

**MEMORIA DE ACTIVIDADES:
CONVOCATORIA DE AYUDAS DE LA
UNIVERSIDAD DE SALAMANCA A PROYECTOS
DE INNOVACIÓN Y MEJORA DOCENTE.**

CURSO 2019-2020

PROYECTO ID2019/155

TÍTULO DEL PROYECTO:

APLICACIÓN DE LA METODOLOGÍA APRENDIZAJE/SERVICIO EN LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO DEL ÁREA DE QUÍMICA FÍSICA

REFERENCIA:

ID2019/155

PROFESOR COORDINADOR:

M^a del Mar Canedo Alonso NIF: 10065738H E-mail: mcanedo@usal.es

RELACIÓN DE MIEMBROS DEL EQUIPO:

M^a del Mar Canedo Alonso NIF: 10065738H E-mail: mcanedo@usal.es

M^a Dolores Merchán Moreno NIF: 07858922Y E-mail: mdm@usal.es

José Luis Usero García NIF: 07803610^a E-mail: usero@usal.es

1. INTRODUCCIÓN

El proyecto de innovación docente “Aplicación de la metodología aprendizaje/servicio en las prácticas de laboratorio del área de Química Física” pretende la mejora de la docencia práctica en los laboratorios del área de Química Física. Este aspecto ha sido importante para los miembros del equipo que han intervenido en diferentes proyectos de innovación docente dirigidos a la mejora de las prácticas de laboratorio, bien en proyectos estaban dirigidos a la adquisición de material docente, o bien en otros en los que proponen la introducción de nuevas metodologías docentes como la docencia virtual y el modelo de clase invertida.

El aprendizaje/servicio es una metodología educativa que permite a los estudiantes adquirir conocimientos teóricos y prácticos y relacionarlo todo con la vida cotidiana, el medio ambiente y el compromiso social. El grupo de trabajo ha considerado interesante introducir esta metodología para que los estudiantes relacionen los contenidos que se imparten en el aula con aspectos cotidianos de la vida y que en sus futuros trabajos (empresa, industria, investigación o docencia) tengan conciencia de la importancia que tiene la Química en el cuidado y mejora del medio ambiente.

2. OBJETIVO

El objetivo de ese proyecto es aplicar la metodología educativa aprendizaje/servicio en una serie de prácticas de laboratorio del área de la Química Física de manera que los estudiantes adquieran conocimientos teóricos y prácticos y los relacionen con la vida cotidiana y el medio ambiente. Para alcanzar este objetivo se han desarrollado una serie de prácticas de laboratorio que permitan a los estudiantes comprobar las aplicaciones que tienen en su vida diaria los contenidos de Química Física que han visto en las clases teóricas. Además de este modo pueden comprender cómo la Química puede ayudar a la sociedad y a mejorar la nuestra vida diaria.

3. ACTIVIDADES REALIZADAS

El proyecto de innovación docente “Aplicación de la metodología aprendizaje/servicio en las prácticas de laboratorio del área de Química Física” va dirigido a alumnos de las asignaturas Experimentación en Química Física del Grado en Química y Química Física del Grado en Ingeniería Química. Los profesores participantes en este proyecto han diseñado una serie de experiencias para realizar en el laboratorio por los alumnos de estas asignaturas pero pueden ser utilizadas en cualquier otra asignatura del área de Química Física cuyos contenidos sean acordes con los conceptos teóricos en los que se fundamentan las experiencias.

Actividades realizadas:

1. Se analizaron los contenidos de las asignaturas a las que va dirigido el proyecto y seleccionaron los más adecuados para la realización de experiencias prácticas en el laboratorio mediante la metodología aprendizaje/servicio.
2. Se realizó una búsqueda bibliográfica para que los estudiantes pudieran disponer de material para la consulta y ampliación de conocimientos. Se recomienda a los estudiantes la siguiente bibliografía para su consulta:

Chang, R., “*Química*”, 10ª ed. McGraw-Hill, 2000.

Petrucci, R.H. y col. “*Química general. Principios y aplicaciones modernas*”. Pearson Ed. 2003 (reimpr. 2008).

Atkins, P. y Jones, L. “*Principios de Química*”, 5ª ed. Editorial Panamericana, 2012.

Atkins, P. “*Química General*”, 3ª ed. Editorial Omega, 1998.

Ebbing, D.D. “*Química General*”. Ed. McGraw-Hill Interamericana, 1997.

Atkins, P.W. *Fisicoquímica*, Panamericana, Madrid (2008).

Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. I)*, McGraw-Hill, México (2004).

Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. II)*, McGraw-Hill, México (2004).

Castellan, G.W., *Fisicoquímica*. Fondo educativo Interamericano México 1981

3. Se proporcionó a los estudiantes a través de la plataforma docente *studium* los enlaces correspondientes a un conjunto de bases de datos que pueden ser útiles durante el desarrollo de las prácticas de laboratorio.

- Constantes físicas fundamentales (<http://physics.nist.gov/cuu/Constants/>)
- Sistema Internacional de Unidades (<http://physics.nist.gov/cuu/Units/index.html>)
- NIST Chemistry WebBook (<http://webbook.nist.gov/chemistry/>)
- IUPAC (<http://www.iupac.org/>)
- IUPAC Gold Book (Gold Book, Version 2.3.2,2012-08-19).

4. Se seleccionó una serie de prácticas de laboratorio cuyos conceptos teóricos se correspondan con las asignaturas a las que va dirigido el Proyecto de Innovación y mejora docente y a continuación se elaboró un guion de cada una de ellas en las que se incluyen los siguientes apartados:

- a) Introducción: en este apartado se relacionan los contenidos teóricos de la experiencia que se va a realizar con aspectos cotidianos de la vida.
- b) Fundamento teórico: conceptos teóricos fundamentales de la experiencia.
- c) Objetivo de la experiencia.
- d) Desarrollo experimental: material que se va a utilizar, reactivos necesarios y procedimiento experimental a seguir.
- e) Cuestiones sobre la experiencia que los alumnos deben resolver al finalizar la experiencia y entregar al profesor.
- f) Bibliografía general y específica.

5. Los guiones se ponen a disposición de los alumnos en la plataforma docente *studium* antes de la realización de las prácticas para que en el momento de su desarrollo experimental, los estudiantes tengan conocimiento de todos los aspectos de las mismas.

6. Se realizó una búsqueda de recursos online de libre acceso que proporcionen simulaciones, visualizaciones y modelizaciones relacionadas con las experiencias a

realizar. El objetivo inicial era proporcionar a los estudiantes una herramienta para que pudieran visualizar las experiencias previamente a la realización del trabajo experimental en el laboratorio. En las circunstancias que hemos vivido estos últimos meses debido a la situación excepcional provocada por la pandemia Covid-19 que ha llevado a la suspensión de las clases presenciales y ante la posibilidad de que el próximo curso pueda ser necesario de nuevo, este punto cobra gran importancia. Las simulaciones y visualizaciones podrían ser de gran ayuda en caso de que no fuese posible la realización presencial de las prácticas en el laboratorio.

Destacamos los siguientes recursos de libre acceso disponibles en las siguientes páginas:

- educaplus.org (<http://www.educaplus.org/game/>)
 - PHET Interactive Simulations (<https://phet.colorado.edu/>).
 - Chemical Thinking Interactives (<https://sites.google.com/site/ctinteractives/>)
 - Wolfram Demonstrations Project (<http://demonstrations.wolfram.com/>)
 - Model ChemLab (<http://model-chemlab.softonic.com/>)
 - ChemCollective (<http://chemcollective.org/home>)
-

7. Una vez visualizadas las simulaciones seleccionadas, los estudiantes realizan la experiencia bajo la supervisión del profesor, analizando los resultados y obteniendo las correspondientes conclusiones.

8. Al finalizar la experiencia los estudiantes elaboran un informe de la experiencia realizada, que incluye el fundamento teórico, el material de laboratorio utilizado, los reactivos y aparatos necesarios. Además se describe el procedimiento experimental, se exponen los datos experimentales obtenidos, los cálculos realizados y los resultados obtenidos. A través de la discusión de resultados se obtienen las correspondientes conclusiones del procedimiento y de la metodología utilizada. En este informe se incluirán las cuestiones planteadas para cada experiencia.

4. JUSTIFICACIÓN ECONÓMICA

El Proyecto de Innovación docente ha recibido una valoración positiva pero no se ha solicitado financiación por lo que se han utilizado recursos disponibles en los laboratorios del Departamento de Química Física.

5. RESULTADOS

Durante el curso 2019-2020 se han desarrollado los guiones correspondientes a dos prácticas de laboratorio que se realizan en las asignaturas Química Física de 1^{er} Curso del Grado en Ingeniería Química y Experimentación en Química Física de 3^{er} Curso del Grado en Química. Durante los próximos cursos se irán desarrollando guiones correspondientes a otras prácticas que se incorporaran a estas asignaturas.

Como muestra proporcionamos el siguiente material:

- **Laboratorio virtual:** conjunto de direcciones de sitios web de libre acceso en los que se dispone de simulaciones y visualizaciones de diferentes experimentos químicos, simulaciones de la experiencia espectrofotometría de absorción y simulaciones de propiedades coligativas.
- Guion de la práctica de laboratorio “Espectrofotometría de absorción. Análisis de colorantes alimentarios”.
- Guion de la práctica de laboratorio “Propiedades coligativas: Ascenso ebulloscópico y descenso crioscópico”.

1) LABORATORIO VIRTUAL

1.1) SIMULACIONES Y VISUALIZACIONES DE DIFERENTES PROCESOS QUÍMICOS

Recursos online que contienen simulaciones, visualizaciones y modelizaciones de diferentes procesos químicos.

a) educaplus.org (<http://www.educaplus.org/game/>)

Contiene recursos interactivos para las diferentes áreas de la Ciencia entre ellas la Química.

b) PHET Interactive Simulations (<https://phet.colorado.edu/>).

Sitio web que contiene numerosas simulaciones y animaciones para el estudio de mezclas ideales y no ideales, propiedades coligativas, cinética química, equilibrio, etc,...

c) Chemical Thinking Interactives (<https://sites.google.com/site/ctinteractives/>)

Sitio web que contiene recursos educativos interactivos diseñados para apoyar la enseñanza y el aprendizaje de Química. Las simulaciones están clasificadas por temas y han sido desarrolladas para involucrar activamente a los estudiantes en el análisis de las propiedades y los comportamientos de diferentes sistemas químicos.

(<https://sites.google.com/site/ctinteractives/>)

(<https://sites.google.com/site/portalquimicahumboldt/simuladores>)

d) Wolfram Demonstrations Project (<http://demonstrations.wolfram.com>)

e) Model ChemLab (<http://model-chemlab.softonic.com/>)

f) Virtual Chemistry Experiments.

Virtual Chemistry Experiments es una colección de tutoriales de química interactivos de química para simular experimentos o representar estructuras moleculares y atómicas. (<http://www.chm.davidson.edu/vce/Kinetics>).

g) ChemCollective (<http://chemcollective.org/home>)

(https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Ancillary_Materials/Interactive_Applications/ChemCollective_Virtual_Labs)

(<http://chemcollective.org/vlabs>)

(<http://chemcollective.org/sims>)

1.2) SIMULACIONES: ESPECTROFOTOMETRÍA DE ABSORCIÓN

a) Simulador de espectros de absorción

<http://biomodel.uah.es/lab/abs/inicio.htm>

b) Espectrofotómetro virtual uv-visible

<https://upcommons.upc.edu/handle/2117/80376?locale-attribute=es>

c) Simulación: espectrofotometría uv-visible

https://upcommons.upc.edu/bitstream/handle/2117/80376/Simulacion_espectrofotometria_absorcion_UV_visible.mp4?sequence=5&isAllowed=y

<https://www.jove.com/science-education/10204/espectroscopia-ultravioleta-visible-uv-vis?language=Spanish>

1.3) SIMULACIONES: DISOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

https://phet.colorado.edu/sims/soluble-salts/soluble-salts_es.jnlp

https://phet.colorado.edu/sims/sugar-and-salt-solutions/sugar-and-salt-solutions_es.jnlp

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/legacy/soluble-salts>

https://phet.colorado.edu/sims/molarity/molarity_es.jnlp

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/concentration>

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/propOfSoln/vp3.html>

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/propOfSoln/colligative.html>

http://qf1.web.webs.uvigo.es/qf1_ebulloscopia.htm

https://www.youtube.com/watch?v=_fepRvmQ6U0

<http://www.iqb.es/cbasicas/fisio/cap04/movies/osmosis.htm>

<https://www.youtube.com/watch?v=oONjIH39uUw>

<https://www.youtube.com/watch?v=6Rd2bEp380w&feature=related>

https://www.google.es/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=5&cad=rja&uact=8&ved=0ahUKEwiFgsqivM_NAhVBXRoKHemeCrQQtwIIMzAE&url=https%3A%2F%2Fwww.youtube.com%2Fwatch%3Fv%3D_fepRvmQ6U0&usg=AFQjCNFIZ5ngjtaIgAKwZURW6KQI1MIhQ

2) GUIONES DE LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO

2.1) PRÁCTICA 1

ANÁLISIS ESPECTROFOTOMÉTRICO

1. INTRODUCCIÓN

La espectroscopia es un campo fascinante de la Química y la Física que se ha utilizado en una variedad de aplicaciones, análisis de productos químicos en alimentos y productos farmacéuticos, determinación de la edad y composición de estrellas y galaxias, etc,... La materia (moléculas y átomos) interactúa con la radiación y estas interacciones nos permiten obtener información sobre las sustancias, la estructura y el comportamiento de las moléculas y los átomos.

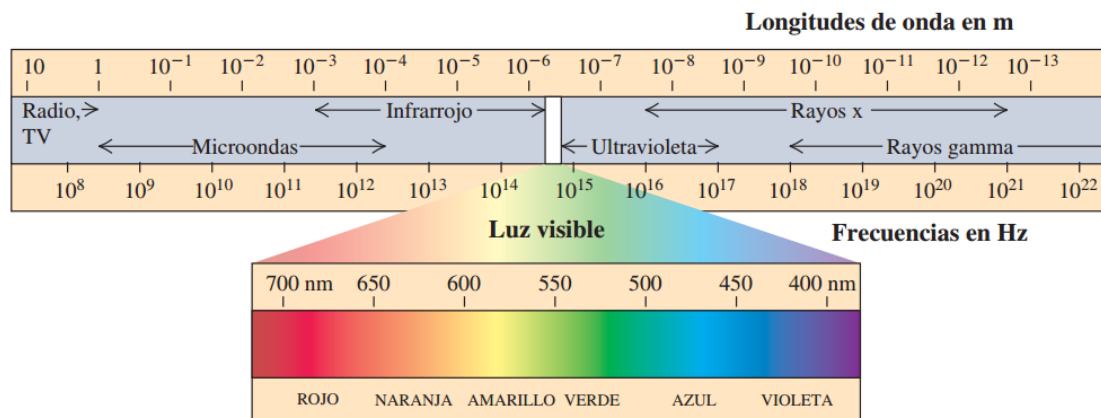
La interacción de las moléculas con la radiación depende de la región del espectro electromagnético y de la estructura de las moléculas (o átomos). El color es causado por la interacción de sustancias con la zona del campo electromagnético que llamamos "visible". La cantidad de sustancia influye en el alcance de esa interacción, se puede saber fácilmente cuál de una serie de disoluciones está más concentrada con solo mirar la intensidad de su color.

En esta experiencia se estudiarán los principios de la espectrofotometría y se utilizará su conocimiento y comprensión para explicar la interacción de la radiación UV-Visible y las moléculas orgánicas en productos comerciales.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

La espectroscopía estudia la interacción de la radiación electromagnética con la materia, es decir, la absorción o emisión de radiación por parte de las moléculas. Puesto que hay varias clases de radiación electromagnética, hay varios tipos de espectroscopía,

que dependen de la frecuencia de la luz que se utiliza (ultravioleta, visible, infrarrojo, etc,...).



La interacción de la radiación electromagnética con las moléculas produce transiciones electrónicas, y por tanto absorción de radiación, cuando la diferencia de energía entre los estados electrónicos cumple la siguiente relación:

$$\Delta E = h\nu$$

ν = frecuencia de la radiación

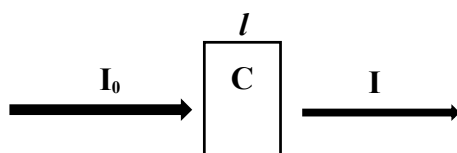
h = constante de Plank.

Esta relación indica que las moléculas absorben sólo a determinadas frecuencias, lo que implica que únicamente están permitidas ciertas diferencias de energías, es decir, la energía de las moléculas está cuantizada.

La energía necesaria para producir cambios entre estados electrónicos (transiciones electrónicas) es mayor que la que se precisa para originar otros tipos de tránsitos (vibracionales, rotacionales, etc,..) y corresponde a la zona visible y ultravioleta del espectro.

La cantidad de radiación absorbida varía en función de la radiación electromagnética incidente (longitud de onda, λ), de la concentración de la especie que absorbe y de la longitud del recipiente que contiene la disolución (cubeta).

Consideramos una radiación electromagnética de intensidad I_0 que incide sobre la cubeta que contiene la especie a estudiar y se mide la intensidad de la radiación a la salida, I , si la muestra ha absorbido parte de la radiación incidente entonces $I < I_0$.



Se denomina **Transmitancia (T)**, a una longitud de onda dada, al cociente I/I_0 que normalmente se expresa en %. La **Absorbancia (A)** se define como:

$$A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right) = \log\left(\frac{1}{T}\right) = -\log T$$

La ley empírica de **Lambert- Beer** establece que:

$$A = \epsilon_{\lambda} l [C]$$

l = Longitud del paso óptico (cm), ancho de la cubeta que contiene la muestra.

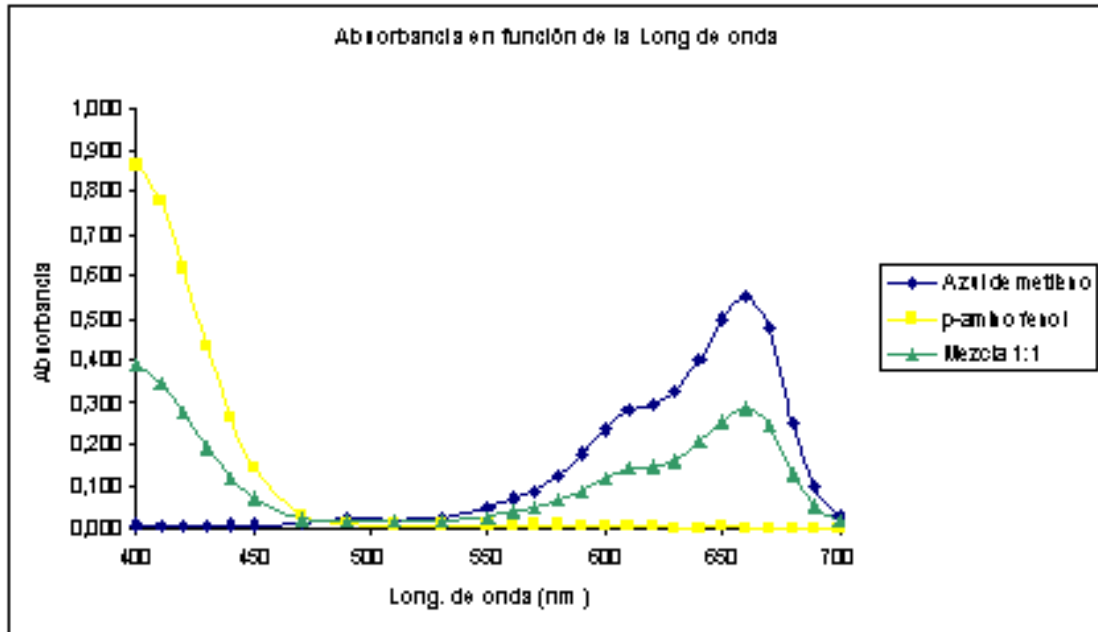
$[C]$ = Concentración molar (mol/L) de la especie que absorbe.

ϵ_{λ} = Coeficiente de absorción molar ($\text{Lmol}^{-1}\text{cm}^{-1}$) característico de cada especie a cada λ

Esta relación permite el cálculo cuantitativo de la concentración de una disolución, siempre que ésta sea estable (en el tiempo y frente a la temperatura) y transparente.

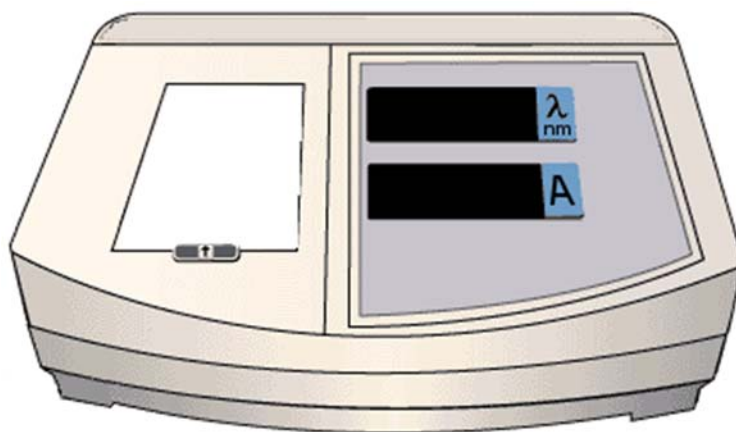
La absorción de radiación electromagnética no se produce del mismo modo en las diferentes especies. Analizando cómo varía la absorción de una especie con la longitud de onda de la radiación incidente se puede conocer cuál es su comportamiento. Representando la absorción frente a λ , se obtiene una curva conocida como **espectro de absorción**, el cual es característico de la especie estudiada.

Espectro de absorción = Representación de la absorción (Absorbancia) vs λ . Característico de la especie estudiada.



ESPECTROFOTÓMETRO

El espectrofotómetro es un instrumento con el que se mide la cantidad de intensidad de luz absorbida después de pasar radiación a través de una disolución.



Partes de un espectrofotómetro:

Fuente de luz → Emite la radiación que posteriormente interactúa con la muestra.

Deuterio (región UV, 190-370 nm)

Tungsteno (zonas visible y cercanas al IR, 320 – 1,100 nm)...

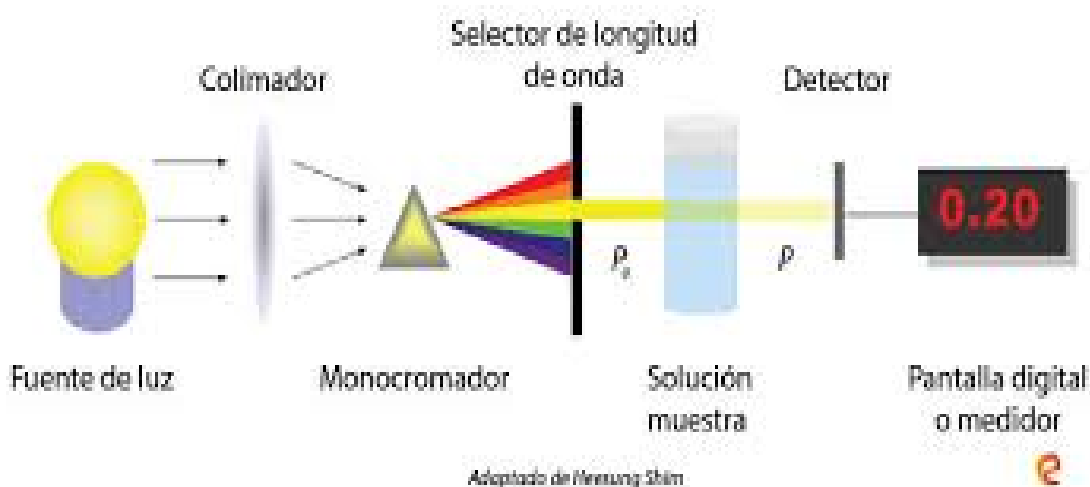
Sistema monocromador → Separa bandas de luz estrechas (antes o después de la interacción de la luz con la muestra). Constituido por lentes, espejos, redes de difracción, prismas de refracción, rendijas, etc,..

Celda o cubeta: compartimento para colocar la muestra, estará colocado de manera que el haz de luz de la fuente atraviese la muestra perpendicularmente

Sistema detector para la detección de la radiación que ha atravesado la muestra.

Sistemas electrónicos de amplificación, transformación y comparación de señal.

Sistemas de registro de señal o almacenamiento de datos



3. OBJETIVO DE LA EXPERIENCIA

Análisis de colorantes alimentarios mediante espectrofotometría de absorción puesto que son moléculas que absorben la radiación electromagnética en la zona del espectro de luz visible.

4. DESARROLLO EXPERIMENTAL

Material

Espectrofotómetro uv-visible

Balanza analítica

Material de laboratorio: vasos de precipitado, pipetas, matraces aforados, etc,...

Reactivos

Agua destilada

Colorantes alimentarios:

Los colorantes alimentarios son un tipo de aditivos alimentarios que proporcionan color a los alimentos. Si están presentes en los alimentos se consideran naturales y si por el contrario, se añaden a los alimentos durante su procesado se denominan artificiales.

Existe una amplia variedad de alimentos que consumimos que tienen colorantes artificiales, golosinas, gelatinas, snacks, cereales procesados, platos precocinados, algunos fiambres, etc,... pero sobre todo están presentes en las bebidas azucaradas o refrescos. Estos colorantes se utilizan normalmente para hacer el producto más apetecible y bonito a simple vista, con colores que atraen la atención.

Los colorantes artificiales son solubles en agua, debido a la presencia de grupos de ácido sulfónico y por tanto fáciles de utilizar, generalmente en forma de sales sódicas. Además son resistentes a los tratamientos térmicos, pH extremos, luz, etc,...

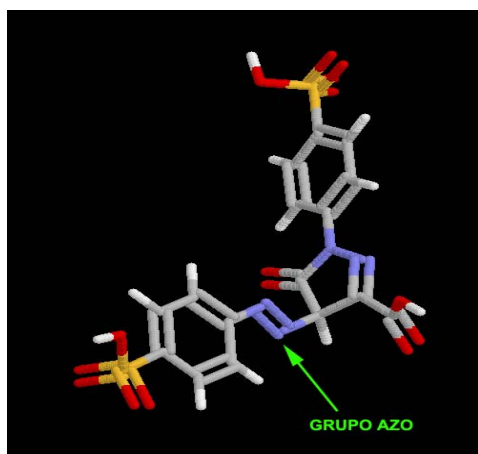
La preocupación por su seguridad ha hecho que los colorantes artificiales hayan sido estudiados de forma exhaustiva por lo que respecta a su efecto sobre la salud, reduciéndose generalmente su campo de aplicación.

Dentro de la gran variedad de colorantes que existen, los azoicos son los que mayor controversia generan debido a los múltiples casos de alergias con las que se relaciona. Los colorantes azoicos autorizados para su utilización como aditivos alimentarios son todos solubles en agua, debido a la presencia de grupos sulfónicos. Estos colorantes han sido cuestionados reiteradamente, debido a que muchos colorantes de esta familia (no los autorizados para uso alimentario) han demostrado ser cancerígenos en

experimentos con animales. Una diferencia fundamental es que los colorantes cancerígenos son poco polares, solubles en grasas y atraviesan con cierta facilidad la barrera intestinal, incorporándose al organismo. En cambio, los colorantes autorizados, que son muy polares y solubles en agua, no se absorben.

La tartracina o tartrazina es uno de los colorantes artificiales más utilizados en los alimentos, Unión Europea (E-102) y Estados Unidos (Yellow 5), proporciona a los alimentos y bebidas un tono amarillo más o menos anaranjado dependiendo de la cantidad añadida. También es utilizado en productos de repostería, derivados cárnicos, sopas preparadas, conservas vegetales, salsas, helados, postres, caramelos y otras golosinas. Es el colorante del condimento para paellas utilizado en sustitución del azafrán. También se utiliza para obtener colores verdes, al mezclarlo con colorantes azules.

La toxicidad de la tartracina es muy pequeña, la ingestión diaria aceptable, prácticamente imposible de alcanzar, está establecida en 7,5 mg/kg de peso. Sin embargo, parece que la tartracina es capaz de producir reacciones adversas en un pequeño porcentaje (alrededor del 10%) de entre las personas que son alérgicas a la aspirina.



Procedimiento experimental

a) Preparar una disolución de tartracina

- a1) Preparar 100 mL de una disolución de tartracina en agua de concentración $[T]_0$
- a2) Calcular la concentración exacta, el error absoluto y el relativo.

b) Determinación de la curva patrón de la tartracina por espectroscopía UV-visible.

- b1) Realizar el espectro de absorción de la tartracina en el intervalo de longitudes de onda $\lambda = 400-700$ nm.
- b2) Seleccionar el máximo de absorción λ

c) Comprobación de la Ley de Lambert-Beer. Curva de calibración.

- c1) A partir de la disolución madre de tartracina preparar una curva de calibración con 10 disoluciones preparadas diluyendo la disolución madre.
- c2) Calcule la concentración de cada una de ellas $[T]_i$.
- c3) Se tomarán las medidas de absorbancia en el máximo de absorción de cada una de las disoluciones.
- c4) Los valores de absorbancia para sus disoluciones deben estar en el rango de 0.1-1.0.
- c5) Si el valor de absorbancia es inferior a 0.1, deberá preparar otra disolución más concentrada.
- c6) Si el valor de absorbancia es superior a 1.0, deberá diluir su disolución.
- c7) Preparar la tabla A/ $[T]_i$
- c8) Analice sus datos y prepare una gráfica de absorbancia vs concentración usando Excel.
- c9) Determine la "línea de mejor ajuste" o la "línea de tendencia" de la gráfica.
- c10) Aplicando la ley de Lambert-Beer obtendremos el coeficiente de absorción molar a la longitud de onda de trabajo.

$$A_{\lambda} = \varepsilon_{\lambda} \times l \times [T]_i$$

$[T]_i$ = Concentración molar de la disolución i de tartracina = x

A_λ = Absorbancia de la disolución i de tartracina a la longitud de onda $\lambda = y$

ϵ_λ = Coeficiente de absorción molar de la tetracina a la longitud de onda λ

l = Longitud de paso óptico ($l=1\text{cm}$)

$$y = b + mx \quad m = \epsilon_\lambda \times l$$

c11) Buscar en bibliografía el coeficiente de absorción molar de la tartracina a la longitud de onda λ y compare con el valor obtenido. Analice las fuentes de error que pueden afectar a la precisión de su medida.

d) Determinar la concentración de tartracina en productos comerciales

El paso final en esta práctica es determinar la cantidad de colorante alimentario en las bebidas comerciales que elija.

d1) Seleccione al menos 2 bebidas comerciales que contenga el colorante E-102 (tartracina),

d2) Mida la absorbancia de cada una de las bebidas a la longitud de onda λ .

d3) Analice sus datos y determine la concentración de tartracina en cada una de las bebidas aplicando la ley de Lambert-Beer.

5. CUESTIONES

a) ¿Es un problema si el valor de absorbancia para una muestra cae fuera del rango de la curva de calibración? ¿Cómo abordaría esto?.

b) ¿Cuál es la concentración de colorante alimentario indicada en el producto comercial que estudió? ¿Coincide con el valor que obtuvo?.

c) Enumere las posibles fuentes de error en este análisis.

d) Algunas bebidas son más complejas que otras en términos de apariencia si no transparentes, como la leche, pueden ser difíciles de estudiar. Una forma de abordar este problema en particular es diluir la muestra hasta que sea posible ver la luz que la atraviesa. ¿Cómo puede afectar esta dilución a las mediciones?.

e) ¿Qué otros factores cree que es importante tener en cuenta al analizar productos comerciales? Haga una lista de cosas a tener en cuenta al seleccionar una muestra para analizar.

6. BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P.W. *Fisicoquímica*, Panamericana, Madrid (2008).
- Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. I)*, McGraw-Hill, México (2004).
- Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. II)*, McGraw-Hill, México (2004).

PRÁCTICA 2

PROPIEDADES COLIGATIVAS

1. INTRODUCCIÓN

Las propiedades coligativas de las disoluciones, tienen importancia en la vida cotidiana permitiendo por ejemplo preparar mezclas anticongelantes, disoluciones fisiológicas, disoluciones con nutrientes especiales para utilizar en regadíos, la desalinización de las aguas marinas, etc,...

Una de las aplicaciones más conocida de las propiedades coligativas, consiste en añadir sal sobre las carreteras congeladas en invierno cuando la temperatura desciende por debajo de 0°C . Al añadir la sal, se forma una disolución de sal y agua que congela a temperatura menor de 0°C , lo que permite que el hielo se derrita, quedando solo agua salada que no congelará a menos que desciendan mucho las temperaturas.

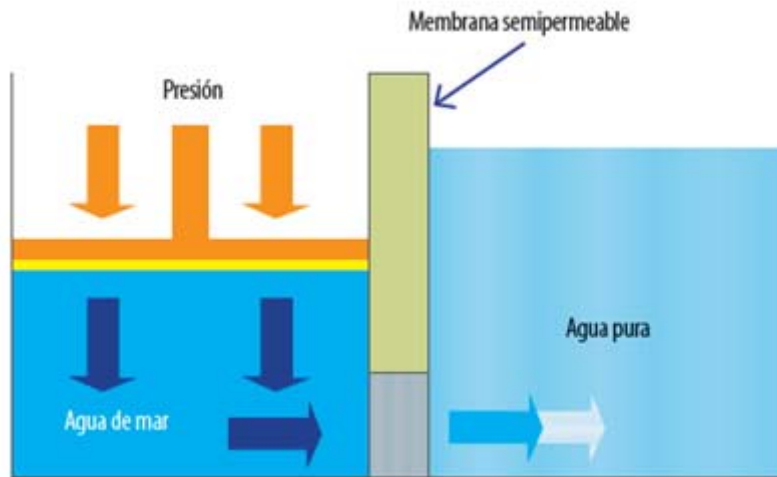
Otra aplicación cotidiana consiste en mantener los motores de los automóviles a temperaturas bajas, utilizando líquidos refrigerantes que absorben el calor mediante solutos que conservan o aumentan la capacidad de hacerlo, disminuyendo el punto de congelación y aumentando el de ebullición. De igual modo los líquidos anticongelantes utilizan solutos que disminuyen el punto de congelación y aumenten el punto de

ebullición, como el etilenglicol que impide que los refrigerantes se congelen como ocurriría si se utilizara agua pura.

En la conservación de alimentos también intervienen las propiedades coligativas, por ejemplo, para conservar las frutas en almíbar se utiliza una disolución de sacarosa, donde hay una disminución del punto de congelación, una elevación del punto de ebullición y un proceso de osmosis debido a la concentración de la disolución. El proceso de osmosis es un factor importante para conservar alimentos y atacar la actividad microbiana ya que el soluto de la disolución retiene agua y dificulta la supervivencia de los microbios. Además el agua se mueve desde el interior de las células hacia el exterior, generándose deshidratación parcial, lo que impide la multiplicación de los microorganismos.

El funcionamiento del suero fisiológico se basa en el proceso de osmosis puesto que la membrana plasmática de las células es semipermeable, por lo que debe permanecer en equilibrio osmótico con los líquidos que la rodean. Cuando las concentraciones de los fluidos extracelulares e intracelulares son iguales, ambas disoluciones son isotónicas. Si los líquidos extracelulares aumentan su concentración de solutos se hacen hipertónicas respecto a la célula, por lo que pierde agua. Para prevenir la deshidratación o la ruptura de las células se inyectan medicamentos cuyas disoluciones son isotónicas, como por ejemplo el suero fisiológico que es una disolución formada por agua y electrolitos que permite conservar en equilibrio la presión osmótica.

La desalinización se utiliza para separar las sales del agua de mar y obtener agua pura, ante la escasez de agua dulce y ante la gran cantidad de agua de mar que hay en el planeta. Uno de los métodos utilizados es la osmosis inversa que utiliza altas presiones para empujar el paso del agua desde la disolución más concentrada a una menos concentrada a través de una membrana semipermeable.



La disminución de la presión de vapor en las disoluciones facilita los fenómenos de desecación en el laboratorio.

- Poner en un ambiente cerrado la disolución que se quiere desecar al lado de otra disolución con presión de vapor muy baja (agente desecante).
- La disolución a desecar evapora agua, que condensa sobre el agente desecante debido a la menor presión de vapor de éste.

Si en la misma campana se colocan 2 disoluciones de concentraciones diferentes:

- Las concentraciones tienden a igualarse → La disolución diluida se concentra por pérdida de disolvente y la concentrada se diluye por ganancia de disolvente.
- El equilibrio se alcanza cuando ambas concentraciones son aproximadamente iguales.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

Consideramos un sistema de dos fases con más de un componente:

- Solute: el componente que se encuentra en cantidad minoritaria, consideramos que se encuentra en muy pequeña cantidad para mantener la idealidad. No volátil para que en el vapor solo se encuentre el disolvente.
- Disolvente: el componente que se encuentra en cantidad mayoritaria.

Un soluto disuelto en un disolvente, puede cambiar las propiedades de la disolución respecto a las del disolvente:

- Bruscamente: debido a las propiedades del soluto, densidad, viscosidad, tensión superficial y conductividad eléctrica.
- Débilmente: las propiedades de la disolución que dependen del número de moléculas de soluto, presión de vapor, temperatura de congelación-fusión, temperatura de ebullición y presión osmótica.

Disolución formada por un **soluto no volátil** → Solamente el disolvente contribuye a la presión de vapor.

Propiedades coligativas

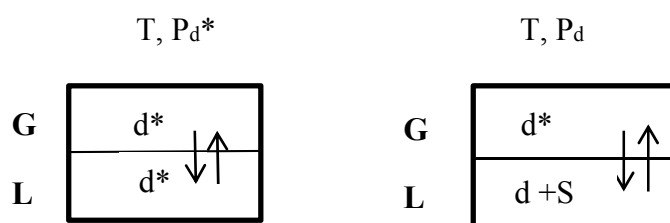
- Son propiedades de las disoluciones que solo dependen del número de partículas de soluto presentes en la disolución y no de su naturaleza.
 - Son consecuencia de la reducción del potencial químico del disolvente líquido como resultado de la presencia de un soluto.
- Descenso de la presión de vapor.
 - Aumento de la temperatura de ebullición.
 - Descenso de la temperatura de congelación.
 - Efecto de la presión osmótica.

2.1. Descenso de la presión de vapor

Disolución de dos componentes (disolvente y soluto), soluto no volátil.

Presión de vapor del disolvente puro → P_d^*

Presión de vapor del disolvente en la disolución → P_d



$$P_d < P_d^*$$

Cuando la disolución es diluida → El disolvente se comporta de forma ideal y cumple la **Ley de Raoult**

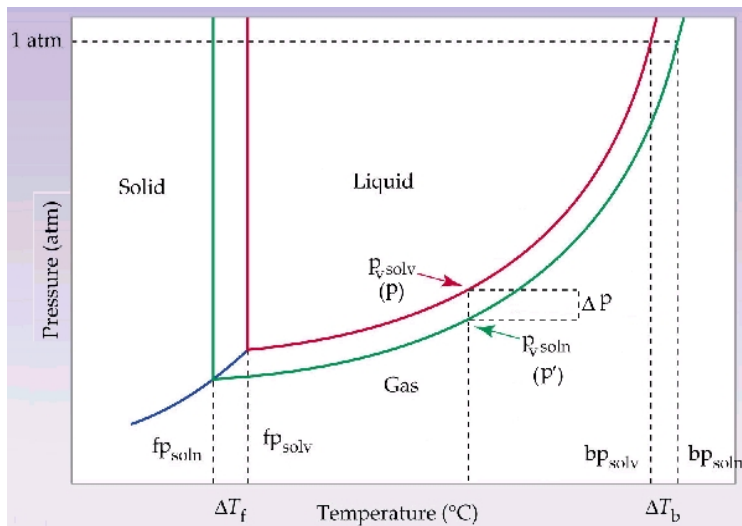
$$P_d = x_d P_d^*$$

$$x_d < 1 \rightarrow P_d < P_d^*$$

$$\Delta P = P_d^* - P_d = P_d^* - x_d P_d^* = (1 - x_d) P_d^* = x_s P_d^*$$

$$\Delta P = x_s P_d^*$$

La magnitud del descenso de la presión de vapor es independiente del tipo de soluto empleado y depende solamente de la fracción molar del mismo (x_s), es decir del número de partículas de soluto.



<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/propOfSoln/vp3.html>

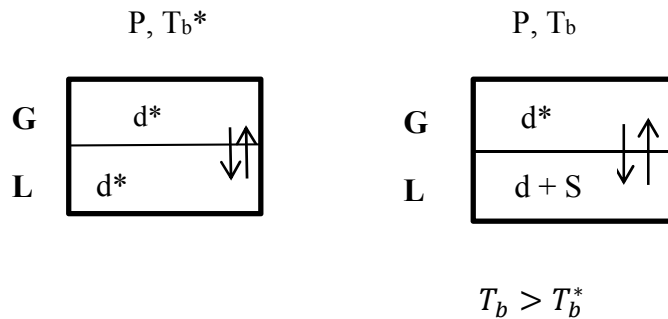
2.2. Ascenso ebulloscópico

La presencia de un soluto no volátil reduce la presión de vapor del disolvente → La temperatura de ebullición de la disolución aumentará.

T_b^* → Pto de ebullición del disolvente puro.

T_b → Pto de ebullición de la disolución.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^*$$



a) Disolución ideal moderadamente diluida.

$$\ln(1 - x_s) = \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{R} \left[\frac{1}{T_b} - \frac{1}{T_b^*} \right] \rightarrow \ln(1 - x_s) = \ln x_d = \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{R} \left[\frac{T_b^* - T_b}{T_b T_b^*} \right]$$

$x_d < 1 \rightarrow \ln x_d < 0 \quad \Delta \bar{H}_{vap} > 0 \rightarrow T_b > T_b^*$ ASCENSO

b) Disoluciones ideales muy diluidas

Si la cantidad de soluto es pequeña $\rightarrow x_s \ll 1 \rightarrow \ln(1 - x_s) \approx -x_s$

$$m = \frac{n_s}{kg \text{ dte}} = \frac{W_s/M_s}{W_d/10^3}$$

$$\Delta T_b = \frac{R(T_b^*)^2 M_d}{10^3 \Delta \bar{H}_{vap}} m$$

$$K_b = \frac{M_d R (T_b^*)^2}{10^3 \Delta \bar{H}_{vap}} \text{ Constante ebulloscópica}$$

Unidades $\rightarrow K_f = \frac{g \text{ mol}^{-1} \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1} (K)^2}{10^3 (g/kg) \text{ cal mol}^{-1}} = K \text{ kg mol}^{-1}$

$$\Delta T_b = K_b m$$

Determinación de masas moleculares de solutos $\rightarrow M_s$

- Medir el aumento ebulloscópico ΔT_b
- Conocida la K_b del disolvente $\rightarrow \Delta T_b = K_b m$

$$m = \frac{\Delta T_b}{K_b}$$

$$m = \frac{n_s}{1 \text{ kg dte}} = \frac{m_s / M_s}{m_d / 1000}$$

$$M_s \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = \frac{1000 \left(\frac{\text{g}}{\text{kg}} \right) m_s (\text{g})}{m \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) m_d (\text{g})}$$

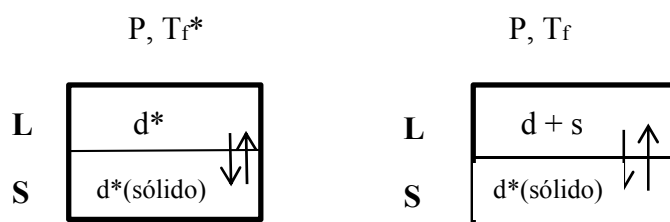
m_s = Masa de soluto m_d = masa del disolvente M_s = masa molar del soluto

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/propOfSoln/colligative.html>

http://qf1_web.webs.uvigo.es/qf1_ebulloscopia.htm

<https://www.youtube.com/watch?v=fepRvmQ6U0>

2.3. Descenso crioscópico



$$T_f < T_f^*$$

T_f^* → Pto de fusión del disolvente puro

T_f → Pto de fusión del disolvente en la disolución

$$\Delta T_f = T_f^* - T_f$$

a) Disolución ideal moderadamente diluida.

$$\ln \frac{x_d}{1} = \frac{\Delta \bar{H}_f}{R} \left(\frac{1}{T_f^*} - \frac{1}{T_f} \right) \rightarrow \ln x_d = \frac{\Delta \bar{H}_f}{R} \left(\frac{T_f - T_f^*}{T_f^* T_f} \right)$$

Descenso $\rightarrow x_d < 1 \Rightarrow \ln x_d < 0 \quad \Delta \bar{H}_f > 0$

Para que el segundo miembro sea $< 0 \rightarrow T_f < T_f^* \Rightarrow$ DESCENSO

b) Disoluciones ideales muy diluidas

Molalidad

$$m = \frac{n_s}{kg\ dte} = \frac{m_s/M_s}{m_d/10^3}$$

$$\Delta T_f = \frac{M_d R (T_f^*)^2}{10^3 \Delta \bar{H}_f} m$$

K_f = Constante crioscópica, depende exclusivamente de la naturaleza del disolvente

$$K_f = \frac{M_d R (T_f^*)^2}{10^3 \Delta \bar{H}_f}$$

$$\text{Unidades} \rightarrow K_f = \frac{g\ mol^{-1} cal\ K^{-1} mol^{-1} (K)^2}{10^3 (g/kg) cal\ mol^{-1}} = K\ kg\ mol^{-1}$$

$$T_f^* - T_f = K_f m$$

$$\Delta T_f = K_f m$$

$$DESCENSO\ T_f^* > T_f$$

Aplicación medidas crioscópicas → Determinar M_s

$$m = \frac{n_s}{kg\ dte} = \frac{m_s/M_s}{m_d/10^3}$$

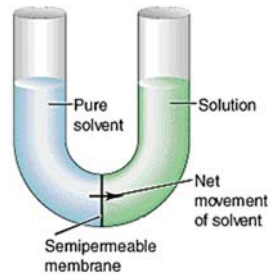
$$\Delta T_f = T_f^* - T_f = K_c m = K_f \frac{m_s 10^3}{m_d M_s}$$

m_s = Masa de soluto m_d = masa del disolvente M_s = masa molar del soluto

2.4. Presión osmótica

Ósmosis: movimiento neto de las moléculas del disolvente a través de una membrana semipermeable (permeable sólo al disolvente) desde el disolvente puro o desde la disolución más diluida hasta la disolución más concentrada.

Ejemplo: Disolución de NaCl separada del disolvente por una membrana semipermeable que permite el paso del agua pero no de la sal.



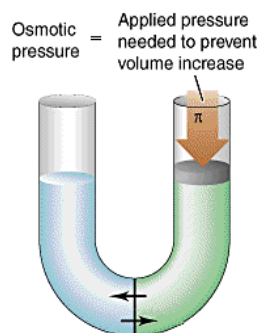
El agua tiende a atravesar la membrana → **Pasando de la disolución más diluida a la más concentrada**, en el sentido de igualar las concentraciones.

CAUSA → **Existencia de una diferencia en la presión de vapor entre las dos disoluciones.**

El equilibrio se alcanza cuando a los dos lados de la membrana se igualan las concentraciones → El flujo neto de agua se detiene.

Ósmosis → *Tendencia a diluirse de una disolución separada del disolvente puro por una membrana semipermeable.*

Presión osmótica de una disolución → Presión mecánica necesaria para evitar la entrada de disolvente en la disolución cuando está separada del disolvente por una membrana semipermeable.



La **presión osmótica** (π) de una disolución es la presión necesaria para detener la ósmosis.

a) **Disolución ideal** → Solo aproximación $V=cte$

$$\pi = -\frac{RT}{V_d^*} \ln x_d$$

b) disolución ideal muy diluida

$$\pi = -\frac{RT}{\bar{V}_d^*} \ln(1 - x_s) = -\frac{RT}{\bar{V}_d^*} (-x_s)$$

$$\pi = \frac{RT}{\bar{V}_d^*} x_s = \frac{RT}{\bar{V}_d^*} \left(\frac{n_s}{n_s + n_d} \right)$$

Disolución muy diluida $n_s \ll n_d \rightarrow n_s + n_d \approx n_d$

$$\pi = \frac{RT n_s}{\bar{V}_d^* n_d}$$

Ecuación de Morse

c) $\bar{V}_{total} = n_s \bar{V}_s + n_d \bar{V}_d$

Primera aproximación \rightarrow Si $n_s \bar{V}_s < n_d \bar{V}_d$ (disolución muy diluida).

$$\bar{V}_{total} = n_d \bar{V}_d$$

Segunda aproximación $\rightarrow \bar{V}_d^* = \bar{V}_d \rightarrow \bar{V}_{total} = n_d \bar{V}_d^*$

$$\pi = \frac{RT n_s}{\bar{V}_d^* n_d} = \frac{RT n_s}{\bar{V}_{total}}$$

$$c = \frac{n_s}{\bar{V}_{total}}$$

$$\pi = cRT$$

Ecuación de Van't Hoff

2.5. PROPIEDADES COLIGATIVAS EN LAS DISOLUCIONES DE ELECTROLITOS.

- Disoluciones de electrolitos \rightarrow Debe tenerse en cuenta que se disocian en iones.
- Experimental \rightarrow Disoluciones de electrolitos para la misma molalidad se obtenían valores más elevados que los obtenidos con disoluciones de no electrolitos.

Expresiones para las propiedades coligativas en el caso de disoluciones de electrolitos:

$$\frac{\Delta P_d}{P_d^*}$$

$$\Delta T_b = iK_b m$$

$$\Delta T_f = iK_f m$$

$$\pi = icRT$$

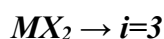
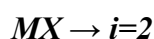
i = factor de van't Hoff

Factor empírico $\rightarrow i = \frac{\Delta T_{MEDIDO}}{\Delta T_{ESPERADO}}$

ΔT_{MEDIDO} = Valor medido de la propiedad

$\Delta T_{ESPERADO}$ = Valor esperado de la propiedad para una disolución de un no electrolito

Disolución muy diluida, cuando los iones son independientes:



<http://www.iqb.es/cbasicas/fisio/cap04/movies/osmosis.htm>

<https://www.youtube.com/watch?v=oONjIH39uUw>

<https://www.youtube.com/watch?v=6Rd2bEp380w&feature=related>

https://www.google.es/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=5&cad=rja&uact=8&ved=0ahUKEwiFgsqivM_NAhVBXRoKHemeCrQQtwIIMzAE&url=https%3A%2F%2Fwww.youtube.com%2Fwatch%3Fv%3D_fepRvmQ6U0&usg=AFQjCNFIZ5ngjta1gAKwZURW6KQI1MIhQ

3. OBJETIVO DE LA EXPERIENCIA

Estudiar el ascenso ebulloscópico y el descenso crioscópico del H₂O al añadir diferentes solutos. Determinar la masa molecular de diferentes solutos

4. DESARROLLO EXPERIMENTAL

4.1. ASCENSO EBULLOSCÓPICO



a) Determinar el punto de ebullición de un disolvente puro

1- Pesar el recipiente vacío $\rightarrow m_1$ (g)

2.- Pesar el recipiente con H₂O (40 cm³) $\rightarrow m_2$ (g)

Masa de disolvente (H₂O) = $m_2 - m_1 = m_d$ (g)

3.- Determinar el punto de ebullición del disolvente puro $\rightarrow T_b^*$

b) Determinar el punto de ebullición de una disolución de un soluto no volátil $\rightarrow T_b$

4.- Pesar soluto \rightarrow masa pesasustancias lleno de soluto – masa de pesasustancias vacío = m_s (g).

5.- Añadir soluto.

6.- Determinar el punto de ebullición de la disolución $\rightarrow T_b$

7.- Ascenso ebulloscópico $\rightarrow \Delta T_b = T_b - T_b^*$

c) Determinación de la masa molar de un soluto desconocido

8.- Conocidas la masa de soluto y disolvente (m_s (g) y m_d (g)) se determina la masa molar del soluto (M_s (g/mol)) mediante:

$$\Delta T_b = K_b m$$

ΔT_b = Ascenso ebulloscópico

K_b = Constante ebulloscópica

m = molalidad

$$m = \frac{n_s}{kg\ dte} = \frac{m_s/M_s}{m_d/10^3} = \frac{m_s 10^3}{m_d M_s}$$

$$\Delta T_b = K_b \frac{m_s 10^3}{m_d M_s} \rightarrow M_s = K_b \frac{m_s 10^3}{m_d \Delta T_b}$$

DATOS Y RESULTADOS

DISOLVENTE → H₂O

K_b (H₂O) = 0.512 K kg mol⁻¹

SOLUTO → Cloruro potásico (KCl)

M (KCl) = 74.55 g mol⁻¹

MASAS / INICIO	m/g
Dispositivo vacío, $m_1 =$	
Dispositivo + H ₂ O, $m_2 =$	
Masa de H ₂ O inicial, $m_d = m_2 - m_1$	
Masa pesasustancias + soluto, m_{p+s}	
Masa pesasustancias vacío, m_p	
Masa soluto, $m_s = m_{p+s} - m_p$	

Molalidad, m (n_s/kg dte) =	
Temperatura ebullición, Disolvente puro, T_E[*] (° C) =	
Temperatura ebullición, Disolución, T_E (° C) =	
Ascenso ebulloscópico ΔT_E = T_E - T_E[*] (° C)	

MASA MOLAR DE SOLUTO

$$M_s = K_b \frac{m_s 10^3}{m_d \Delta T_b}$$

4.2. DESCENSO CRIOSCÓPICO

- Medir el punto de fusión del disolvente (H₂O).
- Estudiar el efecto que tiene la adición de pequeñas cantidades de soluto sobre el punto de fusión de este disolvente.
- Determinar experimentalmente la masa molecular de un soluto mediante medidas del descenso crioscópico que origina.

a) Determinación del punto de fusión del disolvente

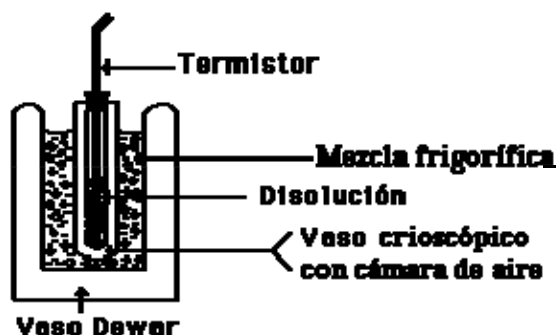
1. Preparación de la mezcla frigorífica

Mezcla de hielo, agua y sal común que se mantiene a una temperatura constante (que puede alcanzar -21 °C). Este fenómeno se comprende basándose en la regla de las fases aplicada a la mezcla de NaCl y H₂O.

- Mezclar hielo picado con sal común y agitar convenientemente para homogeneizar la mezcla. Controlar la temperatura hasta que alcance un valor inferior a 0°C mediante sucesivas adiciones de sal.
- Llenar el vaso del calorímetro con la mezcla procurando dejar espacio suficiente para introducir el vaso crioscópico que contiene la disolución.
- Para conseguir mezclas frigoríficas con diferentes temperaturas se adicionará agua progresivamente y tras homogeneizar se medirá la temperatura

2. Dispositivo experimental

El depósito interior del vaso crioscópico está aislado de la mezcla frigorífica por una camisa de aire que contribuye a que el enfriamiento sea lento.



3. Se coloca agua destilada fría en el tubo interior del vaso crioscópico y se introduce éste en la mezcla frigorífica contenida en el vaso Dewar.
4. Se introduce el termopar a través del tapón de goma del vaso procurando que no toque las paredes y se deja enfriar.
5. Cuando empiecen a aparecer los primeros cristales de hielo, la temperatura subirá bruscamente alcanzando enseguida un valor estacionario que es el punto de congelación.

T_f^*

b) Determinación del punto de fusión de disoluciones de solutos disociables y no disociables

6. Preparar las siguientes disoluciones acuosas

Disolución 1: 10 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 100 g de H_2O .

Disolución 2: 1,8 g de NaCl en 100 g de H_2O

Disolución 3: 3,3 g de $CaCl_2$ en 100 g de H_2O

7. Calcular la molalidad, m de cada una de las disoluciones.

8. Medir la temperatura de solidificación de las disoluciones repitiendo las operaciones del apartado anterior introduciendo la disolución problema en el tubo interior del vaso crioscópico $\rightarrow T_f$

9. Calcular para cada disolución $(\Delta T_f)_{Medido} = (T_f)_{Medido} - (T_f^*)_{Medido}$

10. Para cada una de las disoluciones calcular ΔT_f ($(\Delta T_f)_{Medido}$) a partir de K_f y la molalidad m .

11. Calcular el coeficiente de Van't Hoff, i para cada una de las disoluciones.

$$i = \frac{\Delta T_{MEDIDO}}{\Delta T_{ESPERADO}}$$

12. Calcular la masa molecular del soluto (M_S) a partir de $(\Delta T_f)_{Medido}$

5. CUESTIONES

a) En la gráfica se observa la variación de la presión de vapor del agua, éter dietílico y etanol con la temperatura, se podrá asegurar que:

a1) Sólo al nivel del mar el agua hierve a $100^\circ C$, el etanol a $78.3^\circ C$ y el éter dietílico a $34.6^\circ C$.

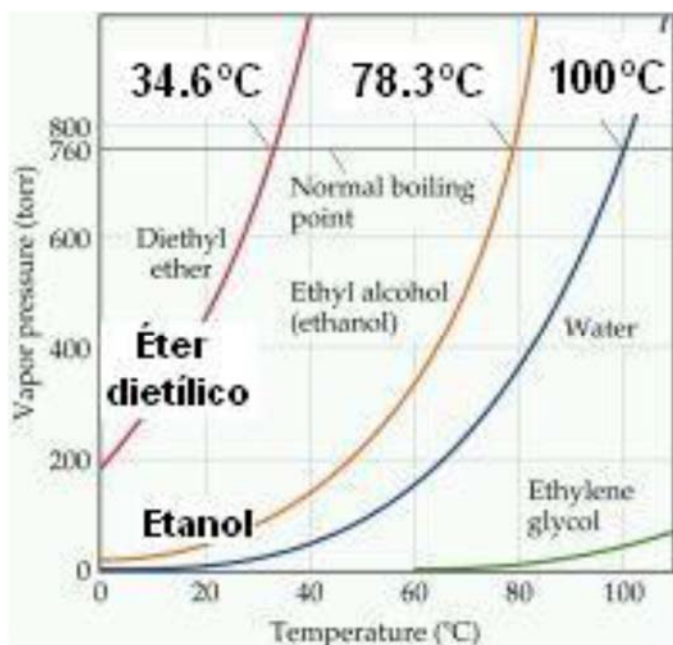
a2) La presión de vapor del de estos compuestos a $50^\circ C$, es la mitad que a $100^\circ C$

a3) Al disminuir la temperatura, la presión de vapor disminuye.

b) Indique el estado físico de los diferentes compuestos a la derecha y a la izquierda de las correspondientes curvas. ¿Cuál será el número de grados de libertad?

c) Utilice la figura para estimar:

- c1) El punto de ebullición del éter dietílico a una presión externa de 1000 torr.
- c2) La presión externa donde el etanol tiene su punto de ebullición a 60°C.



- d) Enumere las propiedades coligativas de las disoluciones. ¿Qué tienen en común las propiedades coligativas?.
- e) ¿De qué es función el ascenso ebulloscópico y el descenso crioscópico de un disolvente?.
- f) ¿Para qué y cómo puede utilizarse el ascenso ebulloscópico y el descenso crioscópico de un disolvente?.
- g) Indique aplicaciones de las diferentes propiedades coligativas en la vida cotidiana.

6. BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P.W. *Fisicoquímica*, Panamericana, Madrid (2008).
- Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. I)*, McGraw-Hill, México (2004).
- Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. II)*, McGraw-Hill, México (2004).