



Material  
Didáctico  
para Estudiantes

---

# GUÍA DE TRABAJOS PRÁCTICOS: QUÍMICA GENERAL II

---

**FQByF**

Facultad de Química , Bioquímica y Farmacia



Universidad Nacional  
de San Luis

# **SERIE DIDÁCTICA: MATERIAL DIDÁCTICO PARA ESTUDIANTES**

## **Guías de Trabajos Prácticos: QUÍMICA GENERAL II**

Licenciatura en Bioquímica/ Farmacia/ Licenciatura en Química/  
Analista Químico/ Técnico Universitario en Esterilización/  
Técnico Universitario en Laboratorio Biológico/ Profesorado en Química

Dr. Fernando D. SUVIRE  
Dra. Mónica OLIVELLA  
Dra. María ÁLVAREZ  
Dr. Jorge DÍAZ  
Dr. Sebastián LARREGOLA  
Est. Marcelo ASTIZ  
Est. Silvina CABAÑEZ

FACULTAD DE  
QUÍMICA, BIOQUÍMICA Y FARMACIA



UNIVERSIDAD NACIONAL DE SAN LUIS

2019

Decana

***Dra. Mercedes Edith CAMPDERRÓS***

Vice Decana

***Dra. Lucía Beatriz FUENTES***

Secretaria académica

***Dra. Estela Isabel GASULL***

Comisión de la Serie Didáctica

Coordinadora

***Dra. María Cristina ALMANDOZ***

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. Yamina A. DÁVILA***

***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.

## PRESENTACIÓN DEL CURSO DE QUÍMICA GENERAL II

El presente documento está dirigido 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. N°: 349/07.

Durante el curso se desarrollan dos clases teóricas por semana con un total de 3 horas; trabajos prácticos de aula de integración de contenidos donde se presentan problemas, con la misma duración y tres trabajos prácticos de laboratorio de aproximadamente 2 horas y media cada uno; 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 distinguen 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 hasta las formulaciones de medicamentos, todos es posible debido a la química.

Ésta 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:

Materia	Para	Condición
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 Titular: **Dr. Fernando Suvire**
- Profesora Adjunta: **Dra. Mónica 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**
- Auxiliar de segunda alumno **Marcelo Astiz**
- Auxiliar de segunda alumno **Silvina Cabañez**

### Cambios en esta Edición

En el presente trabajo hemos realizado una serie de cambios que consideramos importantes para mejorar el flujo de información al estudiante. En primer lugar se agregó toda una nueva sección sobre “Métodos de Estudio” ya que se viene observando desde hace algunos años que una buena parte del fracaso estudiantil proviene de una limitada planificación del acto de incorporar nuevos conceptos, o sea ¿qué hago cuando me siento a estudiar?. Para ello, incorporamos dos guías con ejercitación incluida, una sobre el reconocimiento de la *Idea Principal* cuya práctica nos llevará a entender con mayor facilidad de que trata un texto y cual es la información válida que conducirá a la elaboración de resúmenes concisos, ganando en definitiva tiempo e incorporando la información de manera efectiva. Y la segunda parte está dedicada a la elaboración de *Mapas Conceptuales* que nos permitirá generar un resumen visual de la información trabajada, donde quedan expresadas su relación directa y la integridad y vinculación del tema bajo estudio, constituyendo una poderosa herramienta de aprendizaje personal para todo el resto de la carrera y la vida profesional.

En la segunda Sección recorreremos los tópicos propios que desarrollaremos durante la asignatura, en ellos, en cada tema se han agregado dos nuevas secciones de prácticas. Una de ellas, bajo la denominación de *Prácticos de Nivelación* la cual contiene preguntas y ejercicios sobre los conceptos básicos que el estudiante debe dominar para poder avanzar en el tema y son altamente recomendados para aquellos estudiantes que comprenden tener dificultades al momento de entender la terminología y conceptos básicos del tema tratado.

Otro apartado agregado lo constituye los Ejercicios Conceptuales, una serie de problemas y situaciones donde se trabaja con el concepto estudiado con el fin de consolidarlo, en lugar de resolver un problema numérico, buscando de esta manera abrir y reforzar otro camino que facilite la incorporación del conocimiento básico que permita al estudiante avanzar en su estudio.

## Índice

PRESENTACIÓN DEL CURSO DE QUÍMICA GENERAL II _____	II
Cambios en esta Edición _____	III
INSTRUCTIVO PARA LOS ESTUDIANTES _____	XII
Normas de Conducta en el Laboratorio _____	XII
Normas de Procedimiento Generales en el Laboratorio _____	XII
Normas de Desecho de Residuos en el Laboratorio _____	XIII
Principios de Bioseguridad _____	XIII
PRIMERA PARTE: <b>MÉTODOS DE ESTUDIO</b> _____	1
Entender lo que se lee _____	2
La Idea Principal _____	3
¿Qué es la Idea Principal? _____	3
¿Cuál es la idea principal de un texto? _____	3
¿Para qué es útil identificar la idea principal? _____	3
La idea principal se caracteriza por: _____	4
Veamos un ejemplo: _____	4
Diferencia entre idea principal y tema _____	4
¿Cómo extraer la idea principal de un texto? _____	4
Estrategias para seleccionar la idea principal de un texto _____	5
Conceptos a tener en cuenta _____	5
¿Cómo identificar las ideas principales de un párrafo? _____	5
Práctica introductoria _____	6
Los Mapas Conceptuales como Herramientas de Estudio _____	9
¿Qué es un Mapa Conceptual? _____	9
Introducción _____	9
¿Por qué usar un mapa conceptual? _____	9
¿Cuándo crear un mapa conceptual? _____	10
Características de los Mapas Conceptuales _____	10
Elementos de un Mapa Conceptual _____	10
Cómo Elaborar un Mapa Conceptual _____	11
Elaborando el Primer Mapa Conceptual _____	12
Ejercicio de elaboración de un mapa conceptual desde un texto _____	15
Actividades _____	15
<i>Práctico 1</i> _____	15
<i>Práctico 2</i> _____	15
SEGUNDA PARTE: <b>CONCEPTOS y EJERCITACIÓN</b> _____	17
TEMA N° 1 _____	17



Termodinámica 1° Ley y Termoquímica _____	18
<i>Objetivos</i> _____	18
Introducción _____	18
La Termodinámica _____	18
Energía _____	18
Primera Ley de la Termodinámica _____	18
Trabajo _____	18
Calor _____	19
Energía Interna _____	19
Variación de energía interna ( $\Delta E$ ) _____	19
Variación de entalpía ( $\Delta H$ ) _____	19
Función de estado: _____	20
Problemas Tipo _____	20
Termoquímica _____	21
Aplicando las leyes de la Termoquímica _____	21
Ley de Lavoisier-Laplace _____	21
Ley de Hess _____	21
Utilizando Calores de Formación _____	22
Utilizando Energías de Enlace ( $H^{\circ}_{enl}$ ) _____	22
Cálculo del $\Delta H^{\circ}$ de Reacción a distintas temperaturas ( $\Delta H^{\circ}_{Tf}$ ) _____	22
Cálculo de $\Delta H$ , a partir de $\Delta E$ _____	22
Cálculo del $\Delta H^{\circ}$ cuando no está tabulado _____	22
Problemas Tipo _____	22
Ejercitación _____	23
Ejercicios Conceptuales _____	24
Calor, trabajo y energía _____	24
Energía y entalpía _____	24
Calorimetría y capacidad calorífica _____	25
La ley de Hess y los calores de formación _____	26
Práctica de Nivelación _____	26
TEMA N° 2 _____	28
Energías de Interacción y Estado Líquido _____	28
<i>Objetivos</i> _____	28
Introducción _____	28
Energía de interacción ( $E_I$ ) _____	28
Clasificación de las interacciones _____	28

Puente Hidrógeno _____	29
Fuerzas Intermoleculares y Estado Líquido _____	29
Resumen de Conceptos _____	29
Problemas Tipo _____	30
Ejercitación _____	31
Ejercicios Conceptuales _____	32
Energías de Interacción _____	32
Propiedades de los Líquidos _____	33
Diagrama de fases _____	34
Práctica de Nivelación _____	35
TEMA N° 3 _____	36
Soluciones y Propiedades Coligativas _____	36
<i>Objetivos</i> _____	36
Introducción _____	36
Disminución de la presión de vapor ( $\Delta P_v$ ) _____	36
Disminución del punto de congelación o descenso crioscópico ( $\Delta T_c$ ) _____	36
Aumento de la temperatura de ebullición ( $\Delta T_{eb}$ ) _____	37
Presión Osmótica _____	37
Problemas Tipo _____	37
Ejercitación _____	39
Ejercicios Conceptuales _____	39
Práctica de Nivelación _____	42
TEMA N° 4 _____	44
2° y 3° Ley de la Termodinámica _____	44
<i>Objetivos</i> _____	44
Introducción _____	44
Entropía _____	44
Entropía en el sistema _____	44
Espontaneidad de las Reacciones Químicas _____	44
$\Delta G$ como Criterio de Espontaneidad _____	44
Problemas Tipo _____	46
Ejercitación _____	47
Ejercicios Conceptuales _____	48
Práctica de Nivelación _____	50
TEMA N° 5 _____	51
Equilibrio Químico _____	51
<i>Objetivos</i> _____	51

Introducción	52
Principio de Le Chatelier	53
a) Cambios de temperatura	53
b) Cambios de concentraciones	53
c) Cambios de presión	53
Variación de K con la T: Ecuación de Van 't Hoff	53
Problemas Tipo	53
Ejercitación	54
Ejercicios Conceptuales	56
Práctica de Nivelación	60
TEMA N°6	62
Equilibrio Iónico	62
Objetivos	62
Introducción	62
Relación entre $K_a$ y $K_b$	62
Sales Poco Solubles	62
Características del Agua como Solvente	63
Concepto de pH y pOH	63
Escala de pH y pOH	63
Relación entre pH y pOH	63
Ácidos y Bases	63
pH de Ácidos y Bases Fuertes	63
pH de Ácidos y Bases Débiles	63
Hidrólisis	64
Soluciones Amortiguadoras o Soluciones Buffer	64
Problemas Tipo	64
Ejercitación	65
Ejercicios Conceptuales	67
Ácidos y bases	67
Efecto de ion común	71
Equilibrios de Solubilidad	72
Ejercicios de Nivelación	76
TEMA N° 7	77
Cinética Química	77
Objetivos	77
Introducción	77
Velocidad de Reacción	77

Ecuación de Velocidad _____	77
Determinación de n y k _____	78
Reacciones Orden Cero _____	78
Reacciones 1° Orden _____	78
Reacciones 2° Orden _____	78
Calculo de la Constante de Velocidad _____	79
Energía de Activación _____	79
Cálculo de Vida Media ( $t_{1/2}$ ) _____	79
Problemas tipo _____	80
Ejercitación _____	81
Ejercicios Conceptuales _____	82
Ejemplo Resuelto De Concepto Clave _____	82
Práctica de Nivelación _____	86
TEMA N° 8 _____	88
Electroquímica _____	88
Objetivos _____	88
Introducción _____	88
Problemas tipo _____	88
Ejercitación _____	89
Ejercicios Conceptuales _____	90
Celdas galvánicas _____	93
Potenciales de celda y cambios de energía libre; _____	93
Ejercicios de Nivelación _____	93
EJERCICIOS PROPUESTOS _____	95
Tema N° 1: Termodinámica 1° ley y Termoquímica _____	95
Tema N° 2: Energías De Interacción _____	96
Tema N° 3: Soluciones Y Propiedades Coligativas _____	98
Tema N° 4 : 2° y 3° ley de Termodinámica _____	98
Tema N° 5: Equilibrio Químico _____	99
Tema N° 6: Equilibrio Iónico _____	100
Tema N° 7: Cinética Química _____	101
Tema N° 8: Electroquímica _____	102
<b>Experiencias de Laboratorio</b> _____	104
LABORATORIO N° 1 _____	105
Medicion de la Viscosidad de un Líquido _____	105
Objetivos _____	105
Introducción _____	105

Ley de Newton	105
Expresiones De Viscosidad	106
Unidades De Viscosidad	106
1- Viscosidad absoluta o dinámica	106
2- Viscosidad cinemática	106
3- Viscosidad relativa	106
4- Unidades de la constante del viscosímetro, K	106
Instrumento a Utilizar	106
Modo Operativo	107
Parte Experimental	107
INFORME	108
Laboratorio Demostrativo: Estado Líquido	110
LABORATORIO N° 2	112
Equilibrio Químico – Equilibrio Iónico	112
Objetivos	112
Introducción	112
Principio de Le Chatelier-Braun	112
Propiedades Ácido-Base de las Sales	113
Sales que producen disoluciones neutras	113
Sales que producen disoluciones básicas	113
Sales que producen disoluciones ácidas	113
El Efecto del Ion Común y la Solubilidad	113
Modo Operativo	113
Parte A: Efecto de la variación de la concentración de los iones reaccionantes sobre el equilibrio.	113
Parte B: Efecto de especies no reaccionantes sobre el equilibrio	113
Parte C. Efecto de reacciones competitivas sobre el equilibrio	113
Parte D. Efecto de la Hidrolisis de sales iónicas en los valores de pH	114
Parte E. Efecto de ion común sobre la solubilidad de una sal	114
INFORME	115
Laboratorio Demostrativo: Equilibrio Iónico	117
Equilibrio Entre $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ Y $\text{CoCl}_4^{2-}$	117
Indicadores Naturales	117
Soluciones Reguladoras	117
LABORATORIO N° 3	119
Cinética Química	119
Objetivos	119

Introducción	119
Modo Operatorio	120
INFORME	121
Laboratorio Demostrativo: Cinética	122
Propiedades del agua oxigenada	122
Catalizadores	122
Tipos De Catálisis	122
Experiencia 1	122
Descomposición Del Agua Oxigenada	122
Experiencia 2	123
Volcán de Agua Oxigenada	123
ANEXO	124
PARA RECORDAR	124
FACTORES DE CONVERSIÓN DE UNIDADES	124
CONSTANTES	124
PRODUCTOS DE SOLUBILIDAD DE SALES POCO SOLUBLES (298K)	125
CONSTANTES DE DISOCIACIÓN (Constantes de Equilibrio)	125
Ácidos Monopróticos Débiles (a 298 K)	125
Ácidos y Bases Fuertes (298 K)	125
Ácidos polipróticos (298 K)	125
REGLAS DE SOLUBILIDAD DE SALES EN AGUA	125
ENERGIAS DE ENLACE a 298 K en kcal/mol	125
POTENCIALES STANDARD DE REDUCCIÓN a 25°C	127
CÁLCULO DE $[H^+]$ DE ÁCIDOS MONOPRÓTICOS	128
DATOS TERMODINAMICOS a 298 K	129
PROGRAMA DE LA MATERIA	130
PROGRAMA ANALÍTICO Y DE EXAMEN	130
REGIMEN DE APROBACION DE LA MATERIA	131
EXAMEN FINAL	132
BIBLIOGRAFÍA BÁSICA	133
BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA	133

## INSTRUCTIVO PARA LOS ESTUDIANTES

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.

### Normas de Conducta 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, 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 consumir alimentos y 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 deben usar propipetas.
8. No se debe oler ningún tipo de sustancia química.
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.
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 experiencia que haya tenido 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.

### 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.

### Normas de Desecho de Residuos en el Laboratorio

1. Pueden desecharse por la cañería: los residuos hidrosolubles, dejando correr el agua en volúmenes muy superior al desechado. No tirar productos biodegradables.
2. No pueden desecharse por la cañería mezclas o compuestos insolubles que puedan producir bloqueo de las cañerías. Sustancias químicas de alta toxicidad.
3. Los residuos patógenos potenciales se deben desechar 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.

### Principios de Bioseguridad

- 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.



PRIMERA PARTE:  
**MÉTODOS DE ESTUDIO**

## Entender lo que se lee

Seguramente te puedes estar preguntando ¿por qué no entiendo lo que leo?, ¿por qué me cuesta tanto sacar las ideas principales de un texto?, ¿por qué me da sueño cuando leo?, ¿por qué después de leer no me quedó nada en mi cabeza?, ¿por qué a otros les resulta más fácil estudiar? Si te sientes identificado con algunas de estas preguntas, entonces sigue leyendo este artículo que está escrito solo para ti.

Comencemos diciendo que lo más importante de la lectura es la concentración. Nuestro cerebro procesa una cantidad impresionante de pensamientos por minuto. Entonces, sabiendo esto, ¡el problema será lograr que la mayoría de los pensamientos que pasan por nuestra mente estén enfocados en la lectura! Esto es una verdad absoluta y lógica. Si estás enfocado, estás concentrado y si estás concentrado, entiendes todo lo que lees. ¡La fórmula es simple!

La única respuesta a estas preguntas consiste en una sola palabra: “**CONCENTRACIÓN**”. Si estas concentrado retienes lo que lees, puedes hacer un resumen y sacar ideas principales fácilmente y si no estás concentrado, te tomará demasiado tiempo o simplemente no lo lograrás! Entonces *¿cómo hacerlo?, ¿cómo lograr fácilmente determinar las ideas principales de un texto?*

Todos los seres humanos, por medio de nuestros 5 sentidos ingresamos percepciones o datos a nuestro cerebro. Si estamos incómodos sentados en una mala postura para leer, nuestro sentido del tacto hará que el cerebro se distraiga de la lectura y piense en la incomodidad de tu postura; si estas escuchando música mientras lees o cualquier otro sonido perturbador que no tenga nada que ver con la lectura, nuestro sentido auditivo hará que tu cerebro nuevamente se distraiga y no se concentre en lo que lees; lo mismo pasa si estas comiendo mientras estudias! Grave error! o si por tu alrededor hay personas en constante movimiento que perturban tu atención. Espero que me vayas entendiendo, esto lo conoce y padece cualquier persona al comenzar su etapa de estudios, tendrás muchos distractores a tu alrededor que harán que tu cerebro no se concentre al 100% en la lectura.

Entendamos que esto es muy importante y es la clave para comenzar a desarrollar una lectura comprensiva y así poder tener la capacidad de analizar un texto para extraer las ideas principales. Si logras eliminar o reducir al máximo todos los distractores que desenfocan a tu cerebro de la lectura, tendrás el 80% de la batalla ganada! El otro 20% depende de tu práctica y dedicación.

Así que no pongas más excusas, TOMA ACCIÓN y toma la decisión de aprender a leer, de aprender a analizar un texto, verás que todo es cuestión de voluntad, solo te costará dar el primer paso, lo bueno y gratificante viene después, ¡lo vas a ver en los resultados! Nuestro mayor deseo es transmitir la experiencia para que personas como tú se ahorren horas de frustración al estudiar sin aprender nada. Es hora de terminar con los malos hábitos de lectura. Si otros lo hicieron entonces tú también puedes hacerlo, así que cierra la puerta, apaga la música, ¡ponte cómodo y a leer! Te sorprenderás de los resultados si estás concentrado. Inténtalo. HAZLO AHORA!

Al leer un texto encontrarás que una de las dificultades que se presentan es identificar las ideas principales de un texto. El problema es mayor cuando se les pide distinguir las ideas principales de las secundarias. Lo ideal es desarrollar el hábito para identificar las ideas principales, sintetizarlas o ampliarlas sobre la base de sus propios conocimientos, o, bien, emitan una opinión sobre la idea o ideas leídas. Nuestro reto entonces es identificar dónde está la idea principal en el texto.

## La Idea Principal

La idea principal resume el texto en una sola frase u oración. Si falta, es difícil comprender lo que el autor dice.

### ¿Qué es la Idea Principal?

La idea principal es el centro del cuerpo de un mensaje, es decir, es el aspecto más relevante que se quiere comunicar. La idea principal **es la que identifica el tema** del que se habla o escribe. El mensaje que el emisor transmite al receptor puede contener muchas palabras, pero girará en torno a una idea dominante, o idea principal que es el eje del tema que se comunica.

La idea principal provee la información básica que es una especie de síntesis del mensaje, brindando los aspectos más relevantes sobre él. La idea principal estructura de manera lógica los conceptos sobre los que versa el tema en cuestión.

Las **ideas secundarias**, en cambio, expresan detalles complementarios que derivan de la idea principal con el objetivo de ampliarla, ejemplificarla y desarrollarla. Pero podrían ser suprimidas sin que por ello se modifique el sentido de lo expresado.

Para comprender e interpretar un texto, es necesario conocerlo en su totalidad pudiendo tener la capacidad de **extraer la idea principal** sobre la que gira el tema.

La **idea principal fundamenta el texto**, exponiendo el contenido fundamental o el más importante, del cual no puede prescindirse para efectuar una correcta comprensión.

La idea principal se expresa siempre en **oraciones que tienen autonomía** con respecto a las otras, de las cuales no dependen, articulándolas en forma coherente y cohesionada.

No siempre se manifiesta de manera explícita la idea principal, sino que **muchas veces hay que deducirla** o inferirla descubriendo los aspectos implícitos en un texto. Para descubrirla, debemos preguntarnos ¿de qué se trata principalmente un párrafo?

Captar la idea principal es especialmente útil a la hora de estudiar largos textos y efectuar resúmenes, que no son otra cosa que una compilación sintética de varias ideas principales.

#### ¿La idea principal es lo mismo que el tema?

El **TEMA** responde a la pregunta ¿de qué trata el texto?  
Se dice con una o varias palabras.

La **IDEA PRINCIPAL** responde a la pregunta ¿qué es lo que resume el texto?  
Puede decirse con una oración corta.

¡AHÍ ESTÁ LA DIFERENCIA!

### ¿Cuál es la idea principal de un texto?

**Idea principal.** En un texto, cada párrafo se organiza en torno a una idea principal. Las ideas secundarias la amplían o comentan, debido a que la idea principal suele servir como fundamento de toda una serie de ideas subalternas, que dependen directamente de ella, relacionándose entre sí de un modo lógico.

Antes debemos considerar que cuando se lee cualquier **texto**, uno de sus aspectos de análisis es la **idea principal** y es así que fundamentaremos lo siguiente:

**Un texto** está formado por oraciones que tratan acerca de un mismo **tema**; cada oración expresa una idea. En los textos bien redactados, se distingue claramente una **idea** que es **tratada en todo el texto**. Esta idea es **la más importante, la que nos dice todo de manera sintética**. Por eso se le denomina **idea principal**; sin su presencia, las otras ideas no se relacionarían y no tendrían una orientación temática.

### ¿Para qué es útil identificar la idea principal?

- Para encontrar lo fundamental de un texto.
- Para comprender lo que quiere decir el autor sobre un tema.
- Para diferenciar lo principal y lo importante.
  - Lo principal es lo que resume el texto.
  - Lo importante lo decide el lector o el docente, según el interés que tengan al leer.

### La idea principal se caracteriza por:

- Exponer el contenido más importante, por ello no puede suprimirse.
- Posee autonomía, no depende de otras.
- Articula las oraciones del párrafo.
- A veces no es explícita y se tiene que deducir.

### Veamos un ejemplo:

*El delfín es un animal que posee distintas formas de comunicarse. Este cetáceo emite silbidos ondulantes que tienen un significado específico. Además se comunica mediante actitudes corporales y roces de su piel, que es mucho más receptiva que la humana, debido a sus sensibles terminales nerviosas. Asimismo, la frecuencia y la altura de sus saltos proporcionan información particular a sus congéneres.*

La **idea principal** puede manifestarse de manera explícita a través de una oración del texto. En el ejemplo anterior, la **idea principal** se ubica en la primera oración: **El delfín es un animal que posee distintas formas de comunicarse.**

Otro ejemplo:

*Unos bebés lloran porque sienten hambre, sed o dolor; otros, por aburrimiento. A veces, el motivo del llanto es el miedo al abandono pues, en esta etapa de su vida, separarse de su madre les puede generar un estado de tensión. En conclusión, los bebés lloran por diferentes razones.*

En este segundo caso, la última oración corresponde a la idea principal: **Los bebés lloran por diferentes razones.**

A veces, la idea principal no aparece explícita en el texto. Entonces es necesario explicarla con nuestras propias palabras.

Leer el siguiente ejemplo:

*El oso panda gigante es muy similar al oso común, pero con un pelaje blanco, largo, denso y de aspecto lanoso. Además sus orejas y la zona de sus ojos, entre otras partes, son negras. Una peculiar característica la constituye el conocido "falso pulgar de panda"*

La **idea principal** de este texto sería: El oso panda gigante es similar al oso común, pero presenta algunas características peculiares.

## Diferencia entre idea principal y tema

Mientras el tema es de lo que se habla en el texto y puede explicarse en una palabra, la idea principal alude al enunciado o enunciados más importantes que el autor utiliza en su desarrollo del tema; se expresa a través de una oración o dos o más coordinadas y puede aparecer explícitamente en el texto o estar implícita. Ejemplo: En un texto sobre "Las Rocas", "*las rocas en la tierra*", sería el tema; mientras que "*Las rocas son los constituyentes de la corteza terrestre*", vendría, más o menos, a ser la idea principal.

## ¿Cómo extraer la idea principal de un texto?

Para extraer la idea principal de un texto, es preciso leerlo detenidamente; así como revisar las **ideas secundarias** que ayudan a reforzar el entendimiento correcto del texto.

Estas ideas secundarias ayudan a entender la idea principal, y contribuyen también a comprender totalmente el texto.

Para llegar a extraer la idea principal de un texto, es preciso pasar **varias etapas**, como son las que aparecen a continuación:

- Leer el texto, párrafo por párrafo y extraer las ideas más importantes, que te permitan llegar a la idea general extraída de todo el texto.
- Resumir estas ideas con tus propias palabras, esto querrá decir que has logrado entender correctamente.
- Elaborar la idea principal, extraída de la lectura de todo el texto, pero sin dejar de comprender la lectura.

- Por último cambiar el título al texto, por otro que creas más acorde con el mismo, y que además ayude a reforzar tu total conocimiento del asunto.

### Estrategias para seleccionar la idea principal de un texto

Para comprender un texto y elegir la idea principal del mismo, hay que fijarse en dos puntos:

- La forma en la que el texto está estructurado.
- Cómo el lector identifica las ideas principales y las estructuras del argumento de dicho texto.

Recuerda que la **idea principal de un texto** expresa siempre información básica y nunca dependen de otras ideas; además hay que decir que la idea principal puede estar ubicada en cualquier parte del texto.

Pero, ¿de qué forma aparece la idea principal en el texto?

La **idea principal** puede aparecer en el texto de dos formas totalmente opuestas:

- De forma directa o explícita.
- De forma implícita o que necesita ser deducida.

### Conceptos a tener en cuenta

**Evaluación de cada párrafo.** Es decir interpretar las ideas principales de cada párrafo de un texto para después relacionarlas entre sí, de manera tal que te facilite llegar a la idea general de todo el texto.

**Síntesis.** Debes poder llegar a explicar lo leído en un párrafo con tus propias palabras. Solo de esta forma podrás fijar tu nuevo aprendizaje.

**Generación de la idea principal en general.** Significa haber llegado a una conclusión sobre la información leída en todo el texto, y comprender la idea en general.

**Formular un nuevo título.** Esto significa que según tu apreciación sobre la información recibida, puedes cambiarle el título al texto y ponerle otro que a tu apreciación sea más acorde con el texto en cuestión. Esta etapa fijara aún más los conocimientos.

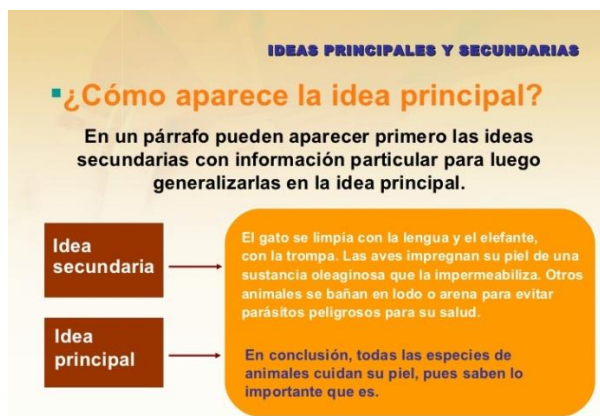
Si te enfocas en la evaluación de cada párrafo, podrás notar con facilidad cuales son las ideas principales de cada uno, la cual generalmente está al comienzo del párrafo y luego encontraremos las ideas secundarias que complementan a la principal.

### ¿Cómo identificar las ideas principales de un párrafo?

Se trata de extraer la frase clave necesaria para la supervivencia del texto, es decir, la frase sin la cual el texto no tendría sentido y la que nos entrega toda la información relevante del párrafo en cuestión.

Para fijar los nuevos conocimientos adquiridos en un texto, es necesario verlo desde ciertos ángulos, enfoques y diferentes ejemplos que estructuran y afirman los conocimientos en tu mente. Esta parte tan importante la proporcionan las ideas secundarias en cada párrafo, los cuales deben ser leídos más detenidamente para identificarlas.





## Práctica introductoria

### Práctico Nº 1

Lee el siguiente texto y luego responde

*“Uno escribe a partir de una necesidad de comunicación y de comunión con los demás, para denunciar lo que duele y compartir lo que da alegría. Uno escribe contra la propia soledad y la soledad de los otros. Uno supone que la literatura transmite conocimiento y actúa sobre el lenguaje y la conducta de quien recibe el mensaje; que nos ayuda a conocernos mejor para salvarnos juntos. Pero los demás y los otros son términos demasiado vagos; y en tiempos de crisis, tiempos de definición, la ambigüedad puede parecerse demasiado a la mentira. Uno escribe, en realidad, para la gente con cuya suerte, o mala suerte, uno se siente identificado: los malcomidos, los rebeldes y los humillados de esta tierra...”*

1. La idea principal del párrafo anterior es:
  - a. La literatura como medio de comunicación
  - b. El lenguaje de los otros a través de la literatura
  - c. La literatura como medio de salvación
  - d. El conocimiento a través de la literatura
  - e. La literatura como medio para huir de la soledad
2. La palabra “ambigüedad” que aparece en el texto citado significa:
  - a. Mentira
  - b. Pesadumbre
  - c. Temor
  - d. Equívoco
  - e. Incertidumbre

### Práctico Nº 2

Lee el siguiente texto y luego responde

*“Los antiguos creían que las estrellas eran agujeros que habían en el cielo, a través de los cuales la luz que había al otro lado del cielo se filtraba hacia nosotros. Hoy sabemos que las estrellas son algo curiosísimo, mucho más interesante y complejo. Todas las estrellas son enormes bolas de gas como nuestro sol y como éste sacan su energía de la misma clase de procesos y la irradian también de manera similar”*

1. ¿Qué creían los antiguos sobre las estrellas?
2. ¿Hoy, qué sabemos sobre las estrellas?
3. Subraya la idea principal en el texto y luego escríbela en el espacio en blanco

La idea principal es:

---



---



---

### Práctico N° 3

Lee el siguiente texto y reconoce la idea principal

*“La solidaridad es una actitud que se aprende. En la convivencia con las demás personas, podemos darnos cuenta de que es posible llegar a ser unidos, de que es posible practicar la igualdad y el diálogo. En cambio, lo contrario a la solidaridad es el individualismo y el egoísmo. Es posible, pues, que aprendamos a ser solidarios”*

1. ¿Qué título le pondría al texto anterior?
2. Subraye la idea principal en el texto y luego escríbela en el espacio en blanco.

La idea principal es:

---

---

---

### Práctico N° 4

Lee el siguiente texto y reconoce la idea principal

*“Aprendamos a aceptarnos tal como somos. Tomemos conciencia de que todos somos diferentes y, al mismo tiempo, iguales en dignidad y en derechos. Entendamos que podemos discutir sin agredirnos, ni insultarnos. Reconozcamos que las personas podemos: pensar, sentir y ver las cosas de maneras muy diferentes”.*

- Subraye la idea principal y luego escríbala en el espacio en blanco.

La idea principal es:

---

---

---

### Práctico N° 5

#### *Los Biocombustibles*

*La era del petróleo comenzó en agosto de 1859, cuando se perforó el primer pozo cerca de Titusville, Pennsylvania. Desde entonces, se han utilizado en todo el mundo aproximadamente  $1,2 \times 10^{12}$  barriles de petróleo, sobre todo como combustible para los automóviles (1 barril = 42 galones).*

*Nadie sabe en realidad cuánto petróleo queda en la Tierra. El consumo mundial actual es de aproximadamente  $3,1 \times 10^{10}$  barriles por año, en tanto que las reservas conocidas recuperables, según las estimaciones, son de  $1,1 \times 10^{12}$  barriles. Esto significa que a la tasa de consumo actual las reservas de petróleo que se conocen se agotarán aproximadamente en 35 años. Seguramente se descubrirán reservas adicionales, pero el ritmo de consumo también aumentará en las décadas por venir, lo que hace que sea muy inexacto cualquier pronóstico de la cantidad que queda disponible. Sólo se sabe algo con certeza: la cantidad de petróleo restante es finita, por lo que se terminará en algún momento, cualquiera que éste sea. Entonces, se necesitan combustibles alternativos.*

*De los distintos combustibles alternativos explorados hasta hoy, los biocombustibles— aquellos que se derivan de organismos vivos recientes tales como árboles, maíz, caña de azúcar y semillas de colza— parecen prometedores en particular porque son renovables y más parecidos al carbón que los combustibles fósiles. Es decir, la cantidad de  $\text{CO}_2$  liberado al ambiente durante la manufactura y la combustión de un biocombustible es similar a la cantidad de  $\text{CO}_2$  retirado del ambiente con la fotosíntesis durante el crecimiento de las plantas.*

*Los dos biocombustibles que reciben la mayor atención en el presente son el etanol y el biodiesel. El etanol (a veces llamado bioetanol, para aumentar su atractivo) es simple alcohol etílico, la misma sustancia que se encuentra en las bebidas alcohólicas y se produce de igual modo, por fermentación de levadura catalizada del azúcar de la glucosa.*

*La única diferencia entre el etanol que se bebe y el combustible es la fuente del azúcar. El etanol que se bebe proviene sobre todo de la fermentación del azúcar de las uvas (para el vino) o de*

*granos (para los licores destilados), mientras que el etanol combustible se obtiene principalmente de la fermentación de la caña de azúcar o del maíz. Sin embargo, en la actualidad se hacen muchas investigaciones para desarrollar métodos económicos para convertir productos agrícolas de celulosa y desperdicios en azúcares susceptibles de fermentarse.*

*El biodiesel consiste principalmente en compuestos orgánicos llamados metil-ésteres de cadena larga, que se producen por reacción de aceites vegetales comunes con alcohol metílico en presencia de un catalizador ácido o básico. Cualquier aceite vegetal se puede usar, aunque los más comunes son el aceite de colza y el de soja. Una vez formado, el biodiesel se mezcla en una concentración de hasta 30% con diesel combustible procedente del petróleo para usarlo en automóviles.*

1. Identifique cada párrafo
2. ¿Qué palabras presentan dificultad?
  - Por ejemplo ¿cuántos litros son un galón? ¿y un barril?
3. Identifique el Tema.
  - Respondiendo a la pregunta ¿De qué trata el texto?
4. Extraiga la idea principal de cada párrafo
  - Respondiendo a la pregunta ¿Cuál es el concepto más importante contenido en este texto?
5. Elabore un resumen con las ideas extraídas.
6. Proponga un nuevo título.

Recuerda: La destreza para identificar la idea principal, se consigue a través de una adecuada y constante ejercitación.



## Los Mapas Conceptuales como Herramientas de Estudio

### ¿Qué es un Mapa Conceptual?

Un mapa conceptual es una herramienta de aprendizaje basada en la representación gráfica de un determinado tópico a través de la esquematización de los conceptos que lo componen. Estos conceptos son escritos de forma jerárquica dentro de figuras geométricas como óvalos o recuadros, que se conectan entre sí a través de líneas y palabras de enlace.

El uso de los mapas conceptuales permite organizar y comprender ideas de manera significativa.

### Introducción

Los mapas conceptuales son herramientas gráficas para organizar y representar el conocimiento. Incluyen conceptos, usualmente encerrados en círculos o cajitas de algún tipo, y relaciones entre conceptos indicados por una línea conectiva que enlaza los dos conceptos. Las palabras sobre la línea, denominadas *palabras de enlace* o *frases de enlace*, especifican la relación entre los dos conceptos. Definimos *concepto* como una *regularidad percibida en eventos u objetos, o registros de eventos u objetos, designados por una etiqueta*. La etiqueta para la mayoría de los conceptos es una palabra, sin embargo, algunas veces utilizamos símbolos y algunas veces se usa más de una palabra. Las proposiciones son afirmaciones sobre un objeto o evento en el universo, ya sea que ocurra naturalmente o sea construido. Las proposiciones contienen dos o más conceptos conectados mediante palabras o frases de enlace para formar una afirmación con significado.

La Figura 1 muestra un ejemplo de un mapa conceptual que describe la estructura de los mapas conceptuales e ilustra las características anteriormente descritas en la Figura, "**Mapas Conceptuales**", "**Conocimiento Organizado**", y "**Aprendizaje Efectivo**" son conceptos, "*representan*", "*necesario para responder*" son palabras de enlace, y juntos forman las dos proposiciones: "**Mapas Conceptuales representan Conocimiento Organizado**", y "**Conocimiento Organizado *<es>* necesario para responder Pregunta de Enfoque**".

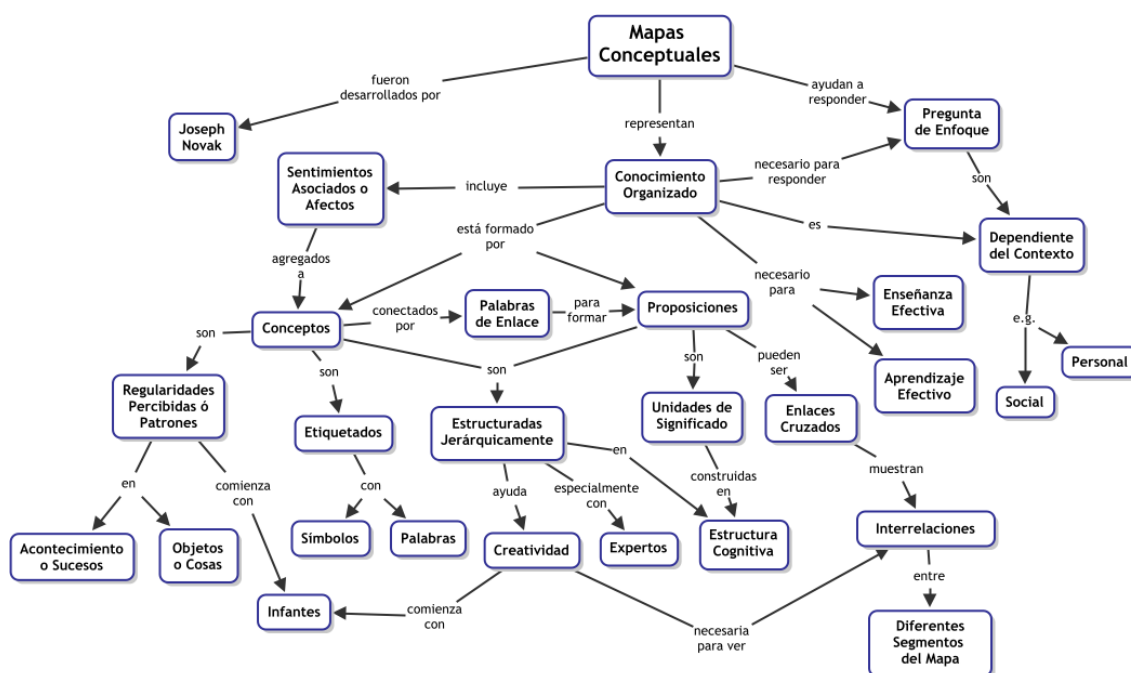


Figura 1. Un mapa conceptual que muestra las características clave de los mapas conceptuales.

Los mapas conceptuales tienden a ser leídos progresando de arriba hacia abajo.

### ¿Por qué usar un mapa conceptual?

El cerebro procesa elementos visuales 60.000 veces más rápido de lo que procesa un texto. Diseñados como una herramienta para organizar y representar conocimiento, los mapas conceptuales pueden ayudarte a visualizar las relaciones entre diversos conceptos y probar tu comprensión sobre temas complejos. Estudiar detenidamente y representar visualmente las relaciones entre las ideas crea conexiones mentales que permiten

una mayor retención del conocimiento. Este diagrama es una forma popular de capturar el entendimiento de un tema para el trabajo, la escuela o el estudio personal.

Los mapas conceptuales ofrecen beneficios para cualquier proceso de aprendizaje:

- Facilitan la comprensión gracias a su formato visual.
- Resumen la información mediante la integración de conceptos nuevos y antiguos para comprender mejor el panorama general.
- Fomentan la lluvia de ideas y la capacidad de pensamiento complejo.
- Promueven el descubrimiento de nuevos conceptos y sus conexiones.
- Ofrecen una comunicación clara de ideas complejas.
- Fomentan el aprendizaje colaborativo.
- Dan rienda suelta a la creatividad.
- Plasman tu conocimiento actual para evaluar la comprensión.
- Identifican áreas que necesitan un mayor conocimiento o revisión.

### ¿Cuándo crear un mapa conceptual?

Los mapas conceptuales son una herramienta de aprendizaje óptima para estudiantes y educadores. El proceso de conectar ideas en un espacio tangible puede consolidar tu conocimiento sobre el tema, así como clarificar las áreas que necesitan un poco de trabajo.

Crear un mapa conceptual puede ser útil para:

- Presentar información general concisa sobre un campo.
- Absorber información mientras se estudia para un examen.
- Evaluar la comprensión de un estudiante sobre un tema específico.
- Consolidar el conocimiento durante el proceso de aprendizaje.
- Demostrar un nivel aceptable de comprensión de un tema.
- Definir el conocimiento que está en tu mente, pero que no se ha documentado formalmente.

### Características de los Mapas Conceptuales

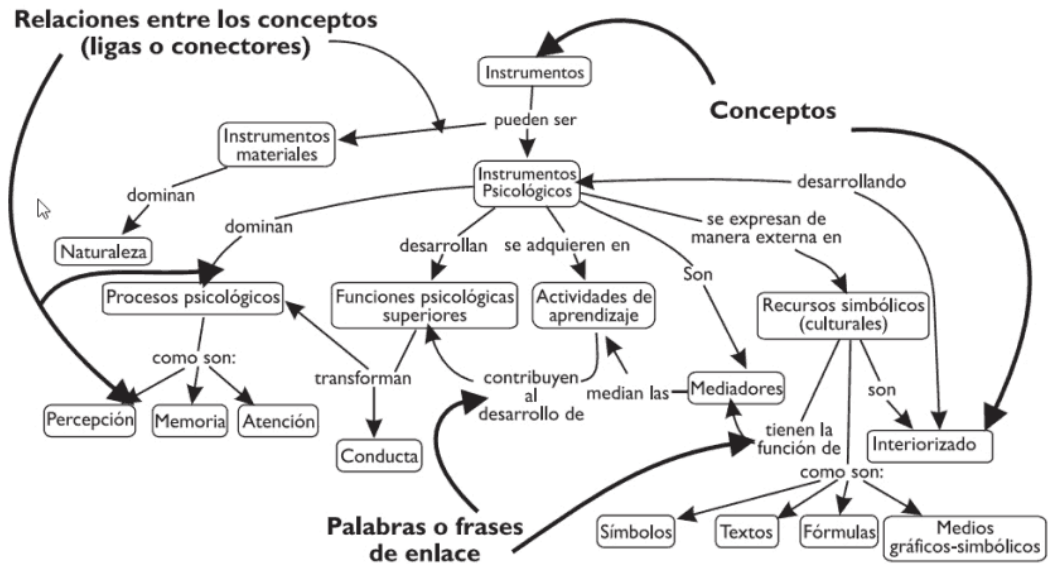
- **Jerarquización:** Los conceptos se encuentran ordenados en forma jerárquica. De esta forma, la idea general se ubica en la parte superior del esquema y a partir de ella se desarrollan los demás conceptos.
- **Responden una pregunta de enfoque:** aunque los mapas conceptuales involucren contenidos generales y específicos, su elaboración y estudio debe permitir al individuo resolver una pregunta de enfoque a través de la cual se desarrollará el contenido del gráfico.
- **Simplicidad:** reflejan la información más importante de forma breve y concisa.
- **Uso de proposiciones:** se forman a partir de la unión varios conceptos mediante palabras de enlace y líneas conectoras.
- **Uso de enlaces cruzados:** se emplean para relacionar conceptos de diferentes partes del mapa conceptual y dar lugar a una nueva idea o conclusión.
- **Agradable a la vista:** cuando se elabora de forma armoniosa crea un impacto visual que facilita la comprensión del contenido planteado.

### Elementos de un Mapa Conceptual

Un mapa conceptual debe estar conformado por:

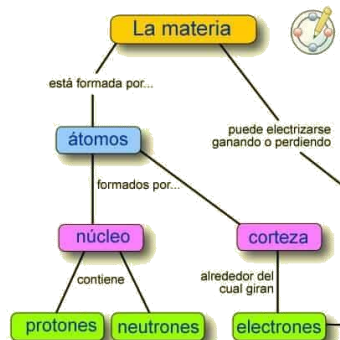
- **Los conceptos:** estos se refieren a eventos, objetos, situaciones o hechos y suelen representarse dentro de círculos o figuras geométricas que reciben el nombre de nodos. Cada concepto representado en el mapa conceptual es relevante para el significado del concepto de mayor jerarquía, que en ocasiones puede ser el título o tema central. Deben ser presentados de forma organizada, de forma que existan relaciones solo entre los más significativos, puesto que, si relacionan todos ellos entre sí, resultaría en una red de conexiones incomprensible. Además, los conceptos no deben tener verbos ni deben formar oraciones completas, ni tampoco repetirse dentro del mapa.
- **Las palabras de enlace:** normalmente están conformadas por verbos y expresan la relación que existe entre dos o varios conceptos para que sean los más explícito posibles, estos se representan mediante líneas conectoras.
- En un mapa conceptual, las líneas conectoras no son suficientes para determinar la relación existente entre los conceptos, por esto suelen acompañarse de palabras de enlace que determinan la jerarquía conceptual y especifican la relación entre los conceptos.

- Algunas palabras de enlace pueden ser: “Es parte de”, “se clasifican en”, “es”, “depende de”, “para”, “contribuyen a”, “son”, entre otras.
- **Las proposiciones:** están compuestas por la unión de uno o varios conceptos o términos que se relacionan entre sí, a través de una palabra de enlace. Estas deben formar oraciones con sentido propio y no deben necesitar de otras proposiciones para tener coherencia.
- **Líneas conectoras** o de unión: se utilizan para unir los conceptos y para acompañar las palabras de enlace. Las líneas conectoras ayudan a dar mejor significado a los conceptos uniéndolos entre sí. En este mapa conceptual se señalan en **negrita** los elementos mencionados anteriormente.



## Cómo Elaborar un Mapa Conceptual

1. **Identifica el tema** y la **pregunta de enfoque** que quieres desarrollar.  
Por ejemplo, si el tema se trata de “Los alimentos”, una pregunta de enfoque resultaría: ¿Qué tipos de alimentos causan mayor daño a la salud? De esta forma, tu mapa conceptual estaría enfocado en detallar los tipos de alimentos y las razones por las cuales podrían afectar el bienestar.
2. Busca suficiente información sobre el tópico y **destaca las ideas principales**.



3. Ahora **identifica varios conceptos** acerca del tema que consideres más importantes y necesarios para explicar tu idea, resumiéndolos en su idea principal o palabras claves.
4. Comienza encerrando el título en un recuadro en la parte superior de la hoja.
5. **Conecta** el título del mapa conceptual con el concepto principal a través de una línea recta y una palabra de enlace que permita explicar de qué forma se relacionan, creando así una proposición. Estas palabras generalmente son verbos y deben ser muy específicas para entender claramente la correspondencia.
6. Comienza a plantear los conceptos más importantes en la parte superior de la hoja hasta reflejar los conceptos menos importantes en la parte inferior.
7. Puedes relacionar conceptos de distintos segmentos del mapa a través de enlaces cruzados y su respectiva **palabra de enlace**.

8. Cuando finalices, lee de principio a fin tu trabajo para que te asegures que todas las relaciones son correctas y que la pregunta de enfoque fue respondida. Con ello podrás realizar las correcciones que convengan.

### Elaborando el Primer Mapa Conceptual

A continuación, te explicaremos detalladamente cómo elaborarlos paso a paso.

#### Paso 1: Define el tema de tu Mapa Conceptual

Debes saber que los mapas conceptuales son muy versátiles, así que cuando tengas que elaborar tu primer mapa debes plantearte esta pregunta:

*¿Qué quiero reflejar en mi mapa conceptual?*

Esto significa hallar la pregunta de enfoque sobre la cual se basará tu trabajo, que se refiere a lo que el lector va a aprender efectivamente una vez que lea tu mapa conceptual.

Observa que, en el siguiente ejemplo, el autor escogió como pregunta de enfoque “El Lenguaje Musical” lo cual de inmediato traslada al lector a un contexto específico, evitando así confusiones o ambigüedades.



#### Paso 2: Recopila toda la información necesaria

Dependiendo de qué tan complejo sea el tema deberás buscar suficiente información sobre el mismo, si sueles utilizar internet como medio de investigación, te recomendamos visitar y comparar al menos 3 páginas web, para asegurarte de obtener información veraz, además que uno de los beneficios de los mapas conceptuales es que, mientras realizas la recopilación de información, tu cerebro ya está asimilando el contenido antes de plasmarlo.

¡Tómate tu tiempo para este paso y no olvides ningún detalle!

#### Paso 3: Sintetiza y prioriza la información

Una vez que hayas hecho un resumen de toda la información que recopilaste, deberás ejercitar tu habilidad de síntesis para seleccionar únicamente los conceptos que consideres más importantes para explicar tu tema. Una vez identificados, debes ordenarlos de acuerdo a su importancia.

Por ejemplo: Si tu mapa conceptual se trata sobre: ¿Cómo llevar una vida saludable?, debes comenzar con una idea general relacionada a la importancia del cuidado de nuestro cuerpo y espíritu, para luego enfocarte en qué tipo de hábitos mejoran la salud y a partir de allí comenzar a mencionar prácticas como el ejercicio, la adecuada alimentación, meditación, etc, es decir, debes comenzar de lo más general a lo más específico.

Una vez hecho esto, tendrás que afinar más tu capacidad cerebral de síntesis para resumir cada concepto de tu lista en una sola oración e incluso palabras claves que representen claramente la idea principal.

La idea es que con este resumen que estás elaborando, sintetices lo más que puedas la información, destacando únicamente lo esencial, que es lo que efectivamente el cerebro procesa y retiene por más tiempo.



Observa en este ejemplo los dos aspectos importantes que mencionamos sobre el orden de las ideas y su amplitud. Principalmente, al hablar del Sistema Solar, el autor comenzó refiriéndose a lo más general para ambientar a cualquier lector, conocedor o no conocedor del tema, antes de nombrar o enumerar los planetas.

Asimismo, nota como las frases son cortas y concisas, permitiendo definir perfectamente cada concepto con la información más importante.

#### Paso 4: Crea una lista de conceptos

Selecciona los conceptos más relevantes del tema, es decir, aquellos que son necesarios para poder comprender el significado del texto, y colócalos en una lista.

Luego ordena tu lista sepáralos por área y por niveles de inclusividad (mayor, igual o menor inclusividad), colocando el más inclusivo y general al principio.

Para determinar mejor el orden de los conceptos puedes analizar tu pregunta de enfoque, quizás puedas terminar modificando el tema central o escribir uno diferente. Revisa tu lista y agrega más conceptos si son necesarios.

Primero que nada, debes ubicar el título de tu mapa conceptual dentro de un recuadro en la parte superior central de la hoja, como te mostramos en las imágenes anteriores. El título se refiere al tema central de tu mapa conceptual o el concepto más importante a partir del cual desarrollarás el resto de las ideas.

#### Paso 5: Conecta las ideas

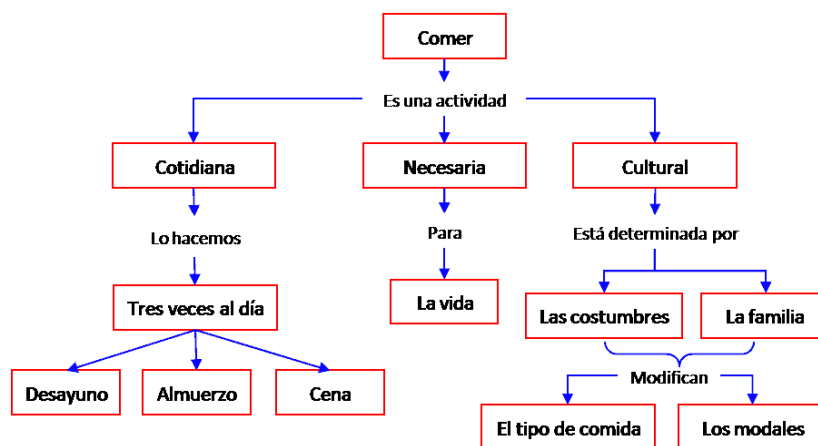
Ahora comienza trazando una línea recta a partir del recuadro del título, que conecte con el recuadro que contendrá la idea principal de tu mapa conceptual. Esta puede ser la definición más importante.

A partir del título coloca los conceptos más importantes arriba, normalmente suelen haber hasta tres conceptos generales en la parte superior del mapa, y debajo de ellos coloca los subconceptos correspondientes y de esta forma ve desarrollando jerárquicamente tu lista de conceptos.

Une los conceptos mediante líneas conectora y palabras de enlace que deben explicar la relación entre esos conceptos que se unen.

Por ejemplo: si tu mapa conceptual se trata de “Estrategias para elevar la autoestima”, deberías definir “Autoestima” en primera instancia. Sobre la línea conectora debes escribir una palabra o verbo de enlace que permita al lector reconocer la relación entre el contenido de los recuadros; como, por ejemplo: “es”, “consiste en”, “se clasifica en”, “permite”, esto se llama proposición o conectores.

Realiza esto con todas las ideas que previamente anotaste en tu resumen, en orden de importancia, hasta la parte inferior de la hoja.



En este ejemplo puedes observar mejor las proposiciones que mencionamos anteriormente; “lo hacemos”, “para”, “determinada por”, “modifican” etc. Éstas se encuentran ubicadas entre las líneas azules que conectan los distintos conceptos y es importante escribirlas fuera de los recuadros, para indicar claramente la interrelación entre las ideas.

Toma en cuenta que puedes relacionar la idea de un recuadro con otra en diferentes segmentos del mapa, solo debes cuidar que cada relación se identifique correctamente, separando los recuadros de manera adecuada e identificando correctamente las proposiciones para que no se genere ninguna confusión.



Nota cómo puedes realizar relaciones entre distintos segmentos de un mapa conceptual con este ejemplo sobre el “Aparato Digestivo”. El concepto “Jugos digestivos” está relacionado con las “Glándulas anexas” y el “Tubo digestivo” al mismo tiempo, por lo cual, en vez de repetir palabras, puedes incorporar una nueva línea conectora que denote esta relación a través de una proposición.

De esta forma es mucho más fácil recordar la información y puedes aprender cómo están vinculadas varias partes de un todo.

### Paso 6: Revisa tu mapa

Una vez que termines tu mapa conceptual, es recomendable repasar todo el contenido, leyéndolo varias veces para asegurarte que las relaciones entre las ideas se hicieron correctamente, y que todo el contenido tiene sentido y orden lógico.

Lo más importante es que al leerlo, toda la información importante se vea reflejada y se entienda, por lo cual puedes pedir la opinión de un tercero para asegurarte que está todo en orden.



### Paso 7. Afina los ajustes del mapa

A medida que agregues conexiones a cada concepto, asegúrate de examinar detenidamente las relaciones que ilustras. Hazte preguntas como las siguientes:

- ¿Encaja bien cada elemento en su respectivo lugar?
- ¿Hay una mejor posición para esta idea o grupo de ideas?
- ¿Puedo usar una palabra de enlace más precisa para representar esta relación?

Preguntas rigurosas como estas te ayudarán a mejorar tu desempeño cognitivo y desafiarán tu conocimiento sobre cualquier asunto dado.

Recuerda que se trata de un mapa preliminar que muy probablemente requerirá revisión. Los pequeños ajustes en las conexiones y posiciones son especialmente sencillos de realizar al usar un software para reordenar las figuras en la página, agregar notas y comentarios adicionales e incluso aplicar un estilo atractivo a tu diagrama.

## Ejercicio de elaboración de un mapa conceptual desde un texto

### Actividades

#### Práctico 1

1.- Leer el texto atentamente

#### Seda de araña y fibra de acero

*La seda de araña es ligera, flexible y excelente para cazar moscas. También es más dura que el acero, más resistente que el kevlar y más elástica que el nylon. Por eso, durante más de un siglo los científicos han intentado reproducir sus propiedades en el laboratorio. Y ahora lo han conseguido, más o menos. La semana pasada, científicos de la compañía Nexia Biotechnologies, de Vaudreuil-Dorion, en la provincia canadiense de Quebec, y del Comando Químico Biológico del Ejército norteamericano en Natick (Massachussets), informaron que además de sintetizar seda de araña han tejido con ella fibras muy parecidas a las auténticas. Este descubrimiento, revelado en la revista Science, podría servir para fabricar un gran número de productos industriales, desde suturas médicas ultrafinas hasta chaleco antibalas de mejor calidad. Jeffrey Turner, presidente de Nexia, afirma: "Es el Santo Grial de la ciencia de materiales".*

Fuente: cuadernillo Pruebas Nacionales Lengua Española

2.- Listar conceptos

3.- Presentar conceptos y agrupar temas similares

4.- Ordenar y conectar conceptos

#### Práctico 2

#### El Mapa que todos podemos Construir: ¿Quién Soy Yo?

Recomendamos que su primer mapa conceptual sea sobre un tema conocido, que no requiera ir a investigar o a aprender sobre el tema del mapa. Un tema que se nos hace conocido a todos es un mapa sobre nosotros mismos. Es como una especie de "currículum vitae" pero en forma de mapa conceptual. La pregunta de enfoque es clara, y conocemos la respuesta.

Empiece por una lista inicial de conceptos: su nombre, aficiones, estudios, trabajo, etc. Comience a organizarlos según se recomienda en la guía mencionada arriba. En la Figura 6 se muestra un ejemplo de un mapa de "¿Quién Soy Yo?" en elaboración. Ya algunos de los conceptos han sido enlazados a la raíz del mapa, mientras otros están a la espera de ser incorporados al mapa.



Figura 6. Mapa en elaboración sobre la pregunta de enfoque "¿Quién Soy Yo?"





**SEGUNDA PARTE:**  
**CONCEPTOS y EJERCITACIÓN**

## 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

#### La 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.

#### Energía

La energía se define como la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Conocemos muchas formas de energía: la mecánica, luminosa, eléctrica, calorífica, etc. Las plantas utilizan la energía luminosa proveniente del sol para crecer, la energía eléctrica nos permite iluminar una habitación con un golpecito al interruptor, y con la energía calorífica cocinamos nuestros alimentos y calentamos nuestros hogares. La energía puede clasificarse en dos tipos principales: energía cinética y energía potencial.

Un cuerpo en movimiento posee energía debido a su movimiento. Esta energía recibe el nombre de energía cinética, la cual representa la capacidad para realizar trabajo de modo directo. La energía potencial es la que posee un objeto debido a su posición, condición o composición.

Estudiamos la energía porque todos los procesos químicos vienen acompañados por cambios de energía.

#### Primera Ley de la Termodinámica

También se conoce 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:

$P_{\text{ext}}$  = Presión exterior (cte).

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

Si el proceso es isotérmico ( $T = \text{cte}$ ) reversible, la  $P_{\text{ext}} = P_{\text{gas}}$ , 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/ Kmol

$T$ : temperatura

$V$ : volumen

*Se define trabajo ( $w$ ) en química, en general como trabajo de expansión (trabajo PV), realizado como resultado de un cambio de volumen durante una reacción cuando las moléculas que constituyen el aire son empujadas hacia los lados del recipiente de reacción.*

$P$ : presión

## 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 ( $T_f - T_i$ )

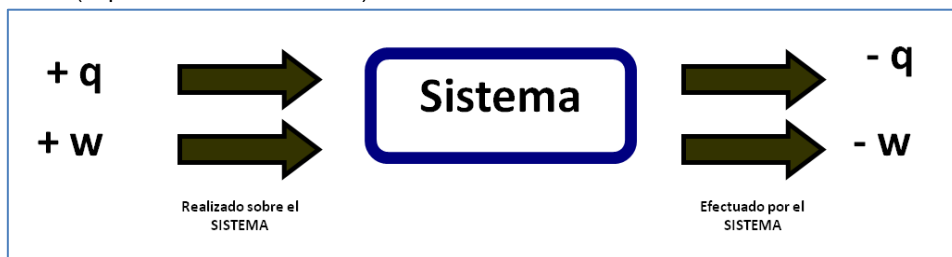
Para calcular el calor molar, se multiplica y se divide la ecuación (1) por peso molecular ( $M$ ).

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

donde:

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

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



*El **calor** es el flujo de energía térmica desde un cuerpo con mayor temperatura a otro de menor temperatura y así lograr un equilibrio térmico a través de la igualdad de temperatura entre ambos cuerpos.*

*La **temperatura** es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas y el estado térmico de un cuerpo. Esto es, mientras más caliente esté el cuerpo, mayor es su energía cinética, es decir, su agitación molecular, por el contrario, cuanto más frío esté el cuerpo, menor es su agitación molecular.*

***Calor específico (c)**: Cantidad de calor que se necesita para elevar la temperatura de un gramo de sustancia un grado Celsius sin cambio de estado. Se expresa en J/g °C generalmente.*

*La **capacidad calorífica (C)** es el calor que se requiere para aumentar la temperatura de un objeto o una sustancia en una cantidad dada. Cuanto mayor sea la capacidad calorífica, más calor se necesitará para producir un cambio de temperatura dado. La capacidad calorífica es una propiedad extensiva, por lo que su valor depende tanto del tamaño del objeto como de su composición.*

***Capacidad calorífica molar**: Cantidad de calor que se necesita para elevar la temperatura de un mol de sustancia un grado Celsius sin cambio de estado; de ordinario se expresa en kJ/mol . °C.*

## Energía Interna

La energía interna total ( $\Delta E$ ) de un sistema aislado es constante. De acuerdo con la ley de la conservación de la energía, también conocida como primera ley de la termodinámica, la energía no se crea ni se destruye. De esta forma, la energía total de un sistema aislado es constante. La energía interna ( $E$ ) total de un sistema —la suma de todas las energías cinéticas y potenciales para cada partícula del sistema— es una función de estado, porque su valor sólo depende de la condición presente del sistema, no de la forma en que llegó a ella.

### 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.

Entonces:

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

Según se trabaje a volumen o presión constante se tendrá:

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

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:

Si se trabaja a  **$V = \text{cte.}$**  ( $W = 0$ ), 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  **$P = \text{cte.}$**  (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:

$$\Delta H = Q_p$$

### Función de estado:

Función o propiedad cuyo valor sólo depende del estado, o la condición, presente del sistema, no de la trayectoria usada para llegar a ese estado. Función que sólo depende del estado inicial y final del sistema.

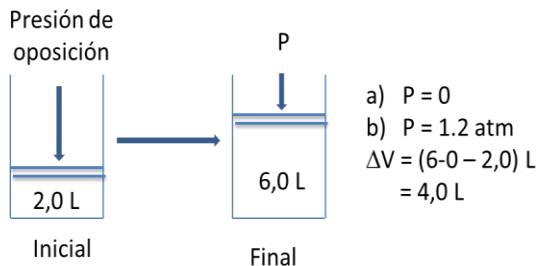
Las propiedades del sistema, como son P, V y T, se les llama funciones de estado. El valor de una función de estado sólo depende del estado del sistema y no de la forma en que el sistema llegó a ese estado. Un cambio de una función de estado describe una diferencia entre los dos estados; es independiente del proceso o trayectoria por la cual ocurre el cambio.

### Problemas Tipo

#### Ejemplo 1

Cierto gas se expande de un volumen de 2,0 L a 6,0 L a temperatura constante. Calcule el trabajo realizado por el gas si se expande en las siguientes condiciones: a) en el vacío; b) contra una presión constante de 1,2 atm.

Estrategia: Para el ejercicio es útil realizar un esquema de la situación:



El trabajo realizado durante una expansión de un gas es igual al producto de la presión externa por el cambio de volumen.

a) Debido a que la presión externa es 0, no se realiza ningún trabajo durante la expansión

$$W = -P \Delta V$$

$$= - (0) \text{ atm} (6,0 - 2,0) \text{ L}$$

$$W = 0$$

b) La presión externa es de 1,2 atm, entonces

$$W = -P \Delta V$$

$$= - (1,2 \text{ atm}) (6,0 - 2,0) \text{ L}$$

$$= - 4,8 \text{ L atm}$$

Para convertir L atm en Joule:

### RECORDAR

- **Sistema abierto:** hay intercambio de materia y energía con el ambiente.
- **Sistema cerrado:** solo hay intercambio de energía con el ambiente.
- **Sistema aislado:** no intercambia ni materia ni energía con el ambiente.
- **Proceso Isotérmico:** es un proceso a temperatura constante.
- **Proceso Isocórico:** es un proceso a volumen constante.
- **Proceso Isobárico:** es un proceso a presión constante.
- **Proceso Adiabático:** es un proceso sin intercambio de calor con el ambiente.

$$W = - 4,8 \text{ L atm} \times 101,3 \text{ J/ L atm}$$

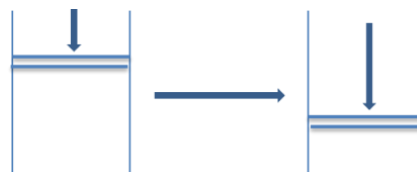
$$W = - 4,9 \times 10^2 \text{ J}$$

Como en este caso se trata de una expansión de gas, el trabajo lo realiza el sistema sobre los alrededores, por lo tanto el trabajo tiene signo negativo, porque es trabajo perdido por el sistema.

Con éste ejercicio vemos que el trabajo no es función de estado. A pesar de ser el mismo, el estado inicial y final, en los casos a y b, el camino recorrido es distinto, por lo tanto los valores de trabajo son diferentes.

#### Ejemplo 2

El trabajo que se realiza cuando se comprime un gas en un cilindro, como el que se muestra en la siguiente figura, es de 850 J. Durante este proceso hay una transferencia de calor de 250 J del gas hacia los alrededores. Calcular el cambio de energía durante el proceso.



La compresión es el trabajo realizado sobre el gas. ¿Cuál sería el signo para ese trabajo? Y si el calor es liberado hacia los alrededores; ¿se trata de un proceso exotérmico o endotérmico? ¿Cuál es el signo de Q?

Para calcular el cambio de energía del gas, necesitamos la ecuación:

$$\Delta E = Q + W$$

$$= -250 \text{ J} + 850 \text{ J}$$

$\Delta E = 600 \text{ J}$  Por lo tanto la energía del sistema aumenta 600 J.

### Termoquímica

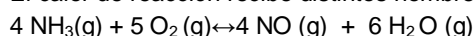
Se ocupa específicamente de estudiar los efectos caloríficos que acompañan a una reacción química. Cuando los reactivos pasan a productos, puede producirse absorción o liberación de calor, pudiendo medirse esa variación de energía, llamada **Calor de Reacción ( $\Delta H$ )**.

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

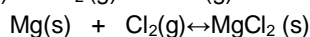
fuertes en los productos que en los reactivos, significa que los productos serán más estables que los reactivos. Esto indica que los productos al ser más estables, tendrán menor energía y ese exceso de energía se desprende al ambiente en forma de calor. Se dice entonces que la reacción es **EXOTERMICA** 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: **(+  $\Delta H$ )**.

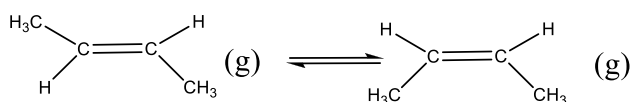
El calor de reacción recibe distintos nombres de acuerdo al tipo de reacción, por ejemplo:



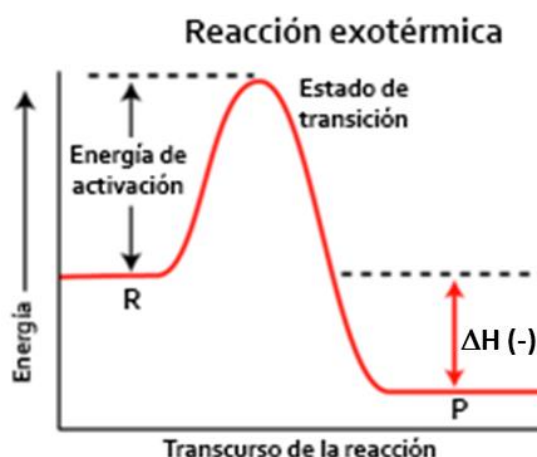
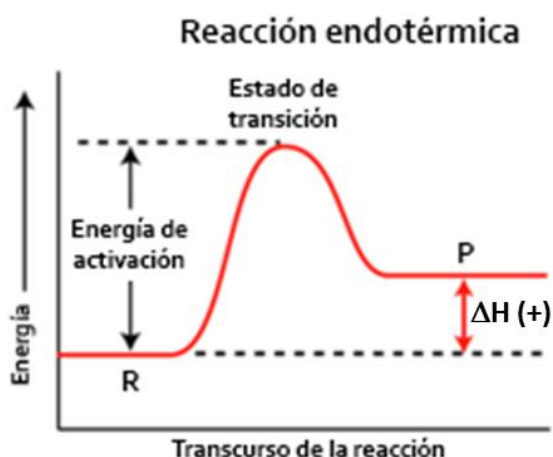
$\Delta H^\circ$  de combustión



$\Delta H^\circ$  de formación



$\Delta H^\circ$  isomerización



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:

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

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

### 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 ya cualquier temperatura*. La temperatura debe quedar claramente especificada.

Por ejemplo:  $\Delta H^\circ_{298 \text{ K}}$  (Estado estándar = 1 atm de Presión).

**El Calor de Reacción ( $\Delta H^\circ_R$ )** se puede calcular de las siguientes maneras:

#### 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 ( $\Delta H^{\circ}_{Tf}$ )

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

Donde  $C_p$  = Capacidad Calorífica a Presión constante.

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

$$\Delta H = \Delta E + \Delta n (g) RT$$

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

### Cálculo del $\Delta H^{\circ}$ 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:

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

## Problemas Tipo

### Ejemplo 1

Una muestra de agua de 466 g se calienta desde 8,50 hasta 74,60 °C. Calcule la cantidad de calor (en kJ) absorbido por el agua. Calor específico del agua: 4,184 J/g °C

Estrategia: conocemos la cantidad de agua y su calor específico. Con esta información y la elevación de la temperatura podemos calcular la cantidad de calor absorbido (Q).

Solución: con la ecuación  $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$  escribimos

$$Q = (466 \text{ g}) (4,184 \text{ J/g } ^{\circ}\text{C}) (74,60 - 8,50) ^{\circ}\text{C}$$

$$Q = 1,29 \times 10^5 \text{ J}$$

Para pasar el resultado en kJ

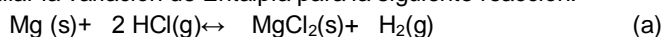
$$Q = 1,29 \times 10^5 \text{ J} \times 1 \text{ kJ}/1000 \text{ J}$$

$$\mathbf{Q = 129 \text{ kJ}}$$

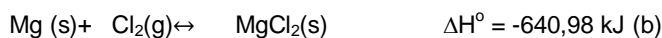
Tener en cuenta: las unidades g y °C se simplifican, y nos queda el resultado en J. Luego, el resultado lo pasamos a las unidades de kJ. Debido a que el agua absorbe calor de los alrededores el signo es positivo.

### Ejemplo 2

Hallar la variación de Entalpía para la siguiente reacción.



A partir de los siguientes datos de entalpías de formación:



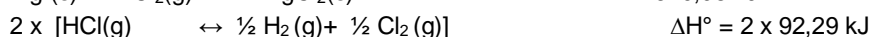
Estrategia: Debemos encontrar  $\Delta H^{\circ}$  para la reacción (a), y contamos con los datos de  $\Delta H^{\circ}$  de las reacciones (b) y (c).

De acuerdo a la ley de Lavoiser- Laplace y ley de Hess podemos calcular  $\Delta H^{\circ}$  de la reacción incógnita a partir de las otras dos.

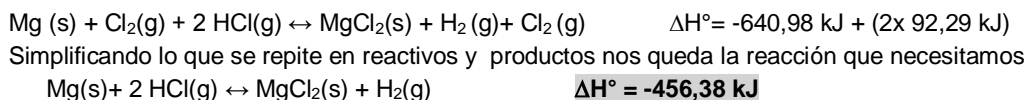
Solución: En la reacción (b) tenemos Mg (s), para la reacción incógnita necesitamos Mg (s) del lado de los reactivos, por lo tanto esa reacción la dejamos tal como está.

En la reacción (c), hay medio mol de  $\text{H}_2(\text{g})$  en los reactivos, pero necesitamos un mol en los productos; por lo tanto esa reacción la invertimos (el signo de  $\Delta H^{\circ}$  cambia) y la multiplicamos por dos, esto afectará el valor de  $\Delta H^{\circ}$  ( $2 \times \Delta H^{\circ}$ ).

Nos queda de la siguiente manera



Sumamos las dos reacciones:



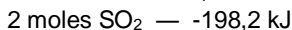
### Ejemplo3

Dada la siguiente reacción:



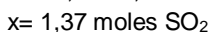
Calcule el calor emitido cuando 87,9 g de SO<sub>2</sub> (masa molar: 64,07 g/mol) se convierten en SO<sub>3</sub>.

**Estrategia:** la ecuación termoquímica muestra que por cada 2 moles de SO<sub>2</sub> que reaccionan, se desprenden 198,2 kJ de calor (observe el signo negativo). Por lo tanto, podemos decir:

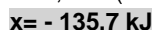
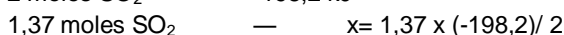
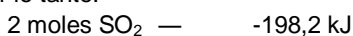


¿Cuántos moles hay en 87,9 g de SO<sub>2</sub>? ¿Cuál es el factor de conversión entre gramos y moles?

**Solución:** primero, debemos calcular a cuántos moles equivalen 87,9 g de SO<sub>2</sub>:



Por lo tanto:



Entonces el calor liberado con 87,9 g de SO<sub>2</sub> es de 135,7 kJ.

### Ejercitación

1. Dos gases ideales se colocan en dos recipientes de igual volumen a la misma temperatura y presión. Uno tiene un volumen fijo, pero el otro es un cilindro con un pistón móvil. Al comienzo, las presiones del gas son iguales a la presión atmosférica. Luego, los gases se calientan. ¿Cuáles son los signos de Q y W para cada caso?

2. 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/K g. Calor específico de aluminio: 0,9079 J/K g.

**Rta: a) Q = 3,50 kJ b) Cu**

3. ¿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<sub>H2O</sub>: 17,99 cal/ K mol.

**Rta: 1744,13 cal**

4. 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 = 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.

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

**Rta: Q<sub>v</sub> = 25,104 kJ; W = 0; ΔE = 25,104 kJ; ΔH = 35,136 kJ**

5. 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 = 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.

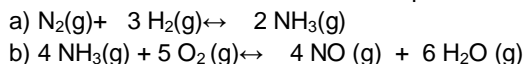
$$C_v = 20,92 \text{ J/K mol} \text{ y } C_p = 29,28 \text{ J/K mol}$$

**Rta: Q<sub>p</sub> = -35,136 kJ; W = 10,032 kJ; ΔE = -25,104 kJ; ΔH = -35,136 kJ**

6. 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.

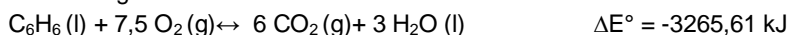
**Rta: ΔE = 334 J**

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



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

8. Dada la siguiente reacción:



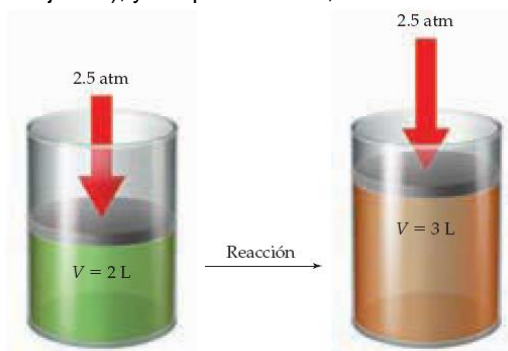
Calcular cuál es el valor de  $\Delta H^\circ$ , (calor de reacción estándar), si  $T = 298 \text{ K}$ .

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

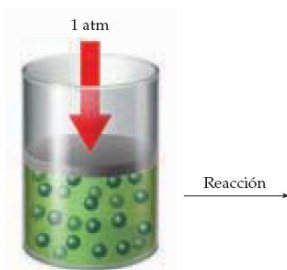
## Ejercicios Conceptuales

### Calor, trabajo y energía

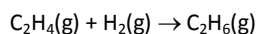
- ¿Cuál es la diferencia entre calor y temperatura? ¿Entre trabajo y energía? ¿Entre energía cinética y energía potencial?
- ¿Qué es la energía interna?
- ¿Cuál tiene más energía cinética, un automóvil de 1400 kg que se desplaza a 115 km/h, o un camión de 12000 kg que se desplaza a 38 km/h?
- ¿Cuánto trabajo se realiza (en kilojoules), y en qué dirección, como resultado de la siguiente reacción?



- Vuelva a dibujar el siguiente diagrama para que represente la situación en que el sistema a) ganó trabajo y b) perdió trabajo.



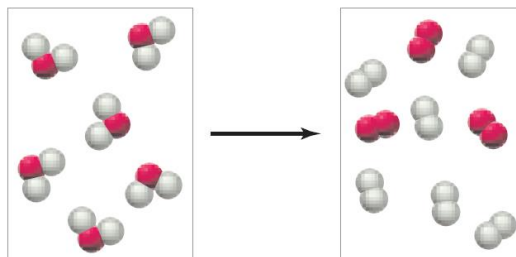
- Calcule el trabajo realizado (en joules) por una reacción química si el volumen se incrementara de 3,2 L a 3,4 L, contra una presión externa constante de 3,6 atm. ¿Cuál es el signo del cambio de energía?
- La adición de  $\text{H}_2$  a enlaces dobles  $\text{C}=\text{C}$  es una reacción importante usada en la preparación de margarina a partir de aceites vegetales. Si reaccionan 50,0 mL de  $\text{H}_2$  y 50,0 mL de etileno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) a 1,5 atm, el producto etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) tiene un volumen de 50,0 mL. Calcule el trabajo  $PV$  realizado e indique la dirección del flujo de energía.



### Energía y entalpía

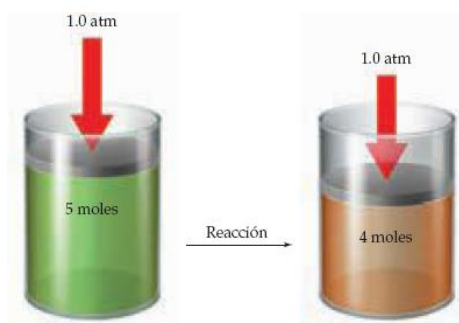
- ¿Cuál es la diferencia entre el cambio en la energía interna,  $\Delta E$ , y el cambio en la entalpía,  $\Delta H$ ? ¿Cuál de los dos se mide a presión constante y cuál a volumen constante?
- ¿Cuál es el signo de  $\Delta H$  para una reacción exotérmica? ¿Y para una reacción endotérmica?
- ¿En qué circunstancias son  $\Delta E$  y  $\Delta H$  esencialmente iguales?
- ¿Cuál de los siguientes tiene la mayor entalpía y cuál la menor a una temperatura dada:  $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  o  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ? Explique su respuesta.
- La siguiente reacción es exotérmica





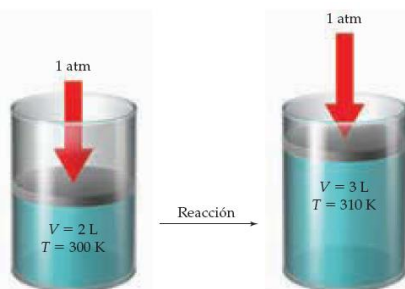
- Escriba la ecuación balanceada para la reacción (las esferas rojas representan a los átomos *A* y las esferas de color marfil, a los átomos *B*).
- ¿Cuáles son los signos (+ o -) de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  para la reacción?

13- La siguiente reacción tiene  $\Delta E = -186 \text{ kJ/mol}$ .



- ¿El signo de  $P\Delta V$  es positivo o negativo? Explique su respuesta.
- ¿Cuáles son el signo y la magnitud aproximada de  $\Delta H$ ? Dé una explicación.

14- Imagine una reacción que da como resultado un cambio tanto en el volumen como en la temperatura.



- ¿Se realizó algún trabajo? Si así fuera, ¿su signo es positivo o negativo?
  - ¿Hubo un cambio en la entalpía? Si así fuera, ¿cuál es el signo de  $\Delta H$ ? ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?
- 15- Se lleva a cabo una reacción en un cilindro cubierto por un pistón movable, como se ilustra a continuación. El volumen inicial es de  $V = 5,00 \text{ L}$ ; además, el aparato se mantiene a temperatura y presión constantes. Si se supone que  $\Delta H = -35,0 \text{ kJ}$  y  $\Delta E = -34,8 \text{ kJ}$ , vuelva a dibujar el pistón para mostrar su posición después de la reacción. ¿ $V$  se incrementa, disminuye o permanece igual?



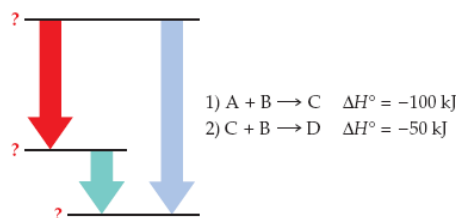
### Calorimetría y capacidad calorífica

- 16- ¿Cuál es la diferencia entre capacidad calorífica y calor específico?

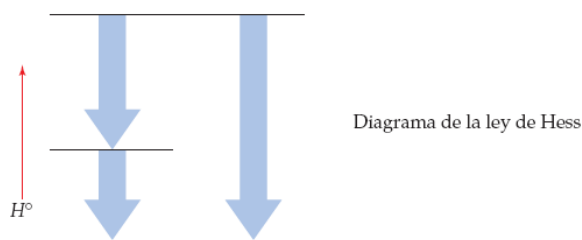
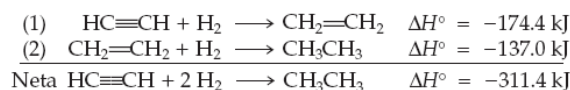
- 17- ¿Una medición efectuada en una bomba calorimétrica da un valor de  $\Delta H$  o de  $\Delta E$ ?  
Explique su respuesta.

**La ley de Hess y los calores de formación**

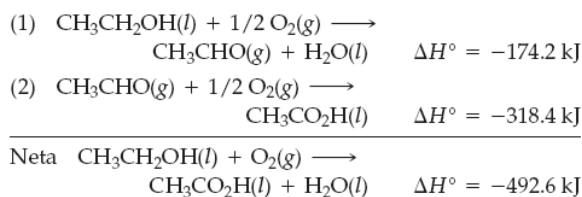
- 18- ¿Cómo se define el estado estándar de un elemento?  
19- ¿Qué es el calor estándar de formación de un compuesto?  
20- ¿Qué es la ley de Hess y por qué “funciona”?  
21- ¿Por qué los elementos siempre tienen  $\Delta H_f^\circ = 0$ ?  
22- La reacción de A con B, para dar D, ocurre en dos etapas y se representa por el siguiente diagrama de la ley de Hess.



- a. ¿Cuál es la ecuación y  $\Delta H^\circ$  para la reacción neta?  
b. ¿Cuál flecha del diagrama corresponde a cuál etapa y cuál corresponde a la reacción neta?  
c. El diagrama muestra tres niveles de energía. ¿Las energías de cuáles sustancias están representadas por cada uno?
- 23- El acetileno,  $C_2H_2$ , reacciona con el  $H_2$  en dos etapas para producir etano,  $CH_3CH_3$ :



- a) ¿Cuál flecha del diagrama de la ley de Hess corresponde a qué etapa y cuál corresponde a la reacción neta?  
b) ¿Dónde se localizan los reactivos en el diagrama y dónde los productos?
- 24- Dibuje un diagrama de la ley de Hess similar al del problema anterior para la reacción del alcohol etílico ( $CH_3CH_2OH$ ) con oxígeno para producir ácido acético ( $CH_3CO_2H$ ).



**Práctica de Nivelación**

- ¿Qué estudia la Termodinámica?
- Enuncie la primera ley de la termodinámica
- Establezca con precisión el significado de los siguientes términos: a) energía, b) energía cinética, c) energía potencial, d) joule
- Establezca con precisión el significado de los siguientes términos; a) calor, b) temperatura, c) sistema, d) alrededores, e) estado termodinámico del sistema, f) trabajo
- Indique la diferencia entre procesos exotérmicos y endotérmicos
- ¿Qué es una función de estado? ¿Por qué **W** y **Q** no son funciones de estado?

- 7) a) ¿Cuál es la convención de signos de **Q**, la cantidad de calor que se agrega o se libera de un sistema?  
b) ¿Cuál es la convención de signos de **W**, la cantidad de trabajo realizado por o sobre un sistema?
- 8) ¿Qué es la energía interna, **E**? ¿Qué significa  $\Delta E$  y cómo se representa?
- 9) ¿Qué le sucede al valor de  $\Delta E$  de un sistema durante un proceso en el que a) **Q** < 0 y **W** < 0, b) **Q** = 0 y **W** > 0 y c) **Q** > 0 y **W** < 0?
- 10) ¿Qué es el calor estándar de reacción,  $\Delta H_R^0$ ? ¿de qué formas se puede calcular?
- 11) ¿Qué es el calor estándar de formación,  $\Delta H_f^0$ ?
- 12) Una reacción se caracteriza por  $\Delta H_R^0 = +450 \text{ kJ/mol}$ . ¿La mezcla de reacción absorbe calor de los alrededores o libera calor hacia ellos?
- 13) Enuncie con precisión las siguientes leyes: a) Ley de Lavoiser-Laplace b) Ley de Hess
- 14) En las siguientes reacciones
- (1)  $Al_2O_3(s) \rightarrow 2Al(s) + \frac{3}{2}O_2(g)$  (Endotérmica)
- (2)  $Sn(s) + Cl_2(g) \rightarrow SnCl_2(s)$  (Exotérmica)
- a) ¿Aumenta o disminuye la entalpía?
- b) ¿Es  $H_{\text{reactivos}} > H_{\text{productos}}$  o  $H_{\text{productos}} > H_{\text{reactivos}}$ ?
- c) ¿Es  $\Delta H$  positivo o negativo?
- 15) ¿Cuál es la expresión que relaciona  $\Delta H$  y  $\Delta E$ ?

## 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 (E)

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:

- Una atractiva, de signo negativo (-)
  - Una repulsiva, de signo positivo (+)
- $E_I = -(\text{parte atractiva}) + (\text{parte repulsiva})$

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. Recordar que **n** siempre es mayor que **m**. **Averigüe ¿cuál es la causa?**

#### Clasificación de las interacciones

1.- Aquellas en las que intervienen iones

- ion – ion
- ión - dipolo
- ión - dipolo inducido

2.- Interacción de Van der Waals:

- puente de hidrógeno
- dipolo – dipolo
- dipolo - dipolo inducido
- dipolo inducido - dipolo inducido

Tipo de Interacción	Factores responsables	Dependencia con r
ión – ion	q de cada ion ( $q_1, q_2$ )	$1/r$
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	$\alpha, P_I$	$1/r^6$

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 Hidrógeno

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 éste 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:

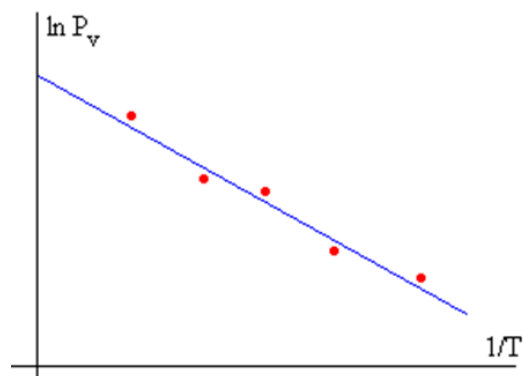
$R$ = constante de los gases

$C$ = constante.

### 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 de London (Dipolo inducido-Dipolo inducido) 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

Se puede observar que la ecuación de Clausius-Clapeyron, corresponde a la ecuación de una recta. Si graficamos  $\ln P$  vs  $1/T$ , obtenemos una recta de cuya pendiente podemos calcular el  $\Delta H_{\text{vap}}$ .



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.

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 hidrogeno, así como a otros por puentes de hidrogeno. 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 hidrogeno. 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.

- El punto triple es aquel en el cual coexisten en equilibrio el estado sólido, el estado líquido y el estado gaseoso de una sustancia.

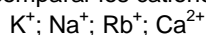
- Solubilidad es una medida de la cantidad de soluto que se disolverá en cierta cantidad de disolvente a una temperatura específica.

## Problemas Tipo

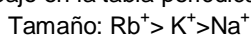
### Ejemplo 1

Ordenar las siguientes compuestos de acuerdo al punto de fusión decreciente: KCl, NaCl, RbCl y CaCl<sub>2</sub>.

Estrategia: primero debemos diferenciar los compuestos, si son iónicos o covalentes. En este ejercicio vemos que todos los compuestos son iónicos. También observamos que todos tienen el anión Cl<sup>-</sup> por lo tanto solo nos queda comparar los cationes:



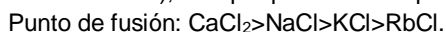
Recordamos que para las interacciones iónicas, analizamos primero la cantidad de cargas, a mayor cantidad de cargas mayor interacción. Por lo tanto la mayor interacción la tendrá Ca<sup>2+</sup>. El resto de los cationes tiene la misma cantidad de carga. ¿Qué debemos hacer? Solución: Vemos el tamaño iónico, a mayor tamaño menor fuerza de interacción, porque es inversamente proporcional al radio iónico. El tamaño aumenta de arriba hacia abajo en la tabla periódica por lo tanto:



En forma general para todas las moléculas estudiadas:



Y cómo sabemos a mayor fuerza intermolecular mayor energía de interacción, mayores propiedades (mayor punto de fusión), excepto presión de vapor.



### Ejemplo 2

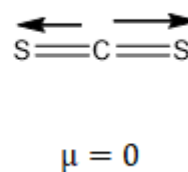
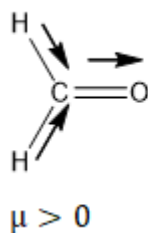
Prediga las solubilidades relativas en los siguientes casos: a) bromo (Br<sub>2</sub>) en benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, μ= 0 D) y en agua (μ=1,87 D); b) KCl en tetracloruro de carbono (CCl<sub>4</sub>, μ= 0 D) y en amoníaco líquido (NH<sub>3</sub>, μ= 1,46 D), c) formaldehído (CH<sub>2</sub>O) en disulfuro de carbono (CS<sub>2</sub>, μ=0) y en agua.

Estrategia: Para predecir la solubilidad, recuerde: “lo semejante disuelve a lo semejante”. Un soluto no polar se disolverá en un disolvente no polar; los compuestos iónicos, generalmente se disolverán en disolventes polares debido a la interacción favorable ion-dipolo; los solutos que pueden formar puentes hidrógeno con el disolvente tendrán una solubilidad alta en él.

Solución: a) El Br<sub>2</sub> es una molécula no polar y por tanto debe ser más soluble en C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> (que es también no polar), que en agua. Las únicas fuerzas intermoleculares Br<sub>2</sub> y C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> son fuerzas de dispersión.

b) KCl es un compuesto iónico. Para disolverlo, los iones individuales K<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> deben estabilizarse mediante interacciones ion-dipolo. Debido a que el CCl<sub>4</sub> no tiene momento dipolar, el KCl debe ser más soluble en NH<sub>3</sub> líquido, una molécula polar con un momento dipolar grande.

c) Debido a que el CH<sub>2</sub>O es una molécula polar y el CS<sub>2</sub> (una molécula lineal) es no polar:



Las fuerzas entre las moléculas de  $\text{CH}_2\text{O}$  y  $\text{CS}_2$  son dipolo-dipolo inducido y de dispersión (también llamadas fuerzas de London). Por otro lado, el  $\text{CH}_2\text{O}$  puede formar puentes de hidrógeno con el agua, de manera de ser más soluble en este disolvente.

### Ejemplo 3

El éter dietílico es un líquido orgánico volátil y muy inflamable que se utiliza como disolvente. La presión de vapor del éter dietílico es de 401 mmHg a  $18^\circ\text{C}$ . Calcule su presión de vapor a  $32^\circ\text{C}$ .

**Estrategia:** Aquí tenemos la presión de vapor del éter dietílico a una temperatura y se pide la presión a otra temperatura, por lo tanto debemos utilizar la ecuación:

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

**Solución:** Si buscamos en tablas el  $\Delta H_{\text{vap}} = 26,0 \text{ kJ/mol}$ . Anotamos los datos:

$$P_1 = 401 \text{ mmHg} \quad P_2 = ? \quad \Delta H_{\text{vap}} = 26,0 \text{ kJ/mol}$$

$$T_1 = 18^\circ\text{C} = 291 \text{ K} \quad T_2 = 32^\circ\text{C} = 305 \text{ K}$$

Colocando los datos en la ecuación:

$$\ln \frac{401}{P_2} = \frac{26000 \text{ J/mol}}{8,314 \text{ J/K mol}} \left[ \frac{1}{305 \text{ K}} - \frac{1}{291 \text{ K}} \right]$$

$$\ln \frac{401}{P_2} = -0,493$$

Si aplicamos el antilogaritmo en ambos lados, obtenemos:

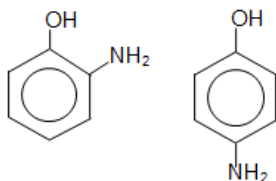
$$\frac{401}{P_2} = e^{-0,493} = 0,611$$

$$P_2 = 656 \text{ mmHg}$$

**Verificación:** se espera que la presión de vapor aumente con la temperatura, por lo que la respuesta es razonable.

### Ejercitación

- ¿Cuál de las siguientes moléculas es probable que forme interacción puente de hidrógeno?:  
a)  $\text{HF}$ ; b)  $\text{CH}_4$ ; c)  $\text{H}_3\text{Sb}$ ; d)  $\text{CH}_3\text{OH}$ .
- Dadas las siguientes grupos de moléculas señalar cuál de ellas se disuelve más fácilmente en agua y especificar la causa:  
a)  $\text{H}_2$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{O}_2$   
b)  $\text{CH}_4$ ;  $\text{CH}_3\text{CH}_3$
- ¿Qué tipo de interacción predominante presenta cada uno de estos isómeros estructurales? ¿Cuál presentará mayores valores en sus propiedades intensivas?  
orto-aminofenol      para-aminofenol



- El Iodo ( $\text{I}_2$ ), ¿es más soluble en agua o en disulfuro de carbono ( $\text{CS}_2$ )?
- Para los siguientes hidrocarburos normales, determinar qué tipo de interacción será predominante. Teniendo en cuenta sus puntos de ebullición y calores normales de vaporización ( $\Delta H_{\text{vap}}^0$  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,  $\text{C}_6\text{H}_6$ , 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.

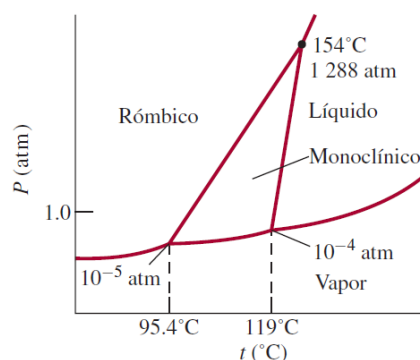
**Rta: 331,2 mm Hg**

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.

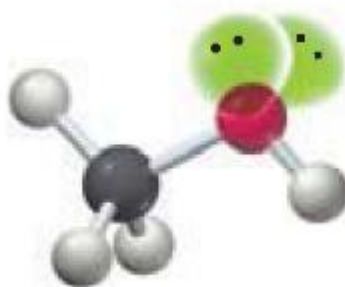
- ¿Cuántos puntos triples hay?
- La monoclinica y la rómbica son dos formas alotrópicas del azufre. ¿Cuáles más estable en condiciones atmosféricas?
- Describa que sucede cuando el azufre a 1 atm se calienta de 80°C a 200°C.



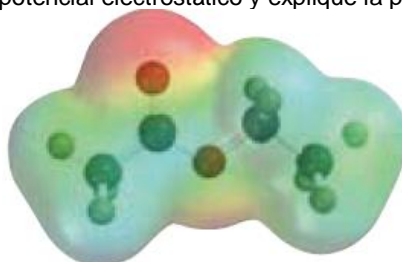
### Ejercicios Conceptuales

#### Energías de Interacción

- 1- El momento dipolar del metanol es  $\mu = 1,70$  D. Utilice flechas para indicar la dirección en la que se desplazan los electrones.

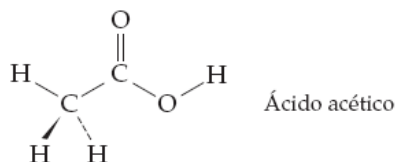


- 2- El acetato de etilo,  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$  se usa comúnmente como disolvente y quitaesmalte para uñas. Observe el siguiente mapa de potencial electrostático y explique la polaridad observada.

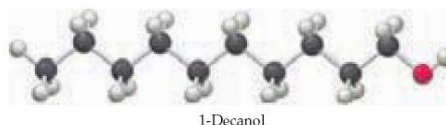
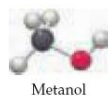


- 3- El ácido acético, principal constituyente no acuoso del vinagre, existe como dímero en la fase líquida, con dos moléculas de ácido acético unidas por dos puentes de hidrógeno. Dibuje la estructura que se esperaría que tuviera este dímero.

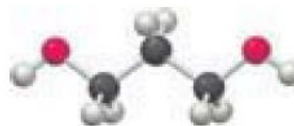
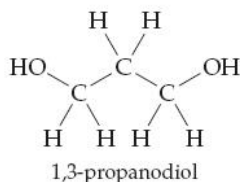




- 4- ¿Por qué no todas las moléculas con enlaces covalentes polares tienen momentos dipolares?
- 5- ¿Cuál es la diferencia entre las fuerzas de dispersión de London y las dipolo-dipolo?
- 6- El metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ;  $p_{\text{eb}} = 65\text{ }^\circ\text{C}$ ) hierve cerca de  $230\text{ }^\circ\text{C}$  más que el metano ( $\text{CH}_4$ ;  $p_{\text{eb}} = -164\text{ }^\circ\text{C}$ ), pero el 1-decanol ( $\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{OH}$ ;  $p_{\text{eb}} = 229\text{ }^\circ\text{C}$ ) hierve a sólo  $55\text{ }^\circ\text{C}$  más que el decano ( $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ ;  $p_{\text{eb}} = 174\text{ }^\circ\text{C}$ ). Explique su respuesta.



- 7- ¿Por qué el momento dipolar del  $\text{SO}_2$  es igual a 1,63 D, pero el del  $\text{CO}_2$  es igual a cero?
- 8- Dibuje estructuras tridimensionales del  $\text{PCl}_3$  y el  $\text{PCl}_5$ , luego explique por qué una de las moléculas tiene un momento dipolar y la otra no.
- 9- Haga un dibujo que muestre cómo se forman los puentes de hidrógeno entre dos moléculas de amoníaco.
- 10- El 1,3-propanodiol forma puentes de hidrógeno intramoleculares e intermoleculares. Dibuje una estructura del 1,3-propanodiol que muestre un puente de hidrógeno intramolecular.



### Propiedades de los Líquidos

- 11- ¿Por qué el  $\Delta H_{\text{vap}}$  por lo general es más elevado que el  $\Delta H_{\text{fusión}}$ ?
- 12- ¿Por qué el calor de sublimación,  $\Delta H_{\text{subl}}$ , es igual a la suma del  $\Delta H_{\text{vap}}$  y el  $\Delta H_{\text{fusión}}$  a la misma temperatura?
- 13- El diclorometano,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , es un disolvente orgánico. La siguiente tabla indica la presión de vapor del diclorometano a varias temperaturas. Llene los datos que faltan en la tabla y úselos para graficar las curvas de  $P_{\text{vap}}$  contra  $T$  y  $\ln P_{\text{vap}}$  contra  $1/T$ .

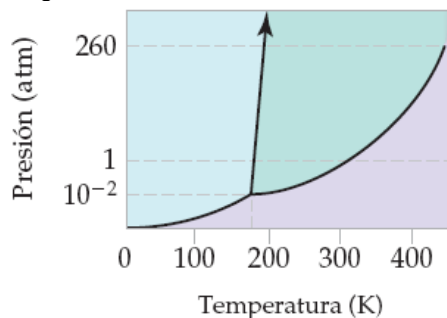
Temp. (K)	$P_{\text{vap}}$ (mm Hg)	$\ln P_{\text{vap}}$	$1/T$
263	80.1	?	?
273	133.6	?	?
283	213.3	?	?
293	329.6	?	?
303	495.4	?	?
313	724.4	?	?

- 14- La siguiente tabla indica la presión de vapor del mercurio a distintas temperaturas. Llene lo que falta y use los datos para hacer las gráficas de las curvas de  $P_{\text{vap}}$  contra  $T$  y  $\ln P_{\text{vap}}$  contra  $1/T$ .

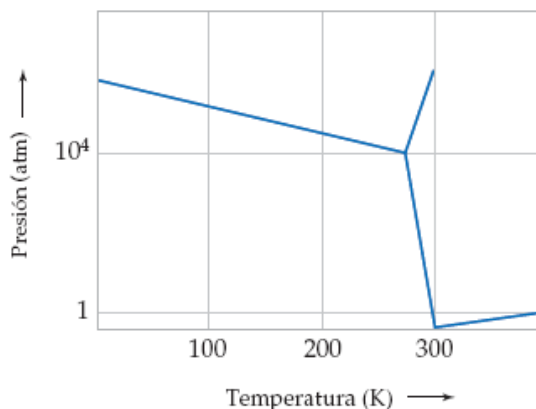
Temp. (K)	$P_{\text{vap}}$ (mm Hg)	$\ln(P_{\text{vap}})$	$1/T$
500	39.3	?	?
520	68.5	?	?
540	114.4	?	?
560	191.6	?	?
580	286.4	?	?
600	432.3	?	?

### Diagrama de fases

15- A continuación se presenta el diagrama de fases de una sustancia.



- ¿Cuáles son los puntos de ebullición y fusión normales aproximados de la sustancia?
  - ¿Cuál es el estado físico de la sustancia en las siguientes condiciones?
    - $T = 150 \text{ K}$ ,  $P = 0,5 \text{ atm}$
    - $T = 325 \text{ K}$ ,  $P = 0,9 \text{ atm}$
    - $T = 450 \text{ K}$ ,  $P = 265 \text{ atm}$
- 16- El galio metálico tiene el siguiente diagrama de fases (el eje de la presión no está a escala). En la región que se muestra, el galio tiene dos fases sólidas distintas.
- ¿En qué parte del diagrama están las regiones correspondientes a sólido, líquido y vapor?
  - ¿Cuántos puntos triples tiene el galio? En el diagrama encierre cada uno en un círculo.
  - A una presión de 1 atm, ¿cuál fase es más densa, la sólida o la líquida? Explique su respuesta.



- 17- El mercurio tiene un  $p_f = -38,9 \text{ }^\circ\text{C}$  y un  $p_{eb} = 356,6 \text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cuáles son, si los hay, los cambios de fase que tienen lugar a 1 atm de presión en las siguientes condiciones?
- La temperatura de una muestra sube de  $-30 \text{ }^\circ\text{C}$  a  $365 \text{ }^\circ\text{C}$ .
  - La temperatura de una muestra baja de  $291 \text{ K}$  a  $238 \text{ K}$ .
  - La temperatura de una muestra disminuye de  $638 \text{ K}$  a  $231 \text{ K}$ .
- 18- El yodo tiene  $p_f = 113,5 \text{ }^\circ\text{C}$  y  $p_{eb} = 184,4 \text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cuáles son, si los hay, los cambios de fase que ocurren a 1 atm de presión en las siguientes condiciones?
- La temperatura de una muestra sólida se mantiene en  $113,5 \text{ }^\circ\text{C}$  mientras se calienta.
  - La temperatura de una muestra baja de  $452 \text{ K}$  a  $389 \text{ K}$ .
- 19- Se coloca agua a temperatura ambiente en un matraz conectado mediante una manguera a una bomba de vacío y ésta se enciende. Después de varios minutos, el volumen del agua ha disminuido y la que permanece se ha convertido en hielo. Explique lo que sucedió.
- 20- Se coloca éter a temperatura ambiente en un matraz conectado a una bomba de vacío, se enciende la bomba y el éter comienza a hervir. Explique lo que sucede.

- 21- Suponga que tiene muestras de los tres siguientes gases a 25 °C. ¿Cuál de los tres se licua cuando se aplica presión y cuál no? Explique su respuesta.
- Amoníaco:  $T_c = 132,5\text{ °C}$   $P_c = 112,5\text{ atm}$
  - Metano:  $T_c = -82,1\text{ °C}$   $P_c = 45,8\text{ atm}$
  - Dióxido de Azufre:  $T_c = 157,8\text{ °C}$   $P_c = 77,7\text{ atm}$

### Práctica de Nivelación

- ¿Qué son las *Fuerzas Intermoleculares*? ¿En qué se diferencian de las *Fuerzas Intramoleculares*?
- ¿Cuáles son las *Propiedades Macroscópicas* de la materia que son determinadas por la intensidad de las fuerzas intermoleculares?
- ¿Cuál es la propiedad macroscópica cuya magnitud disminuye con el aumento de las fuerzas de interacción entre las moléculas?
- ¿Qué características tienen las interacciones ion-ion y que factores determinan esta interacción?
- ¿Cómo se clasifican las interacciones en las que intervienen iones y de que factores dependen?
- ¿Qué son las fuerzas de *Van der Waals*? ¿Qué características tienen y como se clasifican?
- Definir con precisión los siguientes términos: *Electronegatividad*, *Momento Dipolar* y *Polarizabilidad*
- ¿Qué son las fuerzas de *Dispersión de London*? ¿Qué clase de moléculas tienden a ser muy polarizables? ¿Qué tipo de interacción existe entre estas moléculas? ¿Qué relación existe entre la polarizabilidad y las fuerzas intermoleculares?
- ¿Qué tipo de interacción existe entre moléculas polares? ¿De qué depende esta interacción?
- Explique la diferencia entre *momento dipolar temporal* y *momento dipolar permanente*
- ¿Qué es el puente de hidrógeno? ¿Cuáles elementos pueden participar en los puentes de hidrógeno? ¿Por qué el hidrógeno es único en este tipo de interacción?
- Proponga un ejemplo para cada tipo de fuerzas intermoleculares
  - Interacción ión-ión
  - Interacción ión-dipolo
  - Interacción ión-dipolo inducido
  - Interacción dipolo-dipolo
  - Interacción dipolo-dipolo inducido
  - Interacción dipolo inducido-dipolo inducido
  - Interacción puente de hidrógeno
- ¿Qué es el *calor molar de vaporización*  $\Delta H_{\text{vap}}$ ?
- Definir con precisión los siguientes términos a) Viscosidad ; b) Tensión superficial ; c) Presión de vapor; d) Punto de ebullición; e) Punto de fusión
- Explique que se representa en un *Diagrama de Fases* (utilice el diagrama de fase del agua como ejemplo ilustrativo)

## 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 aquellas 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:

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

Las propiedades coligativas que estudiaremos son:

- a) disminución de la presión de vapor ( $\Delta P_v$ )
- b) disminución del punto de congelación o descenso crioscópico ( $\Delta T_c$  o  $\Delta T_f$ )
- c) aumento de la temperatura de ebullición o aumento ebulloscópico ( $\Delta T_{eb}$ )
- d) 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  $KNO_3$ , i debe ser 2 (se disocian en un catión y un anión) y, para electrolitos fuertes del tipo  $Na_2SO_4$  y  $CaCl_2$ , i debe ser 3 (se disocian en dos

cationes y un anión; y un catión y dos aniones, respectivamente).

#### 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:

$$\Delta P_v = P_A^\circ X_B$$

Siendo

$\Delta P_v$ : disminución de la presión de vapor

$X_B$ : fracción molar del soluto

$P_A^\circ$ : 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.

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

Tc la temperatura de congelación de la solución

Si el soluto es un electrólito 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 electrólito ( $i = 1$ ) 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.

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 electrólito ( $i = 1$ ) el aumento de la temperatura de ebullición 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 (soluto 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

Donde:

$K_{\pi}$  = constante de presión osmótica

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).

### Problemas Tipo

#### Ejemplo 1

Cálculo del peso molecular de un soluto a partir de una propiedad coligativa.

Una muestra de 1,20 gramos de un compuesto no electrolítico desconocido se disuelve en 50,0 gramos de benceno. La disolución se congela a 4,92 °C. Calcule la masa molar del compuesto.

**Estrategia:** Para calcular el peso molecular de un compuesto desconocido, debemos hallar el número de moles representados por 1,20 gramos del compuesto desconocido. Usamos primero los datos de punto de congelación para determinar la molalidad de la disolución. La molalidad relaciona el número de moles de soluto y la masa de disolvente (conocida), de modo que esto nos permite calcular el número de moles del desconocido.

**Solución:** El punto de congelación del benceno puro es de 5,48 °C y  $K_c = 5,12^\circ\text{C}/\text{m}$ . Como fue detallado previamente, la disolución de cualquier soluto en un disolvente induce en este caso una disminución en su punto de congelación (o de fusión). Esta disminución es proporcional a la cantidad de soluto disuelto.

Haciendo uso de la ecuación:

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

vemos que la variación en  $T_c$  viene dada por:

$$\Delta T_c = 5,48^\circ\text{C} - 4,92^\circ\text{C} = 0,56^\circ\text{C}$$

Teniendo el valor de  $\Delta T_c$  podemos calcular la molalidad con la ecuación:

$$\Delta T_c = i K_c m;$$

donde  $i=1$ , debido a que estamos hablando de un soluto no electrolítico.

$$m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{0,56^\circ\text{C}}{5,12^\circ\text{C}/\text{m}} = 0,11 \text{ m}$$

A su vez sabemos que:

$$m = \frac{g_{ST}}{PM_{ST} (Kg_{SV})}$$

donde:

$PM_{ST}$  = Peso molecular del soluto

$g_{ST}$  = masa del soluto

$kg_{SV}$  = kilogramos de solvente

Despejando el peso molecular del soluto a partir de la definición de molalidad, tenemos que:

$$PM_{ST} = \frac{g_{ST}}{m (Kg_{SV})} = \frac{1,20 \text{ g}}{(0,11 \text{ m})(0,05 \text{ Kg}_{SV})}$$

$$\boxed{PM_{ST} = 218 \text{ g/mol}}$$

### Ejemplo 2

Cálculo de la reducción en la presión de vapor causada por la adición de un soluto.

Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100 g de sacarosa (Peso Molecular = 342 g/mol) a 1000 g de agua. La presión de vapor de agua pura a 25°C es 23,69 mmHg.

**Solución:**

**Paso 1:** Ordenar los datos.

Soluto	→	Sacarosa:	Masa = 100 g	Peso Molecular = 342 g/mol
Solvente	→	Agua:	$P_A^0 = 23,69 \text{ mmHg}$	Peso Molecular = 18 g/mol
			Masa = 1000 g	

Solución → No hay datos.

**Paso 2:** Pregunta concreta ⇒ Determinar la disminución de la presión de vapor ( $\Delta P_v$ ) al adicionar 100 g de sacarosa a 1000 g de agua.

**Paso 3:** Aplicamos la Ley de Raoult:  $\Delta P_v = P_A^0 X_B$

**Paso 4:** Necesitamos conocer la fracción molar de soluto ( $X_B$ ), como conocemos las masas y los pesos moleculares de cada componente, podemos determinar el número de moles de soluto y solvente.

Sacarosa:	342 g — 1 mol	Agua:	18 g — 1 mol
	100 g — X		1000 g — X
	X = 0,292 moles		X = 55,556 moles

Por lo tanto, la fracción molar es:

$$X_B = \frac{n_{ST}}{n_{ST} + n_{SV}} = \frac{0,292 \text{ moles}}{0,292 \text{ moles} + 55,556 \text{ moles}} = 5,229 \times 10^{-3}$$

**Paso 5:** Cálculo de la disminución de la presión de vapor.

$$\Delta P_v = (23,69 \text{ mmHg}) (5,229 \times 10^{-3}) =$$

$$\Delta P_v = 0,125 \text{ mmHg}$$

Respuesta: La disminución en la presión de vapor que se produce al agregar 100 g de sacarosa a 1000 g de agua es de 0,125 mmHg.

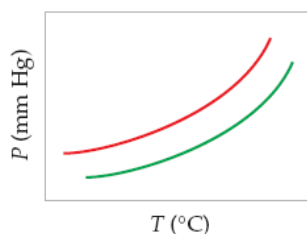
### Ejercitación

1. Se disuelven 10 g de naftaleno en 50 mL de Benceno ( $d = 0,88 \text{ g/mL}$ ) ¿Cuál 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°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 °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°C. b) ¿Cuál es la disminución en la presión de vapor. La presión de vapor del agua pura a 30°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°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**

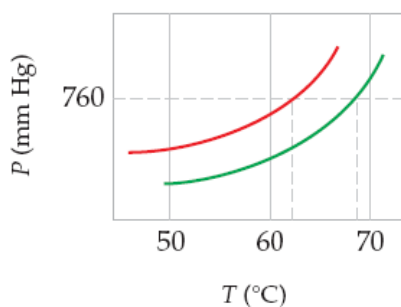
### Ejercicios Conceptuales

- 1- Si se coloca en agua un bloque de 5 g de NaCl, se disuelve con lentitud, pero si se hace lo mismo con 5 g de NaCl en polvo, éste se disuelve con rapidez. Explique lo que sucede.
- 2- Dé un ejemplo de cada uno de los siguientes tipos de disoluciones:
  - a. Gas en un líquido
  - b. Sólido en un sólido
  - c. Líquido en un sólido
- 3- Explique la regla práctica "lo similar disuelve a lo similar", en términos de las fuerzas intermoleculares que ocurren en las disoluciones.
- 4- El  $\text{Br}_2$  es mucho más soluble en tetracloruro de carbono,  $\text{CCl}_4$ , que en agua. Explique la situación.
- 5- ¿Por qué las sustancias iónicas con energías de red más elevadas tienden a ser menos solubles en agua que las sustancias con menores energías de red?
- 6- El alcohol etílico,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ , es miscible con agua a 20 °C, pero el alcohol pentílico,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ , es soluble en agua sólo hasta 2,7 g/100 mL. Explique por qué ocurre esto.
- 7- El alcohol pentílico es miscible con octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , pero el alcohol metílico,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , es insoluble en octano. Explique lo que ocurre.
- 8- ¿Cuál es la diferencia entre una disolución saturada y una sobresaturada?
- 9- ¿Qué factor es responsable de todas las propiedades coligativas?
- 10- ¿Qué es la presión osmótica?
- 11- Cuando se agrega 1 mol de NaCl a 1 L de agua, el punto de ebullición aumenta. Cuando se añade 1 mol de alcohol metílico a 1 L de agua, el punto de ebullición disminuye. Explique estos comportamientos diferentes.
- 12- Dibuje un diagrama de fases que muestre en qué difieren las fronteras entre las fases para un disolvente puro comparado con una disolución.
- 13- ¿Cuál sistema presenta una menor presión de vapor (en mm Hg) de las siguientes disoluciones? (Cada una de ellas contiene un soluto no volátil.) La presión de vapor del agua a 45,0 °C es de 71,93 mm Hg.
  - a. Una disolución de 10,0 g de urea,  $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$  en 150,0 g de agua a 45 °C
  - b. Una disolución de 10,0 g de LiCl en 150,0 g de agua a 45,0 °C, si se supone disociación completa.
- 14- ¿Cuál de las cuatro propiedades coligativas se usa con más frecuencia para determinar la masa molecular? ¿Por qué?

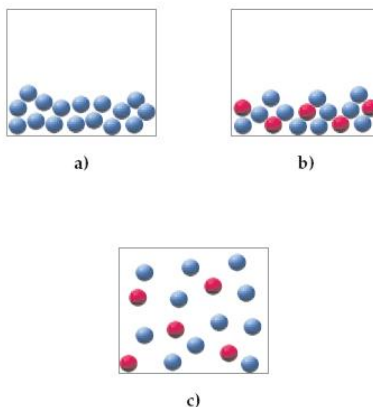
- 15- Si no importara el costo por gramo, ¿cuál de las siguientes sustancias sería la más eficiente por unidad de masa para derretir la nieve en las banquetas y los caminos: glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), LiCl, NaCl,  $CaCl_2$ ? Explique su respuesta.
- 16- Cuando se esparce sal en los caminos cubiertos por la nieve a  $-2\text{ }^\circ\text{C}$ , ésta se derrite. Cuando se hace lo mismo a  $-30\text{ }^\circ\text{C}$  no pasa nada. Explique este fenómeno.
- 17- El siguiente diagrama muestra un acercamiento de la región de la curva de presión de vapor para un disolvente puro y una disolución de soluto no volátil. ¿Cuál curva representa al disolvente puro y cuál a la disolución?



- 18- El siguiente diagrama de fases muestra un acercamiento de las fronteras de transición de fase líquido/vapor para el cloroformo puro y una disolución de un soluto no volátil en éste.

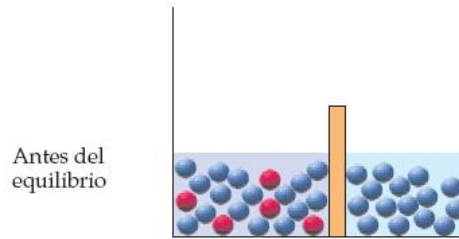


- a. ¿Cuál es el punto de ebullición aproximado del cloroformo puro?
- b. ¿Cuál es la concentración molal aproximada del soluto no volátil? ( $K_b$  del cloroformo,  $3,63\text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$ ).
- 19- Ordene las situaciones representadas por las siguientes ilustraciones en orden creciente de entropía.

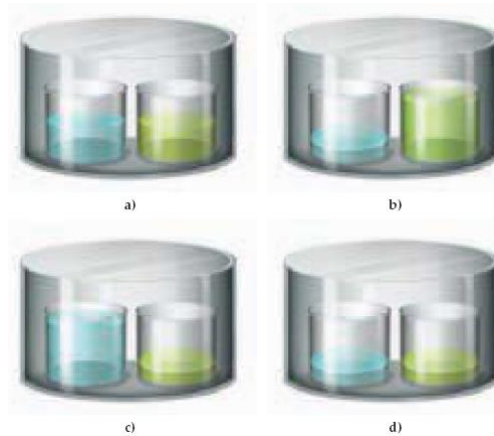


- 20- Suponga que dos líquidos están separados por una membrana semipermeable. Elabore un dibujo que ilustre la situación una vez que se alcanza el equilibrio.

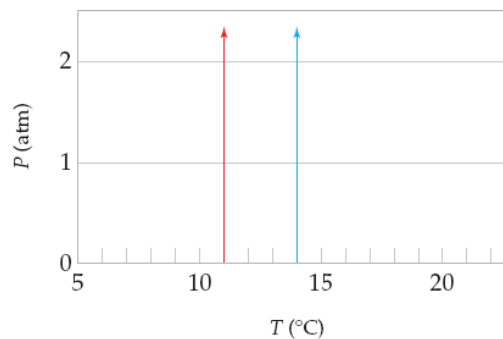




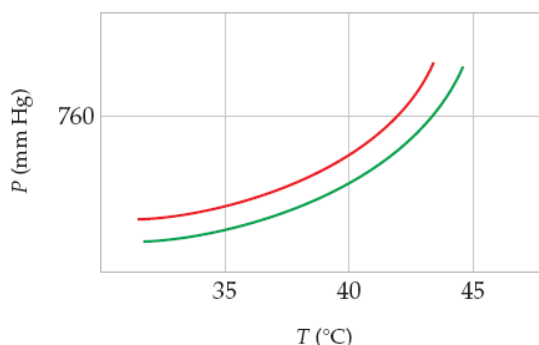
21- Se colocan dos vasos de precipitados en un contenedor cerrado, uno con agua pura (azul) y otro con una disolución de NaCl en agua (verde), como se muestra en la figura a). ¿Cuál de los dibujos b) a d) representa la forma en que se verán los vasos después de que transcurre mucho tiempo?



22- El siguiente diagrama de fases muestra una parte muy pequeña de las fronteras de transición de fase sólido-líquido para dos disoluciones de igual concentración. La sustancia A tiene  $i = 1$  y la B tiene  $i = 3$ .



- ¿Cuál línea, la roja o la azul, representa una disolución de A y cuál una disolución de B?
  - ¿Cuál es el punto de fusión aproximado del disolvente líquido puro?
  - ¿Cuál es la concentración molal aproximada de cada disolución si el disolvente tiene  $K_f = 3,0 \text{ } ^\circ\text{C/m}$ ?
- 23- El siguiente diagrama de fases presenta parte de las fronteras de transición de fase líquido-vapor para dos disoluciones de igual concentración, una contiene un soluto no volátil y la otra un soluto volátil cuya presión de vapor a una temperatura dada es aproximadamente la mitad de la del disolvente puro.



- Cuál curva, la roja o la verde, representa la disolución de un soluto volátil y cuál la de un soluto no volátil?
- Dibuje en el diagrama la posición aproximada de la curva de presión de vapor para el disolvente líquido puro.
- Con base en el dibujo, diga cuál es la concentración molal aproximada del soluto no volátil si el disolvente tiene  $K_b = 20 \text{ }^\circ\text{C/m}$ ?
- De acuerdo con el dibujo, ¿cuál es el punto de ebullición normal aproximado del disolvente puro?

### Práctica de Nivelación

- ¿De qué depende la capacidad de un sólido para disolverse?
- Defina y diferencie entre solución, solvatación e hidratación
- Defina Propiedades Coligativas y mencione cuales son. ¿Cuál es la expresión general de las propiedades coligativas? Describa cada término
- ¿Cuál es la importancia del factor de Van'tHoff (i) ¿Cuál es el valor del factor de Van'tHoff, i, de los siguientes electrolitos fuertes ? a)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; b)  $\text{NaOH}$ ; c)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; d)  $\text{CaSO}_4$ .
- ¿Qué son la ósmosis y la presión osmótica?
- Explique, de manera breve, por qué la presión de vapor de un solvente disminuye cuando un soluto no volátil se disuelve en él
- Agregar 1 mol de  $\text{NaCl}$  a 1 kg de agua la presión de vapor del agua disminuye en mayor o menor medida que al agregar 1 mol de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ). Explique
- ¿Qué son los pares iónicos? ¿Qué efecto tiene la formación de pares iónicos en las propiedades coligativas de una disolución? ¿Cómo se relaciona la facilidad de formación de pares iónicos con:
  - las cargas de los iones
  - el tamaño de los iones
  - la naturaleza del disolvente (polar contra no polar)
  - la concentración
- En cuatro vasos de precipitados hay soluciones acuosas 0,010 m de  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$  y  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , respectivamente. Sin efectuar el cálculo del punto de congelación real de cada solución, ordénelas de modo creciente según su punto de congelación.
- Utilice un diagrama de fases para mostrar la diferencia en los puntos de congelación y ebullición entre una disolución acuosa de urea y el agua pura.



## TEMA N° 4

### 2° y 3° Ley de la Termodinámica

#### 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

La segunda ley de la termodinámica dice que todo cambio espontáneo aumenta la entropía (**S**) del universo. cuando la entropía de un sistema disminuye, aumenta la de sus alrededores. La segunda ley permite predecir el sentido del cambio. Las dos primeras leyes se basan en la observación de propiedades de muestras macroscópicas de materia, por ejemplo, temperatura, presión y volumen. La termodinámica se desarrolló en la segunda mitad del siglo XIX y comienzos del XX y, en esa época, algunos científicos aún no creían en los átomos; por tanto, las dos primeras leyes de la termodinámica no se basan en ningún modelo de naturaleza atómica.

La tercera ley se formuló en su forma moderna entre 1906 y 1912 (después de que se había aceptado la teoría atómica y se había propuesto la teoría cuántica). La tercera ley de la termodinámica dice que la entropía de las sustancias cristalinas perfectas (aquellas que no están desordenadas) es igual a cero a la temperatura del cero absoluto (0 K), aunque es prácticamente imposible alcanzar esta temperatura.

#### Entropía

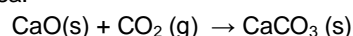
La entropía de un gas ideal a presión constante aumenta al elevarse la temperatura, porque el volumen del gas se incrementa (aumenta el desorden molecular en el sistema). Otro motivo por el que la entropía aumenta conforme la temperatura se eleva, es que la distribución de las velocidades moleculares a temperaturas altas es más amplia que a temperaturas bajas. Además, las moléculas ocupan más niveles energéticos a temperaturas más altas. La entropía de una sustancia es más baja en estado líquido que gaseoso, porque el ordenamiento molecular es mayor. En los sólidos cristalinos las partículas se encuentran fijas dentro de un arreglo ordenado y sólo pueden vibrar en torno a sus posiciones promedios. Como resultado, la entropía de una sustancia sólida es menor que en estado líquido.

#### Entropía en el sistema

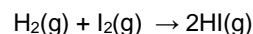
Si en una reacción química se produce el incremento de moles de gas, como ocurre en la siguiente reacción:



se provocará un aumento de la entropía del sistema, pero si la reacción ocasiona disminución en el número de moles de gas, como ocurre en la reacción inversa:



se producirá una disminución de la entropía del sistema. Si durante un cambio físico o químico no se modifica el número de moles, la entropía puede aumentar o disminuir, pero la variación será pequeña. La siguiente reacción:



es un ejemplo de la reacción que tiene lugar sin cambio en el número de moles de gas

#### 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:

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

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

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

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

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

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

#### $\Delta G$ como Criterio de Espontaneidad

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

$\Delta G < 0$  : Reacción espontánea de reactivo a producto

$\Delta G = 0$  Reacción en equilibrio

$\Delta G > 0$  Reacción espontánea de producto a reactivo

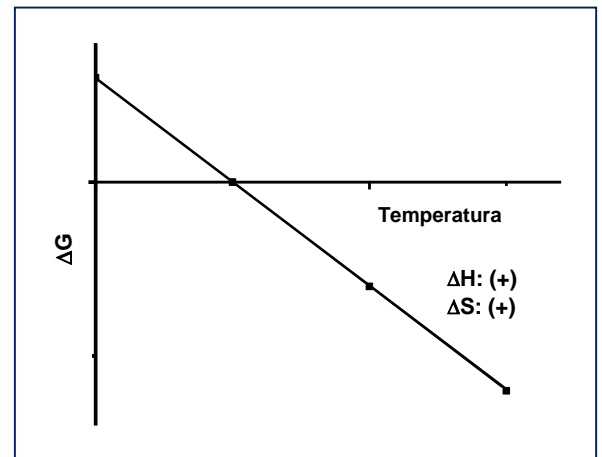
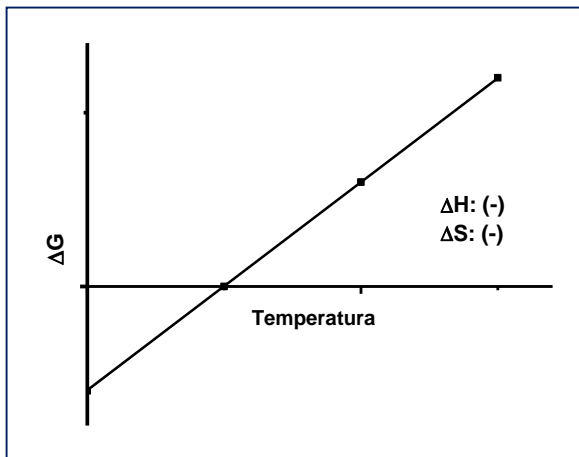
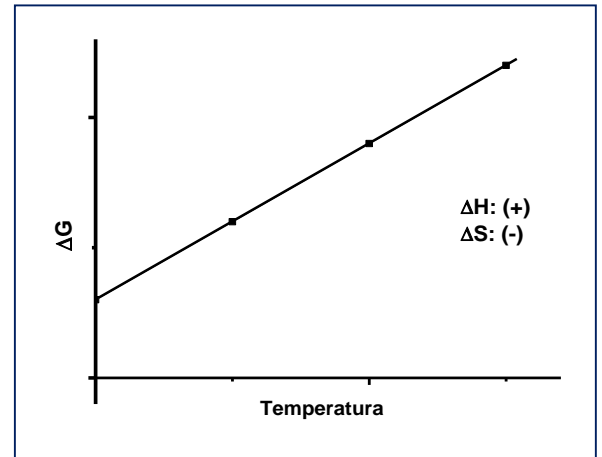
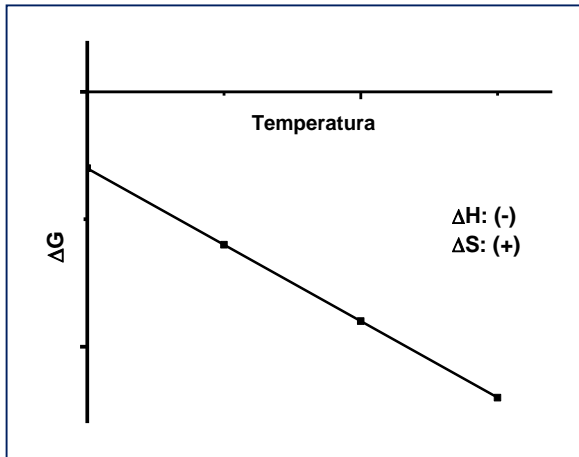
Evidentemente el signo de  $\Delta G^\circ$  va a depender de los signos de  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ . Se pueden presentar uno de los siguientes casos:

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

→ Indica que el sentido de la reacción es de reactivos a productos  
 ← Indica que el sentido de la reacción es de productos a reactivos.

Cada una de las cuatro situaciones puede graficarse considerando  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$  como una función lineal.

**Gráficos:**



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

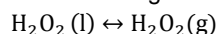
$$\downarrow\downarrow\downarrow$$

$$y = b - ax$$

## Problemas Tipo

### Ejemplo 1

Estimar el punto de ebullición del peróxido de hidrógeno:



Los valores tabulados de  $\Delta H^\circ_f$  y  $S^\circ$ : se consultan en el Anexo de esta guía. Aplicamos las siguientes ecuaciones:

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

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

$$\Delta H^\circ_R = \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})) - \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})) = -32,54 - (-44,88) = 12,34 \text{ kcal.}$$

$$\Delta S^\circ_R = S^\circ(\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})) - S^\circ(\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})) = 55,55 - 24,54 = 31,01 \text{ cal/K} = 0,031 \text{ kcal/K}$$

Sabemos que en el punto de ebullición las fases líquida y gaseosa están en equilibrio, entonces  $\Delta G^\circ = 0$ , por lo tanto:

$$0 = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{12,34 \text{ kcal}}{0,031 \text{ kcal/K}} = \mathbf{398 \text{ K} = 125 \text{ }^\circ\text{C}}$$

### Ejemplo 2

Para la reacción  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$  determine la temperatura a partir de la cual se descompone el  $\text{CaCO}_3$  (la temperatura a la cual la reacción se hace espontánea).

**Estrategia:** El óxido de calcio (CaO), también llamado cal viva, es una sustancia inorgánica con muchas aplicaciones industriales y tecnológicas (producción de calcio metálico, industria del papel, fabricación de acero, etc). Se prepara a partir de la descomposición de la piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ) en un horno a alta temperatura. La reacción es reversible y el CaO se combina fácilmente con el  $\text{CO}_2$  para formar nuevamente  $\text{CaCO}_3$ . La presión del  $\text{CO}_2$  en equilibrio con el  $\text{CaCO}_3$  y el CaO aumenta con la temperatura. En la preparación industrial de la cal viva, el sistema nunca se mantiene en equilibrio; en realidad el  $\text{CO}_2$  se elimina del horno en forma constante para desplazar el equilibrio de izquierda a derecha, lo que favorece la formación de óxido de calcio. Se puede realizar un cálculo confiable de esta temperatura a partir de datos tabulados de  $\Delta H^\circ_f$  y  $S^\circ$  en el Anexo de esta guía (tener en cuenta que los valores de la guía están en kcal/mol y cal/Kmol):

$$\Delta H^\circ = \sum n\Delta H^\circ_{f(\text{prod})} - \sum n\Delta H^\circ_{f(\text{react})} = [\Delta H^\circ_f(\text{CaO}) + \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2)] - [\Delta H^\circ_f(\text{CaCO}_3)]$$

$$= [(-635,6 \text{ kJ/mol}) + (-393,5 \text{ kJ/mol})] - [-1206,9 \text{ kJ/mol}]$$

$$\Delta H^\circ = \mathbf{177,8 \text{ kJ}}$$

$$\Delta S^\circ = \sum nS^\circ_{(\text{prod})} - \sum nS^\circ_{(\text{react})} = [S^\circ_f(\text{CaO}) + S^\circ_f(\text{CO}_2)] - [S^\circ_f(\text{CaCO}_3)]$$

$$= [(39,8 \text{ J/K mol}) + (213,6 \text{ J/K mol})] - [92,9 \text{ J/K mol}]$$

$$= 160,5 \text{ J/K}$$

$$\Delta S^\circ = \mathbf{0,1605 \text{ kJ/K}}$$

A partir de la ecuación  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ :

$$\Delta G^\circ_{298 \text{ K}} = 177,8 \text{ kJ} - (298 \text{ K} \times 0,1605 \text{ kJ/K})$$

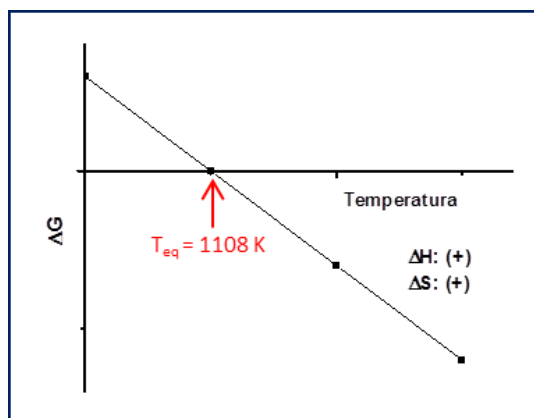
$$\Delta G^\circ_{298 \text{ K}} = \mathbf{130 \text{ kJ}}$$

Debido a que  $\Delta G^\circ$  es una cantidad positiva, concluimos que la reacción no favorece la formación de productos a 298 K (25 °C). Efectivamente la presión de  $\text{CO}_2$  es tan baja a temperatura ambiente que no se puede medir. Para hacer negativo  $\Delta G^\circ$ , primero tenemos que encontrar la temperatura de equilibrio ( $T_{\text{eq}}$ ), es decir, temperatura a la cual  $\Delta G^\circ$  es cero:

$$0 = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$T_{\text{eq}} = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ = 177,8 \text{ kJ} / 0,1605 \text{ kJ/K}$$

$$\mathbf{T_{\text{eq}} = 1108 \text{ K} (835 \text{ }^\circ\text{C})}$$



En el gráfico vemos que a temperaturas mayores de 1108 K,  $\Delta G^\circ$  se vuelve negativo, lo que indica que la reacción ahora favorece la formación de CaO y  $\text{CO}_2$ . Por ejemplo a 1113 K (840 °C):

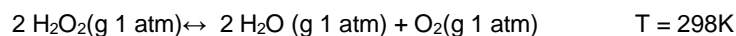
$$\Delta G^\circ_{1113\text{ K}} = 177,8 \text{ kJ} - (1113 \text{ K})(0,1605 \text{ J/K})$$

$$\Delta G^\circ_{1113\text{ K}} = -0,8 \text{ kJ}$$

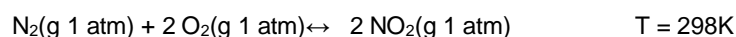
### Ejercitación

1. Dados los siguientes casos:

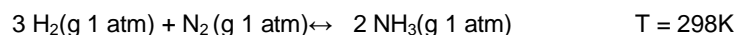
Caso I



Caso II



Caso III



- Para cada caso, calcular  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  a partir de datos tabulados
- Calcular  $\Delta G^\circ$  usando la relación  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$
- Graficar  $\Delta G^\circ$  vs T y predecir la espontaneidad de las reacciones.
- En el caso III determinar la temperatura de equilibrio.

**Rta: Caso I:  $\Delta H^\circ = -50,5 \text{ kcal}$ ;  $\Delta S^\circ = 28,1 \text{ cal/K mol}$ ;  $\Delta G^\circ = -58,87 \text{ kcal}$**

**Caso II:  $\Delta H^\circ = 16,18 \text{ kcal}$ ;  $\Delta S^\circ = -28,83 \text{ cal/K mol}$ ;  $\Delta G^\circ = 17,04 \text{ kcal}$**

**Caso III:  $\Delta H^\circ = -22,08 \text{ kcal}$ ;  $\Delta S^\circ = -47,38 \text{ cal/K mol}$ ;  $\Delta G^\circ = -7,96 \text{ kcal}$ ;  $T_{eq} = 341,5 \text{ K}$**

2. 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

- sólido  $\rightarrow$  líquido
- líquido  $\rightarrow$  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**

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

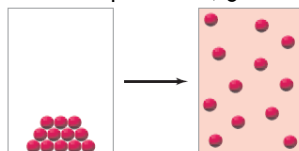
- $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$
- $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ HBr}(\text{g})$

### Ejercicios Conceptuales

- 1- ¿Qué mide la entropía?
- 2- ¿Cuáles son los dos términos que constituyen el cambio de la energía libre para una reacción,  $\Delta G$ , y cuál de los dos es generalmente el más importante?
- 3- Ejemplo Resuelto De Concepto Clave

Pronóstico De Los Signos De  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  y  $\Delta G$  Para Una Reacción

Para la siguiente transformación que no es espontánea, ¿cuáles son los signos de  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  y  $\Delta G$ ?



#### ESTRATEGIA

En primer lugar, hay que determinar qué clase de proceso está representado en el dibujo.

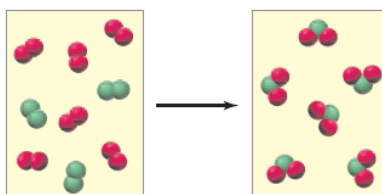
Después, hay que determinar si ese proceso incrementa o disminuye la entropía del sistema, así como si es exotérmico o endotérmico.

#### SOLUCIÓN

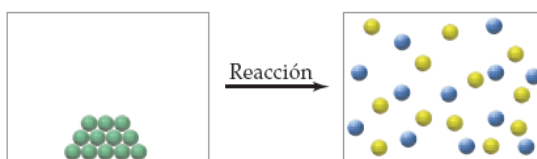
El dibujo muestra partículas ordenadas en un sólido que se sublima para dar un gas. La formación de un gas a partir de un sólido incrementa la aleatoriedad molecular, por lo que  $\Delta S$  es positivo. Además, como se dijo que el proceso no es espontáneo,  $\Delta G$  también es positivo.

Puesto que el proceso es favorecido por  $\Delta S$  (positivo), pero no es espontáneo,  $\Delta H$  debe ser desfavorable (positivo). Lo anterior tiene sentido porque la conversión de un sólido en líquido o gas requiere energía y siempre es endotérmica.

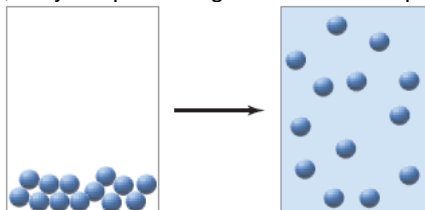
- 4- La siguiente reacción es exotérmica:



- a. Escriba una ecuación balanceada para la reacción.
  - b. ¿Cuáles son los signos de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  para la reacción?
  - c. ¿Es probable que la reacción sea espontánea sólo a temperaturas bajas, sólo a altas, o a todas las temperaturas? Explique su respuesta.
- 5- El siguiente dibujo ilustra una reacción del tipo  $A \rightarrow B + C$  donde las esferas de distinto color representan diferentes estructuras moleculares. Suponga que la reacción tiene  $\Delta H^\circ = +55 \text{ kJ}$ . ¿Es probable que la reacción sea espontánea en todas las temperaturas, no espontánea a cualquier temperatura o espontánea a algunas y no espontánea a otras? Explique su respuesta.

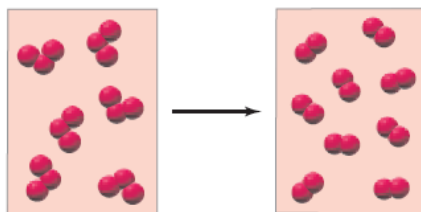


- 6- ¿Cuáles son los signos de  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  y  $\Delta G$  para el siguiente cambio espontáneo? Justifique su respuesta.



- 7- La siguiente reacción de moléculas  $A_3$  es espontánea:



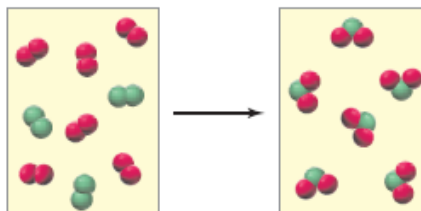


- Escriba una ecuación balanceada para la reacción.
- ¿Cuáles son los signos de  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  y  $\Delta G$  para la reacción? Explique su respuesta.

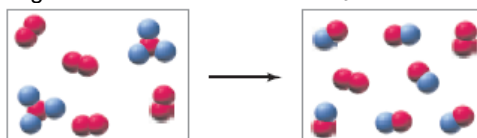
- 8- ¿Qué es lo más probable para la reacción representada en la siguiente ilustración, que tenga un valor de  $\Delta S^\circ$  positivo o uno negativo? Explique su respuesta.



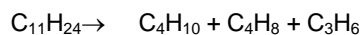
- 9- La siguiente reacción es exotérmica:



- Escriba una ecuación balanceada para la reacción.
  - ¿Cuáles son los signos de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  para la reacción?
  - ¿Es probable que la reacción sea espontánea sólo a temperaturas bajas, sólo a altas, o a todas las temperaturas? Explique su respuesta.
- 10- ¿Cómo es posible que una reacción sea espontánea y endotérmica?
- 11- ¿Es posible que una reacción no sea espontánea, pero sí exotérmica? Explique su respuesta.
- 12- Considere la reacción en fase gaseosa de moléculas de  $AB_3$  con moléculas de  $A_2$ :

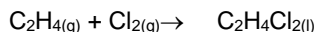


- Escriba una ecuación balanceada para la reacción.
  - ¿Cuál es el signo del cambio de entropía para la reacción?
- 13- Diga si es probable que los cambios en la entropía para los siguientes procesos sean positivos o negativos:
- El burbujeo de una lata recién abierta de bebida refrescante
  - El crecimiento de una planta a partir de una semilla
- 14- Diga si es probable que los cambios en la entalpía y  $\Delta S$ , para los siguientes procesos sean positivos o negativos:
- La conversión de agua líquida en vapor de agua a  $100^\circ\text{C}$
  - El congelamiento de agua líquida a hielo a  $0^\circ\text{C}$
  - La erosión de una montaña por la acción de un glaciar
- 15- Diga si es probable que los cambios de energía libre,  $\Delta G$ , para los procesos mencionados en el problema anterior sean positivos, negativos o cero.
- 16- Cuando se abre una botella de perfume, las moléculas responsables del aroma se mezclan con el aire y se difunden con lentitud por toda la habitación. El  $\Delta G$  para el proceso de difusión ¿es positivo, negativo o cero? ¿Y el  $\Delta H$  y  $\Delta S$  para la difusión?
- 17- Una de las etapas en la transformación del petróleo en gasolina implica el rompimiento térmico de moléculas grandes de hidrocarburos en otras más pequeñas. Por ejemplo, puede ocurrir la siguiente reacción:



¿Es probable que el  $\Delta S$  para esta reacción sea positivo o negativo? Explique su respuesta.

- 18- La producción comercial de 1,2-dicloroetano, un disolvente usado en el lavado en seco, implica la reacción del etileno con el cloro:



- 19- Diga si las reacciones con los siguientes valores de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  son espontáneas o no espontáneas, y si son exotérmicas o endotérmicas:

a)  $\Delta H = -48 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = +135 \text{ J/K}$  a 400 K

b)  $\Delta H = -48 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = -135 \text{ J/K}$  a 400 K

c)  $\Delta H = +48 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = +135 \text{ J/K}$  a 400 K

d)  $\Delta H = +48 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = -135 \text{ J/K}$  a 400 K

¿Cuáles de las reacciones **a)** a **d)** son espontáneas a cualquier temperatura? ¿Cuáles son no espontáneas en todas las temperaturas? ¿Cuáles tienen una temperatura de equilibrio?

- 20- Diga si las reacciones con los siguientes valores de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  son espontáneas o no espontáneas, y si son exotérmicas o endotérmicas:

a)  $\Delta H = -128 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = 35 \text{ J/K}$  a 500 K

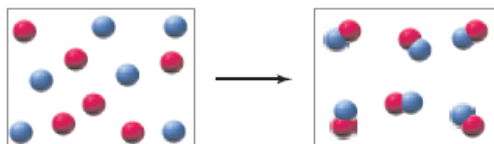
b)  $\Delta H = +67 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = -140 \text{ J/K}$  a 250 K

c)  $\Delta H = +75 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = 95 \text{ J/K}$  a 800 K

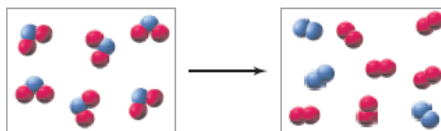
- 21- Suponga que una reacción tiene  $\Delta H = -33 \text{ kJ}$  y  $\Delta S = -58 \text{ J/K}$ . ¿A qué temperatura cambiará de espontánea a no espontánea?

- 22- Suponga que una reacción tiene  $\Delta H = +41 \text{ kJ}$  y  $\Delta S = -27 \text{ J/K}$ . ¿A qué temperatura, si la hubiera, cambiará de espontánea a no espontánea?

- 23- ¿Cuáles son los signos (+, - o 0) de  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  y  $\Delta G$  para la siguiente reacción espontánea de átomos de A (esferas rojas) con átomos de B (esferas azules)?



- 24- Examine la siguiente descomposición endotérmica de moléculas de  $\text{AB}_2$ :



- ¿Cuál es el signo (+, - o 0) de  $\Delta S^\circ$  para la reacción?
- ¿Será más probable que la reacción sea espontánea a alta temperatura o a baja temperatura? Explique su respuesta.

### Práctica de Nivelación

- Enuncie la segunda ley de la termodinámica
- ¿Qué es la entropía, **S**? Explique porque la entropía de un gas ideal a presión constante aumenta al elevarse la temperatura
- ¿Cómo varía la entropía desde el estado gaseoso al líquido y desde el estado líquido al sólido? Fundamente
- ¿Por qué no se puede usar de manera directa  $\Delta S_{\text{UNIVERSO}}$  como medida de la espontaneidad de una reacción?
- Enuncie la tercera ley de la termodinámica. ¿Cuál es su significado?
- Explique porque es necesario definir una nueva función de estado, **G** (energía libre de Gibbs)
- ¿Cuál es la expresión que relaciona las variables termodinámicas  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  y  $\Delta G$ ?
- Con respecto a  $\Delta G$  como criterio de espontaneidad en una reacción química explique qué sucede en las siguientes situaciones: a)  $\Delta G > 0$ ; b)  $\Delta G = 0$ ; c)  $\Delta G < 0$
- Explique cómo se relacionan los signos y magnitudes de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  con la espontaneidad de un proceso (utilice gráficas para ilustrar la respuesta)

De cada proceso, diga si el cambio de entropía del sistema es positivo o negativo. a) El vapor de agua (sistema) se condensa en forma de gotitas sobre el vidrio frío de una ventana. b) El agua hierve. c) Una lata de una gaseosa pierde el burbujeo. (Considere la bebida, pero no la lata, como el sistema. ¿Qué sucede con la entropía del gas disuelto?)

## TEMA N° 5

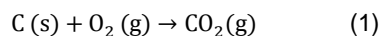
### Equilibrio Químico

#### **Objetivos**

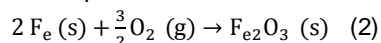
- Analizar la constante de equilibrio y la relación de ésta con la energía de Gibbs.
- Demostrar el desplazamiento del equilibrio químico mediante el principio de Le Chatelier-Braun

## Introducción

Cuando se realiza la combustión del carbon en el aire:



La reacción transcurre de izquierda a derecha hasta que se agota el C(s) que existe como reaccionante. De la misma manera transcurre la corrosión del hierro, que en forma simplificada se puede esquematizar por:

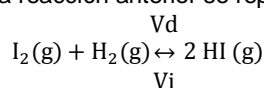


En definitiva la reacción transcurre de izquierda a derecha hasta que todo el Fe se oxida.

Estos dos procesos son ejemplos de **Reacciones Irreversibles**, es decir reacciones que transcurren en un solo sentido.

Sin embargo existen otro tipo de reacciones. Supongamos, por ejemplo, un recipiente en el cual se introduce inicialmente  $I_2(g) + H_2(g)$ , al chocar entre si dichas moléculas se irán formando otras de HI(g); como es lógico el número de moléculas de  $I_2$  y  $H_2$  disminuye mientras aumenta el de HI con lo cual llega un momento en que el HI, formado, se va descomponiendo para dar  $I_2 + H_2$ . Desde el punto de vista cinético, si la reacción transcurre a temperatura constante, llega un instante en que el número de moléculas de HI que se forma es igual al de moléculas de HI que desaparecen, lo mismo ocurre con el de  $H_2$  y  $I_2$ , en estas condiciones se ha alcanzado el llamado estado de equilibrio. En otras palabras; 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.

El estado de equilibrio se representa por una doble flecha; la reacción anterior se representa por:



donde:

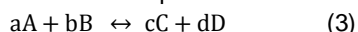
Vd: velocidad directa

Vi: velocidad inversa

y es un ejemplo de **Reaccion Reversible**.

La característica fundamental de las reacciones reversibles es la llamada constante de equilibrio K; a temperatura constante, al alcanzarse el equilibrio, se mantienen constantes las actividades de los productos y de los reactivos.

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.

## Tipos de constantes de equilibrio

### Kc (en función de las concentraciones)

Cuando 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, por lo tanto, la K en función de las concentraciones para la reacción (3) será:

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

### Kp (en función de las presiones)

Se utiliza en reacciones homogéneas en fase gaseosa y en reacciones heterogéneas sólido-gas. Se expresa en función de las presiones parciales (P) expresada en atmósferas, por lo tanto, la K en función de las presiones para la reacción (3) 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.

### Kx (en función de las fracciones molares)

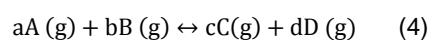
Se expresa en función de las fracciones molares (X).

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

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

### Relación entre las diferentes K

Considerando un comportamiento ideal de los gases que intervienen en la reacción:



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

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

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

donde  $\Delta n(g)$  es la diferencia entre el número de moles gaseosos estequiométricos de productos y reactivos (reacción 4):

$$\Delta n(g) = (c + d) - (a + b)$$

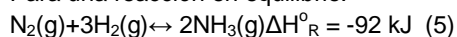
Pt es la Presión Total

### Principio de Le Chatelier

Las modificaciones que se producen en un equilibrio se pueden estudiar aplicando el principio de Le Chatelier, el cual dice: "Si una reacción se somete a una modificación, en la reacción se produce un cambio que se opone a dicha perturbación".

El equilibrio depende en general de tres factores: **temperatura, concentración y presión.**

Para una reacción en equilibrio:



Se puede analizar lo siguiente:

#### a) Cambios de temperatura

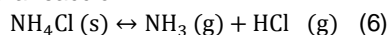
Toda reacción exotérmica se ve desfavorecida por un aumento de temperatura (menor rendimiento), por el contrario si se disminuye la temperatura, la reacción se ve favorecida (mayor rendimiento o cantidad de productos).

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

#### Equilibrios Heterogéneos

En este tipo de equilibrios interviene más de una fase; sólidos y gases, líquidos y gases.

Sea la reacción:



Utilizando la ley del equilibrio en función de las actividades, se puede escribir:

$$K = \frac{(a_{NH_3}) \cdot (a_{HCl})}{(a_{NH_4Cl})}$$

y si por aproximación tomamos que las concentraciones o presiones son aproximadamente iguales a las actividades y que las actividades de los sólidos se pueden considerar iguales a la unidad, entonces:

$$K_c = [NH_3] \cdot [HCl]$$

En general por lo tanto, las concentraciones o presiones de los sólidos no se incluyen en la ecuación de la constante.

### Problemas Tipo

#### [Ejemplo 1](#)

En el siguiente equilibrio heterogéneo:

#### b) 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 (5), 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, porque no hemos cambiado la Temperatura.

#### c) 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 (5), el equilibrio se desplazará en el sentido donde se encuentre el menor volumen gaseoso, hacia la derecha.

#### Variación de K con la T: Ecuación de Van't Hoff

Van't Hoff dió a conocer la relación entre K y T mediante la ecuación:

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta H}{R \cdot T^2}$$

en un proceso a P y V constante y si  $\Delta H$  es independiente de la T, integrando se llega a:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{\Delta H}{R} \cdot \left( \frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$$

#### Relación entre $\Delta G$ y K

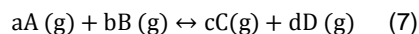
La variación de energía libre de Gibbs estándar de una reacción química,  $\Delta G^\circ$ , se determina cuando reactivos y productos se encuentran inicialmente a concentración de 1 M, 1 atmósfera de presión y 25°C de temperatura:

$$\Delta G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln K$$

y permite la evaluación de  $\Delta G$  para otras condiciones experimentales (no estándar):

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$$

donde Q (cociente de reacción), se calcula de igual forma que una K, pero las concentraciones no están en el equilibrio, por ejemplo, para la reacción:



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

Una reacción química está en equilibrio cuando la Energía libre de Gibbs es igual a cero ( $\Delta G = 0$ ).



La presión de  $\text{CO}_2$  es de 0,236 atm a 800 °C. Calcule: a)  $K_p$  y b)  $K_c$

**Estrategia:** Una reacción reversible en la que intervienen reactivos y productos en distintas fases conduce a un equilibrio heterogéneo. Los dos sólidos y el gas constituyen tres fases distintas. La constante de equilibrio se puede expresar como:

$$K'c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

Sin embargo, la "concentración" de un sólido, al igual que su densidad, es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de sustancia presente. Por esta razón, los términos  $[\text{CaCO}_3]$  y  $[\text{CaO}]$  son en sí mismos constantes y se pueden combinar con la constante de equilibrio  $K'c$ :

$$\frac{[\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}]} K'c = Kc = [\text{CO}_2]$$

Donde  $Kc$ , la "nueva constante de equilibrio" queda expresada en términos de una sola concentración, la de  $\text{CO}_2$ . Esta situación se puede simplificar si reemplazamos las concentraciones con las actividades. En termodinámica, la actividad de un sólido puro es 1. Por lo tanto, los términos de concentración tanto para el  $\text{CaCO}_3$  como para  $\text{CaO}$  son la unidad, entonces  $Kc$  queda expresada como:

$$Kc = [\text{CO}_2]$$

De manera similar, la actividad de un líquido puro también es igual a 1. Así, si un reactivo o producto es líquido, se puede omitir en la expresión de la constante de equilibrio.

**Solución:** Dado que los sólidos puros no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio, la relación entre  $Kc$  y  $Kp$  está dada por:

$$Kp = p\text{CO}_2$$

Teniendo en cuenta que  $P.V = n.R.T$

$$Kp = \frac{n\text{CO}_2.R.T}{V}$$

En esta expresión  $\frac{n\text{CO}_2}{V}$  equivale a  $Kc$  ( $[\text{CO}_2]$ ), por lo tanto sustituyendo:

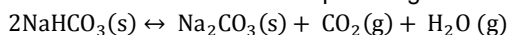
$$Kp = Kc.R.T$$

$Kp = 0,236 \text{ atm}$ ;  $R = 0,0821 \text{ L atm/K mol}$ ;  $T = 1073 \text{ K (800 °C)}$ ;  $\Delta n(\text{g}) = 1$

$$Kc = \frac{Kp}{R.T} = 2,68 \times 10^{-3} \text{ M}$$

### Ejemplo 2

Cuando se calina el bicarbonato de sodio se descompone según la reacción:



De esta reacción se conocen las siguientes presiones de equilibrio en función de la temperatura: a 50°C la presión de descomposición del  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$  vale 30 mmHg y a 70 °C vale 120,4 mmHg.

En una cámara de reacción de 1L de capacidad se colocan 2 g de  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$  y se calienta. Calcular:

Los valores de  $K_p$  a 50 y 70 °C

Suponiendo que la entalpía de la reacción no varía en el intervalo de temperaturas anteriores, ¿cuánto vale  $\Delta H$  de la reacción?

**Resolución:**

Los valores de  $K_p$  se pueden calcular teniendo en cuenta que al formarse igual número de moles de  $\text{CO}_2$  y de  $\text{H}_2\text{O}$  sus presiones parciales serán iguales e igual a  $P_t/2$ , por lo tanto como la  $P_t$  (presión total) es igual a la presión de descomposición,  $K_p$  se puede expresar:

A 50 °C

$$Kp_1 = (P\text{CO}_2).(P\text{H}_2\text{O}) = \left(\frac{30}{2}\right)^2 = 225 \text{ mmHg}^2 = 0,296 \text{ atm}^2$$

A 70 °C

$$Kp_2 = (P\text{CO}_2).(P\text{H}_2\text{O}) = \left(\frac{120,4}{2}\right)^2 = 3624,04 \text{ mmHg}^2 = 4,768 \text{ atm}^2$$

**Aplicando la ecuación de Van t Hoff:**

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{\Delta H}{R} \cdot \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1}\right)$$

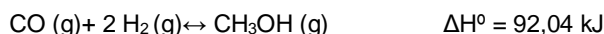
Si  $\Delta H$  se expresa en caloría,  $R = 1,98 \text{ cal/mol K}$

Resolviendo:

**$\Delta H = 30484 \text{ cal}$ .** La reacción es endotérmica.

### Ejercitación

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

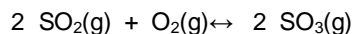


2. Clasifique los siguientes equilibrios en homogéneo o heterogéneo y plantee la constante de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  en cada caso.

- a)  $\text{H}_2\text{(g)} + \text{Br}_2\text{(l)} \leftrightarrow 2 \text{HBr(g)}$   
 b)  $\text{MgCO}_3\text{(s)} \leftrightarrow \text{MgO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$   
 c)  $2 \text{N}_2\text{(g)} + 6 \text{H}_2\text{(g)} \leftrightarrow 4 \text{NH}_3\text{(g)}$

3. Al calentar a  $600^\circ \text{C}$  anhídrido sulfuroso con oxígeno, se obtiene una mezcla en equilibrio que contiene por litro 0,0106 moles de  $\text{SO}_3$ , 0,0032 moles de  $\text{SO}_2$  y 0,0016 moles de  $\text{O}_2$ . Calcular:

- a) La constante  $K_c$   
 b) La  $K_p$  correspondiente al equilibrio:



**Rta: a)  $K_c = 6857,9 \text{ L/mol}$ ; b)  $K_p = 95,74 \text{ atm}^{-1}$**

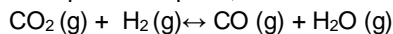
5. Para la siguiente reacción:



La constante de equilibrio  $K_p = 2,18 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$  a  $764 \text{ K}$  y el  $\Delta H$  para la reacción es  $2950 \text{ cal/mol}$ . Calcular la constante de equilibrio a  $667 \text{ K}$ .

**Rta:  $K_{667\text{K}} = 1,64 \times 10^{-2}$**

6. Para la reacción a  $3500\text{K}$  y a  $1 \text{ atm}$  de presión:  $K_p = 8,28$



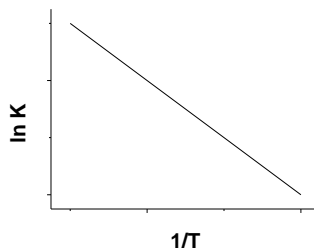
- a) ¿Cuánto vale  $\Delta G^\circ$ ?  
 b) ¿Será la reacción espontánea si el  $\text{CO}_2$  y el  $\text{H}_2$  se encuentran cada uno a  $0,1 \text{ atm}$  de presión y el  $\text{CO}$  y el  $\text{H}_2\text{O}$  a una presión de  $2 \text{ atm}$ ?

**Rta: a)  $\Delta G^\circ = -61,51 \text{ kJ}$ ; b)  $\Delta G = 112,84 \text{ kJ}$**

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:



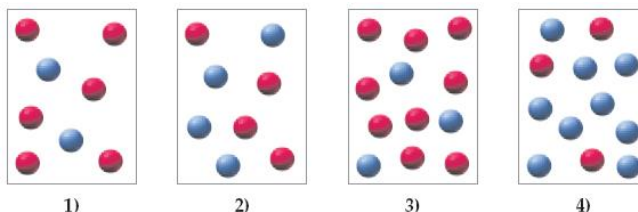
Indique si la reacción es endotérmica o exotérmica.

### Ejercicios Conceptuales

#### 1- Ejemplo Resuelto De Concepto Clave

Cómo Determinar Si Una Mezcla Está En Equilibrio

Las siguientes figuras representan mezclas de moléculas de A (esferas rojas) con moléculas de B (esferas azules), que se interconvierten de acuerdo con la ecuación. Si la mezcla 1) está en equilibrio, ¿cuáles de las otras mezclas también están en equilibrio? Explique por qué.



#### ESTRATEGIA

La constante de equilibrio para la reacción es  $K_c = [B]/[A]$ , donde las concentraciones se determinaron en el equilibrio y sus unidades son mol/L. Como la expresión de la constante de equilibrio tiene la misma cantidad de términos de concentración en el numerador y el denominador, el volumen se simplifica y  $K_c = (\text{moles de B})/(\text{moles de A})$ . Puesto que los moles son directamente proporcionales al número de moléculas,  $K_c = (\text{moléculas de B})/(\text{moléculas de A})$  en la mezcla en el equilibrio, que es la mezcla 1). Para determinar si las otras mezclas están en equilibrio, habrá que contar las moléculas y comparar la relación B/A en las mezclas 2) a 4), con la relación B/A en la mezcla en el equilibrio.

#### SOLUCIÓN

Para la mezcla 1),  $K_c = [B]/[A] = 2/6 = 1/3$ .

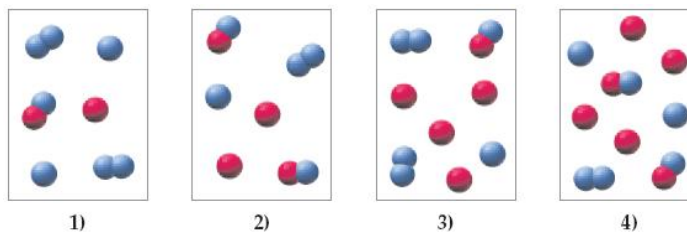
Para la mezcla 2),  $[B]/[A] = 4/4 = 1 \neq K_c$ .

Para la mezcla 3),  $[B]/[A] = 3/9 = 1/3 = K_c$ .

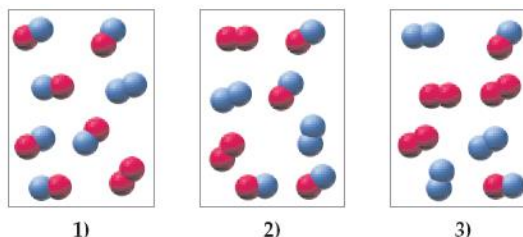
Para la mezcla 4),  $[B]/[A] = 9/3 = 3 \neq K_c$ .

La mezcla 3) está en equilibrio, pero las mezclas 2) y 4) no, porque su expresión para la constante de equilibrio  $[B]/[A]$  no es igual a  $K_c$ .

2- Las siguientes figuras representan mezclas que contienen átomos de A (esferas rojas), átomos de B (esferas azules), así como moléculas de AB y de B<sub>2</sub>, que se interconvierten de acuerdo con la ecuación  $A + B_2 \leftrightarrow AB + B$ . Si la mezcla 1) está en equilibrio, ¿cuáles de las otras mezclas también lo están? Explique su respuesta.



3- La reacción  $A_2 + B_2 \leftrightarrow 2 AB$  tiene la constante de equilibrio  $K_c = 4$ . Las siguientes figuras representan mezclas de reacción que contienen moléculas de A<sub>2</sub> (esferas rojas), moléculas de B<sub>2</sub> (esferas azules) y moléculas de AB:

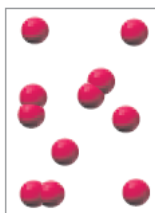


a. ¿Cuál es la mezcla de reacción que está en equilibrio?

b. Para las mezclas de reacción que no están en equilibrio, ¿la reacción irá en la dirección de productos o de reactivos para llegar al equilibrio?

4- La siguiente figura representa la mezcla en equilibrio para la reacción  $A_2 \leftrightarrow 2A$  en fase gaseosa.



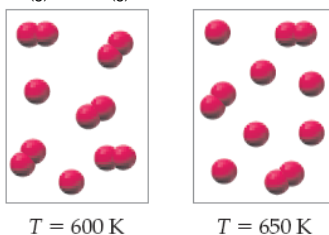


- a. Dibuje una figura que muestre cómo se modifican las concentraciones al aumentar la presión por reducción del volumen.

5- Ejemplo Resuelto

Aplicación Del Principio De Le Châtelier  
Por Cambios De Temperatura

Las siguientes figuras representan la composición de la mezcla en el equilibrio, a 600 K y 650 K, para la combinación de dos átomos de A,  $2 A_{(g)} \leftrightarrow A_{2(g)}$ :



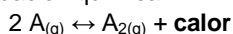
- a. Esta reacción ¿es endotérmica o exotérmica? Explique la respuesta aplicando el principio de Le Châtelier.

ESTRATEGIA

Se puede predecir la dirección de una reacción al aumentar la temperatura, contando las partículas de A y A<sub>2</sub> que hay a cada temperatura. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si la reacción se lleva a cabo de reactivos a productos al incrementarse la temperatura, se puede considerar al calor del lado de los reactivos en la ecuación química; entonces, la reacción es endotérmica. Por el contrario, si la reacción se lleva a cabo de productos a reactivos al aumentar la temperatura, el calor está en el lado de los productos y la reacción es exotérmica.

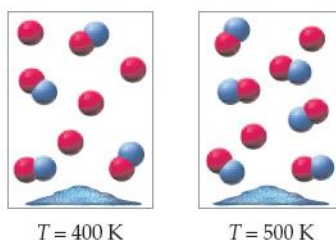
SOLUCIÓN

A 600 K hay dos moléculas de A<sub>2</sub> y cinco de A; a 650 K hay seis de A y tres de A<sub>2</sub>. Al elevar la temperatura, la reacción convierte productos en reactivos, por lo que el calor está en el lado de los productos en la ecuación química:

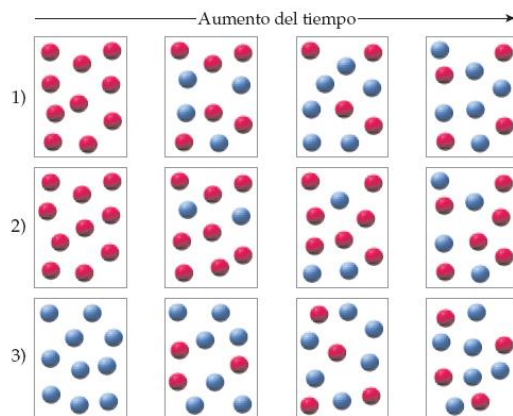


Por lo anterior, la reacción es exotérmica, como es de esperarse para una reacción en la que se forma un enlace químico. Observe que el principio de Le Châtelier indica que la reacción ocurrirá en la dirección en la que se consuma el calor agregado.

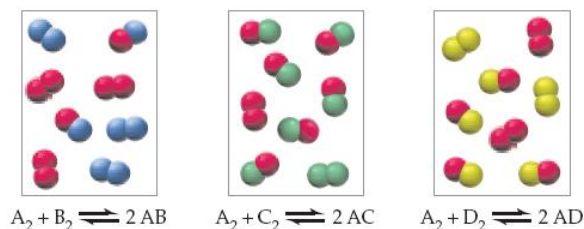
- 6- Las siguientes figuras representan la composición de la mezcla en equilibrio para la reacción  $A_{(g)} + B_{(g)} \leftrightarrow AB_{(g)}$  a 400 K y 500 K:



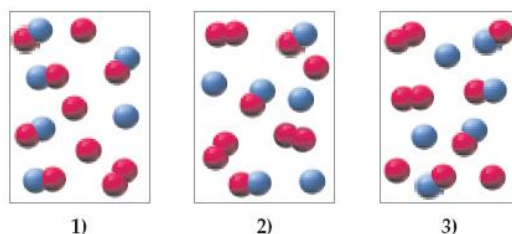
- a. Esta reacción ¿es endotérmica o exotérmica? Explique su respuesta aplicando el principio de Le Châtelier.
- 7- Considere la interconversión de las moléculas de A (esferas rojas) en moléculas de B (esferas azules), de acuerdo con la ecuación:  $A \leftrightarrow B$ . Cada una de las siguientes series de figuras representa un experimento por separado, suponga que el tiempo aumenta de izquierda a derecha.



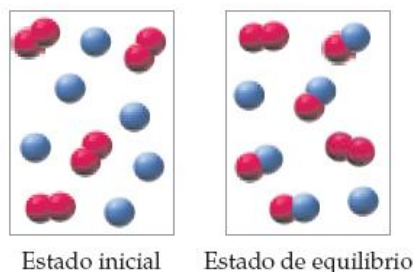
- ¿Cuál de los experimentos ha alcanzado un estado de equilibrio?
  - ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción  $A \leftrightarrow B$ ?
  - Explique por qué se puede calcular  $K_c$  sin conocer el volumen del recipiente de reacción.
- 8- Las siguientes figuras representan el estado de equilibrio para tres reacciones diferentes del tipo  $A_2 + X_2 \leftrightarrow 2AX$  ( $X = B, C$  o  $D$ ):



- ¿Cuál reacción tiene la mayor constante de equilibrio?
  - ¿Cuál reacción tiene la menor constante de equilibrio?
- 9- La reacción  $A_2 + B \leftrightarrow A + AB$  tiene una constante de equilibrio  $K_c = 2$ . Las siguientes figuras representan mezclas de reacción que contienen átomos de A (esferas rojas), átomos de B (esferas azules) y moléculas de  $A_2$  y de AB:



- ¿Cuál mezcla de reacción está en equilibrio?
  - Para las mezclas que no están en equilibrio, ¿la reacción se desplaza hacia la derecha o hacia la izquierda para alcanzar el equilibrio?
- 10- Las siguientes figuras representan el estado inicial y el estado de equilibrio para la reacción de moléculas de  $A_2$  (esferas rojas) con átomos de B (esferas azules) para formar moléculas de AB:

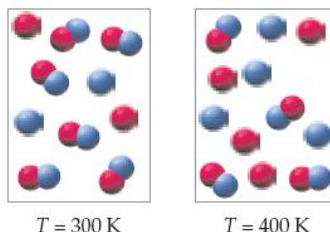


- Escriba una ecuación química balanceada para la reacción.
  - Si disminuye el volumen de la mezcla en equilibrio, la cantidad de moléculas de AB ¿aumentará, disminuirá o quedará igual? Explique por qué.
- 11- Considere la reacción. El recipiente de la derecha contiene una mezcla en equilibrio de moléculas de A (esferas rojas), moléculas de B (esferas azules) y moléculas de AB. Si se abre la llave y se deja que el

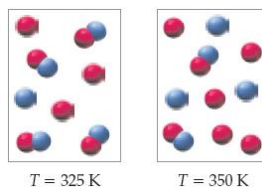
contenido de los dos recipientes se mezcle, ¿la reacción se desplazará hacia la derecha o hacia la izquierda? Explique por qué.



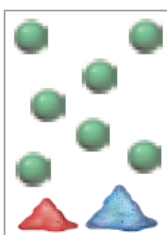
- 12- Las siguientes figuras representan la composición de la mezcla en equilibrio para la reacción  $A + B \rightleftharpoons AB$  a 300 K y a 400 K:



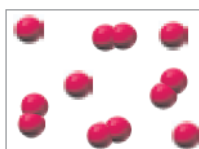
- a. ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? Explique su respuesta aplicando el principio de Le Châtelier.
- 13- Las siguientes figuras representan mezclas en equilibrio a 325 K y 350 K para una reacción donde intervienen átomos de A (esferas rojas), átomos de B (esferas azules) y moléculas de AB:



- a. Escriba una ecuación balanceada para la reacción que sucede al elevar la temperatura.
- b. ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? Explique su respuesta usando el principio de Le Châtelier.
- c. Si aumenta el volumen del recipiente, ¿la cantidad de átomos de A aumentará, disminuirá o quedará igual? Explique por qué.
- 14- La siguiente figura representa una mezcla en equilibrio de  $BaCO_3$  sólido,  $BaO$  sólido y  $CO_2$  gaseoso, que se obtuvo como resultado de la descomposición endotérmica del  $BaCO_3$ :

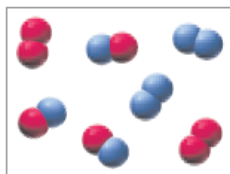


- a. Elabore un dibujo que represente la mezcla en equilibrio, después de haberle agregado cuatro moléculas más de  $CO_2$ .
- b. Dibuje un esquema que represente la mezcla en equilibrio a una temperatura mayor.
- 15- La siguiente figura representa la composición de la mezcla en equilibrio para la reacción endotérmica  $A_2 \rightleftharpoons 2A$  a 500 K:

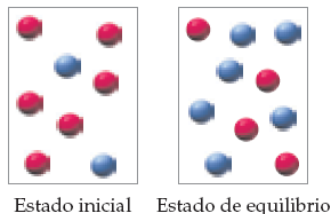


Dibuje un diagrama que represente la mezcla en equilibrio, después de los siguientes cambios:

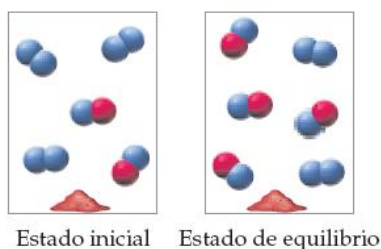
- a. Adición de un catalizador.
- b. Aumento del volumen.
- c. Disminución de la temperatura.
- 16- La siguiente figura representa el estado de equilibrio para la reacción  $2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$ :



- a. ¿Cuál constante de velocidad es mayor,  $k_d$  o  $k_i$ ? Explique por qué.
- 17- Las siguientes figuras representan los estados inicial y de equilibrio para la descomposición exotérmica de la sustancia gaseosa A (esferas rojas) que genera a la sustancia gaseosa B (esferas azules):



- a. Escriba una ecuación química balanceada para la reacción.
- b. ¿Aumentará, disminuirá o quedará igual la cantidad de moléculas de A en la mezcla en equilibrio después de cada uno de los siguientes cambios? Explique por qué.
- Aumento de la temperatura.
  - Disminución del volumen.
  - Aumento de la presión por la adición de un gas inerte.
  - Adición de un catalizador.
- 18- Las siguientes figuras representan los estados inicial y de equilibrio para la reacción exotérmica de A sólido (esferas rojas) con  $B_2$  gaseoso (esferas azules) para formar AB gaseoso:



- a. Escriba una ecuación química balanceada para la reacción.
- b. La cantidad de moléculas de AB en la mezcla en equilibrio ¿aumentará, disminuirá o quedará igual después de cada uno de los siguientes cambios? Explique por qué.
- Aumento de la presión parcial de  $B_2$
  - Adición de más A sólido
  - Aumento del volumen
  - Aumento de la temperatura
- 19- Para una reacción general en un solo paso, del tipo  $A + B \rightleftharpoons C$  demuestre que la constante de equilibrio es igual a la relación de las constantes de velocidad para las reacciones directa e inversa,  $K_c = k_d/k_i$ .
- 20- ¿Cuál de los siguientes valores relativos de  $k_d$  y  $k_i$  da como resultado una mezcla en equilibrio que contiene grandes cantidades de reactivos y pequeñas cantidades de productos?
- $k_d < k_i$
  - $k_d = k_i$
  - $k_d > k_i$

### Práctica de Nivelación

- Defina y ejemplifique los siguientes términos: a) Reacción Irreversible b) Reacción Reversible
- ¿Cuándo una reacción química está en equilibrio? ¿Cómo se representa el estado de equilibrio?
- ¿Cuál es la característica fundamental de las reacciones reversibles? Ejemplifique para la reacción  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$
- ¿En qué condiciones se puede considerar la actividad igual a la concentración molar? ¿Qué significa la expresión  $K_c$ ? Ejemplifique utilizando la reacción del punto 3
- ¿Qué significan las expresiones  $K_p$  y  $K_x$ ? ¿De qué factores dependen estas expresiones? Ejemplifique
- ¿Cuál es la relación entre las diferentes  $K$ ? ejemplifique
- Explique el *Principio de Le Chatelier*

- 8) Explique y ejemplifique como afectan los siguientes factores al equilibrio químico: a) Temperatura, b) Concentración y c) Presión
- 9) ¿Cuándo un equilibrio es heterogéneo? ¿Por qué se omiten las concentraciones de líquidos y sólidos puros de las expresiones de las constantes de equilibrio?
- 10) ¿Qué permite estudiar la *ecuación de Van'tHoff*? ¿Cómo es el comportamiento de  $\Delta H$  en un proceso a P y V constante?

## TEMA N°6

### Equilibrio Iónico

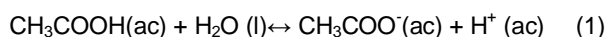
#### Objetivos

- 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.

Si tomamos una reacción con participación de 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:

$$[\text{H}_2\text{O}] \cdot K_c = \mathbf{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (2)$$

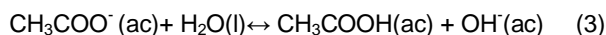
El subíndice "a" de  $K_a$  indica que es la constante de equilibrio correspondiente a un ácido

(libera  $\text{H}^+$ ), en este caso del ácido acético y se denomina **Constante de disociación del ácido ( $K_a$ )**.

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

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

Si consideramos la reacción inversa de la reacción (1):



Se trata de la hidrólisis de una base (libera  $\text{OH}^-$ ), en este caso del anión acetato y su constante se denomina **Constante de disociación de la base ( $K_b$ )**:

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \mathbf{K_b} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad (4)$$

#### Relación entre $K_a$ y $K_b$

Si multiplicamos la ecuación (2) con la ecuación (4) ( $K_a \cdot K_b$ ) y simplificamos, nos queda la expresión:

$$K_a \cdot K_b = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w \quad (5)$$

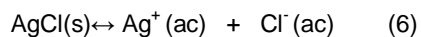
Donde  $K_w$  es el producto iónico del agua, como veremos más adelante.

#### Sales Poco Solubles

(solubilidad < 0,01m)

Una solución está saturada cuando el solvente ya no permite disolver más cantidad de soluto a una temperatura determinada.

Por ejemplo:  $\text{AgCl}$  en agua (solución saturada)



La constante de equilibrio a T = cte. será:

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

Siendo la  $[\text{AgCl}] = \text{cte.}$

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

El producto de concentraciones iónicas se llama *producto de solubilidad* y la constante, **Constante del Producto de solubilidad ( $K_{ps}$ )** la cual depende exclusivamente de la Temperatura.

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] \quad (7)$$

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

Para este caso a 25 °C

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

También el  $K_{ps}$  nos permite calcular la solubilidad molar de una sal.

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = S_{\text{AgCl}}$$

Reemplazando;

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

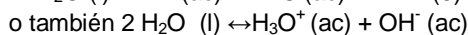
$$K_{ps} = S_{AgCl}^2 = 2 \times 10^{-10}$$

$$S_{AgCl} = \sqrt{K_{ps}}$$

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

### Características del Agua como Solvente

La reacción de disociación del agua es la siguiente:



Si planteamos la constante de equilibrio para la reacción (8) será:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

La concentración de agua permanece constante, por lo tanto:

$$[\text{H}_2\text{O}].K_c = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_2\text{O}].K_c = K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ \text{C}$$

Donde  $K_w$  = producto iónico del agua.

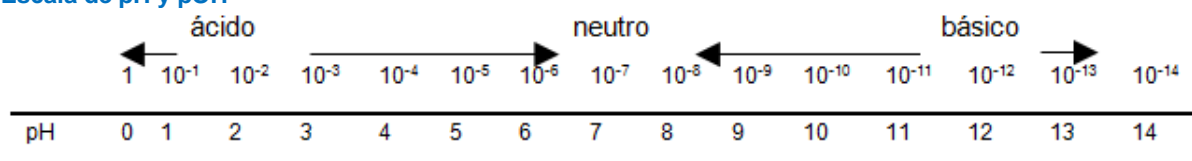
### Concepto de pH y pOH

Por definición

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad (9)$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (10)$$

### Escala de pH y pOH



### Relación entre pH y pOH

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

Tomando  $-\log$  en ambos miembros:

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

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (11)$$

### Ácidos y Bases

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

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

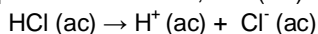
**Base:** toda sustancia capaz de captar uno o más protones cedidos por un ácido.

Cuando un ácido cede un solo protón, se dice que es *MONOPRÓTICO*, por ejemplo el ácido clorhídrico (HCl). También hay ácidos dipróticos, tripróticos y en general se llaman *POLIPRÓTICOS*, por ejemplo, el ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)

### 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<sup>+</sup>] o [OH<sup>-</sup>] serán iguales a la concentración inicial o analítica (Ca) del ácido o de la base, respectivamente.

Ejemplo: una solución 0,01M (Ca) de HCl



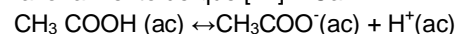
Como la disociación es completa, entonces: [H<sup>+</sup>] = Ca = 0,01 M, por lo tanto:

$$\text{pH} = -\log 0,01 = 2$$

el mismo razonamiento si consideramos una solución 0,01 M de una base fuerte, por ejemplo NaOH, en este caso primero se calcula el pOH y luego se calcula el pH a partir de la ecuación (11).

### pH de Ácidos y Bases Débiles

Los ácidos y bases DÉBILES (K<sub>a</sub>, K<sub>b</sub> < 1) se ionizan parcialmente. Por ejemplo: ácido acético es un ácido débil (K<sub>a</sub> = 1,8 × 10<sup>-5</sup>), se encuentra parcialmente disociado, por lo tanto no podemos aplicar el razonamiento de que [H<sup>+</sup>] = Ca



La constante de equilibrio es:

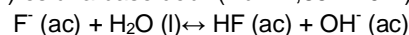
$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-].[\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Para calcular la [H<sup>+</sup>] no podemos aplicar el razonamiento de que [H<sup>+</sup>] = Ca como en el caso de los ácidos fuerte, en lugar de ello se aplica la siguiente expresión:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\text{Ca}K_a + K_w} \quad (12)$$

Esta ecuación se aplica para ácidos monoproticos DÉBILES.

Si consideramos una base débil, por ejemplo una sal de NaF (fluoruro de sodio). El anión fluoruro (F<sup>-</sup>) es una base débil (K<sub>b</sub> = 2,85 × 10<sup>-11</sup>):



La constante de equilibrio es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}].[\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

Para calcular la [OH<sup>-</sup>] se aplica la siguiente expresión:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\text{Ca}K_b + K_w}$$

Para ácidos monoproticos FUERTES en concentraciones molares menores a 10<sup>-6</sup>, para calcular la [H<sup>+</sup>] se utiliza la siguiente fórmula:

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{Ca} + \sqrt{\text{Ca}^2 + 4K_w}}{2}$$

Esta misma ecuación se pueden aplicar en el tratamiento de bases. En ellas, [H<sup>+</sup>] se reemplaza por [OH<sup>-</sup>].

### Hidrólisis

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

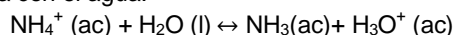
Una sal neutra cuando se disuelve en agua puede producir una solución neutra, ácida o básica.

#### Sales que producen soluciones neutras

En este caso el catión y el anión no reaccionan con el agua, por ejemplo, en el NaCl, tanto Na<sup>+</sup> como Cl<sup>-</sup> no reaccionan con el agua porque en el primer caso se formaría NaOH (base fuerte) y en el segundo caso HCl (ácido fuerte) y estas especies no existen en un equilibrio, debido a que se disocian completamente.

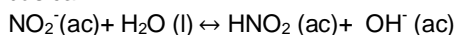
#### Sales que producen soluciones ácidas

El cloruro de amonio (NH<sub>4</sub>Cl) es un ejemplo de una sal neutra que al disolverse en agua produce una hidrólisis ácida, el catión amonio reacciona con el agua:



#### Sales que producen soluciones básicas

En este caso el anión de la base reacciona con el agua liberando HO<sup>-</sup>. Por ejemplo, el nitrito de sodio (NaNO<sub>2</sub>) es una sal neutra que produce una hidrólisis básica:



$$K_c = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] \cdot K_c = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

### Problemas Tipo

#### Ejemplo 1

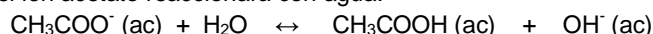
1) ¿Cuál es el pH de una disolución de acetato de sodio (CH<sub>3</sub>COONa) 0,15 M? (K<sub>a</sub> = 1,8 x 10<sup>-5</sup>)

En solución, el CH<sub>3</sub>COONa se disocia completamente en iones Na<sup>+</sup> y CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>. El ion Na<sup>+</sup> no reacciona con el agua y no tiene efecto sobre el pH de la disolución. El ion CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> es la base conjugada del ácido débil CH<sub>3</sub>COOH. Por tanto, se espera que reaccione en cierto grado con agua para producir CH<sub>3</sub>COOH y HO<sup>-</sup>, en consecuencia la disolución será básica.

Debido a que iniciamos con una disolución de acetato de sodio 0,15 M, las concentraciones de los iones también son iguales a 0,15 M después de la disociación:

	CH <sub>3</sub> COONa(ac)	→	Na <sup>+</sup> (ac)	+	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> (ac)
Inicial (M)	0,15		0		0
Final (M)	0		0,15		0,15

De estos iones, sólo el ion acetato reaccionará con agua:



Calculamos la concentración de OH<sup>-</sup>, el pOH y el pH:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_a K_b + K_w} =$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{0,15 \times 5,6 \times 10^{-10} + 1 \times 10^{-14}}$$

$$[\text{OH}^-] = 9,16 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log [9,16 \times 10^{-6}] = 5,04$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,04$$

$$K_h = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = K_b$$

K<sub>h</sub> es la constante de hidrólisis del ion oxalato, que se comporta como una base (capta H<sup>+</sup>), por lo tanto es su K<sub>b</sub>.

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

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

### Soluciones Amortiguadoras o Soluciones Buffer

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

1) un ácido débil y su sal, por ejemplo:

**CH<sub>3</sub>COOH y CH<sub>3</sub>COONa (ácido acético y acetato de sodio).**

2) Una base débil y su sal, por ejemplo:

**NH<sub>3</sub> (amoníaco) y NH<sub>4</sub>Cl (cloruro de amonio)**

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.

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



**pH = 8,96**

Ejemplo 2

Determine el pH de una solución formada por 0,15 moles de acetato de sodio y 0,22 moles de ácido acético en un litro de solución ( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ )

Estrategia: la solución está formada por un ácido débil y su base conjugada, es una solución buffer. Por lo tanto para calcular el pH utilizamos la ecuación de Henderson-Hasselbalch;

$$pH = pK_a + \log \frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

Ecuación válida para un buffer formado por un ácido débil y su sal. Donde la concentración de la sal en realidad corresponde a la concentración de la base conjugada del ácido.

Solución:

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} \quad pK_a = -\log K_a = 4,74$$

$$pH = 4,74 + \log \frac{[0,15]}{[0,22]}$$

**pH = 4,57**

**Ejercitación**

- 1) Producto de Solubilidad:
  - a) Escriba la expresión de Kps para el siguiente equilibrio:  
 $Ag_2SO_4(s) \rightarrow 2 Ag^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$
  - b) Escriba la ecuación del equilibrio de solubilidad correspondiente a la siguiente expresión de Kps.  
 $Kps = [Fe^{3+}] \cdot [HO^-]^3$
- 2) Una solución de hidróxido de sodio en agua tiene una concentración molar de  $8,50 \times 10^{-2}$  de iones  $HO^-$ . Calcule el pOH y pH de la solución.

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

- 3) Completa el siguiente cuadro:

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

- 4) 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, ion amonio y ácido fórmico.

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

- 5) El producto de solubilidad del  $PbBr_2$  es  $8,9 \times 10^{-6}$ . Determine la solubilidad molar:
  - a) en agua pura
  - b) en una disolución de KBr 0,20 M
  - c) en una disolución de  $Pb(NO_3)_2$  0,20 M

**Rta: a) 0,013 M. b)  $4,45 \times 10^{-5}$  M. c)  $3,33 \times 10^{-3}$  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:

$$A) [H^+] = \sqrt{CaK_a + K_w} \quad B) [H^+] = \frac{Ca + \sqrt{Ca^2 + 4K_w}}{2}$$

- 7) Calcule la concentración de iones hidrógeno y pH en las siguientes soluciones acuosas:
  - a) HCl  $10^{-2}$  M
  - b)  $HNO_3$   $10^{-7}$  M
  - c) Ácido benzoico  $10^{-3}$  M
  - d) Ácido hipocloroso  $10^{-7}$  M
  - e) Fenol  $10^{-3}$  M

**Rtas:** 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

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

**Rta: 8,23**

9) Se prepara una solución buffer que es 0,040 M de CH<sub>3</sub>COONa (ac) y 0,080 M de CH<sub>3</sub>COOH (ac) a 25 °C. ¿Cuál es el pH de la Solución buffer?

**Rta: 3,47**

10) Indique si las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o si tienen un pH neutro:

- a) NaClO (ac)
- b) KCl (ac)
- c) NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>(ac)

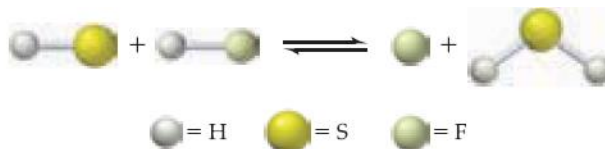
## Ejercicios Conceptuales

### Ácidos y bases

#### 1- Ejemplo Resuelto De Concepto Clave

Identificación De Ácidos, Bases Y Pares Conjugados De Brønsted-Lowry

Para la siguiente reacción en disolución acuosa, identifique los ácidos, las bases y los pares conjugados de Brønsted-Lowry:

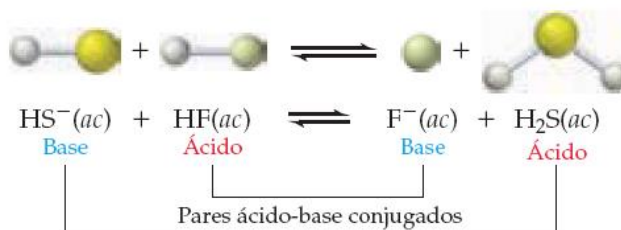


#### ESTRATEGIA

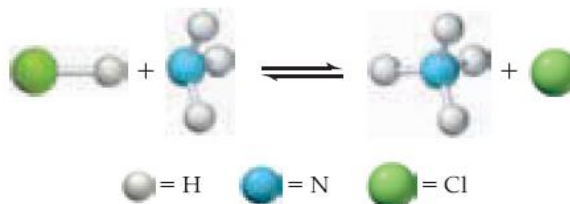
El método más sencillo es identificar los pares ácido-base conjugados, especies cuyas fórmulas sólo difieren en un protón.

#### SOLUCIÓN

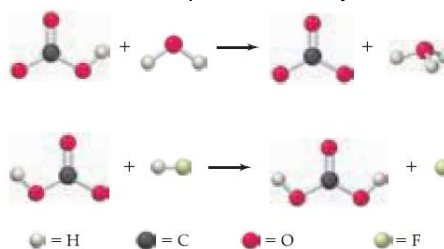
El segundo reactivo es HF; el primer producto es su base conjugada F<sup>-</sup>. El segundo producto es H<sub>2</sub>S; el primer reactivo es su base conjugada, HS<sup>-</sup>. Por consiguiente, los ácidos, las bases y los pares ácido-base conjugados de Brønsted-Lowry son los siguientes:



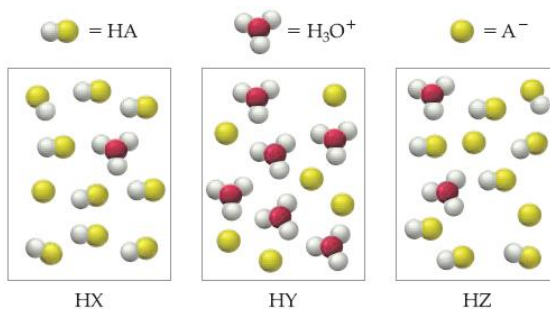
#### 2- Para la siguiente reacción en disolución acuosa, identifique los ácidos, las bases y los pares conjugados de Brønsted-Lowry:



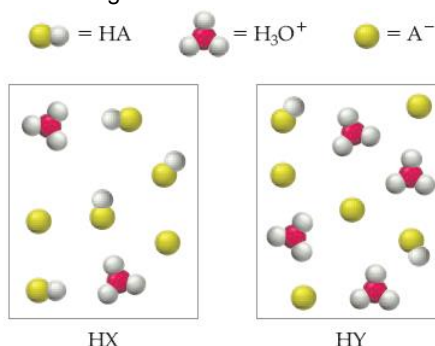
#### 3- En cada una de las siguientes reacciones, identifique los ácidos y las bases de Brønsted-Lowry:



#### 4- Las siguientes figuras representan disoluciones acuosas de tres ácidos HA (A = X, Y o Z); se omitieron las moléculas de agua para mayor claridad:

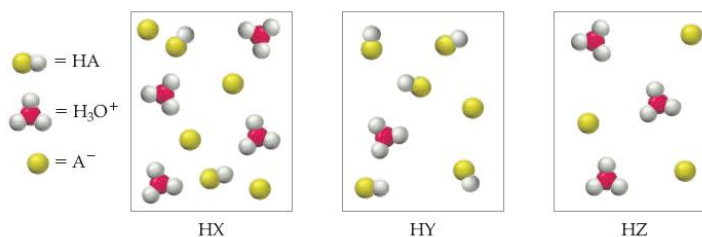


- ¿Cuál es la base conjugada de cada ácido?
  - Ordene los tres ácidos en forma creciente de fuerza.
  - ¿Cuál ácido es un ácido fuerte, si lo hay?
  - ¿Cuál ácido tiene el menor valor de  $K_a$ ?
  - ¿Cuál es el porcentaje de disociación en la disolución de HZ?
- 5- Las siguientes figuras representan disoluciones acuosas de dos ácidos HA (A= X o Y); para mayor claridad, se han omitido las moléculas de agua.

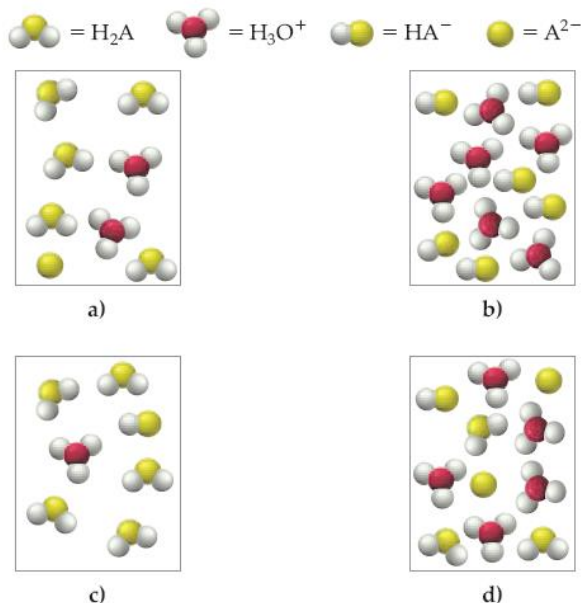


- ¿Cuál ácido es más fuerte, HX o HY?
  - ¿Cuál base es más fuerte, X<sup>-</sup> o Y<sup>-</sup>?
  - Si se mezclan concentraciones iguales de reactivos y productos, las siguientes reacciones ¿procederán hacia la derecha o hacia la izquierda?
- $$\text{HX} + \text{Y}^- \rightleftharpoons \text{HY} + \text{X}^-$$

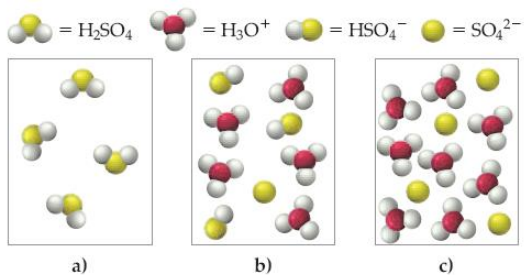
- 6- Las siguientes figuras representan disoluciones acuosas de tres ácidos HA (A= X, Y o Z); para mayor claridad, se omitieron las moléculas de agua.



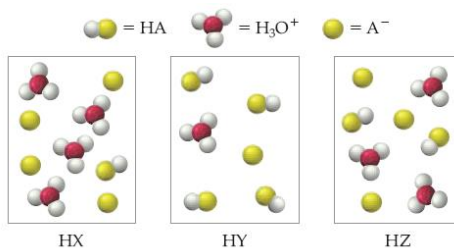
- Ordene los tres ácidos en forma creciente por su valor de  $K_a$ .
  - ¿Cuál ácido es un ácido fuerte, si acaso lo hay?
  - ¿Cuál disolución tiene el mayor pH y cuál el menor pH?
- 7- ¿Cuál de las siguientes figuras representa una disolución de un ácido diprótico débil  $\text{H}_2\text{A}$ ? (Se omitieron las moléculas de agua para mayor claridad.) ¿Cuáles figuras representan un caso imposible? Explique por qué.



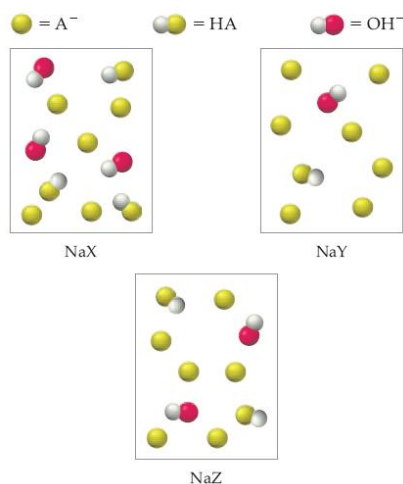
- 8- ¿Cuál de las siguientes figuras representa mejor una disolución acuosa de ácido sulfúrico? Explique por qué. (Se omitieron las moléculas de agua para mayor claridad.)



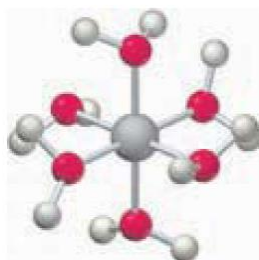
- 9- Las siguientes figuras representan disoluciones acuosas de tres ácidos HA (A = X, Y o Z); se omitieron las moléculas de agua para mayor claridad:



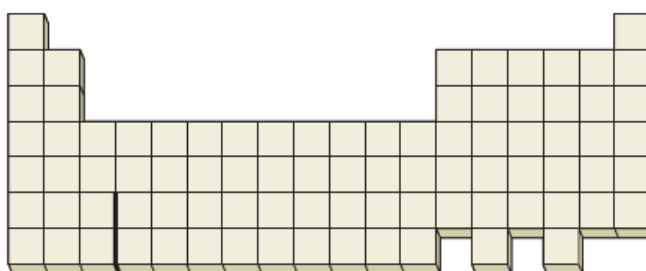
- a. ¿Cuál base conjugada ( $\text{A}^- = \text{X}^-$ ,  $\text{Y}^-$  o  $\text{Z}^-$ ) tiene el mayor valor de  $K_b$ ?
- b. ¿Cuál ion  $\text{A}^-$  es la base más débil?
- 10- Las siguientes figuras representan disoluciones de tres sales NaA ( $\text{A}^- = \text{X}^-$ ,  $\text{Y}^-$  o  $\text{Z}^-$ ); se omitieron las moléculas de agua y los iones sodio para mayor claridad:



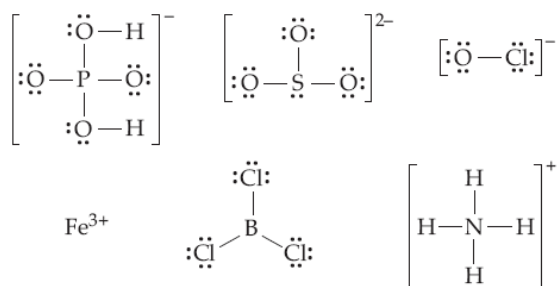
- Acomode los tres aniones  $A^-$  en orden creciente de basicidad.
  - ¿Cuál anión  $A^-$  tiene el ácido conjugado más fuerte?
  - ¿Cuál anión  $A^-$  tiene el menor valor de  $pK_b$ ?
  - ¿Por qué cada figura contiene la misma cantidad de moléculas de HA y de aniones  $OH^-$ ?
- 11- La siguiente figura representa al catión metálico hidratado  $M(H_2O)_6^{n+}$ , donde  $n = 1, 2$  o  $3$ .



- Escriba una ecuación balanceada para la reacción del  $M(H_2O)_6^{n+}$  con agua y la ecuación de equilibrio para esa reacción.
  - La constante de equilibrio ¿aumenta, disminuye o permanece igual al incrementar el valor de  $n$ ? Explique por qué.
  - ¿Cuál ion  $M(H_2O)_6^{n+}$  ( $n = 1, 2$  o  $3$ ) es el ácido más fuerte y cuál tiene la base conjugada más fuerte?
- 12- Localice al azufre, selenio, cloro y bromo en la tabla periódica:



- ¿Cuál ácido binario ( $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $HCl$  o  $HBr$ ) es el más fuerte? ¿Cuál es el más débil? Explique por qué.
  - b) ¿Cuál oxoácido ( $H_2SO_3$ ,  $H_2SeO_3$ ,  $HClO_3$  o  $HBrO_3$ ) es el más fuerte? ¿Cuál es el más débil? Explique por qué.
- 13- Examine las estructuras electrónicas de puntos de las moléculas y de los siguientes iones:



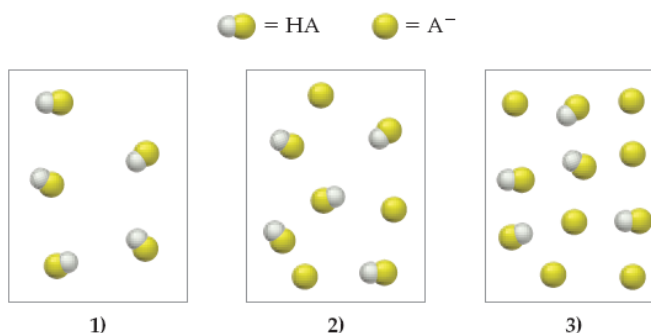
- a. ¿Cuáles de esas moléculas y iones se pueden comportar como ácido de Brønsted-Lowry?  
 ¿Cuáles lo hacen como base de Brønsted-Lowry?
- b. ¿Cuáles se pueden comportar como ácido de Lewis? ¿Cuáles como base de Lewis?

### Efecto de ion común

#### 14- Ejemplo De Concepto Clave

##### Determinación Del Efecto De Un Ion Común Sobre El Ph Y El Porcentaje De Disociación

Las siguientes figuras representan disoluciones de un ácido débil HA, que también pueden contener la sal de sodio NaA. ¿Cuál disolución tiene el mayor valor de pH y cuál el máximo porcentaje de disociación del HA? (Para mayor claridad, se han omitido los iones  $\text{Na}^+$  y las moléculas del disolvente agua.)



#### ESTRATEGIA

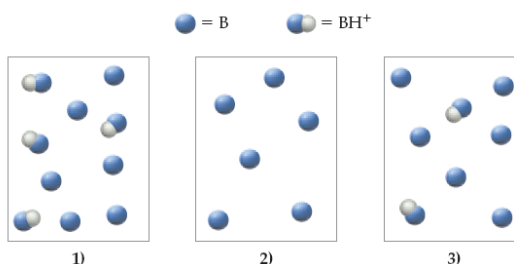
El pH y el porcentaje de disociación del HA se determinan por el grado en que se completa la reacción  $\text{HA}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(ac)} + \text{A}^-_{(ac)}$ . El equilibrio de la disociación se desplaza a la izquierda al aumentar la concentración del ion común  $\text{A}^-$ , con lo que disminuye la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  (y aumenta el pH), en tanto que baja el porcentaje de disociación.

Para contestar las preguntas, tan sólo hay que contar el número de iones  $\text{A}^-$ .

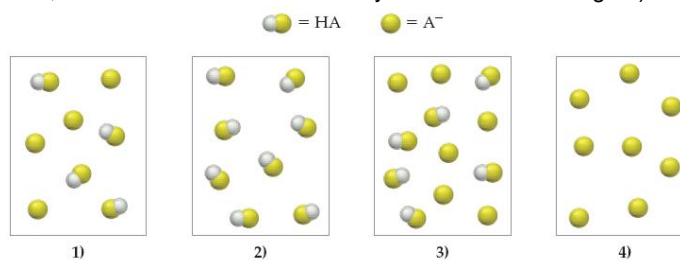
#### SOLUCIÓN

Las tres disoluciones contienen la misma cantidad de moléculas de HA, pero distintas cantidades de iones  $\text{A}^-$ : ninguno para la disolución 1, tres en la disolución 2 y seis en la disolución 3. El equilibrio de disociación está más hacia la izquierda en la disolución 3, por lo que la disolución 3 tiene la menor concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y el máximo pH. Para la disolución 1, no hay ion común que suprima la disociación de HA, por lo que la disolución 1 cuenta con el máximo porcentaje de disociación.

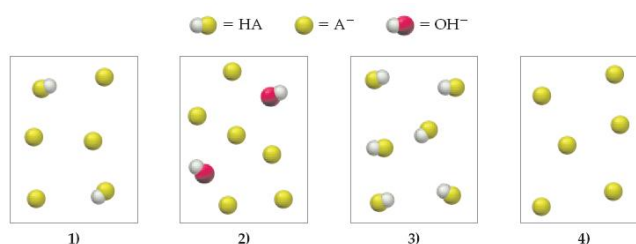
- 15- Las siguientes figuras representan disoluciones de una base débil B, que pueden contener también la sal cloruro  $\text{BH}^+\text{Cl}^-$ . ¿Cuál disolución tiene el mínimo valor de pH y cuál el máximo porcentaje de disociación de B? (Para mayor claridad, se han omitido los iones  $\text{Cl}^-$  y las moléculas del disolvente agua.)



- 16- Las siguientes figuras representan disoluciones que contienen un ácido débil, HA, y/o su sal de sodio, NaA. (Para mayor claridad, se han omitido los iones  $\text{Na}^+$  y las moléculas de agua.)



- ¿Cuáles de las disoluciones son amortiguadoras?
  - ¿Cuál disolución tiene la mayor capacidad amortiguadora?
- 17- Las siguientes figuras representan disoluciones en varios puntos en la titulación de un ácido débil HA con NaOH acuosa. (Se omiten los iones  $\text{Na}^+$  y las moléculas de agua para mayor claridad.)

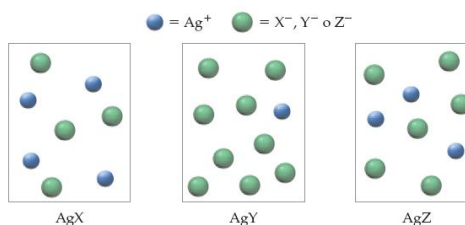


¿Cuál figura corresponde a cada uno de los siguientes puntos en la titulación?

- Antes de agregar NaOH
- Antes del punto de equivalencia
- El punto de equivalencia
- Después del punto de equivalencia

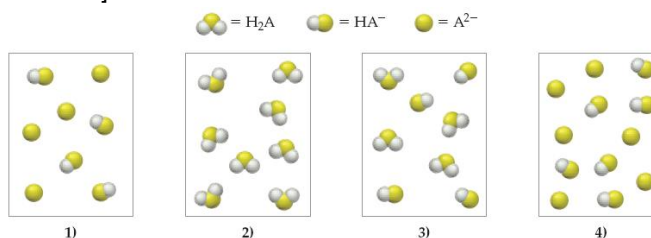
### Equilibrios de Solubilidad

- 18- Las siguientes figuras representan disoluciones saturadas de tres sales de plata: AgX, AgY y AgZ. (Para mayor claridad, se omitieron otros iones y las moléculas de agua.)



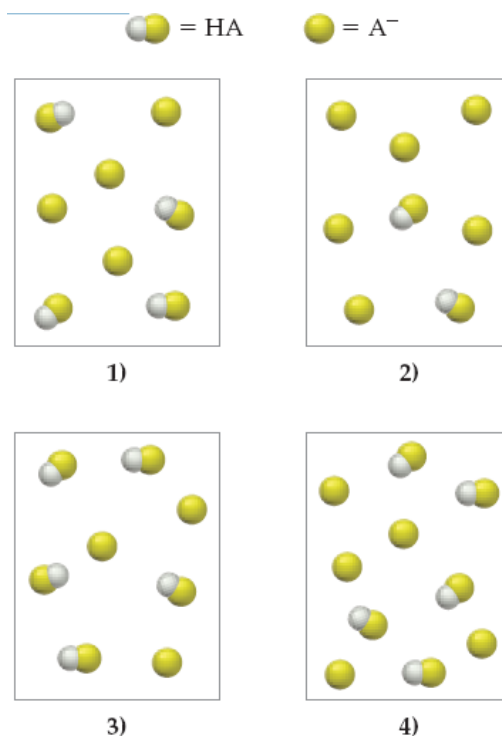
- ¿Cuál sal tiene el mayor valor de  $K_{ps}$ ?
- ¿Cuál sal tiene el menor valor de  $K_{ps}$ ?

- 19- Las siguientes figuras representan disoluciones que contienen uno o más de los compuestos  $\text{H}_2\text{A}$ , NaHA y  $\text{Na}_2\text{A}$ , siendo  $\text{H}_2\text{A}$  un ácido diprótico débil. [Se omiten los iones  $\text{Na}^+$  y las moléculas de agua (disolvente) para mayor claridad.]

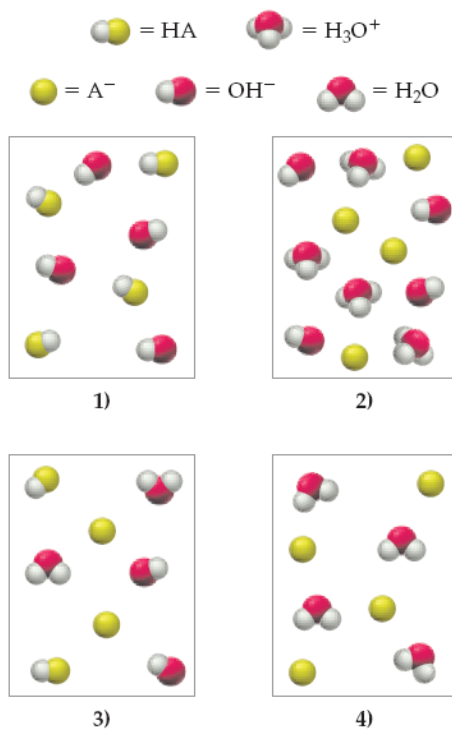


- ¿Cuáles de las disoluciones son disoluciones amortiguadoras?
  - ¿Cuál disolución tiene la mayor capacidad amortiguadora?
- 20- Las siguientes figuras representan disoluciones que contienen un ácido débil HA ( $\text{pK}_a = 6.0$ ) y su sal de sodio NaA. (Se omiten los iones  $\text{Na}^+$  y las moléculas de agua para mayor claridad.)

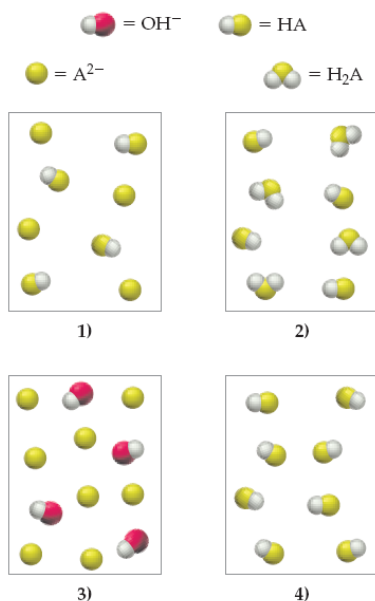




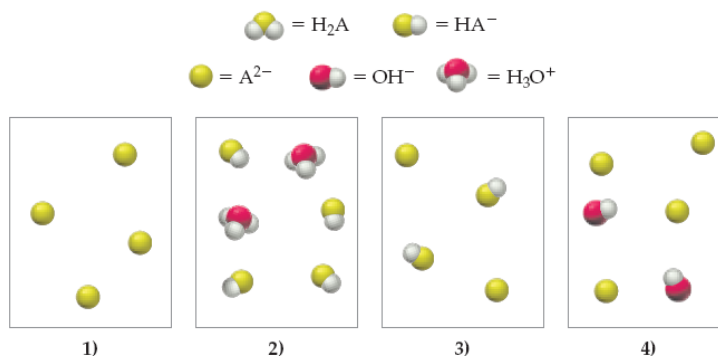
- ¿Cuál disolución tiene el pH más alto? ¿Cuál tiene el pH más bajo?
  - Trace una figura que represente el estado de equilibrio de la disolución (1) cuando se le agregan dos iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
  - Dibuje una figura que represente el estado de equilibrio de la disolución (1) al haber agregado dos iones  $\text{OH}^-$ .
- 21- El ácido fuerte HA se mezcla con una cantidad molar igual de NaOH acuoso. ¿Cuál de las siguientes figuras representa el estado de equilibrio de la disolución? (Los iones  $\text{Na}^+$  y las moléculas de agua se omiten para mayor claridad.)



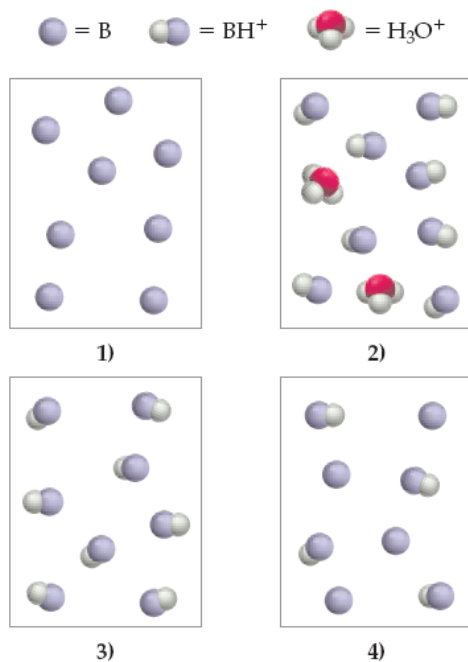
- 22- Las siguientes figuras representan disoluciones en varias etapas de la titulación de un ácido diprótico débil  $\text{H}_2\text{A}$  con NaOH acuoso. (Se omiten los iones  $\text{Na}^+$  y las moléculas de agua para mayor claridad.)



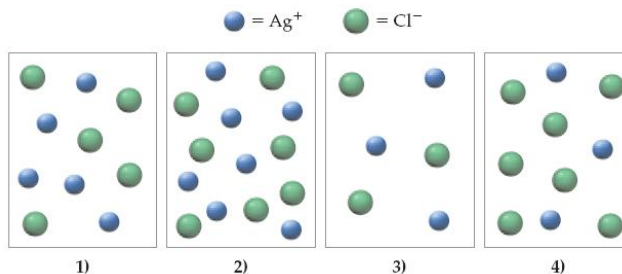
- a. ¿A cuál de las siguientes etapas corresponden las disoluciones (1) a (4)?
- i. Medio camino al primer punto de equivalencia
  - ii. Primer punto de equivalencia
  - iii. Medio camino entre el primero y el segundo puntos de equivalencia
  - iv. Después del segundo punto de equivalencia
- b. ¿Qué disolución tiene el pH más alto? ¿Cuál tiene el menor pH?
- 23- Las siguientes figuras representan disoluciones en varias etapas de la titulación de ácido sulfúrico  $H_2A$  ( $A^{2-} = SO_4^{2-}$ ) con  $NaOH$  acuoso. (Los iones  $Na^+$  y las moléculas de agua se omiten para mayor claridad.)



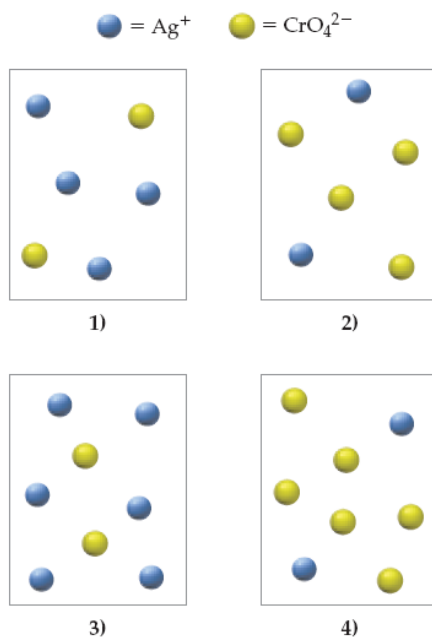
- a. ¿A cuál de las siguientes etapas corresponden las disoluciones (1) a (4)?
- i. Medio camino al primer punto de equivalencia
  - ii. Medio camino entre el primer punto de equivalencia y el segundo
  - iii. Segundo punto de equivalencia
  - iv. Después del segundo punto de equivalencia
- b. Trace una figura que represente la disolución antes de agregar  $NaOH$ .
- 24- Las siguientes figuras representan disoluciones en distintas etapas de la titulación de una base débil  $B$  con  $HCl$  acuoso. (Para mayor claridad, se omiten los iones  $Cl^-$  y las moléculas de agua.)



- a. ¿A cuáles de las siguientes etapas corresponden las disoluciones (1) a (4)?
- i. La disolución inicial antes de agregar HCl
  - ii. Medio camino al punto de equivalencia
  - iii. El punto de equivalencia
  - iv. Después del punto de equivalencia
- b. El pH en el punto de equivalencia, ¿es mayor o menor que 7?
- 25- Las siguientes figuras representan disoluciones de AgCl, que también pueden contener iones que no sean Ag<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>, los cuales no se muestran. Si la disolución (1) es una disolución saturada de AgCl, clasifique a las disoluciones (2) a (4) como no saturadas, saturadas o sobresaturadas.



- 26- Las siguientes figuras representan disoluciones de Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, que también pueden contener iones distintos a Ag<sup>+</sup> y CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, los cuales no se muestran. La disolución (1) está en equilibrio con el Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> sólido. En las disoluciones (2) a (4) ¿se formará un precipitado de Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>? Explique por qué.



### Ejercicios de Nivelación

- 1) a) ¿En qué se parecen un ácido fuerte y un ácido débil? ¿En qué difieren? b) ¿En qué se asemejan una base fuerte y una base débil? ¿En qué difieren?
- 2) Los corchetes, [ ], son de uso común en varios enunciados matemáticos en química. ¿Qué significan los corchetes en química?
- 3) a) Escriba una ecuación química que muestre la ionización del agua. b) Escriba la expresión de la constante de equilibrio de esta ecuación. c) ¿Qué símbolo especial se emplea en esta constante de equilibrio? d) ¿Cuál es la relación entre  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{HO}^-]$  en agua pura? e) ¿Cómo puede utilizarse esta relación para definir los términos “ácido” y “básico”?
- 4) Escriba la definición matemática de **pH** y **pOH**. ¿Cuál es la relación entre pH y pOH? ¿Cómo puede utilizarse el pH para definir los términos “ácido” y “básico”?
- 5) ¿Qué relación existe entre la fuerza de la base y el valor de **Kb**?
- 6) Escriba una ecuación química que represente la ionización de un ácido débil, **HA**. Escriba la constante de equilibrio de esta reacción
- 7) ¿Qué relación existe entre la fuerza de un ácido y el valor numérico de **Ka**?
- 8) Escriba una ecuación química que represente el equilibrio entre el agua y una base débil, **B**. Escriba la expresión de la constante de equilibrio de esta reacción.
- 9) ¿Qué es la hidrólisis?
- 10) ¿Qué determina si una solución acuosa de una sal es ácida, básica o neutra? Para cada tipo de solución ejemplifique con una sal en particular

## TEMA N° 7

### 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.

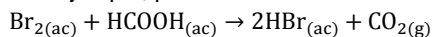
#### Introducción

La cinética química es el estudio de las velocidades de las reacciones químicas y de los mecanismos mediante los que tienen lugar. La cinética química introduce la variable tiempo en el estudio de las reacciones químicas y estudia el camino que siguen los reactivos para convertirse en productos. 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 Reacción

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. Por ejemplo, para la reacción:



Donde la velocidad de la desaparición de los reactivos en función del tiempo es:

$$v = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{HCOOH}]}{\Delta t} \quad [ = ] \quad \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

Con los valores de la siguiente tabla los datos de la ecuación serían:

$$v = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,0101 - 0,0120)}{50 - 0} = 3,8 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

Tiempo (s)	[Br <sub>2</sub> ] (mol/L)	Velocidad x 10 <sup>-5</sup>
0	0,0120	3,8
50	0,0101	3,4
100	0,0084	2,6
150	0,0071	2,4
200	0,0059	

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

$$v = \frac{\Delta[\text{HBr}]}{2 \cdot \Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} \quad [ = ] \quad \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

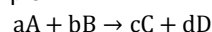
Tener en cuenta que cuando planteamos la ecuación de velocidad en función de la desaparición de los reactivos, se debe anteponer el signo menos (-), debido a que la velocidad no puede tener signo negativo.

#### Ecuación de Velocidad

La ecuación de velocidad cinética es una ecuación matemática que relaciona la velocidad de reacción con las variables de que depende (fundamentalmente con la composición del sistema: número de moles, concentraciones o, en gases, presiones parciales).

En la ecuación cinética pueden aparecer variables relacionadas con cualquier especie química presente en el sistema durante la reacción: catalizadores, especies inertes, reactivos, productos, disolvente, etc.

Por ejemplo:



la ecuación cinética adopta la forma:

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

**k**: Constante Específica de Velocidad.

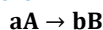
Depende exclusivamente de la Temperatura, y sus unidades dependen del orden de reacción.

**Órdenes de reacción (p + q)**: se obtienen experimentalmente y pueden ser números positivos o negativos, enteros o fraccionarios y no están relacionados a los coeficientes estequiométricos de la reacción (a, b, c, d). El orden global (**n**) es la suma de los órdenes parciales (**p + q**).

### Determinación de n y k

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

#### Reacciones Orden Cero



Siguen una ecuación de la forma:

$$-\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dT} = k$$

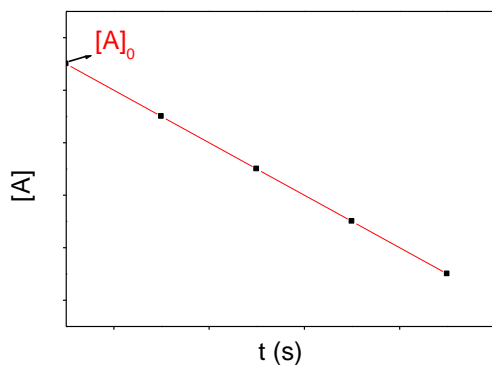
separando las variables:

$$d[A] = -a \cdot k \cdot dT$$

e integrando entre las condiciones de partida  $[A]_0$  y las correspondientes a un tiempo arbitrario  $[A]_t$ :

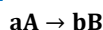
$$[A] = [A]_0 - a \cdot k \cdot t$$

Si se grafican los datos experimentales,  $[A]$  en función del tiempo y se obtiene una recta, la reacción es de orden cero:



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

#### Reacciones 1° Orden



Siguen una ecuación de la forma:

$$-\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dT} = k \cdot [A]$$

separando las variables:

$$\frac{d[A]}{[A]} = -a \cdot k \cdot dT$$

integrando:

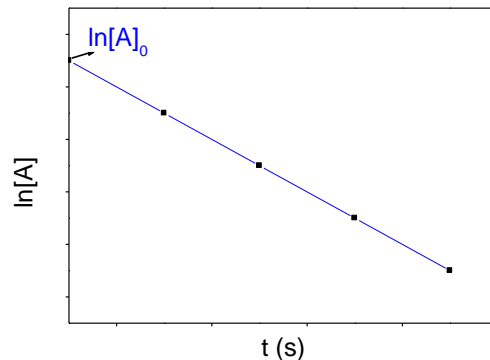
$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -a \cdot k \cdot dT$$

despejando:

$$\ln[A] - \ln[A]_0 = -a \cdot k \cdot t$$

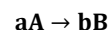
$$\ln[A] = \ln[A]_0 - a \cdot k \cdot t$$

Si se grafican los datos experimentales,  $\ln[A]$  en función del tiempo y se obtiene una recta, la reacción es de 1° orden:



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

#### Reacciones 2° Orden



Siguen una ecuación de la forma:

$$-\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dT} = k \cdot [A]^2$$

separando las variables:

$$-\frac{d[A]}{[A]^2} = a \cdot k \cdot dt$$

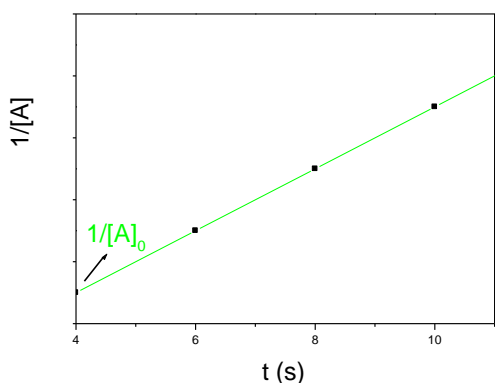
integrando:

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{A_0} = a \cdot k \cdot t$$

despejando:

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + a \cdot k \cdot t$$

Si se grafican los datos experimentales,  $1/[A]$  en función del tiempo y se obtiene una recta, la reacción es de 2° orden:



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

### 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  $k$ .

$E_a$  = Energía de Activación (cal/mol ó kcal/mol.)

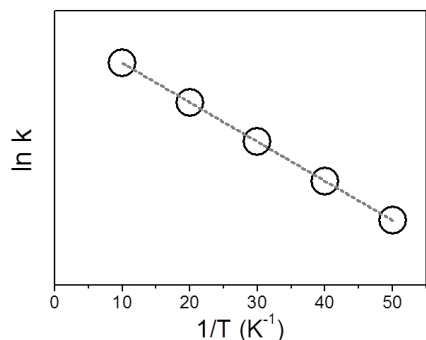
$R$  = Constante de los gases (cal/K mol ó kcal/K mol)

$T$  = Temperatura (K).

Si utilizamos la forma logarítmica, resulta la ecuación de una recta:

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A$$

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



### Energía de Activación

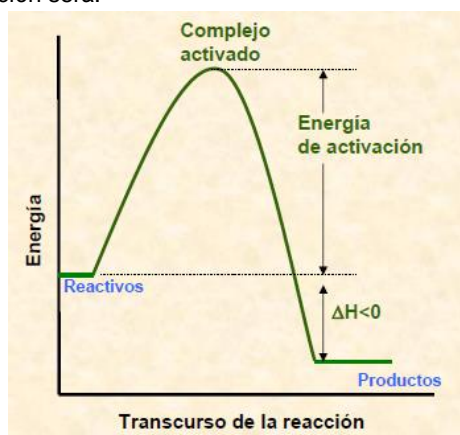
Es la barrera de energía que deben superar los reactivos para pasar a productos. Se puede calcular a partir de la ecuación de Arrhenius:

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

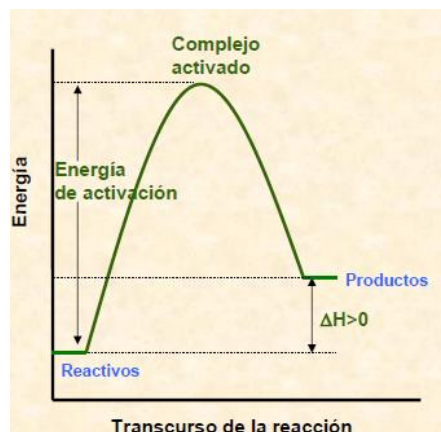
Si se integra esta ecuación entre límites y se reordena queda la siguiente expresión:

$$E_a = R \left( \frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \right) \ln \frac{k_2}{k_1}$$

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



Para una reacción Endotérmica, el gráfico de Energía Potencial vs Transcurso de la reacción será:



### 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.

## Problemas tipo

**Ejemplo1:** Determinación del orden de reacción.

En la reacción  $A \rightarrow B$  se ha hallado experimentalmente que, para una concentración inicial de A de 0,02, 0,03 y 0,05 moles/L, la velocidad de reacción resultó ser  $4,8 \times 10^{-6}$ ;  $1,08 \times 10^{-5}$ ; y  $3,0 \times 10^{-5}$  mol/Ls, respectivamente. Calcule el orden de esa reacción.

**Solución:**

La ecuación de velocidad referida al reactivo A viene dada por la expresión:  $v = k [A]^n$  donde v es la velocidad de reacción, k es la constante de velocidad, [A] es la concentración inicial del reactivo A y n es el orden de reacción.

En los tres casos dados, la constante de velocidad tiene el mismo valor, por lo que vamos a calcular este valor suponiendo que la reacción es de orden 0, 1 y 2 hasta encontrar uno que nos dé el mismo valor para la constante.

Concentración Inicial, mol/L [A]	Velocidad inicial de reacción v	Constante de Velocidad: k		
		Orden 0 $k = \frac{v}{[A]^0}$	Orden 1 $k = \frac{v}{[A]^1}$	Orden 2 $k = \frac{v}{[A]^2}$
0,02	$4,8 \times 10^{-6}$	$4,8 \times 10^{-6}$	$2,4 \times 10^{-4}$	0,012
0,03	$1,08 \times 10^{-5}$	$1,08 \times 10^{-5}$	$3,6 \times 10^{-4}$	0,012
0,05	$3,0 \times 10^{-5}$	$3,0 \times 10^{-5}$	$6,0 \times 10^{-4}$	0,012

Donde, como podemos comprobar, la constante de velocidad tiene el mismo valor cuando se trata de una reacción de orden 2, siendo su ecuación de velocidad:  $v = k [A]^2$

**Ejemplo 2**

Una reacción de un reactivo A con un reactivo B muestra los siguientes datos de velocidad cuando se estudia a diferentes concentraciones de A y de B:

Nº EXPERIMENTO	[A] M	[B] M	$V_0$ (mol/ L s)
1º	0,02	0,01	$4,4 \times 10^{-4}$
2º	0,02	0,02	$17,6 \times 10^{-4}$
3º	0,04	0,02	$35,2 \times 10^{-4}$
4º	0,04	0,04	$140,8 \times 10^{-4}$

Hallar su ecuación de velocidad

**Solución:**

La ecuación de velocidad será de la forma:  $v = k [A]^n [B]^m$

**Cálculo de los órdenes de Reacción "n" y "m".**

**Cálculo de "m":**

Para ello dividiremos, miembro a miembro, el experimento N°1 por el N° 2:

$$\begin{aligned} V_1 &= k [A]^n [B]^m \rightarrow 4,4 \times 10^{-4} = k (0,02)^n (0,01)^m \\ V_2 &= k [A]^n [B]^m \rightarrow 17,6 \times 10^{-4} = k (0,02)^n (0,02)^m \end{aligned}$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{4,4 \times 10^{-4}}{17,6 \times 10^{-4}} = \frac{k (0,02)^n (0,01)^m}{k (0,02)^n (0,02)^m}$$

$$0,25 = 1^n \left[ \frac{0,01}{0,02} \right]^m = 0,5^m$$

Luego la fracción en el miembro derecho puede reescribirse como se muestra a continuación:

$$\frac{1}{4} = \left[ \frac{1}{2} \right]^2 = \left[ \frac{1}{2} \right]^m$$

A bases iguales, debe cumplirse que los exponentes sean iguales, por lo que **m = 2**

**Cálculo de "n":**

Para ello dividiremos, miembro a miembro, el experimento N°2 por el N° 3:



$$v_2 = k [A]^n [B]^m \rightarrow 17,6 \times 10^{-4} = k (0,02)^n (0,02)^m$$

$$v_3 = k [A]^n [B]^m \rightarrow 35,2 \times 10^{-4} = k (0,04)^n (0,02)^m$$

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{17,6 \times 10^{-4}}{35,2 \times 10^{-4}} = \frac{k (0,02)^n (0,02)^m}{k (0,04)^n (0,02)^m}$$

$$\frac{1}{2} = 1^m \left[ \frac{0,02}{0,04} \right]^n = \left[ \frac{1}{2} \right]^n$$

Nuevamente, tenemos que a bases iguales, debe cumplirse que los exponentes sean iguales, por lo que **n = 1**.

#### Cálculo de k.

El valor de la k de velocidad podemos determinarlo con cualquiera de los experimentos, mientras no cambie la temperatura. La k depende únicamente de la temperatura. Tomemos el experimento N° 1.

$$v_1 = k [A][B]^2 = 4,4 \times 10^{-4} \text{ mol/Ls} = k (0,02 \text{ mol/L}) (0,01 \text{ mol/L})^2$$

$$k = \frac{4,4 \times 10^{-4} \text{ mol/Ls}}{2 \times 10^{-6} \text{ mol}^3 / \text{L}^3}$$

$$k = 2,2 \times 10^2 \text{ L}^2 / \text{mol}^2 \text{ s}$$

Finalmente podemos plantear que la ecuación de velocidad es de la forma:

$$v = 2,2 \times 10^2 [A][B]^2$$

#### Ejemplo 3

Cálculo de la constante de velocidad de una reacción a diferentes temperaturas.

La constante de velocidad para la descomposición del acetaldehído a 700 K es de 0,011. ¿Cuál será la constante de velocidad a 790 K sabiendo que la energía de activación de la misma es 177 kJ/mol?

Solución:

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln (0,011) - \ln k_2 = \frac{177 \text{ kJ mol}^{-1}}{8,314 \times 10^{-3} \text{ kJ/K mol}} \left[ \frac{1}{790} - \frac{1}{700} \right] \frac{1}{\text{K}}$$

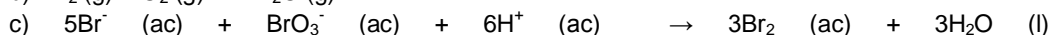
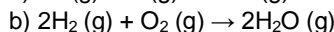
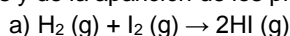
Despejando el  $\ln k_2$  de la ecuación anterior y resolviendo numéricamente obtenemos:

$$\ln k_2 = -1,045$$

$$k_2 = 0,351$$

#### 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  $6 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  a  $4,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  en 200 s ¿Cuál fue la velocidad de reacción promedio?

$$\text{Rta: } v = 4,5 \times 10^{-3} \text{ mmol/L s}$$

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

Experimento	[A] <sub>0</sub> (mmol/L)	[B] <sub>0</sub> (mmol/L)	[C] <sub>0</sub> (mmol/L)	Velocidad inicial (mmol/Ls)
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  
 c) Calcular la constante de velocidad.  
 d) Utilizar los datos para predecir la velocidad de reacción para el experimento 5.

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

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 (L/mols)
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  
 $\text{H}_2 + \text{NO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}$  (lento)  
 $\text{N} + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}$  (rápido)  
 $\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  (rápido)
- b) Mecanismo 2  
 $\text{H}_2 + 2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$  (lento)  
 $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (rápido)
- c) Mecanismo 3  
 $2\text{NO} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_2$  (equilibrio rápido)  
 $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$  (lento)  
 $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (rápido)

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?

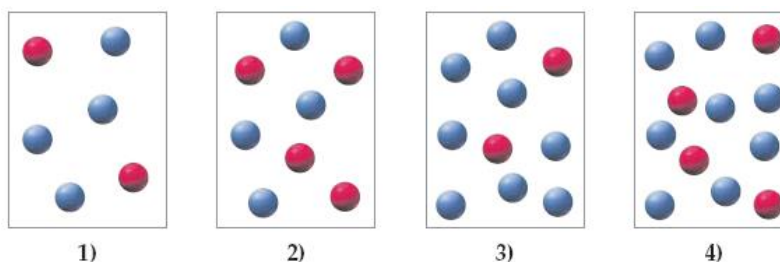
**Rta:** a) 2° orden b)  $k = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ L/mols}$

## Ejercicios Conceptuales

### Ejemplo Resuelto De Concepto Clave

Uso Del Método De Las Velocidades Iniciales

Las velocidades relativas de la reacción  $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{productos}$ , en los recipientes (1) a (4), son 1:2:2:4. Las esferas rojas representan a las moléculas A; las azules a las moléculas B.



- a. ¿Cuál es el orden de la reacción en A y B? ¿Cuál es el orden general de la reacción?  
 b. Escriba la ley de velocidad.

ESTRATEGIA

a) Para encontrar el orden de reacción, se aplica el método de las velocidades iniciales. Se cuenta el número de moléculas de A y de B en los recipientes 1) a 4) y luego se comparan las velocidades relativas con el número relativo de moléculas de cada tipo. Suponga que los cuatro recipientes tienen el mismo volumen, de manera que las concentraciones son proporcionales al número de moléculas.

b) La ley de velocidad de reacción se escribe como  $\text{velocidad} = k[A]^m [B]^n$ , donde los exponentes  $m$  y  $n$  son los órdenes de la reacción en A y en B, respectivamente.

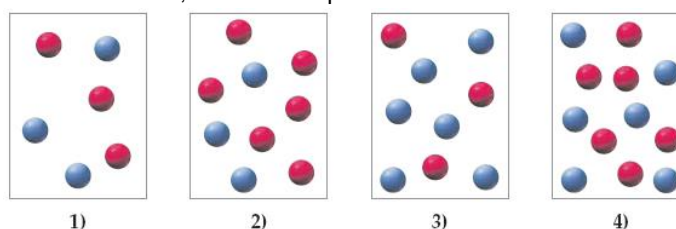
SOLUCIÓN

a) Compare pares de recipientes en los que la concentración de un reactivo varía, mientras la del otro permanece constante. La concentración de las moléculas de A en el recipiente 2) es el doble que la del recipiente 1), en tanto que la concentración de B permanece constante.

Como la velocidad de reacción en el recipiente 2) es el doble de la del recipiente 1), la velocidad es proporcional a  $[A]$ ; por ello, la reacción es de primer orden con respecto al reactivo A. Cuando se duplica la concentración de B, mientras permanece constante la de A [compare los recipientes 1) y 3)], la velocidad se duplica, por lo que la reacción es de primer orden con respecto a B. Cuando las concentraciones tanto de A como de B se duplican, la velocidad se incrementa en un factor de 4 [compare los recipientes 1) y 4)], de acuerdo con una reacción que es de primer orden con respecto a los reactivos A y B. El orden general de la reacción es la suma de los órdenes en A y B, es decir,  $1 + 1 = 2$ .

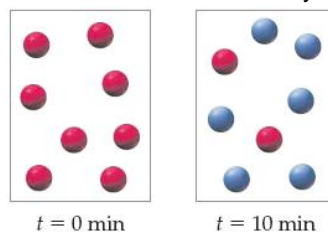
b) Como la reacción es de primer orden con respecto a los reactivos A y B, la ley de velocidad es:  $\text{velocidad} = k[A][B]$ . Observe que los exponentes en la ley de velocidad de reacción difieren de los coeficientes en la ecuación química balanceada,  $A + 2 B \rightarrow \text{productos}$ .

- 1- Las velocidades relativas de la reacción  $A + B \rightarrow \text{productos}$  en los recipientes 1) a 4) son 1:1:4:4. Las esferas rojas representan moléculas A; las azules representan moléculas B.



- 2- Considere la reacción de primer orden  $A \rightarrow B$  en la que las moléculas A (esferas rojas) se convierten en moléculas B (esferas azules).

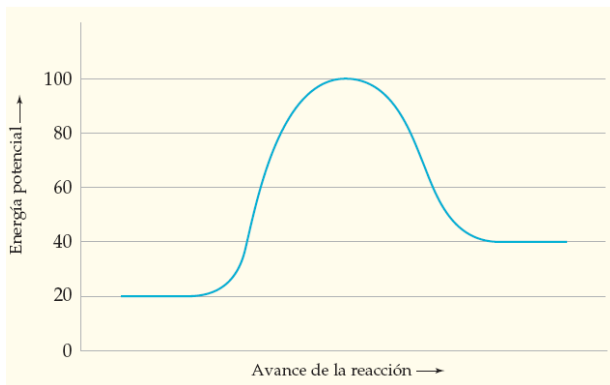
- a. Dadas las siguientes ilustraciones en  $t = 0$  min y  $t = 10$  min, ¿cuál es la vida media de la reacción?  
 b. Elabore un dibujo que muestre el número de moléculas A y B presentes en  $t = 15$  min.



- 3- A continuación se presenta el perfil de energía potencial para la reacción de una etapa  $AB + CD \rightarrow AC + BD$ . Las energías están en kJ/mol respecto de un cero arbitrario de la energía.

- a. ¿Cuál es el valor de la energía de activación para esa reacción?  
 b. ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

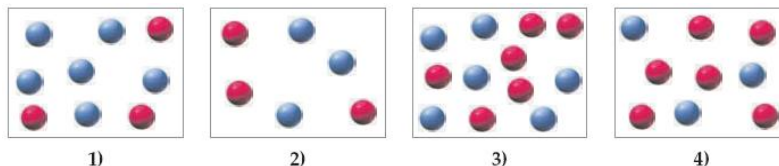
- c. Sugiera una estructura posible para el estado de transición.



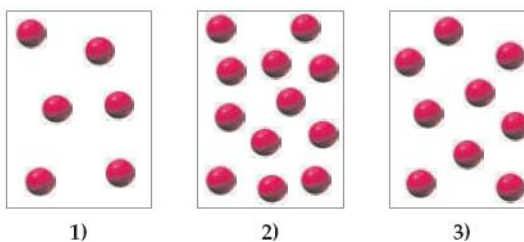
- 4- La siguiente reacción es de primer orden en A (esferas rojas) y de primer orden en B (esferas azules):



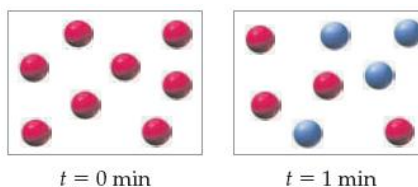
- a. ¿Cuáles son las velocidades relativas de esta reacción en los recipientes 1) a 4)? Cada recipiente tiene el mismo volumen.  
 b. ¿Cuáles son los valores relativos de la constante de velocidad,  $k$ , para los recipientes 1) a 4)?



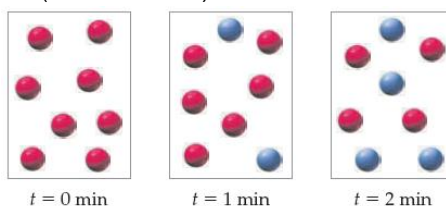
- 5- Considere la descomposición de primer orden de las moléculas A (esferas rojas) en tres recipientes de igual volumen.



- a. ¿Cuáles son las velocidades relativas de descomposición en los recipientes 1) a 3)?  
 b. ¿Cuáles son las vidas medias relativas de las reacciones en los recipientes 1) a 3)?  
 c. ¿Cómo resultarían afectadas las velocidades y las vidas medias si el volumen de cada recipiente disminuyera en un factor de 2?
- 6- Considere la reacción de primer orden  $A \rightarrow B$  en la que moléculas A (esferas rojas) se convierten en moléculas B (esferas azules).
- a. Dadas las siguientes ilustraciones, cuando  $t = 0$  min y  $t = 1$  min, elabore dibujos que muestren el número de moléculas A y B presentes en  $t = 2$  min y  $t = 3$  min.  
 b. ¿Cuál es la vida media de la reacción?

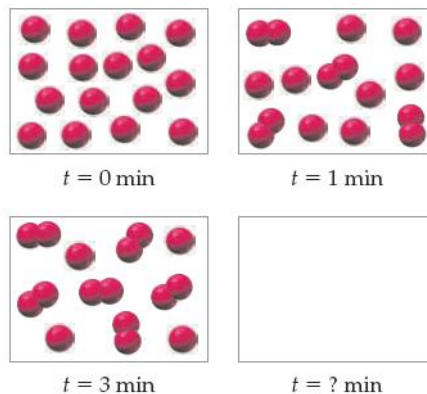


- 7- Las siguientes ilustraciones representan el avance de la reacción  $A \rightarrow B$  en la que moléculas A (esferas rojas) se convierten en moléculas B (esferas azules).

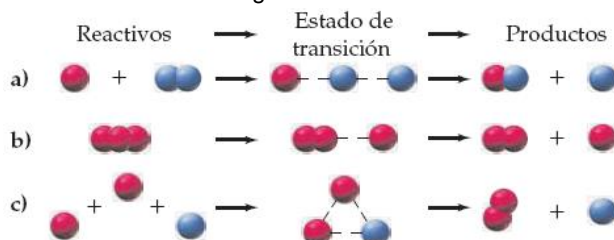


- a. ¿Cuál es el orden de la reacción?

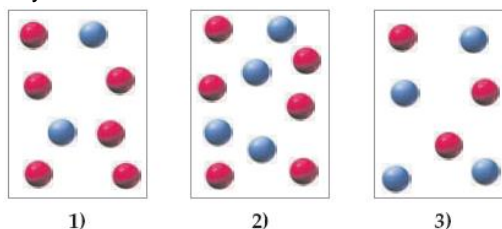
- b. Haga un dibujo que muestre el número de moléculas A y B presentes en  $t = 3$  min.  
 c. Suponga que cada esfera representa  $6.0 \times 10^{21}$  moléculas y que el volumen del contenedor es 1.0 L. ¿Cuál es la constante de velocidad para la reacción en las unidades habituales?
- 8- Las siguientes ilustraciones representan el avance de una reacción en la que dos moléculas A se combinan para dar una molécula más compleja  $A_2$ ,  $2A \rightarrow A_2$ .
- a. ¿La reacción es de primer orden o de segundo en A?  
 b. ¿Cuál es la ley de velocidad?  
 c. Elabore un dibujo apropiado en el último cuadro y especifique a qué tiempo corresponde.



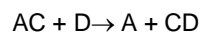
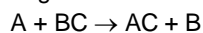
- 9- ¿Cuál es la molecularidad de cada una de las siguientes reacciones elementales?



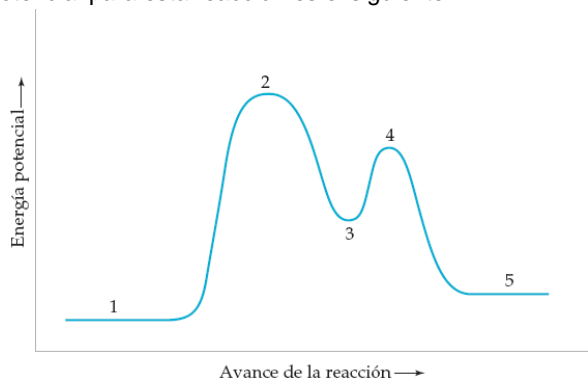
- 10- Las velocidades relativas de la reacción  $A + B \rightarrow AB$  en los recipientes 1) a 3) son 4:4:1. Las esferas rojas representan a moléculas A y las azules a las moléculas B.



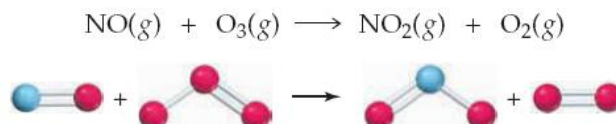
- a. ¿Cuál es el orden de la reacción en A y B?  
 b. Escriba la ley de velocidad.  
 c. Escriba un mecanismo que concuerde con la ley de velocidad.  
 d. Identifique a todos los intermediarios en el mecanismo que propuso.
- 11- Considere una reacción que ocurre con el siguiente mecanismo:



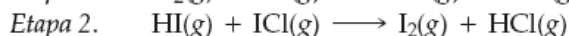
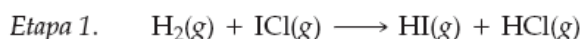
El perfil de energía potencial para esta reacción es el siguiente:



- ¿Cuál es la ecuación para la reacción global?
  - Escriba fórmulas estructurales para todas las especies presentes en las etapas 1 a 5 de la reacción. Identifique cada especie como reactivo, producto, catalizador, producto intermediario o estado de transición.
  - ¿Cuál de las dos etapas del mecanismo es la que determina la velocidad? Escriba la ley de velocidad para la reacción global.
  - ¿La reacción es endotérmica o exotérmica? Agregue leyendas en el diagrama que indiquen los valores de la energía de la reacción,  $\Delta E$ , y la energía de activación,  $E_a$ , para la reacción global.
- 12- Dibuje un estado de transición posible para la reacción bimolecular del óxido nítrico con el ozono. Use líneas punteadas para indicar los átomos que estén unidos débilmente en el estado de transición.



- ¿Cuál es la diferencia entre una reacción elemental y una global?
- ¿Cuál es la diferencia entre la molecularidad y el orden de una reacción?
- ¿Cuál es la relación entre los coeficientes en una ecuación química balanceada para una reacción global y los exponentes en la ley de velocidad?
- ¿Qué es lo que diferencia a la etapa que determina la velocidad de las otras etapas en un mecanismo de reacción? ¿Cómo afecta la etapa que determina la velocidad a la ley de velocidad observada?
- Considere el siguiente mecanismo para la reacción entre el hidrógeno y el monocloruro de yodo:



- Escriba la ecuación para la reacción global.
  - Identifique cualesquiera productos intermediarios en la reacción.
  - ¿Cuál es la molecularidad de cada etapa elemental?
- 18- Se ha propuesto el siguiente mecanismo para la reacción del óxido nítrico con el cloro:
- $$\text{Etapa 1.} \quad \text{NO}(g) + \text{Cl}_2(g) \longrightarrow \text{NOCl}_2(g)$$
- $$\text{Etapa 2.} \quad \text{NOCl}_2(g) + \text{NO}(g) \longrightarrow 2 \text{NOCl}(g)$$
- ¿Cuál es la reacción global?
  - Identifique cualesquiera productos intermediarios en la reacción.
  - ¿Cuál es la molecularidad de cada etapa elemental?
- ¿Por qué no todas las colisiones entre las moléculas de un reactivo generan una reacción química?
  - Dos reacciones tienen la misma energía de activación pero sus velocidades a la misma temperatura difieren en un factor de 10. Explique por qué.
  - Comente el siguiente enunciado: "Un catalizador incrementa la velocidad de una reacción, pero no se consume porque no participa en ella".
  - ¿Por qué no aparece un catalizador en la ecuación química general de una reacción?
  - ¿Qué efecto tiene un catalizador sobre la velocidad, el mecanismo y la energía de activación de una reacción química?
  - Indique las diferencias entre un catalizador homogéneo y uno heterogéneo; dé un ejemplo de cada uno.

### Práctica de Nivelación

- ¿Qué es la velocidad de una reacción y como se puede estudiar? ejemplifique
- ¿Qué es la *Ecuación de Velocidad*? Describa como se determina para una reacción en particular
- ¿De qué depende la constante específica de velocidad,  $k$ ?
- ¿Qué son los *Órdenes de Reacción* y como se obtienen?
- Se encuentra que la expresión de ley de velocidad de la reacción  $2\text{N}_2\text{O}_5(g) \rightarrow 4\text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g)$  es  $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]$  ¿Cuál es el orden de reacción global?
- ¿Qué se entiende por *Mecanismo de Reacción*? ¿Qué relación hay entre el mecanismo y el orden de reacción?
- La reacción de  $\text{CO}(g) + \text{NO}_2(g)$  es de segundo orden en  $\text{NO}_2$  y de orden cero en  $\text{CO}$  a temperaturas menores a 500 K. a) Escriba la ley de velocidad de la reacción. b) ¿Cómo cambiará la velocidad de la reacción si la concentración  $\text{NO}_2$  se reduce a la mitad? c) ¿Cómo cambiará la velocidad de la reacción si la concentración de  $\text{CO}$  se duplica?

- 8) ¿Qué es un catalizador? ¿Cuál es la diferencia entre catalizadores homogéneos y catalizadores heterogéneos?
- 9) ¿Qué es la Energía de activación? ¿Cómo se ve afectada la velocidad de reacción? Utilice gráficos de Energía Potencial vs Transcurso de Reacción para reacciones exotérmicas y endotérmicas
- 10) ¿Qué es el tiempo de vida media y como se calcula para una reacción de primer orden?

## TEMA N° 8

### Electroquímica

#### 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) Para calcular la variación de la fuerza Electromotriz (fem) de una pila con la actividad de los iones de la solución, se utiliza la **Ecuación de Nerst**:

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

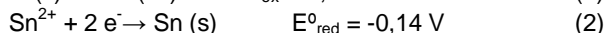
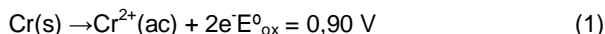
#### RECORDAR:

- $F = 96490$  Coulombios/equiv
- $R = 8,314$  J/K mol = v coulombios/K mol

#### Problemas tipo

##### Ejemplo

Dados las siguientes hemirreacciones



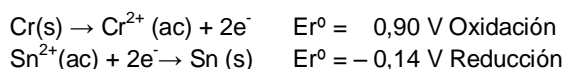
Indique:

- ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?
- Escriba la ecuación global.
- Determine la constante de equilibrio de la reacción.

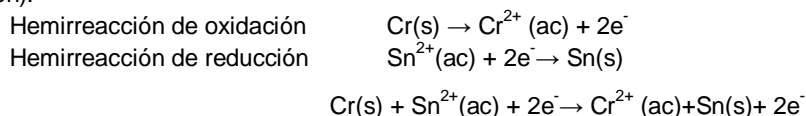
##### Solución:

a. De acuerdo a las hemirreacciones presentadas en el ejercicio (ecuaciones 1 y 2), podemos inferir que el cromo (Cr), sufre un proceso de oxidación, la especie pierde 2 electrones (ánodo) y el estaño (Sn) sufre un proceso de reducción, la especie gana 2 electrones (cátodo).



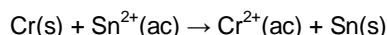


b. Para obtener la ecuación global de la reacción sumamos, las hemirreacciones (oxidación + reducción).



Como el número de electrones es igual a 2, tanto en reactivos, como productos, los podemos cancelar de la ecuación. Por ende la ecuación global queda de la siguiente manera:

Ecuación global:



c. Para determinar la constante de equilibrio utilizamos la ecuación de Nernst, debemos recordar que en el equilibrio  $\Delta E = 0$  y  $Q = K_c$  por lo tanto quedaría:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

$$0 = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln K_c$$

El potencial estándar de la celda, lo calculamos de la siguiente manera:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{Cátodo}} - E^\circ_{\text{Ánodo}} = -0,14 - (-0,90) = 0,76 \text{ V}$$

Recordar que para utilizar esta ecuación siempre colocamos los potenciales de reducción, tanto del ánodo como del cátodo.

Ahora, antes de reemplazar en la ecuación de Nernst es importante recordar que  $n$ , corresponde al número de electrones transferidos, por lo tanto, en esta reacción  $n=2$ .

Reemplazando:

$$0,76 \text{ V} = \frac{8,314}{2} \left( \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \right) \frac{298 \text{ K}}{96500 \text{ J/V mol}} \ln K_c$$

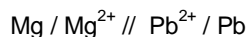
$$\ln K_c = 59,2$$

$$\mathbf{K_c = 5,13 \times 10^{25}}$$

### Ejercitación

1. Para la siguiente pila en condiciones estándar determinar:

- $\varepsilon$ .
- El sentido espontáneo de la reacción.
- Identificar ánodo y cátodo.

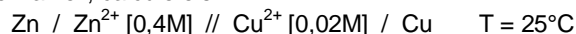


$$\mathbf{Rta: a) \varepsilon^\circ = 2,24 \text{ v}}$$

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

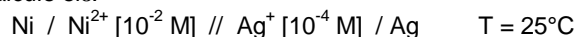
$$\mathbf{Rta: Keq = 2,45 \times 10^{75}}$$

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



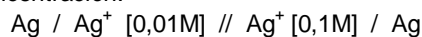
$$\mathbf{Rta. : \varepsilon = 1,06 \text{ v}}$$

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



$$\mathbf{Rta: \varepsilon = 0,87 \text{ v}}$$

5. Se tiene la siguiente pila de concentración.

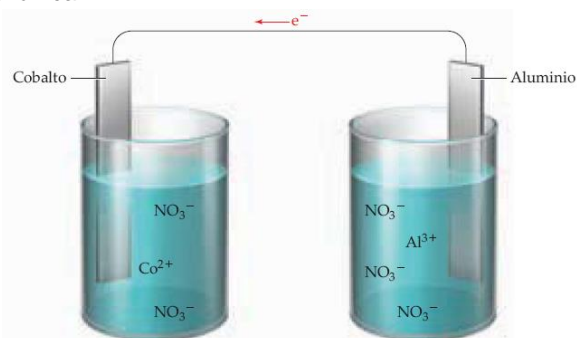


¿Cuál será el  $\varepsilon^\circ$  de la pila a 25 °C?

$$\mathbf{Rta: \varepsilon = 0,06 \text{ v}}$$

### Ejercicios Conceptuales

1- Para la siguiente celda galvánica:



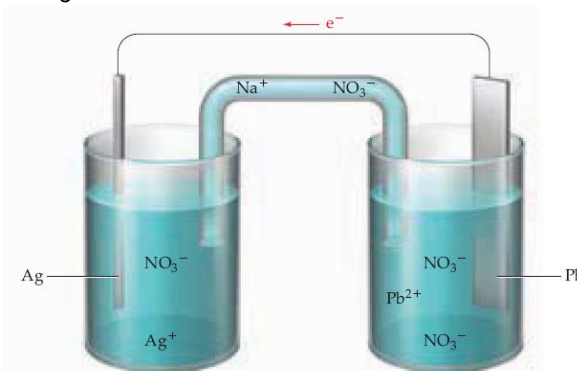
- Complete la figura agregándole todos los componentes necesarios, para que la celda funcione.
  - Indique cuál es el ánodo y cuál el cátodo, luego la dirección del flujo o movimiento de los iones.
  - Escriba una ecuación balanceada para la reacción de celda.
  - Escriba la notación abreviada para la celda.
- 2- De acuerdo con la siguiente tabla de potenciales estándar de reducción:

Media reacción de reducción	$E^\circ$ (V)
$A^{3+} + 2 e^- \rightarrow A^+$	1.47
$B^{2+} + 2 e^- \rightarrow B$	0.60
$C^{2+} + 2 e^- \rightarrow C$	-0.21
$D^+ + e^- \rightarrow D$	-1.38

- ¿Cuál sustancia es el agente reductor más fuerte? ¿Cuál es el agente oxidante más fuerte?
- ¿Cuáles sustancias pueden ser oxidadas por  $B^{2+}$ ? ¿Cuáles pueden ser reducidas por el C?
- Escriba una reacción balanceada de la reacción global de celda que produzca el mayor voltaje, luego calcule  $E^\circ$  para la reacción.

### 3- Ejemplo Resuelto De Concepto Clave

Influencia Del Cambio En Las Concentraciones Sobre El Voltaje De Celda  
Se tiene la siguiente celda galvánica:



- ¿Cuál es el cambio de voltaje de celda al aumentar las concentraciones iónicas, en el compartimiento anódico, en un factor de 10?
- ¿Cuál es el cambio de voltaje de celda al aumentar las concentraciones iónicas, en el compartimiento del cátodo, en un factor de 10?

#### ESTRATEGIA

La dirección del flujo de electrones en la figura indica que el plomo es el ánodo y la plata es el cátodo. Por consiguiente, la reacción de celda es  $Pb_{(s)} + 2 Ag^+_{(ac)} \rightarrow Pb^{2+}_{(ac)} + 2 Ag_{(s)}$ .

El potencial de celda a 25 °C se calcula con la ecuación de Nernst, donde  $n = 2$  y  $Q = [Pb^{2+}]/[Ag^+]^2$ :

$$E = E^\circ - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

$$= E^\circ - \left( \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \right) \left( \log \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} \right)$$

El cambio de E al variar las concentraciones iónicas será determinado por el cambio en el término logarítmico en la ecuación de Nernst.

**SOLUCIÓN**

a) El  $\text{Pb}^{2+}$  está en el compartimiento del ánodo y el  $\text{Ag}^+$  está en el compartimiento del cátodo.

Suponiendo que las concentraciones originales de  $\text{Pb}^{2+}$  y  $\text{Ag}^+$  son 1 M, para que  $E = E^\circ$ . Al aumentar  $[\text{Pb}^{2+}]$  a 10 M, se obtiene

$$E = E^\circ - \left( \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \right) \left( \log \frac{(10)}{(1)^2} \right)$$

Ya que  $\log 10 = 1,0$ ;  $E = E^\circ - 0,03 \text{ V}$ . Así, al aumentar la concentración de  $\text{Pb}^{2+}$  en un factor de 10, disminuye el voltaje de celda en 0.03 V.

b) Al aumentar  $[\text{Ag}^+]$  a 10 M, la ecuación es

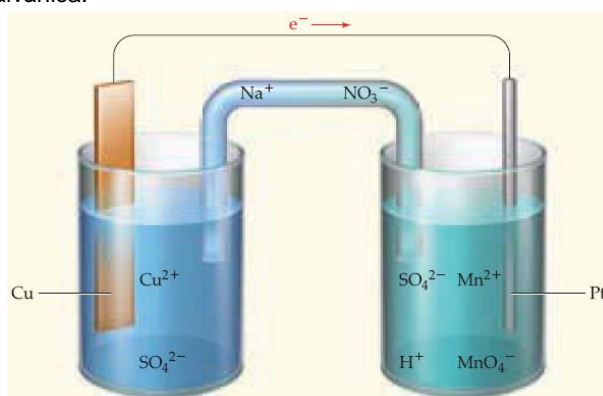
$$E = E^\circ - \left( \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \right) \left( \log \frac{(1)}{(10)^2} \right)$$

Como  $\log (10)^{-2} = -2,0$ ,  $E = E^\circ + 0,06 \text{ V}$ . Por lo que, al aumentar la concentración de  $\text{Ag}^+$  en un factor de 10, el voltaje de celda crece en 0,06 V.

**ESTIMACIÓN DEL RESULTADO**

Es de esperar que la reacción tenga menor tendencia a efectuarse cuando la concentración del ion  $[\text{Pb}^{2+}]$  aumente, y mayor tendencia a efectuarse cuando la concentración del ion  $[\text{Ag}^+]$  sea mayor. Por consiguiente, el voltaje de celda E disminuirá cuando se aumente  $[\text{Pb}^{2+}]$  y se incrementará al hacerlo  $[\text{Ag}^+]$ . Dicha estimación concuerda con los resultados.

4- Para la siguiente celda galvánica:

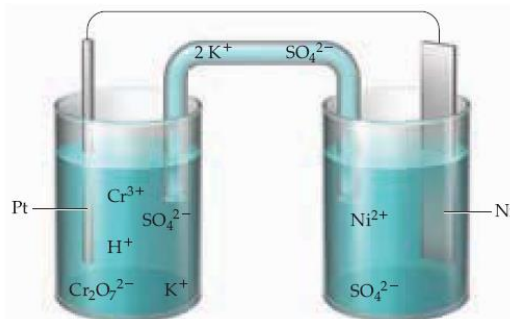


- ¿Cuál es el cambio en el voltaje de celda al bajar las concentraciones iónicas en el compartimiento del ánodo, en un factor de 100?
- ¿Cuál es el cambio en el voltaje de celda al disminuir las concentraciones iónicas en el compartimiento del cátodo, en un factor de 100?

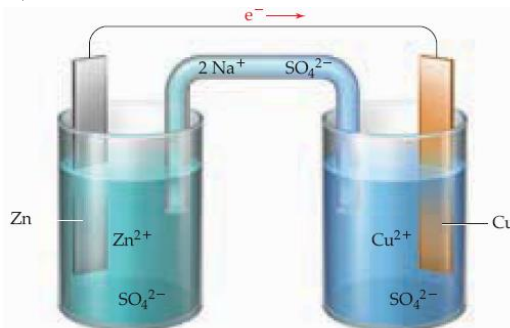
5- La figura siguiente muestra una celda galvánica que tiene electrodos de plomo y cinc:



- Señale los electrodos e identifique los iones presentes en las disoluciones.
  - Indique cuál es el ánodo y cuál el cátodo.
  - Indique la dirección del flujo de electrones en el conductor, y del flujo de iones en las disoluciones.
  - Indique qué electrolito se podría usar en el puente salino y la dirección del flujo de los iones.
  - Escriba ecuaciones balanceadas para el electrodo y para las reacciones totales de celda.
- 6- Para la siguiente celda galvánica:

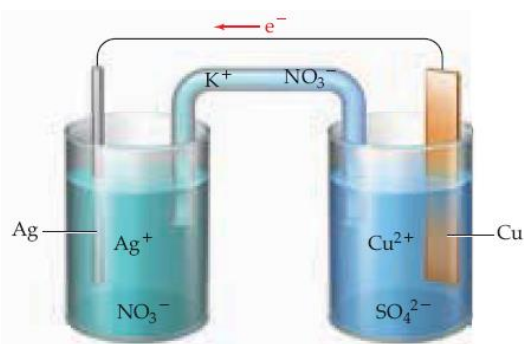


- Identifique al ánodo y al cátodo.
  - Escriba una ecuación balanceada para la reacción de celda.
  - Escriba la notación abreviada para la celda.
- 7- Para las siguientes celdas galvánicas:
- $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(1\text{ M})||\text{Fe}^{3+}(1\text{ M}), \text{Fe}^{2+}(1\text{ M})|\text{Pt(s)}$
  - $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(1\text{ M})||\text{Fe}^{3+}(1\text{ M}), \text{Fe}^{2+}(5\text{ M})|\text{Pt(s)}$
  - $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(0.1\text{ M})||\text{Fe}^{3+}(0.1\text{ M}), \text{Fe}^{2+}(0.1\text{ M})|\text{Pt(s)}$
- Escriba una ecuación balanceada para cada reacción de celda.
  - Haga un esquema de cada celda. Identifique el ánodo y el cátodo, así como la dirección del flujo de electrones y de los iones.
  - ¿Cuál de estas tres celdas tiene el mayor potencial de celda? ¿Cuál tiene el menor potencial de celda? Explique por qué.
- 8- En la siguiente celda de Daniell, con concentraciones iónicas 1.0 M:



¿Su voltaje aumenta, disminuye o permanece igual al hacer cada uno de los siguientes cambios? Explique por qué.

- Se agrega  $\text{CuSO}_4$  5,0 M al compartimiento del cátodo.
  - Se agrega  $\text{H}_2\text{SO}_4$  5,0 M al compartimiento del cátodo.
  - Se agrega  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  5,0 M al compartimiento del ánodo.
  - Se agrega  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  1,0 M al compartimiento del ánodo.
- 9- Para la siguiente celda galvánica, con concentraciones 0.10 M:



¿Su voltaje aumenta, disminuye o permanece igual cuando se hacen cada uno de los siguientes cambios? Explique por qué.

- Se agrega NaCl 0,10 M al compartimiento del cátodo.
- Se agrega NaCl 0,10 M al compartimiento del ánodo.
- Se agrega NH<sub>3</sub> 1,0 M al compartimiento del cátodo.
- Se agrega NH<sub>3</sub> 1,0 M al compartimiento del ánodo.

10- Examine la siguiente tabla de potenciales de reducción estándar:

Media reacción de reducción	$E^{\circ}$ (V)
$A^{+} + e^{-} \rightarrow A$	0.80
$B^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow B$	0.38
$C_2 + 2 e^{-} \rightarrow 2 C^{-}$	0.17
$D^{3+} + 3 e^{-} \rightarrow D$	-1.36

- ¿Qué sustancia es el agente oxidante más fuerte? ¿Cuál es el agente reductor más fuerte?
- ¿Qué sustancias pueden ser oxidadas por B<sup>2+</sup>? ¿Cuáles pueden ser reducidas con D?
- Escriba una ecuación balanceada de la reacción global de celda que produzca un voltaje de 1.53 V en condiciones de estado estándar.

### Celdas galvánicas

- Defina ánodo y cátodo, en referencia con una celda galvánica específica.
- El agente oxidante, ¿reacciona en el ánodo o en el cátodo de una celda galvánica? Explique por qué.
- Por qué el cátodo de una celda galvánica se considera el electrodo positivo?
- ¿Cuál es la función de un puente salino en una celda galvánica?

### Potenciales de celda y cambios de energía libre;

- ¿Cuáles son las unidades SI del potencial eléctrico, carga eléctrica y energía? ¿Cómo se relacionan?
- Defina todos los términos en la ecuación  $\Delta G = -nFE$ .
- ¿Qué condiciones deben cumplirse para que un potencial de celda E sea un potencial estándar de celda  $E^{\circ}$ ?
- ¿Cómo se definen los potenciales estándar de reducción?

### Ejercicios de Nivelación

- Defina oxidación y reducción en términos de ganancia o pérdida de electrones. ¿Qué relación existe entre el número de electrones que se ganan y se pierden en una reacción redox?
- Defina y ejemplifique a) agente reductor y b) agente oxidante.
- ¿Qué es un electrodo? ¿Qué es un electrodo inerte?
- Apoye o rechace los siguientes enunciados: A) En toda celda electroquímica el electrodo positivo es aquel al cual fluyen los electrones por el alambre. B) En toda celda electroquímica, el cátodo es el electrodo negativo.
- Apoye o refute el enunciado: el cambio de energía libre de Gibbs es positivo en toda reacción de electrólisis.
- A) ¿Por qué las soluciones de las celdas voltaicas deben mantenerse separadas y no se permite que se mezclen? B) ¿Cuál es la función de un puente salino?
- A) ¿Qué son las condiciones estándar electroquímicas? B) ¿Por qué al electrodo estándar de hidrógeno se le asigna de manera arbitraria un potencial de electrodo exactamente de cero?
- ¿Qué son los potenciales estándar de reducción?
- ¿Cómo se relacionan el signo y magnitud de  $E^{\circ}$  celda,  $\Delta G$  y  $K_{eq}$  en una reacción en particular?

- 10) Identifique todos los términos de la ecuación de Nernst. ¿Qué parte de la ecuación de Nernst representa el factor de corrección en condiciones electroquímicas fuera de las estándar?

## EJERCICIOS PROPUESTOS

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

1. El Calor específico del hierro es 0,107 cal/°C g ¿Qué cantidad de calor se necesita para calentar 100 g de hierro desde 20°C hasta 70°C?

**Rta: 2,24 kJ**

2. ¿Qué cantidad de energía calorífica se necesita para calentar 200 g de Al, desde 20°C hasta 30°C? El calor específico del Al es 0,808 J/°C g.

**Rta: 1,62 kJ.**

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

**Rta: -14,53 cal.**

4. 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 K, P=1,79 atm y V=4,29 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.**

5. 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.**

6. 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**

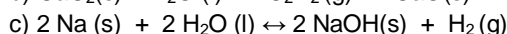
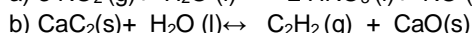
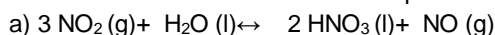
7. Suponga que 2 moles de CO<sub>2</sub>, tratado como un gas ideal, a 2 atm y 300 K son comprimidos en forma isotérmica y reversible a la mitad de su volumen original antes de utilizarlos para producir agua gasificada. Calcule W, Q y ΔE.

**Rta: W=3,45 kJ; Q= -3,45 kJ; ΔE= 0**

8. Suponga que 1 kJ de energía se transfiere como calor al oxígeno en un cilindro con un pistón; la presión externa es 2 atm. El oxígeno se expande de 1 L a 3 L contra esta presión constante. Calcule W y ΔE para el proceso completo.

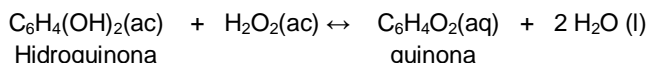
**Rta: W= -0,405 kJ; ΔE= 0,595 kJ**

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

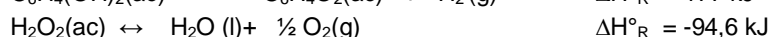
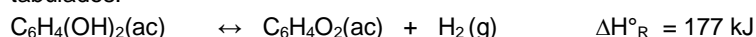


**Rta: a)  $\Delta H^\circ_R = -71,79 \text{ kJ}$ ; b)  $\Delta H^\circ_R = -60,25 \text{ kJ}$ ; c)  $\Delta H^\circ_R = -281,58 \text{ kJ}$**

10. El escarabajo bombardero tiene una glándula en el extremo del abdomen donde al ser atacado secreta un líquido que por una reacción exotérmica producida por enzimas, eleva la temperatura de la sustancia excretada hasta su ebullición. Al ser atacado, descarga el vapor que además del efecto térmico posee quinonas, las cuales actúan como repelente contra otros animales. Dada la reacción que se produce en el escarabajo:

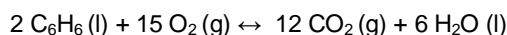


Calcule la entalpía de reacción estándar ( $\Delta H^\circ_R$ ) teniendo en cuenta las siguientes entalpías de reacción tabulados.



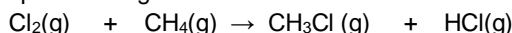
**Rta:  $\Delta H^\circ_R = -203,6 \text{ kJ}$**

11. El benceno líquido (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) se quema en el aire para producir CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O (l). Calcule el calor liberado (en kJ) por cada gramo del compuesto que reacciona con O<sub>2</sub>. Utilizar las entalpías de formación estándar tabuladas.



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

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



Aplicando los calores de formación:

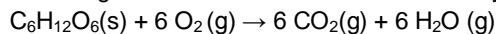
$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_3\text{Cl} = -83,68 \text{ kJ/mol}$$

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

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

**Rta: a)  $\Delta H_R^\circ = -100,41 \text{ kJ}$**

13. 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:  $\Delta H_R^\circ = -2544 \text{ kJ}$**

14. Con los siguientes datos de entalpía de enlace:

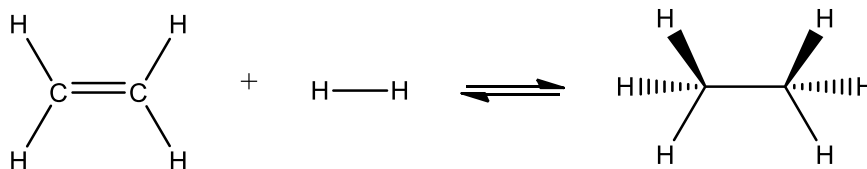
$$\text{C} - \text{H} = 414,21 \text{ kJ/mol}$$

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

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

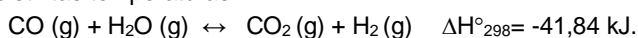
$$\text{C} - \text{C} = 347,27 \text{ kJ/mol}$$

Calcular la variación de Entalpía para la siguiente reacción:



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

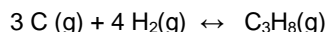
15. Calcular el  $\Delta H_R^\circ$  a distintas temperaturas:



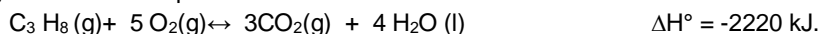
Calcular su valor si la reacción tiene lugar a 100°C. Los valores de  $C_p$  se obtienen de tablas y se los considera constantes en ese rango de temperatura.

**Rta: -41,877 kJ**

16. 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:

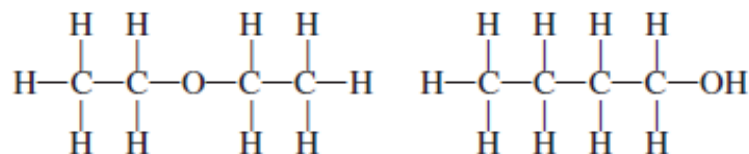


**Rta: -106 kJ**

## Tema N° 2: Energías De Interacción

- 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 14 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  $\text{SnH}_4$ .
- ¿Cuáles de las especies siguientes son capaces de unirse entre sí por medio de enlaces de hidrógeno?
  - $\text{C}_2\text{H}_6$ ,
  - $\text{HI}$ ,
  - $\text{KF}$ ,
  - $\text{BeH}_2$ ,
  - $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
- El éter dietílico tiene un punto de ebullición de  $34,5^\circ\text{C}$ , y el 1-butanol tiene un punto de ebullición de  $117^\circ\text{C}$ :



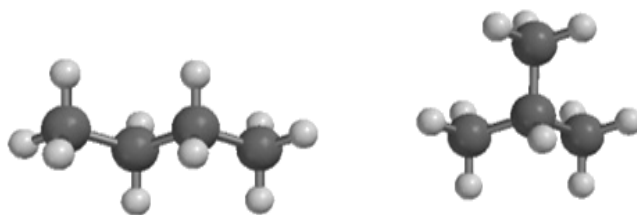


Éter dietílico

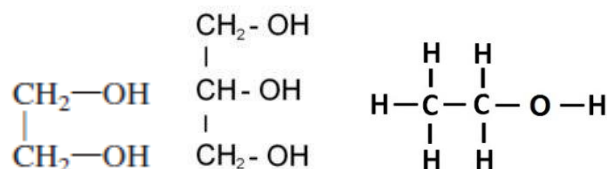
1-butanol

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

5. Los siguientes compuestos tienen las mismas fórmulas moleculares ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ). ¿Cuál compuesto tendría el punto de ebullición más alto?



6. Proponga un ejemplo para cada tipo de fuerzas intermoleculares. a) interacción dipolo-dipolo, b) interacción dipolo-dipolo inducido, c) interacción ion-dipolo, d) interacción dipolo inducido-dipolo inducido, e) interacción puente de hidrógeno.
7. Sugerir, razonando la respuesta, qué sustancia de cada par propuesto, es probable que tenga el punto de fusión normal más elevado:
- $\text{HCl}$  o  $\text{LiCl}$ .
  - $\text{CH}_4$  o  $\text{SiH}_4$ .
  - $\text{HF}$  o  $\text{HI}$ .
  - $\text{H}_2\text{O}$  o  $\text{CH}_3\text{OH}$ .
8. Identificar los tipos de fuerzas de interacción que pueden aparecer entre moléculas de las siguientes sustancias: a)  $\text{KBr}$ ; b)  $\text{H}_2\text{S}$ ; c)  $\text{I}_2$ .
9. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más polarizable?  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ .
10. Explique por qué el etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) no es soluble en ciclohexano ( $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ).
11. ¿Cuál de los siguientes líquidos tiene mayor tensión superficial: etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) o éter dimetílico ( $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ )?
12. ¿Cómo será la viscosidad del etilenglicol respecto del etanol y el glicerol? justifique

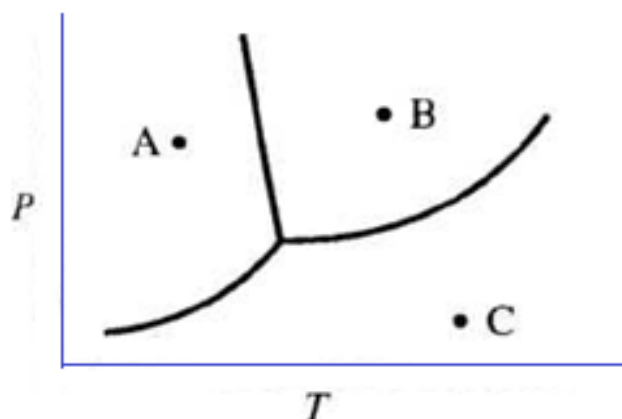


Etilenglicol

Glicerol

Etanol

13. Los calores molares de fusión y sublimación del yodo molecular son  $15,27 \text{ kJ/mol}$ , y  $62,30 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente. Calcule el calor molar de vaporización del yodo líquido.
14. 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

- 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**
- 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.
- 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.**
- 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**
- Calcule la presión de vapor de agua a 90°C para una solución preparada disolviendo 5 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) en 100 g de agua. La presión de vapor del agua a 90°C es 524 Torr.  
**Rta: 521,4 torr**
- 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**

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

- A partir de los valores de entropía absoluta tabulados, calcule los cambios de entropía estándar de las siguientes reacciones a 25 °C.  

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$$

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$$
- Prediga si el cambio de entropía del sistema es positivo o negativo para cada una de las siguientes reacciones.  

$$\text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{I}(\text{g})$$

$$2\text{Zn}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{ZnO}(\text{s})$$

$$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g})$$
- Calcule los cambios de energía libre estándar para las siguientes reacciones a 25 °C.  

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow 2\text{HBr}(\text{g})$$

$$2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- Los calores molares de fusión y de vaporización del argón son 1,3 kJ/mol y 6,3 kJ/mol; los puntos de fusión y de ebullición del argón son -190 °C y -186 °C, respectivamente. Calcule los cambios de entropía para la fusión y la vaporización.
- Considere la sublimación del yodo ( $\text{I}_2$ ) a 45 °C en un matraz cerrado. Si la entalpía de sublimación es de 62,4 kJ/mol, ¿cuál es el  $\Delta S$  para la sublimación?

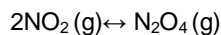
6. ¿Cómo cambia la entropía de un sistema para cada uno de los siguientes procesos?
- Un sólido se funde
  - Un líquido se congela
  - Un líquido hierve
  - Un vapor se convierte en sólido
  - Un vapor se condensa en un líquido
  - Un sólido sublima
  - La urea se disuelve en agua

### Tema N° 5: Equilibrio Químico

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. ¿Qué efecto tendrá una disminución de la temperatura?

- |  |                  |
|--|------------------|
| a) $2 \text{SO}_3(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$                          | $\Delta H = (+)$ |
| b) $2 \text{HI}(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$                               | $\Delta H = (-)$ |
| c) $2 \text{NO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  | $\Delta H = (-)$ |
| d) $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ | $\Delta H = (-)$ |

2. Para la siguiente reacción:



- a) Calcular la variación de entalpía estándar.
- b) Calcular la variación de entropía estándar.
- c) Calcular la variación de energía libre  $\Delta G^\circ$
- e) La constante de equilibrio a 298K.
- g) ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?
- h) ¿Para obtener más cantidad de productos, conviene mayor o menor temperatura?

**Rta: a)  $\Delta H^\circ = -58,07 \text{ kJ}$ ;**

**b)  $\Delta S^\circ = -176,60 \text{ J/K}$ ;**

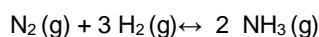
**c)  $\Delta G^\circ = -5,40 \text{ kJ}$ ;**

**e)  $K_p 298^\circ = 8,80$ ;**

**g) exotérmica;**

**h) menor temperatura**

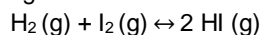
3. El cambio de energía libre estándar para la reacción:



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

**Rta:  $-9,9 \text{ kJ/mol}$**

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

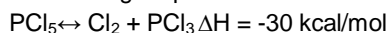


si a una temperatura **T** las concentraciones de reactivos y productos son:

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

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

5. En un recipiente cerrado a  $200^\circ\text{C}$  y  $760 \text{ mm}$  de Hg de presión:



se midieron las siguientes concentraciones en el equilibrio:

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

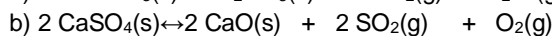
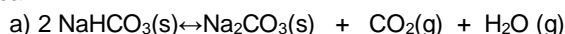
Calcular:

- 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.

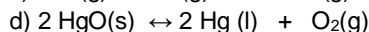
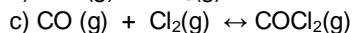
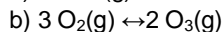
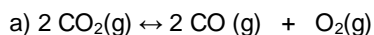
- d) El efecto que tiene la concentración de las sustancias en equilibrio ante un aumento de la concentración de  $\text{PCl}_5$ .

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

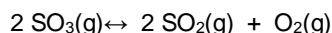
6. Escriba las expresiones para las constantes de equilibrio  $K_p$  de las siguientes reacciones de descomposición térmica:



7. Escriba las expresiones de las constantes de equilibrio para  $K_c$  y  $K_p$  en cada uno de los siguientes procesos.



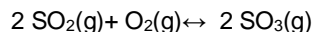
8. La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción:



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

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

9. 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:

a)  $[\text{SO}_2] = 0,0210 \text{ M}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,0362 \text{ M}$ ;  $[\text{SO}_3] = 0,0142 \text{ M}$

b)  $[\text{SO}_2] = 0,194 \text{ M}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,205 \text{ M}$ ;  $[\text{SO}_3] = 0,0124 \text{ M}$

c)  $[\text{SO}_2] = 0,173 \text{ M}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,168 \text{ M}$ ;  $[\text{SO}_3] = 0,0145 \text{ M}$

## Tema N° 6: 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:  $\text{pH} = 5$**

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

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

3. Un ácido tiene un  $\text{pK}_a$  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:  $[\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-3}$  moles/L**

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 ion amonio está en la tabla. Calcule la constante de equilibrio del amoniaco.

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

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

8. Calcule el pH de una solución amortiguadora que contiene 0,15 M de  $\text{HNO}_2$  (ac) y 0,20 M de  $\text{NaNO}_2$  (ac).

**Rta: 3,46**

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. La solubilidad molar del  $\text{MnCO}_3$  es  $4,2 \times 10^{-6}$  M. ¿Cuál es el  $K_{ps}$  de este compuesto?

Rta:  $K_{ps} = 1,72 \times 10^{-11}$

12. Calcule la solubilidad molar del  $Mg(OH)_2$   $K_{ps} = 1,8 \times 10^{-11}$  en:

- agua pura
- $MgCl_2$  0,0862 M
- KOH (aq) 0,0355 M.

Rta: a)  $1,65 \times 10^{-4} M$ . b)  $7,22 \times 10^{-6} M$ . c)  $5,07 \times 10^{-10} M$

13. La  $[H^+]$  en una muestra de orina es de  $2,3 \times 10^{-6}$  M. Calcule el pH y el pOH e indica si la orina es ácida o alcalina.

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

14. 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 es  $1,0 \times 10^{-3}$  M?  $K_a$  del ácido láctico =  $8,4 \times 10^{-4}$ .

Rta: pH = 3,04

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

Rta: pH = 12,03

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

- $NH_3$  0,20 M,
- NaOH 0,20 M.

## Tema N° 7: Cinética Química

1. En la reacción  $A \rightarrow B$ , 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 M/s?

Rta:  $v = 2,847 \times 10^{-6} M/s$

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

Rta:  $k_2 = 7,16 \times 10^{-4} L/mol$

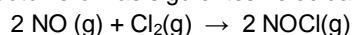
3. Escriba las expresiones de velocidad para las siguientes reacciones en términos de la desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos:

- $I^- (ac) + OCl^- (ac) \rightarrow Cl^- (ac) + OI^- (ac)$
- $3O_2 (g) \rightarrow 2O_3 (g)$
- $4NH_3 (g) + 5O_2 (g) \rightarrow 4NO (g) + 6H_2O (g)$

4. La hemoglobina (Hb) transporta oxígeno a través de nuestros cuerpos formando un complejo según la siguiente reacción  $Hb(ac) + O_2(g) \rightarrow HbO_2(ac)$ . En una solución de hemoglobina expuesta al oxígeno, la concentración de hemoglobina disminuyó de  $1,2 \times 10^{-6}$  mmol/L a  $8 \times 10^{-7}$  mmol/L en 0,10  $\mu s$ . ¿Cuál fue la velocidad promedio a la cual la hemoglobina reaccionó con el oxígeno en esa solución, en milimoles por litro por microsegundo (mmol/L $\mu s$ )?

Rta:  $v = 4 \times 10^{-6} mmol/L\mu s$

5. 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
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)  $v = k.[NO]^2.[Cl_2]$  b)  $k = 5,7 M^2 s^{-1}$

6. Para la reacción  $A \rightarrow 2B$  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)  $k = 3,625 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$**

7. 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	[B] <sub>0</sub> mmol/L	Velocidad inicial (mmol/Ls)
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)  $k = 1,03 \cdot 10^{-10} \text{ L}^4/\text{mmol}^4 \text{ s}$**

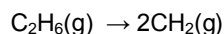
8. La constante de velocidad de primer orden para la reacción  $A \rightarrow B$  ha sido medida a una serie de temperaturas:

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

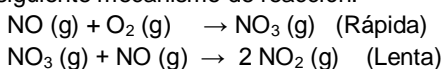
9. La descomposición del etano ( $C_2H_6$ ) en radicales metilo es una reacción de primer orden cuya constante de velocidad es  $5,36 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$  a  $700^\circ\text{C}$ .



Calcule la vida media de la reacción en minutos.

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

10. Para el siguiente mecanismo de reacción:

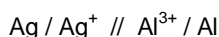


Escribir la reacción global y plantear la ecuación de velocidad.

## Tema N° 8: Electroquímica

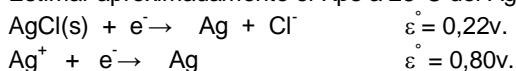
1. Para la siguiente pila en condiciones estándar, calcular:

- a.  $\varepsilon^\circ$ .  
 b. El sentido espontáneo de la reacción.  
 c. Identificar ánodo y cátodo.



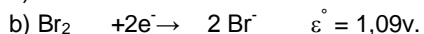
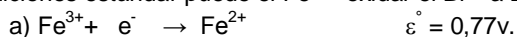
**Rta: a)  $\varepsilon^\circ = -2,46 \text{ v}$ .**

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

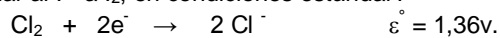


**Rta:  $K_{ps} \approx 1,74 \times 10^{-10}$**

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.

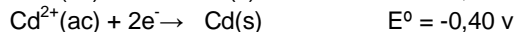
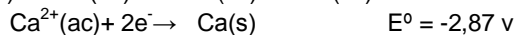
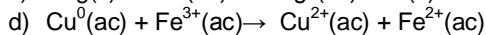
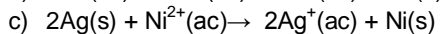
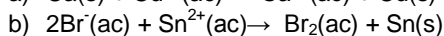
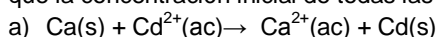
**Rta:  $\varepsilon = 2,71 \text{ v}$**

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.

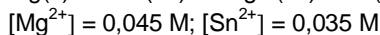
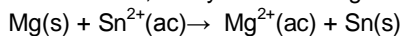
**Rta:  $\varepsilon = 2,46 \text{ v}$**

7. Prediga si  $\text{Fe}^{3+}$  puede oxidar el ion  $\text{I}^-$  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:



## **Experiencias de Laboratorio**



## LABORATORIO N° 1

### Medición de la Viscosidad de un Líquido

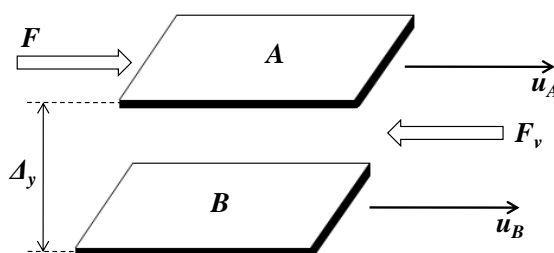
#### Objetivos

- 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.

#### Introducción

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 se oponen al deslizamiento igualan a la fuerza impulsora  $F$ , se alcanza el equilibrio, manteniéndose constantes las velocidades de las láminas ( $u_A$  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.

$\eta$ : 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 Poiseville, 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 Poiseville 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 que fluya.

$r$ : 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 que el líquido fluya.

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

g: aceleración de la gravedad.

Reemplazando P de la ecuación 3 por su igual de la ecuación 2 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 VISCOSÍMETRO (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 De Viscosidad

#### 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 ( $g \cdot cm/s^2$ ) a una lámina del mismo de  $1cm^2$  de superficie, separada de otra igual a la distancia de 1 cm, la diferencia entre las velocidades que adquieren ambas láminas es de  $1 \text{ cm/s}$ ".

Si en la ecuación 1 se toma F en dinas, S en  $cm^2$ ,  $\Delta y$  en cm,  $\Delta u$  en  $cm/s$ , la viscosidad absoluta queda expresada en  $g/cm \cdot s$ , 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.

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

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

#### 2- Viscosidad cinemática

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

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

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

Al remplazar las unidades de  $\eta$  nos queda la viscosidad cinemática expresada en  $cm^2/s$ , o sea que la viscosidad cinemática tiene las dimensiones de la cinemática (longitud y tiempo) 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  $g/cm \cdot s$ , d en  $g/cm^3$ , t en s, K queda expresada en  $cm^2/s^2$ .

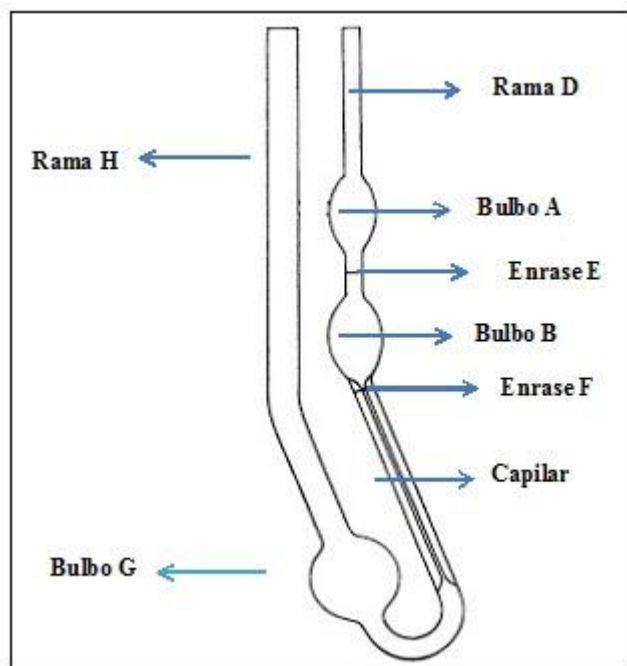
### Instrumento a Utilizar

Pipeta viscosimétrica de Ostwald-Cannon-Fenske

La pipeta viscosimétrica de Ostwald, modificada por Cannon y Fenske, está construida en vidrio pírax y tiene una forma similar al de la figura que se muestra a continuación. 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 enrrases, 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 enrrases.

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 enrase 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.

## 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

$\eta_a = \dots\dots\dots$  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

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

$t_1 = \dots\dots\dots$  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>

$t_4 = \dots\dots\dots$  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 de un líquido.

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

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

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

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 Demostrativo: Estado Líquido

### Tensión superficial

#### Materiales:

- Agua destilada
- 2 clips
- Cristalizador
- Detergente

#### Procedimiento:

- Llenar con agua destilada el cristalizador, el cual previamente debe asegurarse de que estuviese limpio.
- Doblar uno de los clips de tal manera de que forme un "L". Con el mismo colocar el segundo clip sobre de superficie del agua, evitando que ésta se agite y el clip se hunda.
- Observar como el clip permanece flotando sobre la superficie del agua.
- Luego agregar una gota de detergente cerca de la pared del cristalizador y lejos del clip.
- Observar lo ocurrido.

#### ¿Qué ha ocurrido?

A las moléculas de agua "les gusta" estar con otras moléculas de agua, el fenómeno se llama cohesión. La cohesión es debido al carácter polar de las moléculas de agua. Polar significa que por un lado tienen densidad de carga positiva y por el otro lado densidad de carga negativa, por eso se atraen entre ellas.

Las moléculas de agua del interior del líquido están rodeadas de otras moléculas de agua, pero las moléculas de la superficie no tienen a nadie por encima, así que se agarran muy fuertemente tanto a las de los laterales como a las de abajo formando una especie de piel elástica sobre la que se sujeta el clip. Observa como la superficie se curva bajo el clip. Este fenómeno debido a las fuerzas de cohesión entre las moléculas de agua se conoce como tensión superficial. Por cierto, ¿has visto alguna vez uno de esos insectos que caminan por el agua? Pues ya sabes que es debido a la tensión superficial.

Ahora que ya sabemos por qué aparentemente flota el clip, vamos a ver por qué se hunde al añadir detergente. Los detergentes hacen que la tensión superficial del agua disminuya porque interfieren en las fuerzas de cohesión. El agua ya no puede sujetar el clip y este se hunde.

Uno de los motivos por los que el jabón lava es porque disminuye la tensión superficial y el agua en lugar de "pegarse" a ella misma se puede extender mejor sobre la suciedad. Y ahí va otra pregunta, ¿por qué el agua caliente limpia mejor que el agua fría? pues por lo mismo, porque en el agua caliente la tensión superficial es menor.

La adición de un detergente al agua tiene dos efectos: la disolución de detergente disuelve la grasa descubriendo la superficie limpia y el detergente disminuye la tensión superficial del agua. El descenso de la tensión superficial significa un descenso en la energía necesaria para extender las gotas formándose una película. Las sustancias que reducen la tensión superficial del agua y permiten extenderla más fácilmente se conocen como agentes humectantes. Tienen aplicaciones variadas, desde lavavajillas hasta procesos industriales.

### Comparar interacción Ion-Ion con interacción Ion- Dipolo

#### Materiales:

- Agua destilada
- NaCl
- 2 buretas
- Embudo
- 2 vasos
- Regla de polietileno
- Paño de lana
- Colorante
- Soporte con pinzas para buretas

#### Procedimiento:

- Preparar una solución de NaCl en agua en uno de los vasos.
- Llenar una bureta con agua destilada y la otra con la solución de NaCl.
- Frotar el extremo de la regla en el paño o en el cabello de alguien.
- Abrir la bureta y acercar la regla al chorro. Observar lo ocurrido.

#### ¿Qué ocurre con la regla?

Al frotar la regla en el cabello se están acercando sus átomos, lo que permite el intercambio de electrones. Este fenómeno es conocido como carga inducida por fricción. La regla adquiere carga negativa (ganancia de electrones) y el cabello adquiere carga positiva (cede sus electrones).

Al momento de acercar la regla cargada al hilo de agua ocurrirá una interacción ion – dipolo, respectivamente. En el caso de acercar la regla cargada al hilo formado por la solución de NaCl la interacción será del tipo ion - ion.

### Comparar interacción Puente de hidrógeno con interacción Dipolo- Dipolo Inducido

#### Materiales:

- Estereato de Magnesio
- Papel secante
- Agua destilada

Procedimiento:

- Frotar una porción de estereato de Magnesio sobre la superficie de papel secante.
- Verter el agua sobre la superficie tratada y no tratada del papel. Observar.

¿Por qué se moja el papel?

El papel utilizado está formado por celulosa, compuesto que posee numerosos grupos oxidrilos ( $\text{HO}^-$ ). Éstos permiten al agua interactuar completamente con el papel, mediante interacciones puentes de hidrógeno.

Al aplicar el estereato de magnesio sobre la superficie del papel, éste impide que el agua se encuentre con los oxidrilos de la celulosa. Esto se debe a la pobre interacción que hay entre el agua y el estereato, que es del tipo dipolo - dipolo inducido respectivamente.

Adhesión y cohesión

Materiales:

- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- Papel secante
- Agua destilada
- Tinta china
- Pincel

Procedimiento:

Preparar una solución de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en agua destilada.

Embeber el papel secante en la solución acuosa de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Dejar secar sobre estufa.

Repetir estos pasos hasta garantizarse la saturación del papel con  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Dibujar con tinta china sobre la superficie tratada y no tratada.

Explicación:

En el papel sin tratamientos (papel secante) la tinta china, cuyo disolvente es el agua, se esparce en una gran superficie debido a que el agua busca interactuar con los oxidrilos de la celulosa, predominando la adhesión sobre la cohesión.

Al adicionar  $\text{Al}^{3+}$ , este catión cubre gran cantidad de las interacciones puente de hidrógeno del seno de la celulosa del papel, permite que más moléculas de agua se unan por unidad de superficie y así la tinta no se esparce, debido al ion aluminio que forma varias interacciones que son en alguna medida del tipo ion- dipolo.

Predomina la cohesión sobre la adhesión.

Interacción ion - dipolo inducido

Materiales:

- $\text{I}_2$  bisublimado
- KI
- Agua destilada
- Tubos de ensayo

Procedimiento:

En un primer tubo de ensayo colocar 3 mL de agua destilada y en un segundo tubo de ensayo colocar 3 mL de agua destilada más media espátula de KI. Agitar bien para solubilizar.

Colocar en ambos tubos una sola granalla de  $\text{I}_2$ . Observar.

Explicación:

El  $\text{I}_2$  para disolverse requiere de un solvente que permita aumentar la probabilidad de formar un dipolo. En este caso el  $\text{I}^-$  induce al  $\text{I}_2$  a formar un dipolo momentáneo y este puede así, unirse al  $\text{I}^-$  solubilizándolo formando la especie  $\text{I}_3^-$  (mediante interacción ion - dipolo inducido respectivamente).

## 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

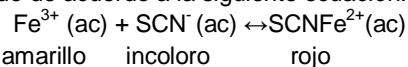
En el equilibrio ya descrito se cumple el Principio de Le Chatelier – Braum que dice:

“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.

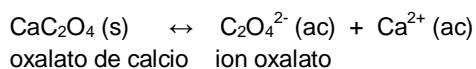
En la presente experiencia se introducirán distintos factores que perturbaran el equilibrio de una reacción y se observará la respuesta del sistema debida a esa alteración. Para ello hemos elegido dos sistemas:

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



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





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

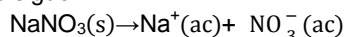
- 1) Variación de la concentración de los iones reaccionantes.
- 2) Introducción en el medio de iones que no participan en el equilibrio.
- 3) Variación de la concentración de iones reaccionantes por participación de los mismos en una reacción competitiva que se asocia al sistema anterior.

### 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

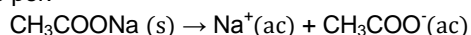
Las sales que contienen un ion de un metal alcalino o de un metal alcalino térreo y la base conjugada de un ácido fuerte (por ejemplo  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  y  $\text{NO}_3^-$ ) no se hidrolizan y sus disoluciones son consideradas neutras. Por ejemplo, cuando se disuelve en agua el  $\text{NaNO}_3$ , una sal formada por la reacción entre el  $\text{NaOH}$  y el  $\text{HNO}_3$ , se disocia por completo, como sigue:



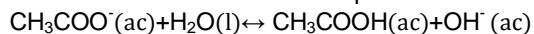
El ion  $\text{Na}^+$  hidratado no dona ni acepta  $\text{H}^+$ . El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  y no tiene afinidad por los iones  $\text{H}^+$ . Como consecuencia, una disolución que contenga iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{NO}_3^-$  es neutra, con 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 ion 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:



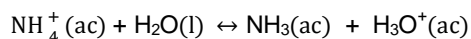
Debido a que esta reacción produce iones  $\text{OH}^-$ , la disolución de acetato de sodio debe ser básica.

#### Sales que producen disoluciones ácidas

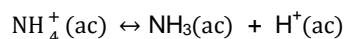
Cuando se disuelve en agua una sal derivada de un ácido fuerte, como  $\text{HCl}$ , y una base débil como  $\text{NH}_3$ , la disolución resulta ácida. Por ejemplo:



El ion  $\text{Cl}^-$ , 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:



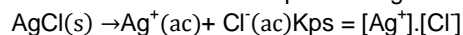
o simplemente



Debido a que se producen iones  $\text{H}^+$ , el pH de la disolución disminuye.

### El Efecto del Ion 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  $25^\circ\text{C}$  y la solubilidad molar del  $\text{AgCl}$  en agua es  $1,30 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . 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  $\text{Ag}^+$  debe disminuir. Debido a que ahora hay menos  $\text{Ag}^+$  en solución, la solubilidad de  $\text{AgCl}$  es menor en una solución de  $\text{NaCl}$  que lo que es en agua pura. Un efecto similar tiene lugar siempre que se mezclen dos sales con un ion común (efecto del ion 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  $\text{FeCl}_3$ . Compare con el testigo e informe lo observado.

En el tubo N° 3 adicione gota a gota solución de  $(\text{NH}_4)\text{SCN}$ , agite. Compare con el testigo e informe lo observado.

#### Parte B: Efecto de especies no reaccionantes sobre el equilibrio

Al tubo N° 4 adicione  $\text{NaNO}_3$  sólido. Compare con el testigo e informe lo observado.

Al tubo N° 5 adicione  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Compare con el testigo e informe lo observado.

#### Parte C. Efecto de reacciones competitivas sobre el equilibrio

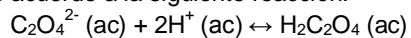
Coloque 1 mL de solución 0,1 M de  $\text{CaCl}_2$  en un tubo de ensayo.

Adicione 1 mL de solución de oxalato de sodio. Informe lo observado.

Adicione gota a gota solución de ácido clorhídrico concentrado 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 (ácido débil) 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  $\text{NaNO}_3$  sólido.

Al tubo N° 2 adicione  $\text{CH}_3\text{COONa}$  sólido.

Al tubo N° 4 adicione  $\text{NH}_4\text{Cl}$  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  $\text{AgNO}_3$  y 4 mL de solución 0,1 M de  $\text{NaCl}$ . 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  $\text{AgCl}$ . Tomar la solución saturada, y agregarla a un nuevo tubo de ensayo, luego agregar 1 mL de  $\text{NaCl}$  0,1 M. Informe lo observado.

## INFORME

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

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

### EQUILIBRIO QUÍMICO-EQUILIBRIO IÓNICO

#### Objetivos

Resultados de las observaciones

Parte A: Efecto de la variación de la concentración de los iones reaccionantes ( $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{SCN}^-$ ) 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  $\text{FeCl}_3$ . Anote lo observado y explicar a través del Principio de Le Chatelier-Braun

Efecto de la adición de la solución de  $(\text{NH}_4)\text{SCN}$ . 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  $\text{KNO}_3$  (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 Hidrólisis 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.

---

---

---

---

---

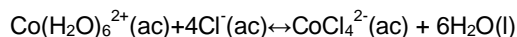
.....  
**Firma del J.T.P.**

.....  
**Firma del alumno**

### Laboratorio Demostrativo: Equilibrio Iónico

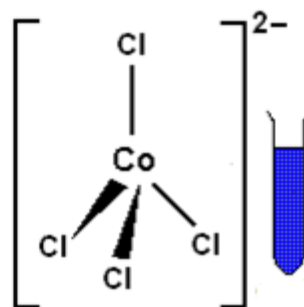
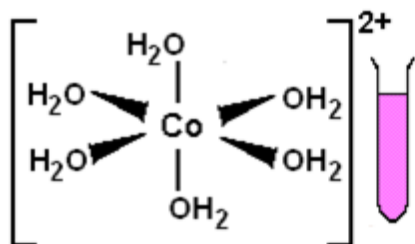
#### Equilibrio Entre $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ Y $\text{CoCl}_4^{2-}$

Equilibrio a estudiar:



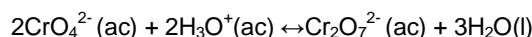
Rotular 3 tubos de ensayo. A cada uno de ellos agregar una espátula completa de la sal  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  y tres gotas de  $\text{HCl}$  concentrado. Luego proceder a agregar 5 mL de los solventes.

Tubo	Solvente	Color observado	Especies predominantes en el equilibrio
1	Agua destilada		
2	50/50 etanol/agua		
3	100 % etanol		



#### 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 $\text{HCl}$ conc.		
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ Color: .....	2 granallas de $\text{NaOH}$		

#### Indicadores Naturales

Rotular 5 tubos de ensayos. Al tubo 1 agregue vinagre, al tubo 2 solución de  $\text{HCl}$ , al tubo 2 solución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , al tubo 4 Solución de  $\text{NaHCO}_3$  y al tubo 5 Solución de  $\text{KOH}$ .

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  $\text{HCl}$ , agite y mida nuevamente el pH. Anote los valores de pH.

En un vaso de precipitados de 50 mL adicione 20 mL de  $\text{H}_2\text{O}$  destilada, mida el pH con el pHmetro. Luego adicione 1 mL de  $\text{HCl}$ , 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 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.

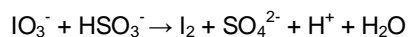
#### Introducción

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 yodo 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 yodo y, en consecuencia, el

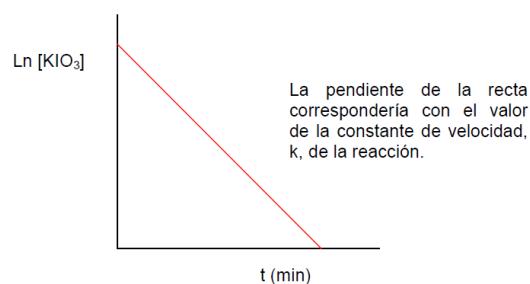
tiempo invertido desde la mezcla de las disoluciones de los reactivos hasta la aparición del color azul, es una medida de la velocidad de la reacción.

Desde un principio vamos a proponer dos posibilidades para la ley de velocidad que gobierna esta reacción:

a) Reacción de primer orden:

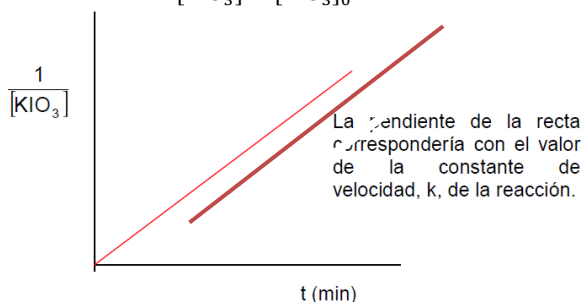
$$\ln [\text{KIO}_3] = \ln [\text{KIO}_3]_0 - kt$$

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**

- a. Solución de Bisulfito de sodio 0,01 M.
- b. Solución de iodato de potasio 0,02 M.
- c. Almidón soluble (indicador)
- d. Agua destilada

Todos los reactivos se encontrarán a 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**

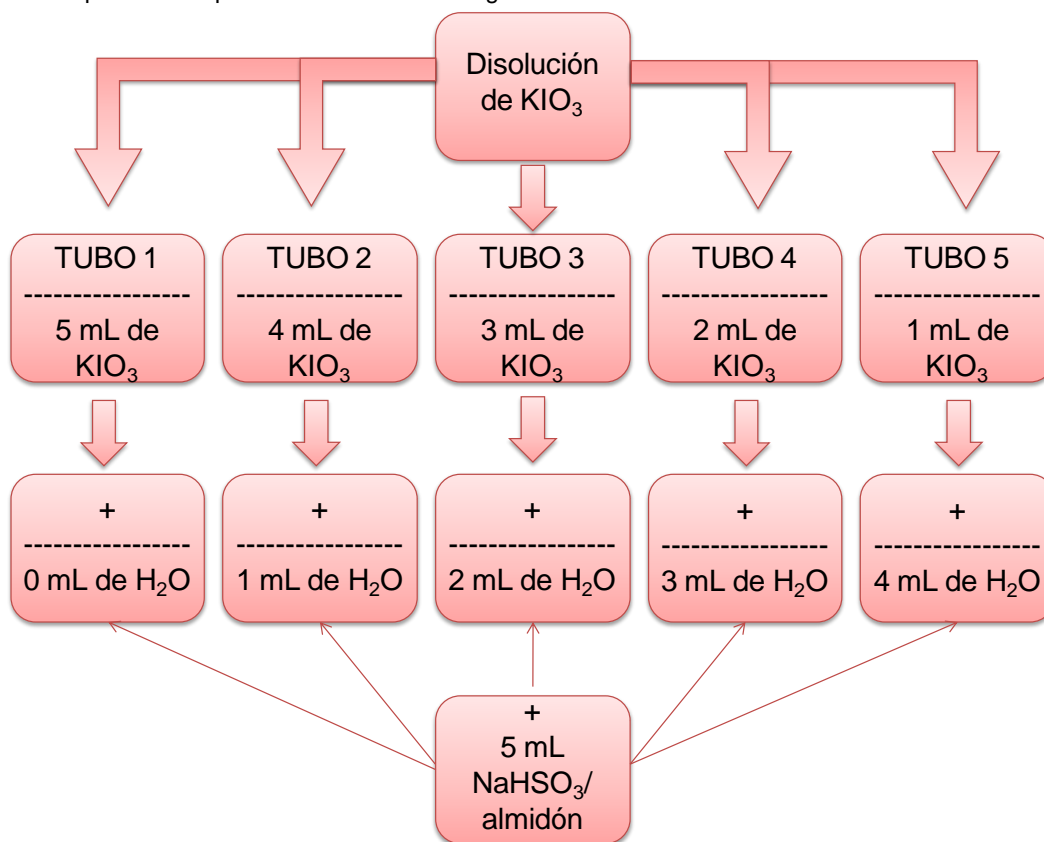
Preparación de soluciones: Primero se procederá a la preparación de la disolución de bisulfito de sodio. Para esto se calientan 150 mL de agua destilada hasta ebullición. Luego, se agrega una

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.

1) Estudio de la reacción: Se colocan en una gradilla 5 tubos de ensayo enumerados. En el primero se depositan 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.

2) 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 ..... °C = .....

Orden de reacción = .....

Balancear la reacción aplicando el método del ion-electrón



.....  
**Firma del J.T.P.**

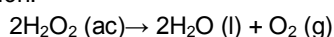
.....  
**Firma del alumno**

## Laboratorio Demostrativo: Cinética

### 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 (proteínas).

## Experiencia 1

### Descomposición Del Agua Oxigenada

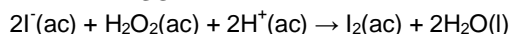
Preparar 4 tubos de ensayos con 5 mL de agua oxigenada concentrada, numerarlos.

#### Al tubo 1 añadir gotitas de solución de KI

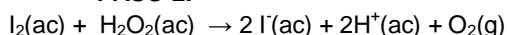
#### 1M

La catálisis homogénea comienza al disponer del ion **yoduro I<sup>-</sup>** en solución. El ion yoduro reacciona primero con el agua oxigenada, obteniéndose una reacción en dos pasos:

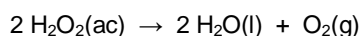
#### PASO 1:



#### PASO 2:



#### GLOBAL:



Observa que el ion 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 ion 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 ion 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 ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) se va descomponiendo espontáneamente en agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y oxígeno ( $\text{O}_2$ ), sólo que muy lentamente: un 1% al año, aproximadamente. Pero en contacto con platino, cada molécula de este metal descompondrá 10-80 moléculas de  $\text{H}_2\text{O}_2$  por segundo a 20° C. En este caso la catálisis es heterogénea.

#### Al tubo 3 agregar suspensión de $\text{MnO}_2$

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 ensayo 10 discos de papa

En contacto con las peroxidasas, 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**) 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

### Volcán 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 porque 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,  $H_2O_2$ , se descompone dando oxígeno y se obtiene un volcán 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  
PARA RECORDAR

Unidad	Abreviatura	Nunca utilices
1 litro	1 L	No 1 lts
1 metro	1 m	No 1 mtr
1 segundo	1 s	No 1seg
1 minuto	1 min	No 1 m
1 hora	1 h	No 1 hs
1 kilómetro	1 km	No 1 Km
1 atmósfera	1 atm	No 1 at
1 kilojoule	1 kJ	No 1 KJ
1 Joule	1 J	No 1 j
1 caloría	1 cal	No 1 c
1 kilocaloría	1 kcal	No 1 Kcal
1 Kelvin	1 K	No 1°K
1 grado centígrado	1°C	No 1 C
1 Pascal	1 Pa	No 1 pa
1 hectopascal	1 hPa	No 1 hpa
1 kilogramo	1 kg	No 1 Kg

FACTORES DE CONVERSIÓN DE UNIDADES

$1 \text{ J} = 107 \text{ ergio} = 0,239 \text{ cal} = 9,869 \times 10^{-3} \text{ L atm} = 1 \text{ voltio coul}$   
 $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg} = 1,013 \times 10^{16} \text{ dinas/cm}^2$   
 $1 \text{ ergio} = 1 \text{ dina cm} = 1 \text{ u.e.s.}^2/\text{cm} = 2,39 \times 10^{-11} \text{ kcal}$   
 $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J} = 4,129 \times 10^{-2} \text{ L atm}$   
 $1 \text{ L atm} = 101,328 \text{ J} = 24,218 \text{ cal}$   
 $1 \text{ Pa} = 0,987 \times 10^{-5} \text{ atm} = 100 \text{ hPa}$   
 $1 \text{ D} = 10^{-18} \text{ ues cm}$   
 $1 \text{ dina} = 1 \text{ g cm/s}^2$   
 $1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm}$

CONSTANTES

Volumen molar (C.N.P.T.)	$V_0 = 22413,8 \text{ cm}^3/\text{mol} = 22,4 \text{ L/mol}$
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	$= 0,08205 \text{ L atm/K mol}$ $= 82,057 \text{ cm}^3 \text{ atm/K mol}$ $= 8,314 \times 10^7 \text{ ergio/K mol}$ $= 8,314 \text{ Julio/K mol}$ $= 1,987 \text{ cal/K mol}$
Constante de Boltzman	$K_B = 1,380 \times 10^{-16} \text{ ergio/K}$
Constante de Faraday	$F = 96,490 \text{ coulombio/equivalente}$
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	$c = 2,9979 \times 10^{10} \text{ cm/s}$
Radio de Bohr	$\text{Å} = 0,529 \text{ Å}$
Masa del protón	$m_p = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

Unidad	e.v	$\text{cm}^{-1}$	Ergio/moléc	kcal/mol
1 electrón volt	1	8068,3	$1,502 \times 10^{-12}$	23,063
$1 \text{ cm}^{-1}$	$1,239 \times 10^{-4}$	1	$1,986 \times 10^{-16}$	$2,858 \times 10^{-3}$
1 ergio/moléc	$6,242 \times 10^{11}$	$5,036 \times 10^{15}$	1	$1,440 \times 10^{13}$
1 kcal/mol	$4,336 \times 10^{-2}$	$3,50 \times 10^2$	$6,946 \times 10^{-14}$	1

**PRODUCTOS DE SOLUBILIDAD DE SALES POCO SOLUBLES (298K)**

SAL	Kps	SAL	Kps
AgCl Cloruro de plata	$2 \times 10^{-10}$	CaF <sub>2</sub> Fluoruro de calcio	$4 \times 10^{-11}$
AgBr Bromuro de plata	$5 \times 10^{-13}$	FeS Sulfuro ferroso	$1 \times 10^{-19}$
AgI Ioduro de plata	$8 \times 10^{-17}$	PbSO <sub>4</sub> Sulfato de plomo (II)	$1 \times 10^{-8}$
AgAc Acetato de plata	$4 \times 10^{-4}$	SrSO <sub>4</sub> Sulfato de estroncio	$3 \times 10^{-7}$
TlCl Cloruro de talio	$2 \times 10^{-4}$	BaSO <sub>4</sub> Sulfato de Bario	$1 \times 10^{-10}$

**CONSTANTES DE DISOCIACIÓN (Constantes de Equilibrio)**

**Ácidos Monopróticos Débiles (a 298 K)**

	FORMULA	Ka	BASE CONJUGADA
Cloroso	HClO <sub>2</sub>	$7,3 \times 10^{-3}$	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
Fórmico	HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$	HCOO <sup>-</sup>
Fluorhídrico	HF	$3,5 \times 10^{-4}$	F <sup>-</sup>
Nitroso	HNO <sub>2</sub>	$4,5 \times 10^{-4}$	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
Propanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	$1,3 \times 10^{-5}$	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COO <sup>-</sup>
Acético o Etanoico	CH <sub>3</sub> COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> o Ac <sup>-</sup>
Hipocloroso	HClO	$3,2 \times 10^{-8}$	ClO <sup>-</sup>
Cianhídrico	HCN	$4,0 \times 10^{-10}$	CN <sup>-</sup>
Ión amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$5,6 \times 10^{-10}$ (Kh)	NH <sub>4</sub> OH
Benzoico	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	$6,5 \times 10^{-5}$	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>
Fenol	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	$1,3 \times 10^{-10}$	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sup>-</sup>

**Ácidos y Bases Fuertes (298 K)**

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	TlOH

(#) Concentraciones menores de  $10^{-2}$

**Ácidos polipróticos (298 K)**

ACIDO	Ka <sub>1</sub>	Ka <sub>2</sub>	Ka <sub>3</sub>
Acido sulfúrico H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	fuerte	$1,3 \times 10^{-2}$	
Acido oxálico COOHCOOH	$3,8 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-5}$	
Acido fosfórico H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7,5 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$	$2,2 \times 10^{-13}$
Acido sulfhídrico H <sub>2</sub> S	$1,1 \times 10^{-7}$	$1,0 \times 10^{-14}$	
Acido carbónico H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4,3 \times 10^{-7}$	$5,6 \times 10^{-11}$	
Acido sulfuroso H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1,3 \times 10^{-2}$	$5,6 \times 10^{-8}$	

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: Ag<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> 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 de hidróxidos 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 REDUCCIÓN a 25°C**

Media Reacción	E°(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

CÁLCULO DE [H<sup>+</sup>] DE ÁCIDOS MONOPRÓTICOS

C<sub>a</sub>(Concentración analítica en moles/L)

$[H^+] = \frac{Ca + \sqrt{Ca^2 + 4Kw}}{2}$

	10 <sup>-1</sup>	10 <sup>-2</sup>	10 <sup>-3</sup>	10 <sup>-4</sup>	10 <sup>-5</sup>	10 <sup>-6</sup>	10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-8</sup>	10 <sup>-9</sup>	<10 <sup>-10</sup>
>10 <sup>2</sup>										
10 <sup>-1</sup>										
10 <sup>-2</sup>										
10 <sup>-3</sup>										
10 <sup>-4</sup>										
10 <sup>-5</sup>										
10 <sup>-6</sup>										
10 <sup>-7</sup>										
10 <sup>-8</sup>										
10 <sup>-9</sup>										
<10 <sup>-10</sup>										

K<sub>a</sub> (Constante de equilibrio)

BASES: se cambia [H<sup>+</sup>] por [OH<sup>-</sup>]

$[H^+] = \sqrt{Ca.Ka + Kw}$

$[H^+] = \frac{Ca.Ka}{[H^+] + Ka} + \frac{Kw}{[H^+]}$

SOLUCIÓN  
GENERAL



DATOS TERMODINAMICOS a 298 K

COMPUESTO	$\Delta H^{\circ}_f$ kcal/mol	$\Delta G^{\circ}_f$ kcal/mol	$S^{\circ}$ cal/Kmol	$C_p$ cal/Kmol	$\Delta H^{\circ}_c$ kcal/mol
C(grafito)	0	0	1,36	2,07	-94,05
C(diamante)	0,45	0,69	0,58	1,45	
C(g)	170,89	160,04	37,76	4,98	
CH <sub>4</sub> (g) metano	-17,89	-12,14	44,50	8,54	-212,80
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g) acetileno	54,19	50,00	48,00	10,50	-310,62
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (g) etileno	12,50	16,28	52,45	10,41	-337,23
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g) etano	-20,24	-7,86	54,85	12,58	-372,82
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (g) propano	-24,82	-5,61	64,51	17,59	-530,60
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (g) butano	-29,81	-3,75	74,10	23,70	-687,64
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (g)isobutano	-31,45	-4,30	70,42	23,13	
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (g)propileno	4,88	14,99	63,80	15,55	-491,99
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (g)ciclopropano	12,74	22,64	64,51	13,12	-500,00
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (l)ciclopropano	8,70	26,03	39,60		
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> (g)ciclohexano	-29,43	7,59	71,28	25,15	-944,79
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> (l)ciclohexano	-37,34	6,37	48,85	35,6	-936,88
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (g)benceno	19,82	30,99	64,34	19,52	-789,08
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l)benceno	11,72	29,76	41,30	32,02	-780,98
CO(g)	-26,42	-32,81	47,30	6,96	-57,63
CO <sub>2</sub> (g)	-94,05	-94,25	51,06	8,87	
CH <sub>3</sub> CHO(g)acetaldehído	-39,76	-31,96	63,5	15,0	
CH <sub>3</sub> CHO(l) acetaldehído	-49,88				-278,77
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> O(g) éter metílico	-44,3	-27,3	53,72	15,76	-3,48
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O(g) óxido de etileno	-12,19				
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O <sub>2</sub> (l) etilenglicol	-108,58				-281,9
CaCO <sub>3</sub> (s)	-288,45	-269,78	22,2	19,76	
H(g)	52,08	48,57	27,39	4,96	
H <sub>2</sub> (g)	0	0	31,21	6,89	-68,31
O(g)	59,96	54,99	38,46	5,23	
O <sub>2</sub> (g)	0	0	49,00	7,01	
H <sub>2</sub> O(g)	-57,79	-54,63	45,10	8,92	
H <sub>2</sub> O(l)	-68,31	-56,69	16,71	17,99	
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (g)	-32,54	-25,21	55,55		
COMPUESTO	$\Delta H^{\circ}_f$ kcal/mol	$\Delta G^{\circ}_f$ kcal/mol	$S^{\circ}$ cal/K mol	$C_p$ cal/K mol	$\Delta H^{\circ}_c$ kcal/mol
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	-44,88	-28,20	24,54		
N <sub>2</sub> (g)	0	0	45,77	6,96	
N (g)	112,98	108,87	36,61	4,97	
NO (g)	21,60	20,71	50,33	7,13	
NO <sub>2</sub> (g)	8,09	12,39	57,47	9,06	
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (g)	2,30	23,49	72,73	18,90	
NH <sub>3</sub> (g)	-11,04	-8,98	46,01	8,52	
NH <sub>3</sub> (l)	-19,32	-6,36	26,30		
HNO <sub>3</sub> (l)	-41,40	-19,10	37,19	26,26	
S (g)	66,40	56,70	40,08	5,66	
SO <sub>2</sub> (g)	-70,76	-71,79	59,40	9,51	
SO <sub>3</sub> (g)	-94,45	-88,52	61,24	12,10	
CaC <sub>2</sub> (s)	-15,0	-16,2	16,8	14,90	
CaO (s)	-151,9	-144,4	9,5	10,23	
Na (g)	25,98	18,67	36,71	4,96	
NaOH (s)	-101,96	-90,48	13,8	19,2	
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH (l)	-66,36	-41,77	38,40	26,72	
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> 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: TEMA 1.** 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: ion-ion; ion-dipolo; ion-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 ion común. Precipitación selectiva.

**TEMA 7. Cinética Química.** Alcance de la cinética química. Velocidad y orden de reacción. Reacciones de primer orden, 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:

- Asistir al 80% de las clases teóricas.
- Asistir al 80% de los prácticos de aula.
- Realizar y aprobar el 100% de los trabajos prácticos de laboratorio.
- 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.

- Prácticos de aula:** asistencia al 80% de las clases.
- 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 presentar certificado médico y rendirlo en instancias a determinar por la cátedra. La ausencia a esta instancia llevará a la condición de LIBRE al alumno.

### 2. 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. Química General. Ebbing / Gammon 9ª Ed CENGAGE ISBN: 607481306X
2. Química. Whitten/ Davis/ Peck/ Stanley. 10ª. Ed. CENGAGE ISBN: 9786075199597
3. R. CHANG "Química" 10ª ed. 2013 McGraw-Hill, México.
4. P. ATKINS, L. JONES. "Principios de Química: los caminos del descubrimiento" 5ª. ed. 2012 Editorial Médica Panamericana, Buenos Aires.
5. P. ATKINS, L. JONES. "Química. Moléculas. Materia. Cambio" 3ª. ed. 1998 Ediciones Omega S. A., Barcelona.
6. <http://www.quimitube.com>
7. J. UMLAND, J. BELLAMA. "QUÍMICA GENERAL" 3ª. ed. 2000 International Thompson Eds. S. A., México
8. R.H. PETRUCCI, W.S. HARWOOD, H.F. GEOFFREY. "Química General. Enlace químico y estructura de la materia". 8ª. ed. 2003 Prentice Hall, España.
9. R.H. PETRUCCI, W.S. HARWOOD, H.F. GEOFFREY. "Química General. Reactividad química compuestos inorgánicos y orgánicos". 8ª. ed. 2003 Prentice Hall, España.
10. Fundamentos Teóricos, Trabajos Prácticos de aula y Laboratorio. Química General II. Cátedra de Química General II. UNSL. Ed 2015.

## BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

1. F. BRESCIA, J. ARENTS, H. MEISLICH, A. TURK. "Fundamentos de Química" 3ª. ed. 1980 CECSA, México.
2. B. M. MAHAN, R. J. Myers. "Química. Curso Universitario" 4ª. ed. 1990 Dison-Wesley Iberoamericana, Argentina.
3. W. MASTERTON, E. SLOWINSKI, C. STANISSKI. "Química General Superior" 6ª. ed. 1987 Interamericana, Madrid.
4. S. GLASSTONE, D. LEWIS. "Elementos de Fisicoquímica" 2ª. ed. 1984 El Ateneo, Buenos Aires