

62010

ISSN 0328-087 X

# ANUARIO LATINOAMERICANO DE EDUCACIÓN QUÍMICA

## ALDEQ

*"La comunicación:  
Un aporte a la integración"*

AÑO XXVII

Nº XXIX



SAN LUIS ARGENTINA

2013 - 2014

**DESARROLLO DE LABORATORIOS APLICADOS PARA INGENIERÍA EN ALIMENTOS.  
EVALUACIÓN DE LOS EFECTOS DE LA CONCENTRACIÓN Y LA TEMPERATURA  
SOBRE LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.**

Melo, Gisela M.; Sancho, Matías I.; Gasull, Estela I.

Cátedra de Físicoquímica Aplicada. Área de Química-Física.  
Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. Universidad Nacional de San Luis  
Chacabuco y Pedernera, 5700, San Luis, Argentina  
e-mail: esgasu@unsl.edu.ar

**Resumen**

Promover el contacto de los estudiantes con sistemas simples pero de amplia aplicación y relación con los conceptos teóricos estudiados, posibilita mayor comprensión de los mismos, al mismo tiempo que permite vincular sistemas complejos, como los que se presentan en la industria, con los trabajos prácticos desarrollados en el laboratorio. A partir del estudio de la reacción de oxidación de Ácido Ascórbico o Vitamina C, presente en numerosos alimentos, por Ferricianuro de Potasio puede explicarse la metodología a seguir para obtener los parámetros cinéticos de una reacción química, los cuales gobiernan la velocidad de la misma. Visualizar cuales son las variables a evaluar y determinar el efecto de éstas sobre la reacción, aportan al estudiante una herramienta sencilla y de fácil aplicación para la evaluación de sistemas reaccionantes que pueden presentarse en su ámbito laboral. En este trabajo se exponen la metodología diseñada y los resultados obtenidos para la evaluación de la reacción antes mencionada.

**Abstract**

Promote the contact of students with simple but widely applicable systems, related with theoretical concepts; enable a better understanding of them. Moreover, the association between complex systems, such as those present in the Industry, and laboratory practices are enhanced. From the study of Ascorbic acid (or Vitamin C, present in many vegetables and fruits) oxidation process by Potassium Ferricyanide, the methodology developed to obtain the reaction's kinetic parameters can be explained. The assessment of some experimental variables and their effect on the reaction rate, give the student an easy tool for the evaluation of reacting systems that may arise in the workplace. In this paper, the designed methodology and the obtained results for the evaluation of the mentioned reaction are shown.

**Introducción**

Numerosos son los desafíos y problemáticas que durante el transcurso de su carrera laboral se presentarán frente al egresado de Ingeniería en Alimentos, y muchos de éstos estarán parcial o totalmente gobernados por fenómenos fisicoquímicos. Parte esencial del desarrollo de laboratorios en materias aplicadas, como Físicoquímica Aplicada para Ingeniería en Alimentos, es poner de manifiesto de manera práctica y sencilla aquellos fenómenos fisicoquímicos con los cuales los futuros profesionales tendrán la oportunidad de encontrarse.

El análisis cinético de una reacción química es uno de los estudios que frecuentemente se plantean en la industria, en un laboratorio de desarrollo y en la investigación básica o aplicada. Por ello, el diseño de experiencias de laboratorio que permiten la evaluación de las variables fisicoquímicas que gobiernan una cinética, como así también su influencia y control dentro de una reacción, es de suma importancia y utilidad para los alumnos.

Por su parte, resulta de interés para carreras relacionadas con alimentos el estudio de la Vitamina C, la cual se encuentra presente en numerosos alimentos, fundamentalmente en diversas frutas y verduras tales como kiwi, limón, mandarina, sandía, naranja, pomelo, ananá, fresas, brócoli, coliflor, perejil,

espinaca, repollo y apio. Esta vitamina cumple un rol importante en cuanto a estimular las defensas naturales y prevenir infecciones bacterianas y virales, contribuye a la formación y conservación de huesos y dientes, facilita la cicatrización de heridas y tejidos y también posee acción antioxidante, entre otros efectos favorables para la salud.

En este trabajo se pone de manifiesto cómo, a partir de un sistema simple (1), se pueden entender y analizar las variables que afectan la velocidad de reacción, lo cual se asemeja a muchos de los sistemas más complejos que pueden presentarse en un plano más real, el industrial.



donde:  $\text{H}_2\text{A}$ : ácido ascórbico;  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ : ión ferricianuro;  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ : ión ferrocianuro; A: ácido dehidroascórbico.

#### Parte Experimental

En las experiencias se utilizó: soluciones de Ferricianuro de Potasio  $2,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$  y  $4 \cdot 10^{-3} \text{M}$ ; soluciones de Ácido Ascórbico  $1,0 \cdot 10^{-3} \text{M}$  y  $2,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$ , solución de HCl  $0,5 \text{M}$ ; agua destilada; vasos de precipitado; pipetas y cronómetro. Se utilizó un espectrofotómetro UV-Vis Genesys 10 UV conectado a un termostato Ultraterm S-383 para el control de la temperatura, y celdas de vidrio con tapa para la lectura de absorbancias.

Primeramente se determinó el orden de reacción variando las concentraciones de ambas soluciones, Ferricianuro de Potasio y Ácido Ascórbico, en el sistema reaccionante (según tabla 1). Para tal fin, se prepararon soluciones de cada reactivo por separado y posteriormente se pusieron en contacto para iniciar la reacción en estudio.

La evaluación del efecto de la temperatura sobre el sistema reaccionante se llevó a cabo de la manera descrita en la experiencia anterior, manteniendo constante la concentración de los reactivos para todas las corridas cinéticas, y modificando la temperatura entre  $25 \pm 0,5 \text{ } ^\circ\text{C}$  y  $40 \pm 0,5 \text{ } ^\circ\text{C}$ .

Efecto de la Concentración			Efecto de la Temperatura		
Soluciones Madre			Soluciones Madre		
Ferricianuro de Potasio $4,0 \cdot 10^{-3} \text{M}$ (A)			Ferricianuro de Potasio $2,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$ (A)		
Ácido Ascórbico $2,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$ (B)			Ácido Ascórbico $1,0 \cdot 10^{-3} \text{M}$ (B)		
HCL $0,5 \text{M}$ (C)			HCL $0,5 \text{M}$ (C)		
Corrida	Vaso 1	Vaso 2	Temperatura	Vaso 1	Vaso 2
1	8 mL de A 2 mL de C	5 mL de B 5 mL de Agua	25,0°C	10 mL de A 10 mL de Agua 5 mL de C	25 mL de B
			30,0°C		
			35,0°C		
2	6,4 mL de A 1,6 mL de Agua 2 mL de C	4 mL de B 5 mL de Agua	40,0°C		
3	4 mL de A 4 mL de Agua 2 mL de C	2,5 mL de B 7,5 mL de Agua	Para cada corrida solo se modifica la temperatura y las soluciones se preparan de la misma manera.		

Tabla 1. Esquema de las experiencias realizadas.

Una vez iniciada la reacción, la cinética de la misma fue seguida a través de la medición de absorbancias a  $418 \text{ nm}$  cada sesenta segundos durante un tiempo final de 10 minutos. Las lecturas de absorbancia se realizaron a  $418 \text{ nm}$ , longitud de onda de máxima absorbancia de Ferricianuro de Potasio

(reactivo A). De esta manera, se observó la decoloración de la mezcla reaccionante con el transcurso del tiempo, debido a la oxidación al ácido ascórbico (reactivo B) por parte del Ferricianuro de Potasio. Finalmente, los datos obtenidos fueron utilizados para el análisis y determinación de parámetros cinéticos básicos.

### Resultados y Discusión

Para la reacción en estudio (1), la expresión de la velocidad estaría dada por:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k_2 [A]^n [B]^m \quad (2)$$

donde:  $A$  es la concentración de Ferricianuro de Potasio en la mezcla reaccionante expresado en moles  $L^{-1}$ ;  $B$  es la concentración de Ácido Ascórbico en la mezcla reaccionante expresado en moles  $L^{-1}$ ;  $n$  y  $m$ : orden de reacción respecto a los reactivos A y B respectivamente. El orden total de la reacción estará dado por  $(n + m)$ ;  $k_2$  es la constante de velocidad o velocidad específica de la reacción.

Determinamos en primer lugar el orden de reacción respecto al reactivo A, entonces, la expresión (2) queda reducida a:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k_1 [A]^n \quad (3)$$

donde  $k_1$ : constante de velocidad de primer orden,  $s^{-1}$ . Se entiende que:

$$k_1 = k_2 [B]^m \quad (4)$$

Aplicamos el método integral, haciendo la suposición de que  $n = 1$ , y la ecuación integrada de orden 1 es:

$$\ln[A] = \ln[A]_0 - k_1 t \quad (5)$$

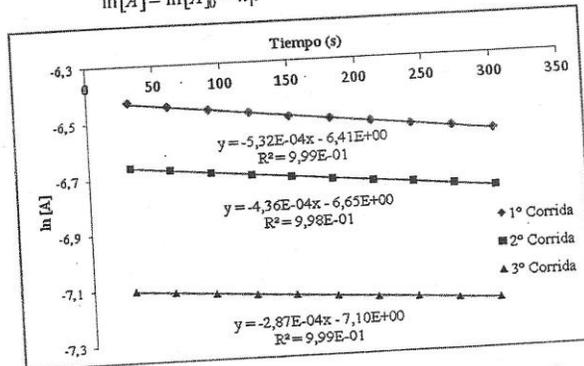
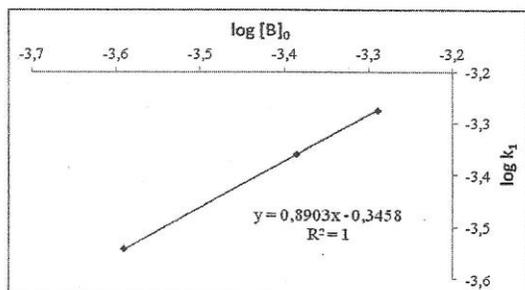


Figura 1. Gráfica de  $\ln[A]$  vs tiempo para las tres corridas ensayadas.

Solamente en el caso que nuestra suposición sea correcta la gráfica de  $\ln[A]$  versus tiempo es una recta, cuya pendiente nos permite obtener el valor numérico de  $k_1$ , y a partir de la ordenada al origen, verificar la concentración inicial de A ( $[A]_0$ ).

Para cada una de las tres corridas realizadas se obtuvieron los valores de  $k_1$  (figura 1) correspondientes.

Aplicando logaritmos a la expresión (4) y graficando  $\log k_1$  vs  $\log [B]_0$  (concentración inicial de Ácido Ascórbico en la mezcla de reacción) se obtuvieron a partir de la pendiente y ordenada al origen los valores de  $m$  y  $k_2$  respectivamente, como se observa en la figura 2.



$k_1$	$5,32 \cdot 10^{-4}$ $4,36 \cdot 10^{-4}$ $2,87 \cdot 10^{-4}$
$k_2$	0,7076
$m$	0,8903

Tabla 2. Valores de los parámetros  $k_1$  ( $s^{-1}$ ),  $k_2$  ( $L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$ ) y  $m$  a partir de las gráficas 1 y 2.

Figura 2. Gráfica de  $\log [B]_0$  vs  $\log k_1$ . Obtención de  $k_2$  y  $m$ .

Los valores de  $k_1$ ,  $k_2$  y  $m$  obtenidos se presentan en la tabla 2. Teniendo en cuenta que supusimos que el orden de reacción para Ferricianuro de Potasio (A) es igual a uno y que  $m = 0,89 \cong 1$ , el orden total de reacción es igual a 2, es decir que, el sistema en estudio es una reacción química de segundo orden.

Para la evaluación del efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción se trabajó con concentraciones iniciales iguales de A y B ( $[A]_0 = [B]_0$ ). En estas condiciones, la velocidad de reacción es,

$$-\frac{d[A]}{dt} = k_2 [A]^2 \quad (6)$$

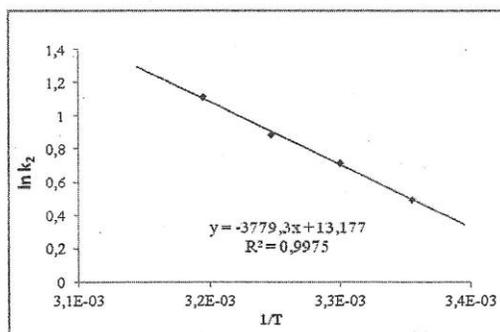
La ecuación integrada para una reacción de segundo orden es la siguiente:

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k_2 t \quad (7)$$

Una de las relaciones más importantes de la cinética química, y que permite obtener información sobre el mecanismo de una reacción, es la que vincula la constante de velocidad con la temperatura. Arrhenius obtuvo en forma empírica la ecuación que representa esta relación, cuya forma lineal es:

$$\ln k = \ln A - \frac{Ea}{RT} \quad (8)$$

En esta ecuación  $A$  es el factor de frecuencia de la reacción, y tiene las mismas unidades que la constante de velocidad, en este caso,  $L mol^{-1} s^{-1}$  y  $Ea$  es la energía de activación ( $cal mol^{-1}$  ó  $J mol^{-1}$ ). Al graficar esta ecuación se puede obtener el valor numérico de la  $Ea$  y del factor de frecuencia de la reacción en estudio, a partir de la pendiente y de la ordenada al origen de la recta, respectivamente.



$T^{\circ}$ (K)	$k_2$	$Ea$
298,0	1,64	$7,51 \cdot 10^3$
303,0	2,04	
308,0	2,43	$A$
313,0	3,04	$5,28 \cdot 10^5$

Tabla 3. Valores obtenidos de  $k_2$  ( $L mol^{-1} s^{-1}$ ),  $Ea$  ( $cal mol^{-1}$ ) y  $A$  ( $L mol^{-1} s^{-1}$ ) para el sistema estudiado a diferentes temperaturas.

Figura 3. Representación de la ecuación de Arrhenius

#### Conclusiones

A través de la realización de experiencias sencillas, que pueden concretarse en una jornada de actividades prácticas de laboratorio, pudieron determinarse los órdenes de reacción respecto de cada uno de los reactivos, el orden total de la reacción en estudio y las respectivas constantes de velocidad. De la misma manera, se obtuvieron los valores numéricos de energía de activación y factor de frecuencia; parámetros que son necesarios para la adecuada comprensión del mecanismo de reacción entre especies, y que resultaron concordantes con los valores que se obtienen generalmente para reacciones sencillas de segundo orden.

La evaluación de los efectos de la concentración y la temperatura sobre la velocidad de reacción son indispensables para posteriormente controlar el sistema estudiado con la simple modificación de dichas variables. Además, el conocimiento de estos parámetros permitiría llevar adelante un estudio de degradación del Ácido Ascórbico presente en un alimento. Por su parte, los datos determinados a partir de la ecuación de Arrhenius son útiles para llevar adelante estudios de degradación acelerada, frecuentemente utilizados en la industria alimentaria para determinar la fecha de vencimiento de alimentos envasados.

Se concluye que el presente estudio aporta a los estudiantes una herramienta de simple aplicación y fácil implementación en futuros y complejos sistemas que pudieran hallarse en sus ámbitos de desarrollo.

**Bibliografía**

- K. J. Laidler, "Cinética de Reacciones", Vol. 1. Editorial Alhambra, 1972.
- Ruff and I.G. Csizmadia, "Organic Reactions. Equilibria, Kinetics and Mechanism". Elsevier, London, 1994.
- P. W. Atkins, J. de Paula, "Atkins Química Física". 8° ed. Editorial Medica Panamericana, Buenos Aires, 2008.
- W. Castellan, "Fisicoquímica". Addison-Wesley Iberoamericana, USA, 1987.