. Chem. Soc. (A)*, 1755 (1967)
24. G. Mont, A. Martell; *J. Am. Chem. Soc.*, 88, 1387 (1966)
25. Wade L. G., *Química Orgánica*, Quinta Edición, Editorial Pearson Educación, S. A., Madrid (2004).
26. Lehninger A. L., *Bioquímica*, Segunda Edición, Ediciones Omega, S.A., Barcelona (2002).
27. Pine S., *Química Orgánica*, Cuarta Edición, Editorial McGraw-Hill, México (1988).
28. Solomons T.W.G., *Química Orgánica*, Editorial Limusa S.A., México (1987).

29. Plisson, A. *Non-essential amino acid for human development. First identify as the hydrolysis product of asparagines*. J. Pharm, (1827).
30. Meister, A. Biochemistry of amino acids, Segunda Edición. Editorial Academic Press, New York (1967).
31. Nuñez Y., *Estudio de la formación de complejos de cobre (II) con los aminoácidos ácido aspártico, ácido glutámico, cisteína e histidina*. TEG, Esc. Quím. Fac. Ciencias, UCV (2012).
32. Martell A., Chaberek S., Courtney R., *J. Am. Chem. Soc.*, 79, 3036 (1957).
33. Perrin D., *J. Chem. Soc.*, 3120, 3125 (1958).
34. Rao G., Subrahmanya R., *Proc. Indian Acad. Sci.*, 60, 165, 185 (1964).
35. Ambrose J., A. Covington, H. Thirsk, *Trans. Faraday Soc.*, 65, 1897 (1969).
36. Ahrland S., Avsar E., *Acta Chem. Scand.*, A30,15 (1978).
37. Amico P., Bonomo R., Cali R., *Inorg. Chem.*, 28, 3555 (1979).
38. Poddymov V., Ustinova A., *Zhur. Neorg.Khim.*, 22, 1617 (877) (1977).
39. Heijne G., van der Linden W., *Talanta*, 22, 923 (1975).
40. Ambrose J., Covington A., Thirsk H., *Trans. Faraday Soc.*, 65, 1897 (1971).
41. Aditya S., Mukherjee S., *J. Electrochem., Soc., Jpn.*, 34, 203 (1968).
42. Ritsma J., Wiegers G., Jellinek F., *Rec. Trav., Chim.*, 84, 1577 (1965).
43. Aveston J., Anacker E., Johnson J., *Inorg. Chem.*, 3, 735 (1963).

44. Achenza F., *Ann. Chim.(Italy)*, 48, 565(1950).
45. Ritthausen, H. Chemische Notice: I. Ueber die Zusammensetzung des Pflansenleins, II. Reactionen des Pflansenleins, III. Zur Darstellung des Pflansenleins, *J. Prakt. Chem*(1866).
46. Morrison R., *Química Orgánica*. Quinta edición. Editorial Pearson, México (1998).
47. Lema J., *Estudio de la formación de los complejos de níquel(II) con los aminoácidos: ácido aspártico, ácido glutámico, histidina y cisteína mediante medidas de emf(H) en NaCl 1,0 M a 25 °C*. TEG, Fac. Ciencias, UCV (2011).
48. Kossel A.Z.. *Ueber die basischen Stoffe den Zellkerns. Physiol. Chem.*, 22, 176 (1896).
49. Hedin S., *Ueberein neues Spaltungsproduct des Hornsubstanzen. Z. Physiol. Chem.*, 22, 176 (1896).
50. Ortega J., *Estudio de formación de complejos ternarios de níquel (II) con ácido dipicolínico y los aminoácidos: ácido aspártico, ácido glutámico, histidina y cisteína mediante medidas de emf(H) en NaCl 1,0 M a 25 °C*. TEG, Fac. de Ciencias, UCV (2011).
51. Findlow J., Duffield J., Williams D., *Chem. Speciation Bioavail.*, 2, 3 (1990).
52. Carey F., *Química Orgánica*, sexta Edición. Editorial McGraw-Hill, México (2006).
53. J. van Aartsen, *dissertation, Technische Hogeschool, Delft* (1964).
54. Kubiak M., Duda A., Ganadu M., Kozłowski H., *J. Chem. Soc., Dalton Trans.*, 1905 (1996).

55. Adam K., Antolovich M., Baldwin D., *J. Chem. Soc., Dalton Trans.*, 1869 (1994).
56. Armijo L., Arancibia V., *Anal. Chim. Acta*, 298, 91 (1993).
57. Lu A., Pettit L., *Chem. J. Chin. Univ.*, 322-324 (1992).
58. Daniele P., Ostacoli G., *Ann. Chim.(Rome)*, 66, 387 (1976).
59. Pettit L., Swash J., *J. Chem. Soc., Dalton Trans.*, 588 (1976).
60. Ritsma J., J. van Grampel, Jellinek F., *Rec. Trav., Chim.*, 88, 411 (1969).
61. Raju E., Mathur H., *J. Inorg. Nucl. Chem.*, 31, 425 (1969).
62. E Casassas, R Tauler; *J. Chim. Phys.*, 81, 233 (1984)
63. C van den Berg, J Kramer; *Anal. Chim. Acta*, 106, 113 (1979)
64. G Condiike, A Martell; *J. Inorg. Nucl. Chem.*, 31, 2455 (1969)
65. Brokes G., Pettit L.; *J. Chem. Soc. Dalton Trans.*, 1918 (1977).
66. Sakurai T., Yamauchi O., A. Nakahara, *Bull. Chem. Soc. Jpn.*, 51, 3203 (1978).
67. Claridge R., Kilpatrick J., *Australian. J. Chem.*, 33, 2757 (1980).
68. Daniele P., Amico P., Ostacoli G., *Ann. Chim. (Rome)*, 74, 105 (1984).
69. Bottari E., Festa M., Jasionowska R., *Polyhedron*, 8, 1019 (1989).
70. Kubiak M., Duda A., Ganadu M., Kozlowski H., *J. Chem. Soc., Dalton Trans.*, 1905 (1996).

71. Página web: <http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/Biografias/Guldborg-Waage.htm>, consultada: 08-02-(2015).
72. Bricual J., Lubes V., Araujo M.L, Brito F., *J. Chil. Chem. Soc.* 49, 4, 285-288 (2004).
73. Martínez J.D., *Estudio de la formación de complejos de valencia mixta con algunos aminoácidos*. Trabajo de Ascenso a la categoría de Prof. Asistente, Esc. Química, Fac. Ciencias, UCV (2010).
74. Sanoja W., *Estudio de la formación de complejos ternarios entre el sistema vanadio(III) con 8-hidroxiquinolina y los aminoácidos prolina, glicina, α - alanina y β - alanina*, TEG, Fac. de Ciencias, UCV (2014).
75. Biederman G., Sillén L.G., *Arkiv. Kemi.*, 5, p. 425 (1952).
76. Basolo F., Johnson R., *Química de los complejos de coordinación*. Editorial Reverté, s.a., España, pág. 7-28 (1980).
77. Rossotti F., Rossotti H., *The determination of Stability Constants*. McGraw-Hill Book Company (1961), p.p 5-22.
78. Sillén L.G., *Master Variables and Activity Scales*, en *Advances in Inorganic Chemistry Series*, 65 (3), 45 (1967).
79. Roque E., *Estudio de la formación de complejos ternarios de V(III) con 8-hidroxiquinolina y los ácidos láctico, oxálico, cítrico y fosfórico, mediante medidas de emf(H) (KCl 3,0 M, 25°C)*, TEG, Facultad de Ciencias, UCV, (2013).
80. Sillén L.G., Warquist O., *Arkiv. Kemi*, 31, 315 (1962).

7. APÉNDICE

Disoluciones utilizadas.

Solución	Concentración (M)
Ácido nítrico	0,0970±0,0007
Hidróxido de potasio	0,9997±0,0003
Nitrato de cobre	$(25,67 \pm 0,04) \times 10^{-3}$
Salicilato de potasio	0,0625±0,0003
Ácido aspártico	0,0625±0,0003
Ácido glutámico	0,0625±0,0003
Histidina	0,0625±0,0003

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	378,6	10	335,3
2	370,3	12	316,1
4	364,3	14	212,9
6	357,1	14,4	189,7
8	347,8	E° preliminar	433,06

Tabla 29. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico. Exp. 1

.V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	317,5	2,1057	6,7467	0,1557	0,1715
0,8	311,4	2,2071	4,8616	0,195	0,2072
1	310,4	2,2238	4,4006	0,229	0,2136
1,5	305,1	2,3122	3,2658	0,2367	0,2498
1,8	302,8	2,3506	2,5967	0,2763	0,2667
2	301,1	2,379	2,1554	0,3011	0,2797
2,3	297,5	2,4393	1,5006	0,32	0,3085
2,5	295	2,4812	1,0687	0,3361	0,3294
2,8	291,1	2,5466	0,4277	0,3653	0,3635
3	289,1	2,5802	0,0048	0,399	0,3816
3,3	283,4	2,676	-0,6228	0,418	0,4348
3,5	281,2	2,713	-1,0369	0,4569	0,4559
3,8	276,5	2,7921	-1,6516	0,5049	0,5013
4	272,7	2,8561	-2,0571	0,5356	0,5381
4,3	266,3	2,9639	-2,6593	0,5852	0,5989
4,5	263	3,0196	-3,0566	0,6294	0,6293
4,8	256,7	3,1259	-3,6465	0,6936	0,6843
5	249,6	3,2457	-4,0358	0,7295	0,7407
5,2	243,2	3,3537	-4,422	0,774	0,7856
5,3	239,3	3,4196	-4,6139	0,7962	0,81
5,4	235,4	3,4855	-4,805	0,8198	0,8323
5,5	230,6	3,5666	-4,9954	0,843	0,8567
5,6	224,6	3,6679	-5,1851	0,866	0,8831
5,7	217,3	3,7913	-5,3739	0,8896	0,9094
5,8	212,6	3,8705	-5,5621	0,9173	0,9233
5,9	194,7	4,1731	-5,7494	0,9384	0,9603
6	162,4	4,7192	-5,9361	0,9627	0,9884
6,1	-77,8	8,7797	-6,122	0,9896	1,001
6,2	-105,1	9,2412	-6,3071	1,0178	1,0028
6,3	-140,6	9,8413	-6,4916	1,0325	1,0112
6,4	-159,5	10,1608	-6,6753	1,0393	1,0232
6,5	-167,3	10,2927	-6,8583	1,054	1,0311
6,6	-175,2	10,4262	-7,0405	1,0622	1,0419
6,7	-180,1	10,509	-7,2221	1,0752	1,0502
6,8	-185,5	10,6003	-7,403	1,0816	1,0612

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico. Experimento 2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	383	10	341,0
2	376,7	12	323,4
4	369,8	14	272,3
6,1	361,4	14,5	-69,8
8	352,8	E^o preliminar	437,84

Tabla 30. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico. Exp. 2.

V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	321,7	2,0946	6,9123	0,161	0,1679
0,5	318,2	2,1558	5,7244	0,1817	0,1885
1	314,5	2,2201	4,5626	0,2128	0,2122
1,5	310,1	2,2964	3,426	0,2397	0,243
1,8	307,6	2,3397	2,7559	0,2695	0,2618
2	305,9	2,369	2,3139	0,292	0,2751
2,3	301,9	2,4378	1,6581	0,2984	0,3077
2,5	300,3	2,4652	1,2255	0,3311	0,3214
2,8	296,4	2,532	0,5835	0,3564	0,3558
3	293,9	2,5748	0,1599	0,3804	0,3787
3,3	289,8	2,6449	-0,4687	0,4183	0,4173
3,6	285,7	2,7148	-1,0895	0,4647	0,4569
4	279,1	2,8272	-1,9052	0,5269	0,5215
4,4	271,2	2,9615	-2,7076	0,5949	0,5975
4,5	270,2	2,9785	-2,9062	0,6207	0,6069
4,8	263,5	3,0922	-3,497	0,6795	0,6673
5	257,9	3,1872	-3,8869	0,7189	0,714
5,2	251,9	3,2888	-4,2737	0,7617	0,7593
5,3	248,5	3,3464	-4,4659	0,7837	0,7827
5,4	243,4	3,4328	-4,6574	0,8029	0,8147

5,5	239	3,5073	-4,8481	0,8257	0,8392
5,6	236,6	3,5479	-5,038	0,8534	0,8514
5,7	230,8	3,6461	-5,2271	0,8763	0,8778
5,8	223,8	3,7645	-5,4156	0,8997	0,9042
5,9	214,5	3,9218	-5,6032	0,9233	0,9313
6	205,1	4,081	-5,7902	0,9494	0,9513
6,1	184,2	4,4343	-5,9763	0,974	0,9778
6,2	94,1	5,9574	-6,1618	1,0002	0,9993
6,3	-103,1	9,291	-6,3465	1,0255	1,0032
6,4	-140,3	9,9199	-6,5305	1,0363	1,0134
6,5	-158,4	10,2258	-6,7138	1,0398	1,0268
6,6	-169,5	10,4135	-6,8963	1,0412	1,0407
6,7	-176,1	10,525	-7,0782	1,0475	1,052
6,8	-181,9	10,6231	-7,2593	1,0508	1,0643
6,9	-187,2	10,7127	-7,4397	1,0501	1,0779
7	-190,3	10,7651	-7,6195	1,0594	1,087

Estudio del sistema H^+ -ácido aspártico. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	393,9	10	352,1
2	386,4	12	334,5
4	379,9	14	281,1
6	372,6	14,5	76,8
8	363,7	E^o preliminar	448,19

Tabla 31. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido aspártico. Exp. 1.

V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	352,2	1,7909	21,1538	-0,7079	-0,7019
0,5	350,7	1,8186	19,8076	-0,6659	-0,688
1	348,5	1,8586	18,491	-0,6764	-0,6671
1,5	346,7	1,8912	17,2031	-0,6416	-0,6496
2	344,2	1,9362	15,9428	-0,6491	-0,6246
2,5	342,2	1,972	14,7094	-0,6083	-0,6041
3	339,7	2,0165	13,5019	-0,5891	-0,5779
3,5	337,4	2,0572	12,3196	-0,5461	-0,5534
4	334,4	2,1101	11,1617	-0,5281	-0,5208
4,5	331,8	2,1557	10,0274	-0,477	-0,4922
5	328,4	2,2152	8,916	-0,4473	-0,4544
5,5	324,5	2,283	7,8268	-0,4185	-0,4109
6	320,9	2,3454	6,7593	-0,3628	-0,3708
6,3	318	2,3955	6,1288	-0,3424	-0,3388
6,5	316,1	2,4284	5,7126	-0,3238	-0,3178
6,8	313,5	2,4731	5,0944	-0,2841	-0,2896
7	311	2,516	4,6863	-0,2701	-0,2628
7,3	307,8	2,5709	4,08	-0,2311	-0,2289
7,5	305,6	2,6085	3,6797	-0,2025	-0,206
7,8	301,6	2,6769	3,0849	-0,1642	-0,1651
8	298,4	2,7315	2,6922	-0,1406	-0,133
8,3	293,8	2,8099	2,1088	-0,0946	-0,0877
8,5	290,5	2,8661	1,7234	-0,0615	-0,0557
8,8	285,7	2,9478	1,1509	-0,0039	-0,0096
9	281,3	3,0225	0,7728	0,0303	0,0325
9,2	276,7	3,1006	0,3974	0,068	0,0768
9,4	273,3	3,1583	0,0249	0,1155	0,1099
9,6	268,5	3,2397	-0,3449	0,1594	0,1574
9,8	263,7	3,3211	-0,7119	0,2067	0,206
10	259,1	3,399	-1,0763	0,2574	0,2536
10,2	253,8	3,4888	-1,438	0,3086	0,3098

10,4	248,5	3,5785	-1,797	0,3622	0,3671
10,6	243	3,6716	-2,1535	0,4174	0,4269
10,8	238,6	3,746	-2,5074	0,4756	0,4745
11	232,5	3,8492	-2,8587	0,533	0,5392
11,2	226,7	3,9473	-3,2075	0,592	0,5981
11,3	223,2	4,0065	-3,381	0,6215	0,6319
11,4	219,6	4,0674	-3,5538	0,6512	0,6652
11,5	215,6	4,1352	-3,726	0,6811	0,7001
11,6	211,6	4,2029	-3,8976	0,7112	0,7326
11,7	209,4	4,24	-4,0686	0,7423	0,7494
11,8	202,2	4,3618	-4,239	0,7718	0,7992
11,9	198	4,4328	-4,4088	0,8027	0,8245
12	191,3	4,546	-4,578	0,8331	0,8595
12,1	183	4,6863	-4,7466	0,8637	0,8944
12,2	171,4	4,8824	-4,9146	0,8944	0,9303
12,3	163,7	5,0126	-5,082	0,9258	0,9474
12,4	124,1	5,682	-5,2488	0,9564	0,9884
12,5	77,3	6,4732	-5,415	0,9881	0,9988
12,6	-2,9	7,8289	-5,5807	1,0199	1,0169
12,7	-29,3	8,2752	-5,7458	1,0517	1,0461
12,8	-43,8	8,5203	-5,9103	1,0834	1,0784
12,9	-49,3	8,6133	-6,0742	1,1152	1,0953
13	-60,5	8,8026	-6,2375	1,1467	1,1401
13,1	-66,9	8,9108	-6,4003	1,1783	1,1729
13,2	-72,6	9,0072	-6,5625	1,2099	1,2069
13,3	-77,4	9,0883	-6,7242	1,2414	1,2393
13,4	-79,7	9,1272	-6,8853	1,2732	1,2559
13,5	-83,5	9,1914	-7,0458	1,3047	1,2851
13,6	-87,1	9,2523	-7,2058	1,3362	1,3145
13,7	-91,1	9,3199	-7,3653	1,3675	1,349
13,8	-94,4	9,3757	-7,5241	1,3989	1,3787
13,9	-97,7	9,4315	-7,6825	1,4302	1,4094
14	-100,4	9,4771	-7,8403	1,4615	1,435

14,3	-108,8	9,6191	-8,3105	1,5549	1,5164
14,5	-115,5	9,7324	-8,6213	1,616	1,5809
14,8	-122,7	9,8541	-9,0836	1,708	1,6471

Estudio del sistema H^+ -ácido aspártico. Experimento 2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	397,3	10	355,5
2	391,2	12	338,3
4	384,1	14	290,0
6	375,3	14,5	-9,0
8	367	E^0 preliminar	452,07

Tabla 32. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido aspártico. Experimento 2.

V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	354	1,7931	21,0711	-0,7077	-0,7008
0,5	352,5	1,8217	19,7259	-0,6697	-0,6864
1	350,7	1,8557	18,4102	-0,651	-0,6687
1,5	348,5	1,8969	17,1231	-0,6543	-0,6465
2	346,5	1,934	15,8637	-0,6285	-0,6258
2,5	344,3	1,9745	14,6311	-0,6056	-0,6027
3	341,8	2,0202	13,4245	-0,5898	-0,5757
3,5	339,2	2,0672	12,243	-0,565	-0,5473
4	336,7	2,1121	11,0859	-0,5219	-0,5196
4,5	333,5	2,1692	9,9523	-0,4987	-0,4837
5	330,4	2,2242	8,8417	-0,4554	-0,4487
5,5	326,9	2,2858	7,7533	-0,4122	-0,4091
6	323,4	2,3472	6,6864	-0,3541	-0,3697

6,5	318,6	2,4308	5,6405	-0,3154	-0,3163
7	314	2,5105	4,6148	-0,2519	-0,2662
7,5	307,9	2,6159	3,6089	-0,1976	-0,2016
8	301,5	2,7257	2,6222	-0,1246	-0,1364
8,3	296,9	2,8045	2,0391	-0,0795	-0,0909
8,5	293,3	2,866	1,654	-0,0496	-0,0558
8,8	288	2,9564	1,0819	0,0041	-0,0048
9	284	3,0245	0,704	0,0413	0,0336
9,3	278	3,1265	0,1425	0,1042	0,0916
9,5	273,8	3,1979	-0,2284	0,1491	0,1328
9,8	266,5	3,3218	-0,7797	0,2184	0,2064
10	261,8	3,4015	-1,1438	0,2688	0,2552
10,2	256,1	3,4981	-1,5052	0,3192	0,3157
10,4	252,2	3,5642	-1,864	0,3755	0,3579
10,6	246,9	3,6539	-2,2203	0,4307	0,4155
10,8	241,3	3,7487	-2,5739	0,4872	0,4762
11	235,5	3,8469	-2,925	0,5449	0,5377
11,1	232,6	3,896	-3,0996	0,5743	0,5676
11,2	230,5	3,9315	-3,2735	0,6046	0,5887
11,3	227,8	3,9772	-3,4469	0,6345	0,6153
11,4	224,2	4,0381	-3,6196	0,6641	0,6493
11,5	219	4,126	-3,7917	0,6931	0,6955
11,6	216,9	4,1615	-3,9632	0,7241	0,713
11,7	212,8	4,2309	-4,1341	0,7543	0,7453
11,8	208	4,3122	-4,3044	0,7845	0,7799
11,9	202,7	4,4018	-4,474	0,8149	0,8138
12	196,5	4,5066	-4,6431	0,8454	0,848
12,1	188,7	4,6385	-4,8116	0,8759	0,8835
12,2	183,7	4,723	-4,9795	0,9072	0,9022
12,3	172,2	4,9174	-5,1468	0,938	0,9353
12,4	151,4	5,269	-5,3135	0,9688	0,9702
12,5	15,4	7,5681	-5,4796	0,9998	1,0092
12,6	-23,4	8,224	-5,6451	1,0315	1,0412

12,7	-33,1	8,3879	-5,8101	1,0633	1,059
12,8	-49,2	8,6601	-5,9745	1,0949	1,105
12,9	-58,3	8,8139	-6,1383	1,1264	1,1432
13	-62	8,8765	-6,3015	1,1582	1,1618
13,1	-67,9	8,9762	-6,4642	1,1898	1,1955
13,2	-73,6	9,0726	-6,6263	1,2213	1,2327
13,3	-78,5	9,1554	-6,7878	1,2527	1,2685
13,4	-82,7	9,2264	-6,9488	1,2842	1,3018
13,5	-88,4	9,3228	-7,1092	1,3153	1,3505
13,6	-90,3	9,3549	-7,2691	1,3469	1,3675
13,7	-93,7	9,4124	-7,4285	1,3782	1,3988
13,8	-97,3	9,4732	-7,5872	1,4093	1,4328
13,9	-100,7	9,5307	-7,7455	1,4404	1,4655
14	-104	9,5865	-7,9032	1,4713	1,4976
14,1	-107,2	9,6406	-8,0603	1,5022	1,5287
14,2	-108,9	9,6693	-8,217	1,5335	1,5451
14,3	-113,5	9,7471	-8,3731	1,5634	1,5891
14,4	-116,3	9,7944	-8,5286	1,5939	1,6152
14,5	-119,5	9,8485	-8,6837	1,6241	1,6442
14,6	-123	9,9077	-8,8382	1,6537	1,6748
14,7	-124,6	9,9347	-8,9922	1,6845	1,6883
14,8	-128,1	9,9939	-9,1456	1,7136	1,7167
14,9	-131,5	10,0514	-9,2986	1,7424	1,7428
15	-135	10,1105	-9,451	1,7706	1,768
15,3	-145,9	10,2948	-9,9053	1,8509	1,835
15,5	-154	10,4317	-10,2056	1,8979	1,874
15,8	-163,8	10,5974	-10,6523	1,9645	1,9104
16	-171,6	10,7293	-10,9477	1,9956	1,9322

Estudio del sistema H^+ -ácido glutámico. Experimento 1.
Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	383,9	10	346,4
2	379,3	12	329,2
4	373	14	279,5
6	366	14,5	-5,4
8	357,4	E^0 preliminar	439,44

Tabla 33. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido glutámico.
 Experimento 1.

V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	348,7	1,8037	21,3274	-0,7996	-0,7719
0,5	347,2	1,8308	19,9794	-0,7515	-0,7606
1	345,1	1,8687	18,6609	-0,7471	-0,7442
1,5	343	1,9063	17,3711	-0,7307	-0,7272
2	340,8	1,9455	16,1091	-0,7102	-0,7087
2,5	338,5	1,9863	14,8739	-0,6849	-0,6886
3	336,2	2,0269	13,6647	-0,6485	-0,6679
3,5	333,2	2,0796	12,4806	-0,6385	-0,6399
4	330,6	2,1251	11,3211	-0,5938	-0,6149
4,5	327,4	2,1809	10,1851	-0,5635	-0,5832
5	323,9	2,2417	9,0721	-0,5293	-0,5478
5,3	321,4	2,285	8,4151	-0,5145	-0,522
5,5	319,7	2,3144	7,9814	-0,5015	-0,5044
5,8	317,4	2,3542	7,3374	-0,4692	-0,4804
6	315,5	2,3869	6,9123	-0,4542	-0,4606
6,2	313,6	2,4196	6,4906	-0,4358	-0,4409
6,4	311,6	2,4539	6,0721	-0,4165	-0,4202
6,6	309,7	2,4865	5,657	-0,3918	-0,4006
6,8	307,4	2,5259	5,2451	-0,3721	-0,3771
7	305,5	2,5584	4,8363	-0,3416	-0,358
7,2	302,6	2,608	4,4308	-0,3252	-0,3292
7,4	298,9	2,6712	4,0283	-0,315	-0,2934

7,6	296	2,7206	3,629	-0,2879	-0,2662
7,8	293,5	2,7632	3,2327	-0,2524	-0,2433
8	290,3	2,8177	2,8395	-0,2215	-0,215
8,2	285,6	2,8976	2,4492	-0,1996	-0,1751
8,4	281,4	2,969	2,0618	-0,1673	-0,1412
8,6	277	3,0437	1,6774	-0,1314	-0,1073
8,8	273,2	3,1082	1,2959	-0,0881	-0,079
9	266,3	3,2252	0,9172	-0,0551	-0,0294
9,1	263,7	3,2692	0,7289	-0,0328	-0,0111
9,2	260,6	3,3217	0,5414	-0,0111	0,0107
9,3	258	3,3658	0,3545	0,0131	0,029
9,4	254,5	3,425	0,1683	0,0358	0,0539
9,5	251,4	3,4775	-0,0172	0,0605	0,0763
9,6	247,9	3,5368	-0,202	0,0853	0,1021
9,7	244,8	3,5892	-0,3861	0,1117	0,1257
9,8	242,9	3,6214	-0,5696	0,1406	0,1405
9,9	239,9	3,6722	-0,7524	0,1681	0,1644
10	236,5	3,7297	-0,9345	0,1955	0,1925
10,1	233,3	3,7838	-1,1159	0,2238	0,2199
10,2	230,2	3,8363	-1,2967	0,2526	0,2473
10,3	226,8	3,8938	-1,4768	0,2815	0,2784
10,4	224	3,9411	-1,6563	0,3112	0,3048
10,5	220,5	4,0003	-1,8351	0,3407	0,3386
10,6	217,6	4,0495	-2,0132	0,3708	0,3674
10,7	214,3	4,1053	-2,1907	0,401	0,4005
10,8	212,6	4,1341	-2,3676	0,4321	0,4178
10,9	209,4	4,1882	-2,5438	0,4626	0,4504
11	204,5	4,271	-2,7194	0,4927	0,5004
11,1	202,1	4,3116	-2,8944	0,5238	0,5248
11,2	199,4	4,3572	-3,0687	0,555	0,5518
11,3	197,4	4,391	-3,2425	0,5864	0,5716
11,4	193	4,4654	-3,4155	0,6173	0,614
11,5	188,7	4,5381	-3,588	0,6484	0,6537

11,6	186,2	4,5804	-3,7599	0,6799	0,6758
11,7	182,2	4,648	-3,9311	0,7113	0,7094
11,8	177,3	4,7308	-4,1018	0,7426	0,7475
11,9	172,5	4,8119	-4,2718	0,774	0,7815
12	166,5	4,9134	-4,4412	0,8055	0,819
12,1	158,9	5,0419	-4,61	0,8369	0,859
12,2	150,5	5,1839	-4,7783	0,8685	0,8943
12,3	138,1	5,3935	-4,9459	0,9	0,9322
12,4	130,1	5,5287	-5,113	0,9318	0,9495
12,5	111	5,8516	-5,2795	0,9636	0,9756
12,6	33,3	7,1651	-5,4453	0,9953	1,005
12,7	2,2	7,6908	-5,6106	1,0272	1,0204
12,8	-24,1	8,1354	-5,7754	1,059	1,0555
12,9	-33,3	8,2909	-5,9395	1,0909	1,0777
13	-45,3	8,4938	-6,1031	1,1227	1,1185
13,1	-53,6	8,6341	-6,2661	1,1544	1,1567
13,2	-60,6	8,7524	-6,4286	1,1861	1,1961
13,3	-66,3	8,8488	-6,5905	1,2178	1,2335
13,4	-71,1	8,9299	-6,7518	1,2495	1,2686
13,5	-76,9	9,028	-6,9126	1,281	1,3152
13,6	-78,9	9,0618	-7,0728	1,3129	1,3322
13,7	-82,6	9,1243	-7,2325	1,3445	1,3649
13,8	-85,9	9,1801	-7,3916	1,3761	1,3951
13,9	-89,2	9,2359	-7,5502	1,4076	1,4262
14	-92,5	9,2917	-7,7082	1,4391	1,4579
14,1	-95,7	9,3458	-7,8657	1,4705	1,4889
14,2	-98,5	9,3931	-8,0226	1,5019	1,5162
14,3	-100,2	9,4219	-8,1791	1,5335	1,5327
14,4	-104,4	9,4929	-8,335	1,5645	1,5731
14,5	-107,4	9,5436	-8,4903	1,5956	1,6014
14,6	-109	9,5706	-8,6452	1,6271	1,6162
14,7	-113,5	9,6467	-8,7995	1,6575	1,6567
14,8	-113,5	9,6467	-8,9533	1,6895	1,6567

15	-120,5	9,765	-9,2593	1,7503	1,7153
15,3	-130,6	9,9358	-9,7145	1,8398	1,7882
15,5	-136	10,0271	-10,0155	1,8991	1,8212
15,8	-147,3	10,2181	-10,4632	1,9814	1,877
16	-156,1	10,3668	-10,7592	2,0296	1,9094

Estudio del sistema H^+ -ácido glutámico. Experimento 2.
Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	390,5	10	350,4
2	385,2	12	333,4
4	378,8	14	381,1
6	371,3	14,5	116,2
8	362	E^o preliminar	445,88

Tabla 34. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido glutámico.
 Experimento 2.

V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	349,5	1,8014	21,3152	-0,7857	-0,7729
0,5	347,7	1,8328	19,9673	-0,7595	-0,7598
1	345,8	1,866	18,649	-0,7332	-0,7454
1,5	343,4	1,9077	17,3593	-0,7351	-0,7265
2	341,2	1,9459	16,0974	-0,7102	-0,7085
2,5	338,8	1,9875	14,8623	-0,6875	-0,688
3	336,4	2,0289	13,6532	-0,6535	-0,6668
3,5	333,6	2,0774	12,4693	-0,6301	-0,6411
4	330,4	2,1324	11,3099	-0,6112	-0,6108
4,5	327,1	2,189	10,1741	-0,5807	-0,5786
5	323,5	2,2506	9,0612	-0,546	-0,5425
5,5	319,9	2,3122	7,9706	-0,4958	-0,5057
6	315,6	2,3856	6,9016	-0,4504	-0,4615

6,5	310,7	2,4691	5,8535	-0,4013	-0,4111
7	305,3	2,561	4,8258	-0,3425	-0,3565
7,5	297,9	2,6867	3,8179	-0,2931	-0,2847
7,8	293	2,7699	3,2223	-0,2551	-0,2398
8	289,5	2,8293	2,8291	-0,2265	-0,2091
8,3	283,7	2,9276	2,2449	-0,1797	-0,1607
8,5	279,3	3,0022	1,859	-0,1466	-0,126
8,8	273,3	3,1038	1,2857	-0,085	-0,0809
9	267	3,2105	0,9071	-0,0499	-0,0356
9,3	257,8	3,3662	0,3444	0,0148	0,0291
9,5	252,5	3,4558	-0,0272	0,0652	0,067
9,8	242,1	3,6318	-0,5796	0,1413	0,1453
10	235,6	3,7417	-0,9444	0,1964	0,1985
10,2	230	3,8365	-1,3066	0,2543	0,2474
10,4	224,6	3,9278	-1,6661	0,3136	0,2973
10,6	218	4,0394	-2,0231	0,3729	0,3614
10,8	212	4,1408	-2,3774	0,4337	0,4218
11	207,3	4,2203	-2,7292	0,4956	0,4698
11,1	204	4,276	-2,9042	0,5263	0,5035
11,2	200,3	4,3386	-3,0785	0,5571	0,5408
11,3	196,8	4,3978	-3,2522	0,5881	0,5755
11,4	193,4	4,4552	-3,4252	0,6192	0,6083
11,5	189,5	4,5212	-3,5977	0,6503	0,6446
11,6	185,2	4,5939	-3,7695	0,6815	0,6826
11,7	181,2	4,6615	-3,9408	0,7129	0,7158
11,8	176,4	4,7426	-4,1114	0,7442	0,7527
11,9	171	4,8339	-4,2814	0,7756	0,79
12	167,6	4,8914	-4,4508	0,8073	0,8113
12,1	160,5	5,0114	-4,6196	0,8388	0,8503
12,2	151,8	5,1585	-4,7879	0,8703	0,8886
12,3	139,9	5,3596	-4,9555	0,9018	0,927
12,4	120,8	5,6825	-5,1225	0,9334	0,9641
12,5	94	6,1356	-5,289	0,9652	0,9876

12,6	22,2	7,3493	-5,4548	0,997	1,0087
12,7	-15,2	7,9816	-5,6201	1,0289	1,0395
12,8	-32,9	8,2808	-5,7848	1,0607	1,076
12,9	-43,3	8,4566	-5,949	1,0925	1,1098
13	-52,9	8,6189	-6,1125	1,1242	1,1521
13,1	-58,2	8,7085	-6,2755	1,156	1,1806
13,2	-62	8,7727	-6,438	1,1878	1,2036
13,3	-68,6	8,8843	-6,5999	1,2194	1,2484
13,4	-73,1	8,9603	-6,7612	1,2511	1,2825
13,5	-77,1	9,028	-6,9219	1,2828	1,3151
13,6	-80,9	9,0922	-7,0821	1,3144	1,3479
13,7	-84,5	9,1531	-7,2418	1,346	1,3803
13,8	-88,1	9,2139	-7,4009	1,3775	1,4139
13,9	-89,4	9,2359	-7,5594	1,4093	1,4262
14	-91,9	9,2782	-7,7175	1,441	1,4502
14,1	-95,4	9,3373	-7,8749	1,4723	1,4841
14,2	-97,9	9,3796	-8,0319	1,5038	1,5084
14,3	-101,1	9,4337	-8,1883	1,5351	1,5394
14,4	-104	9,4827	-8,3442	1,5664	1,5673
14,5	-108,8	9,5638	-8,4995	1,597	1,6125
14,6	-109,9	9,5824	-8,6543	1,6286	1,6226
14,7	-112,8	9,6315	-8,8086	1,6596	1,6487
14,8	-115,7	9,6805	-8,9624	1,6904	1,674
14,9	-119	9,7363	-9,1157	1,7209	1,7016
15	-120,1	9,7549	-9,2684	1,7523	1,7105
15,3	-131	9,9391	-9,7236	1,8414	1,7895
15,5	-137,8	10,0541	-10,0245	1,8993	1,8301
15,8	-147,2	10,213	-10,4722	1,9836	1,8757
16	-155,3	10,3499	-10,7681	2,0334	1,9062

Estudio del sistema H^+ -histidina. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	387,1	10	345,2
2	380,7	12	326,8
4	373,5	14	272,2
6	366	14,5	-15,1
8	356,6	E^o preliminar	441,91

Tabla 35. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -histidina.

Experimento 1.

V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	333,2	1,9749	21,0355	-1,4872	-1,4973
0,5	330,2	2,025	19,6907	-1,4765	-1,4685
1	327,4	2,0718	18,3754	-1,442	-1,4418
1,5	324,2	2,1254	17,0887	-1,4132	-1,4116
2	320,9	2,1808	15,8297	-1,3746	-1,3811
2,5	316,9	2,2479	14,5975	-1,3461	-1,3453
3	312,4	2,3235	13,3912	-1,3143	-1,3071
3,5	307,8	2,4009	12,21	-1,2657	-1,2705
4	301,7	2,5036	11,0532	-1,2292	-1,2264
4,5	293,9	2,6351	9,92	-1,1926	-1,1777
4,8	288,6	2,7244	9,2511	-1,1623	-1,1495
5	284,3	2,797	8,8097	-1,1431	-1,1294
5,2	279,1	2,8847	8,3718	-1,1245	-1,1081
5,4	274,1	2,9691	7,9375	-1,0964	-1,0906
5,6	266	3,1059	7,5066	-1,0782	-1,0674
5,7	256,3	3,2698	7,2924	-1,0855	-1,0467
5,8	244,3	3,4724	7,0791	-1,0856	-1,0287
5,9	232,3	3,6752	6,8667	-1,0738	-1,0165
6	220,9	3,8679	6,6551	-1,0539	-1,0081
6,1	201,9	4,1891	6,4443	-1,0333	-0,9968

6,2	182,7	4,5137	6,2343	-1,0068	-0,9837
6,3	164,6	4,8197	6,0252	-0,9773	-0,9634
6,4	150,3	5,0614	5,8169	-0,9464	-0,9363
6,5	139,7	5,2406	5,6094	-0,9148	-0,9062
6,6	130,6	5,3944	5,4027	-0,8831	-0,8711
6,7	124,1	5,5043	5,1969	-0,8512	-0,8398
6,8	121,1	5,555	4,9918	-0,8193	-0,8233
6,9	115,5	5,6497	4,7876	-0,7874	-0,7893
7	110,8	5,7292	4,5841	-0,7554	-0,7571
7,1	104	5,8441	4,3814	-0,7235	-0,7051
7,2	101,9	5,8796	4,1795	-0,6915	-0,6878
7,3	98,1	5,9438	3,9784	-0,6595	-0,6551
7,4	94,3	6,0081	3,778	-0,6275	-0,6208
7,5	89	6,0977	3,5785	-0,5955	-0,571
7,6	86,4	6,1416	3,3797	-0,5635	-0,5459
7,7	84,7	6,1704	3,1816	-0,5315	-0,5294
7,8	81,4	6,2262	2,9843	-0,4995	-0,4972
7,9	78,3	6,2786	2,7878	-0,4675	-0,4668
8	75,1	6,3327	2,592	-0,4355	-0,4358
8,1	71,8	6,3884	2,397	-0,4035	-0,4042
8,2	68,3	6,4476	2,2027	-0,3715	-0,3715
8,3	65,3	6,4983	2,0091	-0,3395	-0,3443
8,4	60,8	6,5744	1,8163	-0,3075	-0,3052
8,5	58	6,6217	1,6242	-0,2755	-0,2821
8,6	52,8	6,7096	1,4328	-0,2435	-0,2418
8,7	50,3	6,7519	1,2421	-0,2115	-0,2238
8,8	45,4	6,8347	1,0522	-0,1795	-0,1909
8,9	38,8	6,9463	0,8629	-0,1475	-0,1517
9	35,3	7,0055	0,6744	-0,1155	-0,1332
9,1	24	7,1965	0,4866	-0,0835	-0,0829
9,2	20,7	7,2523	0,2994	-0,0515	-0,0705
9,3	9,6	7,4399	0,113	-0,0195	-0,0342
9,4	-2,1	7,6377	-0,0727	0,0125	-0,0012

9,5	-7,6	7,7307	-0,2578	0,0445	0,0139
9,6	-20,5	7,9487	-0,4421	0,0764	0,0523
9,7	-28,1	8,0772	-0,6258	0,1083	0,079
9,8	-40,2	8,2818	-0,8088	0,1402	0,1322
9,9	-43,8	8,3426	-0,9912	0,1721	0,1511
10	-49,5	8,439	-1,1728	0,204	0,1845
10,1	-54,8	8,5286	-1,3538	0,2359	0,2195
10,2	-59,6	8,6097	-1,5342	0,2678	0,2545
10,3	-64,1	8,6858	-1,7139	0,2996	0,2901
10,4	-68,1	8,7534	-1,8929	0,3315	0,3239
10,5	-71,5	8,8109	-2,0713	0,3633	0,354
10,6	-79,9	8,9529	-2,249	0,3948	0,4327
10,8	-87	9,0729	-2,6025	0,4582	0,5019
11,1	-94	9,1912	-3,1281	0,5534	0,5699
11,2	-96,7	9,2369	-3,302	0,5851	0,5955
11,4	-100,1	9,2944	-3,6479	0,6485	0,627
11,5	-102,3	9,3316	-3,82	0,6802	0,6469
11,6	-106,4	9,4009	-3,9914	0,7114	0,6825
11,7	-109,9	9,46	-4,1623	0,7426	0,7113
11,8	-112,5	9,504	-4,3325	0,7739	0,7317
11,9	-114,7	9,5412	-4,5021	0,8053	0,7482
12	-117,8	9,5936	-4,6711	0,8363	0,7703

Estudio del sistema H^+ -histidina. Experimento 2.
Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	385,9	10	346,0
2	380	12	329,0
4	373,5	14	282,1
6	366,2	14,5	-62,6
8	357,2	E^o preliminar	440,82

Tabla 36. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -histidina.

Experimento 2.

V (mL)	E (mV)	pH	Htot	Z	Z*
0	335,2	1,9661	21,509	-1,5238	-1,5024
0,5	333	2,0066	20,1589	-1,4851	-1,4791
1	330,7	2,0484	18,8384	-1,4409	-1,4551
1,5	327,9	2,0989	17,5467	-1,4112	-1,4265
2	324,6	2,158	16,2828	-1,3892	-1,3935
2,5	320,9	2,2237	15,0457	-1,3649	-1,358
3	317,6	2,282	13,8347	-1,3093	-1,3278
3,5	313	2,3626	12,6489	-1,2769	-1,2882
4	307,7	2,455	11,4876	-1,2389	-1,2466
4,3	304	2,5191	10,8022	-1,2147	-1,2202
4,5	301,4	2,564	10,35	-1,1954	-1,2029
4,8	296,6	2,6468	9,6785	-1,1715	-1,1737
5	293	2,7086	9,2353	-1,1535	-1,1542
5,2	290	2,7601	8,7958	-1,1229	-1,1393
5,4	285,2	2,8422	8,3597	-1,1056	-1,118
5,6	278,4	2,9582	7,9271	-1,0947	-1,0927
5,8	272,8	3,0536	7,498	-1,065	-1,0756
6	263,1	3,2184	7,0723	-1,0455	-1,0525
6,2	247,3	3,4864	6,6499	-1,0263	-1,0277
6,3	234,1	3,71	6,4399	-1,0155	-1,0148
6,4	211,5	4,0924	6,2308	-1,0021	-1,0001
6,5	178,5	4,6506	6,0225	-0,9796	-0,976
6,6	158,1	4,9954	5,815	-0,9496	-0,945
6,7	145,1	5,2152	5,6084	-0,9182	-0,9111
6,8	140,3	5,2963	5,4025	-0,8864	-0,8946
6,9	130,6	5,4603	5,1974	-0,8546	-0,853
7	124,1	5,5702	4,9932	-0,8227	-0,8182
7,1	118,7	5,6615	4,7897	-0,7908	-0,7847
7,2	116,7	5,6953	4,587	-0,7588	-0,7712
7,3	110	5,8085	4,3851	-0,7269	-0,7219

7,4	108	5,8423	4,184	-0,6949	-0,7059
7,5	103,6	5,9167	3,9836	-0,6629	-0,6691
7,6	99,5	5,986	3,784	-0,6309	-0,6327
7,7	94,6	6,0689	3,5852	-0,5989	-0,5872
7,8	93	6,0959	3,3872	-0,5669	-0,572
7,9	89,7	6,1517	3,1899	-0,5349	-0,5402
8	86,2	6,2109	2,9933	-0,503	-0,506
8,1	82,4	6,2751	2,7975	-0,471	-0,4688
8,2	78,7	6,3377	2,6024	-0,439	-0,4329
8,3	77,2	6,363	2,4081	-0,407	-0,4185
8,4	73,8	6,4205	2,2145	-0,3749	-0,3864
8,5	68,4	6,5118	2,0217	-0,343	-0,3372
8,6	66,4	6,5456	1,8295	-0,3109	-0,3197
8,7	62,7	6,6081	1,6381	-0,2789	-0,2886
8,8	58,7	6,6757	1,4474	-0,2469	-0,2569
8,9	53,8	6,7586	1,2575	-0,2149	-0,221
9	49	6,8397	1,0682	-0,1829	-0,189
9,1	44	6,9242	0,8796	-0,1509	-0,159
9,2	37,8	7,0291	0,6918	-0,1189	-0,1263
9,3	31,2	7,1406	0,5046	-0,0869	-0,0963
9,4	22	7,2962	0,3182	-0,0549	-0,0614
9,5	12	7,4652	0,1324	-0,0229	-0,0298
9,6	-0,4	7,6748	-0,0527	0,009	0,0048
9,7	-12,4	7,8777	-0,2371	0,041	0,039
9,8	-22,3	8,045	-0,4208	0,0729	0,0719
9,9	-32,1	8,2107	-0,6039	0,1048	0,112
10	-39,3	8,3324	-0,7863	0,1367	0,1478
10,1	-45	8,4288	-0,968	0,1686	0,1808
10,2	-50	8,5133	-1,149	0,2005	0,2132
10,3	-57	8,6316	-1,3294	0,2323	0,2645
10,4	-59,5	8,6739	-1,5091	0,2642	0,2844
10,5	-63,6	8,7432	-1,6882	0,2961	0,3187
10,6	-66,9	8,799	-1,8666	0,3279	0,3477

10,7	-70,8	8,8649	-2,0444	0,3597	0,3834
10,8	-72,6	8,8953	-2,2215	0,3916	0,4002
10,9	-76,8	8,9663	-2,398	0,4233	0,4404
11	-79,9	9,0187	-2,5739	0,4551	0,4706
11,1	-83,2	9,0745	-2,7491	0,4868	0,5028
11,2	-87	9,1388	-2,9237	0,5184	0,5399
11,3	-89,2	9,176	-3,0977	0,5501	0,5612
11,4	-93,8	9,2537	-3,271	0,5815	0,6048
11,5	-96	9,2909	-3,4438	0,6131	0,6252
11,6	-99,5	9,3501	-3,6159	0,6445	0,6566
11,7	-102,4	9,3991	-3,7874	0,676	0,6816
11,8	-105,5	9,4515	-3,9583	0,7073	0,7073
11,9	-110,1	9,5293	-4,1286	0,7381	0,743
12	-112	9,5614	-4,2982	0,7695	0,7569
12,1	-115,7	9,6239	-4,4673	0,8003	0,7824
12,2	-120	9,6966	-4,6358	0,8306	0,8096
12,3	-125,9	9,7964	-4,8037	0,8598	0,8425
12,4	-132,9	9,9147	-4,971	0,8875	0,8754
12,5	-136,1	9,9688	-5,1377	0,9171	0,8884

Estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico, R= 1. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	410,4	10	367,9
2	403,1	12	350,8
4	396,1	14	303,6
6	388,4	14,5	50,8
8	379,5	E° preliminar	464,62

Tabla 37. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -Cu(II)- ácido salicílico, R= 1.

Experimento 1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
1	329,4	2,427	-1,419	-1,3476	3,3	244,1	3,869	-2,0211	-1,966
1,3	325,2	2,498	-1,4736	-1,433	3,4	230	4,108	-2,0792	-1,9937
1,5	321,8	2,556	-1,5026	-1,4963	3,5	211,5	4,42	-2,1432	-2,0475
1,8	316,2	2,651	-1,5592	-1,5884	3,6	190	4,784	-2,2136	-2,1546
2	311,6	2,728	-1,5943	-1,653	3,7	174,7	5,043	-2,289	-2,2675
2,2	306,4	2,816	-1,6364	-1,7146	3,8	161,7	5,262	-2,3658	-2,3824
2,4	301,5	2,899	-1,704	-1,7624	3,9	150	5,46	-2,443	-2,4907
2,6	294,4	3,019	-1,7572	-1,817	4	139,1	5,644	-2,5206	-2,5862
2,8	285,6	3,168	-1,8187	-1,8652	4,1	127,5	5,84	-2,5983	-2,6748
2,9	280,3	3,257	-1,8534	-1,8866	4,2	119,2	5,981	-2,6761	-2,7279
3	274,8	3,35	-1,8948	-1,9043	4,3	111,7	6,108	-2,754	-2,7683
3,1	267,4	3,476	-1,9343	-1,9231	4,4	106	6,204	-2,8319	-2,7947
3,2	257,4	3,645	-1,975	-1,943	4,5	104,3	6,233	-2,9099	-2,8018

Estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico, R= 1. Experimento 2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	411,8	10	370,9
2	404,3	12	354,0
4	398,2	14	307,2
6	390,7	14,5	-48,0
8	382,4	E° preliminar	465,95

Tabla 38. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -Cu(II)-ácido salicílico, R= 1. Experimento 2.

V_{KOH} (mL)	E(mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
1	333,2	2,421	-1,4439	-1,3395	2,7	294,4	3,079	-1,8005	-1,8385
1,2	330,1	2,474	-1,4618	-1,4042	2,8	289,8	3,156	-1,8319	-1,8621
1,4	326,9	2,528	-1,491	-1,4663	2,9	285,2	3,234	-1,8708	-1,8815
1,6	323,1	2,592	-1,5143	-1,5337	3	276,7	3,378	-1,8923	-1,9089
1,8	319,3	2,657	-1,5553	-1,594	3,1	273	3,44	-1,951	-1,9183
2	314,4	2,741	-1,5836	-1,6624	3,2	264,3	3,587	-1,993	-1,9367
2,1	312,2	2,778	-1,6122	-1,6891	3,3	252	3,795	-2,0368	-1,9584
2,2	309,6	2,822	-1,6368	-1,7181	3,4	233,7	4,105	-2,0863	-1,9933
2,3	308,1	2,847	-1,6868	-1,7334	3,5	209,6	4,512	-2,1476	-2,0692
2,4	305,1	2,898	-1,7122	-1,7618	3,6	190	4,843	-2,2198	-2,1779
2,5	302,1	2,948	-1,7433	-1,7869	3,7	175	5,097	-2,2956	-2,2948
2,6	298,4	3,011	-1,7702	-1,8138	3,8	163,4	5,293	-2,3725	-2,3993

Estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico, R= 2. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	418,7	10	376,3
2	413,2	12	359,2
4	405,4	14	312,6
6	397,6	14,5	83,5
8	388	E^0 preliminar	473,77

Tabla 39. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -Cu(II)-ácido salicílico, R= 2. Experimento 1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E(mV)	pH	Z	Z*
0,5	310,2	2,827	-2,9821	-2,9291	2,4	201	4,673	-3,9595	-3,9661
1	299	3,016	-3,195	-3,1744	2,5	189	4,876	-4,0346	-4,0463
1,2	292,1	3,133	-3,2733	-3,2962	2,6	179,4	5,038	-4,111	-4,1221
1,3	290,3	3,163	-3,3344	-3,3242	2,7	170	5,197	-4,1879	-4,2062
1,4	286,8	3,222	-3,3822	-3,3756	2,8	165,3	5,276	-4,2655	-4,2513
1,5	280,8	3,324	-3,4169	-3,4534	2,9	156,8	5,42	-4,3429	-4,3363
1,6	278,6	3,361	-3,4815	-3,4787	3	148,4	5,562	-4,4204	-4,4216
1,7	273,6	3,446	-3,5326	-3,5313	3,1	135,5	5,78	-4,4979	-4,5457
1,8	267,7	3,545	-3,5849	-3,5853	3,2	131	5,856	-4,5758	-4,5851
1,9	255	3,76	-3,6237	-3,6791	3,3	120,9	6,027	-4,6535	-4,6636
2	248,7	3,867	-3,6884	-3,7172	3,4	107,4	6,255	-4,7313	-4,7451
2,1	243,2	3,959	-3,7571	-3,7476	3,5	96,8	6,434	-4,8092	-4,7914
2,2	229,6	4,189	-3,819	-3,8161	3,6	88,6	6,573	-4,8871	-4,8183
2,3	215	4,436	-3,887	-3,8882					

Estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico, R= 2. Experimento 2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	415,9	10	374,3
2	408,4	12	357,8
4	402	14,1	306,2
6,1	394,9	14,5	132,7
8	386,2	E° preliminar	470,04

Tabla 40. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -Cu(II)- ácido salicílico, R= 2. Experimento 2.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
0	320,3	2,677	-2,7506	-2,6914	2,4	210	4,542	-3,9182	-3,9212
0,2	317,1	2,731	-2,8259	-2,7816	2,5	192,8	4,832	-3,9911	-4,0279
0,4	313,4	2,794	-2,8994	-2,8799	2,6	187,5	4,922	-4,0681	-4,0668
0,6	309,4	2,861	-2,9781	-2,9785	2,7	178,2	5,079	-4,1447	-4,143
0,8	305,1	2,934	-3,0629	-3,0755	2,8	166,2	5,282	-4,2215	-4,2547
1	300,2	3,017	-3,1505	-3,1752	2,9	162,1	5,351	-4,2992	-4,2953
1,2	294,6	3,112	-3,2422	-3,2753	3	153,8	5,492	-4,3767	-4,3795
1,4	287,6	3,23	-3,3347	-3,3818	3,1	142,3	5,686	-4,4542	-4,4939
1,6	280,1	3,357	-3,4391	-3,4757	3,2	134,6	5,816	-4,5319	-4,5648
1,8	270	3,527	-3,5452	-3,5761	3,3	129,8	5,897	-4,6097	-4,6054
1,9	264	3,629	-3,6014	-3,6248	3,4	117	6,114	-4,6875	-4,6978
2	257,3	3,742	-3,6604	-3,6719	3,5	105,1	6,315	-4,7653	-4,7622
2,1	248	3,899	-3,719	-3,7281	3,6	99,7	6,406	-4,8432	-4,7851
2,2	236,7	4,09	-3,781	-3,7872	3,7	89,9	6,572	-4,9211	-4,8181
2,3	223,4	4,315	-3,8473	-3,8522	3,8	85,9	6,64	-4,999	-4,8289

Estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico, R= 4. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	422,7	10	380,8
2	415,1	12	363,8
4	408,5	14	317,4
6	400,8	14,5	151,5
8	391,8	E^0 preliminar	476,77

Tabla 41. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -Cu(II)- ácido salicílico, R= 4. Experimento 1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
0,4	273,2	3,22	-5,3422	-5,2033	1,8	161,2	5,114	-6,2119	-6,1789
0,5	269	3,291	-5,3867	-5,2962	1,9	153,6	5,242	-6,2892	-6,2461
0,6	262,8	3,396	-5,4239	-5,4144	2	145,4	5,381	-6,3665	-6,3242
0,7	256	3,511	-5,4671	-5,5213	2,1	133	5,59	-6,4439	-6,4464
0,8	248,5	3,638	-5,5159	-5,6162	2,2	122,8	5,763	-6,5215	-6,5427
0,9	240,1	3,78	-5,5699	-5,6998	2,3	112,3	5,94	-6,5993	-6,6307
1	229,9	3,952	-5,6274	-5,7776	2,4	101,2	6,128	-6,6771	-6,7072
1,1	219,5	4,128	-5,6914	-5,8392	2,5	89,6	6,324	-6,755	-6,7681
1,2	209,7	4,294	-5,7605	-5,8884	2,6	78,7	6,508	-6,8329	-6,8096
1,3	200,6	4,448	-5,8327	-5,9317	2,7	68,8	6,676	-6,9108	-6,8367
1,4	191,9	4,595	-5,9068	-5,9747	2,8	57	6,875	-6,9887	-6,8591
1,5	180,5	4,788	-5,9813	-6,0387	2,9	53	6,943	-7,0667	-6,8648
1,6	176,2	4,86	-6,0583	-6,0661	3	48,5	7,019	-7,1446	-6,8703
1,7	168,9	4,984	-6,135	-6,1176	1,8	161,2	5,114	-6,2119	-6,1789

Estudio del sistema H^+ - Cu(II)- ácido salicílico, R= 4. Experimento 2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	422,5	10	380,5
2	415,2	12	363,1
4	408,5	14	314,3
6	401	14,5	27,3
8	392	E^0 preliminar	476,80

Tabla 42. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ -Cu(II)-ácido salicílico, R= 4. Experimento 2.

V_{KOH} (mL)	E(mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E(mV)	pH	Z	Z*
0	285,5	3,114	-5,1742	-5,0423	1,6	174,2	4,995	-6,1405	-6,1227
0,2	279,5	3,215	-5,2717	-5,1963	1,7	165,8	5,137	-6,2174	-6,1906
0,3	275,7	3,279	-5,3189	-5,2815	1,8	158	5,269	-6,2946	-6,2607
0,4	271,3	3,354	-5,3664	-5,3693	1,9	149,6	5,411	-6,372	-6,3416
0,5	266	3,443	-5,4138	-5,461	2	140,6	5,563	-6,4495	-6,4305
0,6	259,5	3,553	-5,4618	-5,5553	2,1	131	5,725	-6,5272	-6,5224
0,7	252,5	3,671	-5,5149	-5,6379	2,2	120,3	5,906	-6,6049	-6,6149
0,8	245	3,798	-5,5727	-5,7092	2,3	109,3	6,092	-6,6827	-6,694
0,9	235,1	3,966	-5,6316	-5,7827	2,4	97	6,3	-6,7605	-6,7616
1	224,2	4,15	-5,6955	-5,846	2,5	85,5	6,494	-6,8384	-6,807
1,1	213,7	4,327	-5,7646	-5,8979	2,6	74,8	6,675	-6,9164	-6,8367
1,2	203,7	4,496	-5,8368	-5,9456	2,7	69,4	6,767	-6,9943	-6,8481
1,3	199,1	4,574	-5,9128	-5,9684	2,8	60,1	6,924	-7,0722	-6,8633
1,4	186,3	4,79	-5,9868	-6,0398	2,9	55,4	7,003	-7,1502	-6,8692
1,5	182	4,863	-6,0638	-6,0673					

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- ácido aspártico, R= 1:1:1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	413,9	10	373,0
2	406,8	12	355,7
4	400,3	14	309,6
6	392,8	14,5	68,4
8	383,9	E° preliminar	468,20

Tabla 43. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- ácido aspártico, R= 1:1:1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
0	348,7	2,292	-1,1677	-1,2298	4,5	263,3	3,479	-3,0702	-3,1103
0,5	343,8	2,344	-1,3801	-1,3721	4,6	259,7	3,537	-3,1327	-3,1643
1	338,2	2,406	-1,5789	-1,5342	4,7	255,7	3,602	-3,1956	-3,2228
1,3	334,4	2,45	-1,6923	-1,6415	4,8	251,7	3,668	-3,2605	-3,2794
1,5	331,7	2,482	-1,7633	-1,7197	4,9	247,4	3,739	-3,3264	-3,3379
1,8	327,2	2,536	-1,8686	-1,8423	5	243,1	3,81	-3,3941	-3,3936
2	324	2,578	-1,9356	-1,9303	5,1	238,2	3,891	-3,4621	-3,4534
2,2	320,7	2,62	-2,0084	-2,0154	5,2	232,7	3,983	-3,5309	-3,5153
2,4	317,6	2,66	-2,0914	-2,0926	5,3	227,1	4,076	-3,6012	-3,5726
2,6	313,7	2,712	-2,1622	-2,1856	5,4	221,3	4,173	-3,6728	-3,6258
2,8	309,6	2,769	-2,2354	-2,28	5,5	214	4,296	-3,7445	-3,6844
3	305,4	2,829	-2,3143	-2,3726	5,6	209,8	4,366	-3,8195	-3,7143
3,1	303,1	2,862	-2,3541	-2,4205	5,7	197,3	4,577	-3,8912	-3,79
3,2	300,9	2,894	-2,3978	-2,4651	5,8	191	4,683	-3,9669	-3,8224
3,3	298,3	2,932	-2,4376	-2,5164	5,9	177,7	4,907	-4,0416	-3,8845
3,4	295,6	2,972	-2,4788	-2,5682	6	162,8	5,159	-4,1175	-3,9547
3,5	292,9	3,012	-2,5228	-2,6186	6,1	148	5,409	-4,1942	-4,0373
3,6	291,3	3,035	-2,5828	-2,6467	6,2	132,3	5,674	-4,2715	-4,1492
3,7	288,5	3,078	-2,6296	-2,6971	6,3	116,1	5,948	-4,349	-4,2919
3,8	285,7	3,122	-2,679	-2,7463	6,4	101,6	6,193	-4,4268	-4,4307
3,9	282,6	3,17	-2,7282	-2,7996	6,5	88,5	6,415	-4,5046	-4,5494
4	279,6	3,217	-2,7809	-2,85	6,6	75,7	6,631	-4,5824	-4,6476
4,1	276,7	3,263	-2,8368	-2,8979	6,7	65,6	6,802	-4,6603	-4,7096
4,2	273,5	3,313	-2,8927	-2,9498	6,8	57,1	6,946	-4,7383	-4,7513
4,3	270,2	3,366	-2,9503	-3,0025	6,9	48	7,099	-4,8162	-4,7866
4,4	266,7	3,423	-3,009	-3,0573	7	39,4	7,245	-4,8941	-4,8124

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido aspártico, R= 1:2:1.
Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	421,5	10	380,3
2	414,4	12	363,4
4	408	14	317,9
6	400,5	14,4	70,0
8	391,6	E^0 preliminar	475,83

Tabla 44. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido aspártico, R= 1:2:1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
0	289,1	2,449	-2,4352	-2,4714	4,4	172,1	4,129	-4,6327	-4,6657
0,3	285,5	2,486	-2,5752	-2,5691	4,5	165,8	4,234	-4,7045	-4,7205
0,5	282,8	2,514	-2,6627	-2,6418	4,6	155,6	4,405	-4,775	-4,7967
0,8	278	2,564	-2,7817	-2,767	4,7	144,3	4,595	-4,8476	-4,8675
1	275,2	2,597	-2,8712	-2,8423	4,8	134,5	4,76	-4,9224	-4,9227
1,2	271	2,644	-2,9358	-2,9483	4,9	124,5	4,928	-4,9981	-4,9781
1,4	268,2	2,678	-3,0329	-3,0198	5	111	5,155	-5,0742	-5,059
1,6	264	2,728	-3,1079	-3,121	5,1	98,5	5,367	-5,1511	-5,147
1,8	260,9	2,767	-3,2076	-3,1953	5,2	85	5,595	-5,2283	-5,2586
2	256,2	2,828	-3,2832	-3,3056	5,3	76,1	5,745	-5,3059	-5,3397
2,2	252,4	2,878	-3,3819	-3,3895	5,4	66,4	5,909	-5,3837	-5,4312
2,4	247,6	2,943	-3,4704	-3,4945	5,5	52,4	6,146	-5,4614	-5,5593
2,6	242,7	3,013	-3,5649	-3,5985	5,6	42,2	6,319	-5,5392	-5,6428
2,8	238,2	3,077	-3,672	-3,6887	5,7	30,8	6,511	-5,6171	-5,7211
3	232	3,168	-3,7693	-3,8083	5,8	22	6,66	-5,695	-5,7697
3,1	229,4	3,207	-3,8257	-3,8567	5,9	7	6,914	-5,7729	-5,8308
3,2	226,7	3,247	-3,8833	-3,9052	6	-4,7	7,111	-5,8508	-5,8627
3,3	223,8	3,292	-3,9408	-3,9572	6,1	-29,7	7,534	-5,9287	-5,9019
3,4	219,6	3,357	-3,992	-4,0304	6,2	-44,6	7,786	-6,0067	-5,9154
3,5	217,1	3,396	-4,0558	-4,0727	6,3	-81,6	8,411	-6,0846	-5,9475
3,6	213,3	3,456	-4,1143	-4,1353	6,4	-120,2	9,064	-6,1625	-6,0341
3,7	208,5	3,532	-4,1708	-4,2115	6,5	-138,5	9,373	-6,2405	-6,1195
3,8	205	3,588	-4,2353	-4,2649	6,6	-156,7	9,681	-6,3184	-6,2395
3,9	201	3,653	-4,2997	-4,3236	6,7	-165,7	9,833	-6,3963	-6,3102
4	195,8	3,738	-4,3626	-4,3966	6,8	-170,7	9,918	-6,4743	-6,3521
4,1	189,5	3,841	-4,4257	-4,478	6,9	-177,8	10,038	-6,5522	-6,4144
4,2	186,3	3,894	-4,4974	-4,5166	7	-185,1	10,161	-6,6301	-6,482
4,3	181	3,981	-4,5664	-4,5765					

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido aspártico, R= 1:1:2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	415,5	10	373,1
2	408,6	12	356,1
4	401,7	14	308,9
6	394	14,4	130,5
8	384,7	E^o preliminar	469,97

Tabla 45. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido aspártico, R= 1:1:2.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*
0	337,4	2,26	-1,0859	-0,9734	4,8	269	3,207	-3,1238	-3,2101
0,5	333,1	2,308	-1,291	-1,1509	5	264,6	3,277	-3,244	-3,3143
1	327,8	2,37	-1,4638	-1,3704	5,2	261,1	3,334	-3,3753	-3,3963
1,5	322,4	2,435	-1,6541	-1,5856	5,4	256,4	3,41	-3,502	-3,5069
1,8	318,6	2,484	-1,7526	-1,7383	5,6	251,3	3,494	-3,6316	-3,6245
2	315,9	2,518	-1,8207	-1,8409	5,8	247,5	3,556	-3,7708	-3,7111
2,2	313,1	2,555	-1,8902	-1,9447	6	241,5	3,655	-3,9044	-3,8458
2,4	310,1	2,594	-1,9601	-2,051	6,1	238,6	3,703	-3,9732	-3,9093
2,6	307,1	2,635	-2,0338	-2,1559	6,2	235,8	3,749	-4,0431	-3,9695
2,8	304,6	2,67	-2,1263	-2,2398	6,3	232,6	3,802	-4,1129	-4,0367
3	301,4	2,716	-2,2045	-2,3454	6,4	229,5	3,854	-4,1838	-4,0998
3,2	298	2,764	-2,2863	-2,4504	6,5	225,9	3,914	-4,2546	-4,1703
3,4	294,6	2,814	-2,3744	-2,551	6,6	222,4	3,972	-4,3264	-4,2359
3,6	291,8	2,855	-2,4794	-2,6306	6,7	220,3	4,008	-4,401	-4,2736
3,8	288	2,912	-2,5717	-2,735	6,8	216,4	4,073	-4,4734	-4,3405
4	284,2	2,969	-2,6713	-2,8344	6,9	212,2	4,143	-4,5463	-4,4076
4,2	281,1	3,017	-2,7855	-2,914	7	207,5	4,222	-4,6194	-4,4765
4,4	277,2	3,077	-2,8941	-3,0116	7,1	202,5	4,306	-4,693	-4,5429
4,6	273,5	3,135	-3,0103	-3,102	7,2	197,2	4,396	-4,7672	-4,6058

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido glutámico, R= 1:1:1.
Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	423,6	10	381,3
2	416,3	12	363,6
4	409,6	14	313,6
6,1	401,9	14,5	121,5
8	393	E^0 premilinar	477,95

Tabla 46. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido glutámico, R= 1:1:1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*
0	345,8	2,406	-0,9202	-0,9078	4,3	249,6	4,013	-2,976	-2,9843
0,5	340,3	2,495	-1,075	-1,0721	4,4	245,4	4,084	-3,0485	-3,0694
1	334	2,598	-1,2427	-1,2496	4,5	239,4	4,185	-3,1201	-3,1849
1,3	329,1	2,679	-1,3331	-1,3783	4,6	237,3	4,221	-3,1962	-3,223
1,5	326,5	2,722	-1,423	-1,4428	4,7	232,7	4,299	-3,2704	-3,3028
1,8	321,2	2,81	-1,5385	-1,5672	4,8	228,4	4,371	-3,3455	-3,3721
2	317,2	2,876	-1,6188	-1,6548	4,9	223,6	4,452	-3,4207	-3,4436
2,1	315,1	2,911	-1,6612	-1,6988	5	218,8	4,534	-3,4964	-3,5092
2,2	312,9	2,948	-1,7046	-1,7436	5,1	213,5	4,623	-3,5723	-3,5753
2,3	310,6	2,987	-1,7494	-1,7891	5,2	208	4,716	-3,6485	-3,6379
2,4	309	3,013	-1,8061	-1,82	5,3	202,1	4,816	-3,7249	-3,6996
2,5	307,1	3,045	-1,8602	-1,856	5,4	195,8	4,922	-3,8016	-3,7611
2,6	304,6	3,087	-1,9091	-1,9027	5,5	192,3	4,981	-3,8789	-3,7939
2,7	302	3,131	-1,9595	-1,9503	5,6	185,2	5,102	-3,9559	-3,8589
2,8	299,2	3,178	-2,0107	-2,001	5,7	176,7	5,245	-4,033	-3,9364
2,9	296,4	3,225	-2,0645	-2,0512	5,8	167,5	5,401	-4,1103	-4,0228
3	293,4	3,275	-2,1192	-2,105	5,9	157,2	5,575	-4,1877	-4,1246
3,1	290,3	3,327	-2,1757	-2,161	6	145,8	5,768	-4,2653	-4,2427
3,2	287	3,383	-2,2334	-2,2213	6,1	134	5,967	-4,3429	-4,366
3,3	285,3	3,411	-2,3021	-2,2526	6,2	121,8	6,173	-4,4207	-4,486
3,4	282,1	3,465	-2,3637	-2,3128	6,3	109	6,39	-4,4985	-4,5951
3,5	278,5	3,526	-2,4256	-2,3823	6,4	96,7	6,598	-4,5764	-4,6793
3,6	275	3,585	-2,4898	-2,4517	6,5	85,1	6,794	-4,6543	-4,74
3,7	271,2	3,649	-2,5548	-2,529	6,6	74,4	6,975	-4,7322	-4,7821
3,8	267,6	3,709	-2,6221	-2,6039	6,7	64,6	7,14	-4,8101	-4,8111
3,9	263,7	3,774	-2,6902	-2,6854	6,8	55	7,303	-4,888	-4,8326
4	259,7	3,842	-2,7593	-2,771	6,9	50,3	7,382	-4,966	-4,841
4,1	255,7	3,91	-2,8296	-2,8565	7	39,5	7,565	-5,0439	-4,8564
4,2	251,7	3,977	-2,9011	-2,9409					

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido glutámico, R= 1:2:1.
Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	389,6	10	346,7
2	382,4	12	329,2
4	375,6	14	287,6
6	367,5	14,4	137,4
8	358,4	E° preliminar	443,90

Tabla 46. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - ácido glutámico, R= 1:2:1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
0	286,5	2,614	-2,2085	-2,2217	4,2	166,2	4,445	-4,6338	-4,6404
0,3	282,6	2,66	-2,3613	-2,3312	4,3	162,5	4,507	-4,7099	-4,6849
0,5	279,5	2,697	-2,4567	-2,4173	4,4	157,8	4,586	-4,7859	-4,7392
0,8	274,2	2,762	-2,5941	-2,5637	4,5	148,6	4,741	-4,8608	-4,8396
1	270,5	2,81	-2,6871	-2,6665	4,6	142,1	4,85	-4,9372	-4,9073
1,2	266,5	2,862	-2,7823	-2,7721	4,7	135,6	4,96	-5,0139	-4,974
1,4	262,8	2,912	-2,8854	-2,8698	4,8	124,6	5,145	-5,0903	-5,0869
1,6	258,3	2,974	-2,983	-2,9847	4,9	115,5	5,299	-5,1674	-5,1833
1,8	253,1	3,049	-3,0789	-3,1126	5	106,9	5,444	-5,2448	-5,2765
2	248,8	3,111	-3,1919	-3,2122	5,1	99,2	5,574	-5,3224	-5,3604
2,2	242,8	3,2	-3,2956	-3,3447	5,2	88,9	5,748	-5,4	-5,4694
2,3	239,2	3,254	-3,3466	-3,4198	5,3	78,2	5,929	-5,4777	-5,5734
2,4	236,7	3,293	-3,4074	-3,4712	5,4	68,3	6,097	-5,5555	-5,6567
2,5	233,5	3,342	-3,4651	-3,5355	5,5	61	6,22	-5,6333	-5,7088
2,6	231,3	3,376	-3,5305	-3,5786	5,6	47,1	6,455	-5,7112	-5,7865
2,7	227,8	3,431	-3,59	-3,6461	5,7	37,7	6,614	-5,7891	-5,8245
2,8	225,1	3,474	-3,6551	-3,6971	5,8	28,5	6,769	-5,867	-5,8527
2,9	221	3,54	-3,7156	-3,7734	5,9	18	6,947	-5,9449	-5,8763
3	218	3,588	-3,7823	-3,8283	6	-0,7	7,263	-6,0228	-5,9037
3,1	215,3	3,631	-3,8511	-3,8771	6,1	-14,3	7,493	-6,1007	-5,9173
3,2	210,6	3,708	-3,9148	-3,9619	6,2	-35,4	7,85	-6,1786	-5,9373
3,3	207,2	3,764	-3,984	-4,0215	6,3	-74	8,502	-6,2566	-6,0099
3,4	202,2	3,846	-4,0508	-4,1078	6,4	-108,8	9,09	-6,3345	-6,1882
3,5	199,2	3,895	-4,123	-4,1584	6,5	-129,9	9,447	-6,4124	-6,3606
3,6	196,5	3,939	-4,1963	-4,2032	6,6	-144,8	9,699	-6,4904	-6,4929
3,7	191,5	4,022	-4,2667	-4,2842	6,7	-153,4	9,844	-6,5683	-6,5672
3,8	187,8	4,084	-4,3399	-4,342	6,8	-164,4	10,03	-6,6463	-6,6581
3,9	183,1	4,162	-4,4126	-4,4128	6,9	-171,6	10,152	-6,7242	-6,7157
4	177,8	4,25	-4,4857	-4,4887	7	-176,5	10,235	-6,8021	-6,7549
4,1	171,5	4,356	-4,559	-4,5735					

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- histidina, R= 1:1:1. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	422,7	10	380,0
2	415,6	12	363,0
4	408,6	14	313,7
6	400,9	14,5	106,2
8	391,7	E^0 preliminar	447,16

Tabla 46. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- histidina, R= 1:1:1. Experimento 1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*
0	333,2	2,59	-0,42	-0,4468	3,6	232,4	4,268	-2,3735	-2,4305
0,5	325,8	2,709	-0,6084	-0,6163	3,7	228,1	4,341	-2,4484	-2,5006
0,8	320,2	2,8	-0,7183	-0,7319	3,8	223,4	4,42	-2,5235	-2,5709
1	316,2	2,866	-0,8	-0,8076	3,9	218,6	4,502	-2,5991	-2,6359
1,2	311,6	2,941	-0,8823	-0,8901	4	213,4	4,589	-2,6749	-2,6991
1,4	307	3,017	-0,9758	-0,9689	4,1	207,3	4,693	-2,7508	-2,7649
1,6	301,8	3,103	-1,0723	-1,056	4,2	200,5	4,808	-2,827	-2,8292
1,8	297,4	3,176	-1,1863	-1,1294	4,3	193,1	4,933	-2,9035	-2,8911
2	289,7	3,305	-1,2827	-1,2629	4,4	184,5	5,078	-2,9802	-2,9562
2,1	286,5	3,358	-1,3405	-1,3209	4,5	175,2	5,235	-3,0572	-3,0233
2,2	284,9	3,385	-1,4095	-1,3504	4,6	164,3	5,419	-3,1344	-3,1039
2,3	281,5	3,442	-1,4696	-1,4152	4,7	157,6	5,533	-3,212	-3,1567
2,4	277,9	3,502	-1,5311	-1,4865	4,8	145	5,746	-3,2895	-3,2653
2,5	274,3	3,563	-1,5946	-1,5604	4,9	132,5	5,957	-3,3671	-3,3832
2,6	270,5	3,627	-1,6593	-1,6408	5	120,2	6,165	-3,4449	-3,5011
2,7	266,7	3,69	-1,7258	-1,7233	5,1	108,7	6,359	-3,5227	-3,6038
2,8	263	3,753	-1,794	-1,8049	5,2	98,9	6,525	-3,6006	-3,6801
2,9	259	3,82	-1,8629	-1,8938	5,3	88,6	6,699	-3,6785	-3,7464
3	255,2	3,884	-1,9334	-1,9778	5,4	78,6	6,868	-3,7564	-3,7973
3,1	251,4	3,948	-2,0049	-2,0606	5,5	67	7,064	-3,8343	-3,8421
3,2	247,2	4,019	-2,0768	-2,1497	5,6	59,8	7,186	-3,9122	-3,8635
3,3	243	4,089	-2,1496	-2,2344	5,7	50,5	7,343	-3,9902	-3,8859
3,4	240,7	4,128	-2,225	-2,2795	5,8	40,3	7,516	-4,0681	-3,9051
3,5	237	4,19	-2,2994	-2,3492	5,9	27,5	7,732	-4,146	-3,9238

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- histidina, R= 1:1:1. Experimento 2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	408,6	10	367,5
2	401,9	12	349,8
4	395,3	14	301,9
6	387,9	14,5	-73,8
8	378,9	E^0 preliminar	463,20

Tabla 46. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- histidina, R= 1:1:1. Experimento 2.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z^*
0	322,4	2,607	-0,4377	-0,4731	3,6	220,6	4,296	-2,4234	-2,4585
0,5	314,9	2,726	-0,6333	-0,6395	3,7	216,1	4,373	-2,4984	-2,5295
0,8	309,1	2,82	-0,7459	-0,7551	3,8	211,3	4,454	-2,5737	-2,5985
1	305,3	2,882	-0,8338	-0,8262	3,9	206	4,543	-2,6492	-2,6669
1,2	300,8	2,955	-0,9207	-0,9053	4	200,1	4,643	-2,725	-2,7344
1,4	295,8	3,037	-1,0116	-0,9898	4,1	193,4	4,756	-2,801	-2,8016
1,6	288,3	3,161	-1,0889	-1,115	4,2	185,8	4,885	-2,8773	-2,8683
1,8	285,4	3,209	-1,2203	-1,1633	4,3	177,6	5,023	-2,9539	-2,9324
2	280	3,299	-1,3362	-1,2567	4,4	167,6	5,192	-3,0307	-3,0052
2,1	276,6	3,355	-1,3927	-1,318	4,5	156,3	5,383	-3,1078	-3,0878
2,2	273,3	3,411	-1,4523	-1,3796	4,6	144	5,591	-3,1851	-3,1854
2,3	269,6	3,472	-1,5121	-1,4514	4,7	131,1	5,809	-3,2627	-3,3001
2,4	266	3,533	-1,5747	-1,5238	4,8	124,5	5,921	-3,3405	-3,3627
2,5	262,3	3,595	-1,6388	-1,6009	4,9	111,5	6,141	-3,4182	-3,4877
2,6	258,3	3,662	-1,7039	-1,6867	5	99	6,352	-3,496	-3,6002
2,7	254,5	3,726	-1,7712	-1,7699	5,1	87,6	6,545	-3,5739	-3,6883
2,8	250,6	3,791	-1,8398	-1,8562	5,2	76,3	6,736	-3,6518	-3,7585
2,9	246,6	3,859	-1,9095	-1,9449	5,3	65	6,927	-3,7297	-3,8122
3	242,7	3,924	-1,9805	-2,0304	5,4	55	7,096	-3,8076	-3,848
3,1	239,2	3,983	-2,053	-2,1055	5,5	45	7,265	-3,8855	-3,8754
3,2	235,2	4,051	-2,1256	-2,1889	5,6	34,3	7,446	-3,9634	-3,8979
3,3	231,1	4,12	-2,1988	-2,2707	5,7	23,7	7,625	-4,0414	-3,9152
3,4	227	4,188	-2,2727	-2,3472	5,8	10,7	7,845	-4,1193	-3,9318
3,5	222,8	4,259	-2,3471	-2,4218	5,9	-6,2	8,13	-4,1972	-3,9478

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- histidina, R= 1:2:1. Experimento 1.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	391,5	10	349,5
2	383,7	12	332,5
4	377,3	14	289,1
6	369,4	14,5	100,3
8	360,8	E^0 preliminar	445,53

Tabla 46. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- Cu(II)- histidina, R= 1:2:1. Experimento 1.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
0	273,7	2,765	-1,8974	-1,7941	3,1	155,5	4,758	-3,711	-3,5751
0,3	268,3	2,855	-2,0202	-1,9606	3,2	145,8	4,922	-3,7869	-3,6607
0,5	263,5	2,936	-2,0938	-2,0957	3,3	138	5,054	-3,8636	-3,7314
0,8	256	3,062	-2,225	-2,2833	3,4	127	5,239	-3,9404	-3,8357
1	249,8	3,166	-2,3152	-2,4194	3,5	119	5,375	-4,0178	-3,916
1,2	244,3	3,258	-2,4244	-2,5278	3,6	110,3	5,522	-4,0952	-4,008
1,4	238,5	3,356	-2,5405	-2,6319	3,7	99,5	5,704	-4,1728	-4,129
1,5	234,1	3,43	-2,5935	-2,7051	3,8	92,1	5,829	-4,2505	-4,2154
1,6	228,6	3,523	-2,6455	-2,7909	3,9	79,7	6,039	-4,3283	-4,362
1,7	224,4	3,593	-2,7072	-2,8518	4	69,6	6,21	-4,4061	-4,4771
1,8	221,7	3,639	-2,776	-2,8897	4,1	62,1	6,337	-4,484	-4,5563
1,9	219	3,684	-2,8456	-2,9266	4,2	54	6,474	-4,5618	-4,6333
2	215	3,752	-2,9127	-2,9793	4,3	42	6,676	-4,6397	-4,7281
2,1	211,8	3,806	-2,983	-3,0199	4,4	33,3	6,823	-4,7176	-4,7822
2,2	207,2	3,884	-3,0516	-3,0758	4,5	18,5	7,074	-4,7955	-4,8492
2,3	204,1	3,936	-3,1241	-3,1119	4,6	4,7	7,307	-4,8735	-4,8898
2,4	200	4,005	-3,1957	-3,1578	4,7	-12,8	7,603	-4,9514	-4,9222
2,5	196,4	4,066	-3,2689	-3,1966	4,8	-49,9	8,23	-5,0293	-4,9666
2,6	192	4,141	-3,3418	-3,2422	4,9	-94,3	8,98	-5,1073	-5,0638
2,7	188	4,208	-3,4159	-3,282	5	-127,9	9,548	-5,1852	-5,217
2,8	178,4	4,371	-3,4866	-3,3728	5,1	-146,1	9,856	-5,2631	-5,3294
2,9	170,5	4,504	-3,5604	-3,4439	5,2	-156,8	10,037	-5,3411	-5,4055
3	164,8	4,6	-3,636	-3,494	5,3	-168	10,226	-5,419	-5,4952

Estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - histidina, R= 1:2:1. Experimento 2.

Calibración

V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)	V_{KOH} (mL)	Potencial (mV)
0	396,3	10	355,1
2	388,7	12	337,5
4	381,8	14	291,4
6	375,1	14,5	70,3
8	366,3	E^o preliminar	450,34

Tabla 46. Datos experimentales para el estudio del sistema H^+ - ácido salicílico- $Cu(II)$ - histidina, R= 1:2:1. Experimento 2.

V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*	V_{KOH} (mL)	E (mV)	pH	Z	Z*
0	275,6	2,691	-1,8063	-1,6417	3,2	168,1	4,5	-3,5893	-3,4416
0,3	270,2	2,78	-1,9089	-1,8215	3,3	160,7	4,625	-3,6643	-3,5067
0,5	266,6	2,84	-1,9907	-1,9323	3,4	154,4	4,732	-3,7403	-3,5617
0,8	258,9	2,969	-2,0942	-2,1468	3,5	146,6	4,864	-3,8163	-3,6301
1	255	3,035	-2,1974	-2,2436	3,6	135	5,06	-3,8924	-3,7348
1,2	247,8	3,155	-2,273	-2,4054	3,7	122	5,279	-3,969	-3,859
1,3	244	3,219	-2,3166	-2,4824	3,8	113,8	5,418	-4,0464	-3,9426
1,4	242	3,253	-2,3786	-2,5207	3,9	101,9	5,619	-4,1238	-4,0717
1,5	239,1	3,302	-2,4352	-2,5742	4	95,4	5,729	-4,2015	-4,146
1,6	235,2	3,367	-2,4878	-2,6426	4,1	83,7	5,927	-4,2792	-4,2837
1,7	232,4	3,415	-2,5499	-2,6891	4,2	76	6,057	-4,357	-4,3744
1,8	229,5	3,463	-2,613	-2,7355	4,3	67,6	6,199	-4,4349	-4,4701
1,9	225,1	3,538	-2,6713	-2,8029	4,4	57	6,378	-4,5127	-4,5807
2	222,4	3,583	-2,7387	-2,8423	4,5	48,5	6,522	-4,5906	-4,6581
2,1	218,4	3,65	-2,8031	-2,898	4,6	38,2	6,696	-4,6685	-4,736
2,2	214,3	3,719	-2,8689	-2,9534	4,7	27	6,885	-4,7464	-4,8015
2,3	211,6	3,765	-2,9399	-2,9884	4,8	12,4	7,132	-4,8243	-4,861
2,4	207	3,843	-3,0075	-3,0459	4,9	-7,6	7,47	-4,9022	-4,9096
2,5	203,1	3,908	-3,0779	-3,0925	5	-32,2	7,886	-4,9802	-4,9431
2,6	201,4	3,937	-3,153	-3,112	5,1	-83,5	8,753	-5,0581	-5,0235
2,7	196,3	4,023	-3,2232	-3,169	5,2	-116,8	9,316	-5,136	-5,1455
2,8	190,8	4,116	-3,2944	-3,2272	5,3	-133,1	9,592	-5,214	-5,2317
2,9	186,5	4,189	-3,3679	-3,2706	5,4	-146,8	9,823	-5,2919	-5,3167
3	182	4,265	-3,442	-3,3143	5,5	-157,6	10,006	-5,3698	-5,3922
3,1	174	4,4	-3,5144	-3,3887					