



Material  
Didáctico  
para Estudiantes

GUÍA DE TRABAJOS PRÁCTICOS:  
**Química General II**

**FQByF**



Universidad Nacional  
de San Luis

Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia

Dr. Fernando SUVIRE  
Dr. Héctor BALDONI  
Dra. Mónica OLIVELLA  
Dra. María ÁLVAREZ  
Dr. Jorge DÍAZ  
Dr. Sebastián LARREGOLA



DECANA

***Dra. Mercedes Edith CAMPDERRÓS***

VICE DECANA

***Dra. Lucía Beatriz FUENTES***

SECRETARIA ACADÉMICA

***Dra. Estela Isabel GASULL***

COMISIÓN DE LA SERIE DIDÁCTICA

Coordinadora

***Mag. Susana E. VILLAGRA***

Integrantes

Departamento de Bioquímica y Ciencias Biológicas

***Dra. Susana I. SÁNCHEZ***

***Dra. Verónica P. FILIPPA***

Departamento de Farmacia

***Dr. Luis A. DEL VITTO***

***Dra. Alejandra O. MARIA***

Departamento de Química

***Dra. María Cristina ALMANDOZ***

***Dra. María de los Ángeles ÁLVAREZ***

## SUMARIO

La publicación periódica Serie Didáctica ha sido creada en el ámbito de la Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia de la Universidad Nacional de San Luis (Ordenanza N° 008/07-CD) con el fin de proporcionar material de estudio a los estudiantes de las Carreras de grado impartidas en la Facultad.

Actualmente, la SERIE DIDÁCTICA: MATERIAL DIDÁCTICO PARA ESTUDIANTES (Resolución N° 269/16) ofrece guías de Trabajos Prácticos de Laboratorio y de campo, guías de resolución de problemas, material teórico, propuestas de estudios dirigidos y comprensión de textos, entre otros materiales, elaborados por el cuerpo docente de las diferentes Áreas de Integración Curricular de la Facultad. Estas producciones didácticas significan un aporte para cubrir necesidades académicas acorde al enfoque de cada asignatura o que no se encuentran habitualmente en bibliografía específica. Las mismas están disponibles en la página de la UNSL (<http://www.fqbf.unsl.edu.ar/mda.html>) lo que facilita la accesibilidad por parte de los estudiantes, docentes y comunidad educativa en general, garantizando la calidad de la visualización y la amplia difusión del material publicado en este sitio. De igual modo, la Serie Didáctica realiza una extensión invitando a docentes y alumnos de diferentes niveles educativos a participar, crear, producir y utilizar este espacio fomentando así el vínculo entre esta Institución y la comunidad.

En nuestra opinión, es de vital importancia producir y compartir el conocimiento con los estudiantes y la sociedad. De este modo, se tiende a facilitar los procesos de enseñanza y de aprendizaje y la transmisión de una idea directriz de conducta humana y científica, fortaleciendo los vínculos entre docentes-alumnos-conocimientos y sociedad.

Dado que la presente SERIE DIDÁCTICA resulta de la participación de numerosos actores, ante los posibles errores humanos y cambios en la ciencia, ni los editores ni cualquier otra persona que haya participado en la preparación del material didáctico garantizan íntegramente que la información sea precisa o completa.

# Química General II

CONCEPTOS TEÓRICOS.  
PRÁCTICOS DE AULA.  
EXPERIENCIAS DE LABORATORIO.

## **PRESENTACIÓN DEL CURSO DE QUÍMICA GENERAL II**

El presente documento está dirigida a los alumnos del Curso Química General II del Área de Química General e Inorgánica de las carreras Licenciatura en Bioquímica, Farmacia, Licenciatura en Química, Analista Químico, Técnico Universitario en Esterilización, Técnico Universitario en Laboratorio Biológico y Profesorado en Química. Ésta asignatura es obligatoria y se incluye en el ciclo de formación básica según los Planes de estudios 11/10, 19/13, 3/1, 13/12 CD, 12/12, 15/12 y 6/04. Las carreras están acreditadas por CONEAU por seis años Res. Nº: 349/07.

Durante el curso se desarrollan por semana dos clases teóricas con un total de 3 horas; un trabajo práctico de laboratorio de aproximadamente 2,5 horas y trabajos de aula de integración de contenidos donde se presentan problemas con la misma duración; el crédito horario total es de 90 horas cuatrimestrales durante las 15 semanas que dura dicho periodo.

Los alumnos adquirirán conocimientos sobre temas generales de la química, con ello se busca desarrollar modelos conceptuales básicos sobre los que se construyan los saberes de otras disciplinas relacionadas.

Los objetivos generales son: la incorporación de vocabulario científico, la comprensión de fenómenos cotidianos, sus causas moleculares y la cuantificación racional de estos fenómenos.

Se incluyen además en este trabajo, contenidos teóricos mínimos necesarios para que el alumno pueda realizar los trabajos prácticos y no pretende reemplazar la bibliografía enunciada en el programa de la asignatura, aconsejando a los estudiantes la concurrencia a las clases teóricas y consultas que los docentes ponen a su disposición, que darán una mejor perspectiva a los temas estudiados.

En la asignatura se trata de enriquecer la formación de los futuros Licenciados y profesionales relacionados a la ciencia química, haciéndolo no solo un efector de técnicas, sino un facultativo formado y preparado para formar parte del equipo de trabajo, dándole las herramientas que lo distinguan como un posible referente del mencionado grupo.

La química es la ciencia que entiende sobre la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia, con especial atención en los sistemas atómicos y moleculares.

La vida misma está llena de química; es decir, la vida es el reflejo de una serie de procesos bioquímicos continuos. Es visible la presencia de la química desde la composición de la célula a todo el organismo. Los seres humanos se construyen físicamente de los productos químicos, viven inmersos en una gran cantidad de sustancias químicas y dependen de los productos químicos para asegurar su calidad de vida moderna. Todos los

organismos vivos están compuestos por numerosas sustancias orgánicas. La vida en esencia comienza a partir de una molécula que tiene la capacidad única de duplicarse, formada por compuestos orgánicos simples llamados nucleótidos. Los nucleótidos se unen entre sí para formar los componentes básicos de la vida. Nuestras identidades, herencias y la continuación de las generaciones se rigen por la química.

En nuestra vida cotidiana, todo lo que vemos, utilizamos o consumimos es producto de la investigación en química desde hace miles de años. De hecho, la química se aplica en todas partes en la vida moderna. Desde la coloración de nuestras prendas de vestir a las formas de nuestras PC, todos son posibles debido a la química.

Esta ha desempeñado un papel importante en los avances farmacéuticos, la ciencia forense y la agricultura moderna. Las enfermedades y sus remedios que han permitido extender la expectativa y calidad de la vida humana, en ellos la química juega un importante papel en la comprensión de enfermedades y sus remedios, es decir, los fármacos.

Finalmente, estudiar química es como aprender un nuevo idioma que permite comprender la naturaleza que nos rodea. Aunque en un principio, algunos de sus conceptos parecen abstractos. Sin embargo, esta es una ciencia absolutamente racional y si es perseverante completará este curso exitosamente y hasta es posible que lo disfrute preparando su intelecto para comprender a la naturaleza.

Aquí le presentamos algunas sugerencias que lo ayudarán a formar buenos hábitos de estudio.

Asista regularmente a clases y tome apuntes detallados.

Si es posible, repase a diario los apuntes de los temas que se cubrieron ese día en clase. Utilice su libro para complementar sus notas. Sería de gran ayuda que aprenda a desarrollar mapas conceptuales de cada tema estudiado.

Pensamiento crítico. Pregúntese si realmente comprendió el significado de un término o el uso de una ecuación. Una buena forma de probar lo que ha aprendido es explicar un concepto a un compañero de clases o a otra persona.

No dude en pedir ayuda al profesor o a su Jefe de Trabajos Prácticos.

Como condición para el cursado, las correlativas de la presente asignatura son:

<b>Materia</b>	<b>Para</b>	<b>Condición</b>
QUÍMICA GENERAL I	Cursar	Regular
QUÍMICA GENERAL I	Promocionar	Aprobada

El equipo de la asignatura que trabajó en la elaboración del presente documento, está constituido por los siguientes docentes:

- Profesor Responsable: ***Dr. Fernando Suvire***
- Profesor Adjunto: ***Dr. Hector Baldoni***
- Profesora Adjunta: ***Dra. Mónica S. Olivella***
- Jefa de Trabajos Prácticos: ***Dra. María de los Angeles Alvarez***
- Jefe de Trabajos Prácticos: ***Dr. Jorge R. A. Diaz***
- Jefe de Trabajos Prácticos: ***Dr. Sebastián Larrégola***

**EDICION 2017**

## Índice

<b>PRESENTACIÓN DEL CURSO DE QUÍMICA GENERAL II</b>	II
INSTRUCTIVO PARA ALUMNOS. HÁBITOS PERSONALES Y PRÁCTICAS OPERATIVAS SEGURAS EN LABORATORIO	X
<b>TEMA N° 1</b>	1
TERMODINÁMICA 1° LEY Y TERMOQUÍMICA	1
OBJETIVOS	1
INTRODUCCIÓN	1
TERMODINÁMICA	1
Primera Ley de la Termodinámica	1
Trabajo	1
Calor	2
Variación de energía interna ( $\Delta E$ )	3
Variación de entalpía ( $\Delta H$ )	3
TERMOQUÍMICA	4
A. Aplicando las leyes de la Termoquímica.	5
B. Utilizando Calores de Formación.	5
C. Utilizando Energías de Enlace ( $H^{\circ}_{enl}$ ).	5
Aplicando las leyes de la Termoquímica.	5
Ley de Lavoisier-Laplace:	5
Ley de Hess:	5
Utilizando Calores de Formación.	6
Utilizando Energías de Enlace ( $H^{\circ}_{enl}$ ).	6
Cálculo del $\Delta H^{\circ}$ de Reacción a distintas temperaturas. ( $\Delta H^{\circ}_{T_f}$ )	6
Cálculo de $\Delta H$ , a partir de $\Delta E$	6
Cálculo del $\Delta H^{\circ}_f$ cuando no está tabulado	6
Ejercitación.	6
<b>TEMA N° 2</b>	8
ENERGÍAS DE INTERACCIÓN Y ESTADO LÍQUIDO	8
OBJETIVOS	8
INTRODUCCIÓN	8
Energía de interacción (EI)	8
Clasificación de las interacciones:	8
Puente Hidrogeno	9
Fuerzas Intermoleculares y Estado Líquido	10
Resumen de Conceptos	10
Preguntas De Repaso. Energia De Interaccion.	11
Ejercitación.	12
<b>TEMA N° 3</b>	14
SOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS	14
OBJETIVOS	14
INTRODUCCIÓN	15
Disminución de la presión de vapor ( $\Delta P_v$ )	15
Disminución del punto de congelación o descenso crioscópico ( $\Delta T_c$ )	15
Aumento de la temperatura de ebullición ( $\Delta T_{eb}$ )	16
Presión Osmótica	17
Ejercitación.	18
<b>TEMA N° 4. A</b>	19
2° Y 3° LEY DE TERMODINAMICA	19

OBJETIVOS	19
INTRODUCCIÓN	19
Espontaneidad de las reacciones químicas	19
$\Delta G$ Como criterio de espontaneidad:	19
Gráficos:	20
<b>TEMA N° 4. B</b>	21
EQUILIBRIO QUIMICO	21
OBJETIVOS	21
INTRODUCCION	21
La constante de equilibrio	21
PRINCIPIO DE LE CHATELIER- BRAUN	23
a) Efecto de los cambios de temperatura	23
b) Efecto de los cambios de concentraciones	23
c) Efecto de los cambios de presión	23
TRATAMIENTO TERMODINAMICO DEL EQUILIBRIO	23
Isoterma de Van't Hoff:	23
Ejercitación	24
<b>TEMA N°5</b>	26
EQUILIBRIO IONICO	26
OBJETIVOS	26
INTRODUCCIÓN	26
SALES POCO SOLUBLES	26
Características del agua como solvente	27
Concepto de pH y pOH	27
Escala de pH y pOH	28
Relación entre pH Y pOH	28
ÁCIDOS Y BASES	28
pH de ácidos y bases fuertes	28
pH de ácidos y bases débiles	28
HIDRÓLISIS	29
SOLUCIONES AMORTIGUADORAS O SOLUCIONES BUFFER	30
Ejercitación	30
<b>TEMA N° 6</b>	32
CINÉTICA QUÍMICA	32
OBJETIVOS	32
INTRODUCCIÓN	32
VELOCIDAD DE REACCION:	32
ECUACIÓN DE VELOCIDAD	33
Reacciones de pseudo orden	33
Determinación de n y k	34
MECANISMO DE REACCION	35
CALCULO DE LA CONSTANTE DE VELOCIDAD:	36
ENERGIA DE ACTIVACION	36
CÁLCULO DE VIDA MEDIA ( $t_{1/2}$ )	37
Ejercitación	38
<b>TEMA N° 7</b>	40
ELECTROQUIMICA	40
OBJETIVOS	40
INTRODUCCIÓN	40
Ejercitación	41
<b>Ejercicios Propuestos</b>	42

Tema N° 1: Termodinámica 1° ley y Termoquímica _____	42
Tema N° 2: Energías de interacción _____	45
Tema N° 3: Soluciones y propiedades coligativas _____	48
Tema N° 4: 2° y 3° ley de Termodinámica _____	49
Tema N° 5: Equilibrio iónico _____	53
Tema N° 6: Cinética Química _____	55
Tema N° 7: Electroquímica _____	58
<b>LABORATORIO N° 1:</b> _____	60
MEDICION DE LA VISCOSIDAD DE UN LÍQUIDO _____	60
OBJETIVOS _____	60
INTRODUCCION _____	60
Ley de Newton _____	60
EXPRESIONES DE VISCOSIDAD _____	62
UNIDADES _____	63
1- Viscosidad absoluta o dinámica. _____	63
2- Viscosidad cinemática. _____	63
3- Viscosidad relativa _____	63
4- Unidades de la constante del viscosímetro _____	63
INSTRUMENTO A UTILIZAR _____	63
MODO OPERATIVO _____	64
PARTE EXPERIMENTAL _____	65
INFORME _____	66
VISCOSIDAD _____	66
Objetivos. _____	66
DATOS EXPERIMENTALES _____	66
DATOS EXPERIMENTALES (PARA OTRA SUSTANCIA) _____	67
<b>LABORATORIO N° 2.</b> _____	68
EQUILIBRIO QUÍMICO – EQUILIBRIO IÓNICO _____	68
OBJETIVOS _____	68
INTRODUCCIÓN _____	68
Principio De Le Chatelier-Braun _____	68
PROPIEDADES ÁCIDO-BASE DE LAS SALES _____	70
Sales que producen disoluciones neutras _____	70
Sales que producen disoluciones básicas _____	70
Sales que producen disoluciones ácidas _____	71
EL EFECTO DEL ION COMÚN Y LA SOLUBILIDAD _____	71
MODO OPERATIVO _____	71
Parte A: Efecto de la variación de la concentración de los iones reaccionantes sobre el equilibrio. _____	71
Parte B: Efecto de especies no reaccionantes sobre el equilibrio _____	72
Parte C. Efecto de reacciones competitivas sobre el equilibrio _____	72
INFORME _____	73
EQUILIBRIO QUÍMICO-EQUILIBRO IÓNICO _____	73
Objetivos. _____	73
Parte A: Efecto de la variación de la concentración de los iones reaccionantes ( $\text{Fe}^{3+}$ y $\text{SCN}^-$ ) sobre el equilibrio. _____	73
Parte B: Efecto de especies no reaccionantes sobre el equilibrio _____	73
Parte C. Efecto de reacciones competitivas sobre el equilibrio _____	74
Parte D. Efecto de la Hidrolisis de sales iónicas en los valores de pH _____	74
Parte E. Efecto de ion común sobre la solubilidad de una sal _____	75
Observación y explicación. _____	75

LABORATORIO DE EQUILIBRIO IÓNICO DEMOSTRATIVO _____	76
EQUILIBRIO ENTRE $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ y $\text{CoCl}_4^{2-}$ _____	76
HIDRÓLISIS DE SALES _____	76
EQUILIBRIO ENTRE CROMATO $\text{CrO}_4^{2-}$ y DICROMATO $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ _____	77
INDICADORES NATURALES _____	77
SOLUCIONES REGULADORAS _____	78
<b>LABORATORIO N° 3.</b> _____	79
CINÉTICA QUÍMICA _____	79
OBJETIVOS _____	79
INTRODUCCIÓN _____	79
REACTIVOS _____	80
MODO OPERATORIO _____	80
CÁLCULOS _____	81
INFORME _____	83
CINÉTICA QUÍMICA _____	83
Objetivos. _____	83
Datos experimentales. _____	83
<b>LABORATORIO N° 4.</b> _____	84
CINÉTICA QUÍMICA _____	84
OBJETIVOS _____	84
INTRODUCCIÓN _____	84
Reactivos _____	85
Materiales _____	86
Modo Operatorio _____	86
INFORME _____	88
CINÉTICA QUÍMICA _____	88
Objetivos. _____	88
Datos experimentales _____	88
CINÉTICA – EXPERIENCIAS ANEXAS _____	89
Propiedades del agua oxigenada _____	89
Catalizadores _____	89
TIPOS DE CATÁLISIS _____	89
EXPERIENCIA 1 _____	90
DESCOMPOSICIÓN DEL AGUA OXIGENADA _____	90
EXPERIENCIA 2 _____	91
VOLCAN DE AGUA OXIGENADA _____	91
Materiales utilizados: _____	91
Consejos y Advertencias _____	91
<b>ANEXO</b> _____	93
CONSTANTES Y FACTORES DE CONVERSION _____	93
CONSTANTES _____	93
FACTORES DE CONVERSIÓN DE UNIDADES _____	93
PRODUCTOS DE SOLUBILIDAD DE SALES POCO SOLUBLES (298K) _____	94
CONSTANTES DE DISOCIACION (CTES. DE EQUILIBRIO) DE: _____	94
Ácidos Monopróticos Débiles (A 298 K) _____	94
Ácidos Y Bases Fuertes _____	94
CONSTANTES DE DISOCIACION DE ACIDOS POLIPROTICOS (298 K) _____	95
REGLAS DE SOLUBILIDAD DE SALES EN AGUA _____	95
ENERGIAS DE ENLACE a 298 K en kcal-mol _____	96
POTENCIALES STANDARD DE REDUCCION a 25°C _____	96
CALCULO DE $[\text{H}^+]$ DE ACIDOS MONOPROTICOS _____	97

DATOS TERMODINAMICOS a 298 K _____	98
PROGRAMA DE LA MATERIA _____	100
PROGRAMA ANALÍTICO Y DE EXAMEN _____	100
REGIMEN DE APROBACION DE LA MATERIA _____	102
EXAMEN FINAL _____	103
<b>BIBLIOGRAFÍA BÁSICA</b> _____	104
<b>BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA</b> _____	104

## **INSTRUCTIVO PARA ALUMNOS. HÁBITOS PERSONALES Y PRÁCTICAS OPERATIVAS SEGURAS EN LABORATORIO**

Los laboratorios son ámbitos de trabajo con riesgo potencial para las personas, por ello se requiere especialmente una actitud seria y responsable y una adecuada preparación previa al momento de ingreso.

Con el objetivo de cuidar la seguridad personal, las instalaciones y equipos y permitir el mayor aprovechamiento de las prácticas de laboratorio, se indican a continuación una serie de acciones.

### **A.-NORMAS DE CONDUCTA DEL ALUMNO EN EL LABORATORIO**

- 1.- En todos los casos los alumnos deben demostrar sus conocimientos de las actividades a realizar, de la teoría que las sustenta y de los riesgos y medidas de seguridad, tanto previo a la práctica de laboratorio como durante el transcurso de toda la realización de la práctica experimental.
- 2.- No está permitido a los alumnos trabajar solos fuera de las horas normales previstas.
- 3.- Se recomienda trabajar con orden y método, manteniendo las mesadas libres de elementos innecesarios. Los artículos personales: mochilas, camperas, paraguas, etc. deben dejarse en otro lugar habilitado a tal fin.
- 4.- No está permitido ingresar ni consumir alimentos ni bebidas en el laboratorio.
- 5.- No está permitido fumar en todo el ámbito del Área de Química General e Inorgánica.
- 6.- Los alumnos que posean cabellos largos deben usarlo recogido durante las actividades prácticas.
- 7.- No se debe pipetear ni probar sustancias con la boca, para tal fin se debe usar propipetas.
- 8.- No se deben oler las placas con cultivos.
- 9.- Es obligatorio el uso del guardapolvo en el laboratorio y guantes de látex.
- 10.- No está permitido descartar ningún tipo de sustancia líquida o sólida sin consultar previamente al encargado del trabajo práctico a cargo.
- 11.- Ante un accidente, lastimadura, quemadura, rotura de material, etc. avisar inmediatamente al docente a cargo (no ocultar) y no tomar ninguna acción sin consultar. Se sancionará el ocultamiento del hecho.
- 12.- En caso de emergencia en primer lugar guardar la calma y luego atender en todo momento las instrucciones del jefe de Trabajos Prácticos quien indicará cómo proceder.
- 13.- Lavarse las manos después de finalizar el Trabajo Práctico y luego de toda operación que haya comportado posible contacto con material irritante, cáustico, tóxico o patógeno.

- 14.- Conectar equipos a la red eléctrica previo autorización.
- 15.- Al finalizar el trabajo práctico dejar todo el material ordenado, mesadas limpias, mecheros cerrados, microscopios apagados, limpios y cubiertos.
- 16.- Esperar el consentimiento del encargado del Trabajo Práctico para retirarse del laboratorio.
- 17.- Las puertas y ventanas deben permanecer cerradas a fin de evitar corrientes de aire cuando se realicen cultivos.

## **B.- NORMAS DE PROCEDIMIENTO GENERALES EN EL LABORATORIO**

- 1.- Al usar material de vidrio comprobar su perfecto estado (no usar material sucio, con roturas o rajaduras)
- 2.- Cuando se calienta un material de vidrio (por ej. al preparar medios o esterilizar) diferenciarlo perfectamente del material frío, dado que ambos presentan el mismo aspecto.
- 3.- Se deben seguir las normas de calentamiento cuando se utiliza fuego directo de muestras de tubos de ensayo, vasos etc., para evitar proyecciones sobre uno mismo u otra persona. Evitando de esta forma posibles accidentes y quemaduras.-
- 4.- Los productos inflamables (alcohol, éter) no deben estar cerca de fuentes de calor. Si se necesita calentar recipientes con estos productos se hará a baño maría.
- 5.- Si se trabaja con sustancias que emiten vapores tóxicos se debe trabajar bajo campana de extracción o en su defecto en lugares con buena ventilación.
- 6.- Comprobar cuidadosamente los rótulos de los envases antes de utilizarlos, de la misma manera contribuir al mantenimiento de las etiquetas en buen estado.
- 7.- No volver al frasco de origen los sobrantes de los reactivos utilizados, a menos que sea justificado por el responsable del laboratorio.
- 8.- No dejar envases abiertos.

## **C.-NORMAS DE DESECHO DE RESIDUOS EN EL LABORATORIO**

- a.- pueden desecharse por la cañería: los residuos hidrosolubles, dejando correr el agua en volúmenes muy superior al desechado. No tirar productos biodegradables.
- b.- no pueden desecharse por la cañería mezclas o compuestos insolubles que puedan producir bloqueo de las cañerías. Sustancias químicas de alta toxicidad.
- c.- los residuos patógenos potenciales se deben desechan en bolsas rojas colocadas en recipientes provistos para tal fin.

La seguridad se aprende, es un tema siempre actual para todas las personas y especialmente para aquellas que trabajan o se desempeñan en un laboratorio. Los

accidentes ocurren mayormente por el mal comportamiento de las personas debido a la falta de conocimiento y/o a la falta de medidas.

**Los principios de BIOSEGURIDAD se pueden resumir en:**

**A) Universalidad:** Todo el personal debe seguir las precauciones estándares rutinariamente para prevenir la exposición de la piel y de las membranas mucosas, en todas las situaciones que puedan dar origen a accidentes, estando o no previsto el contacto con sangre o cualquier otro fluido corporal. Estas precauciones, deben ser aplicadas para TODAS las MUESTRAS, independientemente de presentar o no patologías.

**B) Uso de barreras:** Comprende el concepto de evitar la exposición directa a sangre y otros fluidos orgánicos potencialmente contaminantes, mediante la utilización de materiales adecuados que se interpongan al contacto de los mismos. La utilización de barreras (ej. guantes) no evitan los accidentes de exposición a estos fluidos, pero disminuyen las consecuencias de dicho accidente.

**C) Medios de eliminación de material contaminado:** Comprende el conjunto de dispositivos y procedimientos adecuados a través de los cuales los materiales utilizados son depositados y eliminados sin riesgo.

## TEMA N° 1

### TERMODINÁMICA 1° LEY Y TERMOQUÍMICA

#### OBJETIVOS

- Evaluar las leyes fundamentales de la termodinámica para describir los cambios de energía de los sistemas termodinámicos.
- Distinguir las diferentes magnitudes termodinámicas, así como su relación mediante el primer principio de la termodinámica.
- Especificar que en toda reacción química hay asociado un cambio energético: absorción o desprendimiento de energía.
- Determinar la entalpía de reacción a partir de las leyes y ecuaciones de la termoquímica.

#### INTRODUCCIÓN

##### TERMODINÁMICA

Se ocupa del estudio de los cambios de *energía* que se producen en un *sistema* cuando éste cambia de estado, y también de los intercambios de energía que se pueden producir entre diferentes sistemas. La Termodinámica se basa en tres leyes fundamentales.

##### **Primera Ley de la Termodinámica**

También conocida como *Principio de la Conservación de la Energía*, el cual establece que “*la energía no se crea, ni se destruye solo se transforma*”. Como consecuencia de ello, un aumento del contenido de energía de un sistema, requiere de una correspondiente disminución en el contenido de energía de algún otro sistema. Su expresión matemática es la siguiente:

$$E_{\text{univ}} = E_{\text{sist.}} + E_{\text{amb.}} = \text{cte.}$$

La variación de la energía interna del sistema se calcula:

$$\Delta E = Q + W$$

Donde la variación de energía interna ( $\Delta E$ ) es igual al calor ( $Q$ ) absorbido o desprendido por el sistema más el trabajo ( $W$ ) entregado o recibido por el sistema.

##### **Trabajo**

El trabajo se manifiesta cuando el sistema en estudio cambia de estado. Como depende del *estado inicial*, del *estado final* y del **camino recorrido** en la transformación, no es función de estado.

El trabajo a presión constante, se calcula con la siguiente expresión:

$$W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V$$

Dónde:

$P_{ext}$  = Presión exterior (cte).

$\Delta V$  = Variación de volumen ( $V_f - V_i$ )

Si el proceso es isotérmico ( $T = cte$ ) reversible, la  $P_{ext} = P_{gas}$ , es decir que, la presión exterior NO es constante por lo cual el trabajo se calcula:

$$W = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i} = -nRT \ln \frac{P_i}{P_f}$$

Dónde:

**n:** número de moles

**R:** constante de los gases = 8,314 J/ K.mol

**T:** temperatura

**V:** volumen

**P:** presión

El trabajo no es función de estado, porque depende del estado inicial, el estado final y del camino recorrido en la transformación.

### Calor

En Termodinámica, el **calor** es energía transferida como resultado de una diferencia de temperatura. El calor que recibe o entrega un sistema, se puede calcular con la siguiente expresión:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Dónde:

**m:** masa

**c:** calor específico (propiedad intensiva)

$\Delta T$ : variación de temperatura ( $T_f - T_i$ )

Para calcular el calor molar, se multiplica y se divide la ecuación (1) por peso molecular (M).

$$Q = \frac{m}{M} \cdot M \cdot c \cdot \Delta T$$

donde:

$\frac{m}{M} = n$  (número de moles)     y

$M \cdot c = C$  (capacidad calorífica molar)

Entonces:

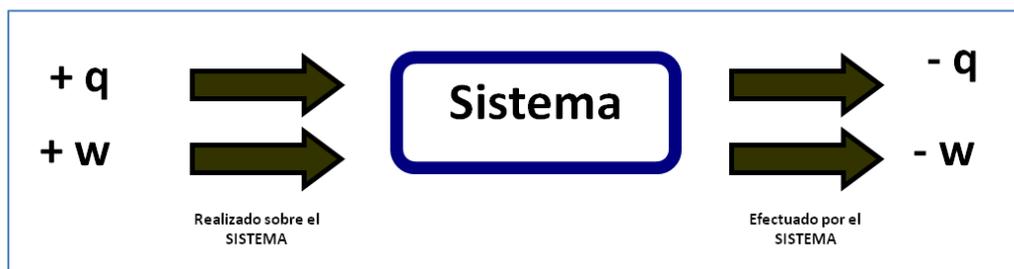
$$Q = n \cdot C \cdot \Delta T$$

Según se trabaje a volumen o presión constante se tendrá:

$$Q_v = n \cdot C_v \cdot (T_f - T_i) \quad ; \quad Q_p = n \cdot C_p \cdot (T_f - T_i)$$

Esto indica que el calor no es función de estado, ya que depende del camino seguido en la transformación y del estado inicial y final.

El signo algebraico + ó - del trabajo y del calor, indica solamente el sentido de la transferencia del mismo entre el sistema y el ambiente. La convención que se utiliza es la siguiente:



### **Variación de energía interna ( $\Delta E$ )**

Variación de Energía Interna ( $\Delta E$ ) es la energía absorbida o desprendida cuando una reacción química se lleva a cabo en un sistema cerrado.

Si se trabaja a  $V = cte.$ , se trata de un *proceso Isocórico*, y en ese caso la variación de energía interna es igual al calor absorbido o desprendido por el sistema.

$$\Delta E = n C_v \Delta T$$

Como vimos anteriormente:

$$Q_v = n C_v \Delta T$$

Por lo tanto:

$$\Delta E = Q_v$$

### **Variación de entalpía ( $\Delta H$ )**

Normalmente en el laboratorio se trabaja con el sistema a  $P = cte$  (generalmente la Presión atmosférica), entonces surge la necesidad de definir una nueva función de estado que considere esta situación, la *Entalpía (H)*:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$$

Se cumple que:

$$\Delta H = n C_p \Delta T$$

Como vimos anteriormente:

$$Q_p = n C_p \Delta T$$

Por lo tanto:

$$\Delta H = Q_p$$

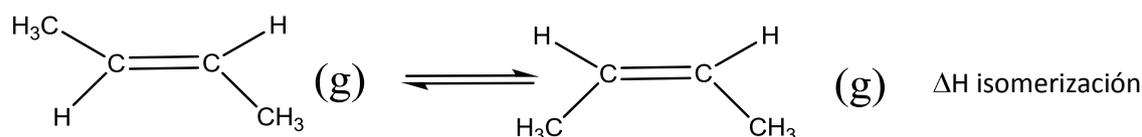
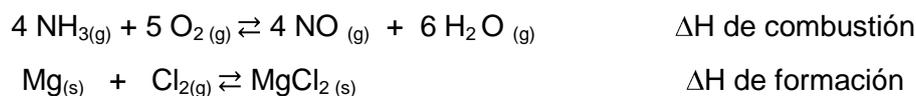
## TERMOQUÍMICA

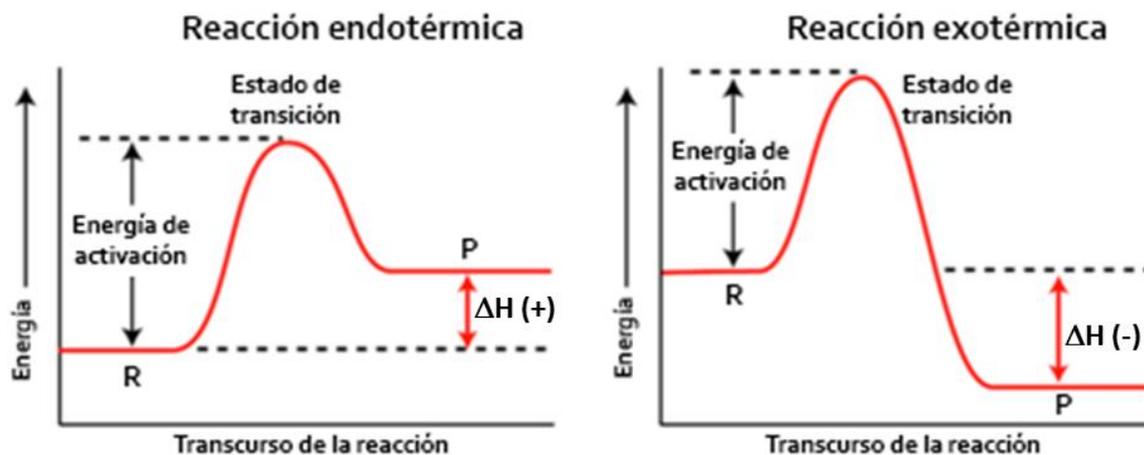
Se ocupa específicamente de estudiar los efectos caloríficos que acompañan a una reacción química. Cuando los reactivos pasan a productos, puede producirse absorción o liberación de calor, pudiendo medirse esa variación de energía, llamada **Calor de Reacción ( $\Delta H$ )**.

El Calor de Reacción va a depender de la fortaleza que tengan los enlaces químicos en los reactivos y en los productos. Si los enlaces son más fuertes en los productos que en los reactivos, significa que los productos serán más estables que los reactivos. Esto indica que los productos al ser más estables, tendrán menor energía y ese exceso de energía se desprende al ambiente en forma de calor. Se dice entonces que la reacción es **EXOTERMICA** y se indica: **(-  $\Delta H$ )**.

Si por el contrario, los reactivos son más estables que los productos, para que se produzca la reacción se tiene que absorber calor del ambiente y la reacción será **ENDOTERMICA** y se indica: **(+  $\Delta H$ )**.

El calor de reacción recibe distintos nombres de acuerdo al tipo de reacción, por ejemplo:





Para el estudio del Calor de Reacción de una reacción química se deben hacer dos especificaciones:

- 1) Estequiometría, temperatura, presión y estado físico, de cada uno de los reactivos y productos, de la reacción química.
- 2) Las propiedades termodinámicas a:

$$v = \text{cte.} \quad Q_v = \Delta E$$

$$P = \text{cte.} \quad Q_p = \Delta H$$

### Calor estándar de reacción ( $\Delta H^\circ$ )

Es el calor absorbido o desprendido cuando se produce una reacción química y se trabaja a *1 atmósfera de presión* y a cualquier temperatura. La temperatura debe quedar claramente especificada. Por ejemplo:  $\Delta H_{298\text{ K}}^\circ$  (Estado estándar = 1 atm de Presión).

**El Calor de Reacción ( $\Delta H_{\text{R}}^\circ$ )** se puede calcular de las siguientes maneras:

- A. Aplicando las leyes de la Termoquímica.
- B. Utilizando Calores de Formación.
- C. Utilizando Energías de Enlace ( $H^\circ_{\text{enl}}$ ).

### Aplicando las leyes de la Termoquímica.

#### Ley de Lavoiser-Laplace:

“El calor desprendido (o absorbido) cuando los reactivos pasan a productos es igual al calor absorbido (o desprendido) cuando los productos regeneran los mismos reactivos”.

#### Ley de Hess:

“Si una reacción es llevada a cabo por dos caminos diferentes el calor de reacción es el mismo. Esto se debe a que la entalpía (H), es función de estado, por lo tanto no depende del camino recorrido”.

### Utilizando Calores de Formación.

$$\Delta H^{\circ}_R = \sum n_p \Delta H^{\circ}_{f(\text{prod})} - \sum n_r \Delta H^{\circ}_{f(\text{react})}$$

### Calor de formación ( $\Delta H^{\circ}_f$ )

Es el calor absorbido o desprendido cuando se forma 1 mol de sustancia a partir de sus elementos en su estado más estable. Cuando los elementos están en su estado estándar, el calor de formación recibe el nombre de Calor de Formación Estándar. El Calor de Formación Estándar ( $\Delta H^{\circ}_f$ ) de todos los elementos en su forma más estable, es igual a cero a cualquier temperatura.

### Utilizando Energías de Enlace ( $H^{\circ}_{enl}$ ).

$H^{\circ}_{enl}$ : es la energía necesaria para romper un mol de enlaces.

$$\Delta H^{\circ}_R = -(\sum n H^{\circ}_{enl \text{ forman}} - \sum n H^{\circ}_{enl \text{ rompen}})$$

Como las entalpías de enlace son valores promedio,  $\Delta H^{\circ}_R$  calculado de esta forma es un valor aproximado.

### Cálculo del $\Delta H^{\circ}$ de Reacción a distintas temperaturas. ( $\Delta H^{\circ}_T$ )

$$\Delta H^{\circ}_{Tf} = \Delta H^{\circ}_{Ti} + [\sum n_p C_{p \text{ prod}} - \sum n_r C_{p \text{ react}}] \Delta T$$

Donde  $C_p$  = Capacidad Calorífica a Presión constante.

### Cálculo de $\Delta H$ , a partir de $\Delta E$

$$\Delta H = \Delta E + \Delta n_{(g)} RT$$

Donde:  $\Delta n_{(g)} = \sum n_{\text{prod}(g)} - \sum n_{\text{react}(g)}$

### Cálculo del $\Delta H^{\circ}_f$ cuando no está tabulado

Cuando el valor de  $\Delta H^{\circ}_f$  de una molécula o compuesto no es conocido se puede calcular de la siguiente forma:

$$\Delta H^{\circ}_{f(\text{comp})} = \sum n_p \Delta H^{\circ}_{f(\text{átomos g})} - \sum n_r H^{\circ}_{enl(\text{comp})}$$

### Ejercitación.

1. a) ¿Cuánto calor es requerido para calentar 100 g de Cu desde 283 K hasta 373 K? b) La misma cantidad de calor es adicionada a 100 g de Al a 283 K. ¿Cuál se calienta más: Cu ó Al? Calor específico de cobre: 0,3891 J/g.K. Calor específico de aluminio: 0,9079 J/g.K.  

Rta: a) Q = 3,50 kJ   b) Cu
2. ¿Cuántas calorías se necesitan para elevar la temperatura de 50 mL de agua desde 15°C hasta 50°C? En este intervalo de temperatura se puede considerar la densidad del agua igual a 1g/ mL.  $C_{H_2O}$ : 17,99 cal/ K. mol.

Rta: 1744,13 cal.

3. Un mol de gas diatómico cuyo estado inicial es:

$$P_1 = 1 \text{ atm}; V_1 = 24,6 \text{ L}; T_1 = 300 \text{ K}$$

Se calienta a  $V = \text{cte.}$ , hasta el estado final caracterizado por:

$$P_2 = 5 \text{ atm}; V_2 = 24,6 \text{ L}; T_2 = 1500 \text{ K}$$

Calcular: Trabajo, Calor, Variación de Energía interna y Variación de entalpía.

$$C_v = 20,92 \text{ J/mol K} \text{ y } C_p = 29,28 \text{ J/mol K.}$$

$$\text{Rta: } Q_v = 25,104 \text{ kJ}; W = 0; \Delta E = 25,104 \text{ kJ}; \Delta H = 35,136 \text{ kJ.}$$

4. Un mol de gas diatómico cuyo estado inicial es:

$$P_2 = 5 \text{ atm}; V_2 = 24,6 \text{ L}; T_2 = 1500 \text{ K}$$

Se enfría a  $P = \text{cte.}$  hasta un estado final caracterizado por:

$$P_3 = 5 \text{ atm}; V_3 = 4,92 \text{ L}; T_3 = 300 \text{ K}$$

Calcular: Trabajo, Calor, Variación de Energía interna y Variación de entalpía.

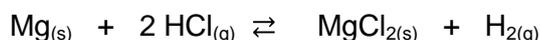
$$C_v = 20,92 \text{ J/mol.K} \text{ y } C_p = 29,28 \text{ J/mol.K.}$$

$$\text{Rta: } Q_p = -35,136 \text{ kJ}; W = 9,97 \text{ kJ}; \Delta E = -25,104 \text{ kJ}; \Delta H = -35,136 \text{ kJ.}$$

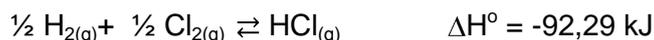
5. El trabajo realizado cuando se comprime un gas en un cilindro es de 462 J. Durante este proceso hay una transferencia de calor de 128 J del gas hacia los alrededores. Calcule el cambio de energía para éste proceso.

$$\text{Rta: } \Delta E = 334 \text{ J.}$$

6. Hallar la variación de Entalpía para la siguiente reacción.

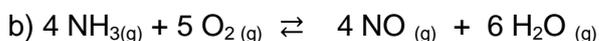
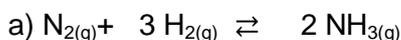


A partir de los siguientes datos de entalpias de formación:



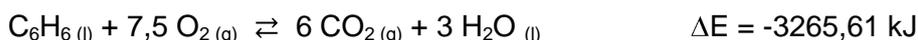
$$\text{Rta: } \Delta H^\circ_R = -456,38 \text{ kJ}$$

7. Calcular el calor estándar de reacción a 25 °C para cada una de las siguientes reacciones:



$$\text{Rta: a) } \Delta H^\circ_R = -92,38 \text{ kJ}; \text{ b) } \Delta H^\circ_R = -904,49 \text{ kJ}$$

8. Dada la siguiente reacción:



Calcular cuál es el valor de  $\Delta H$ , (calor de reacción estándar), si  $T = 298 \text{ K}$ .

$$\text{Rta: } -3269,32 \text{ kJ}$$

## TEMA N° 2

### ENERGÍAS DE INTERACCIÓN Y ESTADO LÍQUIDO

#### OBJETIVOS

- Diferenciar las diferentes tipos de fuerzas intermoleculares entre moléculas, y entre iones y moléculas.
- Inferir que las propiedades macroscópicas de los líquidos se pueden explicar en términos del concepto de las fuerzas intermoleculares.
- Establecer las condiciones en las cuales una fase es estable y los cambios en la presión o la temperatura necesarios para provocar una transición de fase.
- Discernir los causales de solubilidad de diferentes sustancias y su cuantificación.
- Expresar las implicaciones entre la presión de vapor de un líquido y la temperatura absoluta T mediante la ecuación de Clausius-Clapeyron.

#### INTRODUCCIÓN

##### Energía de interacción (EI)

Las energías que se ponen de manifiesto entre iones, átomos y moléculas son responsables de las propiedades que manifiesta la materia, tales como: solubilidad, punto de fusión, punto de ebullición, presión de vapor, calor de vaporización, viscosidad, densidad, tensión superficial etc.

Toda energía de interacción es expresada como la contribución de dos partes:

- a) Una atractiva, de signo negativo (-)
- b) Una repulsiva, de signo positivo (+)

$$EI = - (\text{parte atractiva}) + (\text{parte repulsiva})$$

La parte atractiva es de largo alcance y estabiliza el sistema disminuyendo la energía potencial; la parte repulsiva es de corto alcance, desestabiliza el sistema aumentando la energía potencial.

La expresión general de cualquier Energía de Interacción es:

$$E = -\frac{A}{r^m} + \frac{B}{r^n}$$

donde: A y B son constantes que dependen del tipo de partículas involucradas en la interacción; m y n dependen del tipo de interacción y r es la distancia entre las partículas.

##### **Clasificación de las interacciones:**

- 1.- Aquellas en las que intervienen iones

- a) ión – ión
- b) ión - dipolo
- c) ión - dipolo inducido

2.- Interacción de Van der Waals:

- a) puente de hidrógeno
- b) dipolo - dipolo
- c) dipolo - dipolo inducido
- d) dipolo inducido - dipolo inducido

Tipo de Interacción	Factores responsables	Dependencia con r
ión – ión	q de cada ión ( $q_1, q_2$ )	$1/r$
ión - dipolo	q , $\mu$	$1/r^2$
ión - dipolo ind	q , $\alpha$	$1/r^4$
puente de hidrógeno	Electronegatividad, basicidad y grado de asociación molecular.	$1/r^{10}$
dipolo - dipolo	$\mu_1, \mu_2$ , $1/T$	$1/r^6$
dipolo - dipolo ind	$\mu$ , $\alpha$	$1/r^6$
dipolo ind – dipolo ind	$\alpha$ , PI	$1/r^6$

q = carga     $\alpha$  = polarizabilidad     $\mu$ = momento bipolar    r= distancia    T= temperatura

En el cuadro anterior, la fortaleza de la interacción decrece de arriba hacia abajo. Como consecuencia, a mayor interacción, aumenta el valor de todas las propiedades, excepto la Presión de Vapor que disminuye.

**Puente Hidrogeno**

Las interacciones puente hidrógeno se producen cuando una molécula tiene un hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo (O, N o F) y se enfrenta a otro átomo (de la misma molécula u otra) que posea pares de electrones libres.

Cuando este tipo de interacción se produce entre dos ó más moléculas, se trata de un Puente Hidrógeno *Intermolecular*, mientras que si se produce dentro de la misma molécula, se llama *Intramolecular*.

### **Fuerzas Intermoleculares y Estado Líquido**

El **calor molar de vaporización** ( $\Delta H_{\text{vap}}$ ) es una medida de la intensidad de las fuerzas intermoleculares que ejerce un líquido. Es la **energía necesaria para evaporar un mol de un líquido**. La relación entre la presión de vapor P de un líquido y la temperatura absoluta T está dada por la ecuación de Clausius-Clapeyron.

$$\ln P = - \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT} + C$$

Donde:

R= constante de los gases    C= constante

A partir de esta ecuación se obtiene:

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Esta ecuación se utiliza para calcular la presión de vapor de un líquido a distintas temperaturas.

**Solubilidad** es una medida de la cantidad de soluto que se disolverá en cierta cantidad de disolvente a una temperatura específica.

### **Resumen de Conceptos**

- Las fuerzas intermoleculares actúan entre las moléculas o entre las moléculas y los iones. Estas fuerzas de atracción casi siempre son mucho más débiles que las fuerzas de enlace.
- Las fuerzas dipolo-dipolo y las fuerzas ion-dipolo atraen moléculas con momentos dipolares hacia otras moléculas polares o iones.
- Las fuerzas de dispersión se deben a los momentos dipolares temporales inducidos en moléculas ordinariamente no polares. El grado con el cual un momento dipolar puede ser inducido en una molécula se llama polarizabilidad. Con el término “fuerzas de van der Waals” se hace referencia a las interacciones dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y fuerzas de dispersión.
- El puente (o enlace) de hidrogeno es una interacción dipolo dipolo relativamente fuerte entre un enlace polar que contiene un átomo de hidrogeno y un átomo electronegativo de O, N o F. Los puentes de hidrogeno son muy fuertes, en especial entre las moléculas de agua.
- Los líquidos tienden a adoptar una geometría con el mínimo del área superficial. La tensión superficial es la energía necesaria para expandir el área superficial de un líquido; las fuerzas intermoleculares grandes conducen a una mayor tensión superficial.
- La viscosidad es una medida de la resistencia de un líquido a fluir; esta propiedad disminuye con el aumento de temperatura.

- Las moléculas de agua en el estado sólido forman una red tridimensional en la que cada átomo de oxígeno está unido por enlaces covalentes a dos átomos de hidrógeno, así como a otros por puentes de hidrógeno. Esta estructura única explica porque el hielo es menos denso que el agua líquida, propiedad que permite la supervivencia de los seres vivos bajo el hielo en estanques y lagos en los climas fríos.
- El agua se encuentra también idealmente ubicada por su papel ecológico gracias a su alto calor específico, otra propiedad que le imparten los fuertes puentes de hidrógeno. Los grandes depósitos de agua tienen la capacidad de moderar el clima del planeta al absorber y generar cantidades sustanciales de calor con solo pequeños cambios en su temperatura.
- Todos los sólidos son cristalinos (con una estructura regular de átomos, iones o moléculas) o amorfos (sin una estructura regular). El vidrio es un ejemplo de un sólido amorfo.
- Un líquido contenido en un recipiente cerrado establece un equilibrio dinámico entre la evaporación y la condensación. En estas condiciones la presión del vapor sobre el líquido es la presión de vapor de equilibrio, conocida simplemente como “presión de vapor”.
- En el punto de ebullición, la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa. El calor molar de vaporización de un líquido, es decir, la energía necesaria para evaporar un mol del líquido, se puede determinar al medir la presión de vapor del líquido en función de la temperatura y con la ecuación de Clausius–Clapeyron. El calor molar de fusión de un sólido es la energía necesaria para fundir un mol del sólido.
- Para cada sustancia hay una temperatura, denominada temperatura crítica, por arriba de la cual no es posible licuar su fase gaseosa.
- Las relaciones entre las fases de una sola sustancia se representan mediante un diagrama de fases, donde cada región representa una fase pura, y los límites entre las regiones muestran las temperaturas y presiones a las cuales dos fases están en equilibrio. En el punto triple, las tres fases están en equilibrio.

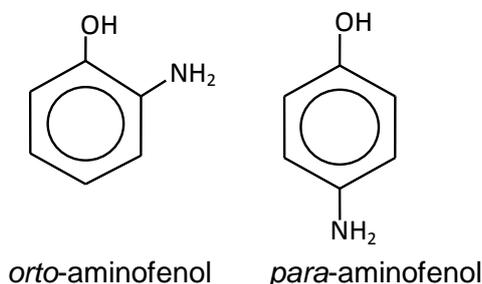
### **Preguntas De Repaso. Energía De Interacción.**

1. Proponga un ejemplo para cada tipo de fuerzas intermoleculares:
  - a) interacción dipolo-dipolo
  - b) interacción dipolo-dipolo inducido
  - c) interacción ion-dipolo
  - d) fuerzas de dispersión de London
  - e) interacción ion-dipolo inducido
  - f) interacción ion-ión

- g) interacción Puente Hidrógeno
2. Explique el término "polarizabilidad". ¿Qué clase de moléculas tienden a ser muy polarizables? ¿Qué relación existe entre la polarizabilidad y las fuerzas intermoleculares?
  3. Explique la diferencia entre un momento dipolar temporal y un momento dipolar permanente.
  4. ¿Qué propiedades físicas se deberían considerar al comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares en los sólidos y los líquidos?
  5. ¿Cuáles elementos pueden participar en los puentes de hidrogeno? ¿Por qué el hidrógeno es único en este tipo de interacción?

### Ejercitación.

1. Ordenar las siguientes compuestos de acuerdo al punto de fusión decreciente: KCl, NaCl, RbCl y CaCl<sub>2</sub>.
2. ¿Cuál de las siguientes moléculas es probable que forme interacción puente de hidrógeno?:  
a) HF; b) CH<sub>4</sub>; c) H<sub>3</sub>Sb; d) CH<sub>3</sub>OH.
3. Dadas los siguientes grupos de moléculas señalar cuál de ellas se disuelve más fácilmente en agua y especificar la causa:  
a) H<sub>2</sub>; N<sub>2</sub>; O<sub>2</sub>  
b) CH<sub>4</sub>; CH<sub>3</sub>CH<sub>3</sub>
4. ¿Qué tipo de interacción predominante presenta cada uno de estos isómeros estructurales? ¿Cuál presentará mayores valores en sus propiedades intensivas?



5. Para los siguientes hidrocarburos normales, determinar qué tipo de interacción será predominante. Teniendo en cuenta sus puntos de ebullición y calores normales de vaporización ( $\Delta H^{\circ}_{vap}$  en Kcal/mol), justifique la diferencia entre los distintos compuestos.

Hidrocarburos	P.eb. °C	$\Delta H^{\circ}_{\text{vap}}$ . en Kcal/mol
n-propano	-30 °C	4,32
n-butano	0 °C	5,32
n-hexano	68 °C	6,83
n-octano	125 °C	8,10

6. La presión de vapor del benceno,  $C_6H_6$ , es 40,1 mmHg a 7,6°C. ¿Cuál es su presión de vapor a 60,6°C? El calor molar de vaporización del benceno es 31,0 kJ/mol.

Rta: 331,2 mm Hg.

7. Estime el calor molar de vaporización de un líquido cuya presión de vapor se duplica cuando la temperatura se eleva de 85°C a 95°C.

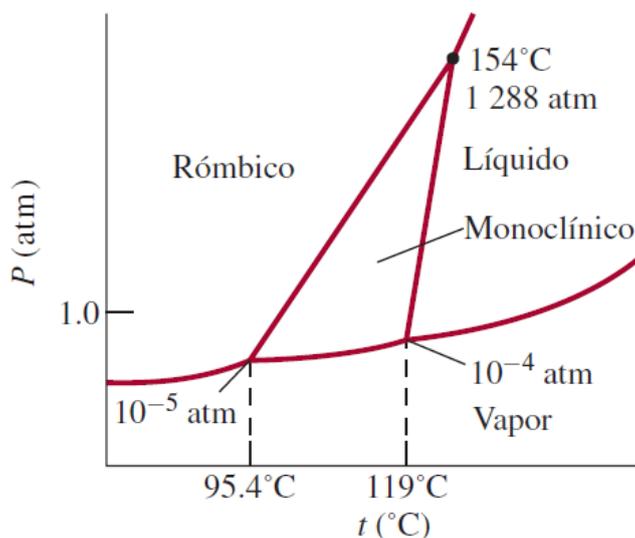
Rta: 75,9 kJ/mol.

8. A continuación se muestra el diagrama de fase del azufre.

a) ¿Cuántos puntos triples hay?

b) La monoclinica y la rómbica son dos formas alotrópicas del azufre. ¿Cuáles más estable en condiciones atmosféricas?

c) Describa que sucede cuando el azufre a 1 atm se calienta de 80°C a 200°C.



## TEMA N° 3

### SOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

#### OBJETIVOS

- Inferir que las propiedades físicas, como la presión de vapor, el punto de fusión, el punto de ebullición y la presión osmótica de una solución dependen solo de la concentración.
- Evaluar el estudio de las propiedades coligativas en soluciones de electrolitos y no electrolitos.
- Efectuar cálculos a través de las ecuaciones que describen a las propiedades coligativas para resolver situaciones problemáticas.

## INTRODUCCIÓN

Son propiedades que dependen exclusivamente del número de partículas de soluto presentes en la solución, y no de la naturaleza de las partículas (átomos, iones o moléculas).

Siempre se cumple:

MAS moléculas de soluto > MAYOR concentración > MAYOR efecto en las propiedades coligativas

Las propiedades coligativas que estudiaremos son:

- disminución de la presión de vapor ( $\Delta P_v$ )
- disminución del punto de congelación o descenso crioscópico ( $\Delta T_c$  o  $\Delta T_f$ )
- aumento de la temperatura de ebullición o aumento ebulloscópico ( $\Delta T_{eb}$ )
- presión osmótica ( $\pi$ )

**Expresión General:**  $PC = i K C$

donde:

PC = propiedad coligativa ( $\Delta P_v$ ,  $\Delta T_c$ ,  $\Delta T_{eb}$  o  $\pi$ )

K = constante, que depende exclusivamente de las propiedades del disolvente.

C = concentración de la solución, normalmente expresada como molalidad (m)

i = factor de Van't Hoff. Así i debe ser 1 para todos los no electrolitos. Para los electrolitos fuertes como NaCl y KNO<sub>3</sub>, i debe ser 2 y, para electrolitos fuertes del tipo Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y CaCl<sub>2</sub>, i debe ser 3.

### ***Disminución de la presión de vapor ( $\Delta P_v$ )***

Para solutos no volátiles la presión de vapor de sus disoluciones siempre será menor a la del disolvente puro. Es decir, que al disolver el soluto provocaremos una disminución en la presión de vapor de la solución.

La presión de vapor de un solvente es proporcional a su fracción molar en solución. Se puede calcular aplicando la ley de Raoult:

$$P = X_{\text{solvente}} P_{\text{puro}}$$

Siendo

P: presión de vapor del solvente en solución

$X_{\text{solvente}}$ : fracción molar del solvente

$P_{\text{puro}}$ : presión de vapor del solvente puro

### ***Disminución del punto de congelación o descenso crioscópico ( $\Delta T_c$ )***

Para solutos no volátiles la temperatura de congelación de sus disoluciones siempre será menor a la del disolvente puro.

Es la disminución en el punto de congelación (fusión) de una disolución cuando disolvemos en ella un soluto no volátil.

Se puede calcular aplicando alguna de las siguientes fórmulas

$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c$$

Siendo:

$T_c^0$  la temperatura de congelación del disolvente puro

$T_c$  la temperatura de congelación de la solución

Si el soluto es un electrolito la disminución en el punto de congelación se puede calcular con la siguiente ecuación:

$$\Delta T_c = i K_c m$$

Si el soluto es un no electrolito ( $i = 1$ ) la disminución en el punto de congelación se puede calcular con la siguiente ecuación:

$$\Delta T_c = K_c m$$

$K_c$  depende de las propiedades del disolvente puro tales como peso molecular, temperatura de fusión y calor molar de fusión.

*Implicancias cotidianas:* en regiones muy frías, es común observar que se tira NaCl (sal común) sobre las calles o rutas para evitar la formación de hielo sobre las mismas. Esto se debe a que al disolverse el NaCl provoca una disminución en el punto de congelación del agua pura provocando que la misma se mantenga líquida a temperaturas menores.

### ***Aumento de la temperatura de ebullición ( $\Delta T_{eb}$ )***

Para solutos no volátiles la temperatura de ebullición de sus disoluciones siempre será mayor a la del disolvente puro.

Es el aumento en la temperatura de ebullición (punto de ebullición) de una solución en comparación con la temperatura de ebullición del solvente puro cuando disolvemos en ella un soluto no volátil.

Se puede calcular aplicando alguna de las siguientes fórmulas

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^0$$

Siendo:

$T_{eb}^0$  la temperatura de ebullición del disolvente puro

$T_{eb}$  la temperatura de ebullición de la solución

Si el soluto es un electrólito el aumento de la temperatura de ebullición se puede calcular con la siguiente ecuación:

$$\Delta T_{eb} = i K_{eb} m$$

Si el soluto es un no electrolito ( $i = 1$ ) la disminución en el punto de congelación se puede calcular con la siguiente ecuación:

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

$K_{eb}$  depende de las propiedades del disolvente puro tales como peso molecular, temperatura de ebullición y calor molar de ebullición.

*Implicancias cotidianas:* el uso de refrigerantes-anticongelantes para el agua del motor de los vehículos; generalmente se utilizan soluciones de alcoholes como etilenglicol (soluta no electrólito) que al disolverse en el agua produce una solución que tendrá un mayor punto de ebullición y un menor punto de congelación que el del agua pura.

### **Presión Osmótica**

Se conoce como ósmosis a un proceso generalmente biológico que consiste en el paso selectivo de moléculas de disolvente (agua) a través de una membrana porosa o semipermeable desde una solución diluida hacia una concentrada con la finalidad de igualar concentraciones.

Es importante dejar en claro que son las moléculas del disolvente las que se mueven de un compartimiento a otro, es decir es el agua o disolvente el que pasa y no el soluto.

La presión osmótica ( $\pi$ ) de una solución es la presión que se requiere para detener el proceso de ósmosis y se puede calcular con la siguiente fórmula:

$$\pi = i K_{\pi} m \quad \text{si el soluto es un electrólito}$$

$$\pi = K_{\pi} m \quad \text{si el soluto es un no electrólito}$$

La presión osmótica obedece a una ley similar a la de los gases ideales. *Van't Hoff* fue el primer científico que analizó estos hechos, los cuales se expresan en la siguiente ecuación, conocida como ecuación de *Van't Hoff*:

$$\pi = \frac{n R T}{V}$$

Donde:

$\pi$  = Presión Osmótica (atm)

V = Volumen de la solución (L)

R = Constante de los gases ideales (0,082 L atm/K mol)

n = Número de moles de soluto

T = Temperatura (K)

De acuerdo a la ecuación de *Van't Hoff*, se observa que a temperatura constante la presión osmótica solo depende de la concentración de partículas y no de la naturaleza del soluto, de ahí que la presión osmótica es una propiedad coligativa de una solución.

Si el volumen de la solución fuera un litro, entonces:  $n/V = \text{Molaridad}^*$ . Por lo tanto la relación puede formularse como:

$$\pi = M R T$$

\*(Cuando las soluciones son muy diluidas (menores a 0,1 M) se puede considerar que la Molaridad es igual a la Molalidad).

### **Ejercitación.**

1. Se disuelven 10 g de naftaleno en 50 mL de Benceno ( $d = 0,88 \text{ g/mL}$ ) ¿Cual es el punto de congelación de esta solución, sabiendo que la masa molar de naftaleno es 128 g/mol? (benceno:  $K_c = 5,12 \text{ }^\circ\text{C/molal}$  y  $T^\circ\text{C} = 5,5 \text{ }^\circ\text{C}$ )

**Rta: - 3,82 °C**

2. Calcular la presión osmótica a  $0^\circ\text{C}$  de una solución acuosa de glicerina 0,5 m;  $K_\pi = 22,41 \text{ atm Kg/mol}$ .

**Rta: 11,20 atm**

3. Calcular el valor de la presión osmótica que corresponde a una solución que contiene 2 moles de soluto en un litro de solución a una temperatura de  $17^\circ \text{C}$ .

**Rta: 47,58 atm**

4. Calcule la presión de vapor de una solución preparada al disolver 218 g de glucosa (PM: 180,2 g/mol) en 460 mL de agua a  $30^\circ\text{C}$ . b) ¿Cuál es la disminución en la presión de vapor. La presión de vapor del agua pura a  $30^\circ\text{C}$  es de 31,82 mmHg.

**Rta: a) 30,4 mmHg**

**b) 1,4 mmHg.**

5. Calcule la presión de vapor de etanol en kilopascales (kPa) a  $19^\circ\text{C}$  para una solución preparada al disolver 2 g de cinamaldehído,  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}$ , en 50 g de etanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . La presión de vapor del etanol puro a esa temperatura es 5,3 kPa.

**Rta: 5,23 kPa.**

6. Calcular el punto de ebullición de una solución de 100 g de anticongelante etilenglicol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ ) en 900 g de agua ( $K_{eb} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m}$ ).

**Rta: 100,93 °C**

## TEMA N° 4. A

### 2° Y 3° LEY DE TERMODINAMICA

#### OBJETIVOS

- Desarrollar los conceptos de entropía y energía libre de Gibbs.
- Determinar si un proceso es espontáneo o no a partir del estudio de la variación de las magnitudes termodinámicas asociadas.

#### INTRODUCCIÓN

##### *Espontaneidad de las reacciones químicas*

En un proceso físico o en una reacción química, se podría usar  $\Delta S$  del universo como criterio de espontaneidad, para lo cual se debería conocer el  $\Delta S$  del sistema y el  $\Delta S$  del ambiente. Como no se puede determinar el  $\Delta S$  del ambiente, se debería trabajar en un sistema aislado ( $m = \text{cte}$ ,  $V = \text{cte}$ ,  $E = \text{cte}$ ).

Teniendo en cuenta que las condiciones de trabajo en el laboratorio son:  $P = \text{cte}$  y  $T = \text{cte}$ , surge la necesidad de definir una nueva función de estado como criterio de espontaneidad: **Energía Libre de Gibbs(G)**, que depende exclusivamente de las propiedades del sistema.

La Energía Libre no posee valor absoluto, y se puede calcular como:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \quad \text{cuando } P = 1 \text{ atm}$$

Se puede calcular  $\Delta G^\circ$  a partir de datos tabulados de la siguiente manera:

$$\Delta G^\circ = \sum n_{\text{prod}} \Delta G^\circ_{\text{f (prod)}} - \sum n_{\text{react}} \Delta G^\circ_{\text{f (react)}}$$

De la misma forma se puede calcular  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ :

$$\Delta H^\circ = \sum n_{\text{prod}} \Delta H^\circ_{\text{f (prod)}} - \sum n_{\text{react}} \Delta H^\circ_{\text{f (react)}}$$

$$\Delta S^\circ = \sum n_{\text{prod}} S^\circ_{\text{(prod)}} - \sum n_{\text{react}} S^\circ_{\text{(react)}}$$

##### **$\Delta G$ Como criterio de espontaneidad:**

Para saber la dirección o sentido en que se produce una reacción química, se evalúa:

Si  $\Delta G < 0$  Reacción espontánea de izquierda a derecha

Si  $\Delta G = 0$  Reacción en equilibrio

Si  $\Delta G > 0$  Reacción espontánea de derecha a izquierda

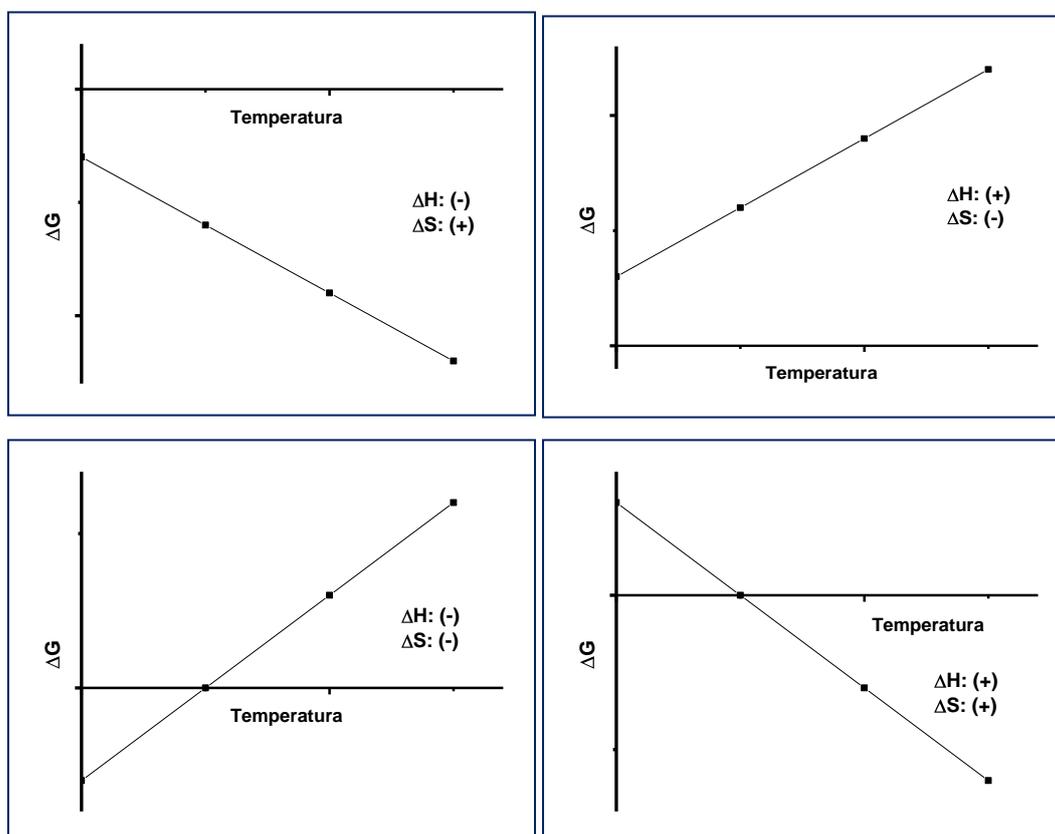
Evidentemente el signo de  $\Delta G^\circ$  va a depender de los signos de  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ .

Se pueden presentar cuatro casos:

Condiciones:  $m = \text{cte}$ ;  $P = 1 \text{ atm} = \text{cte}$ ;  $T = 25^\circ\text{C} = \text{cte}$ .

$\Delta H^\circ$	$\Delta S^\circ$	$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$	Espontaneidad
-	+	-	Siempre espontánea →
+	-	+	Siempre espontánea ←
-	-	- +	Baja Temperatura → Alta Temperatura ←
+	+	- +	Alta Temperatura → Baja Temperatura ←

**Gráficos:**



$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ y = & b - & ax \end{array}$$

## TEMA N° 4. B

### EQUILIBRIO QUIMICO

#### OBJETIVOS

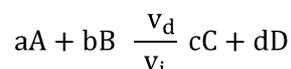
- Analizar la constante de equilibrio y la relación de ésta con la energía de Gibbs.
- Demostrar el desplazamiento del equilibrio químico mediante el principio de Le Chatelier-Braun

#### INTRODUCCION

En las reacciones químicas reversibles no siempre la totalidad de los reactivos se convierten en productos, sino que se llega a un estado final de equilibrio.

Este equilibrio es dinámico ya que los reactivos siguen reaccionando entre sí para generar los productos y éstos continúan regenerando los reactivos.

Se dice que un sistema químico está en equilibrio, cuando la velocidad de formación de productos es igual a la velocidad de descomposición de los mismos para regenerar los reactivos. Por ejemplo:



donde:

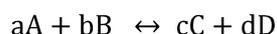
$v_d$  : velocidad directa

$v_i$  : velocidad inversa

#### La constante de equilibrio

A temperatura constante, al alcanzarse el equilibrio, se mantienen constantes las actividades de los productos y de los reactivos. Puede escribirse una constante que relacione estas actividades, dicha constante en estas condiciones se denomina *Constante de Equilibrio* y depende solamente de la temperatura.

Dada una reacción química:



la expresión de la constante de equilibrio en función de las actividades se escribirá por convención:

$$K_a = \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

En general, la actividad de una especie  $i$  está relacionada con la concentración molar por medio de la siguiente ecuación:

$$a_i = \gamma \cdot [i]$$

Donde:

$a_i$ : actividad de la especie  $i$ .

$\gamma$ : coeficiente de la actividad que depende de todas las especies participen o no de la reacción.

$[i]$ : concentración de la especie  $i$ .

Quando la solución es muy diluida, disminuyen las concentraciones de todas las especies, por lo tanto  $\gamma$  tiende a 1 y se puede considerar, que:

$$a_i = i$$

Es decir que en estas condiciones se puede tomar la actividad igual a la concentración molar, por lo tanto podemos escribir la **Constante de Equilibrio en función de las concentraciones molares**, la cual **depende exclusivamente de la Temperatura**.

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Para gases, se acostumbra a dar estas concentraciones como presiones parciales ( $P$ ) expresada en atmósferas, por lo tanto, la Constante de Equilibrio en función de las presiones será:

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Donde  $K_p$  depende sólo de la Temperatura.

Constante de Equilibrio en función de las fracciones molares ( $X$ ).

$$K_x = \frac{X_C^c \cdot X_D^d}{X_A^a \cdot X_B^b}$$

Donde  $K_x$  depende de la Presión y de la Temperatura.

Las diferentes expresiones de la Constante de equilibrio están vinculadas entre sí de la siguiente manera:

$$a) K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n(g)}$$

donde

$$\Delta n(g) = \sum n \text{ prod.}_{(g)} - \sum n \text{ react.}_{(g)}$$

$$b) K_p = K_x \cdot P_t^{\Delta n(g)}$$

donde

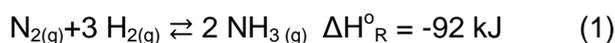
Pt es la Presión Total

Las unidades de  $K_{eq}$  dependen de la reacción en estudio.

### **PRINCIPIO DE LE CHATELIER- BRAUN**

“Cuando se modifica cualquier variable que afecte a un sistema en equilibrio, este se desplazará para alcanzar otro nuevo estado de equilibrio de acuerdo con las nuevas condiciones impuestas al sistema”.

Para una reacción en equilibrio:



Se puede analizar lo siguiente:

#### **a) Efecto de los cambios de temperatura**

Toda reacción exotérmica se ve desfavorecida por un aumento de temperatura (menor rendimiento) por ejemplo en el caso de la reacción (1), por el contrario si se disminuye la temperatura, la reacción se ve favorecida (mayor rendimiento o cantidad de productos).

Toda reacción endotérmica se ve desfavorecida por una disminución de temperatura (menor rendimiento o cantidad de producto) y viceversa.

#### **b) Efecto de los cambios de concentraciones**

El aumento de la concentración de cualquier componente de un sistema, da lugar a una acción que tiende a consumir parte de la sustancia agregada.

En la reacción (1), al añadir un exceso de  $H_{2(g)}$  a la mezcla en equilibrio, se aumenta el consumo de  $N_{2(g)}$ , desplazándose el equilibrio hacia la derecha, si por el contrario se aumenta la concentración de un producto, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, **NO** modificándose el valor numérico de ninguna de las constantes de equilibrio.

#### **c) Efecto de los cambios de presión**

Un aumento o disminución de la presión en un sistema en equilibrio, afecta el volumen gaseoso de reactivos y productos. Al aumentar la presión en el sistema (1), el equilibrio se desplazará en el sentido donde se encuentre el menor volumen gaseoso, hacia la derecha.

### **TRATAMIENTO TERMODINAMICO DEL EQUILIBRIO**

**Isoterma de Van ´t Hoff:**

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p$$

Despejando  $\ln K_p$  quedaría:

$$\ln K_p = \frac{-\Delta G^{\circ}}{RT}$$

En este caso la constante es adimensional.

Integrando la ecuación de Van T'Hoff en forma definida se puede calcular  $K_p$  a otra temperatura con la siguiente ecuación:

$$\ln K_{p2} = \ln K_{p1} - \Delta H^\circ/R (1/T_2 - 1/T_1)$$

En condiciones no estándar el  $\Delta G$  se calcula de la siguiente manera:

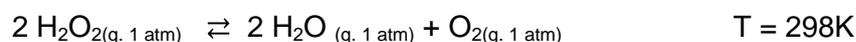
$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

Dónde: Q= cociente de reacción

## Ejercitación

1. Dados los siguientes casos:

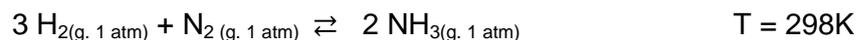
Caso I



Caso II



Caso III



Caso IV



Calcular  $\Delta G^\circ$  y determinar en cada caso si las reacciones son espontáneas o no. En los casos III y IV determinar la temperatura de equilibrio.

Rta: Caso I:  $\Delta G^\circ = -246,33 \text{ kJ}$ ;

Caso II:  $\Delta G^\circ = 103,68 \text{ kJ}$ ;

Caso III:  $\Delta G^\circ = -33,31 \text{ kJ}$ ;

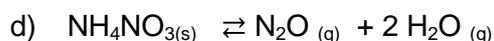
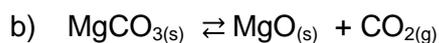
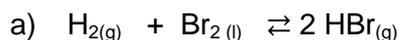
Caso IV:  $\Delta G^\circ = 129,99 \text{ kJ}$

$T_{eq} = 1107,9 \text{ K}$ .

2. ¿Qué efecto tiene un aumento de presión y de temperatura sobre la siguiente reacción?



3. Clasifique los siguientes equilibrios en homogéneo o heterogéneo y plantee la constante de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  en cada caso.



4. Al calentar a 600° C anhídrido sulfuroso con oxígeno, se obtiene una mezcla en equilibrio que contiene por litro 0,0106 moles de SO<sub>3</sub>, 0,0032 moles de SO<sub>2</sub> y 0,0016 moles de O<sub>2</sub>. Calcular:

- a) La constante K<sub>c</sub>
- b) La K<sub>p</sub> correspondiente al equilibrio:



Rta: a) K<sub>c</sub> = 6857,9 L/mol; b) K<sub>p</sub> = 95,74 atm<sup>-1</sup>.

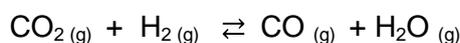
5. Para la siguiente reacción:



La constante de equilibrio K<sub>p</sub> = 2,18 · 10<sup>-2</sup> atm a 764 K y el ΔH para la reacción es 2950 cal/mol. Calcular la constante de equilibrio a 667 K.

Rta: K<sub>667K</sub> = 1,64 · 10<sup>-2</sup>

6. Para la reacción a 3500K y a 1 atm de presión: K<sub>p</sub> = 8,28



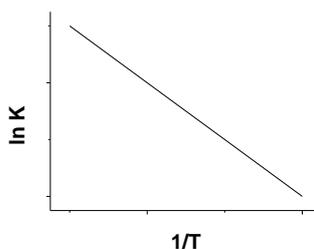
- a) ¿Cuánto vale ΔG °?
- b) ¿Será la reacción espontánea si el CO<sub>2</sub> y el H<sub>2</sub> se encuentran cada uno a 0,1 atm de presión y el CO y el H<sub>2</sub>O a una presión de 2 atm?

Rta: a) ΔG° = -61,51 kJ ; b) ΔG = 112,84 kJ.

7. La variación de la constante de equilibrio de una reacción química con la temperatura absoluta sigue la siguiente ley:

$$\ln K = \text{cte} - \frac{\Delta H}{RT}$$

Experimentalmente se obtiene la siguiente variación:



Indique si la reacción es endotérmica o exotérmica.

## TEMA N°5

### EQUILIBRIO IONICO

#### OBJETIVOS

- Aplicar el estudio del equilibrio químico a sistemas donde participen especies iónicas, ya sean sales poco solubles y disoluciones ácidas y básicas
- Entender el concepto de pH y aplicarlos para realizar cálculos en sistemas de ácidos y bases, fuertes y débiles.
- Utilizar la ecuación de Henderson-Hasselbalch para el cálculo de pH en sistemas buffer.

#### INTRODUCCIÓN

El equilibrio iónico es la aplicación del equilibrio químico a las reacciones en donde participan iones.

Por ejemplo:



La constante de equilibrio a T = cte es:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

donde la  $[\text{H}_2\text{O}]$  es constante, por lo tanto

$$\text{H}_2\text{O} \cdot K_c = K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

El subíndice "a" de  $K_a$  indica que es la constante de equilibrio correspondiente a un ácido en este caso del ácido acético y se denomina *Constante de disociación del ácido*.

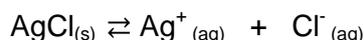
Conociendo la  $K_a$  de un ácido se puede calcular su pKa de la siguiente manera:

$$\text{pKa} = -\log K_a$$

#### SALES POCO SOLUBLES (solubilidad < 0,01m)

Una solución está saturada cuando el soluto está en equilibrio con el soluto sin disolver.

Por ejemplo: AgCl en agua (solución saturada)



La constante de equilibrio a T = cte. será:

$$K_c = \frac{Ag^+ \cdot [Cl^-]}{[AgCl]}$$

Siendo la  $[AgCl] = cte.$

$$AgCl \cdot K_c = Ag^+ \cdot [Cl^-]$$

El producto de concentraciones iónicas se llama *producto de solubilidad* y la constante, **Constante del Producto de solubilidad (Kps)** la cual depende exclusivamente de la Temperatura.

$$K_{ps} = Ag^+ \cdot [Cl^-]$$

Kps representa el valor máximo que puede tener el producto de las concentraciones iónicas a una temperatura dada. Por lo tanto cuando menor es el Kps menor es la concentración de los iones en solución, y menor la solubilidad.

Para este caso a 25° C

$$K_{ps} = Ag^+ \cdot Cl^- = 2 \times 10^{-10}$$

También el Kps nos permite calcular la solubilidad de una sal.

$$Ag^+ = Cl^- = S_{AgCl}$$

Reemplazando;

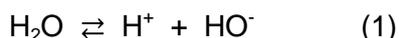
$$K_{ps} = S_{AgCl} \cdot S_{AgCl} = 2 \times 10^{-10}$$

$$S^2_{AgCl} = 2 \times 10^{-10}$$

$$S_{AgCl} = \sqrt{2 \times 10^{-10}} = 1,41 \times 10^{-5} M \text{ a } 25^\circ C$$

### **Características del agua como solvente**

La reacción de disociación del agua es la siguiente:



Si planteamos la constante de equilibrio para la reacción (1) será:

$$K_c = \frac{H^+ \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

La concentración de agua permanece constante, por lo tanto:

$$H_2O \cdot K_c = H^+ \cdot [OH^-]$$

$$H_2O \cdot K_c = K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ C$$

Donde  $K_w =$  producto iónico del agua.

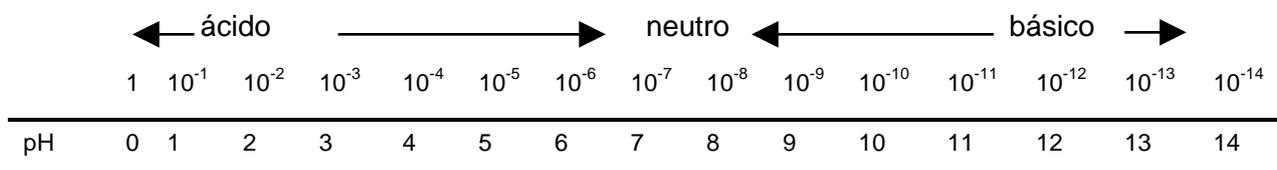
### **Concepto de pH y pOH**

Por definición

$$pH = -\log [H^+] \rightarrow [H^+] = \text{antilog } -pH$$

$$pOH = -\log [OH^-] \rightarrow [OH^-] = \text{antilog } -pOH$$

### Escala de pH y pOH



### Relación entre pH Y pOH

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ \text{ C})$$

Tomando  $-\log$  en ambos miembros:

$$-\log ([H^+] [OH^-]) = -\log (1 \times 10^{-14})$$

$$-\log [H^+] + (-\log [OH^-]) = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

## ÁCIDOS Y BASES

Definiremos un *ÁCIDO* y una *BASE* utilizando la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry:

**Ácido:** toda sustancia capaz de ceder uno o más protones a una base.

**Base:** toda sustancia capaz de captar uno o más protones cedidos por un ácido.

Cuando un ácido cede un solo protón, se dice que es *MONOPRÓTICO*. También hay ácidos dipróticos, tripróticos y en general se llaman *POLIPRÓTICOS*.

### pH de ácidos y bases fuertes

Cuando se trabaja con un ácido o una base fuerte se puede considerar que se encuentran totalmente disociados, por lo que  $[H^+]$  o  $[OH^-]$  serán iguales a la concentración inicial ( $C_a$ ) del ácido o de la base respectivamente.

Ejemplo: una solución 0,01M de HCl  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

Como prácticamente todas las moléculas se disocian, la  $[H^+]$  es igual a la concentración del electrolito, es decir:

$$[H^+] = [HCl] = 0,01M \rightarrow pH = -\log 0,01 = 2$$

### pH de ácidos y bases débiles

Los ácidos y bases DÉBILES ( $K_a$ ,  $K_b < 1$ ) se ionizan parcialmente. Por ejemplo en la siguiente reacción:



La constante de equilibrio a  $T = \text{cte.}$  es:

$$K_c = \frac{CH_3COO^- \cdot [H^+]}{CH_3COOH \cdot [H_2O]}$$

Se puede calcular la  $[H_3O^+]$  o  $[H^+]$  con la siguiente fórmula:

$$H^+ = C_a K_a + K_w \quad \text{Ecuación (A)}$$

Esta ecuación se aplica para ácidos monopróticos DÉBILES.

Para ácidos monopróticos FUERTES en concentraciones molares menores a  $10^{-6}$ , para calcular la  $[H_3O^+]$  o  $[H^+]$  se utiliza la siguiente fórmula:

$$H^+ = \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4K_w}}{2} \quad \text{Ecuación (B)}$$

Estas mismas ecuaciones A y B se pueden aplicar en el tratamiento de bases. En ellas,  $[H^+]$  se reemplaza por  $[OH^-]$  y  $K_a$  por  $K_b$ .

Como utilizar la TABLA de cálculo de  $[H^+]$  de ácido monopróticos (se encuentra en la sección ANEXO):

Para un ÁCIDO:

$K_a$  → indica si el ácido es FUERTE o DÉBIL

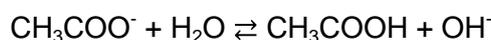
(Recordar: a mayor  $K_a$  mayor disociación, mayor fuerza).

$C_a$  → es la concentración analítica del ácido (concentrado o diluido).

Se busca en la Tabla la intersección de  $K_a$  con  $C_a$  y así se determina si se debe usar la ecuación (A) o (B). En el rayado doble se puede usar A o B indistintamente. El valor límite de  $C_a$  para determinar si el ácido es concentrado o diluido es  $10^{-6}$  M.

## HIDRÓLISIS

Es la reacción entre un ión proveniente de una sal con el agua.



base

ácido

$$K_c = \frac{CH_3COOH \cdot [OH^-]}{CH_3COO^- \cdot [H_2O]} \quad \text{Como } [H_2O] = \text{cte.}$$

$$H_2O \cdot K_c = \frac{CH_3COOH \cdot [OH^-]}{CH_3COO^-}$$

$$K_h = \frac{CH_3COOH \cdot [OH^-]}{CH_3COO^-}$$

$K_h$  es la *constante de hidrólisis* del ión oxalato, que se comporta como una base (capta  $H^+$ ).

Dos ecuaciones prácticas para resolver los problemas de hidrólisis son:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Donde:  $K_h$  = constante de hidrólisis de un ión que se comporta como ácido.

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$K_b$  = constante de la base conjugada.

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Donde:  $K_h$  = constante de hidrólisis de un ión que se comporta como base.

$K_a$  = constante del ácido conjugado.

## SOLUCIONES AMORTIGUADORAS O SOLUCIONES BUFFER

Una solución amortiguadora o sistema buffer es una solución formada por:

- 1) un ácido débil o una base débil y,
- 2) su sal; (base conjugada o ácido conjugado respectivamente)

Ambos componentes deben estar presentes. La solución tiene la capacidad de mantener el pH dentro de determinados valores, cuando se agregan pequeñas cantidades de ácido o base. Por ejemplo: ácido carbónico / bicarbonato; amoníaco / amonio.

Para determinar el pH de una solución buffer se utiliza la ecuación de Henderson-Hasselbalch.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{\text{base conjugada}}{\text{ácido}}$$

## Ejercitación

1. Escriba la constante de equilibrio correspondiente a cada una de las siguientes reacciones iónicas:
  - a) Fluoruro de calcio sólido (sal poco soluble) que se disocia en agua en sus iones.
  - b) Hidrólisis (reacción con agua) del ión amonio para dar amoníaco.
2. Una solución de NaOH en agua tiene una concentración molar de  $8,50 \times 10^{-2}$  de iones  $\text{HO}^-$ . Calcule el pOH y pH de la solución.

Rta: pOH = 1,07; pH = 12,93

3. Calcule el pKa de los siguientes ácidos utilizando los valores de las constantes de disociación de la tabla del final de la guía: Ácido acético, fenol, ión amonio y ácido fórmico.

Rta: Ac. acético pKa = 4,74; fenol pKa = 9,88; Amonio pKa = 9,25; Ác. fórmico pKa = 3,74

4. Calcule la solubilidad (en mol/L) del ioduro de plata en agua pura a 25°C. (Los productos de solubilidad se encuentran en la tabla inserta al final de este impreso).

Rta: S =  $8,94 \times 10^{-9}$  mol/L

5. La solubilidad del sulfato de plomo en agua pura es  $S = 1 \times 10^{-4}$  M. Escriba la ecuación que describe el equilibrio entre el sulfato de plomo sólido y sus iones en solución acuosa. Calcule el Kps. Calcule después la solubilidad del sulfato de plomo en una solución 0,05 molar de nitrato de plomo (efecto de ión común).

Rta: Kps =  $1 \times 10^{-8}$  mol<sup>2</sup>/L<sup>2</sup>; S =  $2 \times 10^{-7}$  M

6. Con las siguientes ecuaciones se pueden resolver un gran número de problemas cuando se quiere conocer la concentración de iones hidrógeno de ácidos monopróticos, ya sean fuertes o débiles, en solución acuosa:

$$A) H^+ = \sqrt{CaKa + Kw} \quad B) H^+ = \frac{Ca + \sqrt{Ca^2 + 4Kw}}{2}$$

Calcule la concentración de iones hidrógeno y pH en las siguientes soluciones acuosas:

- a) HCl  $10^{-2}$  M
- b) HNO<sub>3</sub>  $10^{-7}$  M
- c) Ácido benzoico  $10^{-3}$  M
- d) Ácido hipocloroso  $10^{-7}$  M
- e) Fenol (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH)  $10^{-3}$  M

Rta: a)  $[H^+] = 1 \times 10^{-2}$ , pH = 2;  
b)  $[H^+] = 1,61 \times 10^{-7}$ , pH = 6,7;  
c)  $[H^+] = 2,54 \times 10^{-4}$ , pH = 3,59;  
d)  $[H^+] = 1,14 \times 10^{-7}$ , pH = 6,9;  
e)  $[H^+] = 3,74 \times 10^{-7}$ , pH = 6,42

7. Calcule el pH de una solución amortiguadora que contiene 0,15 M de HNO<sub>2</sub> (aq) y 0,20 M de NaNO<sub>2</sub> (aq).

Rta: 3,47

8. Indique si las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o si tienen un pH neutro:
- a) NaOCl (aq)
  - b) KCl (aq)
  - c) NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>(aq)

## TEMA N° 6

### CINÉTICA QUÍMICA

#### OBJETIVOS

- Conocer e interpretar las expresiones de velocidad y sus gráficos para reacciones de orden 0, orden 1 y orden 2.
- Analizar datos cinéticos experimentales para determinar la Ecuación de Velocidad.
- Estudiar la variación de la velocidad de una reacción en función de la concentración, temperatura y de la presencia de catalizadores.
- Determinar la Ecuación de Velocidad.
- Analizar mecanismos de reacción cinéticos.

#### INTRODUCCIÓN

La **Cinética Química** se encarga del estudio de la velocidad con que se alcanza el equilibrio en las reacciones químicas. Consta de una *parte experimental* que se encarga de determinar la constante de velocidad, el orden de reacción y la energía de activación; y una *parte teórica* que propone un mecanismo para la reacción en estudio.

#### VELOCIDAD DE REACCION:

Es la cantidad de materia que se consume o se produce por unidad de tiempo y se expresa como la variación de las concentraciones de los reactivos o productos con respecto al tiempo.

La *velocidad* de una reacción se puede estudiar experimentalmente midiendo los cambios de concentración que ocurren en un intervalo dado de tiempo y se puede expresar como:

$$v = -\frac{dR}{dt} = \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

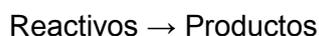
Donde:  $-\frac{dR}{dt}$  indica la velocidad de desaparición de reactivos en función del tiempo.

También puede expresarse como la velocidad de aparición de productos en función del tiempo de la siguiente manera:

$$v = \frac{dP}{dt} = \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

## ECUACIÓN DE VELOCIDAD

Para la siguiente reacción:



La expresión de la ecuación de velocidad es:

$$v = -\frac{d[R]}{dt} = k [\text{reactivos}]^n$$

ó

$$v = \frac{d[P]}{dt} = k [\text{reactivos}]^n$$

donde:

**k:** Constante Específica de Velocidad.

Depende exclusivamente de la Temperatura, y sus unidades dependen del orden de reacción.

$$k = \frac{\text{mol}^{(1-n)}}{\text{L}} \text{ /seg}$$

**n:** orden de reacción. Puede ser un número entero o fraccionario, que se obtiene, en **reacciones sencillas** (paso elemental), sumando los coeficientes estequiométricos de los reactivos.

Ejemplo:



$$v = k [A]^p [B]^q$$

donde:  $n = p + q$  sería el orden propuesto, el cual se debe determinar experimentalmente.

### Reacciones de pseudo orden



Si la expresión de la ecuación de velocidad es:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k A B C \quad n = 3$$

y se mantiene constante la concentración de C, (por ejemplo: agregando este reactivo en un abrumador exceso, o en dos órdenes de magnitud mayor a lo requerido) entonces:

$$k' = k \cdot [C] = \text{cte}$$

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k' A B \quad n = 2$$

Esta reacción que sería de *tercer orden*, al mantener constante la concentración de uno de sus reactivos, pasa a ser de **pseudo orden**. En este caso es de *pseudo segundo orden*.

### Determinación de $n$ y $k$

Se propone un orden de reacción y con los datos experimentales obtenidos a temperatura constante, para verificar si se ajustan al orden propuesto se realiza el gráfico adecuado. De no resultar así, se propone otro orden (prueba de ensayo y error).

#### En reacciones sencillas, del tipo $A \rightarrow \text{producto}$

Reacciones de 1° orden.  $A \rightarrow B$

$$-\frac{d[A]}{dt} = k_1[A]$$

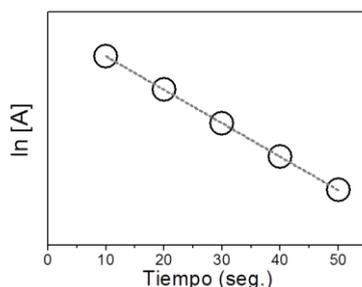
Si se reordena la ecuación de velocidad y se integra en forma indefinida, se obtiene:

$$\ln[A] = -k_1t + \text{cte}$$

Matemáticamente esta última es la ecuación de una recta.

Si se grafican los datos experimentales,  $\ln [A]$  en función del tiempo y se obtiene una recta, la reacción es de 1<sup>er</sup> orden o de pseudo 1<sup>er</sup> orden.

Se puede determinar  $k$  a partir pendiente de la recta.



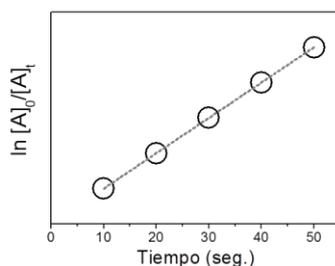
Si la ecuación de velocidad de la reacción se integra en forma definida queda la siguiente expresión:

$$\ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = k_1t$$

donde:  $A_0$  = concentración de A al tiempo cero.

$A_t$  = concentración de A al tiempo t.

Si se grafican los datos experimentales,  $\ln \frac{[A]_0}{[A]_t}$  en función del tiempo y se obtiene una recta de pendiente positiva, se comprueba que la reacción es de 1<sup>er</sup> orden ó de pseudo 1<sup>er</sup> orden. De la pendiente de la recta se puede calcular  $k$ .



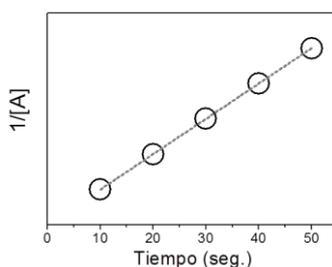
Si al graficar los datos experimentales **NO** obtenemos una recta, entonces la reacción en estudio **NO** es de primer orden. Se propone un orden superior.

### Reacciones de 2° orden. $2A \rightarrow B$

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

Reordenando la ecuación de velocidad e integrando en forma indefinida se obtiene la siguiente expresión:

$$\frac{1}{A} = k_2t + \text{cte}$$

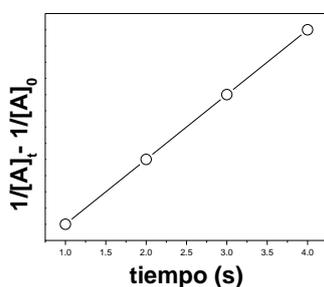


Se grafican los datos experimentales,  $\frac{1}{A}$  en función del tiempo, si se obtiene una recta, la gráfica corresponde a una reacción de 2<sup>do</sup> orden. De la pendiente de la recta se puede calcular **k**.

Si la ecuación de velocidad se integra en forma definida se obtiene la siguiente expresión.

$$\frac{1}{[A]_t} - \frac{1}{[A]_0} = k_2t$$

Si se grafica  $\frac{1}{[A]_t} - \frac{1}{[A]_0}$  en función del tiempo, y se obtiene una recta se comprueba que la reacción es de 2<sup>do</sup> orden. De la pendiente de la recta también se puede calcular **k**.



## MECANISMO DE REACCION

Para comprender mejor una reacción compleja, debe plantearse un mecanismo de reacción. Este consta de etapas rápidas y una etapa lenta, que controla la velocidad de la

reacción, por lo que se denomina *etapa controlante*. La ecuación de velocidad se escribe en base a la etapa lenta, la cual determina el orden de reacción.

## CALCULO DE LA CONSTANTE DE VELOCIDAD

Se puede calcular en forma teórica de dos maneras:

- Despejando de la ecuación de velocidad.
- Usando la ecuación exponencial de Arrhenius, que vincula la variación de k con la T.

$$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

Donde:

A = Factor de frecuencia (número de choques efectivos). Sus unidades son iguales a las de k.

E<sub>a</sub> = Energía de Activación. (cal/ mol ó kcal / mol.)

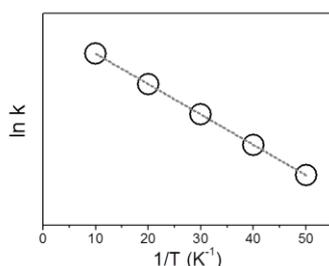
R = Constante de los gases. (cal/ K . mol. ó kcal / K mol.)

T = Temperatura. (K).

Se utiliza la forma logarítmica, que resulta la ecuación de una recta:

$$\ln k = - \frac{E_a}{RT} + \ln A \quad (1)$$

Si graficamos ln k en función de 1/T, se obtiene una recta de pendiente negativa, de la cual se puede calcular la energía de activación.



## ENERGIA DE ACTIVACION

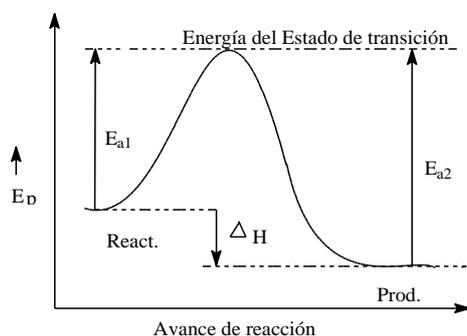
Es la barrera de energía que deben superar los reactivos para pasar a productos. Se puede calcular a partir de la ecuación de Arrhenius:

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E_a}{RT^2}$$

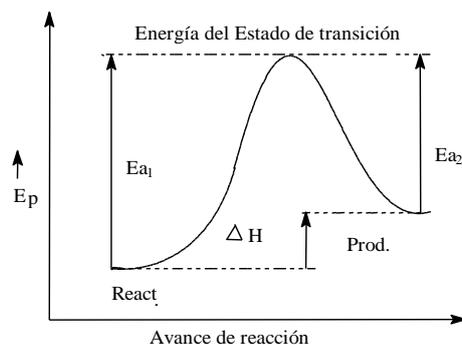
Si se integra esta ecuación entre límites y se reordena queda la siguiente expresión:

$$E_a = R \frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \ln \frac{k_2}{k_1}$$

La velocidad de reacción se ve afectada por la temperatura. Para una reacción exotérmica, el gráfico de Energía Potencial vs Avance de Reacción será:



Para una reacción Endotérmica, el gráfico de Energía Potencial vs Avance de Reacción será:



$$\Delta E = E_{a1} - E_{a2}$$

Donde:

$E_{a1}$  = energía de activación de los reactivos.

$E_{a2}$  = energía de activación de los productos.

### **CÁLCULO DE VIDA MEDIA ( $t_{1/2}$ )**

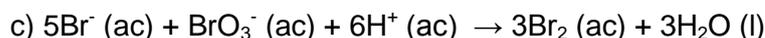
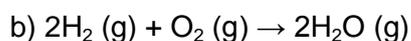
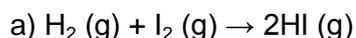
Tiempo de vida media es el tiempo requerido para que la concentración del reactivo disminuya hasta la mitad de su concentración inicial. La expresión para calcular  $t_{1/2}$  de una reacción de primer orden es:

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \ln 2 = \frac{0,693}{k}$$

El  $t_{1/2}$  de una reacción de primer orden es independiente de la concentración inicial del reactivo.

## Ejercitación

1. Escriba las expresiones de velocidad para las siguientes reacciones en términos de la desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos:



2. Cuando la reacción  $2\text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$  se llevó a cabo a una temperatura alta, la concentración de HI disminuyó de  $6 \text{ mmol.L}^{-1}$  a  $4,2 \text{ mmol.L}^{-1}$  en 200 s ¿Cuál fue la velocidad de reacción promedio?

Rta:  $v = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mmol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$

3. Para la reacción  $\text{A} + \text{B} + \text{C} \rightarrow \text{Productos}$ , se obtuvieron los siguientes datos:

Experimento	$[\text{A}]_0$ ( $\text{mmol.L}^{-1}$ )	$[\text{B}]_0$ ( $\text{mmol.L}^{-1}$ )	$[\text{C}]_0$ ( $\text{mmol.L}^{-1}$ )	Velocidad inicial ( $\text{mmol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$ )
1	1,25	1,25	1,25	8,7
2	2,5	1,25	1,25	17,4
3	1,25	3,02	1,25	50,8
4	1,25	3,02	3,75	457
5	3,01	1,00	1,15	?

La velocidad inicial es para la pérdida de A.

a) A través de los datos experimentales determinar el orden de la reacción con respecto a cada reactivo y el orden global.

b) Escribir la ley de velocidad para la reacción y determinar el valor de la constante de velocidad k.

c) Calcular la constante de velocidad.

d) Utilizar los datos para predecir la velocidad de reacción para el experimento 5.

Rta: a)  $1^\circ$  (A),  $2^\circ$  (B y C), orden global 5; b)  $v=k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2 \cdot [\text{C}]^2$ ; c)  $k = 2,85 \text{ L}^4 \cdot \text{mmol}^{-4} \cdot \text{s}^{-1}$  d)  $11,34 \text{ mmol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$

4. La constante de velocidad para la reacción de segundo orden de la hidrólisis ácida de la sacarosa para dar glucosa y fructuosa se midió a diversas temperaturas y aquí se muestran los resultados:

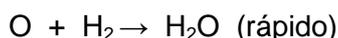
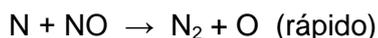
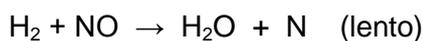
T (°C)	k ( $\text{L.mol}^{-1}\text{s}^{-1}$ )
24	$4,8 \times 10^{-3}$
28	$7,8 \times 10^{-3}$
32	$13 \times 10^{-3}$
36	$20 \times 10^{-3}$
40	$32 \times 10^{-3}$

Determine gráficamente y aplicando la ecuación de Arrhenius la energía de activación de la reacción.

Rta: Ea: 92,91 kJ/mol.

5. La ley de velocidad para la reacción  $2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , es  $v = k[\text{H}_2][\text{NO}]^2$ , ¿Cuál de los siguientes mecanismos es el más apropiado, con base en la expresión de velocidad observada?

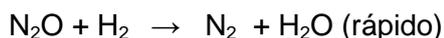
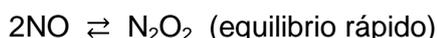
a) Mecanismo 1



b) Mecanismo 2



c) Mecanismo 3



6. La descomposición térmica de la fosfina ( $\text{PH}_3$ ) en fósforo e hidrógeno molecular es una reacción de primer orden:



La vida media de la reacción es 35 s a 680 °C. Calcule la constante de velocidad.

Rta:  $k = 0,0198 \text{ s}^{-1}$ .

7. Los datos de la siguiente tabla se obtuvieron para la reacción de descomposición de:

A → Productos

Tiempo, min	[A], M	ln [A]	1/[A]
0	1,00	0,00	1,00
5	0,63	-0,46	1,6
10	0,46	-0,78	2,2
15	0,36	-1,02	2,8
25	0,25	-1,39	4,0

- a) Determine gráficamente el orden de la reacción  
 b) ¿Cuál es la constante de velocidad k?

Rta: a) 2° orden b)  $k = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ .

## TEMA N° 7

### ELECTROQUIMICA

#### OBJETIVOS

- Analizar la relación que existe entre la variación de energía libre de una reacción y el potencial eléctrico para predecir la espontaneidad de una reacción.
- Calcular la Constante de Equilibrio de una reacción química.
- Evaluar la importancia que tiene la ecuación de Nernst para los cálculos electroquímicos.
- Calcular la variación de la fuerza Electromotriz (fem) de una pila con la actividad de los iones de la solución.

#### INTRODUCCIÓN

El área de la química que estudia la conversión entre la energía eléctrica y la energía química es la “electroquímica”.

Los procesos electroquímicos son reacciones REDOX donde la energía liberada por una reacción espontánea se transforma en electricidad.

El dispositivo experimental que se emplea para generar electricidad a partir de una reacción redox espontánea se denomina PILA ó CELDA ELECTROQUÍMICA. En otras palabras, en una pila se utiliza la disminución de energía libre de Gibbs (G) de una reacción química para transformarla en energía eléctrica aprovechable, es decir en energía útil.

Las siguientes fórmulas serán útiles para resolver los siguientes problemas:

- a. Para calcular la Fuerza Electromotriz (fem) estándar de una pila.

$$\varepsilon^{\circ} \text{ pila} = \varepsilon^{\circ} \text{ elect.der.} - \varepsilon^{\circ} \text{ elect.izq.}$$

- b. Para predecir la Espontaneidad de una reacción:

$$\Delta G^{\circ} = -n F \varepsilon^{\circ}$$

- c. Para calcular la Constante de Equilibrio de una reacción química:

$$\ln K_{\text{eq}} = \frac{nF\varepsilon^{\circ}}{RT}$$

- d. Variación de la fuerza Electromotriz ( $\varepsilon$ ) de una pila con la actividad de los iones de la solución:

$$\varepsilon = \varepsilon^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Productos Iónicos}]^x}{[\text{Reactivos Iónicos}]^y}$$

Ecuación de Nernst

Recordar:

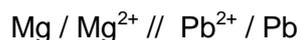
$F = 96490$  Coulombios/equiv

$R = 8,314$  J/K mol = v.coulombios/ K mol.

## Ejercitación

1. Para la siguiente pila en condiciones estándar determinar:

- $\varepsilon^{\circ}$ .
- El sentido espontáneo de la reacción.
- Identificar ánodo y cátodo.

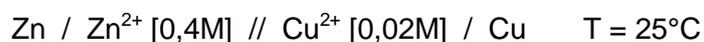


Rta: a)  $\varepsilon^{\circ} = 2,24$  v.

2. Para la reacción del problema 1, calcular la constante de equilibrio a 298 K.

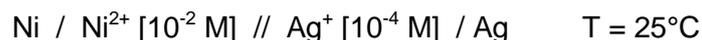
Rta:  $K_{eq} = 2,45 \times 10^{75}$

3. Para la siguiente pila de Daniell, calcule el  $\varepsilon$ .



Rta. :  $\varepsilon = 1,06$  v.

4. Para la siguiente pila, calcule el  $\varepsilon$ .



Rta:  $\varepsilon = 0,87$  v.

5. Se tiene la siguiente pila de concentración.



¿Cuál será el  $\varepsilon^{\circ}$  de la pila a  $25^{\circ}\text{C}$ ?

Rta:  $\varepsilon = 0,06$  v.

## Ejercicios Propuestos

### Tema N° 1: Termodinámica 1° ley y Termoquímica

1. El Calor específico del hierro es  $0,107 \text{ cal/}^\circ\text{C.g}$  ¿Qué cantidad de calor se necesita para calentar 100 g de hierro desde  $20^\circ\text{C}$  hasta  $70^\circ\text{C}$ ?

Rta: 2,24 kJ

2. ¿Qué cantidad de energía calorífica se necesita para calentar 200 g de Al, desde  $20^\circ\text{C}$  hasta  $30^\circ\text{C}$ ? El calor específico del Al es  $0,808 \text{ J/}^\circ\text{C.g}$ .

Rta: 1,62 kJ.

3. ¿Cuánta energía se libera cuando se enfrían 50 g de plomo desde  $150^\circ\text{C}$  hasta  $50^\circ\text{C}$  si su capacidad calorífica molar promedio en este intervalo de temperatura es  $6,42 \text{ cal/}^\circ\text{C .mol}$ ?

Rta: -0,645 kJ.

4. El agua se expande cuando se congela. ¿Cuánto trabajo realizan 100 g de agua cuando se congelan a  $0^\circ\text{C}$  y hacen estallar una cañería de agua que ejerce una presión opuesta de 1070 atm? Las densidades del agua y del hielo a  $0^\circ\text{C}$  son de  $1 \text{ g/cm}^3$  y  $0,92 \text{ g/cm}^3$ , respectivamente.

Rta: -0,94 kJ.

5. Un gas se expande 500 mL contra una presión de 1,2 atm, ¿Cuánto trabajo se hace en la expansión?

Rta: -14,53 cal.

6. Calcule el trabajo para cada uno de los siguientes procesos comenzando con una muestra de 1 mol de gas en un ensamble de pistón con  $T= 305 \text{ K}$ ,  $P=1,79 \text{ atm}$  y  $V=4,29 \text{ L}$ ; a) expansión irreversible contra una presión externa constante de 1 atm a un volumen final de 7,68 L; b) expansión isotérmica reversible a un volumen final de 7,68 L.

Rta: a) -82,1 cal; b) -353 cal.

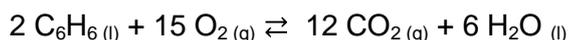
7. Los gases de los cuatro cilindros de un motor de automóvil se expanden de 0,22 L a 2,2 L durante un ciclo de encendido. Si se supone que el tren de engranaje mantiene una presión constante de 9,6 atm en los gases ¿Cuánto trabajo puede hacer el motor en un ciclo?

Rta: -1,92 kJ.

8. Un motor de automóvil realiza 520 kJ de trabajo y pierde 220 kJ de energía como calor. ¿Cuál es el cambio de energía interna del motor? Considere el motor, el combustible y la emanación de gases como un sistema cerrado.

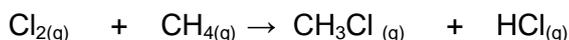
Rta: -740 kJ.





Rta:  $\Delta H^\circ_R = -41,89 \text{ kJ/g}$ .

15. Calcular la variación de entalpía de la siguiente reacción:



a) Aplicando los calores de formación:

$$\Delta H^\circ_f \text{CH}_3\text{Cl} = -83,68 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{CH}_4 = -75,31 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{HCl} = -92,04 \text{ kJ/mol}$$

b) Aplicando las entalpías de enlace:

$$\text{C}-\text{H} = 414,21 \text{ kJ/mol}$$

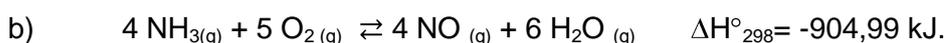
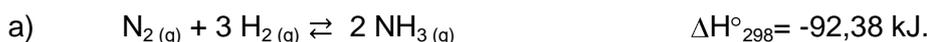
$$\text{Cl}-\text{Cl} = 242,67 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C}-\text{Cl} = 326,35 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H}-\text{Cl} = 430,95 \text{ kJ/mol}$$

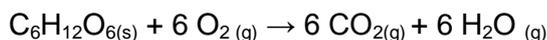
Rta: a)  $\Delta H^\circ_R = -100,41 \text{ kJ}$ , b)  $\Delta H^\circ_R = -100,42 \text{ kJ}$ .

16. Calcular el  $\Delta H^\circ_R$  a  $100^\circ\text{C}$ , para los siguientes casos:



Rta: a)  $\Delta H^\circ_R = -95,7 \text{ kJ}$ ; b)  $\Delta H^\circ_R = -900,94 \text{ kJ}$ .

17. Un calorímetro a volumen constante mostró que la pérdida de calor que acompaña la combustión de 1 mol de moléculas de glucosa en la siguiente reacción es 2559 kJ a 298 K y así  $\Delta E = -2559 \text{ kJ}$ :



¿Cuál es el cambio en la entalpía para la misma reacción?

Rta:  $\Delta H^\circ_R = -2544 \text{ kJ}$ .

18. Con los siguientes datos de entalpía de enlace:

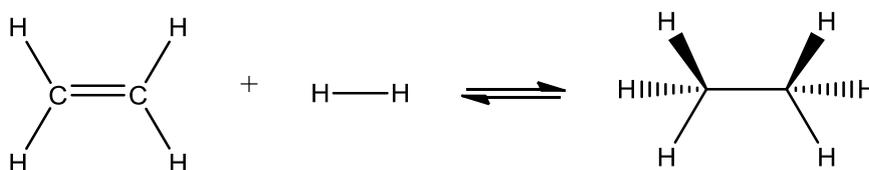
$$\text{C}-\text{H} = 414,21 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C}=\text{C} = 606,68 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H}-\text{H} = 430,95 \text{ kJ/mol}$$

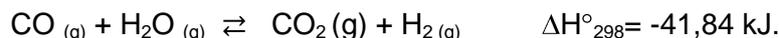
$$\text{C}-\text{C} = 347,27 \text{ kJ/mol}$$

Calcular la variación de Entalpía para la siguiente reacción:



Rta:  $\Delta H^{\circ}_R = -138,04 \text{ kJ}$

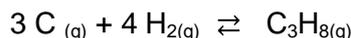
19. Calcular el  $\Delta H^{\circ}_R$  a distintas temperaturas:



Calcular su valor si la reacción tiene lugar a  $100^{\circ}\text{C}$ . Los valores de  $C_p$  se obtienen de tablas y se los considera constantes en ese rango de temperatura.

Rta:  $-41,877 \text{ kJ}$

20. El gas propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) se utiliza como combustible. Si consideramos su síntesis de la siguiente manera:

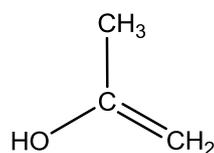


Es difícil medir el cambio de entalpía de esta reacción. Sin embargo, las entalpías de reacción estándar de la combustión son fáciles de medir. Calcule el  $\Delta H^{\circ}$  de la reacción de síntesis, con los siguientes datos experimentales:



Rta:  $-106 \text{ kJ.}$

21. Calcular el  $\Delta H^{\circ}_f$  del 2-hidroxipropeno.

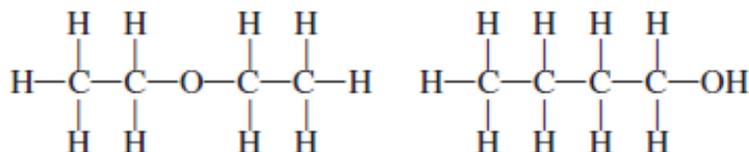


Rta:  $-140,54 \text{ J.}$

## Tema N° 2: Energías de interacción

- Los compuestos  $\text{Br}_2$  y  $\text{ICl}$  tienen el mismo número de electrones, pero el  $\text{Br}_2$  se funde a  $-7,2^{\circ}\text{C}$  y el  $\text{ICl}$  se funde a  $27,2^{\circ}\text{C}$  ¿Por qué?
- Si usted viviera en Ushuaia, ¿cuál de los siguientes gases naturales almacenaría en un tanque a la intemperie durante el invierno: metano ( $\text{CH}_4$ ), propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) o butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ )? Justifique su elección.
- Explique, en función de las fuerzas intermoleculares, por qué:
  - el  $\text{NH}_3$  tiene un punto de ebullición más alto que el  $\text{CH}_4$ ,
  - el  $\text{KCl}$  tiene un punto de fusión mayor que el del  $\text{I}_2$ .
- Los compuestos binarios de hidrógeno de los elementos del grupo 4A y sus puntos de ebullición son:  $\text{CH}_4$ ,  $-162^{\circ}\text{C}$ ;  $\text{SiH}_4$ ,  $-112^{\circ}\text{C}$ ;  $\text{GeH}_4$ ,  $-88^{\circ}\text{C}$ , y  $\text{SnH}_4$ ,  $-52^{\circ}\text{C}$ . Explique el incremento en los puntos de ebullición del  $\text{CH}_4$  al  $\text{SnH}_4$ .

5. ¿Cuáles de las especies siguientes son capaces de unirse entre sí por medio de enlaces de hidrógeno? a)  $C_2H_6$ , b) HI, c) KF, d)  $BeH_2$ , e)  $CH_3COOH$ .
6. El éter dietílico tiene un punto de ebullición de  $34,5^\circ C$ , y el 1-butanol tiene un punto de ebullición de  $117^\circ C$ :

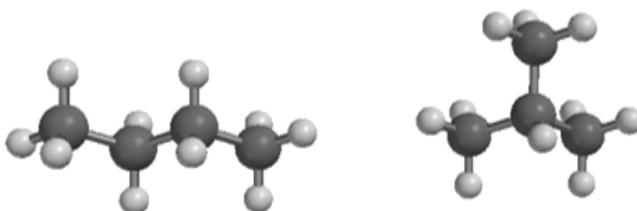


Éter dietílico

1-butanol

Los dos compuestos tienen el mismo tipo y número de átomos. Explique por qué son distintos sus puntos de ebullición.

7. Los siguientes compuestos tienen las mismas fórmulas moleculares ( $C_4H_{10}$ ). ¿Cuál compuesto tendría el punto de ebullición más alto?

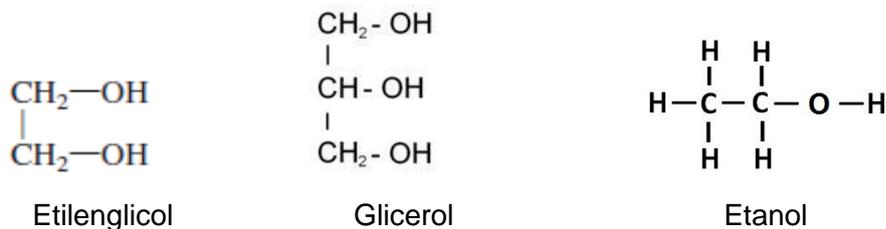


8. El amoníaco es al mismo tiempo donador y aceptor de hidrógeno en la formación de puentes de hidrógeno. Dibuje un diagrama que muestre los puentes de hidrógeno de una molécula de amoníaco con otras dos moléculas de amoníaco.
9. La solubilidad del  $KNO_3$  es de 155 g por 100 g de agua a  $75^\circ C$ , y de 38,0 g a  $25^\circ C$ . ¿Cuál es la masa (en gramos) de  $KNO_3$  que cristalizará al enfriar exactamente 100 g de esta disolución saturada de  $75^\circ C$  a  $25^\circ C$ ?

Rta: 45,9 g

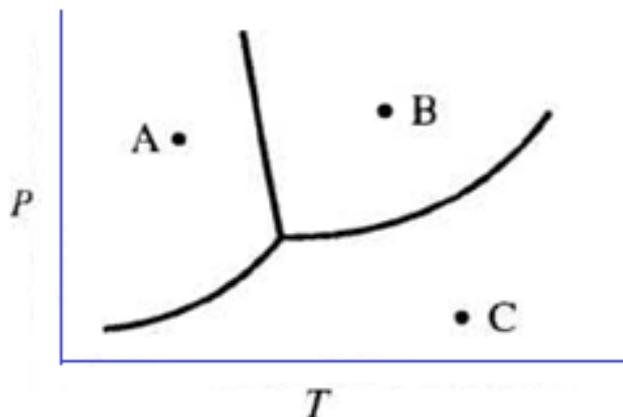
10. Explique el término "grado de polarización". ¿Qué clase de moléculas tienden a ser muy polarizables? ¿Qué relación existe entre el grado de polarización y las fuerzas intermoleculares?
11. Sugerir, razonando la respuesta, qué sustancia de cada par propuesto, es probable que tenga el punto de fusión normal más elevado:
- HCl o LiCl.
  - $CH_4$  o  $SiH_4$ .
  - HF o HI.
  - $H_2O$  o  $CH_3OH$ .
12. Identificar los tipos de fuerzas de interacción que pueden aparecer entre moléculas de las siguientes sustancias: a) KBr; b)  $H_2S$ ; c)  $I_2$ .

13. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más polarizable?  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ .
14. ¿Cuál es el orden creciente de la presión de vapor de las siguientes moléculas:  $\text{Br}_2$ ;  $\text{KCl}$  y  $\text{Cl}_2$ ?
15. Indique si la siguiente afirmación es verdadera o falsa. “Los líquidos de punto de ebullición elevado tienen baja presión de vapor”. Justifique.
16. Explique por qué el etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) no es soluble en ciclohexano ( $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ).
17. La solubilidad del  $\text{CuSO}_4$  a  $60^\circ\text{C}$  es de 40 g cada 100 g de agua, y a  $100^\circ\text{C}$  es de 75 g. ¿Cuál es la masa de  $\text{CuSO}_4$  que cristalizará al llevar 150 g de una disolución saturada de  $100^\circ\text{C}$  a  $60^\circ\text{C}$ ?
- Rta: 30 g.**
18. ¿Cuál de los siguientes líquidos tiene mayor tensión superficial: etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) o éter dimetílico ( $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ )?
19. ¿Cómo será la viscosidad del etilenglicol respecto del etanol y el glicerol? justifique



20. ¿Cómo influye en la rapidez de evaporación de un líquido:
- La temperatura.
  - El área superficial de un líquido expuesto al aire.
  - Las fuerzas intermoleculares?
21. Los calores molares de fusión y sublimación del yodo molecular son 15,27 kJ/mol, y 62,30 kJ/mol, respectivamente. Calcule el calor molar de vaporización del yodo líquido.
22. Los siguientes compuestos, ordenados de acuerdo con sus puntos de ebullición, son líquidos a:
- $-10^\circ\text{C}$  butano,
  - $-0,5^\circ\text{C}$  etanol,
  - $78,3^\circ\text{C}$  tolueno,
- A  $-10^\circ\text{C}$ , ¿Cuál de estos líquidos se esperaría que tuviera la presión de vapor más alta? Explique.
23. El café secado por congelación se prepara congelando la infusión de café y eliminando el hielo con una bomba de vacío. Describa los cambios de fase que suceden durante estos procesos.
24. Un estudiante cuelga ropa húmeda a la intemperie en un día de invierno que está a una temperatura de  $-15^\circ\text{C}$ . Unas horas después, la ropa está casi seca. Describa los cambios de fase que suceden en este proceso de secado.

25. El vapor de agua a 100°C produce quemaduras más graves que el agua a la misma temperatura. ¿Por qué?
26. Al final de este problema se muestra un diagrama de fases del agua. Marque las regiones y prediga qué sucederá si: a) a partir de A, la temperatura se eleva a presión constante, b) a partir de C, la temperatura se reduce a presión constante, y c) a partir de B, la presión se reduce a temperatura constante.



### Tema N° 3: Soluciones y propiedades coligativas

1. La presión osmótica del agua de mar es aproximadamente de 30 atm a 25°C. Calcule la molalidad de una solución de sacarosa que es isotónica con el agua de mar. (El agua tiene un  $K_{\pi} = 22,41 \text{ atm Kg /mol}$ )
- Rta: 1,33 mol/Kg
2. Si preparo dos soluciones de concentración 2 m, una de glucosa y otra de  $\text{CaCl}_2$ , ¿cuál tendrá mayor presión osmótica? Justifique su respuesta.
3. En ciertos países el  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$  y la Urea ( $\text{NH}_2\text{-CO-NH}_2$ ) no electrólito, se usan para fundir el hielo en las calles y carreteras. Ordénelos de mayor a menor eficiencia para una misma cantidad de moles y justifique el orden establecido.
4. Calcule la presión de vapor de etanol en kilopascales (kPa) a 19°C para una solución preparada al disolver 2 g de cinamaldehído,  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}$ , en 50 g de etanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . La presión de vapor del etanol puro a esa temperatura es 5,3 kPa.
- Rta: 5,23 kPa.
5. Respecto a presión osmótica indique el ítem incorrecto:
- Se considera una propiedad coligativa
  - Su valor depende de las partículas disueltas
  - Se puede medir en atmósferas
  - No se manifiesta en sistemas biológicos
  - Para calcularla es necesario conocer  $K_{\pi}$ .

6. Qué concentración molal de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición en 1,3 °C ( $K_{eb} = 0,52 \text{ °C/m}$  y temperatura de ebullición del agua 100°C).

**Rta: 2,5 m**

7. Se disuelven 0,572 g de resorcina en 19,31 g de agua y la solución hierve a 100,14°C. Calcular la masa molar de resorcina,  $K_{eb}$  del agua es 0,52 °C/m.

**Rta: 110,12 g/mol**

8. Calcule la presión de vapor de agua a 90°C para una solución preparada disolviendo 5 g de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) en 100 g de agua. La presión de vapor del agua a 90°C es 524 Torr.

**Rta: 521 Torr.**

9. El alcanfor,  $C_{10}H_{16}O$ , se congela a 179,8 °C ( $K_c = 40 \text{ °C/molal}$ ). Cuando se disuelven 0,816 g de sustancia orgánica de masa molar desconocida en 22,01 g de alcanfor líquido, el punto de congelación de la mezcla es 176,7 °C ¿Cuál es el peso molecular aproximado del soluto?

**Rta: 109 g/mol**

10. Qué masa de anilina habría que disolver en agua para tener 200 mL de una solución cuya presión osmótica, a 18 °C, es de 750 mmHg; sabiendo que la masa molar de la anilina es 93,12 g/mol.

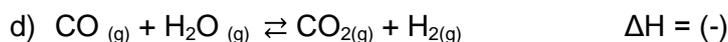
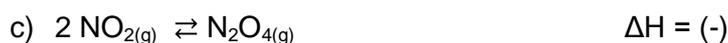
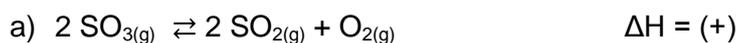
**Rta: 0,7699 g**

11. Se midió la presión osmótica de una solución acuosa de cierto compuesto a fin de determinar su masa molar. La solución contenía 3,50 mg del compuesto disueltos en agua suficiente para formar 500 mL de solución. Se encontró que la presión osmótica de la solución a 25 °C es 1,54 mmHg. Calcular la masa molar del compuesto.

**Rta: 85,37 g/mol**

## Tema N° 4: 2° y 3° ley de Termodinámica

1. En cada uno de los siguientes equilibrios, predecir cualitativamente el efecto del incremento de la presión total, sobre el porcentaje de productos presentes en el equilibrio.



2. Sobre el problema N° 2, ¿qué efecto tendrá sobre el porcentaje de productos presente en el equilibrio, una disminución de la temperatura?

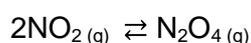
3. Para el proceso:



- Determinar si es espontánea en el sentido indicado por la flecha en la reacción a 25°C y a 1 atm de presión.
- Calcular el punto de ebullición normal del benceno aproximadamente.

Rta: a)  $\Delta G^\circ = 5,15 \text{ kJ}$ ; b)  $T_{\text{eq}} = 351,56 \text{ K}$ .

4. Para la siguiente reacción:



- Calcular la variación de entalpía estándar.
- Calcular la variación de entropía estándar.
- Calcular la variación de energía libre desde valores tabulados de  $\Delta G^\circ$
- Idem anterior pero desde valores tabulados de  $\Delta H^\circ_f$  y  $S^\circ_f$ .
- La constante de equilibrio a 298K.
- La constante de equilibrio a 273K.
- ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?
- ¿Para obtener más cantidad de productos, conviene mayor o menor temperatura?

Rta: a)  $\Delta H^\circ = -58,07 \text{ kJ}$ ;  
 b)  $\Delta S^\circ = -176,60 \text{ J/K}$ ;  
 c)  $\Delta G^\circ = -5,40 \text{ kJ}$ ;  
 d)  $\Delta G^\circ = -5,45 \text{ kJ}$ ;  
 e)  $K_{p298^\circ} = 8,80$ ;  
 f)  $K_{p273^\circ} = 75,57$ ;  
 g) exotérmica;  
 h) menor temperatura

5. A partir de los valores de entropía absoluta que se encuentran en la tabla, calcule los cambios de entropía estándar de las siguientes reacciones a 25° C.

- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s})$
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

6. Prediga si el cambio de entropía del sistema es positivo o negativo para cada una de las siguientes reacciones.

- $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$
- $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HBr}(\text{g})$

7. Las entalpías de fusión y evaporación del benceno son 10,9 kJ/mol y 31 kJ/mol, respectivamente. Calcule los cambios de entropía para las transiciones

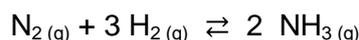
- a) sólido → líquido
- b) líquido → vapor para el benceno.

A 1 atm de presión, el benceno funde a 5,5°C y hierve a 80,1°C.

Rta: a) 39,1 J/K mol.

b) 87,8 J/K mol

8. El cambio de energía libre estándar para la reacción:



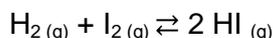
es de -33,2 kJ y la constante de equilibrio  $K_p$  es de  $6,59 \times 10^5$  a 25°C. En un experimento realizado, las presiones iniciales fueron  $P_{\text{H}_2} = 0,25$  atm,  $P_{\text{N}_2} = 0,87$  atm y  $P_{\text{NH}_3} = 12,9$  atm. Calcule  $\Delta G$  para la reacción a estas presiones y prediga la dirección de la reacción.

Rta: -9,9 kJ/mol

9. Describa aplicando el principio de Le Chatelier cómo afectará un aumento de presión a estas reacciones:

- a)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$
- b)  $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

10. Calcular la constante de equilibrio de la siguiente reacción:



si a una temperatura  $T$  las concentraciones de reactivos y productos son:

- a)  $[\text{H}_2] = 0,09$  moles/L
- b)  $[\text{I}_2] = 0,009$  moles/L
- c)  $[\text{HI}] = 0,21$  moles/L

Rta:  $K_{eq} = 54,4$

11. En un recipiente cerrado a 200°C y 760 mm de Hg de presión:



se midieron las siguientes concentraciones en el equilibrio:

$$\begin{aligned} [\text{PCl}_3] &= [\text{Cl}_2] = 0,096 \text{ moles/L} \\ [\text{PCl}_5] &= 0,45 \text{ moles/L} \end{aligned}$$

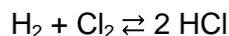
Calcular:

- a) La constante de equilibrio.
- b) El efecto que tiene la concentración de las sustancias en equilibrio ante un aumento de la temperatura.
- c) El efecto que tiene la concentración de las sustancias en equilibrio ante una disminución de la presión.

- d) El efecto que tiene la concentración de las sustancias en equilibrio ante un aumento de la concentración de  $\text{PCL}_5$ .

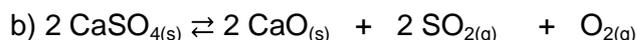
Rta: a)  $2,04 \cdot 10^{-2}$

12. Siendo la reacción exotérmica:

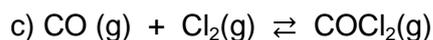
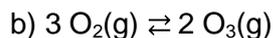
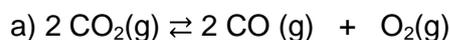


¿Qué sucede al variar la temperatura?, explique qué pasa ante un aumento y ante una disminución de temperatura.

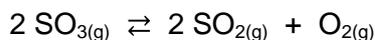
13. Escriba las expresiones para las constantes de equilibrio  $K_p$  de las siguientes reacciones de descomposición térmica:



14. Escriba las expresiones de las constantes de equilibrio para  $K_c$  (y  $K_p$  si es el caso), en cada uno de los siguientes procesos.



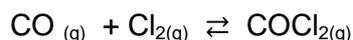
15. La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción:



es  $1,8 \times 10^{-5}$  a  $350^\circ \text{C}$ . ¿Cuál es el valor de  $K_c$  para esta reacción?

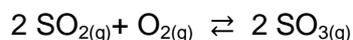
Rta:  $3,5 \times 10^{-7}$

16. Se colocan  $3 \times 10^{-2}$  moles de gas fosgeno puro ( $\text{COCl}_2$ ) en un recipiente de 1,5 L. Se calienta el mismo a 800 K y se encuentra que la presión de CO en equilibrio es de 0,497 atm. Calcule la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción:

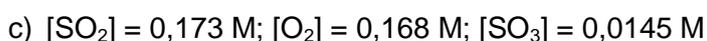
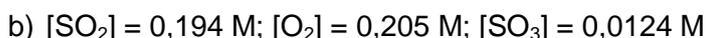
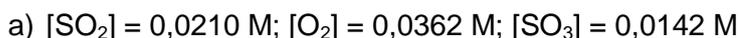


Rta:  $k_p = 5,34$

17. El  $\text{SO}_3$ , utilizado en la producción de ácido sulfúrico, se obtiene comercialmente a partir de  $\text{SO}_2$ .



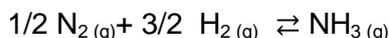
A  $727^\circ \text{C}$ ,  $K_c = 4,17 \times 10^{-2}$ . Para cada una de las siguientes composiciones, diga si el sistema está en equilibrio y de no ser así indique en qué sentido se producirá la reacción:



18. Prediga las condiciones de temperatura para optimizar la disociación de fosgeno ( $\text{COCl}_2$ ) según la reacción:

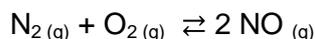


19. El  $\text{N}_2$  y el  $\text{H}_2$  reaccionan para formar  $\text{NH}_3$  según:



Diga cuál será el efecto sobre la composición de equilibrio del sistema si una mezcla de los tres gases en equilibrio se comprime a temperatura constante.

20. El nitrógeno reacciona en el escape de los automóviles con el oxígeno del aire formando NO según la siguiente ecuación:



La constante de equilibrio es  $K_c = 2,5 \times 10^{-2}$  a  $2127^\circ \text{C}$ . Si a esta temperatura una mezcla en equilibrio contiene 0,023 moles/L de  $\text{N}_2$  y 0,031 moles/L de  $\text{O}_2$ , ¿cuál es la concentración de NO?

Rta:  $4,22 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

## Tema N° 5: Equilibrio iónico

1. Calcule: el pH de una solución acuosa de un ácido cuya concentración de iones hidrógeno es de:  $1 \times 10^{-5}$  moles/L.

Rta: pH= 5

2. El pH de una solución es 4,30. ¿Cuál es la concentración molar de los iones hidrógeno de esta solución?

Rta:  $[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-5}$

3. Un ácido tiene un pKa de 1,42. Calcule la constante de disociación del mismo.

Rta:  $K_a = 0,038$

4. El pH de una solución de hidróxido de potasio es 11,7. ¿Cuál es la concentración de los iones  $\text{OH}^-$ ?

Rta:  $[\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-3}$

5. El cloruro de Talio ( $\text{TlCl}$ ) tiene una solubilidad en agua a  $25^\circ \text{C}$  de  $1,40 \times 10^{-2}$  mol/L. Calcule su producto de solubilidad.

Rta:  $K_{ps} = 1,96 \times 10^{-4} \text{ mol}^2/\text{L}^2$

6. La constante de hidrólisis del ión amonio está en la tabla. Calcule la constante de equilibrio del amoníaco.

Rta:  $K_b = 1,78 \times 10^{-5}$

7. Calcule el pH de una solución que es 0,004 M de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (aq) y 0,03 M de  $\text{NH}_3$  (aq).

Rta: 10,12

9. Escriba la expresión de la constante del producto de solubilidad para el equilibrio de solubilidad de:

- a)  $\text{CaF}_2$ , es uno de los productos formados cuando se aplica un tratamiento de fluoruro a los dientes.
- b)  $\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$ , utilizado como insecticida y fungicida.
10. Un manual de datos incluye:  $K_{ps} = 1 \times 10^{-7}$  para el fosfato ácido de calcio, una sustancia utilizada en los dentífricos y como suplemento alimenticio para animales. Escriba a) la ecuación para el equilibrio de solubilidad b) la expresión de la constante del producto de solubilidad para este soluto poco soluble.
11. Escriba las expresiones de  $K_{ps}$  para los siguientes equilibrios:
- a)  $\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- b)  $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$
12. Escriba las ecuaciones del equilibrio de solubilidad correspondientes a las siguientes expresiones de  $K_{ps}$ .
- a)  $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{HO}^-]^3$
- b)  $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \cdot [\text{AsO}_4^{3-}]^2$
13. La solubilidad molar del  $\text{MnCO}_3$  es  $4,2 \times 10^{-6}$  M. ¿Cuál es el  $K_{ps}$  de este compuesto?  
Rta:  $K_{ps} = 1,72 \times 10^{-11}$
14. El producto de solubilidad del  $\text{PbBr}_2$  es  $8,9 \times 10^{-6}$ . Determine la solubilidad molar:
- a) en agua pura
- b) en una disolución de  $\text{KBr}$  0,20 M
- c) en una disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  0,20 M.  
Rta: a) 0,013 M. b)  $4,25 \times 10^{-5}$  M. c)  $3,33 \times 10^{-3}$  M
15. Calcule la solubilidad molar del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$   $K_{ps} = 1,8 \times 10^{-11}$  en:
- a) agua pura
- b)  $\text{MgCl}_2$  0,0862 M
- c)  $\text{KOH}(\text{aq})$  0,0355 M.  
Rta: a)  $1,65 \times 10^{-4}$  M. b)  $7,22 \times 10^{-6}$  M. c)  $5,07 \times 10^{-10}$  M
16. La solubilidad molar del  $\text{AgCl}$  en una disolución de  $\text{AgNO}_3$   $6,5 \times 10^{-3}$  M, es  $2,5 \times 10^{-8}$  M. Marque verdadero o falso y justifique la respuesta.
- a) El  $K_{ps}$  es lo mismo que la solubilidad.
- b) El  $K_{ps}$  del  $\text{AgCl}$  es igual en  $\text{AgNO}_3$   $6,5 \times 10^{-3}$  M que en agua pura.
- c) La solubilidad del  $\text{AgCl}$  es independiente de la concentración de  $\text{AgNO}_3$ .
- d) La concentración de  $\text{Ag}^+$  en la disolución aumenta al agregar  $\text{AgCl}$  a una disolución de  $\text{AgNO}_3$   $6,5 \times 10^{-3}$  M.
- e) Después de añadir  $\text{AgCl}$  a  $\text{AgNO}_3$   $6,5 \times 10^{-3}$  M, la concentración de  $\text{Ag}^+$  en la disolución es la misma que en el agua pura.
17. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas.
- a) Las sustancias capaces de liberar protones al medio, disminuyen la  $[\text{OH}^-]$ .
- b) Las sustancias capaces de captar protones aumentan el pH del medio.

- c) Los electrolitos fuertes no conducen la corriente eléctrica.  
 d) Las sustancias capaces de captar protones disminuyen la acidez del medio.  
 e) Las sustancias que captan  $\text{OH}^-$  aumentan la acidez del medio.
18. La  $[\text{H}^+]$  en una muestra de orina es de  $2,3 \times 10^{-6}$  M. Calcula el pH y el pOH e indica si la orina es ácida o alcalina.

Rta: pH = 5,64; pOH = 8,36

19. Completa el siguiente cuadro:

pH	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pOH
3			
			7
		$1 \times 10^{-13}$	
	$1 \times 10^{-4}$		

20. El ácido láctico se obtiene como producto de la degradación del glucógeno en el ejercicio muscular intenso. ¿Cuál es el pH del fluido muscular cuando la concentración de ácido láctico (Ácido 2-hidroxi-propanoico) es  $1,0 \times 10^{-3}$  M?  $K_a$  ácido láctico =  $8,4 \times 10^{-4}$ .

Rta: pH = 3,04

21. Calcula el pH de una solución de metilamina (base débil) 0,26 M.  $K_b = 4,4 \times 10^{-4}$ .

Rta: pH = 12,03

22. ¿Cuál de las siguientes soluciones tendrá un pH más alto?

- a)  $\text{NH}_3$  0,20 M,  
 b) NaOH 0,20 M.

23. El fluoruro de sodio, NaF, se encuentra en la composición de algunas pastas de dientes como agente anticaries. ¿Cuál es el pH del NaF (aq) 0,10 M?

Rta: pH = 8,23.

24. Supóngase que se están cultivando bacterias que requieren un medio ácido y se quiere preparar una solución amortiguadora cercana a pH = 4. Se prepara una solución buffer que es 0,040 M de  $\text{NaCH}_3\text{CO}_2$  (aq) y 0,080 M de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (aq) a 25°C. ¿Cuál es el pH de la Solución buffer?

Rta: 4,44.

## Tema N° 6: Cinética Química

1. En la reacción  $\text{A} \rightarrow \text{B}$ , la concentración de A es inicialmente 0,0243 M y 35 minutos más tarde 0,01832 M ¿Cuál es la velocidad promedio de reacción, expresada en  $\text{M}\cdot\text{s}^{-1}$ ?

Rta:  $v = 2,847 \cdot 10^{-6} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$ .

2. La hidrólisis de la sacarosa, en la cual una molécula de sacarosa se escinde en una molécula de glucosa y una molécula de fructosa, constituye una parte del proceso digestivo. Para investigar en qué medida la velocidad depende de la temperatura corporal, calcular la constante de velocidad para la hidrólisis de la sacarosa a 35°C,

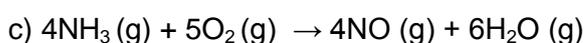
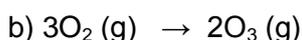
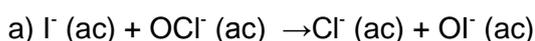
considerando que  $K = 1 \times 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  a  $37^\circ\text{C}$  (temperatura corporal normal) y que la energía de activación de la reacción es  $108 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Rta:  $k_2 = 7,16 \cdot 10^{-4} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

3. La conversión de ciclopropano a propeno en fase gaseosa, es una reacción de primer orden con una constante de velocidad de  $6,7 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$  a  $500^\circ\text{C}$ . Calcule la vida media de la reacción.

Rta:  $t_{1/2} = 1034,33 \text{ s}$ .

4. Escriba las expresiones de velocidad para las siguientes reacciones en términos de la desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos:



5. La hemoglobina (Hb) transporta oxígeno a través de nuestros cuerpos formando un complejo según la siguiente reacción  $\text{Hb} (\text{aq}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{HbO}_2 (\text{aq})$ . En una solución de hemoglobina expuesta al oxígeno, la concentración de hemoglobina disminuyó de  $1,2 \times 10^{-6} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  a  $8 \times 10^{-7} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  en  $0,10 \mu\text{s}$ . ¿Cuál fue la velocidad promedio a la cual la hemoglobina reaccionó con el oxígeno en esa solución, en milimoles por litro por microsegundo ( $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \mu\text{s}^{-1}$ )?

Rta:  $v = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \mu\text{s}^{-1}$

6. En tres experimentos distintos se obtuvieron las siguientes velocidades de la reacción:



Experimento	[NO], M	[Cl <sub>2</sub> ], M	Velocidad Inicial de reacción, M.s <sup>-1</sup>
1	0,0125	0,0255	$2,27 \times 10^{-5}$
2	0,0125	0,0510	$4,55 \times 10^{-5}$
3	0,0250	0,0255	$9,08 \times 10^{-5}$

- a) ¿Cuál es la ecuación de velocidad de esta reacción? b) Determine la constante de velocidad k.

Rta: a)  $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$  b)  $v = 5,7 \text{ M}^2 \cdot \text{s}^{-1}$

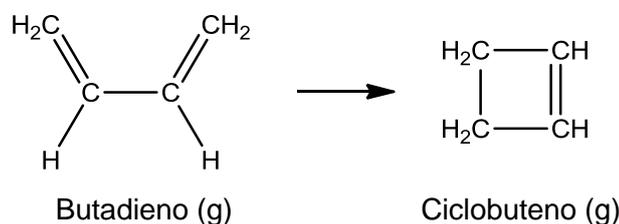
7. Para la reacción  $\text{A} \rightarrow 2\text{B}$  se han obtenido los siguientes datos de [A] en función del tiempo:

[A], M	t, min
0,80	0
0,60	8
0,35	24
0,20	40

- a) Establezca el orden de la reacción.  
 b) ¿Cuál es la constante de velocidad, k?

Rta: a) corresponde a 1° orden. b)  $k = 3,625 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$ .

8. De acuerdo a la siguiente reacción:



Determine gráficamente el orden de la reacción respecto al ciclobuteno y la constante de velocidad k a partir de los siguientes datos de velocidad.

Tiempo, s	[CH <sub>2</sub> =CH-CH=CH <sub>2</sub> ], M
200	0,0265
900	0,0245
1600	0,0225
2300	0,0205
3000	0,0185
3700	0,0165

Rta: orden 0,  $k = 2,85 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$

9. La constante de velocidad de la reacción entre CO<sub>2</sub> y HO<sup>-</sup> en solución acuosa para dar el ión HCO<sup>3-</sup> es  $1,5 \cdot 10^{10} \text{ L.mol}^{-1}.\text{s}^{-1}$  a 25 °C. Determinar la constante de velocidad a la temperatura de la sangre, 37 °C, dado que la energía de activación para la reacción es 38 kJ.mol<sup>-1</sup>.

Rta:  $k = 2,71 \cdot 10^{10} \text{ L.mol}^{-1}.\text{s}^{-1}$ .

10. La velocidad inicial de la reacción  $A + B \rightarrow C + D$  se determinó en distintas condiciones iniciales, obteniéndose los resultados que se dan en la siguiente tabla:

Experimento	[A] <sub>0</sub> , mmol.L <sup>-1</sup>	[B] <sub>0</sub> , mmol.L <sup>-1</sup>	Velocidad inicial (mmol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup> )
1	185	133	$3,35 \cdot 10^{-4}$
2	185	266	$1,35 \cdot 10^{-3}$
3	370	133	$6,75 \cdot 10^{-4}$
4	370	266	$2,70 \cdot 10^{-3}$

- a) ¿Cuál es el orden de reacción para A y B?  
 b) ¿Cuál es el orden de reacción total?  
 c) ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad, k?

Rta: a) 1° orden (A), 2° orden (B), orden global 3° b)  $v = [A].[B]^2$ ; c)  $k = 2,85 \text{ l}^4.\text{mmol}^{-4}.\text{s}^{-1}$

11. La constante de velocidad de primer orden para la reacción  $A \rightarrow B$  ha sido medida a una serie de temperaturas:

T (°C)	k (s <sup>-1</sup> )
10	10,6
20	47,4
30	162
40	577

Determine gráficamente y aplicando la ecuación de Arrhenius la energía de activación de la reacción.

Rta:  $E_a = 100,78 \text{ kJ/mol}$ .

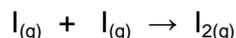
12. La descomposición del etano ( $C_2H_6$ ) en radicales metilo es una reacción de primer orden cuya constante de velocidad es  $5,36 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$  a  $700 \text{ °C}$ .



Calcule la vida media de la reacción en minutos.

Rta:  $t_{1/2} = 21,5 \text{ min}$ .

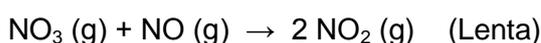
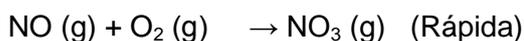
13. En fase gaseosa, los átomos de yodo se combinan para formar yodo molecular



Esta reacción sigue una cinética de segundo orden y tiene un alto valor de constante de velocidad de  $7,109 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  a  $23 \text{ °C}$ . Si la concentración inicial de I era de  $0,086 \text{ M}$ , calcule la concentración después de 2 minutos.

Rta:  $1,16 \times 10^{-3} \text{ M}$ .

14. Para el siguiente mecanismo de reacción:



Escribir la reacción global y plantear la ecuación de velocidad.

## Tema N° 7: Electroquímica

1. Para la siguiente pila en condiciones estándar, calcular:

a.  $\varepsilon^\circ$ .

b. El sentido espontáneo de la reacción.

c. Identificar ánodo y cátodo.



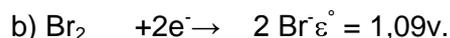
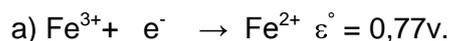
Rta: a)  $\varepsilon^\circ = -2,46 \text{ v}$ .

2. Estimar aproximadamente el Kps a  $25^\circ\text{C}$  del  $AgCl(s)$ .



Rta:  $K_{ps} \approx 1,74 \times 10^{-10}$

3. En condiciones estándar puede el  $\text{Fe}^{3+}$  oxidar el  $\text{Br}^-$  a  $\text{Br}_2$ ?



4. ¿Puede el  $\text{Cl}_2$  oxidar al  $\text{I}^-$  a  $\text{I}_2$ , en condiciones estándar?



5. Calcule la Fem estándar de una celda que utiliza las reacciones de semicelda  $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Escriba la ecuación de la reacción de la celda que se lleva a cabo en condiciones estándar.

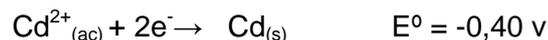
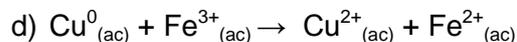
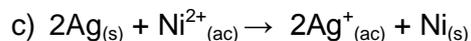
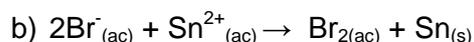
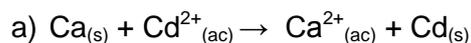
Rta:  $\varepsilon = 2,71 \text{ v}$

6. Calcule la Fem estándar de una celda que utiliza las reacciones de semicelda  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$  y  $\text{Al}/\text{Al}^{3+}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Escriba la ecuación de la reacción de la celda que se lleva a cabo en condiciones estándar.

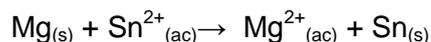
Rta:  $\varepsilon = 2,46 \text{ v}$

7. Prediga si  $\text{Fe}^{3+}$  puede oxidar el ión  $\text{I}^-$  a  $\text{I}_2$  en condiciones de estado estándar.

8. Prediga si las siguientes reacciones ocurrirán espontáneamente en disolución acuosa a  $25^\circ\text{C}$ . Suponga que la concentración inicial de todas las especies disueltas es 1M.



9. Calcule el  $E^\circ$ , el  $E$  y  $\Delta G$  de la siguientes reacción de celda:



## LABORATORIO N° 1:

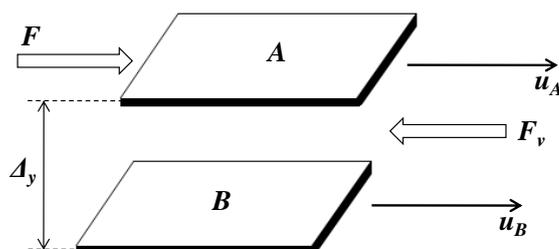
### MEDICION DE LA VISCOSIDAD DE UN LÍQUIDO

#### OBJETIVOS

- Determinar la constante de una pipeta viscosimétrica tipo Ostwald-Cannon-Fenske, a una temperatura determinada, utilizando un líquido patrón de viscosidad y densidad absolutas conocidas, a la misma temperatura.
- Determinar la viscosidad absoluta y la viscosidad cinemática a la misma temperatura que fue determinada la constante de la pipeta y la viscosidad relativa con referencia al agua.
- Determinar la viscosidad absoluta de diferentes líquidos y relacionarlas con la magnitud de las fuerzas de interacción.

#### INTRODUCCION

La viscosidad es una medida de la fricción interna de los fluidos, o sea, es la resistencia que opone al deslizamiento una porción del fluido sobre otra porción vecina. Las fuerzas que se oponen al deslizamiento del fluido se denominan “**fuerzas viscosas**”.



#### Ley de Newton

Si imaginamos dentro de un fluido dos láminas paralelas de superficie  $S$ , (figura anterior), separadas por una distancia  $\Delta y$ , denominadas A y B respectivamente, y aplicamos una fuerza tangencial  $F$  sobre la lámina A, esta adquirirá una velocidad  $u_A$ , pero debido a la fricción interna entre las láminas, por arrastre viscoso, la lámina B también comenzará a moverse adquiriendo una velocidad, llamada  $u_B$ , donde  $u_A$  es mayor que  $u_B$ .

Cuando las fuerzas viscosas que se oponen al deslizamiento igualan a la fuerza impulsora  $F$ , se alcanza el equilibrio, manteniéndose constantes las velocidades de las

laminas ( $u_A$  y  $u_B$ ) en equilibrio; las fuerzas viscosas ( $F_v$ ), tienen la misma magnitud que la fuerza impulsora, pero de signo opuesto.

Al alcanzarse el equilibrio, la ley de Newton postula:

$$-F_v = F = \eta \cdot S \frac{\Delta u}{\Delta y} \quad (1)$$

Donde:

$F_v$ : Fuerzas viscosas

F: Fuerza tangencial impulsora

S: Superficie de las láminas

$\Delta u$ :  $u_A - u_B$

$\Delta y$ : Separación entre las láminas

$\frac{\Delta u}{\Delta y}$ : Gradiente de velocidad o velocidad de fluir

$\eta$ : Viscosidad absoluta o dinámica del fluido.

Para la aplicación de la Ley de Newton es necesario que las láminas se desplacen paralelamente, un desplazamiento dentro de un fluido de esta naturaleza se denomina **“flujo laminar”**.

Para la determinación de viscosidad de un fluido, uno de los métodos utilizados aprovecha el flujo laminar del fluido dentro de los tubos capilares. En este método, debido a Poiseuille, se mide el tiempo de escurrimiento en flujo laminar a temperatura constante, de un cierto volumen de fluido, a través de un tubo capilar de radio y longitud conocidos al aplicar una determinada presión.

La ecuación de Poiseuille que expresa el flujo de fluidos a través de tubos capilares, es la siguiente:

$$\eta = \frac{\pi \cdot P \cdot r^4 \cdot t}{8 \cdot L \cdot V} \quad (2)$$

Donde:

$\eta$ : Viscosidad absoluta o Dinámica del fluido a una temperatura determinada.

P: Presión aplicada para aplicar la fluencia.

r: Radio del capilar.

t: tiempo de escurrimiento.

L: Longitud del capilar.

V: Volumen del fluido, cuyo tiempo de escurrimiento se ha medido.

Por el teorema fundamental de la hidrostática, se tiene que:

$$P = h \cdot d \cdot g \quad (3)$$

Donde:

h: altura del fluido cuya presión hidrostática provoca la fluencia.

d: densidad del fluido a la temperatura de la experiencia.

g: aceleración de la gravedad.

Reemplazando P en la ecuación 2 por su igual de la ecuación 3 se obtiene:

$$\eta = \frac{\pi \cdot h \cdot r^4 \cdot g \cdot d \cdot t}{8 \cdot L \cdot V} \quad (4)$$

SI SE UTILIZA EL MISMO APARATO, se tiene que  $\pi$ ,  $h$ ,  $r$ ,  $g$ ,  $L$  y  $V$ , son constantes para el mismo a una determinada temperatura, y pueden agruparse dentro de una sola constante denominada **CONSTANTE DEL VISCOSIMETRO (K)**.

$$K = \frac{\pi \cdot h \cdot r^4 \cdot g}{8 \cdot L \cdot V} \quad (5)$$

Reemplazando 5 en 4 se tiene:

$$\eta = K \cdot d \cdot t \quad (6)$$

Despejando a partir de la ecuación 6 se puede obtener la expresión de la constante del viscosímetro:

$$K = \frac{\eta}{d \cdot t} \quad (7)$$

Si se mide el tiempo de escurrimiento a una misma temperatura de distintos fluidos en el mismo aparato, y se conoce la densidad de los mismos a la temperatura de la experiencia, la ecuación 7 puede generalizarse como sigue:

$$K = \frac{\eta_1}{d_1 \cdot t_1} = \frac{\eta_2}{d_2 \cdot t_2} = \frac{\eta_3}{d_3 \cdot t_3} = \frac{\eta_i}{d_i \cdot t_i} \quad (8)$$

La viscosidad de un líquido es *función de la temperatura*, **disminuye con el incremento de la misma**, por ello es necesario dejar claramente especificada la temperatura de la determinación.

## EXPRESIONES DE VISCOSIDAD

1- **Viscosidad cinemática ( $\nu$ )**: es la relación entre la viscosidad absoluta de un fluido y la densidad del mismo a la misma temperatura.

$$\nu = \frac{\eta}{d} \quad (9)$$

Reemplazando  $\eta$  de la ecuación 6 se obtiene:

$$\nu = K \cdot t \quad (10)$$

De igual manera que la ecuación 8:

$$K = \frac{\nu_1}{t_1} = \frac{\nu_2}{t_2} = \frac{\nu_3}{t_3} = \frac{\nu_i}{t_i} \quad (11)$$

2- **Viscosidad relativa**: es la relación entre la viscosidad absoluta de un líquido y la de otro tomado como referencia.

De la ecuación 8 se tiene:

$$\eta = \frac{\eta_1}{\eta_0} = \frac{d_1 \cdot t_1}{d_0 \cdot t_0} \quad (12)$$

## UNIDADES

### **1- Viscosidad absoluta o dinámica.**

La unidad es el POISE. De acuerdo a la ecuación 1, “un líquido tiene una viscosidad de un poise cuando al aplicar una fuerza de una DINA a una lámina del mismo de  $1\text{ cm}^2$  de superficie, separada de otra igual a la distancia de 1 cm, la diferencia entre las velocidades que adquieren ambas laminas es de  $1\text{ cm/s}$ ”.

Si en la ecuación 1 se toma  $F$  en dinas,  $S$  en  $\text{cm}^2$ ,  $\Delta y$  en cm,  $\Delta u$  en  $\text{cm/s}$ , la viscosidad absoluta queda expresada en  $\text{g}\cdot\text{cm}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ , o sea que, la viscosidad absoluta tiene las mismas dimensiones de la dinámica (masa, longitud, tiempo), por ello se la suele denominar viscosidad dinámica.

Como el POISE es una cantidad grande, para los líquidos comunes se utiliza CENTIPOISE.

1 centipoise =  $1\cdot 10^{-2}$  poise

El agua a la temperatura de  $20,2^\circ\text{C}$  tiene una viscosidad absoluta de 1 centipoise.

### **2- Viscosidad cinemática.**

La unidad es el STROKE; para líquidos comunes se utiliza el CENTISTROKE.

1 centistroke =  $1\cdot 10^{-2}$  stoke

Si en la ecuación 9 se toma  $\eta = 1$  poise y  $d = 1\text{ g}\cdot\text{cm}^3$ , resulta  $\nu = 1$  stoke.

Al remplazar las unidades de  $\eta$  nos queda la viscosidad cinemática expresada en  $\text{cm}^2\cdot\text{s}^{-1}$ , o sea que la viscosidad cinemática tiene las dimensiones de la cinemática y de allí su nombre.

### **3- Viscosidad relativa.**

Debido a que surge de un cociente de dos viscosidades absolutas es un NUMERO ADIMENSIONAL que expresa el número de veces que el líquido en estudio es más o menos viscoso que el líquido de referencia.

### **4- Unidades de la constante del viscosímetro, K.**

Si en la ecuación 7 se toma  $\eta$  en  $\text{g}\cdot\text{cm}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ ,  $d$  en  $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ,  $t$  en s,  $K$  queda expresada en  $\text{cm}^2\cdot\text{s}^{-2}$ .

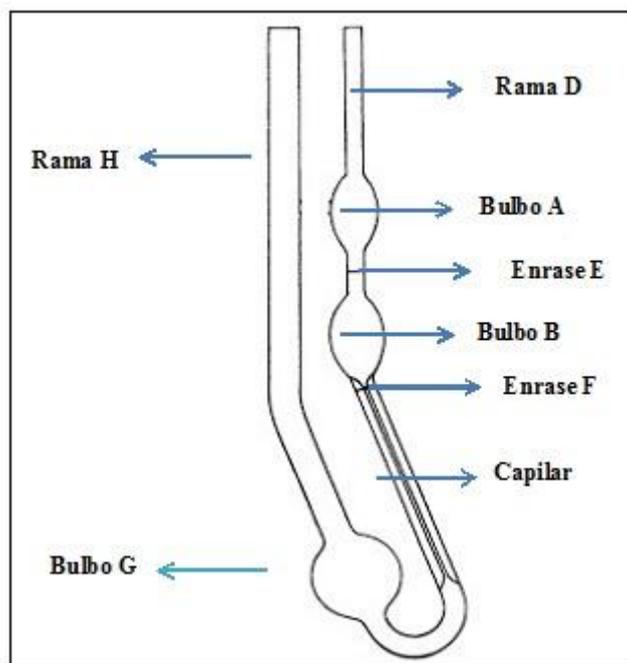
## INSTRUMENTO A UTILIZAR

### **Pipeta viscosimétrica de Ostwald-Cannon-Fenske**

La pipeta viscosimétrica de Ostwald, modificada por Cannon y Fenske, está construida en vidrio pírex y tiene una forma similar a la de la figura. La rama D se ensancha formando dos bulbos (A y B), el bulbo B continúa hacia abajo en el capilar, este capilar se comunica por medio de un tubo acodado con el bulbo inferior G, el cual se prolonga hacia arriba en la rama H, paralela a la rama D. En la construcción de la pipeta debe cuidarse que el eje que pasa por el centro de los bulbos A y B, también pase por el centro del bulbo G.

Las pipetas también poseen dos enrase, E y F. El tiempo de escurrimiento que se mide es el tiempo que tarda el nivel superior del líquido en estudio en pasar entre los dos enrase.

De acuerdo a la viscosidad del líquido en estudio, debe seleccionarse una pipeta, de modo tal que el tiempo de escurrimiento a través de la misma sea superior a 200 segundos, de esta forma se asegura un flujo laminar dentro del capilar.



## **MODO OPERATIVO**

### **1- Carga de la pipeta con el líquido.**

Con una pipeta graduada, se vierten 8 mL del líquido en estudio por la rama H. La pipeta cargada con el líquido se sumerge en un baño de temperatura constante, en posición vertical, suspendiéndose de un soporte por medio de una agarradera que ajusta la rama H. En la rama D se coloca un tubo de goma por el que se puede hacer la succión.

### **2- Determinación de la constante de la pipeta**

Para la determinación de la constante de la pipeta se utiliza un líquido patrón, cuya viscosidad y densidad absolutas son conocidas a la temperatura de la experiencia (temperatura del baño termostático).

Se carga el líquido patrón en la pipeta, como se indicó en el punto 1 y se coloca en el baño termostático, se deja reposar 10 minutos para permitir que todo el sistema (líquido y pipeta) alcance la temperatura del baño. Transcurrido este lapso, se hace succión por el tubo de goma colocado en la rama D para que el líquido ascienda hasta llenar aproximadamente la mitad del bulbo A.

Por medio de un cronómetro se toma (en segundos) el tiempo que tarda el líquido en escurrir entre los enrrases E y F.

Se hacen por lo menos tres determinaciones, las cuales no deberían diferir entre sí en más de 0,2 segundos. Se toma como tiempo de escurrimiento el promedio de los tiempos de las determinaciones efectuadas.

Se calcula la constante de la pipeta aplicando la ecuación 7.

### **3- Determinación de la viscosidad absoluta del líquido en estudio**

En la pipeta perfectamente limpia y seca, se carga el líquido en estudio como se indica en el punto 1. La determinación debe efectuarse a la misma temperatura a la que se determinó la constante de la pipeta.

Para calcular la viscosidad absoluta del líquido en estudio se aplica la ecuación 6.

## **PARTE EXPERIMENTAL**

- 1- Calcular la constante viscosimétrica de la pipeta.
- 2- Determinar la viscosidad absoluta del líquido en estudio.
- 3- Calcular la viscosidad cinemática del líquido en estudio aplicando la ecuación 10.
- 4- Calcular la viscosidad relativa del líquido en estudio con referencia al agua, aplicando la ecuación 12. Para el cálculo, la viscosidad absoluta del agua a la temperatura de la experiencia se extraerá de tablas.
- 5- Repetir las operaciones 2, 3 y 4 con diferentes líquidos. Explicar las diferencias de viscosidad entre los mismos, de acuerdo al tipo de interacción molecular que presenten. Para tal fin se sugieren los siguientes pares de líquidos: benceno/alcohol etílico, heptano/n-hexanol, n-propanol/n-pentanol, etc.

## INFORME

ALUMNO: \_\_\_\_\_

FECHA: \_\_\_\_\_

### VISCOSIDAD

#### Objetivos.

---

---

---

---

#### DATOS EXPERIMENTALES

Temperatura de la experiencia:..... °C

1. Determinación de la constante de la pipeta.

$\eta_0 = \dots\dots\dots$  centipoise

$\delta = \dots\dots\dots$  g.cm<sup>-3</sup>

$t_1 = \dots\dots\dots$  s

$t_2 = \dots\dots\dots$  s

$t_3 = \dots\dots\dots$  s

$t_0 = [(t_1 + t_2 + t_3)/3]$

$t_0 = \dots\dots\dots$  s

$K = \eta_0 / \delta_0 \cdot t_0$

$K = \dots\dots\dots$  cm<sup>2</sup>.s<sup>-2</sup>

2. Determinación de la viscosidad absoluta de un líquido.

$\delta_x = \dots\dots\dots$  g.cm<sup>3</sup>

$K = \dots\dots\dots$  cm<sup>2</sup>.s<sup>2</sup>

$t_4 = \dots\dots\dots$  s

$t_5 = \dots\dots\dots$  s

$t_6 = \dots\dots\dots$  s

$t_x = [(t_4 + t_5 + t_6)/3]$

$t_x = \dots\dots\dots$  s

$\eta_x = K \cdot \delta_x \cdot t_x$

$\eta_x = \dots\dots\dots$  centipoise

3. Determinación de la viscosidad cinemática.

$K = \dots\dots\dots$  cm<sup>2</sup>.s<sup>-2</sup>

$t_x = \dots\dots\dots$  s

$\nu_x = \dots\dots\dots$  centistoke

4. Determinación de la viscosidad relativa de un líquido con referencia al agua.

Viscosidad absoluta del agua a la temperatura de la experiencia..... °C

$$\eta_a = \dots\dots\dots \text{centipoise}$$

$$\eta_r = \eta_x / \eta_a$$

$$\eta_r = \dots\dots\dots$$

**DATOS EXPERIMENTALES (PARA OTRA SUSTANCIA)**

Temperatura de la experiencia.....°C

1. Determinación de la constante de la pipeta

$$\eta_0 = \dots\dots\dots \text{centipoise}$$

$$t_1 = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$t_2 = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$t_3 = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$t_0 = [(t_1 + t_2 + t_3)]/3$$

$$t_0 = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$K = \eta_0 / \bar{\delta}_0 \cdot t_0$$

$$K = \dots\dots\dots \text{cm}^2 \cdot \text{s}^2$$

2. Determinación de la viscosidad absoluta de un líquido.

$$\bar{\delta}_x = \dots\dots\dots \text{g} \cdot \text{cm}^3$$

$$t_4 = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$t_5 = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$t_6 = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$t_x = [(t_4 + t_5 + t_6)]/3$$

$$t_x = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$\eta_x = K \cdot \bar{\delta}_x \cdot t_x$$

$$\eta_x = \dots\dots\dots \text{centipoise}$$

3. Determinación de la viscosidad cinemática de un líquido.

$$K = \dots\dots\dots \text{cm}^2 \cdot \text{s}^{-2}$$

$$t_x = \dots\dots\dots \text{s}$$

$$v_x = \dots\dots\dots \text{centistoke}$$

4. Determinación de la viscosidad relativa de un líquido con referencia al agua

$$\eta_a = \dots\dots\dots \text{centipoise}$$

$$\eta_r = \eta_x / \eta_a$$

$$\eta_r = \dots\dots\dots$$

EXPLICAR LAS DIFERENCIAS DE LAS VISCOSIDADES ABSOLUTAS DE LAS DOS SUSTANCIAS DETERMINADAS EN BASE A LAS FUERZAS DE INTERACCION.

---

---

---

---

.....

Firma Alumno

.....

Firma Jefe Trabajos Prácticos

## LABORATORIO N° 2.

### EQUILIBRIO QUÍMICO – EQUILIBRIO IÓNICO

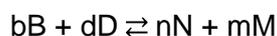
#### OBJETIVOS

- Demostrar el Principio de Le Chatelier-Braun en una reacción química en equilibrio.
- Analizar el efecto de la concentración sobre un sistema en equilibrio
- Analizar el efecto de especies químicas no reaccionantes sobre un sistema en equilibrio
- Analizar el efecto de reacciones competitivas sobre un sistema en equilibrio.
- Analizar el efecto de la hidrólisis de sales iónicas en los valores de pH.
- Analizar el efecto de ion común en la solubilidad de una sal.

#### INTRODUCCIÓN

##### *Principio De Le Chatelier-Braun*

Toda reacción química tiene una condición característica de equilibrio a una temperatura dada. Si tenemos una reacción:



El estado de equilibrio de la misma es alcanzado cuando la velocidad de formación de los productos (reacción de izquierda a derecha) es igual a la velocidad de descomposición de los mismos (reacción de derecha a izquierda). Por lo tanto, a temperatura constante, al alcanzarse el equilibrio se mantienen constantes las actividades de los productos y reactivos y puede escribirse una constante que relaciona estas actividades. Dicha constante se denomina CONSTANTE DE EQUILIBRIO y depende solamente de la temperatura. La extensión de la constante de equilibrio para la reacción anterior es la siguiente:

$$K_a = \frac{a_N^n \cdot a_M^m}{a_B^b \cdot a_D^d}$$

donde:

$K_a$ : Constante de equilibrio expresada como cociente de las actividades de los productos y reactivos

$a_B$ : Actividad de la sustancia B

$a_D$ : Actividad de la sustancia D

$a_N$ : Actividad de la sustancia N

$a_M$ : Actividad de la sustancia M

En general, la actividad de una especie  $i$  presente en una solución, está relacionada con la concentración molar por medio de la siguiente ecuación:

$$a_i = \gamma \cdot [i]$$

donde:

$a_i$  : Actividad de la especie

$\gamma$ : Coeficiente de la actividad de las especies

$[i]$  : Concentración de la especie  $i$

Como el coeficiente de actividad depende de la concentración de todas las especies (iones o moléculas) presentes en el medio –participen o no de la reacción- cualquiera sea su naturaleza, cuando se aumenta la concentración de las especies presentes en el medio, la actividad de cada especie en la solución disminuye por disminución del coeficiente de actividad  $\gamma$ . Cuando la solución es muy diluida, disminuyen las concentraciones de todas las especies y entonces  $\gamma$  tiende a 1 y se puede considerar que  $a_i = [i]$ . Es decir que en estas condiciones se puede tomar igual a la concentración molar de la especie y entonces podemos expresar la constante de equilibrio como un cociente de concentración molares:

$$K_c = \frac{[N]^n \cdot [M]^m}{[B]^b \cdot [D]^d}$$

donde:

$K_c$ : constante de equilibrio expresada como cociente de las concentraciones molares de los productos y reactivos.

$[B]$ : concentración molar de la sustancia B

$[D]$ : concentración molar de la sustancia D

$[N]$ : concentración molar de la sustancia N

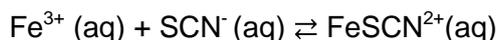
$[M]$ : concentración molar de la sustancia M

En el equilibrio ya descrito se cumple el Principio de Le Chatelier – Braum que dice: “Cuando se varía una o más de las variables que afectan a un sistema en equilibrio, este se desplazará para alcanzar otro nuevo estado de equilibrio de acuerdo con las nuevas condiciones impuestas al sistema”

La expresión de la constante de equilibrio puede ser empleada para hacer una predicción cualitativa del comportamiento o de la respuesta de un sistema frente a una perturbación exterior.

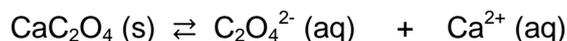
En la presente experiencia se introducirán distintos factores que perturban el equilibrio de una reacción y se observará la respuesta del sistema debida a esa alteración. Para ello hemos elegido dos sistemas:

a) Uno que da lugar a la formación de un producto coloreado de acuerdo a la siguiente ecuación:



amarillo                      incoloro                      rojo

b) El otro constituye una solución saturada en la cual el sólido está en equilibrio con sus iones en solución:



oxalato de calcio                      ion oxalato

Los medios de los cuales nos valdremos para perturbar estos dos sistemas son los siguientes:

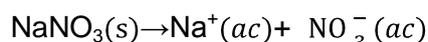
- 1) Variación de la concentración de los iones reaccionantes.
- 2) Introducción en el medio de iones que no participan en el equilibrio.
- 3) Variación de la concentración de iones reaccionantes por participación de los mismos en una reacción competitiva que se asocia al sistema anterior.

## PROPIEDADES ÁCIDO-BASE DE LAS SALES

El término hidrólisis de una sal describe la reacción de un anión o un catión de una sal, o de ambos, con el agua. Por lo general la hidrólisis de una sal afecta el pH de una disolución.

### ***Sales que producen disoluciones neutras***

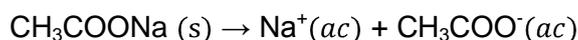
Las sales que contienen un ión de un metal alcalino o de un metal alcalino térreo y la base conjugada de un ácido fuerte (por ejemplo  $\text{Cl}^{-}$ ,  $\text{Br}^{-}$  y  $\text{NO}_3^{-}$ ) no se hidrolizan y sus disoluciones son consideradas neutras. Por ejemplo, cuando se disuelve en agua el  $\text{NaNO}_3$ , una sal formada por la reacción entre el  $\text{NaOH}$  y el  $\text{HNO}_3$ , se disocia por completo, como sigue:



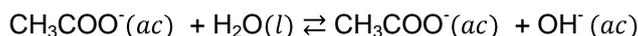
El ión  $\text{Na}^{+}$  hidratado no dona ni acepta  $\text{H}^{+}$ . El ión  $\text{NO}_3^{-}$  es la base conjugada del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  y no tiene afinidad por los iones  $\text{H}^{+}$ . Como consecuencia, una disolución que contenga iones  $\text{Na}^{+}$  y  $\text{NO}_3^{-}$  es neutra, con un pH cercano a 7.

### ***Sales que producen disoluciones básicas***

La disolución de una sal derivada de una base fuerte y un ácido débil, es básica. Por ejemplo, la disociación del acetato de sodio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) en agua está dado por:



El ion  $\text{Na}^{+}$  hidratado no tiene propiedades básicas ni ácidas. Sin embargo, el ión acetato  $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y por tanto, tiene afinidad por los iones  $\text{H}^{+}$ . La reacción de hidrólisis está dada por:



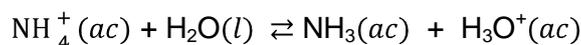
Debido a que esta reacción produce iones  $\text{OH}^-$ , la disolución de acetato de sodio debe ser básica.

### **Sales que producen disoluciones ácidas**

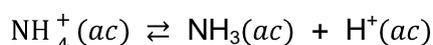
Cuando se disuelve en agua una sal derivada de un ácido fuerte, como HCl, y una base débil como  $\text{NH}_3$ , la disolución resulta ácida. Por ejemplo:



El ión  $\text{Cl}^-$ , por ser la base conjugada de un ácido fuerte, no tiene afinidad por el  $\text{H}^+$  y no muestra tendencia a hidrolizarse. El ion amonio es el ácido conjugado débil de la base débil  $\text{NH}_3$  y se ioniza como sigue:



o simplemente



Debido a que se producen iones  $\text{H}^+$ , el pH de la disolución disminuye.

## **EL EFECTO DEL IÓN COMÚN Y LA SOLUBILIDAD**

El producto de solubilidad  $K_{ps}$  es una constante de equilibrio: la precipitación de un compuesto iónico a partir de una disolución se lleva a cabo siempre que el producto iónico sobrepase el valor de  $K_{ps}$  de esa sustancia. Por ejemplo si tenemos una solución saturada de cloruro de plata en agua:



Experimentalmente se determina que  $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-10}$  a 25 °C y la solubilidad molar del AgCl en agua es  $1,30 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ . Si se añade cloruro de sodio a la solución, aumenta la concentración de iones  $\text{Cl}^-$ . Para que la constante de equilibrio permanezca constante, la concentración de iones Ag debe disminuir. Debido a que ahora hay menos  $\text{Ag}^+$  en solución, la solubilidad de AgCl es menor en una solución de NaCl que lo que es en agua pura. Un efecto similar tiene lugar siempre que se mezclen dos sales con un ión común.

## **MODO OPERATIVO**

### **Parte A: Efecto de la variación de la concentración de los iones reaccionantes sobre el equilibrio.**

En un vaso de precipitación adicione 0,5 mL de una solución 1 M de  $\text{FeCl}_3$ .

Agregue 0,5 mL de solución 1 M de  $(\text{NH}_4)\text{SCN}$ .

Agregue agua destilada hasta completar 100 mL.

Tome 5 tubos de ensayo, numérelos y coloque en cada uno de ellos 5 mL de la solución obtenida en el paso anterior.

Deje el tubo N° 1 como testigo. Adicione al tubo N° 2, gota a gota y agitando, solución de FeCl<sub>3</sub>. Compare con el testigo e informe lo observado.

En el tubo N° 3 adicione gota a gota solución de (NH<sub>4</sub>)SCN, agite. Compare con el testigo e informe lo observado

**Parte B: Efecto de especies no reaccionantes sobre el equilibrio**

Al tubo N° 4 adicione NaNO<sub>3</sub> sólido. Compare con el testigo en informe lo observado.

Al tubo N° 5 adicione NH<sub>4</sub>Cl. Compare con el testigo e informe lo observado.

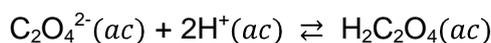
**Parte C. Efecto de reacciones competitivas sobre el equilibrio**

Coloque 1 mL de solución 0,1 M de CaCl<sub>2</sub> en un tubo de ensayo.

Adicione 1 mL de solución de oxalato de sodio. Informe lo observado.

Adicione gota a gota solución de ácido clorhídrico concentrado (bajo campana) a la solución saturada, agitando después de cada adición. Informe lo observado.

Nota: Al adicionar ácido clorhídrico, parte de los iones de oxalato libres en el medio se unen a los protones para formar ácido oxálico no disociado de acuerdo a la siguiente reacción:



Y como consecuencia se sustraen iones oxalato al medio alterándose el equilibrio de la reacción

**Parte D. Efecto de la Hidrolisis de sales iónicas en los valores de pH**

Tome 3 tubos de ensayo, numérelos y coloque en cada uno de ellos 2 mL de agua destilada. En cada uno de ellos disuelva tres medidas de una sal distinta. Una medida esta referida a la cucharita del extremo de la varilla de vidrio.

Al tubo N° 1 adicione NaNO<sub>3</sub> sólido.

Al tubo N° 2 adicione CH<sub>3</sub>COONa sólido.

Al tubo N° 3 adicione NH<sub>4</sub>Cl sólido.

Determine el rango el pH de cada solución con papel indicador. Anote lo observado.

**Parte E. Efecto de ion común sobre la solubilidad de una sal**

En un tubo de ensayo mezclar 4 mL de solución 0,1 M de AgNO<sub>3</sub> y 4 mL de solución 0,1 M de NaCl. Informe lo observado.

Separar el líquido sobrenadante de manera que solamente quede el precipitado en el tubo de ensayo. Agregar 5 mL de agua destilada sobre el precipitado y mezclarlo, repetir dos veces este procedimiento. Dejar que el sistema se estabilice de tal manera de obtener una solución saturada de AgCl. Tomar la solución saturada, y agregarla a un nuevo tubo de ensayo, luego agregar 1 mL de NaCl 0,1 M. Informe lo observado.

## INFORME

ALUMNO: \_\_\_\_\_

FECHA: \_\_\_\_\_

### EQUILIBRIO QUÍMICO-EQUILIBRO IÓNICO

#### Objetivos.

---

---

---

Resultados de las observaciones

**Parte A: Efecto de la variación de la concentración de los iones reaccionantes ( $Fe^{3+}$  y  $SCN^-$ ) sobre el equilibrio.**

Anote lo observado, escriba la reacción en forma iónica y la constante de equilibrio.

---

---

---

Efecto de la adición de la solución de  $FeCl_3$ . Anote lo observado y explicar a través del Principio de Le Chatelier-Braun

---

---

---

Efecto de la adición de la solución de  $(NH_4)SCN$ . Anote lo observado y explicar a través del Principio de Le Chatelier-Braun

---

---

---

**Parte B: Efecto de especies no reaccionantes sobre el equilibrio**

Efecto de la adición del  $KNO_3$  (s)

Observación y explicación:

---

---

---

Efecto de la adición del  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s)

Observación y explicación:

---

---

---

---

**Parte C. Efecto de reacciones competitivas sobre el equilibrio**

Anote lo observado, escriba la reacción y la constante de equilibrio.

---

---

---

---

¿Qué efecto tiene la adición de ácido clorhídrico?

Observación y explicación:

---

---

---

---

Escriba la reacción y su constante de equilibrio:

---

---

---

---

**Parte D. Efecto de la Hidrolisis de sales iónicas en los valores de pH**

Anote el pH de la solución de  $\text{NaNO}_3$ .....

Escriba la reacción de hidrólisis

---

Anote el pH de la solución de  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .....

Escriba la reacción de hidrólisis

---

Anote el pH de la solución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .....

Escriba la reacción de hidrólisis

---

**Parte E. Efecto de ion común sobre la solubilidad de una sal**

Anote lo observado cuando se mezclan las soluciones de  $\text{AgNO}_3$  y  $\text{NaCl}$

---

---

---

---

Escriba la reacción y la expresión del  $K_{ps}$

---

¿Que efecto tiene la adición de cloruro de sodio?

**Observación y explicación.**

---

.....  
Firma del J.T.P.

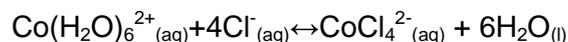
---

.....  
Firma del alumno

## LABORATORIO DE EQUILIBRIO IÓNICO DEMOSTRATIVO

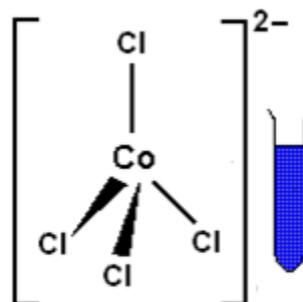
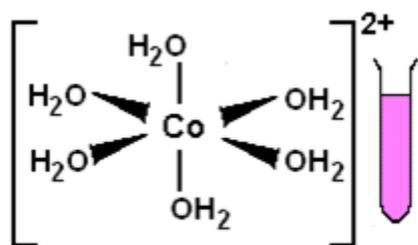
### EQUILIBRIO ENTRE $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ y $\text{CoCl}_4^{2-}$

Equilibrio a estudiar:



Rotular 5 tubos de ensayo. A cada uno de ellos agregar una espátula completa de la sal  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  y tres gotas de HCl concentrado. Luego proceder a agregar 5 mL de los solventes.

Tubo	Solvente	Color observado	Especies predominantes en el equilibrio
1	Agua destilada		
2	50/50 etanol/agua		
3	80/20 etanol/agua		
4	95/5 etanol/agua		
5	100 % etanol		



### HIDRÓLISIS DE SALES

Impregnar un trozo de papel tornasol en las siguientes soluciones, informar los resultados:

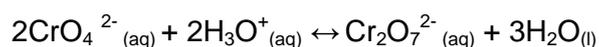
- $\text{NaNO}_3$
- $\text{NaAc}$
- $\text{NH}_4\text{Cl}$

- $\text{AlCl}_3$

Compare la coloración en la escala respectiva para determinar el intervalo aproximado de pH de cada solución. Escribir las reacciones de hidrólisis e indicar cuales sales son neutras, ácidas o básicas.

**EQUILIBRIO ENTRE CROMATO  $\text{CrO}_4^{2-}$  y DICROMATO  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$**

Equilibrio a estudiar:



Especies		Color	Especie predominante en el equilibrio
$\text{CrO}_4^{2-}$ Color: .....	2 gotas de HCl conc.		
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ Color: .....	2 granallas de NaOH		



**INDICADORES NATURALES**

Rotular 5 tubos de ensayos. Al tubo 1 agregue vinagre, al tubo 2 solución de HCl, al tubo 3 solución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , al tubo 4 Solución de  $\text{NaHCO}_3$  y al tubo 5 Solución de KOH.

Cortar pequeños trocitos de repollo colorado, agregarlo a un vaso con 100 mL de agua destilado y calentar durante 10 minutos.

A cada uno de los tubos agregue 20 mL de la infusión. Anotar los colores observados y justificar lo observado.



### **SOLUCIONES REGULADORAS**

Solución Buffer: Acético/ Acetato

En un vaso de precipitados de 50 mL adicione 10 mL de solución de ácido acético 0,2 M y 10 mL de solución de acetato de sodio 0,2 M, agite y mida el pH con el pHmetro. Luego adicione 1 mL de HCl, agite y mida nuevamente el pH. Anote los valores de pH.

En un vaso de precipitados de 50 mL adicione 20 mL de H<sub>2</sub>O destilada, mida el pH con el pHmetro. Luego adicione 1mL de HCl, agite y mida nuevamente el pH. Anote los valores de pH.

Escriba sus conclusiones en base a lo observado.

### **MEDIDA DEL pH:**

El instrumento de medida se llama pHmetro, hoy en día se usan los digitales, que tienen una precisión muy buena. También se puede medir de forma aproximada el pH de una disolución empleando indicadores, ácidos o bases débiles que presentan diferente color según el pH. Generalmente se emplea papel indicador (tornasol), que se trata de papel impregnado de una mezcla de indicadores.



## LABORATORIO N° 3.

### CINÉTICA QUÍMICA

#### OBJETIVOS

- Estudiar la cinética de la reacción entre el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) y el ácido yodhídrico (HI) en solución acuosa.
- Determinar si la reacción en estudio es de pseudo primer orden, cuando se mantiene constante la concentración del ión yoduro y la del ión hidrógeno.
- Evaluar gráficamente la constante específica de velocidad de reacción para la temperatura de experiencia.
- Analizar la influencia de la concentración de reactivos en la velocidad de reacción.

#### INTRODUCCIÓN

Si a temperatura constante, se produce una reacción tal como:



La velocidad de reacción de la misma, si se expresa en términos de la velocidad de desaparición del reactivo A, es:

$$-\frac{dA}{dt} = k_3 [A][B][C]$$

Donde  $k_3$  es la constante específica de velocidad de reacción, la cual depende exclusivamente de la temperatura, y sus unidades del orden de la reacción.

Ahora, si en la reacción se mantienen constantes las concentraciones de B y de C, en la ecuación de velocidad solamente debe intervenir la concentración de A, pues ésta es la única que varía, y la ecuación se reduce a:

$$-\frac{dA}{dt} = k[A]$$

Donde  $k = k_3 \cdot [B] \cdot [C]$

Y la reacción pasa a ser de pseudo primer orden. Las reacciones de otro orden, que se vuelven de primer orden manteniendo constante la concentración de algunos reactivos, se denominan de pseudo primer orden.

Si se reordena la ecuación y se integra de forma indefinida:

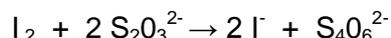
$$\ln[A] = -kt + cte$$

Al graficar el  $\ln [A]$  vs tiempo, si la reacción es de pseudo primer orden, se obtiene una recta, cuya pendiente es (-k), de donde puede calcularse el **valor k** a la temperatura de la experiencia.

En la reacción en estudio, se tiene:



En presencia de tiosulfato de sodio ( $\text{S}_2\text{O}_3\text{Na}_2$ ) el yodo liberado en la reacción es rápidamente convertido en ioduro de acuerdo a la siguiente reacción:



O sea, que la concentración del ión ioduro puede considerarse constante durante la reacción, pues lo consumido en la reacción es regenerado por la misma.

El desarrollo de la reacción también depende de la concentración total del ión hidrógeno, pero como se agrega un gran exceso de ácido sulfúrico a la mezcla reaccionante, el cambio en la concentración del ión hidrógeno causado por la reacción es demasiado pequeño para afectar las medidas cinéticas.

Esto simplifica la cinética de reacción, puesto que hay solamente un reactivo, el peróxido de hidrógeno, cuya concentración varía durante la reacción. Por lo tanto, la ecuación de velocidad se puede expresar:

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=0} - [\text{H}_2\text{O}_2]_{t=t} = k [\text{H}_2\text{O}_2]_{t=t}$$

Donde:

$[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=t}$ : Concentración de agua oxigenada en el instante t

$[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=0}$ : Concentración inicial de agua oxigenada, o sea al tiempo cero. **Este término es constante.**

k: Constante de velocidad a la temperatura de la experiencia

t: tiempo

Si se verifica que la variación de  $\ln [\text{H}_2\text{O}_2]$  con el tiempo es lineal, la reacción en estudio es de pseudo primer orden.

## REACTIVOS

- Solución de tiosulfato de sodio 0,05 M.
- Solución de ioduro de potasio 0,05 M.
- Solución de agua oxigenada 2 volúmenes.
- Solución de engrudo de almidón (indicador).
- Solución de ácido sulfúrico 4 M.
- Agua destilada

Todos los reactivos se encontrarán a la temperatura ambiente.

## MODO OPERATORIO

1) Determinar el título del agua oxigenada (2 volúmenes) utilizando un Kitasato, con tiosulfato de sodio de la siguiente manera: a 10 mL de la solución de agua oxigenada, adicionar 25 mL de la solución de ácido sulfúrico y 25 mL de la solución de ioduro de potasio. Calentar aproximadamente hasta 30 °C y dejar reposar durante por lo menos 15

minutos. Desde una bureta agregar solución de tiosulfato de sodio hasta hacer desaparecer el color del yodo liberado usando engrudo de almidón para sensibilizar el punto final. Multiplicar el número de mL necesarios para decolorar el yodo liberado por 25 mL de solución de agua oxigenada. Anotar este dato como  $V_0$ .

2) En una probeta de 500 mL, colocar 10 mL de solución de ioduro de potasio, 25 mL de solución de ácido sulfúrico y 10 mL del indicador. Si se desarrolla un color azul, hacerlo desaparecer por el agregado de una gota de solución de tiosulfato de sodio.

3) Diluir a 475 mL con agua destilada y transferir la solución a un vaso de precipitación de un litro. Agitar.

4) Agregar dentro del vaso, 2 mL de solución de tiosulfato de sodio. Agitar.

5) Agregar desde una bureta, 25 mL de agua oxigenada dentro del vaso y poner en marcha el cronómetro, cuando se ha agregado la mitad del agua oxigenada (12,5 mL).

6) En la primera aparición de un color azul, anotar el tiempo SIN PARAR EL CRONÓMETRO e INMEDIATAMENTE añadir 2 mL de solución de tiosulfato de sodio.

7) Nuevamente anotar el tiempo de aparición del color azul e INMEDIATAMENTE añadir 2 mL más de tiosulfato de sodio.

8) Repetir las operaciones indicadas en (6) y (7) hasta reunir un total de 8 lecturas.

9) Anotar la temperatura de la solución.

## CÁLCULOS

1) La concentración de agua oxigenada en un tiempo  $t$  es igual a la concentración inicial de agua oxigenada menos la cantidad de agua oxigenada consumida por la reacción en un tiempo  $t$ .

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=t} = [\text{H}_2\text{O}_2]_{t=0} - [\text{H}_2\text{O}_2]_{c,t=t}$$

donde:

$[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=t}$ : Concentración de agua oxigenada al tiempo  $t=t$ .

$[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=0}$ : Concentración inicial de agua oxigenada, o sea, al tiempo  $t=0$ .

$[\text{H}_2\text{O}_2]_{c,t=t}$ : Cantidad de agua oxigenada consumida por la reacción al tiempo  $t=t$ .

2) La concentración inicial de agua oxigenada,  $[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=0}$  es proporcional al número de mL de solución de tiosulfato de sodio ( $V_0$ ) gastados en la titulación de 25 mL de agua oxigenada, efectuada como se indica en IV-1.

3) La cantidad de agua oxigenada consumida por la reacción al tiempo  $t=t$   $[\text{H}_2\text{O}_2]_{c,t=t}$  es proporcional al número de mL de solución de tiosulfato de sodio agregados a la mezcla reaccionante ( $V$ ).

4) La cantidad de agua oxigenada restante al tiempo  $t=t$   $[\text{H}_2\text{O}_2]_{t=t}$  es proporcional a ( $V_0 - V$ ).

5) Graficar el  $\ln (V_0 - V)$  vs tiempo (s), y verificar si es una línea recta. Si así ocurre, la reacción en estudio es de pseudo primer orden y su pendiente es igual a  $(-k)$ , de donde puede obtenerse  $k$  a la temperatura de la experiencia.

**NOTA:**

Al graficar el  $\ln [H_2O_2]_{t=0} - [H_2O_2]_{c,t=t}$  vs tiempo, se obtiene una recta, y al graficar  $\ln (V_0 - V)$  vs tiempo se obtiene otra recta paralela a la anterior, pues la relación que existe entre  $[H_2O_2]_{t=0} - [H_2O_2]_{c,t=t}$  y  $(V_0 - V)$  es una constante, ya que son proporcionales. Como de dicha recta solo interesa conocer la pendiente, sirve cualquiera de las dos para calcularla, pues dos rectas paralelas tienen la misma pendiente.

## INFORME

ALUMNO: \_\_\_\_\_

FECHA: \_\_\_\_\_

### CINÉTICA QUÍMICA

#### Objetivos.

---

---

---

---

---

#### Datos experimentales.

Temperatura de la experiencia:.....°C

t (s)	V <sub>0</sub> (mL)	V (mL)	V <sub>0</sub> - V (mL)	ln (V <sub>0</sub> - V)

Pendiente = -k

k a .....°C = .....

Orden de reacción = .....

.....

Firma del J.T.P.

.....

Firma del alumno

## LABORATORIO N° 4.

### CINÉTICA QUÍMICA

#### OBJETIVOS

- Estudiar la cinética de la reacción entre el iodato de potasio y el bisulfito de sodio en solución acuosa.
- Estudiar la influencia de la concentración de los reactivos en la velocidad de la reacción.
- Determinar gráficamente la constante específica de velocidad de reacción para la temperatura de experiencia.

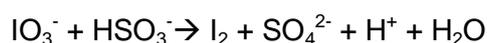
#### INTRODUCCIÓN

La cinética química se ocupa del estudio de las velocidades de reacción (que dependen, entre otros factores, de la naturaleza y de la concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores) así como de la trayectoria seguida en la reacción para pasar de los reactivos a los productos. En esta práctica vamos a incidir primordialmente en el primer apartado y por ello nos detendremos en repasar los conceptos relativos a la velocidad de reacción.

Es muy importante hacer notar que dicha velocidad se define como el índice de cambio con el tiempo de algún reactivo o producto que interviene en la reacción estudiada; la expresión que da la velocidad de la reacción como función de la concentración de cada una de las sustancias que influyen en ella, se llama Ley de velocidad de reacción.

Esta ley debe determinarse experimentalmente ya que no es posible deducirla a partir de la ecuación estequiométrica. La forma habitual de expresarla es por medio de una ecuación en la que aparece una constante, llamada constante de velocidad, multiplicada por la concentración de varias especies elevadas a un exponente, llamado orden. Cualquier estudio cinético incluye la determinación de la concentración de una o más de las especies involucradas en la reacción en un momento dado y a una temperatura determinada.

La reacción química cuya velocidad se va a estudiar es:



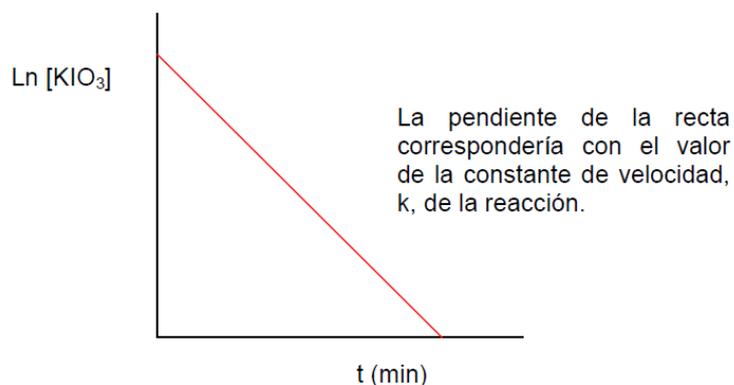
El iodo elemental que se libera origina un color intenso en la solución en presencia de almidón. La aparición del color azul tiene lugar cuando se ha formado cierta cantidad de iodo y, en consecuencia, el tiempo invertido desde la mezcla de las disoluciones de los reactivos hasta la aparición del color azul, es una medida de la velocidad de la reacción.

Desde un principio vamos a proponer dos posibilidades para la ley de velocidad que gobierna esta reacción:

a) Reacción de primer orden:

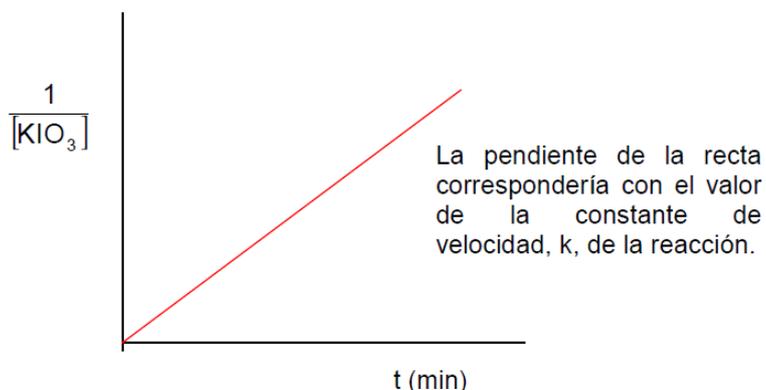
$$\ln [\text{KIO}_3] = \ln [\text{KIO}_3]_0 - kt$$

Y la representación de  $\ln [\text{KIO}_3]$  frente al tiempo debe ser una línea recta, como se observa en la figura.



b) Reacción de segundo orden:

$$\frac{1}{[\text{KIO}_3]} = \frac{1}{[\text{KIO}_3]_0} + kt$$



### Reactivos

- Solución de Bisulfito de sodio 0,01 M.
- Solución de iodato de potasio 0,02 M.
- Almidón soluble (indicador).
- Agua destilada

Todos los reactivos se encontrarán a la temperatura ambiente.

## **Materiales**

- Vasos de precipitados
- Vidrio de reloj
- Varilla de vidrio
- Matraces aforados
- Tubos de ensayo
- Tapones
- Gradilla
- Balanza
- Placa calefactora (En el caso de reacciones a dos temperaturas diferentes)

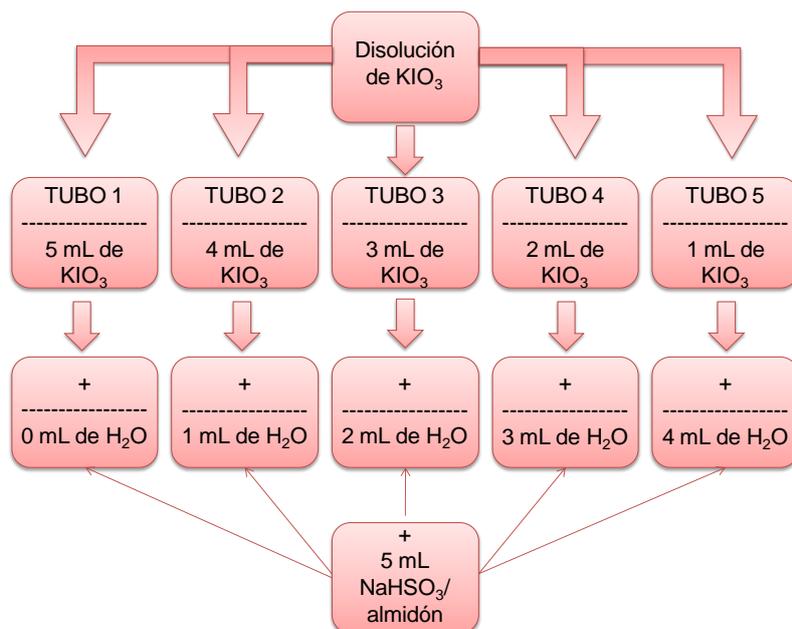
## **Modo Operatorio**

1) Preparación de soluciones: Primero se procederá a la preparación de la disolución de bisulfito de sodio con almidón. Para esto se calientan 150 mL de agua destilada hasta ebullición. Luego, se agrega una papilla ligera formada por 1 g de almidón soluble en 10 mL de agua destilada. Se mantiene la ebullición unos 4 a 5 minutos y se deja enfriar. Se agregan los gramos de bisulfito correspondientes para obtener 250 mL de una disolución 0,01M y se añade agua destilada hasta completar los 250 mL. A continuación se preparan 250 mL de una disolución 0,02 M de yodato potásico.

2) Estudio de la reacción: Se colocan en una gradilla 5 tubos de ensayo enumerados. En el primero se adicionan 5 mL de disolución de yodato potásico, en el segundo 4 mL, en el tercero 3 mL, en el cuarto 2 mL y en el quinto 1 mL. A cada uno de los tubos de ensayo se le agrega agua destilada hasta que todos los tubos tengan 5 mL, agitando para que la dilución sea homogénea. El volumen en cada tubo es el mismo pero la concentración no.

3) Se agregan 5 mL de disolución bisulfito sódico-almidón sobre el tubo rotulado 1. Se tapa y agita fuertemente, dejándolo a continuación en la gradilla y anotándose el tiempo transcurrido desde que ambas disoluciones se ponen en contacto hasta que aparece el color azul, lo cual deberá ocurrir simultáneamente en toda la disolución. Si el color no es uniforme se debe a que no se ha agitado correctamente.

El esquema de la práctica a realizar es el siguiente:



La operación anterior se repite con cada uno de los tubos, anotando en cada caso el tiempo transcurrido y completando la tabla de resultados que aparece a continuación. Posteriormente, se representarán los resultados obtenidos gráficamente para determinar el orden de la reacción, como se mostró en la introducción.

## INFORME

ALUMNO: \_\_\_\_\_

FECHA: \_\_\_\_\_

### CINÉTICA QUÍMICA

#### Objetivos.

---

---

---

---

---

---

---

---

#### Datos experimentales

Temperatura de la experiencia:.....°C

Tubo	Volumen KIO <sub>3</sub>	Moles KIO <sub>3</sub>	[KIO <sub>3</sub> ]	ln[KIO <sub>3</sub> ]	1/[KIO <sub>3</sub> ]	Tiempo
1						
2						
3						
4						
5						

Pendiente =

k a .....°C = .....

Orden de reacción = .....

Balancear la reacción aplicando el método del ión-electrón



.....

Firma del J.T.P.

.....

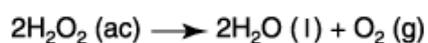
Firma del alumno

## CINÉTICA – EXPERIENCIAS ANEXAS

### *Propiedades del agua oxigenada*

El agua oxigenada ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) es una sustancia inestable, oxidante y muy tóxica. Su acción desinfectante y decolorante se debe a que oxida componentes de los microorganismos y colorantes. En las células se produce agua oxigenada en pequeña cantidad, como un subproducto de las reacciones bioquímicas de la respiración. El organismo se defiende de su toxicidad mediante los antioxidantes naturales que la descomponen en sustancias inocuas.

Espontáneamente, el agua oxigenada se descompone en agua y oxígeno de acuerdo con la siguiente ecuación:



Durante la reacción se liberan burbujas de oxígeno. En condiciones normales esto ocurre muy lentamente.

### **Catalizadores**

En una reacción la energía de los reactivos y productos es siempre la misma, pero la energía de activación puede disminuir si un catalizador proporciona un camino alternativo para que proceda la reacción. Los catalizadores disminuyen la barrera energética, o **energía de activación**, que deben superar los reactivos para transformarse en productos. Cuando la energía de activación es grande la reacción ocurre lentamente. Un catalizador aumenta la velocidad porque hace que la reacción ocurra mediante un mecanismo que requiere una energía de activación menor. Los catalizadores pueden ser inorgánicos u orgánicos. Los catalizadores inorgánicos suelen ser metales de transición, como el platino y el níquel, o compuestos de metales de transición, como el dióxido de manganeso. Estas sustancias pueden combinarse con los reactivos y modificar la densidad electrónica en la unión química que se rompe durante la reacción. De esta manera se reduce la energía de activación y se facilita la reacción. En el caso de la descomposición del agua oxigenada, el catalizador debilita la unión entre los dos átomos de oxígeno (H-O-O-H), que se separan durante el proceso.

### **TIPOS DE CATÁLISIS**

Existen tres tipos de catálisis:

- **Homogénea:** el catalizador está presente en la misma fase que las especies que reaccionan: todos gases, todos en solución acuosa, etc.
- **Heterogénea:** el catalizador y los reactivos están en fase distinta: por ejemplo, el catalizador está en fase sólida mientras que los reactivos son gases.

- **Enzimática:** ocurre sólo en seres vivos, y en estos casos los catalizadores se llaman enzimas: macromoléculas formadas de aminoácidos.

## EXPERIENCIA 1

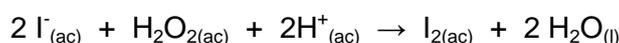
### DESCOMPOSICIÓN DEL AGUA OXIGENADA

Preparar 4 tubos de ensayos con 5 mL de agua oxigenada concentrada, numerarlos.

- Al tubo 1 añadir gotitas de solución de KI 1M.

La catálisis homogénea comienza al disponer del **ión yoduro I<sup>-</sup>** en solución. El ión yoduro reacciona primero con el agua oxigenada, obteniéndose una reacción en dos pasos:

#### PASO 1:



#### PASO 2:



#### GLOBAL:



Observa que el ión yoduro participa como reactivo en el paso 1, pero se produce nuevamente en el paso 2: por tanto, no se altera durante la reacción (requisito para ser catalizador). Asimismo, la reacción global la hemos obtenido sumando ambos pasos: considera que la reacción global es igual a la que ocurría sin el catalizador. El ión yoduro, por tanto, es un **catalizador** que ha disminuido la energía de activación de la reacción. Asimismo, es una **catálisis homogénea**, ya que tanto el ión yoduro como el agua oxigenada (el reactivo) están disueltos en agua (misma fase).

- Al tubo 2 agregar un alambre de platino.

En ausencia de un catalizador, un frasco de agua oxigenada (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) se va descomponiendo espontáneamente en agua (H<sub>2</sub>O) y oxígeno (O<sub>2</sub>), sólo que muy lentamente: un 1% al año, aproximadamente. Pero en contacto con platino, cada molécula de este metal descompondrá 10-80 moléculas de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> por segundo a 20° C. En este caso la catálisis es heterogénea.

- Al tubo 3 agregar suspensión de MnO<sub>2</sub>.

Otro ejemplo de catálisis heterogénea. La adición de dióxido de manganeso causa la descomposición del agua oxigenada para dar agua y burbujas de oxígeno.

- Al tubo 4 agregar trozos de papa.

Cortar cilindros de papa de aproximadamente 1 cm de diámetro y 6 cm de largo. Cortar los cilindros en discos de 1 mm de espesor y conservarlos sumergidos en agua dentro de un vaso de precipitado.

Colocar en el tubo de ensayos 10 discos de papa

En contacto con las 'peroxidasas' de una herida, cada molécula de esta enzima descompondrá 200.000 moléculas de  $H_2O_2$  por segundo, incluso a  $0^\circ C$ . Este ejemplo nos muestra además una de las propiedades de los catalizadores de la vida (orgánicos): en comparación con los catalizadores inorgánicos, como el platino, los catalizadores orgánicos (que son proteínas llamadas **enzimas** o fermentos) son muchísimo más rápidos, selectivos y eficaces, trabajando a bajas temperaturas y no generando residuos contaminantes. Nuestro cuerpo tiene que realizar infinitas reacciones químicas para que podamos vivir. Por ejemplo, tiene que transformar los carbohidratos en energía mediante una combustión, de manera eficiente y rápida. Sin embargo, nuestro cuerpo siempre trabaja a la misma temperatura:  $37^\circ C$ . ¿Cómo entonces puede hacer una “combustión” sin calor, y de manera rápida? Nuestro organismo cuenta con **macromoléculas llamadas enzimas**, que son los catalizadores biológicos por excelencia. Las enzimas cuentan, dentro de su gran estructura, con “**sitios activos**”, que son lugares favorecidos para la unión de otras sustancias (llamada **sustrato**), mediante fuerzas intermoleculares apropiadas. Es en el sitio activo donde ocurre la transformación del sustrato. Lo importante del sitio activo es su alta especificidad: **sólo un único sustrato encaja en él** (similar a una pieza de un rompecabezas) y puede allí ser transformado. Otras moléculas no pueden ser modificadas por esa enzima, pero sí, quizá por otra.

## **EXPERIENCIA 2**

### **VOLCAN DE AGUA OXIGENADA**

#### ***Materiales utilizados:***

Agua oxigenada al 30 %; Agua oxigenada al 3 %, un chorrito de detergente; 1g de catalizador (KI, yoduro de potasio), solución colorante (opcional).

#### ***Consejos y Advertencias***

El agua oxigenada utilizada en el experimento es de alta concentración (30% en masa) por lo que debe manipularse con guantes pues su contacto es peligroso al producir quemaduras. Normalmente, la concentración de la que utilizamos en casa es de tan sólo 3% (3 gramos de  $H_2O_2$  por cada 100g de agua)

\*Se ponen solo 30 mL de agua oxigenada concentrada en una probeta.

\*Se añade un chorrito de detergente

\*Para finalizar se añade media espátula de KI (catalizador que acelera la reacción).

El agua oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , se descompone dando oxígeno y se obtiene un río largo de espuma (gracias al detergente). La reacción en que se produce espuma es exotérmica así que se siente el calor desprendido al poner la mano por encima de la espuma con agua oxigenada.

Este experimento debe realizarse también para el agua oxigenada al 3% y de esta formar comparar el efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción.

## ANEXO

### CONSTANTES Y FACTORES DE CONVERSION

#### CONSTANTES

Volumen molar (C.N.P.T.)	$V_0 = 22413,8 \text{ cm}^3/\text{mol}$
Punto Hielo	$T^0 = 273,16 \text{ K}$
Número de Avogadro	$N = 6,023 \times 10^{23} \text{ moléc/mol}$
Constante de los gases R=	$= 0,08205 \text{ lt. atm/K.mol}$ $= 82,057 \text{ cm}^3 \cdot \text{at/K.mol}$ $= 8,314 \times 10^7 \text{ ergio/K.mol}$ $= 8,314 \text{ Julio/K.mol}$ $= 1,987 \text{ cal/K.mol}$
Constante de Boltzman	$K_B = 1,380 \times 10^{-16} \text{ ergio/K}$
Constante de Faraday	$F = 96490 \text{ coulombio/equivalente}$
Carga del electrón	$e = 1,601 \times 10^{-19} \text{ coulombio}$ $= 4,803 \times 10^{-10} \text{ ues (unidad electrostática de carga)}$
Masa del electrón	$m_e = 9,109 \times 10^{-28} \text{ g}$
Constante de Plank	$h = 6,625 \times 10^{-27} \text{ ergio.s}$
Aceleración de la gravedad (estándar)	$g = 980,665 \text{ cm.s}^{-2}$
Velocidad de la luz	$c = 2,9979 \times 10^{10} \text{ cm.s}^{-1}$
Radio de Bohr	$\text{Å} = 0,529 \text{ Å}$
Masa del protón	$m_p = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

#### FACTORES DE CONVERSIÓN DE UNIDADES

1 julio=  $10^7$  ergio = 0,239cal =  $9,869 \times 10^{-3}$  l.atm = 1 voltio.coul.

1 atm= 101325 Pa = 760 mm Hg =  $1,013 \times 10^{16}$  dinas/cm<sup>2</sup>

1ergio= 1 dina.cm = 1 u.e.s.<sup>2</sup>/cm =  $2,39 \times 10^{-11}$  kcal

1 cal= 4,184 julio =  $4,129 \times 10^{-2}$  lt.atm

1 lt.atm= 101,328 julio = 24,218 cal

1 Pa=  $0,987 \times 10^{-5}$  atm = 100 hPa

1 D=  $10^{-18}$  ues cm

1dina= 1 g.cm/s<sup>2</sup>

1 Å=  $10^{-8}$ cm

Unidad	e.v	cm <sup>-1</sup>	Ergio/moléc.	kcal/mol
1 electrón volt	1	8068,3	1,502x10 <sup>-12</sup>	23,063
1 cm <sup>-1</sup>	1,239x10 <sup>-4</sup>	1	1,986x10 <sup>-16</sup>	2,858x10 <sup>-3</sup>
1 ergio/moléc.	6,242x10 <sup>11</sup>	5,036x10 <sup>15</sup>	1	1,440x10 <sup>13</sup>
1 kcal/mol	4,336x10 <sup>-2</sup>	3,50 x10 <sup>2</sup>	6,946x10 <sup>-14</sup>	1

### PRODUCTOS DE SOLUBILIDAD DE SALES POCO SOLUBLES (298K)

SAL	Kps	SAL	Kps
AgCl Cloruro de plata	2x10 <sup>-10</sup>	CaF <sub>2</sub> Fluoruro de calcio	4x10 <sup>-11</sup>
AgBr Bromuro de plata	5x10 <sup>-13</sup>	FeS Sulfuro ferroso	1x10 <sup>-19</sup>
AgI Ioduro de plata	8x10 <sup>-17</sup>	PbSO <sub>4</sub> Sulfato de plomo (II)	1x10 <sup>-8</sup>
AgAcet Acetato de plata	4x10 <sup>-4</sup>	SrSO <sub>4</sub> Sulfato de estroncio	3x10 <sup>-7</sup>
TlCl Cloruro de talio	2x10 <sup>-4</sup>	BaSO <sub>4</sub> Sulfato de Bario	1x10 <sup>-10</sup>

### CONSTANTES DE DISOCIACION (CTES. DE EQUILIBRIO) DE:

#### Ácidos Monopróticos Débiles (A 298 K)

	FORMULA	Ka	BASE CONJUGADA
Cloroso	HClO <sub>2</sub>	7,3 x10 <sup>-3</sup>	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
Fórmico	HCOOH	1,8 x10 <sup>-4</sup>	HCOO <sup>-</sup>
Fluorhídrico	HF	3,5 x10 <sup>-4</sup>	F <sup>-</sup>
Nitroso	HNO <sub>2</sub>	4,5 x10 <sup>-4</sup>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
Propanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	1,3 x10 <sup>-5</sup>	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COO <sup>-</sup>
Acético o Etanoico	CH <sub>3</sub> COOH	1,8 x10 <sup>-5</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> o Ac <sup>-</sup>
Hipocloroso	HClO	3,2 x10 <sup>-8</sup>	ClO <sup>-</sup>
Cianhídrico	HCN	4,0 x10 <sup>-10</sup>	CN <sup>-</sup>
Ión amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	5,6 x10 <sup>-10</sup> (Kh)	NH <sub>4</sub> OH
Benzoico	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	6,5 x10 <sup>-5</sup>	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>
Fenol	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	1,3 x10 <sup>-10</sup>	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sup>-</sup>

#### Ácidos Y Bases Fuertes

ACIDOS		BASES	
Clorhídrico	HCl	Hidróxido de litio	LiOH
Bromhídrico	HBr	Hidróxido de sodio	NaOH
Iodhídrico	HI	Hidróxido de potasio	KOH
Perclórico	HClO <sub>4</sub>	Hidróxido de rubidio	RbOH

Nítrico	HNO <sub>3</sub>	Hidróxido de cesio	CsOH
Sulfúrico (*)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (#)	Hidróxido de estroncio	Sr(OH) <sub>2</sub>
Iódico (#)	HIO <sub>3</sub> (#)	Hidróxido de bario	Ba(OH) <sub>2</sub>
		Hidróxido de talio	TIOH

(#) Concentraciones menores de 10<sup>-2</sup>

### CONSTANTES DE DISOCIACION DE ACIDOS POLIPROTICOS (298 K)

ACIDO	Ka <sub>1</sub>	Ka <sub>2</sub>	Ka <sub>3</sub>
Sulfúrico H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	fuerte	1,3 x 10 <sup>2</sup>	
Oxálico COOHCOOH	3,8 x 10 <sup>-2</sup>	5,0 x 10 <sup>-5</sup>	
Fosfórico H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,5 x 10 <sup>-3</sup>	6,2 x 10 <sup>-8</sup>	2,2 x 10 <sup>-13</sup>
Sulfhídrico H <sub>2</sub> S	1,1 x 10 <sup>-7</sup>	1,0 x 10 <sup>-14</sup>	
Carbónico H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,3 x 10 <sup>-7</sup>	5,6 x 10 <sup>-11</sup>	
Sulfuroso H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,3 x 10 <sup>-2</sup>	5,6 x 10 <sup>-8</sup>	

NOTA: Los valores de todas las tablas han sido redondeados para facilitar los cálculos. Algunos datos pueden ser algo diferentes en distintos libros.

### REGLAS DE SOLUBILIDAD DE SALES EN AGUA

1. Casi todos los nitratos y acetatos son solubles.
2. Todos los cloruros son SOLUBLES excepto: AgCl y PbCl<sub>2</sub> (el PbCl<sub>2</sub> es soluble en agua caliente).
3. Todos los sulfatos son SOLUBLES excepto: BaSO<sub>4</sub>, SrSO<sub>4</sub>, PbSO<sub>4</sub> (el CaSO<sub>4</sub> y el Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> son algo solubles).
4. La mayoría de las sales de los metales alcalinos (Li, Na, K, etc.) y de amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) son SOLUBLES.
5. Todos los óxidos básicos son INSOLUBLES excepto los de los metales alcalinos y algunos alcalinos térreos (Ca, Sr, Ba, Ra). (El Ca(OH)<sub>2</sub> es moderadamente soluble).
6. Todos los sulfuros son INSOLUBLES excepto los sulfuros de metales alcalinos, alcalinos térreos y de amonio.
7. Todos los fosfatos y carbonatos son insolubles excepto los de los metales alcalinos y de amonio.

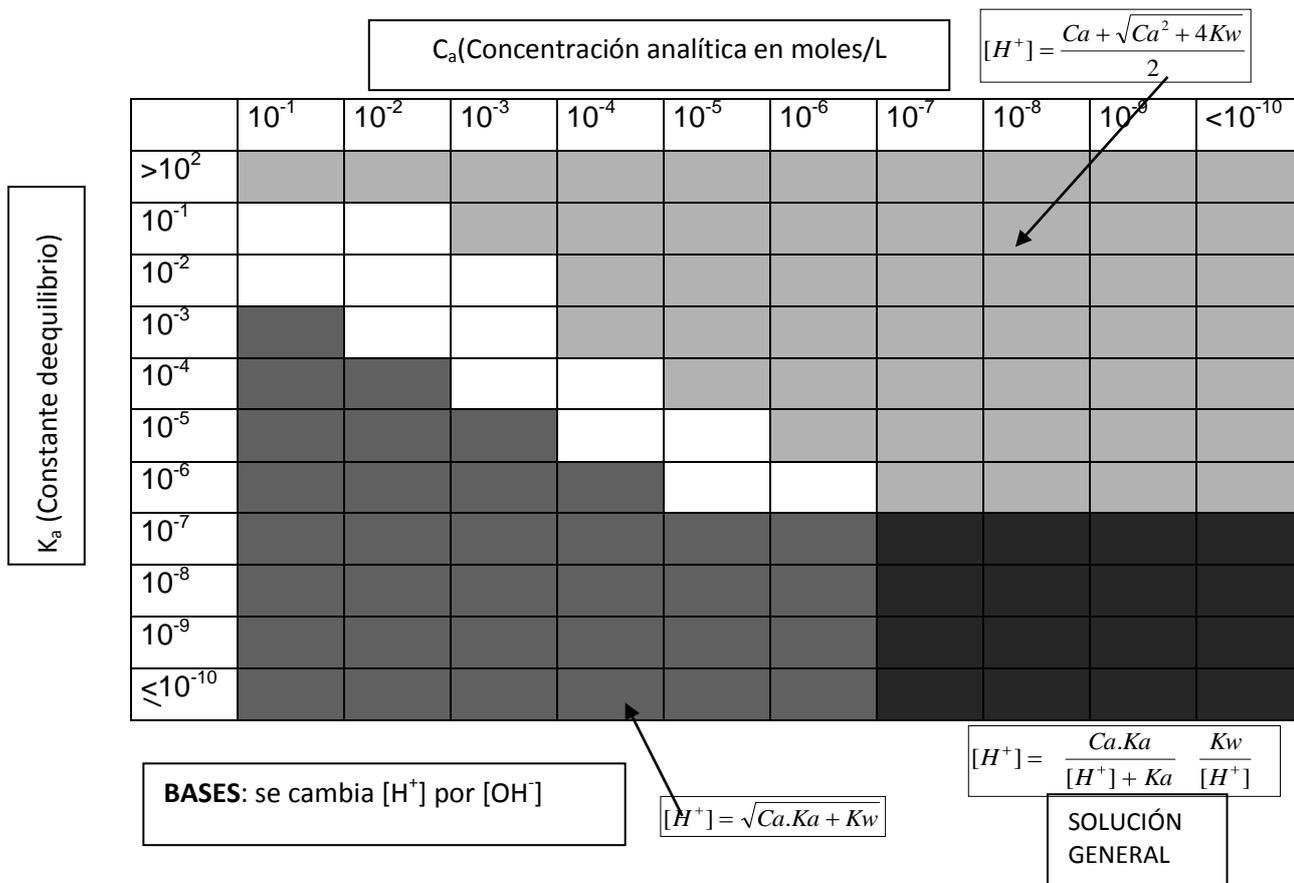
### ENERGIAS DE ENLACE a 298 K en kcal-mol

	C	N	O	F	Si	P	S	Cl	Br	I
H	98,8	93,4	110,6	134,6	70,4	76,4	61,1	103,2	87,5	71,4
C-	83,1	69,7	84,0	105,4	69,3		62,0	78,5	65,9	57,4
C=	147,0	147,0	147,0				114,0			
C≡	194,0	213,0								
N-	69,7	38,4	51,7	64,5				47,5		
N=	147,0	100,0	145,5							
N≡	213,0	226,0								
O-	84,0	51,7	33,2	44,2	88,2		68,9	48,5		
O=	174,0	145,5	88,0				109,6			
S			68,9				50,9	59,7	50,7	

### POTENCIALES STANDARD DE REDUCCION a 25°C

Media Reacción	E <sup>0</sup> (volts)
$e^- + Li^+ \rightarrow Li$	-3,05
$e^- + Na^+ \rightarrow Na$	-2,71
$2e^- + Mg^{2+} \rightarrow Mg$	-2,37
$3e^- + Al^{3+} \rightarrow Al$	-1,66
$2e^- + Zn^{2+} \rightarrow Zn$	-0,76
$2e^- + Fe^{2+} \rightarrow Fe$	-0,44
$2e^- + Ni^{2+} \rightarrow Ni$	-0,25
$2e^- + Sn^{2+} \rightarrow Sn$	-0,14
$2e^- + Pb^{2+} \rightarrow Pb$	-0,13
$2e^- + 2H^+ \rightarrow H_2$	0,00
$2e^- + Cu^{2+} \rightarrow Cu$	0,34
$2e^- + I_2 \rightarrow 2I^-$	0,54
$e^- + Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$	0,77
$e^- + Ag^+ \rightarrow Ag$	0,80
$2e^- + Br_2 \rightarrow 2Br^-$	1,07
$4e^- + O_2 + 4H^+ \rightarrow 2H_2O$	1,23
$2e^- + Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$	1,36
$3e^- + Au^{3+} \rightarrow Au$	1,50
$5e^- + MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$2e^- + F_2 \rightarrow 2F^-$	2,87

### CALCULO DE [H<sup>+</sup>] DE ACIDOS MONOPROTICOS



**DATOS TERMODINAMICOS a 298 K**

COMPUESTO	AH <sup>o</sup> <sub>f</sub> kcal/mol	AG <sup>o</sup> <sub>f</sub> kcal/mol	S <sup>o</sup> cal/Kmol	C <sub>p</sub> cal/Kmol	AH <sup>o</sup> <sub>c</sub> kcal/mol
C <sub>(grafito)</sub>	0	0	1,36	2,07	-94,05
C <sub>(diamante)</sub>	0,45	0,69	0,58	1,45	
C <sub>(g)</sub>	170,89	160,04	37,76	4,98	
CH <sub>4(g)</sub> metano	-17,89	-12,14	44,50	8,54	-212,80
C <sub>2</sub> H <sub>2(g)</sub> acetileno	54,19	50,00	48,00	10,50	-310,62
C <sub>2</sub> H <sub>4(g)</sub> etileno	12,50	16,28	52,45	10,41	-337,23
C <sub>2</sub> H <sub>6(g)</sub> etano	-20,24	-7,86	54,85	12,58	-372,82
C <sub>3</sub> H <sub>8(g)</sub> propano	-24,82	-5,61	64,51	17,59	-530,60
C <sub>4</sub> H <sub>10(g)</sub> butano	-29,81	-3,75	74,10	23,70	-687,64
C <sub>4</sub> H <sub>10(g)</sub> isobutano	-31,45	-4,30	70,42	23,13	
C <sub>3</sub> H <sub>6(g)</sub> propileno	4,88	14,99	63,80	15,55	-491,99
C <sub>3</sub> H <sub>6(g)</sub> ciclopropano	12,74	22,64	64,51	13,12	-500,00
C <sub>3</sub> H <sub>6(l)</sub> ciclopropano	8,70	26,03	39,60		
C <sub>6</sub> H <sub>12(g)</sub> Ciclohexano	-29,43	7,59	71,28	25,15	-944,79
C <sub>6</sub> H <sub>12(l)</sub> ciclohexano	-37,34	6,37	48,85	35,6	-936,88
C <sub>6</sub> H <sub>6(g)</sub> benceno	19,82	30,99	64,34	19,52	-789,08
C <sub>6</sub> H <sub>6(l)</sub> benceno	11,72	29,76	41,30	32,02	-780,98
CO <sub>(g)</sub>	-26,42	-32,81	47,30	6,96	-57,63
CO <sub>2(g)</sub>	-94,05	-94,25	51,06	8,87	
CH <sub>3</sub> CHO <sub>(g)</sub> acetaldehído	-39,76	-31,96	63,5	15,0	
CH <sub>3</sub> CHO <sub>(l)</sub> acetaldehído	-49,88				-278,77
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub> etermetilico	-44,3	-27,3	53,72	15,76	-3,48
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>(g)</sub> óxido de etileno	-12,19				
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O <sub>2(l)</sub> etilenglicol	-108,58				-281,9
CaCO <sub>3(s)</sub>	-288,45	-269,78	22,2	19,76	
H <sub>(g)</sub>	52,08	48,57	27,39	4,96	
H <sub>2(g)</sub>	0	0	31,21	6,89	-68,31
O <sub>(g)</sub>	59,96	54,99	38,46	5,23	
O <sub>2(g)</sub>	0	0	49,00	7,01	
H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>	-57,79	-54,63	45,10	8,92	
H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>	-68,31	-56,69	16,71	17,99	

$\text{H}_2\text{O}_{2(g)}$	-32,54	-25,21	55,55		
$\text{H}_2\text{O}_{2(l)}$	-44,88	-28,20	24,54		
$\text{N}_{2(g)}$	0	0	45,77	6,96	
$\text{N}_{(g)}$	112,98	108,87	36,61	4,97	
$\text{NO}_{(g)}$	21,60	20,71	50,33	7,13	
$\text{NO}_{2(g)}$	8,09	12,39	57,47	9,06	
$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	2,30	23,49	72,73	18,90	
$\text{NH}_{3(g)}$	-11,04	-8,98	46,01	8,52	
$\text{NH}_{3(l)}$	-19,32	-6,36	26,30		
$\text{HNO}_{3(l)}$	-41,40	-19,10	37,19	26,26	
$\text{S}_{(g)}$	66,40	56,70	40,08	5,66	
$\text{SO}_{2(g)}$	-70,76	-71,79	59,40	9,51	
$\text{SO}_{3(g)}$	-94,45	-88,52	61,24	12,10	
$\text{CaC}_{2(s)}$	-15,0	-16,2	16,8	14,90	
$\text{CaO}_{(s)}$	-151,9	-144,4	9,5	10,23	
$\text{Na}_{(g)}$	25,98	18,67	36,71	4,96	
$\text{NaOH}_{(s)}$	-101,96	-90,48	13,8	19,2	
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}$	-66,36	-41,77	38,40	26,72	
$(\text{CH}_3)_2\text{CO}_{(g)}$	-51,79	-36,45	72,70	18,24	

## PROGRAMA DE LA MATERIA

- Tema 1:** Termodinámica. 1<sup>ra</sup> Ley. Termoquímica  
**Tema 2:** Energías de interacción. Estado líquido.  
**Tema 3:** Soluciones. Propiedades coligativas.  
**Tema 4:** Termodinámica. 2da. y 3ra. Ley.  
**Tema 5:** Equilibrio Químico.  
**Tema 6:** Equilibrio Iónico.  
**Tema 7:** Cinética Química.  
**Tema 8:** Electroquímica

El exámen final estará distribuido de la siguiente manera:

**BOLILLA 1: TEMA 1.** Parte A: Termodinámica: Primera ley.

**BOLILLA 2: TEMA1.** Parte B: Termoquímica.

**BOLILLA 3: TEMA 2.** Parte A - Energías de Interacción.

**BOLILLA 4: TEMA 2.** Parte B – Estado Líquido.

**BOLILLA 5: TEMA 3.** Soluciones. Propiedades coligativas

**BOLILLA 6: TEMA 4.** Termodinámica: Segunda y Tercera ley.

**BOLILLA 7: TEMA 5.** Equilibrio químico.

**BOLILLA 8: TEMA 6.** Equilibrio Iónico.

**BOLILLA 9: TEMA 7.** Cinética Química.

**BOLILLA 10: TEMA 8.** Electroquímica.

## PROGRAMA ANALÍTICO Y DE EXAMEN

**TEMA 1. Parte A: Termodinámica: Primera ley.** Objetivos y limitaciones. Definiciones: sistemas, límite, ambiente. Tipos de sistemas. Propiedades extensivas e intensivas. Camino, proceso, ciclo. Variables de estado. Naturaleza de la energía. Energía cinética y potencial. Unidades de energía. Sistemas y entornos. Transferencia de energía: trabajo y calor. Primera ley de la termodinámica. Energía interna. Relación entre  $\Delta E$  y calor y trabajo. **Parte B: Termoquímica.** Procesos endotérmicos y exotérmicos. Funciones de estado. Entalpía. Entalpías de reacción. Calorimetría. Capacidad calorífica y calor específico. Calorimetría a presión constante. Bomba calorimétrica (calorimetría a volumen constante). Ley de Lavoisier-Laplace. Ley de Hess. Entalpías de formación. Empleo de entalpías de formación para calcular entalpías de reacción. Alimentos y combustibles. Otras fuentes de energía.

**TEMA 2. Parte A - Energías de Interacción.** Teoría Cinética y Molecular de líquidos y sólidos. Fuerzas Intermoleculares. Interacciones Iónicas: Ión-Ión; Ión-Dipolo; Ión-Dipolo

Inducido. Interacción dipolo-dipolo. Interacciones con átomos o moléculas neutras (Dipolos Inducidos). El enlace de hidrógeno (o Puente Hidrógeno). Información adicional. **Parte B – Estado Líquido.** Fuerzas Intermoleculares y Propiedades de los líquidos. Tensión superficial. Viscosidad. Estructura y propiedades del agua. Cambios de fase. Calor de vaporización y punto de ebullición. Temperatura y presión críticas. Equilibrio líquido-sólido. Equilibrio sólido-vapor. Diagramas de fase.

**TEMA 3. Soluciones.** Propiedades de las soluciones. Una visión molecular del proceso de disolución. Efecto de la temperatura en la solubilidad. La solubilidad de los gases y la temperatura. Efecto de la presión en la solubilidad de los gases. Propiedades coligativas de las disoluciones de no electrólitos. Elevación del punto de ebullición. Disminución del punto de congelación. Presión osmótica. Propiedades coligativas de las disoluciones de electrólitos.

**TEMA 4. Termodinámica: Segunda y Tercera ley.** Procesos espontáneos. Procesos reversibles e irreversibles. Entropía y segunda ley de la termodinámica. Expansión espontánea de un gas. Entropía. Relación de la entropía con la transferencia de calor y la temperatura. Segunda ley de la termodinámica. Interpretación molecular de la entropía. Tercera ley de la termodinámica: Ley cero. Cambios de entropía en las reacciones químicas: Cambios de entropía del sistema y del entorno. Energía libre de Gibbs. Cambios de energía libre estándar. Energía libre y temperatura. Energía libre y constante de equilibrio.

**TEMA 5. Equilibrio químico.** Concepto de equilibrio. Constante de equilibrio. Magnitud de las constantes de equilibrio. Sentido de la ecuación química y  $K_{eq}$ . Otras formas de manipular ecuaciones químicas y valores de  $K_{eq}$ . Unidades de las constantes de equilibrio. Equilibrios heterogéneos. Cálculo de constantes de equilibrio. Aplicaciones de las constantes de equilibrio. Predicción del sentido de la reacción. Cálculo de concentraciones en el Equilibrio. Principio de Le Châtelier: Cambios de concentración de reactivos o productos. Efectos de los cambios de volumen y presión. Efecto de los cambios de temperatura. Efecto de los catalizadores.

**TEMA 6. Equilibrio iónico. Parte A.** Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua:  $K_w$ . pH y pOH, definiciones y ejemplos. Ácidos y bases. Definiciones de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Ácidos y bases conjugados. Ácidos y bases fuertes y débiles. Constantes de equilibrio  $K_a$  y  $K_b$ . Tablas. Ejemplos. Cálculo generalizado de pH de soluciones acuosas de ácidos y bases monopróticos. Aplicación de la ecuación

general a ácidos fuertes y débiles, concentrados o diluidos. Aplicación del equilibrio químico a la hidrólisis. Relación Estructura-Acidez

**Parte B.** Aplicaciones del equilibrio químico a soluciones acuosas de especies iónicas. Aplicación a sales poco solubles. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Precipitación selectiva.

**TEMA 7. Cinética Química.** Alcance de la cinética química. Velocidad y orden de reacción. Reacciones de primer y segundo orden. Método de integración para determinar el orden de una reacción y la constante específica de velocidad. Influencia de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Ecuación de Arrhenius. Energía de activación y factor de frecuencia. Nociones sobre la teoría de las colisiones y la teoría del estado de transición. Catálisis.

**TEMA 8. Electroquímica.** Equilibrio en pilas electroquímicas. Fuerza electromotriz y energía libre. Fuerza electromotriz y constante de equilibrio. Electrodo de hidrógeno. Potenciales de electrodo estándar. Ecuación de Nerst. Celda de concentración.

## **REGIMEN DE APROBACION DE LA MATERIA**

PARA REGULARIZAR EL CURSO EL ALUMNO DEBERÁ CUMPLIR CON LOS SIGUIENTES REQUISITOS:

- a. Asistir al 80% de las clases teóricas.
- b. Asistir al 80% de los prácticos de aula.
- c. Realizar y aprobar el 100% de los trabajos prácticos de laboratorio.
- d. Aprobar el 100% de los exámenes parciales.

### **1. TRABAJOS PRÁCTICOS**

Los trabajos prácticos consisten en prácticos de aula y prácticos de laboratorio. La aprobación de los mismos implica que el alumno demuestre un conocimiento claro del tema, alcanzando los objetivos fijados. La evaluación de los prácticos de laboratorio se realizará mediante un cuestionario.

**a. Prácticos de aula:** asistencia al 80% de las clases.

**b. Prácticos de laboratorio:** Cada práctico de laboratorio tendrá una única recuperación, que se realizará a final de cuatrimestre. Los alumnos que estén ausentes en un práctico de laboratorio, deberán realizarlo y rendirlo en instancias a determinar por la cátedra. La ausencia a esta instancia llevará a la condición de LIBRE al alumno.

### **3. EVALUACIONES PARCIALES**

Para aprobar la asignatura el alumno deberá aprobar el 100% de los exámenes parciales. El alumno deberá asistir a rendir los exámenes con Libreta Universitaria o algún otro documento que acredite fehacientemente su identidad.

**a) CONDICIÓN REGULAR:**

Se tomarán dos exámenes parciales. El alumno tendrá derecho a dos recuperaciones para cada uno de los parciales. Estas recuperaciones se llevarán a cabo en fecha a determinar por la cátedra.

Los exámenes parciales y las recuperaciones constarán de veinte preguntas. Para aprobar el alumno deberá contestar correctamente como mínimo catorce preguntas.

**b) CONDICIÓN PROMOCIÓN SIN EXÁMEN FINAL:**

Se tomarán dos exámenes parciales. Los exámenes parciales constarán de veinte preguntas. Para aprobar el alumno deberá contestar correctamente dieciseis preguntas. Para promocionar el alumno deberá aprobar los parciales en la primera instancia. El alumno NO deberá faltar a ningún práctico de laboratorio. Al finalizar el cuatrimestre, deberá presentar un trabajo final especificado por los profesores. Cumplidos todos los requisitos anteriormente expuestos, la nota resultará de promediar todas las notas obtenidas por el alumno en las distintas instancias.

En el caso de no satisfacer alguna de las exigencias de promocionalidad, el alumno automáticamente quedará incorporado al Régimen de Alumnos Regulares.

## **EXAMEN FINAL**

Para aprobar el curso el alumno deberá cumplir:

- a) con los requisitos de regularización establecidos en el presente programa.
- b) con la aprobación del examen final (en cualquiera de los turnos establecidos por el calendario académico de la Facultad), cuya calificación mínima cuantitativa es de 4 (cuatro) puntos. Para rendir el examen final los alumnos deberán presentar al Tribunal Examinador su Libreta Universitaria (Ord. 13/03 - Régimen Académico de la U.N.S.L.).

Dadas las características del curso y considerando que se trata del primer año de la carrera en el que se realizan prácticas de laboratorio (ver fundamentación), y que la realización de la parte experimental resulta esencial para la formación básica de los alumnos es que en esta asignatura no puede rendirse el examen final como alumno libre.

## BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

1. CHANG, R. 10ma. ed. (2013), “*Química*” México, McGraw-Hill.
2. ATKINS, P. y JONES, L. 5ta. ed. (2012), “*Principios de Química: los caminos del descubrimiento*” Buenos Aires, Editorial Médica Panamericana.
3. ATKINS, P. y JONES, L. 3ra. ed. (1998) “*Química. Moléculas. Materia. Cambio*” Barcelona, Ediciones Omega S. A.
4. <http://www.quimitube.com>
5. UMLAND, J. y BELLAMA, J. 3ra. ed. (2000), “*QUÍMICA GENERAL*”. México, International Thompson Eds. S. A.
6. PETRUCCI, R.H., HARWOOD, W.S. y GEOFFREY, HF. 8va. ed. (2003), “*Química General. Enlace químico y estructura de la materia*”. España, Prentice Hall.
7. PETRUCCI, R.H., HARWOOD, W.S. y GEOFFREY, HF. 8va. ed. (2003) “*Química General. Reactividad química compuestos inorgánicos y orgánicos*”. España, Prentice Hall.
8. Suvire, F., Baldoni, H., Alvarez, M., Diaz, J. y Larregola, S. “*Química General II. Conceptos Teóricos. Prácticos de aula y Experiencias de Laboratorio*”. (2015). Argentina, Editorial Universitaria UNSL.

## BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

1. BRESCIA, F., ARENTS, J., MEISLCH, H. y TURK, A. 3ra. ed. (1980) “*Fundamentos de Química*”. México, CECSA.
2. MAHAN, B.M. y Myers, R.J. 4ta. ed. (1990) “*Química. Curso Universitario*”. Argentina, Dison-Wesley Iberoamericana.
3. MASTERTON, W. , SLOWINSKI, E. y STANISSKI, C. 6ta. ed. (1987) “*Química General Superior*”. Madrid, Interamericana.
4. GLASSTONE, S. y LEWIS, D. 2da. ed. (1984) “*Elementos de Fisicoquímica*”. Buenos Aires, El Ateneo.