



**VNiVERSiDAD
D SALAMANCA**

**FACULTAD DE CIENCIAS QUÍMICAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA FÍSICA**

Plaza de los Caídos s/n 37008 - Salamanca
Tel (34) 923 29 44 87 Fax . (34) 923 29 4574 www.usal.es

Salamanca, 27 de Junio de 2025

Adjunto remito la Memoria Final correspondiente al **Proyecto de Innovación y Mejora Docente valorado positivamente con referencia ID2024/256** coordinado por la **Dra. D^a. Susana Gómez Carrasco** y desarrollado con la colaboración del siguiente **equipo de trabajo**:

**Dra. D^a Sandra Gómez Rodríguez
Dr. Alberto Martín Santa Daría
Anzhela Veselinova Marinova
Javier Hernández Rodríguez**

En consecuencia, y de conformidad con lo establecido en la disposición novena de *CONVOCATORIA DE AYUDAS PROYECTOS DE INNOVACION Y MEJORA DOCENTE CURSO 2024-2025* solicito sean emitidos los certificados correspondientes.

Atentamente,

**Fdo.: Susana Gómez Carrasco
Departamento de Química Física.**

**VICERRECTORADO DE CALIDAD Y ENSEÑANZAS DE GRADO
VICERRECTORADO DE POSTGRADO Y ENSEÑANZAS PROPIAS**



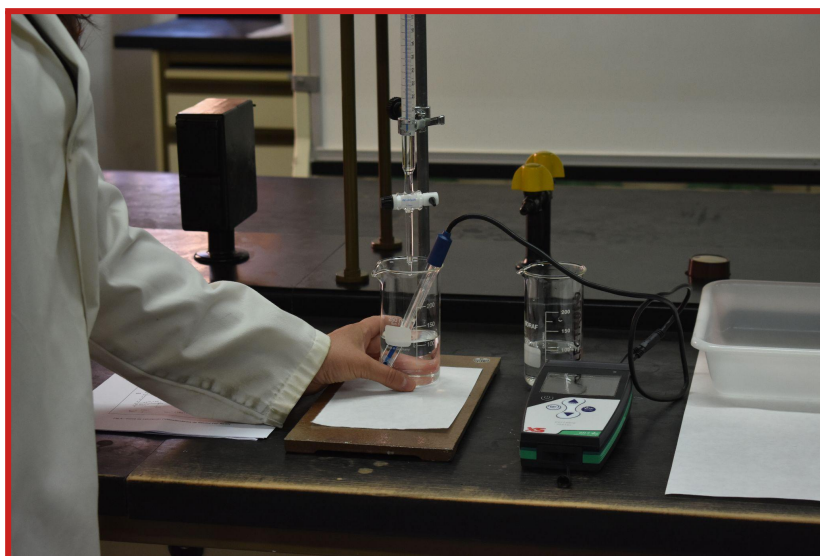
VNIVERSIDAD
D SALAMANCA

CAMPUS DE EXCELENCIA INTERNACIONAL

MEMORIA FINAL

PROYECTO: ID2024/256

Actualización del catálogo de prácticas de
laboratorio
mediante recursos audiovisuales



Salamanca a 27 de Junio de 2025

COORDINADORA DEL PROYECTO: Susana Gómez Carrasco

Í N D I C E DE CONTENIDOS

I. EQUIPO DEL PROYECTO

II. OBJETIVOS Y ÁMBITO DE ACTUACIÓN

III. TEMPORALIZACIÓN Y TAREAS

IV. RESULTADOS

V. CONCLUSIONES

I. EQUIPO DE TRABAJO

Los participantes en este proyecto de innovación docente son:

Nombre	Departamento	Correo electrónico
Dr. Alberto Martín Santa Daría	Química Física	albertoms@usal.es
Dra. Sandra Gómez Rodríguez	Química Física	sandra.gomez@usal.es
Javier Hernández Rodríguez	Química Física	javier.hernandezr@usal.es
Anzhela Veselinova Marinova	Química Física	anzheves@usal.es

II. OBJETIVOS Y ÁMBITO DE ACTUACIÓN

La asignatura de "*Física Aplicada y Fisicoquímica I*" (cod. 100104)" se imparte en el primer cuatrimestre del primer curso del Grado en Farmacia e incluye Prácticas de Laboratorio presenciales de carácter obligatorio. En dicha asignatura (5 ECTS) los alumnos tienen que cursar 15 horas de prácticas en el laboratorio, distribuidas en 3 horas diarias durante 5 días, de 12 a 15 pm. Los alumnos se distribuyen en 7 u 8 grupos y cada grupo consta de 24 alumnos, lo que hace un total de aproximadamente 180 alumnos.

Estas prácticas persiguen que el alumno:

OBJETIVOS DE LAS PRÁCTICAS:
Aprenda las normas de trabajo a seguir en un laboratorio y se familiarice con el uso del material
Asimile los conceptos básicos de la asignatura y compruebe experimentalmente las leyes de la termodinámica y los equilibrios fisicoquímicos
Aprenda a asumir la responsabilidad de trabajar en equipo.

Los recursos audiovisuales permiten integrar las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TICs) en el proceso de enseñanza-aprendizaje. En particular, el uso de vídeos para mostrar las prácticas de laboratorio se ha convertido en una herramienta poderosa y beneficiosa para estudiantes y docentes por igual. Los vídeos de prácticas:

- ayudan a comprender tanto los fundamentos teóricos como prácticos de las experiencias de laboratorio de la asignatura y potencian el auto-aprendizaje en los alumnos.

- permiten a los estudiantes familiarizarse con el procedimiento antes de llevarlo a cabo en el laboratorio real, lo que contribuye a reducir errores durante la realización de la práctica.
- permiten a los alumnos ver y aprender de manera visual y detallada cómo se desarrolla cada experimento.
- Posibilitan a los estudiantes revisar el material tantas veces como sea necesario, lo que contribuye a mejorar la retención y comprensión de la práctica.

Este proyecto se enmarca dentro de una idea más general que tiene como objetivo realizar un catálogo audiovisual de las prácticas de laboratorio que se realizan en las asignaturas en las que el departamento de Química Física tiene docencia asignada y que dió comienzo el año pasado con el proyecto 2023/248.

En este proyecto de innovación docente nos centraremos en la realización y edición del vídeo de la práctica:

Determinación de los pK_a de la glicina mediante una valoración potenciométrica.

III. TEMPORALIZACIÓN Y TAREAS.

La distribución de las tareas realizadas por los miembros del equipo se ha recogido en la siguiente tabla:

Tareas	Participantes
Realización de un guión detallado para la práctica	Susana Gómez (Responsable) Sandra Gómez
Prepararon los contenidos y recursos visuales necesarios para la grabación de los vídeos	Sandra Gómez Alberto Martín Javier Hernández
Grabación de los vídeos de la práctica en el laboratorio	Susana Gómez (Responsable) Alberto Martín Anzhela Veselinova
Edición y maquetación de los vídeos grabados	Anzhela Veselinova Javier Hernández
Publicación del vídeo en la plataforma Youtube	Susana Gómez (Responsable) Alberto Martín

Evaluación y propuestas de mejora del proyecto	Susana Gómez (Responsable) Alberto Martín Sandra Gómez Anzhela Veselinova Javier Hernández
--	--

A continuación se incluye una breve descripción de cada de las tareas, siguiendo una distribución temporal:

1. En primer lugar, se realizó un guión detallado para la práctica, que incluirá los objetivos, materiales y equipo experimental de trabajo, fundamento científico de la práctica, procedimiento experimental, y aspectos de seguridad.

- Temporalización: Principios de noviembre 2024
- Responsables: Susana Gómez y Sandra Gómez

2. A continuación se prepararon los contenidos y recursos visuales necesarios para la grabación de los vídeos, definiendo una estructura clara del vídeo.

- Temporalización: Diciembre 2024
- Responsables: Sandra Gómez, Alberto Martín, Javier Hernández

3. Se realizó la grabación del vídeo de la práctica en el laboratorio correspondiente. La parte experimental se llevó a cabo en el laboratorio del edificio Anexo de la Facultad de Farmacia, en el Campus de Unamuno.

- Temporalización: Enero 2025
- Responsables: Susana Gómez, Alberto Martín, Anzhela Veselinova

4. Se editaron los vídeos para garantizar su calidad, claridad y coherencia en el contenido. Para ello se utilizará finalmente la herramienta CANVA, que está disponible online: https://www.canva.com/es_es/

- Temporalización: Febrero 2025
- Responsables: Anzhela Veselinova y Javier Hernández

5. Incluimos el vídeo en la plataforma Youtube para su distribución:

<https://youtu.be/z-xcfn97Fg4>

La portada de dicho vídeo se incluye en la Figura 1.

Determinación de los pK_a de la glicina

Proyecto de Innovación Docente
ACTUALIZACIÓN DEL CATÁLOGO DE PRÁCTICAS DE
LABORATORIO MEDIANTE
RECURSOS AUDIOVISUALES

ID2024/256

VNIVERSIDAD D SALAMANCA

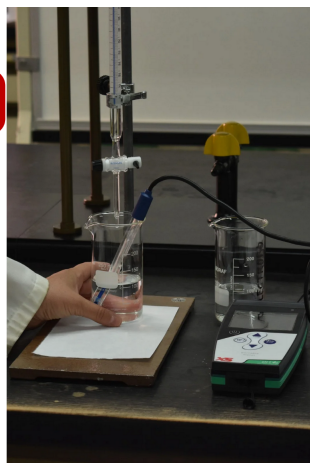


Figura 1: Portada del vídeo generado como resultado de este proyecto y publicado en YouTube para su distribución.

Además, para asegurar la accesibilidad del vídeo para los estudiantes de la asignatura, se ha añadido al curso de Studium (ver Figura 2) que hemos creado para coleccionar las píldoras audiovisuales de las distintas prácticas:

<https://studium24.usal.es/course/view.php?id=2401557>

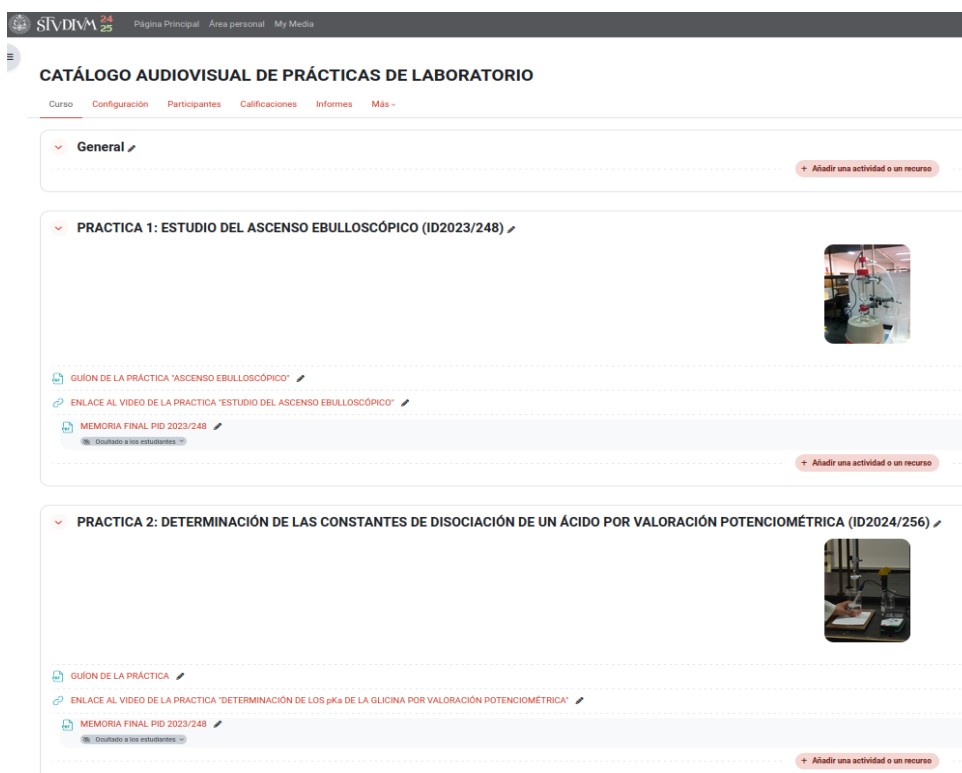


Figura 2: Captura de pantalla del curso de Studium llamado “Catálogo audiovisual de prácticas de laboratorio”, que pretende recopilar una píldora audiovisual explicativa para cada una de las distintas prácticas que tiene la asignatura.

La idea es utilizar estas plataformas para subir otras prácticas y poder tener un catálogo completo.

- Temporalización: Marzo 2025
- Responsables: Susana Gómez y Alberto Martín

6. Procedimiento de evaluación y mejora del proyecto: dadas las fechas de finalización del proyecto no ha sido posible poner estos recursos a disposición de los alumnos. Se hará durante el próximo curso académico 2025/26.

- Temporalización: Junio 2025
- Responsables: Susana Gómez junto con el resto de participantes

IV. RESULTADOS

Guión detallado para la práctica:

En primer lugar, hemos diseñado un guión de prácticas que servirá como cuaderno de trabajo de laboratorio para el alumno en el laboratorio (ver portada en la Figura 3). Se adjunta dicho guión al final de esta memoria.

Determinación de las constantes de disociación de un aminoácido por valoración potenciométrica.

1.- OBJETIVO

Determinar experimentalmente las constantes de disociación de glicina, mediante valoración potenciométrica con hidróxido sódico.

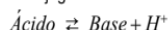
2.- FUNDAMENTO TEÓRICO

2.1.- Equilibrio químico

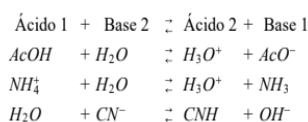
Son pocas las reacciones químicas que se llevan a cabo completamente en una dirección, la mayor parte son reversibles. En estas reacciones el estado de "equilibrio" se caracteriza porque las concentraciones de reactivos y productos se mantienen constantes con el tiempo. El "equilibrio" es un estado en el que no se observan cambios en las concentraciones de reactivos y productos. No obstante hay que destacar que el "estado de equilibrio" es de naturaleza dinámica ya que a nivel microscópico el proceso molecular entre reactivos y productos continúa, pero la velocidad con que los reactivos se transforman en productos es igual a la velocidad con que los productos se transforman en reactivos.

2.2.- Concepto de ácido y base según la teoría de Brønsted-Lowry" (1923)

Los ácidos son sustancias que puede ceder H^+ y las bases son sustancias capaces de aceptar H^+ . Ambas sustancias se dice que son conjugadas cuando cumplen:



Se podría generalizar así:



2.3.- Constante de disociación de un ácido débil monoprótico

Un ácido débil, en medio acuoso, está parcialmente disociado de la siguiente forma:

Figura 3: Portada del guión de la práctica desarrollado durante este proyecto.

Dicho guión se le proporcionará a los alumnos de los siguientes cursos académicos con el fin de facilitar la asimilación de los conocimientos teóricos y la recogida y tratamiento de los datos experimentales durante la realización de la práctica.

Vídeo explicativo de la práctica como píldora audiovisual:

El siguiente recurso generado como resultado de este proyecto es el vídeo explicativo de la práctica. Este vídeo ha sido incluido en Youtube, y se puede acceder desde el siguiente enlace:

<https://youtu.be/z-xcfn97Fg4>

Además, como se ha comentado anteriormente en esta memoria, se ha añadido este recurso al curso de Studium "Catálogo audiovisual de prácticas de laboratorio" al que tendrán acceso los estudiantes del Grado en Farmacia para poder visualizar el contenido de forma sencilla siempre que lo necesiten.

V. CONCLUSIONES

En este apartado se intentan recoger las reflexiones que han surgido durante la evaluación final del proceso, pudiéndose destacar las siguientes:

- La aplicación de este proyecto ha transcurrido de manera satisfactoria. Gracias a los resultados obtenidos, se ha podido mejorar el material docente proporcionado al alumnado de la asignatura "*Física Aplicada y Fisicoquímica I* (cod. 100104)" se imparte en el primer cuatrimestre del primer curso del Grado en Farmacia.
- Aunque se ha finalizado el catálogo de prácticas de dicha asignatura, objeto de este proyecto, se pretende continuar con esta línea, produciendo de manera análoga otro catálogo de píldoras audiovisuales para el resto de las prácticas de laboratorio de las asignaturas del Grado de Farmacia (*Física Aplicada y Fisicoquímica II* y *Técnicas Instrumentales*) que imparte el Departamento de Química Física. De la misma forma, se podrán realizar recursos para las asignaturas *Termodinámica y Cinética Química* y *Química General*, del Grado en Biotecnología.
- Somos conscientes de que queda pendiente una parte fundamental de este tipo de proyectos: evaluar el aprovechamiento de los estudiantes de estos recursos audiovisuales. Puesto que en las dos ediciones anteriores no ha sido posible, por razones temporales, poner estos videos a disposición de los alumnos, lo haremos al comienzo del próximo curso académico 2025/26. Diseñaremos un cuestionario de evaluación de carácter obligatorio que los alumnos deberán completar antes de acudir al laboratorio.

Práctica 2 : Equilibrio químico

Determinación de las constantes de disociación de un aminoácido por valoración potenciométrica.

1.- OBJETIVO

Determinar experimentalmente las constantes de disociación de glicina, mediante valoración potenciométrica con hidróxido sódico.

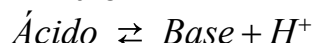
2.- FUNDAMENTO TEÓRICO

2.1.- Equilibrio químico

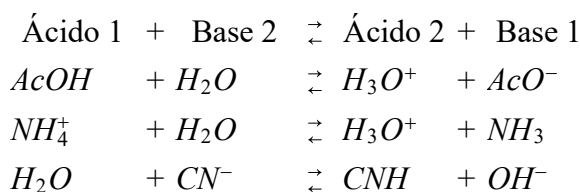
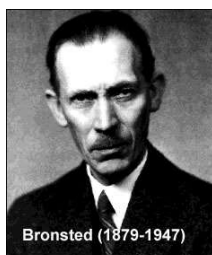
Son pocas las reacciones químicas que se llevan a cabo completamente en una dirección, la mayor parte son reversibles. En estas reacciones el estado de “equilibrio” se caracteriza porque las concentraciones de reactivos y productos se mantienen constantes con el tiempo. El “equilibrio” es un estado en el que no se observan cambios en las concentraciones de reactivos y productos. No obstante hay que destacar que el “estado de equilibrio” es de naturaleza dinámica ya que a nivel microscópico el proceso molecular entre reactivos y productos continúa, pero la velocidad con que los reactivos se transforman en productos es igual a la velocidad con que los productos se transforman en reactivos.

2.2.- Concepto de ácido y base según la teoría de Brönsted-Lowry” (1923)

Los ácidos son sustancias que puede ceder H^+ y las bases son sustancias capaces de aceptar H^+ . Ambas sustancias se dice que son conjugadas cuando cumplen:

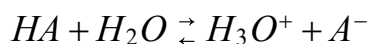


Se podría generalizar así:



2.3.- Constante de disociación de un ácido débil monoprótico

Un ácido débil, en medio acuoso, está parcialmente disociado de la siguiente forma:



En el equilibrio, utilizando el sistema asimétrico referido a molaridades, y siendo a_i la actividad de cada componente ($a_i = \gamma_i \cdot c_i$) excepto para el H_2O que sería $a_{H_2O} = \gamma_{H_2O} \cdot X_{H_2O}$, se cumple que:

$$K_a = \frac{a_{H_3O^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA} \cdot a_{H_2O}} = \frac{\gamma_{H_3O^+} C_{H_3O^+} \cdot \gamma_{A^-} C_{A^-}}{\gamma_{HA} C_{HA} \cdot \gamma_{H_2O} X_{H_2O}}$$

En disoluciones diluidas: $\gamma_{H_2O} \cong 1$ y $X_{H_2O} \cong 1$.

Por otra parte, como la forma HA corresponde a la molécula neutra, no sujeta a interacciones eléctricas, su coeficiente de actividad es la unidad ($\gamma_{HA} \cong 1$), quedando por tanto:

$$K_a = \frac{\gamma_{+} C_{H_3O^+} \cdot \gamma_{-} C_{A^-}}{C_{HA}}$$

Además, si suponemos comportamiento ideal, los coeficientes de actividad pueden considerarse igual a la unidad, quedando la expresión anterior en la forma:

$$K_a = K_c = \frac{C_{H_3O^+} \cdot C_{A^-}}{C_{HA}}$$

tomando logaritmos en esta expresión y reordenando términos tendremos:

$$\log C_{H_3O^+} = \log K_c - \log \frac{C_{A^-}}{C_{HA}}$$

cambiando de signo y teniendo en cuenta que: $pH = -\log C_{H_3O^+}$ y que el $pK_c = -\log K_c$ la expresión anterior se reduce a la forma:

$$pH = pK_c + \log \frac{C_{A^-}}{C_{HA}} \quad (1)$$

ecuación denominada de **Henderson Hasselbalch**. Esta ecuación es el punto de partida para el desarrollo de la práctica.



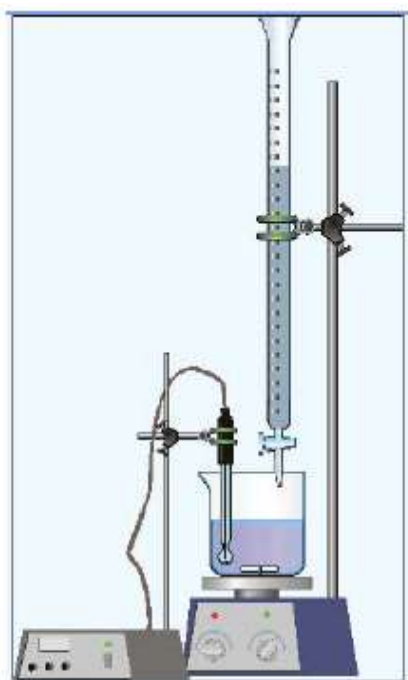
L. J. Henderson
(1878-1942)



K. A. Hasselbalch
(1874-1962)

2.4.- Valoración potenciométrica de un ácido débil monoprótico

Una valoración de tipo ácido-base se realiza añadiendo progresivamente una disolución ácida o básica, desde una bureta, sobre un volumen conocido de otra disolución básica o ácida respectivamente (colocada en un erlenmeyer o en un vaso de precipitados), hasta que se alcanza el llamado *punto de equivalencia*. Conocida exactamente la concentración de uno de los reactivos (valorante) y el volumen del reactivo añadido desde la bureta, se puede obtener la concentración del reactivo problema. Para saber cuando se alcanza el punto de equivalencia de la valoración, se pueden utilizar distintos procedimientos:



a.- *Mediante un indicador ácido-base*, añadido en la disolución colocada en el erlenmeyer. Los indicadores tienen la propiedad de conseguir un cambio de color en función del pH del medio. El indicador más empleado para este tipo de valoraciones es la fenolftaleína en disolución hidroalcohólica, ésta sustancia es incolora en medio ácido y adquiere una coloración rosa en medio básico.

b.- *Siguiendo la variación del pH a lo largo de la valoración*:

Se mide cómo va variando el pH con la adición del valorante, las medidas se realizan mediante un aparato denominado **pHmetro**, esta es la metodología que se va a utilizar en la práctica presente. Las *valoraciones* así realizadas se denominan *potenciométricas* (Fig.1).

Fig. 1-Valoración potenciométrica.

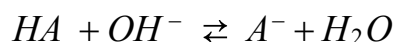
(Foto obtenida de "http://www.recurso.cnice.mec.es")

El pHmetro es un potenciómetro que mide la fuerza electromotriz de una pila electroquímica, compuesta por un *electrodo combinado* (Fig. 2), introducido en la disolución problema, y cerrando el circuito eléctrico, un milivoltímetro es capaz de medir el potencial eléctrico de la pila así construida. *El electrodo combinado del pHmetro*, resulta de la unión de un electrodo de referencia, generalmente *electrodo de calomelanos*, y un electrodo sensible a los H^+ denominado *electrodo de vidrio* (Fig. 2).

Puesta a punto del pHmetro: El *pHmetro* puede realizar la medida del potencial de la pila en voltios o en unidades de pH. Para que el *pHmetro* realice adecuadamente las medidas en unidades de *pH* es necesario realizar una calibración previa. En la calibración se utilizan normalmente dos disoluciones tampón, una de pH 7.02 y otra de pH 4.00 (ver el manual del aparato o seguir las instrucciones del profesor).

2.5.- Curva de valoración potenciométrica de un ácido débil monoprótico

Al valorar un ácido débil monoprótico con una base fuerte (hidróxido sódico), la reacción que tiene lugar es la siguiente:



La valoración potenciométrica de un ácido se realiza midiendo el pH de la mezclas resultantes de la adición de volúmenes conocidos de una disolución alcalina titulada, (en la práctica actual, NaOH de concentración conocida), sobre un volumen conocido de la disolución ácida. El pH de la disolución se va modificando en función del volumen de base añadido, por ir variando la concentración de H^+ .

Al representar gráficamente los valores de pH frente al volumen de reactivo añadido, se obtienen las curvas de valoración potenciométrica, que presentan formas sigmoidales con un salto brusco de pH en las proximidades del punto de equivalencia (Fig. 3). Según sea la fuerza del ácido, el salto brusco de pH será más o menos notorio y aparecerá a distintos valores de pH. Además, si el ácido que se valora es monoprótico (acético), en la gráfica aparecerá un único salto brusco, si es diprótico (comportamiento que sigue la glicina) se obtendrá un doble salto y si es poliprótico se observarán varios saltos.

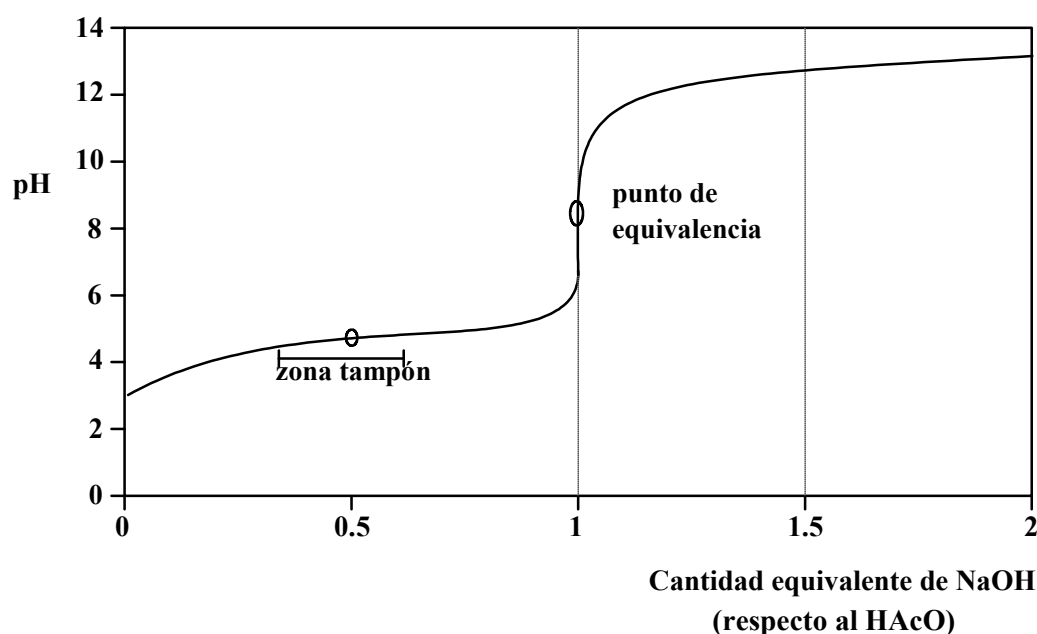


Figura 3.- Valoración potenciométrica de ácido acético con NaOH

Determinación del punto de equivalencia de la valoración.

Partiendo de las curvas de valoración potenciométrica, podemos obtener el punto de equivalencia de la valoración de forma más o menos precisa:

- a) A partir de las derivadas 1ª y 2ª: Puesto que el punto de equivalencia de la valoración coincide con un punto de inflexión ascendente de la curva, en ese punto de

inflexión la primera derivada ha de tener su valor máximo y la segunda derivada en dicho punto tomará valor cero. Podemos aprovechar estas propiedades de un punto de inflexión ascendente para estimar con mayor precisión el punto de equivalencia. Para obtener la 1ª y 2ª derivadas se considera aceptable una determinación gráfica según las expresiones:

$$y' = \frac{\Delta pH}{\Delta V} \quad \text{e} \quad y'' = \frac{\Delta^2 pH}{\Delta V^2}.$$

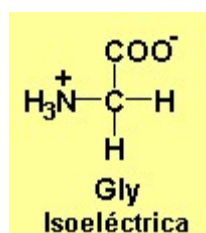
En nuestro caso será suficiente con obtener la primera derivada, de forma gráfica, a partir de la curva de valoración potenciométrica.

b) Localizando el punto de equivalencia de forma visual: En la mayoría de los casos, es fácil situar directamente el punto de equivalencia sobre la curva de valoración. Basta con localizar visualmente el punto de inflexión de la curva en el tramo donde se produce el salto brusco de pH, en ese punto tendremos el punto de equivalencia de la valoración.

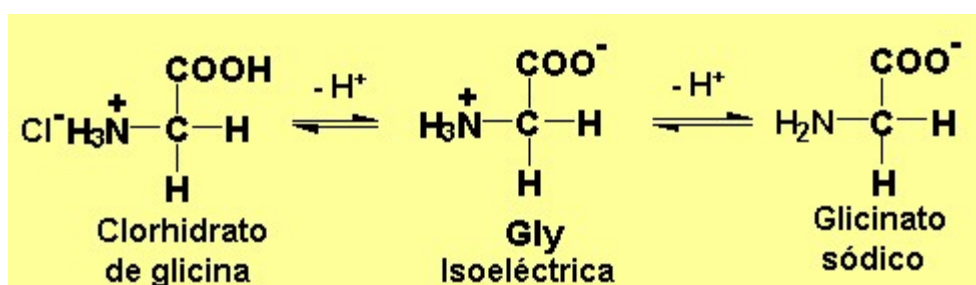
2.6.- Propiedades fisicoquímicas del aminoácido glicina y determinación de las dos constantes de equilibrio como ácido diprótico.

2.6.1.- Propiedades fisicoquímicas de la glicina

La glicina es el aminoácido más sencillo, su molécula posee dos grupos ionizables uno amino y otro carboxilo. En estado sólido se presenta bien como base libre ($NH_2 - CH_2 - COOH$) o bien en forma ácida, como clorhidrato de glicina ($(NH_3^+ - CH_2 - COOH)Cl^-$). A un pH de 7.4 toma la forma de ion dipolar, que se denomina glicina isoelectrónica o zwitterión, por contener igual número de cargas positivas y negativas:



El aminoácido glicina tiene carácter anfótero, ya que en medio ácido la forma dipolar puede aceptar un protón en el grupo carboxílico ($-COO^-$), y en medio alcalino puede perder un protón del grupo ($-NH_3^+$). Al pasar de pH muy ácido a pH alcalino, la evolución de las cargas en la representación de Bronsted del aminoácido glicina, sería:



La glicina en disolución acuosa puede encontrarse en estas tres formas diferentes.

Glicina protonada $(NH_3^+ - CH_2 - COOH)$

Glicina isoeléctrica $(NH_3^+ - CH_2 - COO^-)$

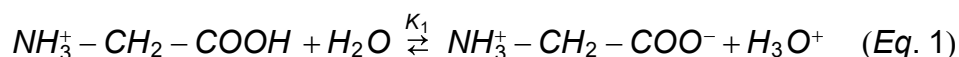
Anión glicinato $(NH_2 - CH_2 - COO^-)$

la concentración relativa de estas especies en la disolución depende del pH del medio.

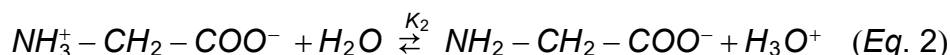
Con el fin de simplificar la notación, vamos a llamar a partir de ahora $GlyH^+$ a la glicina protonada, Gly al ion híbrido y Gly^- a la forma aniónica.

La glicina protonada en disolución acuosa se comporta como un ácido diprótico, que se caracteriza por tener dos constantes de ionización y, por consiguiente, dos pK s:

- El primer pK (pK_1) corresponde a la disociación del grupo carboxilo ($-COOH$)

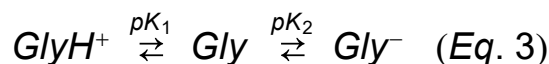


- El segundo pK (pK_2) corresponde a la disociación del grupo amino ($-NH_3^+$)



Entre estos dos pK s se sitúa el primer punto de equivalencia de los dos equilibrios de disociación, donde la especie predominante es $NH_3^+ - CH_2 - COO^-$, que es justamente el llamado punto isoeléctrico de la glicina. A este valor de pH , la movilidad del aminoácido es nula cuando se encuentra situada en un campo eléctrico. En efecto, la molécula $NH_3^+ - CH_2 - COO^-$, no tiene carga neta, de ahí que no se desplace en un campo eléctrico. Esta especie de glicina recibe el nombre de ión híbrido o zwitterión.

En nomenclatura simplificada se podría escribir:



2.6.2.- Valoración potenciométrica de glicina

La valoración de glicina se realiza por adición de $NaOH$ al aminoácido en su forma más protonada. Se toma un volumen conocido de hidrócloruro de glicina ($GlyH^+$) y se va añadiendo el reactivo valorante ($NaOH$) de 1.00 en 1.00 mL (salvo en los puntos próximos a los cambios bruscos de pH en que la adición de reactivo se hará de 0.50 en 0.50 mL o de 0.20 en 0.20), anotando cómo evoluciona el pH a lo largo de la valoración.

La representación de los valores de pH frente al volumen de valorante, obtenidos en la valoración potenciométrica de hidrócloruro de glicina con hidróxido sódico, dan lugar a una curva de valoración potenciométrica típica de un ácido diprótico (Fig. 4).

Si nos fijamos en la forma de la curva (Fig. 4), se aprecia que el pH evoluciona de forma diferente a lo largo del proceso:

- Se observa un primer tramo en que el pH se modifica muy lentamente para adiciones importantes de OH^- . Esto se debe a la formación de un tampón, constituido por la forma ácida de la glicina (GlyH^+) y su base conjugada (Gly).
- Al seguir adicionando el reactivo valorante, cuando se ha añadido una cantidad de álcali próxima a la necesaria para llegar al punto de equivalencia, la concentración de “ Gly ” crece rápidamente a la vez que disminuye, también rápidamente, la cantidad de “ GlyH^+ ”, por tanto, se supera la capacidad tampón de la disolución y se produce un salto brusco en el valor del pH. En ese momento se ha superado el 1^{er} punto de equivalencia de la valoración. En ese tramo de la curva se produce un salto brusco en el que se encuentra el primer punto de equivalencia, que coincide con el punto de inflexión de la curva, punto en que se ha valorado el primer protón. La forma predominante de glicina, en dicho punto, es la neutra (Gly).
- Al continuar la adición de NaOH el pH crece suavemente hasta llegar a valorar el segundo protón, en este momento se produce un nuevo salto de pH, aunque mucho menos brusco que el primero. Se ha alcanzado el segundo punto de inflexión de la curva que fijará el segundo punto de equivalencia de la valoración. En este momento la forma predominante es la aniónica (Gly^-).

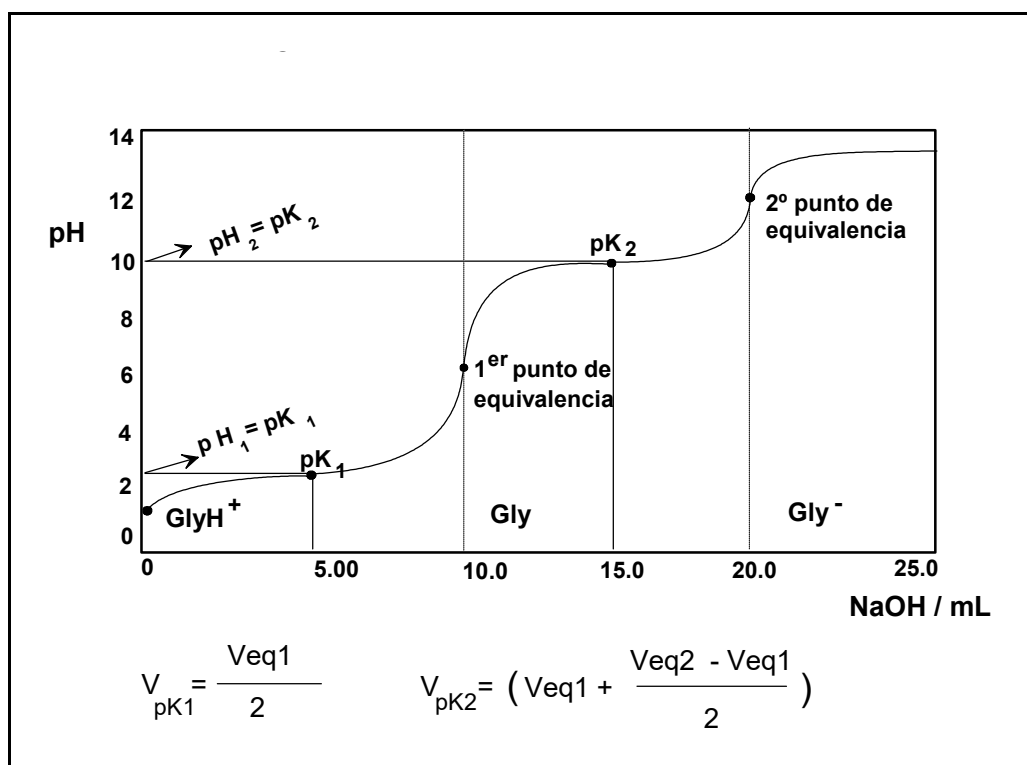


Fig.4.- Curva de valoración Potenciométrica de Glicina con NaOH

2.6.3.- Determinación de las constantes de equilibrio de glicina

A partir de la curva de valoración potenciométrica obtenida se van a calcular los valores de las constantes de equilibrio K_1 y K_2 de la glicina, o lo que es lo mismo su pK_1 y pK_2 :



En los equilibrios de disociación ácida de glicina (Eq. 1 y 2), la constante de disociación del primero, K_1 , se puede expresar, como:

$$K_1 = \frac{C_{H^+} \cdot C_{\text{Gly}}}{C_{\text{GlyH}^+}}$$

Tomando logaritmos decimales en esta expresión y reordenando, tendremos la ecuación de Henderson Hasselbach para el primer pK :

$$pH = pK_1 + \log \frac{C_{\text{Gly}}}{C_{\text{GlyH}^+}} \quad (\text{Eq. 4})$$

La constante de disociación del segundo equilibrio, K_2 , será:

$$K_2 = \frac{C_{H^+} \cdot C_{\text{Gly}^-}}{C_{\text{Gly}}}$$

Si se toman logaritmos decimales y se reordena la expresión anterior, tendremos la ecuación de Henderson Hasselbach para el segundo pK :

$$pH = pK_2 + \log \frac{C_{\text{Gly}^-}}{C_{\text{Gly}}} \quad (\text{Eq. 5})$$

La obtención de los valores de pK_1 y pK_2 se obtienen de la forma siguiente: Según la ecuación 4, de Henderson Hasselbach, se cumplirá que $pH = pK_1$ cuando la C_{gly} se iguale a la C_{glyH^+} , ya que $\log 1 = 0$. Esto ocurrirá, aproximadamente, en el punto llamado de semiequivalencia (ver figura 4), que corresponde a $\frac{1}{2}$ del volumen de NaOH consumido en el primer punto de equivalencia. Por tanto, el valor del pH en ese punto, leído en el eje de ordenadas de la gráfica, es una buena estima de pK_1 :

$$V_{pK_1} = \frac{V_{eq_1}}{2}$$

De forma análoga, según la ecuación 5, cuando las concentraciones del anión glicinato C_{Gly^-} y la de C_{Gly} se igualen se tiene el segundo punto de semiequivalencia, que estará situado a $\frac{1}{2}$ del 2º punto de equivalencia en un volumen de valorante dado por la siguiente expresión:

$$V_{pK_2} = V_{eq_1} + \frac{V_{eq_2} - V_{eq_1}}{2} \quad (\text{Eq. 6})$$

el valor del pH en ese punto, leyéndolo en el eje de ordenadas, es una buena estima de pK_2 .

3.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

3.1.- Material y Reactivos

Aparatos:

pHmetro provisto de electrodo combinado

Material:

1 Agitador de vidrio

1 Frasco lavador

1 Bureta, soporte y pinzas

Vasos de precipitados: 1 de 50 mL, 2 de 100 mL, 1 de 250 mL.

Pipetas aforadas: 1 de 50 mL

Matraces aforados: 1 de 250 mL

1 pipeta Pasteur

Reactivos :

-Hidrocloreuro de glicina sólido como reactivo comercial (P.M.:111.5 g mol⁻¹).

-Disolución de hidróxido sódico 0.200 M o próxima a ella, valorada y etiquetada adecuadamente.

3.2.- Desarrollo práctico

3.2.1.- Preparación de reactivos:

a) Preparar 250 mL de *disolución* 0.020 M de *hidrocloreuro de glicina*, a partir del reactivo comercial.

b) Tomar aproximadamente unos 75 mL de la disolución de *hidróxido sódico* 0.200 M, suministrada por el profesor, en un vaso de precipitados de 100 mL limpio y seco.

3.2.2.- Valoración potenciométrica

- Llenar la bureta con la disolución de NaOH 0.200 M.
- Se toman con exactitud 100 mL de la disolución de glicina 0.020 M y se vierten en un vaso de precipitados de 250 mL de forma alargada (utilizar dos veces la pipeta de 50 mL).
- Introducir el electrodo combinado (limpio y seco) en el vaso que contiene la disolución de glicina y medir el valor del pH.
- A continuación se van añadiendo, desde la bureta, volúmenes sucesivos de NaOH (de 1.00 en 1.00 mL, salvo en los puntos próximos a los cambios bruscos de pH en que la adición de reactivo se hará de 0.20 en 0.20 o de 0.50 en 0.50 mL, según instrucciones

del profesor). Después de cada adición se homogeneiza la mezcla por agitación suave y se mide el pH una vez que éste se haya estabilizado. Continuar la adición de NaOH hasta un volumen total de 25.0 mL.

- Ir anotando los valores de pH obtenidos para los distintos volúmenes adicionados de NaOH (en la **Tabla 1** de esta práctica).

3.3.- Tratamiento y análisis de los datos experimentales

1. - *Representación gráfica de los valores de pH medidos*: Con los datos obtenidos en la valoración potenciométrica, representar, en papel milimetrado, los valores de pH frente al volumen (mL), de valorante (NaOH) gastado, se obtiene así la **curva de valoración potenciométrica** (ver fig.5).

2.- *Determinar el 1º y el 2º puntos de equivalencia de la valoración*: Estos coincidirán, respectivamente, con el 1º y 2º puntos de inflexión de la curva de valoración, es decir donde se producen los dos saltos bruscos de pH.

Para situar los puntos de inflexión en la curva de valoración potenciométrica la sistemática a seguir será la siguiente:

a.- Con los datos experimentales de pH y V , recogidos en la Tabla nº 1, obtener los valores de ΔpH e ΔV y, a continuación, calcular la derivada $y' = \Delta pH / \Delta V$ para cada valor experimental. Introducir estos valores en la tabla 1.

b.- Con los volúmenes de NaOH añadidos en la valoración, se obtiene una nueva variable que llamaremos $V_{y'}$. Este valor de $V_{y'}$ se obtiene haciendo la media aritmética de los dos volúmenes de NaOH que entran en el cálculo de la derivada y' . (Esto es así, porque matemáticamente la derivada entre los puntos 1 y 2 se define como la tangente al tramo de curva comprendido entre el primer punto y el segundo. Si se suponen ambos puntos suficientemente próximos, la derivada coincide con la tangente a la curva en el punto intermedio de los dos, de manera que la abscisa de dicho punto intermedio se obtiene haciendo la media aritmética de las abscisas de ambos puntos:

$$V_{y'} = \frac{V_i + V_j}{2}$$

y la pendiente para dicho punto intermedio sería $\Delta pH / \Delta V$, lo que hemos llamado y')

c.- Representar, en la misma *gráfica que la curva de valoración potenciométrica*, la derivada y' frente a $V_{y'}$.

d.- Definir el punto de inflexión de la curva, que corresponderá al punto en el que y' tiene el valor máximo, y ese punto es el punto de equivalencia de la valoración de glicina. El volumen de bureta gastado en ese punto (leído en el eje de abscisas) nos sirve para obtener la concentración exacta de glicina.

3.- *Calcular la concentración real de glicina protonada (M_{GlyH^+}) a partir del volumen de hidróxido sódico consumido en el 1er punto de equivalencia :*

En el 1º punto de equivalencia de la valoración (V_{eq1}), según la estequiometría de la reacción, se tiene que cumplir:

$$n^\circ \text{ de moles de NaOH} = n^\circ \text{ de moles de glicina protonada (glyH}^+))$$

por tanto:

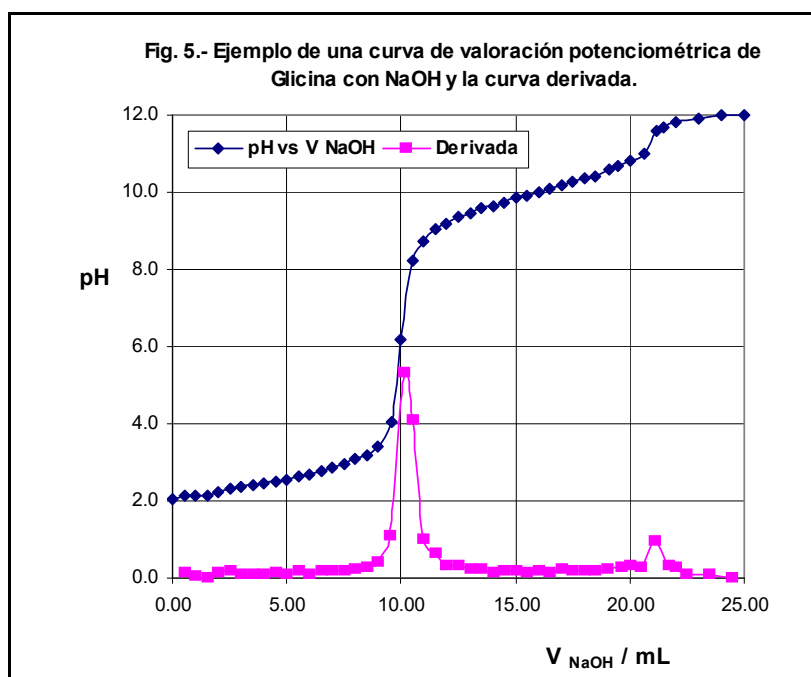
$$V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = V_{\text{glyH}^+} \cdot M_{\text{glyH}^+}$$

y despejando M_{glyH^+} se obtiene la concentración de glicina protonada.

4.- *Cálculo de pK_1* : Situar, en la gráfica de valoración, el 1^{er} punto de semiequivalencia (1/2 del V de NaOH consumido en el 1^{er} punto de equivalencia), punto en el que prácticamente coinciden las concentraciones de *Gly* y de *GlyH*⁺; lo que implica que, según la ecuación de Henderson Hasselbalch, el valor del pH en ese punto, leído en el eje de ordenadas, será aproximadamente el valor de pK_1 .

5.- *Cálculo de pK_2* : Trazar, en la gráfica de valoración, el 2^o punto de semiequivalencia (1/2 del V de NaOH consumido entre el 1^{er} punto de equivalencia y el 2^o punto, o lo que es lo mismo, el calculado a partir de la ecuación 6), en el que prácticamente coinciden las concentraciones de *Gly* y *Gly*⁻, lo que implica que, según la ec. de Henderson Hasselbalch, el valor del pH en ese punto será aproximadamente el valor de pK_2 .

6.- Compare sus valores obtenidos de pK_1 y pK_2 con los datos tabulados en la bibliografía facilitados por el profesor.



Bibliografía:

Raymond Chang. *Physical Chemistry for the Chemical and Biological Sciences*. University. Science Books. Sausalito, California 2000.

F.Daniels y R.A. Alberty. *Physical Chemistry*, Ed. John Wiley and Sons. New York.

Daniel C. Harris. *Análisis Químico Cuantitativo*. Editorial Reverté S.A.Barcelona, 2001.

Diario de la práctica
(A rellenar por el alumno)

FUNDAMENTO TEÓRICO:

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. *Material y reactivos:*

2. *Preparación de disoluciones:*

3. *Valoración potenciométrica:*

Rellenar las columnas 1ª y 2ª de la tabla I con los valores de V y pH obtenidos en la valoración. En el resto de las columnas los cálculos para obtener los puntos de equivalencia.

[illegible]

TABLA I(continuación)[illegible]

TABLA I (continuación)[illegible]

Representación gráfica

- 1.- Representar gráficamente los datos experimentales pH vs. V.
- 2.- En la misma gráfica se representa la curva derivada.

Fig. VI.- Curva de valoración potenciométrica y curva derivada.

Tratamiento de datos:

Resultados:

Discusión de resultados: