



FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS y NATURALES

FUNDAMENTOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS

INGENIERÍA QUÍMICA

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS Y NATURALES

UNIVERSIDAD NACIONAL DE CÓRDOBA

CONDICIONES y EJERCICIOS

Mg. Ing. Patricia O'Mill

Dr. Ing. Gerardo Pisoni

Ing. Esp. Carina Colasanto

Mg. Ing. Marcelo Gómez

Dr. Lucas Agazzi

Ing. Gonzalo Barbero Medina

Mg. Ing. Nancy Saldís

2025

PROGRAMA:

Unidad 1. Aprender a aprender

Técnicas sencillas de estudio y aprendizaje de la ciencia y la tecnología. Aprendizaje colaborativo. El trabajo en equipo. Roles. La exposición oral. Elaboración de monografías. Redacción de informes. El vocabulario básico de la ingeniería química.

Unidad 2. Los Procesos Químicos.

Las operaciones básicas en el proceso productivo. Equipos de procesos químicos. Operaciones unitarias típicas: separación, filtrado, reactores. intercambiadores. Diagramas de proceso. Diferencia entre Operación de la industria química y Proceso de la industria química. Etapas genéricas de los procesos químicos. Industrias de procesos químicos. Procesos continuos y batch. Flujos en contracorriente, paralelos y cruzados. Representación de procesos: BFD (Diagrama de Flujo en Bloques), PFD (diagrama de Flujo de Proceso). Ejemplos de diagramas de procesos químicos.

Unidad 3. Equilibrio Químico

Conceptos específicos. Constante de equilibrio en función de las concentraciones, de las presiones y de las fracciones molares. Principio de Le Chatelier. Factores que influyen sobre el equilibrio. Gráficos. Equilibrio iónico. Ácido-base. Fuerza de ácidos y bases en disolución acuosa. Concepto de pH. Comportamiento ácido-base de las sales. Soluciones reguladoras. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Precipitación fraccionada. Precipitación simultánea. Efecto del pH. Redisolución de precipitados. Naturaleza de los iones complejos. Constante de equilibrio de los iones complejos.

Unidad 4. Introducción al balance de la materia.

El balance de materia como aplicación de la ley de conservación de la masa. Balance de masa en procesos unitarios.

Unidad 5. Electroquímica

Óxido-reducción. Fuerza directora de las reacciones químicas. Pilas y electrodos. Fem de una pila. Electrodo normal. Pila Daniell. Polarización de las pilas. Pila seca. Electrólisis. Leyes de Faraday. Electrodeposición. Acumuladores. Corrosión.

Unidad 6. Termodinámica

Sistemas. Estados de equilibrio. Variables de estado. Calor. Trabajo. Energía. Calor específico. Capacidad calorífica. Ley cero de la termodinámica. Primera ley de la termodinámica. Entalpía. Termoquímica. Calores de formación, de combustión, de cambio de fase, etc. leyes termoquímicas. Segunda ley. Entropía. Tercera ley. Energía libre de Gibbs. Espontaneidad.

Unidad 7. Cinética Química

Velocidad de reacción. Orden de reacción. Molecularidad. Constante de velocidad específica. Determinación experimental para una reacción de orden cero, uno y dos. Tiempo de vida media de una reacción. Teoría de las colisiones. Teoría del estado de transición. Factores que influyen en la velocidad de la reacción. Influencia de la concentración, de la temperatura, de catalizadores sobre la velocidad de la reacción.

INDICADORES DE DESEMPEÑO

Competencias específicas	El estudiante...
CE1. Interpretar el comportamiento de sistemas fisicoquímicos a través de las variables para resolver situaciones problemáticas con sentido crítico y responsabilidad.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Interpreta las informaciones, principios, datos y argumentaciones con claridad y precisión. ➤ Utiliza los elementos y razonamientos matemáticos adecuados para resolver las situaciones problemáticas que las requieran. ➤ Reconoce las distintas variables intervinientes en los sistemas físico-químicos. ➤ Pone en práctica procesos de razonamiento verificando, modificando o rechazando hipótesis que llevan a resolver las situaciones. ➤ Identifica los principales operaciones unitarias y procesos químicos que dan lugar a la transformación de la materia y la formación de nuevas sustancias
CE2. Usar técnicas e instrumental de laboratorio pertinentes para identificar cambios cuali y cuantitativos de la materia y la energía respetando los procedimientos operativos preestablecidos y normas de seguridad.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Identifica los elementos e instrumentos adecuados para llevar a cabo las distintas experiencias de acuerdo a las técnicas analíticas. ➤ Implementa técnicas simples para comprobar las hipótesis. ➤ Comprende el comportamiento de las sustancias que manipula ➤ Conoce las normas de seguridad del laboratorio químico para evitar accidentes
Competencias Genéricas	El estudiante...
Identificar, formular y resolver problemas de ingeniería.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Identifica los datos, las variables y las incógnitas de la situación ➤ Reconoce las unidades con las que realizará los cálculos ➤ Establece relaciones entre los factores y condiciones intervinientes ➤ Pone en práctica procesos de razonamiento ➤ Integra el conocimiento matemático para los cálculos ➤ Utiliza recursos gráficos como soporte ➤ Estima y enjuicia la lógica y validez de los resultados
Desempeñarse de manera efectiva en equipos de trabajo.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Colabora activamente en equipos de trabajo aportando sus percepciones experiencias y conocimientos ➤ Atiende los puntos de vista de los demás integrantes intentando mediar. ➤ Muestra interés por los trabajos propuestos.
Comunicarse con efectividad.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Expresa oralmente objetivos, procedimientos, resultados y conclusiones de manera clara y concisa. ➤ Prepara informes escritos ordenados y convincentes

Metodología de enseñanza y aprendizaje

La enseñanza de la asignatura combina diversas estrategias según la unidad a desarrollar. En algunos casos se comienza con exposiciones dialogadas teniendo en cuenta que es el primer año de la carrera. Tal vez, en función de una situación problemática sencilla presentada por el equipo docente en diversos formatos (vídeo, animación o texto), se realizan clases invertidas. Otras veces se propone el aprendizaje basado en problemas: los estudiantes reunidos en grupo resuelven alguna situación simple de la vida diaria, que tendrán que desglosar, analizar y preparar una exposición con o sin experimentación, argumentando su decisión. Para el desarrollo de algunas unidades específicas se elige el estudio de casos, o el aula taller, la resolución de ejercicios, y/o el trabajo de laboratorio donde los estudiantes podrán presentar un escrito en forma de monografía, un informe y/o una exposición oral.

La estructura de la asignatura está constituida por varias partes: Teóricos, Clases de Resolución de ejercicios, Trabajos prácticos de laboratorio, intervenciones en aula virtual Moodle, Actividades autónomas, etc.

Teóricos

Se realizan a través de exposiciones dialogadas entre docentes y estudiantes; para asistir a ellos es importante que se hayan efectuado previamente las actividades (los cuestionarios de preguntas "*Guías de Estudio o Conceptos temáticos*", guías incluidas en este cuadernillo y en el aula virtual) y toda otra actividad que aconsejen los profesores.

Se trabajará también en el estudio de casos (situaciones problemáticas provistas especialmente, las cuales se encuentran en el aula virtual) que pueden incluirse de distintas maneras, por ejemplo el incluido en el espacio de Cinética Química denominado "Un caso de vida o muerte". Para acudir a las clases teóricas también será necesario la realización de algunas actividades previas que se irán comunicando semanalmente que se deben llevar a cabo antes de asistir a la clase.

Las clases Teóricas se desarrollarán de manera presencial. También existe un back up de videoconferencias por meet grabadas que resultan insumo para la comprensión de los temas. Para acceder a ellas será necesario poseer correo institucional.

Resolución de Ejercicios.

En estas clases se plantearán situaciones teóricas y prácticas para su discusión. Se desarrollarán a posterior del *Teórico* respectivo. Se deberá asistir con **todos los conceptos teóricos estudiados** para lograr comprender la metodología de resolución de situaciones problemáticas. Los y las estudiantes deberán, fuera del horario de clases, intentar resolver situaciones similares e inclusive distintas a las planteadas en este cuadernillo con el objeto de profundizar el tema.

Trabajos de laboratorio.

Durante su desarrollo deberán observar los escritos, vídeos y simulaciones seleccionados por la cátedra para luego contestar las preguntas clave. En algunas oportunidades se deberán realizar experiencias sencillas siguiendo una cierta técnica sugerida por la cátedra o autogestionada y realizar los informes.

Aprender a aprender (Unidad 1), Los procesos químicos (unidad 2) e Introducción al Balance de materia (unidad 4)

Se trata de contenidos transversales a todas las unidades y a toda la carrera que deberán ser aplicados a lo largo de toda ella. En la unidad 1, por ejemplo, se darán las pautas para el aprendizaje autónomo, se comenzará a manejar el lenguaje propio de la ingeniería química, a redactar informes, monografías, trabajar en equipo, a preparar una exposición oral, etc. Esta unidad cierra con actividades integradoras sobre termoquímica o una experiencia con sensores computarizados, donde se analizarán contenidos de química, física, matemática, tecnología, redacción de informes

y trabajo en equipo.

Los contenidos de la unidad 2 y 4 están repartidos en todas las unidades restantes, no obstante se realizará una introducción al comienzo y se reforzará con vídeos y clases grabadas.

Exposiciones orales

Estas serán acerca del tema Electroquímica (búsqueda, interpretación y análisis de información basada en una guía) previa realización de la Experiencia autónoma a realizarse por equipo de trabajo; todas ellas serán calificadas a través de rúbricas o listas de cotejo diseñadas especialmente.

E/ aula virtual

Allí se encuentran guías de conceptos temáticos (es decir guías de preguntas para orientar en el estudio), vídeos de interés, y diversas actividades que deberán ser resueltas con la regularidad que allí se indique. Algunas actividades son optativas, aunque se sugiere resolverlas para completar el estudio.

Las Consultas

Podrán realizarse a través del foro del aula virtual o podrán ser solicitadas por correo electrónico a profesores. Serán individuales o por equipo de trabajo, presenciales o en videoconferencia y tendrán una duración de 10 minutos. Se deberán traer dudas puntuales luego de haber estudiado el tema.

Los Parciales

Está prevista la evaluación continua, es decir pruebas parciales semanales de los conceptos teóricos. Estos no podrán recuperarse y se deberá contar con un total de 60% aprobados. Se analizará si el o la estudiante escribe fórmulas correctamente, si sabe conceptualizar, si establece relaciones, si emite juicio crítico, etc. Los parciales de resolución prácticos serán 3 en total: 1º, 2º y Recuperatorio. Serán escritos para conocer básicamente si el estudiante resuelve las situaciones problemáticas. Las exposiciones, presentaciones de informes, el trabajo en el laboratorio y las intervenciones en clases serán evaluados con rúbricas o listas de cotejo confeccionadas especialmente para ese fin.

Materiales solicitados:

Material didáctico preparado por la cátedra (2 cuadernillos, uno con situaciones problemáticas y el otro con experiencias de laboratorio), Tabla Periódica, calculadora y tablas –hay un compendio de tablas en el aula virtual (tablas termodinámicas, tablas de constantes de equilibrio, tablas de constantes de ionización ácidas y básicas, tablas de producto de solubilidad, electroquímicas, etc.) Para cada una de las experiencias que se desarrollarán se podrá solicitar eventualmente algunos elementos tales como pipeta de 5 o 10 mL (puede ser plástica), un termómetro químico (el cual puede ser adquirido en cualquier comercio de material de laboratorio), azufre (farmacias), alcohol, pilas, cables, sal común de mesa, y otros elementos sencillos.

BIBLIOGRAFÍA SUGERIDA PARA EL ESTUDIO DE LOS CONTENIDOS:

- WHITTEN K., DAVIS R., PECK M. (2015) *Química*. 10º edición. Editorial Cengage Learning. México.
- FELDER, R.M. Y ROUSSEAU, R.W. (2015). *Elementary Principles of chemical processes*, John Wiley and Sons, 4 th Edition.
- ATKINS Y JONES (2013). *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*. 5º edición. Editorial Médica Panamericana.
- BROWN T. y col.(2011). *Química: La ciencia central*. 9º edición. Pearson Educ.
- CALLEJA PARDO (2016) *Nueva Introducción a la Ingeniería Química*. Ed. Síntesis. España.
- Material didáctico preparado especialmente por la cátedra (Revisado y actualizado anualmente)

Para consulta en biblioteca:

- MAHAN – MYERS. (1980) *Química. Curso Universitario*.
- MAHAN – MCCLELLAN – MCNAB – NICHOLSON (1985) *Chemistry–An experimental science – Chemical Education Material Study*
- REBOIRAS M. (2006). *Química, La Ciencia Básica*. Editorial Thomson. España.
- UMLAND J., BELLAMA J. (2000). *Química General*. Editorial Thomson. (México)
- CALLEJA G., GARCÍA, F., DE LUCAS, A., PRATS, D., RODRÍGUEZ, J.M. "Introducción a la Ingeniería Química" Ed. Síntesis (2004).
- HEIN M. ARENA S. (2005). *Fundamentos De Química*. Editorial Thomson. México.

PRERREQUISITOS Y CONOCIMIENTOS PREVIOS RECOMENDADOS

Los contenidos previos relacionados con la Química con los que el estudiante debe contar al emprender el estudio de la Química General II son los siguientes:

- ✓ Fórmulas químicas
- ✓ Soluciones
- ✓ Estequiometría
- ✓ Gases
- ✓ Redox
- ✓ Manejo de dimensiones y unidades

Para recordar unidades de medida será necesario que el o la estudiante revise el material que se ha preparado especialmente y está colgado en el aula virtual.

Para la revisión de los contenidos referidos a Estados de oxidación, Fórmulas y Ecuaciones químicas básicas, se han diseñado dos presentaciones: “**El número de oxidación**” y “**Las Fórmulas Químicas**”, que deberán ser consultadas en el aula virtual de la asignatura.

En relación a lo **experimental**, es necesario que el alumno posea habilidad para:

- ✓ desempeñarse con medidas de seguridad en el laboratorio para el uso de los reactivos químicos.
- ✓ usar adecuadamente el material de vidrio del laboratorio

Con respecto a las herramientas matemáticas, el estudiante deberá poseer la destreza necesaria para:

- ✓ despejar incógnitas
- ✓ manejo de la notación científica
- ✓ saber interpretar gráficos y trazar gráficos cartesianas ubicando variables;
- ✓ aplicar el concepto y las propiedades de las funciones logarítmica y exponencial (de base 10 y natural).

Importante:

Para lograr el aprendizaje de todos los conceptos y poder resolver las situaciones problemáticas es preciso que el tiempo semanal de estudio autónomo sea igual al tiempo de cursado en horas. Es decir, si la asignatura tiene una carga horaria de 4,5 horas semanales presenciales, serían además necesarias, al menos, 4,5 horas reales de estudio independiente por semana para llevar la asignatura al día.

FUNDAMENTOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS

PARTE I

SERIE DE EJERCICIOS

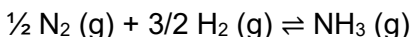
- I. Ingrese a este enlace para visualizar los resultados de todas las guías prácticas. Utilícelo únicamente para corroborar sus propios resultados, su aprendizaje depende de esto. ■

https://docs.google.com/document/d/162RaG2ER7cz4VZWCDE8RtnrZQgSJoZe1/edit?usp=drive_link&oid=118296681857308749553&rtpof=true&sd=true

EQUILIBRIO QUÍMICO

- 1- Considere la reacción $2 A (g) + B (g) \rightleftharpoons C (s) + 2 D (g)$. La expresión correcta de la constante de equilibrio es:....

- 2- El nitrógeno y el hidrógeno reaccionan para formar amoníaco según:



Si una mezcla de gases en el equilibrio se comprime a temperatura constante, se observa que:

- a) Disminuye la concentración de amoníaco en la mezcla gaseosa.
 - b) Disminuye el valor de la constante de equilibrio
 - c) Disminuye el número de moles de nitrógeno e hidrógeno
 - d) Aumenta la concentración de amoníaco debido a que aumenta el valor de la constante de equilibrio
 - e) Las concentraciones de reactivos y productos permanecen inalteradas.
- Diga si las afirmaciones son verdaderas o falsas, justifique su respuesta.

- 3- Se produce la siguiente reacción. $H_2O (g) + CO (g) \rightleftharpoons CO_2 (g) + H_2 (g)$.

A elevada temperatura en un recipiente de un litro, una mezcla en equilibrio contiene 0,4 moles tanto de CO_2 como de H_2 y 0,2 moles de cada uno de los reactivos. Si repentinamente se agregan 0,4 moles tanto de CO como de CO_2 . ¿Cuál será la concentración final de CO una vez que se establezca el nuevo equilibrio?

- 4- Cuando se descompone 161 g de N_2O_4 en un recipiente de 40 L a $25^\circ C$ se obtienen 27,7 g de NO_2 en el estado de equilibrio. Calcular el valor de las constantes de equilibrio de K_c , K_p y K_x .

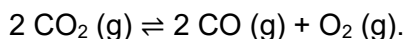
- 5- Un recipiente de 2 litros contiene 0,03 moles de PCl_3 , 0,03 moles de Cl_2 y 0,06 moles de PCl_5 en equilibrio a $200^\circ C$. Determine:

- a) La constante K_c para la disociación de pentacloruro de fósforo a esa temperatura.
- b) La presión de la mezcla gaseosa.
- c) La composición de la mezcla gaseosa si a esa temperatura, el volumen del recipiente se reduce a la mitad.

- 6- Para la reacción $C (s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO (g)$, $K_p = 135$ a $1000^\circ C$. Se colocan 0,3 moles de CO_2 , 6 g de C y 2 moles de CO en un recipiente de 5 litros y se calienta a 1273K. Calcular:

- a) la concentración de CO en el equilibrio.
- b) los gramos de C en el equilibrio.

- 7- A 300 K las presiones parciales de CO_2 , CO y O_2 en el equilibrio son: 0,6; 0,4 y 0,2 atm respectivamente. Calcule la K_p a 300 K para la reacción:



- 8- Se mezclan 0,062 moles de H_2 y 0,042 de I_2 en un recipiente a $400^\circ C$. Al establecerse el equilibrio, se han formado 0,076 moles de HI .

- a) Calcule K_p y K_c a $400^\circ C$.
- b) ¿Cuántos moles de HI se formarán al mezclar 0,08 moles de H_2 con 0,08 moles de I_2 a esa misma temperatura?

- 9- Para la reacción $CO (g) + H_2O (g) \rightleftharpoons CO_2 (g) + H_2(g)$. La constante de equilibrio es 0,63. Se deja llegar al equilibrio una mezcla de un mol de vapor de agua y 3 moles de CO , a una presión total de 2 atm.

- a) ¿Cuántos moles de H_2 existen en el equilibrio?
- b) ¿Cuál es la presión parcial de cada gas de la mezcla en el equilibrio?

10-Se colocan 3 moles de SO_3 puro en un recipiente de 8 litros a 1105 K. Una vez alcanzado el equilibrio, se forman 0,95 moles de oxígeno.

Calcule K_p a 1105 K para la reacción: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$

11-Para el proceso $\text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ a 375 K, el $K_p = 2,4$. Supóngase que en un bulbo previamente evacuado de 1 litro se colocan 6,75 g de reactivo a 375 K. a) ¿Cuál será la presión parcial del SO_2Cl_2 y la presión total del sistema cuando se logre el equilibrio? b) ¿Cuáles serán las presiones parciales de cada uno luego de agregar un gas hasta duplicar la presión total?

12- Se colocan 32 de azufre (s) y 5 g de hidrógeno en un recipiente de 20 L de capacidad, que reaccionan de acuerdo a: $\text{S} (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} (\text{g})$.

Cuando han alcanzado el equilibrio, se forman 0,5 moles de H_2S a 40°C .

a) Calcule K_p y K_c a 40°C .

b) ¿Qué masa de S hay presente en el equilibrio y cuál es la presión total de la mezcla?

c) Si se agregan 2 moles de H_2 a la mezcla en equilibrio, calcule las concentraciones de hidrógeno y sulfuro de hidrógeno que resultan.

13-Se introduce PCl_5 en una cámara vacía se establece el equilibrio a 250°C y 2 atm. El gas de equilibrio contiene 40,7 % de cloro en volumen. ¿Cuáles son las presiones de Cl_2 , PCl_3 y PCl_5 en el equilibrio? Calcular K_p a 250°C .

Si la mezcla gaseosa se expande hasta 0,2 atm a 250°C , calcular:

I) El porcentaje de PCl_5 no disociado que quedará en el equilibrio.

II) El porcentaje en volumen de cloro en la mezcla gaseosa en equilibrio.

III) La presión parcial de cloro en la mezcla de equilibrio.

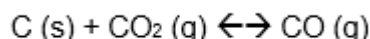
14-A 817°C la K_p de la reacción $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{C} (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CO} (\text{g})$ es 10 atm.

a- ¿Cuál es la composición de los gases a 817°C y a una presión total de 4 atm (fracción molar porcentual)?

b- ¿Para qué presión dará el análisis de los gases 6 % de CO_2 en volumen?

15-El fosgeno es un gas asfixiante que fue empleado como arma química en la 1ª Guerra Mundial. Se descompone a elevada temperatura dando monóxido de carbono y cloro según la siguiente reacción: $\text{Cl}_2\text{CO} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{CO} (\text{g})$, cuyo K_p a 300°C es $1,3 \times 10^{-3}$. Calcular la presión parcial de cloro a esa temperatura para una presión total de 1 atm y 10 atm.

16-Sea el equilibrio establecido a 817°C :



La mezcla de gases en equilibrio contiene un 80% en volumen de monóxido de carbono bajo una presión de 3,125 atm. Utilizando estos datos, calcular:

a) La constante K_p

b) La composición de la mezcla gaseosa bajo una presión de 10 atm.

c) Realice un gráfico que represente el cambio de las presiones parciales de los gases desde los momentos iniciales hasta que se alcanza el equilibrio, considerando que inicialmente se parte solo de dióxido de carbono

17-Dada la reacción:



a) Si en un tubo cuyo volumen es de 20,0 mL se introducen $1,0 \times 10^{-4}$ moles de NO, 2×10^{-4}

moles de bromo y 2×10^{-4} moles de BrNO a 350°C , ¿En qué sentido evolucionara la reacción? JSR.

- b) Calcule la K_p de la reacción a 350°C .
- c) Si el mismo tubo contiene $2,8 \times 10^{-4}$ moles de NO y $1,6 \times 10^{-5}$ moles de BrNO a 350°C , ¿Qué cantidad de bromo está presente en el equilibrio?
- d) Si al sistema descrito en (c) se le agrega argón, de modo que la presión total dentro del tubo aumenta a 2 bares a 350°C , ¿Se modifican las cantidades de los componentes de la mezcla de la reacción anterior? Y si se modifican, ¿En qué sentido lo hacen?

18-A 1000 K el fosgeno, COCl_2 , se descompone según la siguiente reacción:



Cuando se coloca 1 bar de fosgeno en un recipiente a 1000 K previamente evacuado se llega a una presión total de equilibrio de 1,17 bares.

- a) Calcule las presiones de todas las especies presentes en el equilibrio y el valor de K_p a 1000 K.
- b) Cuando la presión de cada una de las especies que intervienen en la reacción es 1 bar, ¿Qué ocurre con el equilibrio?

19- Se introducen en un recipiente 2 moles de pentacloruro de antimonio y se calientan a 450 K. Al cabo de un cierto tiempo en que la presión es de 1 atm se encuentra que dicho producto está disociado al 36% en tricloruro de antimonio y cloro.

Calcular:

- a) Las constantes K_p y K_c
- b) Si el volumen se reduce a la mitad, ¿Cuál será la concentración de cada una de las especies en el equilibrio?

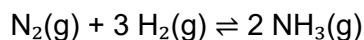
Nota: Todos los compuestos involucrados en el sistema son gaseosos.

20- El CaCO_3 es un mineral muy abundante en la naturaleza. Se utiliza en gran escala como aditivo en la manufactura de materiales de construcción tales como cementos, yeso, etc. El valor de la K_p para la reacción $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ es 0,880 a 600°C . Si se pone una muestra de 15,0 g de CaCO_3 en un recipiente de 10,0 L y se calienta a 600°C , ¿Qué porcentaje de carbonato de calcio reacciona?

EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS:

21- Responda:

- a) Considere el siguiente equilibrio a temperatura constante:



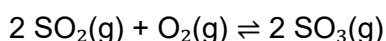
Indique cómo se ve afectado el equilibrio si se reduce el volumen del recipiente a la mitad. Justifique su respuesta.

- b) Considere la reacción reversible:



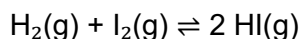
Explique por qué la constante K_p de esta reacción depende únicamente de la presión parcial de CO_2 y no de las cantidades de sólidos presentes.

- c) Considere una reacción exotérmica en fase gaseosa:



Indique cómo se ve afectado el valor numérico de la constante de equilibrio si se aumenta la temperatura. Explique su razonamiento.

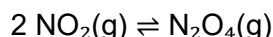
22- A 500 °C se establece el siguiente equilibrio:



Se agregan 0,2 moles adicionales de HI al sistema una vez alcanzado el equilibrio.

¿En qué sentido se desplazará el equilibrio? Justifique utilizando el principio de Le Châtelier. No se requieren cálculos.

23- Considere el siguiente equilibrio:



¿Qué efecto tendrá sobre el equilibrio la adición de un gas inerte (como argón) manteniendo el volumen constante? Justifique su respuesta.

24- Lea las siguientes afirmaciones y determine si son verdaderas o falsas. Justifique en cada caso.

- a) La constante de equilibrio cambia si se modifica la concentración de uno de los reactivos.
- b) En un sistema en equilibrio, las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.
- c) Un aumento de temperatura siempre favorece la formación de productos.
- d) En una reacción donde todos los componentes son gases, una disminución de volumen favorece al lado con mayor número de moles gaseosos.

25- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justifique brevemente.

- a) En un equilibrio heterogéneo, los sólidos y líquidos puros no se incluyen en la expresión de la constante de equilibrio.
- b) Agregar un catalizador a un sistema en equilibrio aumenta el valor de la constante de equilibrio.
- c) En una reacción endotérmica, un aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia los reactivos.
- d) Si se agrega un gas inerte manteniendo el volumen constante, el equilibrio no se ve afectado.

EQUILIBRIO IÓNICO

Ácidos y bases fuertes y débiles

1- Calcular la $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH de las siguientes soluciones acuosas:

- HCl 0,1 M
- NaOH 10^{-6} M
- 20 mL de KOH 0,03 M
- $HClO_4$ 10^{-8} M
- 0,63 g de HNO_3 en 100 mL de solución
- 0,02 g de NaOH en 100 mL de solución.

2- Encontrar la $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de las siguientes soluciones acuosas:

- pH = 4,0
- pH = 3,0
- pH = 1,10
- pOH = 2,7
- 50 mL de solución pH = 2,1
- 30 mL de solución de pH = 11,7.

3- ¿Qué volumen de HCl 0,1 M debe agregarse a 100 mL de agua para que el pH sea igual a 5?
Repita el cálculo para HCl 1×10^{-4} M. Ídem para NaOH 0,2 M y pH = 11,6.

4- Calcule el pH de la solución que resulta de mezclar 50 mL de HNO_3 0,2 M con 0,025 L de HCl 0,6 M.

5- Calcule $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH de:

- | | |
|--|-------------------------|
| a) 100 ml de HAc (CH_3COOH) 0,2 M. | $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ |
| b) HFo ($HCOOH$) 2×10^{-4} M. | $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$ |
| c) 20 mL de hidróxido de amonio 0,1 M | $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$ |
| d) hidróxido de amonio $1 \cdot 10^{-4}$ M | $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$ |
| e) CH_3NH_2 0,3 M | $K_b = 5 \cdot 10^{-4}$ |
| f) HAc 0,001 M | $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ |
| g) HX 0,001 M | $K_a = 1 \cdot 10^{-7}$ |

6- Calcule $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de las siguientes soluciones acuosas:

- pH = 2,70 $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$
- pH = 11,15 $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$
- pH = 2,85 $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$

7- Resuelva:

- Calcule la K_a de un ácido (HX) que a una concentración de 0,4 M tiene un pH = 2,52.
- Calcular pH, $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en: Una solución formada por la adición de 2,3 g de HFo (MM = 46, $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$) a suficiente cantidad de agua para obtener 100 mL de solución.

- c) Cuando a la solución anterior se le agrega 0,05 moles de HFO (suponer que no hay variación de volumen).
- 8- Calcular la concentración de ácido de 100 mL de solución de HAc de pH = 2,7. ¿Cuántos moles de HAc hay en 20 mL de la solución anterior?
- 9- Calcule el grado de disociación de una solución de HAc 0,1 M. Repita el cálculo para $1 \cdot 10^{-3}$ M y $1 \cdot 10^{-5}$ M y compare los resultados.
- 10- Dados los siguientes compuestos:
- HFO ($K_a = 2 \cdot 10^{-4}$) 2) HAc ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$) 3) NH_4OH ($K_b = 2 \cdot 10^{-5}$)
 HCN ($K_a = 5 \cdot 10^{-10}$) 5) $\text{R}'\text{---NH}_2$ ($K_a = 5 \cdot 10^{-5}$) 6) $\text{R}''\text{---NH}$ ($K_b = 2 \cdot 10^{-6}$)
- ¿Qué compuestos darán soluciones de pH menor que 7?
 - ¿Qué compuestos darán soluciones de pH mayor que 7?
 - Elija pares de compuestos de manera que una solución de uno de ellos tenga un pH igual al pOH del otro.
 - Si tiene soluciones de igual concentración de cada uno de ellos, indique:
 - ¿Qué compuesto dará la solución de menor pH?
 - ¿Qué compuesto dará la solución de mayor pH?
 - ¿Qué compuesto dará un pH inmediato superior a 7?
 - ¿Qué compuesto dará un pH inmediato inferior a 7?
- 12- Se sabe que una solución de un ácido HX de pH = 3,5 tiene un grado de disociación $\alpha = 6,3 \cdot 10^{-4}$. Calcule la concentración estequiométrica del ácido HX.
- 13- Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, pH y pOH de:
- HCl 0,01 M a 15°, 25° y 50°C
 - NaOH 0,001 M a las mismas temperaturas.
- K_w 15°C = $4 \cdot 5 \cdot 10^{-15}$ K_w 25°C = $1 \cdot 0 \cdot 10^{-14}$ K_w 50°C = $5 \cdot 5 \cdot 10^{-14}$
- 14- El Hidróxido de Amonio es un aditivo utilizado en la industria de alimentos principalmente por sus propiedades como regulador de acidez. Dados 20 mL de una solución 0,2 M de hidróxido de amonio, se puede afirmar que:
- El pH es 2,7.
 - Si se diluye la solución el pH de la muestra aumenta. La solución tiene el mismo pH que el pOH de una solución de HAc de la misma concentración.
 - El aporte de OH^- del agua es menor que el de hidronios del agua.
 - La concentración de iones amonio es de $5 \cdot 10^{-12}$ M.
- 15- Un ácido orgánico cuya $K_a = 1 \cdot 10^{-4}$ genera especies A^- de color rojo y la especie HA da color amarillo. Diga que color tendrán soluciones con los siguientes pH = 1, 3, 5, 7 y 10.
- 16- En el tratamiento del cuero se utiliza ácido fórmico en las operaciones de curtido y en la fijación de teñido. La constante de disociación del ácido fórmico (HCOOH) es $1,8 \cdot 10^{-4}$. ¿Cuál es el porcentaje de ionización de una solución 0,0010 M de este ácido?
- 17- Dada una solución de HAc de pH = 3, calcular la concentración de HAc en el equilibrio en moles/L y gramos /L.

18- Indicar como prepararía 100 mL de una solución de HAc de pH = 4 a partir de una solución de HAc de pH = 3.

19- A 25°C una solución de amoníaco 0,010 M está ionizada en un 4,3 %. Calcular:

- a) La concentración de los iones OH⁻ y amonios.
- b) La concentración de hidróxido de amonio.
- c) La constante de disociación del hidróxido de amonio.

20- Calcular el pH y el pOH de las siguientes soluciones:

- a) 100 mL de HCl 0,2 M + 50 mL de NaOH 0,5 M
- b) 25 mL de HNO₃ 0,1 M + 100 mL de NaOH 0,05 M
- c) 200 mL de HClO₄ 0,3 M + 100 mL de NaOH 0,1 M

Ejercicios complementarios:

21- Considere las siguientes especies en solución acuosa:

- Ácido fórmico ($K_a = 1,8 \times 10^{-4}$)
- Ácido propanoico ($K_a = 1,3 \times 10^{-5}$)
- Metilamina ($K_b = 4,4 \times 10^{-4}$)

Ordene estas sustancias de mayor a menor fuerza según su comportamiento ácido o básico. Justifique.

22- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justifique brevemente.

- a) Un ácido débil tiene siempre un pH menor que un ácido fuerte.
- b) Al diluir una base débil, su pH disminuye.
- c) Todas las soluciones con pH mayor que 7 son básicas.
- d) El valor de K_a de un ácido cambia si la solución se diluye.

23- Explique qué ocurre con el grado de disociación de un ácido débil si se lo diluye.

¿El pH aumenta, disminuye o permanece constante? Justifique usando ecuaciones químicas.

24- Dada la sal NH₄Cl, indique:

- a) ¿Qué iones se generan en solución acuosa?
- b) ¿Es la solución resultante ácida, básica o neutra? Justifique.
- c) ¿Qué tipo de ácido o base genera esta sal al disolverse?

EQUILIBRIO IÓNICO

Hidrólisis y Soluciones Reguladoras de pH

- 1- Calcular el pH de una solución acuosa de $\text{Cl}(\text{CH}_3\text{NH}_3)$ 0,2 M $K_b = 5 \cdot 10^{-4}$. Idem para KAc (CH_3COOK) 0,2M, $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$.
- 2- El formiato de potasio (HCOOK) se utilizan en los fluidos de perforación de yacimientos. Si se disuelven 0,2 equivalentes gramo de formiato de potasio (HCOOK) en 200 mL de solución. Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, pH y pOH. $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$.
- 3- Calcular la concentración de todas las especies en las siguientes soluciones acuosas, también el pH y el pOH.
 - a) NaCN 0,4 M
 - b) NaCN $1 \cdot 10^{-5}$ M $K_a = 5 \cdot 10^{-10}$
- 4- Calcule el grado de hidrólisis para NaAc 0,01 M y 0,0001 M. Repetir el cálculo para NaFo 0,01M y $1 \cdot 10^{-4}$ M.
- 5- Encontrar la K_b del hidróxido de amonio a partir de los siguientes datos: una solución de 0,72 g de NH_4NO_3 en 50 mL de solución de pH = 5.
- 6- Dadas las siguientes soluciones:
 - I. 100 mL de NaCl 0,2 M.
 - II. 250 mL de NH_4Cl 1M.
 - III. 50 mL de KCN 0,1 M.

Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Las soluciones i e ii son básicas debidas ala hidrólisis del ión cloruro.
 - b) La solución iii es alcalina porque el KCN se disocia completamente.
 - c) La solución i tiene un pH = 7 a cualquier temperatura.
 - d) La solución ii tiene un pH menor que 7, porque uno de los iones de la sal es el ácido conjugado de una base débil.
- 7- De las siguientes afirmaciones diga cuáles son ciertas y cuáles no (JSR):
- a) Una solución de KCl es neutra.
 - b) Una solución de NH_4ClO_4 tiene pH = 7.
 - c) Una solución de NaCOOH es alcalina.
 - d) Una solución de NaNO_3 es alcalina.
 - e) Una solución de NH_4Ac es neutra.
 - f) Una solución de NaCl tiene pH ácido.
 - g) Una solución de NH_4CN tiene pH mayor que 7.
- 8- Dadas las siguientes afirmaciones, referidas a una solución de NaCN:
- i- A mayor concentración de la sal, mayor es el grado de hidrólisis del ión cianuro.
 - ii- El grado de hidrólisis del catión sodio es igual a 1.
 - iii- El pH de la solución puede ser mayor, menor o igual a 7, dependiendo de la concentración de la sal.
 - iv- Para una concentración de 0,5 M de cianuro de sodio, en el equilibrio: $[\text{Na}^+] = [\text{CN}^-] = 0,5$ M.

¿Cuáles afirmaciones son falsas?

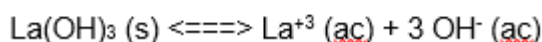
- 9-** Diga cuál de las siguientes afirmaciones, es FALSA, referidas a 100 mL de cloruro de amonio 0,2 M:
- a) El grado de hidrólisis del catión es despreciable frente a 1.
 - b) La concentración de hidróxido de amonio es $1 \cdot 10^{-5}$ M.
 - c) El grado de hidrólisis del anión es igual a 1.
 - d) El pOH de la solución es igual a 9.
 - e) La concentración de iones hidronios aportados por el agua es despreciable.
- 10-** Calcular el pH de las siguientes soluciones:
- a) 50 mL de HAc 0,1 M + 50 mL de NaOH 0,05 M $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$.
 - b) Cuando a la solución anterior se le agrega 1 mL de NaOH 1 M. (Desprecie la variación de volumen).
 - c) 50 mL de NaAc 0,1 M + 75 mL de HNO₃ 0,05 M
 - d) 50 mL de hidróxido de amonio 0,2 M + 50 mL de HCl 0,1 M $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$.
 - e) 60 mL de NH₄Cl 0,2 M + 40 mL de KOH 0,1 M.
 - f) 50 mL de hidróxido de amonio 0,1 M + 50 mL de HCl 0,2 M.
 - g) 100 mL de HAc 0,3 M + 50 mL de NaOH 0,3 M + 50 mL de NaAc 0,2 M + 50 mL de agua.
- 11-** Calcular el pH de:
- a) Una solución 0,1 M de HAc y $1 \cdot 10^{-4}$ M de NaAc.
 - b) Una solución 0,1 M de HAc y $1 \cdot 10^{-3}$ M de NaAc.
 - c) Una solución 0,1 M de hidróxido de amonio y $1 \cdot 10^{-3}$ M de cloruro de amonio.
- 12-** Se dispone de una solución de NaA 0,1 M y HA 0,1 M, $K_a = 1 \cdot 10^{-6}$. Calcular su pH. Calcular el pH después de agregar 1 mL de NaOH 1 M a 100 mL de esta solución. Idem con 1 mL de HCl 1 M.
- 13-** a) Se prepara una solución agregando 2,05 g de NaAc a 100 mL de solución de ácido clorhídrico 0,1 M. ¿Cuál es la concentración de iones hidronios?
b) Se hace una posterior adición de 25 mL de HCl 0,1 M. ¿Cuál será la nueva concentración de iones hidronios?
- 14-** ¿Cuántos moles de cloruro de amonio se deben agregar a 2 litros de solución de hidróxido de amonio 0,3 M para obtener una solución buffer de pH = 9,3? $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$.
- 15-** Diga si las siguientes afirmaciones son CORRECTAS ó NO:
- a) Una solución equimolar de NaCN y HCN ($K_a = 5 \cdot 10^{-10}$) tiene un pH igual al pOH de una solución equimolar de NaAc y HAc ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$).
 - b) 100 mL de una solución de cloruro de amonio 0,1 M tiene diferente pH que 200 mL de una solución de 0,1 M de la misma sal.
 - c) 250 mL de una solución de hidróxido de amonio 0,1 M tiene un pH igual que 1 de solución 0,1 M de acetato de sodio.
 - d) 250 mL de una solución de hidróxido de amonio 0,1 M tiene igual pH que un litro 0,1 M de cianuro de sodio.
- 16-** ¿Cuántos gramos de NaAc se deben agregar a 2 litros de solución de HAc 0,3 M para obtener una solución buffer de pOH = 9,3?

- 17-** Se desea preparar 250 mL de una solución reguladora de pH 5,2 con una concentración de ácido de 0,01 M. Se dispone de una solución de HAc 0,1 M y de NaOH sólido. ¿Qué volumen de la solución de ácido se necesita? y ¿Cuántos gramos de NaOH?
- 18-** Se tienen las siguientes soluciones:
- a) 100 mL de HAc 0,1 M y NaAc 0,1 M.
 - b) 100 mL de NH_4OH 0,1 M y NH_4Cl 0,1 M.
 - c) 100 mL de HAc 0,1 M y Kac 0,05 M.
 - d) 100 mL de NaCN 0,1 M y HCN 0,03 M.
 - e) 100 mL de NaAc 0,5 M y HAc 0,5 M.
 - f) 200 mL de HAc 0,1 M y NaAc 0,1 M.
 - g) 50 mL de HCN 0,001 M y KCN $3 \cdot 10^{-4}$ M.
 - h) 300 mL de HCN 0,1 M y KCN 0,1 M.
- I) Agrupe las soluciones que tienen igual pH.
 - II) De cada uno de los siguientes pares de soluciones, elija la que regule mejor el pH: a y c; a y e; a y f.
 - III) Indique que efecto tiene el valor de pH el agregado de HCl a las soluciones a y b y el agregado de NaOH a las soluciones b y e. Ídem para las soluciones b y d.
- 19-** Calcular cuántos gramos de NaOH deben agregarse a 30 mL de una solución de HAc 0,1 M para obtener una solución reguladora de pH = 5.
- 20-** El principal sistema amortiguador de la sangre es el formado por el par bicarbonato/ácido carbónico. ¿Qué relación de concentraciones bicarbonato/ácido carbónico es necesaria para tener una solución reguladora de pH = 7,00?
- 21-** ¿Cuántos moles de Hipobromito de sodio se deben agregar a 1 L de ácido hipobromoso para formar una solución reguladora de pH = 8,80? Suponga que el volumen no cambia con la adición de Hipobromito y $K_a = 2,5 \times 10^{-9}$.
- 22-** Suponga que tiene una solución que es 0,50 M en metilamina, CH_3NH_2 , y 0,00050 M en la sal cloruro de metilamonio, $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$. ¿Esperaría que ésta fuera una solución reguladora eficaz? ¿Por qué sí o por qué no?
- 23-** Explique, justificando con balance de masa y carga, como haría para preparar las siguientes soluciones:
- a) 250 mL de solución de ácido acético de pH = 4,5 a partir de una solución de ácido acético de pH = 2,5.
 - b) 250 mL de una solución de pH = 5,0 con una concentración de ácido de 0,01 M, si se dispone de una solución de ácido propiónico y de propionato de sodio sólido (PM = 74 g/mol).
- 24-** Dos soluciones A y B tienen el mismo pH. La solución A es 0,1 N en amoníaco y 0,1 N en cloruro de amonio, en tanto que la B es X N en hidróxido de sodio. A 50 mL de c/u de las 2 soluciones anteriores se añaden 10 mL de solución de ácido clorhídrico 0,1 N. Utilizando balance de masa y carga, calcular:
- a) El pH de las dos soluciones originales.
 - b) La concentración de la solución B.
 - c) El pH de las soluciones A y B después de la adición de ácido.

EQUILIBRIO IÓNICO

Producto de Solubilidad

1- Dadas las siguientes reacciones:



a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio para cada uno de los casos (Kps).

b) Exprese la solubilidad molar de cada sustancia en función de la Kps.

2- Calcule la solubilidad molar del sulfato de bario en: $K_{ps} = 1.10 \cdot 10^{-10}$

a) Agua pura.

b) Una solución 0,01 M de cloruro de bario.

3- Calcule la Kps sabiendo que la solubilidad del Fe(OH)_2 en agua pura es $6.3 \cdot 10^{-6}$ M. b) Calcule la solubilidad molar en una solución de pH = 9.

4- El Kps del cloruro de plata es $1.8 \cdot 10^{-10}$ a 25°C .

a) Calcular la solubilidad molar del AgCl en agua a 25°C .

b) En cada uno de tres recipientes, se colocan 20 g de AgCl:

- Al primero se le agregan 2 litros de agua.
- Al segundo se le agregan 0,5 litros de agua.
- Al tercero se le agregan 0,25 litros de agua.

Calcular: I- Las concentraciones de iones plata y cloruros a 25°C .

II- ¿Cuántos gramos de AgCl se disuelven en cada recipiente a 25°C ?

5- El Kps de CaF_2 es $2.7 \cdot 10^{-11}$ a 25°C .

a) Calcular la solubilidad (moles/L) del fluoruro de calcio en agua a 25°C .

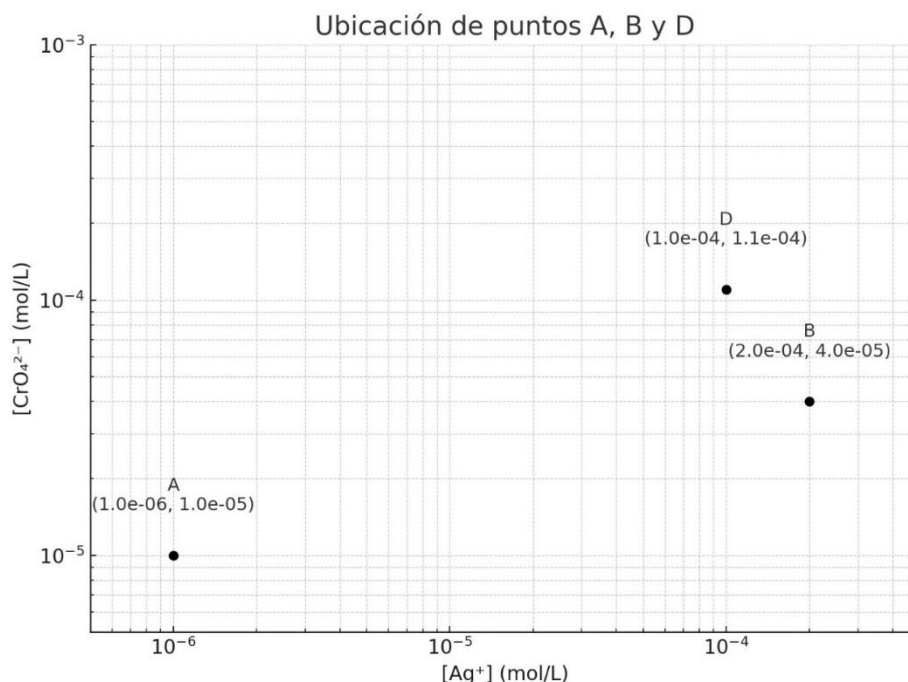
b) ¿Pueden disolverse $7 \cdot 10^{-5}$ moles de CaF_2 en 200 mL de agua a 25°C ?

6- Se agregan 0,001 g de cloruro de plata a 50 mL de agua. Calcule la concentración de ión plata una vez alcanzado el equilibrio. Si al sistema se le agregan 150 mL más de agua, calcular la nueva concentración de Ag^+ en equilibrio. Si se agregan otros 400 mL al sistema, calcular la concentración de Ag^+ en equilibrio.

7- **(Nuevo Ejercicio)** En el siguiente gráfico se representa las concentraciones de saturación de los iones de plata y cromato, a 25°C . Diga cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:

- a) La constante del producto de [Ag⁺] solubilidad del Ag_2CrO_4 es $1.1 \cdot 10^{-12}$.
- b) El punto "D" en el gráfico, se alcanza disolviendo Ag_2CrO_4 sólido en agua pura.
- c) El punto "A" representa un estado de saturación a 25°C para este sistema.

- d) La Kps del Ag_2CrO_4 es $2 \cdot 10^{-9}$.
- e) El punto "B", representa un estado en el que el producto iónico ha superado el Kps.



- 8- Se mezclan 100 ml de NaOH $2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ con 100 mL de cloruro de estroncio $1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Indicar JSR si se observará formación de precipitado. Indicar JSR si se puede obtener una solución de $[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ M}$ y $[\text{Sr}^{+2}] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. Indicar JSR si se puede obtener una solución con estas mismas concentraciones disolviendo hidróxido de estroncio sólido en agua pura.
- 9- La Kps de hidróxido de magnesio es $6,3 \cdot 10^{-12}$ a 25°C . Calcule:
- El pH de una solución saturada de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a 25°C .
 - La $[\text{Mg}^{+2}]$ en g/L del hidróxido de magnesio en solución de NaOH $0,1 \text{ M}$ a 25°C .
 - Idem pero en solución de MgCl_2 $0,1 \text{ M}$ a 25°C .
 - El pH de la solución del punto b).
- 10- Se preparan 100 mL de solución saturada de hidróxido de magnesio a 25°C , disolviendo el hidróxido sólido en agua pura.
- $$\text{Mg}(\text{OH})_2 \text{ (s)} \rightleftharpoons \text{Mg}^{+2} \text{ (ac)} + 2 \text{ OH}^- \text{ (ac)} \quad \Delta H < 0$$
- Diga cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
- La solución saturada tiene un pH = 10.
 - Un aumento de temperatura produce la precipitación de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sólido.
 - En los 100 mL de solución saturada hay 10^{-4} moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ disueltos.
 - El agregado de KCN no modifica la solubilidad porque no se agrega ningún ion común.
 - Una solución saturada tiene siempre $[\text{Mg}^{+2}] = 2[\text{OH}^-]$.
- 11- Se añade lentamente NaCl sólido a una solución $0,10 \text{ M}$ de Cu^{+} , $0,10 \text{ M}$ de Ag^{+} y $0,10 \text{ M}$ de Au^{+} ; suponga que no hay cambio de volumen debido a la adición de sólido.
- ¿Qué compuesto comenzará a precipitar primero?
 - Calcule la concentración de ión oro cuando el AgCl comienza a precipitar. ¿Qué

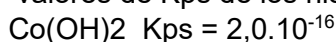
- porcentaje de Au^+ ha precipitado en ese punto?
- c) Calcule la concentración de Au^+ y Ag^+ cuando el CuCl comienza a precipitar.

12- Se forma una solución 0,10 M en $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, 0,085 M en NH_3 y 0,10 M en NH_4NO_3 .

- ¿Precipitará hidróxido de magnesio?
- ¿Cuál es el pH de la solución?
- ¿Cuál es la concentración mínima de NH_4NO_3 que se requiere para evitar la precipitación de $\text{Mg}(\text{OH})_2$?
- ¿Qué masa de NH_4NO_3 contiene un litro de esta solución?
- ¿Cuál es el pH de esta solución si contiene la concentración mínima de NH_4NO_3 que se requiere para evitar la precipitación de hidróxido de magnesio?

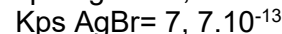
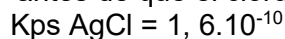
13- ¿Cuál es la solubilidad de cromato de plata ($K_{ps} = 1,9 \cdot 10^{-12}$) en una solución que es 0,01 M en nitrato de plata?

14- Una solución es 0,002 M en los iones Co^{+2} , Fe^{+2} y La^{+3} . El volumen de la solución se duplica exactamente al añadir un buffer de amonio que mantenga el pH de la solución en 8. Los valores de K_{ps} de los hidróxidos son:



¿Qué hidróxidos precipitarán?

15- Se añade nitrato de plata a una solución 0,02 M de cloruro de sodio y 0,02 M de bromuro de sodio. ¿Qué sal precipitará primero?. ¿Qué porcentaje de bromuro habrá precipitado justo antes de que el cloruro de plata comience a precipitar?

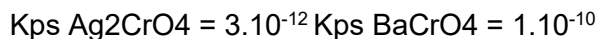


16- Determinar la solubilidad molar del PbBr_2 en ($K_{ps} 1,2 \times 10^{-5}$):

- Agua pura
- Disolución de KBr 0,1 M.
- Disolución de nitrato de plomo 0,2 M.

17- Una solución contiene 0,05 M de Ba^{+2} y 0,002 M de Ag^+ . Los metales precipitan por adición de ión cromato.

- ¿Qué ión precipita primero?
- ¿Qué porcentaje de este ión queda en solución cuando comienza a precipitar el otro?



18- Si se prepara una solución que sea 0,08 M en nitrato de magnesio, 0,075 M en amoníaco acuoso y 3,5 M en nitrato de amonio:

- ¿Precipitará hidróxido de magnesio?
- ¿Cuál es el pH de la solución?

19- En muchas operaciones industriales se utilizan grandes volúmenes de agua como refrigerante en procesos de intercambio de calor. El agua turbia suele ser insatisfactoria debido a que los sólidos dispersos pueden tapar los filtros o depositarse como sedimento en tubos y bombas. El

agua turbia puede clarificarse a gran escala agregando agentes para coagular el material coloidal y entonces se deja precipitar para que se sedimente en los tanques de depósito o estanques antes de que el agua clarificada se alimente a las fábricas. En los métodos recientes se agrega hidróxido de calcio y carbonato de magnesio. Si a 520 litros de agua se agregan 56 gramos de hidróxido de calcio y 45 gramos de carbonato de magnesio, ¿Formarán estos compuestos precipitados de carbonato de calcio?

20- Una solución es 0,05 M en sulfato de potasio y 0,05 M en cromato de potasio. Se agrega poco a poco solución de nitrato de plomo (II) casi sin cambio de volumen.

a) ¿Qué sal precipitará primero?

b) ¿Cuáles serán las concentraciones de sulfato y cromato cuando comience a precipitar la otra sal?

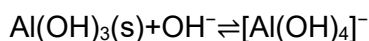
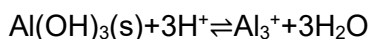
21. Diga JSR, si las siguientes soluciones pueden existir:

- a) 100 mLde solución 0,2 M en Ba^{+2} y 0,2 M en SO_4^- .
- b) 50 mLde solución 1×10^{-7} M en Ba^{+2} y 1×10^{-7} M en SO_4^- .
- c) 10 mL de solución 1×10^{-3} M en Sr^{+2} y 1×10^{-3} M en OH^- .
- d) 25 mLde solución 0,1 M en Sr^{+2} y 0,01 M en OH^- .

22. Diga JSR, si las siguientes soluciones pueden existir: 100 mLde solución 0,2 M en Ba^{+2} y 0,2 M en SO_4^- .

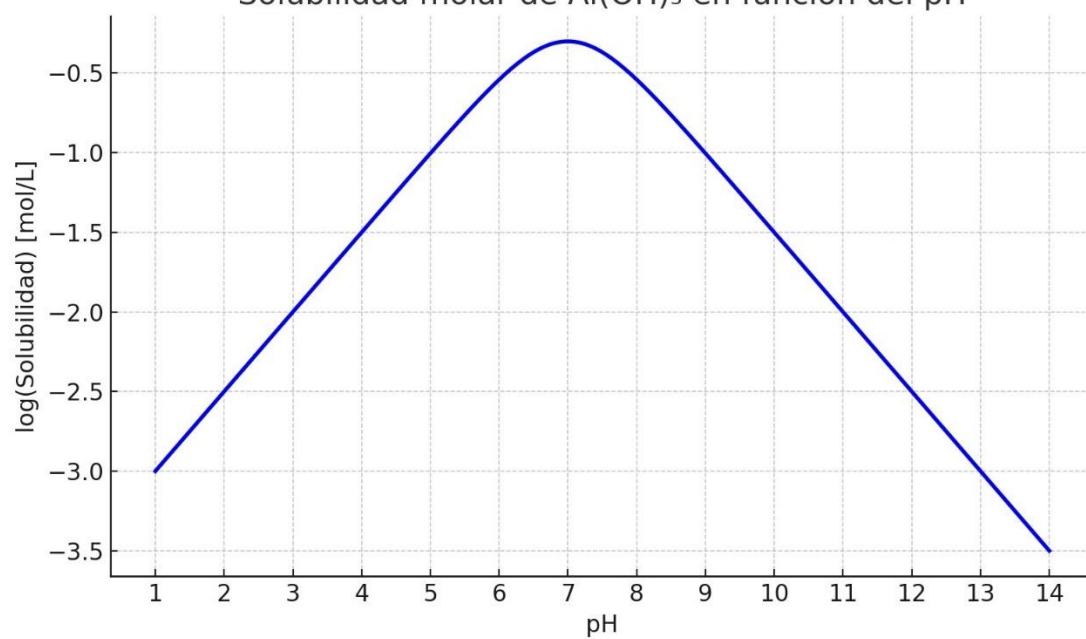
- a) 50 mLde solución $1 \cdot 10^{-7}$ M en Ba^{+2} y $1 \cdot 10^{-7}$ M en SO_4^- .
- b) 10 mL de solución $1 \cdot 10^{-3}$ M en Sr^{+2} y $1 \cdot 10^{-3}$ M en OH^- .
- c) 25 mLde solución 0,1 M en Sr^{+2} y 0,01 M en OH^- .

23. (Nuevo ejercicio) El siguiente gráfico muestra la solubilidad molar (en escala logarítmica) del hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$ en función del pH. Tenga en cuenta las siguientes reacciones para responder las preguntas (donde $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ es un ión complejo que se forma con exceso de OH^-).



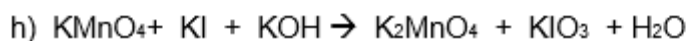
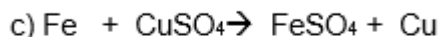
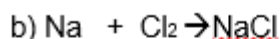
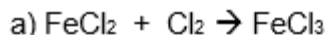
- a) Describa cómo varía la solubilidad de $\text{Al}(\text{OH})_3$ a medida que el pH disminuye por debajo de 7.
- b) Explique por qué la solubilidad también aumenta a valores de pH mayores que 7.
- c) Identifique en qué rango de pH el sólido es menos soluble y explique la causa.
- d) ¿Qué especie(s) iónica(s) explicarían el aumento de solubilidad en medio ácido y en medio básico?

Solubilidad molar de Al(OH)_3 en función del pH



ELECTROQUÍMICA

1- Balancear y completar las siguientes ecuaciones:



2- Responda cada inciso:

- ¿Cuál es el peso equivalente del permanganato de potasio en medio alcalino y en una solución 0,5 N en medio ácido?
- ¿Cuántos litros de oxígeno en CN se forman cuando reaccionan 25 g de peróxido de hidrógeno en medio ácido, con exceso de permanganato de potasio?
- ¿Cuántos equivalentes redox de peróxido de hidrógeno y permanganato de potasio reaccionan?

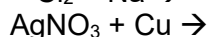
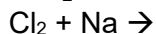
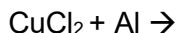
3- Cuando se mezclan 30 mL de una solución de H_2O_2 0,5 N con 50 mL de una solución de yodato de potasio $6,25 \cdot 10^{-2}$ M de pH = 4,2, se forman iones yoduro y O_2 .

Calcular:

- El volumen de oxígeno que se obtiene, si la reacción se realiza a 50°C y a presión atmosférica.
- Los equivalentes de yodato que son consumidos por la reacción.
- Si hay algún reactivo en exceso, los moles que quedan en exceso indicando a qué especie corresponden.

4- ¿Cuáles de las siguientes sustancias son oxidadas por ión dicromato en medio ácido? Ag^+ , MnO_4^- , Ni^{+2} , O_3 , I_2 , Pb y Fe^{+2} . En los casos afirmativos, escriba las reacciones totales y ajústelas.

5- Indique si las siguientes reacciones son posibles y escriba cuáles serán los productos de reacción (en condiciones estándar).



Indique si es posible liberar H_2 a 1 atm de una solución de HCl con Zn metálico.

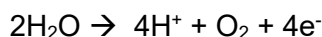
6- Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:

i)	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = 1,52 \text{ v}$
ii)	$\text{Pb}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	$E^\circ = -0,13 \text{ v}$
iii)	$\text{Al}^{+3} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	$E^\circ = -1,66 \text{ v}$
iv)	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = 1,51 \text{ v}$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones son falsas?:

- a) En condiciones estándar si a una solución de KMnO_4 en medio ácido se le agrega Pb, se produce Pb^{+2} y Mn^{+2} espontáneamente.
- b) En condiciones estándar el Al es capaz de reducir al BrO_3^- pero no al Pb^{+2} .
- c) La reacción que se produce espontáneamente en la celda galvánica constituida por los electrodos i e ii en condiciones estándar tiene como productos Al^{+3} y Br_2 .
- d) Si se coloca una barra de Pb metálico en una solución de $[\text{Pb}^{+2}] = 1 \text{ M}$; $[\text{H}^+] = 1 \text{ M}$ y saturada con H_2 a 1 atm, espontáneamente se produce desprendimiento de H_2 .
- e) En una celda galvánica, constituida por una hemicelda Al/Al^{+3} (1 M) y otra hemicelda Pb/Pb^{+2} (1 M), se produce espontáneamente un flujo de electrones desde el electrodo de Al hacia el electrodo de Pb.

7- En la electrólisis del Na_2SO_4 en agua, la reacción que ocurre en el ánodo puede escribirse como:



Si se hace pasar una corriente constante de 2,4 amperes a través de Na_2SO_4 (ac) durante una hora, ¿qué volumen de O_2 medidos a 25°C y 1 atm se desprende?

8- Durante la electrólisis del ácido sulfúrico se obtuvieron 40 litros de hidrógeno a 25°C . Calcule la corriente que debió ser mantenida constante durante 8 horas para obtener esa cantidad de hidrógeno.

9- Para una celda de Zn y Cu se tiene:



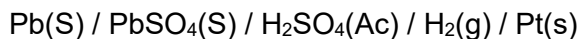
¿Cuál será el voltaje inicial de una celda con las concentraciones indicadas?

10- Cuando se hidroliza en condiciones apropiadas una disolución de nitrato de plata, en el ánodo hay desprendimiento de oxígeno, mientras que en el cátodo se deposita Ag. Cuando se depositan 23,8 mg de Ag. ¿Qué volumen de oxígeno en condiciones normales se formará en el ánodo? Escribir las reacciones que ocurren en el ánodo y el cátodo.

11- En una pila ocurre la reacción catódica: $2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ZnMn}_2\text{O}_4(\text{s})$

Da una corriente de 4,6 mA. Si se parte de una masa de 3,50 g de MnO_2 . Calcule el tiempo que durará la reacción.

12- Considere la siguiente celda electroquímica:



Para la misma, la diferencia de potencial medida en condiciones estándar es 356 mV a 298 K.

- Escribir las hemirreacciones de oxidación, reducción y la reacción química global del proceso.
- Haga un esquema de la celda indicando: electrodos (ánodo y cátodo), identidad de las especies presentes (sólidos, gases, soluciones), puente salino, y sentido de circulación de los electrones.
- Calcule la concentración de iones Pb^{+2} en una solución saturada de PbSO_4 a 298K considerando que el K_{ps} del PbSO_4 a 298 K es $1,65 \times 10^{-8}$

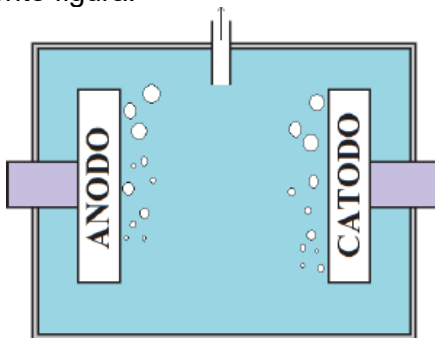
13- El cloro se sintetiza a escala industrial mediante electrólisis de cloruro de sodio, empleando alguno de los siguientes métodos:

- Método I: Electrólisis directa de NaCl fundido a alta temperatura.
- Método II: Electrólisis de soluciones acuosas de NaCl a temperatura ambiente.

Teniendo en cuenta las altas temperaturas necesarias para producir cloro a partir de sales fundidas, industrialmente se opta por generarlo a temperatura ambiente electrolizando soluciones acuosas.

Igualmente, éste método tiene aparejados algunos problemas con los que nos iremos encontrando a lo largo de este ejercicio, y analizaremos como resolverlos.

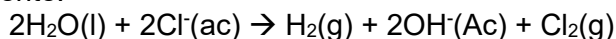
Supongamos en primer lugar que realizamos una electrolisis de una solución acuosa de NaCl en modo “Batch”, esto es, mediante dos electrodos sumergidos en una solución de cloruro de sodio, como muestra la siguiente figura:



- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción presentados a continuación, escribir las reacciones principales y la reacción global que esperas que se produzcan en el cátodo y ánodo al electrolizar una solución acuosa de NaCl .

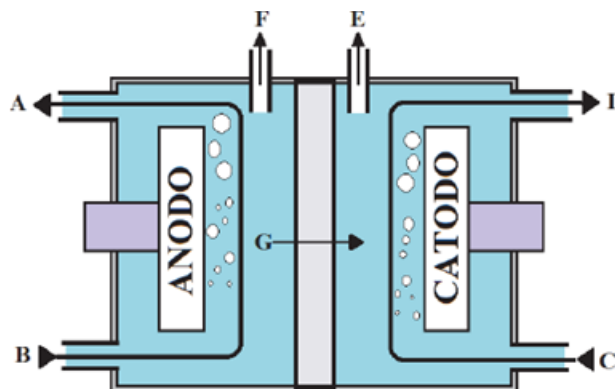
Datos: $E^\circ (\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2) = -0,83 \text{ V}$; $E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,35 \text{ V}$.

En la práctica, el proceso industrial para la producción de cloro por esta vía, está adaptado para emplear un ánodo hecho de RuO_2 , cuyo objetivo es generar un impedimento cinético alto para la formación de oxígeno, con lo que sólo se genera cloro y la reacción global principal es la siguiente:



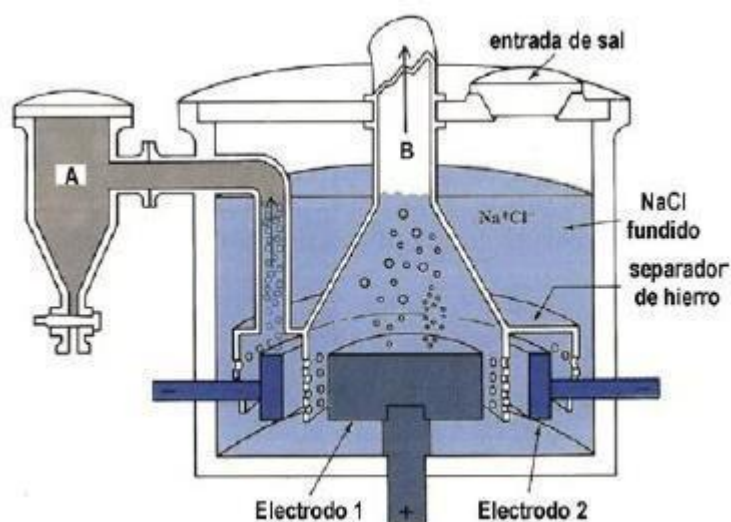
- Estimar el pH que tendría un reactor de 100 L con una solución de NaCl al 10% P/V, al cabo de una hora de electrólisis empleando una corriente de 0,5 A.

La forma más usada para producir cloro industrialmente es una modificación del método “Batch” llamada “Método de cloro – soda” en la cual se separan físicamente los compartimientos anódicos y catódicos empleando una membrana semipermeable de un material llamado “Nafion” que sólo permite migración de especies catiónicas a través de la misma. Se presenta a continuación un esquema del sistema:



c) Indicar la identidad de los flujos A, B, C y D, de los gases E y F, y del ion G.

14- A continuación, se presenta un esquema del dispositivo industrial mediante el cual se obtiene sodio metálico, producido a partir de la electrólisis de cloruro de sodio fundido anhidro. El dispositivo opera a 900°C.



- Determinar la identidad de los electrodos 1 y 2 (ánodo y cátodo), y de los productos A y B. Indicar las hemirreacciones catódicas y anódicas y la reacción global producida en el sistema. Teniendo en cuenta que se trabaja en un líquido iónico, considera que los estados de agregación de los iones sodio y cloruro es el de "solución iónica". De ese modo, cuando emplees los iones en las ecuaciones escríbelos como (s.i.).
- ¿Por qué es importante trabajar en condiciones anhidras?
- Determinar la cantidad de sodio producida en un día por una planta que opera durante 8 horas empleando potenciales de 4,5 V, corrientes de 140 kA y que posee un rendimiento de producción del 78%.
- Se agrega en 300 mL de agua destilada 0,2 gramos de sodio. El sistema evoluciona liberando abundante gas y consumiendo todo el sólido. Calcular el pH de la solución una vez finalizada la reacción.

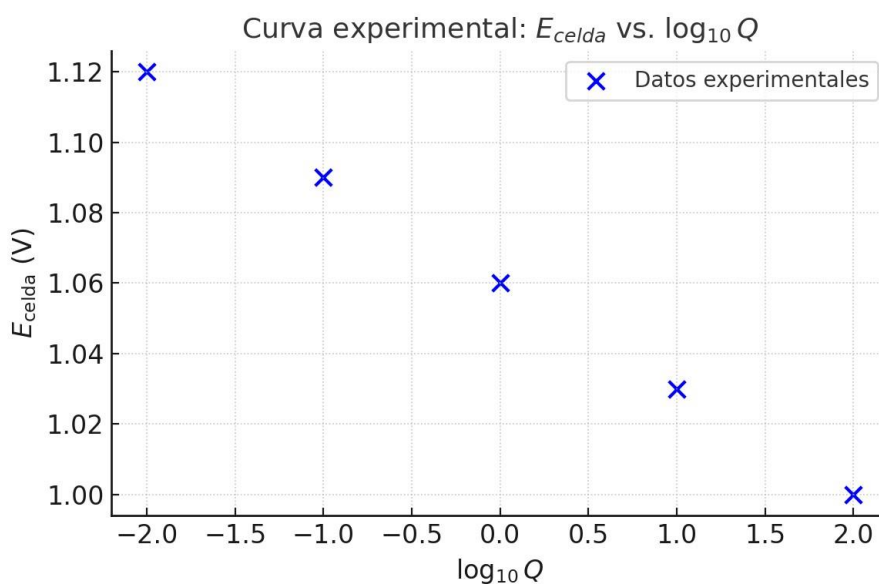
15- (nuevo ejercicio) En el laboratorio se realizaron mediciones de $E_{\text{celda}}(\text{V})$ vs. $\log Q$ para la celda

$\text{Zn}|\text{Zn}^{+2}||\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}$ a 25 °C. Los puntos experimentales (marcados en el gráfico) son:

Log Q	-2	-1	0	1	2
E_{celda} (V)	1,12	1,09	1,06	1,03	1,00

Usando la ecuación de Nernst:

- Estimar el número de electrones n** intercambiados en la reacción global a partir de la **pendiente experimental** del gráfico.
- Cual es el E°_{celda} .
- Calcular la **constante de equilibrio K** de la reacción global usando E°_{celda} .

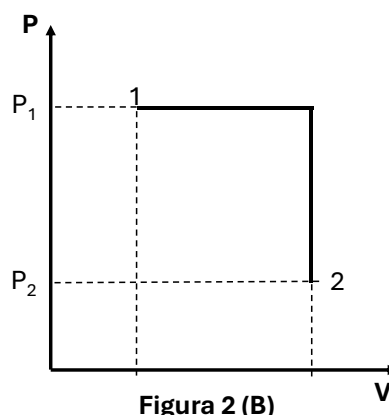
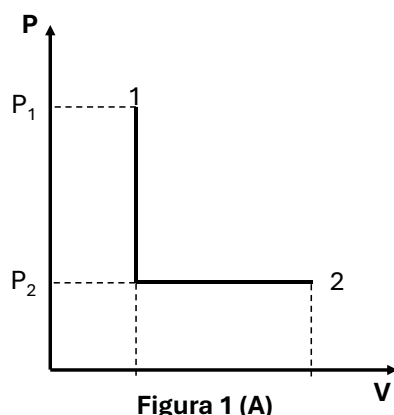


TERMODINÁMICA QUÍMICA

- 1- Una máquina de vapor formada por un cilindro de 20 cm de diámetro contiene agua en equilibrio con su vapor. El vapor se calienta y el pistón se desplaza 60 cm contra una presión externa constante de 20 atm. Calcular el trabajo (W) en kJ intercambiado entra la máquina y el medio ambiente, y de acuerdo al signo informar si el W fue realizado por la máquina o por el medio ambiente.

- 2- En una caldera que contiene 1000 g de agua líquida a 4°C se transformaron en vapor a 1 atm y 100°C ocupando un volumen final de 1,10 m³.
 - a- Describir gráficamente los estados inicial y final del equilibrio.
 - b- Calcular el W efectuado al vaporizarse el agua. La densidad del agua a 4°C es de 1,00 g/cm³.

- 3- Calcular el W reversible para los procesos (A) y (B) de las figuras 1A y 1B si la P₁=3,00 atm, V₁ = 500 mL, P₂ = 1,00 atm y V₂ = 2000 mL.



- 4- Un gas se encuentra inicialmente a temperatura ambiente experimenta una expansión a volumen de 2 a 6 litros a temperatura constante. Calcular el W realizado por el gas si se expande a) en contra del vacío; b) en contra de una presión externa constante de 0,5 atm.; c) en contra de una presión constante de 1,2 atm.

- 5- Calcular el cambio de energía interna para un cambio de estado de 1 mol de agua que pasa de 25°C y 1 atm a 30°C y 1 atm.
 Datos: Cp = 1,00 cal/g.°C; δ_{25°C} = 0,9970 g/cm³; δ_{30°C} = 0,9956 g/cm³.

- 6- Un mol de un gas ideal monoatómico recorre el ciclo de la figura 2, compuesto de las etapas A, B, y C implicando los estados 1, 2 y 3. Suponer etapas reversibles. Completar la siguiente tabla.

Estado	P(atm)	V (l)	T (K)	Proceso Estado	Nombre del proceso	Q	W	ΔE
1								
2								
3								
Ciclo								

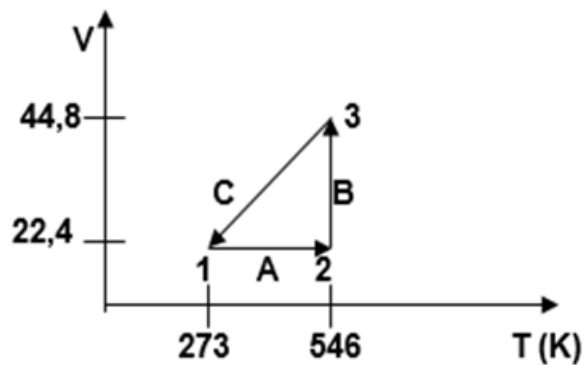


Figura 2

- 7- Cinco moles de un gas ideal monoatómico ($C_p = 5/2 R$) ocupan un volumen de 10 L a 300 K calcular: a) el W necesario para que el volumen disminuya a 5 L manteniendo la presión externa constante e igual a la presión interna del gas.
b)- el calor (Q) intercambiado en el proceso anterior.
c)- el cambio de energía interna para el proceso.
- 8- Un cilindro al que va ajustado un pistón sin rozamiento contiene 3 moles de helio gaseosos a 1 atm y es introducido en un baño a una temperatura constante de 400 K. La presión aumenta reversiblemente a 5 atm. Calcular W , Q y ΔE para el proceso.
- 9- Un mol de gas monoatómico inicialmente en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) experimenta un proceso reversible en el cual duplica el volumen. La naturaleza del proceso no está especificada pero su $\Delta H = 500$ cal y $Q = 400$ cal.
a- Calcular P y T finales, ΔE y W para el proceso.
b- Suponer que el gas es llevado a las condiciones finales por un proceso que implica un cambio isocórico y otro isotérmico, ambos reversibles. Calcule: Q , W , ΔE y ΔH para cada cambio.
- 10- La figura 3 muestra la relación de presión y volumen para un sistema cerrado PVT durante un proceso reversible. Calcule el W efectuado por el sistema en cada uno de los tres pasos 1-2, 2- 3 y 3-1 y en todo el ciclo.

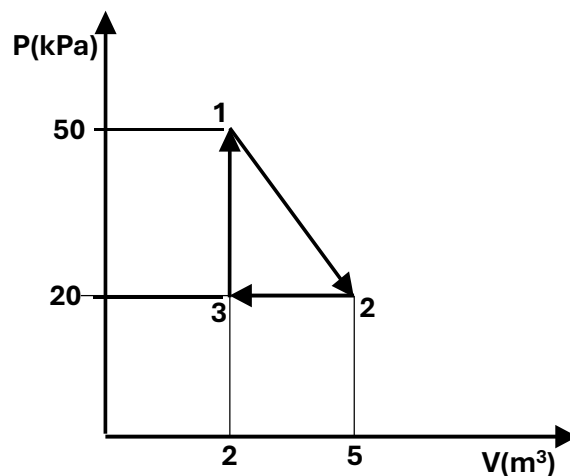


Figura 3

- 11- Suponga que 0,1 moles de un gas perfecto con $C_v = 1,5 R$ independientemente de la temperatura, sufre un proceso cíclico 1-2-3-4-1 que se muestra en la figura 4, donde P o V se mantienen constantes en cada una de las etapas. Calcular Q, W y ΔE para cada etapa y para el ciclo.

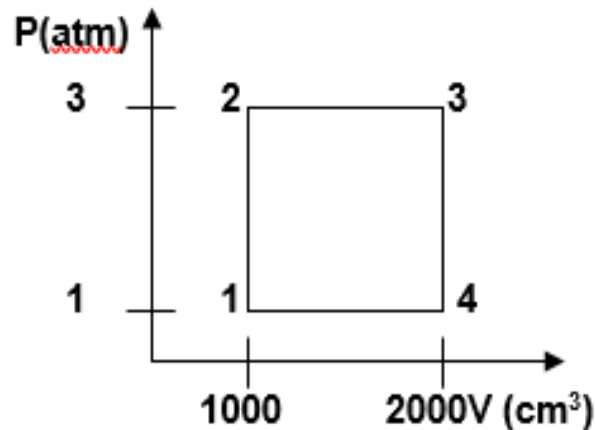
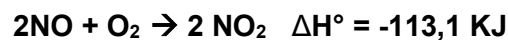


Figura 4

- 12- La oxidación del NO a NO_2 es una etapa clave en la formación de smog:



Si reaccionan 6 moles de NO con 3 de oxígeno a 1 atm y 25°C para formar el NO_2 , calcular el W y el cambio de energía interna para la reacción. Suponer que la reacción se realiza hasta completarse.

- 13- Determinar la temperatura final, T_f , cuando 150 g de hielo a 0°C se mezclan con 300 g de agua a 50°C .
 Datos: $\Delta H_v = 584 \text{ cal/g}$; $\Delta H_f = 80 \text{ cal/g}$; $C_p = 1 \text{ cal/g }^\circ\text{C}$ (agua líquida); $C_p = 0,5 \text{ cal/g }^\circ\text{C}$ (Agua vapor y sólida).
- 14- ¿Qué cantidad de calor se necesitan para convertir 40 g de hielo a -10°C a agua vapor a 120°C ? $\Delta H_v = 584 \text{ cal/g}$.
- 15- 1,435 g de naftaleno (C_{10}H_8) se queman en una bomba calorimétrica a volumen constante, por lo tanto, la temperatura aumenta de $20,17^\circ\text{C}$ a $25,84^\circ\text{C}$. Si la cantidad de agua que rodea al calorímetro es 2 Kg y la capacidad calorífica de la bomba es de $1,8 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$, calcular el calor molar de combustión del naftaleno.
- 16- Se quema naftaleno C_{10}H_8 en el compartimiento de una bomba calorimétrica rodeado de 2 litros de agua elevándose la temperatura del sistema 8°C y generándose una cantidad de calor de 74,2 KJ Calcular:
 a) La capacidad calorífica de la bomba calorimétrica.
 b) La cantidad de agua a 60°C que se podría convertir en vapor de agua a 110°C si para ello se empleara el calor generado en la combustión del naftaleno.
- 17- Calcular la entalpía de formación estándar del acetileno (C_2H_2) a 298 K sabiendo que el calor de combustión completa de 2 moles de acetileno es -2598,8 KJ.
- 18- Calcular el calor estándar de formación de la fructosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) sabiendo que su calor de combustión es de -2812 KJ/mol.

- 19- El ΔH de formación tipo del metanol líquido (CH_3OH) es $-238,5 \text{ kJ/mol}$ y el de formación tipo del metanol gas es $-201,2 \text{ kJ/mol}$. Calcular el ΔH de vaporización del metanol a 25°C y 1 atm .
- 20- A partir de los siguientes datos. $\Delta H_f \text{ C}_2\text{H}_6 = -84,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f \text{ CH}_4 = -74,9 \text{ kJ/mol}$
Calcule el ΔH de la siguiente reacción: $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CH}_4(\text{g})$.
- 21- El calor de sublimación del C (grafito) es de $711,3 \text{ kJ/mol}$. Cuando un mol de H_2 se disocia en 2 moles de átomos de H gas se absorben $431,8 \text{ kJ/mol}$. Sabiendo que el calor de formación tipo del metano es $-74,9 \text{ kJ/mol}$, calcule el ΔH de la reacción:
 $\text{C}(\text{g}) + 4\text{H}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$
- 22- Se tiene un mol de un gas ideal monoatómico a 400 K y a 2 atm , se realiza un proceso en dos etapas. En la primera, el gas se comprime hasta una $P = 4 \text{ atm}$ a volumen constante. En la segunda, se mantiene la P constante y el volumen disminuye a $8,2 \text{ L}$. Calcular la energía interna del proceso.
- 23- Calcular el calor que libera un sistema formado por 45 g de agua líquida a 1 atm y 100°C cuando se enfría a -10°C a presión constante. Datos: $\Delta H_f = 6 \text{ KJ/mol}$, C_p (agua líquida) = $75,3 \text{ J/mol}^\circ\text{C}$ y C_p (agua sólida) = $37,6 \text{ J/mol}^\circ\text{C}$.
- 24- El polvo de hornear está formado por bicarbonato de sodio que al calentarse se descompone en carbonato de sodio, dióxido de carbono y agua (vapor). A 25°C y 1 atm las reacciones tienen los siguientes valores de los parámetros termodinámicos: $\Delta H^\circ = 128 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta S^\circ = 0,23 \text{ kJ/mol K}$.

Calcular a 25°C y 1 atm el valor de ΔG° e interpretar el resultado.
- 25- El calor de fusión del agua a 0°C es $1,44 \text{ kcal/mol}$, su calor de vaporización es de $9,27 \text{ kJ/mol}$ a 100°C . ¿Cuál es el valor de ΔS para la fusión y la ebullición del agua?
- 26- La ecuación que se presenta a continuación describe el proceso de combustión completa de la glucosa en condiciones estándar:
$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$$
- Sabiendo que el calor de combustión de la glucosa a 298 K es -2800 KJ/mol , calcular la entalpía estándar de formación de la glucosa.
 - Calcular el cambio de energía libre asociado al proceso de combustión de la glucosa en condiciones estándar.
 - ¿Qué calor libera la combustión de 2 moles de glucosa si se realiza el proceso a presión constante?
 - Si el proceso anterior se realiza a volumen constante, ¿el calor liberado sería mayor, menor o igual al calculado en el ítem c)?
 - En un calorímetro (se trabaja a presión constante) de constante $C = 50 \text{ J/K}$, previamente evacuado a 298 K , se hacen reaccionar cantidades estequiométricas de glucosa y oxígeno, alcanzando una temperatura final de 97°C . Determinar los moles de glucosa introducidos en el calorímetro.
 - ¿Cómo hubiese sido la temperatura final del sistema (mayor, menor o igual) si se hubiese trabajado con la misma masa de glucosa del ítem (e) pero con exceso de Oxígeno?

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ kg/m.s}^2 \quad 1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K} = 8,314 \text{ J} / \text{mol K} = 8,314 \text{ m}^3 \text{ Pa} / \text{mol.K} = 2 \text{ cal} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

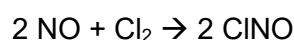
CINÉTICAQUÍMICA

1-Para la siguiente reacción $A + B$ se han obtenido los siguientes datos cinéticos:

Concentración de A	Concentración de B	Velocidad inicial
6	1	20
6	2	40
3	1	20

- Indique cuál es el orden respecto de A y de B.
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- Escriba la ecuación de la velocidad.

2-En la reacción entre el cloro y el monóxido de nitrógeno gaseoso se encuentra que:

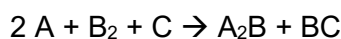


- Duplicando la concentración de cloro la velocidad se duplica
- Duplicando la concentración de ambos reactivos la velocidad aumenta en un factor de 8.
¿Cuál es el orden de la reacción con respecto de los reactivos?

3-Considere la reacción $3 A + 2 B \rightarrow 2 C + D$ y determine la expresión de velocidad

[A] inicial	[B] inicial	Velocidad inicial de formación de D
0,01 M	0,01 M	$6,00 \times 10^{-3} \text{ M/min}$
0,02 M	0,03 M	$1,44 \times 10^{-1} \text{ M/min}$
0,01 M	0,02 M	$1,20 \times 10^{-2} \text{ M/min}$

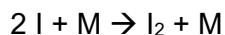
4-Con los datos que se tabulan a continuación, determine la ley de velocidad para la reacción:



[A] inicial	[B] inicial	[C] inicial	Velocidad inicial
0,2 M	0,2 M	0,2 M	$2,4 \times 10^{-6} \text{ M/min}$
0,4 M	0,3 M	0,2 M	$9,6 \times 10^{-6} \text{ M/min}$
0,2 M	0,3 M	0,2 M	$2,4 \times 10^{-6} \text{ M/min}$
0,2 M	0,4 M	0,6 M	$7,2 \times 10^{-6} \text{ M/min}$

5-En la reacción $A + B \rightarrow C$, se encontró experimentalmente que al duplicar la concentración de B la velocidad de la reacción aumentó cuatro veces, pero al duplicar la concentración de A no se observó efecto alguno sobre la velocidad. ¿Cuál es la ecuación de velocidad?

6-La velocidad de recombinación de átomos de I a 27°C dio los siguientes resultados:



Velocidad de desaparición M/s	Concentración de reactivos moles /L	
	I	M
$1,3 \times 10^{-5}$	$2,8 \times 10^{-6}$	$1,1 \times 10^{-3}$
$5,2 \times 10^{-5}$	$5,6 \times 10^{-6}$	$1,1 \times 10^{-3}$
$20,8 \times 10^{-5}$	$5,6 \times 10^{-6}$	$4,4 \times 10^{-3}$

- Escribir la ecuación de velocidad
- Calcular el orden respecto de I y M
- Calcular la constante de velocidad específica.

7-En la siguiente reacción de descomposición: $N_2O_5 (g) \rightarrow 2NO_2 (g) + \frac{1}{2} O_2 (g)$

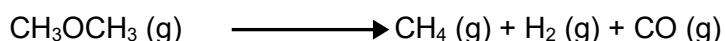
La velocidad de reacción del pentóxido de di-nitrógeno es de primer orden.

A 0°C $k = 7,33 \times 10^{-7} s^{-1}$ y a 65°C $k = 4,87 \times 10^{-3} s^{-1}$. ¿Cuál es la energía de activación de la descomposición?

8- Los datos de la tabla se refieren a la dependencia de la constante de velocidad con la temperatura, calcular: a) la energía de activación en Kcal; b) el valor de $\ln A$ y c) el valor de constante de velocidad a 299 K.

Temperatura (K)	1/T	k	Ln k
275	$3,63 \times 10^{-3}$	0,231	-1,46
350	$2,86 \times 10^{-3}$	11,600	2,45

9- El éter dimetílico se descompone a temperatura elevada de acuerdo a la siguiente reacción:



En un proceso que se realiza a 504°C en un recipiente cerrado se registran los siguientes datos, calcular: a) el orden de reacción; b) la k; c) la velocidad inicial y d) tiempo de vida media.

Tiempo (s)	Presión parcial del éter (torr)
0	312,0
390	264,0
665	234,0
1195	187,0
2240	111,0
3155	78,5

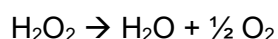
10- La descomposición del pentóxido de dinitrógeno es una reacción de primer orden con una constante de velocidad de $5,1 \times 10^{-4} s^{-1}$ a 45°C.



si la concentración inicial del pentóxido era de 0,25 M a) ¿cuál es la concentración después de 3,2 minutos?; b) en qué tiempo la $[\text{N}_2\text{O}_5]$ disminuirá de 0,25 M a 0,15 M, c) cuánto tiempo tardará en transformar 62% del material inicial?

11- El tiempo de vida media para la descomposición un compuesto X a 333°C es de 333 segundos y 278°C es de 6890 segundos. La reacción es de primer orden. Calcule E_a y A.

12- Una cierta cantidad de peróxido de hidrógeno, al descomponerse en presencia de un catalizador dio 23,5 cm³ de oxígeno en 10 minutos y 37,0 cm³ en 20 minutos. Suponiendo que la reacción es de primer orden, ¿Qué volumen de oxígeno se desprenderá a los 15 minutos?



13- Un compuesto químico A se descompone de acuerdo a la ecuación $2 \text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$. Transcurridos 20 minutos desde el comienzo de la reacción se encuentra que se ha descompuesto un 35,6% de A. ¿Cuál debiera ser el porcentaje de descomposición luego de que transcurran otros 20 minutos si la reacción es de segundo orden?

14- La constante de velocidad de una reacción de primer orden es de 0,0231 min⁻¹. Calcular:

- a) La vida media de la reacción.
- b) La fracción de reactivo que queda luego de que transcurran 50 minutos.

15- La descomposición en fase gaseosa del NOBr es una reacción de segundo orden, con $k = 0,810 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$ a 10°C. Se parte de NOBr 0,004 M en un matraz a 10°C.

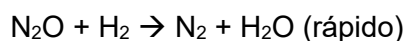
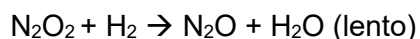
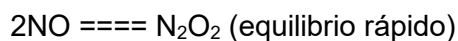
- a) ¿Cuántos segundos tarda en consumirse 0,0015; de este compuesto?
- b) ¿Qué concentración de NOBr quedará luego de que transcurran 5,00 minutos si se parte de NOBr 0,0024 M?



16- A una temperatura dada una muestra de éter dimetílico tiene una presión inicial de 300 mm de Hg y 10 s después la presión aumenta a 308,1 mm de Hg. La reacción es de primer orden.

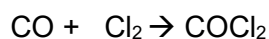
- a) $\text{CH}_3\text{OCH}_3 \rightarrow \text{CH}_4 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) + \text{CO} (\text{g})$ ¿Cuánto tiempo transcurre hasta que la presión total alcanza los 600 mm de Hg?
- b) ¿Cuál será la presión final del sistema para la descomposición total del éter?

17- Se tiene la siguiente reacción: $2\text{H}_2 + 2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Con el siguiente mecanismo de reacción:

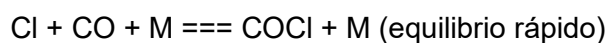
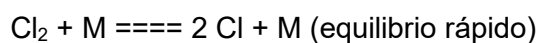


Determinar la ley de velocidad

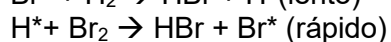
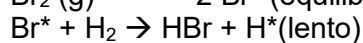
18- Determinar la ecuación de velocidad para la siguiente reacción:



Con el siguiente mecanismo de reacción:



19- Para la formación de bromuro de hidrógeno se estima que el proceso se desarrolla en las siguientes etapas:



Determinar el orden de la reacción a través de la ecuación de velocidad.

20- La siguiente reacción en fase gaseosa se estudió a 290°C y se observó un cambio de la presión total en función del tiempo, en un recipiente de volumen constante.



Tiempo (s)	Presión total (mm Hg)
0	15,76
181	18,88
513	22,79
1164	27,08

¿Cuál es el orden de la reacción?

UNIDADES, CONVERSIÓN DE UNIDADES Y CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Unidades fundamentales del Sistema Internacional (SI)

Las mediciones en el mundo científico suelen expresarse en unidades del sistema métrico decimal o su moderno sucesor, el sistema internacional de unidades (SI). Este se basa en siete unidades fundamentales, las cuales se indican en la TABLA I. Todas las demás unidades de medición se derivan de ellas.

Tabla I -Las siete unidades fundamentales de medición (SI).

Propiedades Físicas	Nombre de la Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	Kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	k
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Corriente eléctrica	Amperio	A
Intensidad luminosa	Candela	cd

Las primeras cinco unidades que se citan en la Tabla I son de particular utilidad en química general. Se definen como sigue:

- 1- El *metro* se define como la distancia que atraviesa la luz en el vacío en $1 / 299.792.468$ de segundo.
- 2- El *kilogramo* representa la masa de un bloque de platino e iridio que se encuentra en la International Bureau of Weight and Measures en Sevres, Francia.
- 3- El *segundo* se redefinió en 1967 como la duración de 9.912.631.770 períodos de determinada línea del espectro de microondas del cesio 133.
- 4- El *Kelvin* es $1 / 273,16$ del intervalo de temperatura entre el cero absoluto y el punto triple del agua.
- 5- El *mol* es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades como número de átomos hay exactamente en 0,012 kg. de carbono-12 (12 g de átomos de ^{12}C). Los sistemas métricos y SI son sistemas decimales, en los que se emplean *prefijos para indicar fracciones y múltiplos de diez*.

Los mismos prefijos se usan en todas las unidades de medición. Las distancias y masas de la Tabla II ilustran el empleo de algunos prefijos comunes y las relaciones entre ellos.

Tabla II - Prefijos tradicionalmente empleados en el sistema métrico y SI.

FACTOR	PREFIJO	SÍMBOLO	FACTOR	PREFIJO	SÍMBOLO
10^{12}	Tera	T	10^{-1}	deci	D
10^9	Giga	G	10^{-2}	centi	C
10^6	Mea	M	10^{-3}	mili	M
10^3	Kilo	K	10^{-6}	micro	U
10^2	Hecto	H	10^{-9}	nano	N
10^1	Deca	Da	10^{-12}	pico	P
			10^{-15}	femto	F
			10^{-18}	ato	A

Unidades derivadas del sistema SI

Al inspeccionar la Tabla I, se observa que en ella no se especifica ninguna unidad para cantidades tan importantes como las de *área* y *volumen*. Esto se debe a que es posible derivar con facilidad las unidades apropiadas mediante la multiplicación de las unidades fundamentales. Así el área puede expresarse por el cuadrado de una unidad lineal, el metro o el metro con un prefijo adecuado. De la misma manera, el volumen puede representarse por el cubo de una unidad lineal.

Tabla III. Unidades derivadas del Sistema Internacional

CANTIDAD FÍSICA	NOMBRE DE LA UNIDAD	SÍMBOLO	DEFINICIÓN
Área	metro cuadrado	m ²	
Volumen	Metro cúbico	m ³	
Densidad	Kg por metro cúbico	Kg/m ³	
Fuerza	Newton	N	Kg.m/s ²
Presión	Pascal	Pa	N/m ²
Energía	Joule	J	Kg.m ² /s ²
Carga eléctrica	Coulomb	C	A.s
Diferencia de pot. Eléctrico	Volt	V	J/A.s

INFORME DE RESULTADOS NUMÉRICOS *¹

Aunque puede calcularse un resultado aritmético con tantas cifras decimales como se desee, el número de éstas debe notificarse en un resultado estimado que depende de la precisión de los números que entraron en el cálculo. El establecimiento riguroso de la precisión de una respuesta estimada puede ser un procedimiento muy complicado; sin embargo, pueden considerarse realistas y aceptables las respuestas que consideran la cifra medida con menor precisión. El siguiente análisis de **cifras significativas** comprendidas en un número suele tomarse de acuerdo con la precisión del dato.

Cualquier resultado numérico estimado proviene de operaciones matemáticas que comprenden otros números. Estos números son de dos tipos:

1- **Números medidos**: son aquellos que están limitados en precisión por el dispositivo de medida. A menos que se establezca otra cosa, suele considerarse que estos números (medición) tienen una incertidumbre de +/- en la última cifra decimal. Así, 1,1034 g debe tomarse como 1,1034 +/- 0,0001 g, y se dice que el número tiene 5 cifras significativas.

2- **Números exactos, o números contables**: son números definidos. Estos no poseen error y, por lo tanto, comprenden un número infinito de cifras significativas; por ejemplo, 12 para indicar el número de unidades de una docena y 2 átomos de hidrógeno por número molécula de agua. Un resultado estimado no está limitado en el número de cifras significativas **notificables** por el empleo de un número exacto.

El número de cifras significativas registradas en un resultado estimado depende del número de cifras significativas de los diversos números que entraron en el cálculo. Las siguientes reglas producirán un resultado estimado que es razonablemente congruente con la precisión de los datos:

I- Conteo del número de cifras significativas en un número medido

Si el número no contiene ceros, el número de cifras significativas es el mismo que el número de lugares decimales ocupados, por ejemplo:

* en 423; 41,7; $1,29 \times 10^{-3}$ todos tienen tres cifras significativas.

* en 0,2112; 2112 y 2112×10^2 todos tienen 4 cifras significativas.

¹Extraído de F.C.Hentz y G.G. Long, *Experiments with Chemical Reactions*, Tercera Edición, Paladin House Publishers, Geneva III (1985), pp 9 - 11.

Hay una ambigüedad respecto al número que no posee un punto decimal y que tiene uno o más ceros a la derecha del lugar del último número que no es cero. A menudo, tales ceros no son significativos y se emplean sólo para indicar la magnitud del número.

Ejemplo:

* 620 puede tener 2 ó 3 cifras significativas.

* 3000 puede tener tantas como 4, o tan pocas como 1 cifra significativa.

Tales números pueden expresarse de un modo más satisfactorio como múltiplo de una potencia de diez, para que de esa manera se indique claramente el número correcto de cifras significativas.

Ejemplo:

* $6,2 \times 10^2$ y $3,0 \times 10^3$ tienen dos cifras significativas.

* $6,20 \times 10^2$ y $3,00 \times 10^3$ tienen tres cifras significativas.

Un número que termina en uno o más ceros seguidos por un punto decimal indica que los ceros son cifras significativas, por ejemplo: 200 tiene 3 cifras significativas, 200 puede tener apenas 1 o hasta 3 cifras significativas. En todos los casos, los ceros que estén a la derecha de cualquier cifra diferente de cero **son significativos**, y los que aparezcan a la izquierda de la primera cifra diferente de cero **no lo son**.

Ejemplo:

* 0,212; 0,202; 21,0 y 0,000212 tienen tres cifras significativas

* 5000; 0,5005; 0,5000 y $5,000 \times 10^6$ tienen cuatro cifras significativas.

II- Redondeo de números

Pueden mantenerse una o dos cifras adicionales durante un cálculo y luego reducir el número de cifras en la respuesta final, al redondear las cifras adicionales, de manera que la respuesta contenga el número correcto de cifras significativas.

Si el número que sigue después de la última cifra es mayor de 5, esta última cifra se aumenta en 1 y se dice que el número se ha redondeado a la cifra superior.

Si es menor de 5, todos los números a la derecha de la última cifra se eliminan y se dice que el número se ha redondeado a la cifra menor.

Si el número después de la última cifra por mantenerse es exactamente 5, la última cifra permanece sin cambios si es par o se incrementa en 1 si es impar.

Ejemplo:

Redondear a 2 cifras significativas los números:

a) 35,21; b) 45.201; c) $3,1550 \times 10^4$; d) 0,007150 ;

Resultado:

a) 35; b) $4,5 \times 10^4$; c) $3,2 \times 10^4$; d) 0,0072.

Redondear los mismos a tres cifras significativas:

a) 35,2 ; b) $4,52 \times 10^4$; c) $3,16 \times 10^4$

d) 0,00715 ó $7,15 \times 10^{-3}$

III- Cálculos que comprenden la multiplicación, división y raíz cuadrada o las tres operaciones

La respuesta que resulta de una o de una serie de estas operaciones debe contener el mismo número de cifras significativas que la que tiene el número medido, introducido en el cálculo, y que posee el menor número de cifras significativas, por ejemplo, $3,00 \times 2,1 = 6,3$. La respuesta tiene 2 cifras significativas puesto que los dos números que componen el producto tiene respectivamente 3 y 2 cifras significativas, y por lo tanto, la precisión del resultado está limitado por el número 2,1 que contiene 2 cifras significativas.

Ejemplo: En el cálculo $(0,0252 \times 3)$

$$\frac{\text{-----}}{5,1 \times 10^3} = 0,000015 \text{ ó } 1,5 \times 10^{-5}$$

La respuesta debe contener 2 cifras significativas si el número 3 es un número exacto, limitada por 2 cifras significativas del número que aparece en el denominador.

IV- Cálculos que comprenden la suma o la resta, o ambas.

Los números que están comprendidos en estas operaciones deben redondearse de manera que todos los números tengan el mismo número de cifras significativas a la derecha del punto decimal. El resultado tendrá el número correcto de cifras significativas, es decir, el mismo número de cifras a la **derecha** del punto decimal que tienen todos los otros números después de redondearlos, por ejemplo: $27,0 - 1,3$, por lo que produce el resultado 25,7.

La suma $4,2 \times 10^2 + 1,8 + 2107$, necesitaría primero que los números se redondearán en $(4,2 \times 10^2) + (0,0 \times 10^2) + (21,1 \times 10^2)$, lo que produciría una respuesta de $25,3 \times 10^2$. En ambos casos, las respuestas obtenidas poseen un número correcto de cifras significativas. Deben notarse que el número total de cifras significativas pueden aumentarse en la suma y disminuirse en la resta.

Cálculos en cadena que comprenden tanto la suma y la resta como la multiplicación y la división.

En estos casos, debe realizarse primero la resta o la suma de acuerdo con la regla

4. La suma o la diferencia se convierten así en un término que contiene un número específico de cifras significativas. De tal modo, éste término se utiliza en los pasos de la multiplicación o la división, como se estableció en la regla 3. Así en el cálculo se tiene:

$$\frac{(25,3 \text{ ml} - 25,0 \text{ ml}) (0,1186 \text{ mg X} / \text{mL})}{4,1305 \text{ g Y}} = 0,008614 \text{ mg X} / \text{g Y}$$

Sin embargo, este número al redondearse a 0,009, con una cifra significativa, debido a la operación de resta.

FUNDAMENTOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS

PARTE II

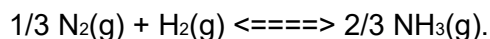
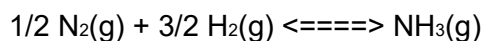
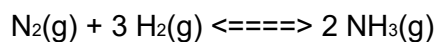
GUÍAS DE ESTUDIO

En todas las unidades temáticas debes abordar los diversos contenidos, estar en condiciones de poder explicarlos y de utilizar los conceptos involucrados en nuevas situaciones problemáticas.

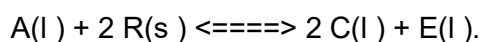
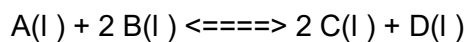
Es recomendable por eso, que estas guías sean respondidas ANTES de asistir a las clases teóricas a pesar de que haya tópicos que no se comprendan en un primer momento. El orden en que se respondan las preguntas ayudará a organizarte y comprenderás mejor el contenido.

1. EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Define equilibrio.
2. Explica la diferencia entre equilibrio físico y químico. Procura dar dos ejemplos de cada uno de ellos.
3. Explica la diferencia entre equilibrio estático y dinámico. Procura dar ejemplos.
4. Enuncia la ley del equilibrio químico y escribe su expresión matemática.
5. Define equilibrio homogéneo y heterogéneo.
6. Describe brevemente la importancia del equilibrio en el estudio de las reacciones químicas.
7. ¿Cuándo se considera que una reacción química es reversible?
8. Representa la curva de concentración en función del tiempo para los reactivos y los productos en una reacción química reversible y en una irreversible.
9. Plantea la ecuación que relaciona K_p con K_c , y K_p con K_x y define todos sus términos.
10. Si para una reacción la constante es K_c , cómo se calcula la constante para la reacción inversa?
11. Define el cociente de reacción, ¿en qué se diferencia de la constante de equilibrio?
12. ¿Se puede predecir la dirección de una reacción calculando el cociente de reacción (Q)? Demuestra si esto es factible o no.
13. Explica por qué la constante de equilibrio depende de la temperatura, basándote en conceptos de constante de velocidad de reacción.
14. Explica el principio de Le Chatelier. ¿Cómo puede ayudar este principio para hacer óptimos los rendimientos de las reacciones?
15. Menciona cuatro factores que puedan desplazar la posición de equilibrio. Sólo uno puede hacer variar el valor de la constante, ¿cuál es?
16. Plantea K_c y analiza los resultados para:



17. Establece la expresión de la constante de equilibrio K_c para las reacciones heterogéneas:



18. ¿Es posible deducir la expresión de la constante de equilibrio de una reacción química a partir de las expresiones de velocidad de reacción directa e inversa?

2. EQUILIBRIO IÓNICO

1. Define los ácidos y las bases de Arrhenius. ¿Cómo difieren estas definiciones de las de Bronsted?
2. ¿Cómo define Lewis a los ácidos y las bases?
3. ¿Qué inconvenientes presenta la definición de Arrhenius?
4. ¿Cuál es el requisito para que una especie actúe como base de Bronsted? Explica porqué.
5. Escribe tres pares ácido-base conjugados, aclarando en cada caso cuál actúa como ácido y cuál como base.
6. Define producto iónico del agua. Dicho producto, ¿depende de la temperatura?
7. Define pH de una solución. Explica qué representa dicho valor.
8. Calcula las concentraciones de H_3O^+ y de OH^- en agua a 60°C .
9. Define una solución neutra a 60°C .
10. ¿Puede ser cero o negativo el pH de una disolución? Ejemplifica.
11. Explica cuál es el significado de fuerza de un ácido.
12. Define grado de disociación. ¿Qué valores puede tomar?
13. ¿Por qué la constante de ionización de un ácido da información acerca de la fuerza ácida?
14. Señala los factores de los que depende la K_a de un ácido débil.
15. Usa al NH_3 para mostrar lo que se entiende por fuerza de una base.
16. Usa el NH_3 y a su ácido conjugado para deducir la relación entre K_a y K_b
17. Define la hidrólisis de una sal. Clasifica las sales de acuerdo con su efecto en el pH de una disolución.
18. Analiza el pH resultante de la disolución de sales solubles del tipo:
 - a) Sal de ácido fuerte – base fuerte.
 - b) Sal de ácido fuerte – base débil.
 - c) Sal de ácido débil – base fuerte.
 - d) Sal de ácido débil – base débil.
19. Define qué es una disolución amortiguadora y explica cómo debe estar formada.
20. Explica el efecto del ión común desde el punto de vista del principio de Le Chatelier y su consecuencia en la preparación de soluciones amortiguadoras.
21. Escribe y explica el balance de masa y de carga para las siguientes soluciones. ¿Qué aproximaciones serían válidas realizar en cada caso?
 - a) De base fuerte poco diluida
 - b) De base fuerte muy diluida.
 - c) De ácido débil poco diluido.
 - d) De ácido débil muy diluido.
22. Deduce la ecuación para calcular el grado de disociación.
23. Para una serie de ácidos débiles indica cómo varía K_h a medida que K_a disminuye. Justifica.
24. Indica cuáles son las aproximaciones que se deben realizar al aplicar la ecuación simplificada para un buffer.
25. ¿Qué efecto produce el agregado de agua a una solución reguladora? Justifica.
26. ¿Qué efecto produce el agregado de algo de ácido al agua? Justifica si el ácido es fuerte y si es débil.
27. ¿Qué efecto produce el agregado de algo de ácido a una solución reguladora? Justifica y demuestra con ejemplos.

3. EQUILIBRIO DE SALES POCO SOLUBLES

1. Define:
 - a. Solubilidad
 - b. Solubilidad molar
 - c. Producto iónico
 - d. Producto de solubilidad
2. Busca los conceptos de
 - a. disolver
 - b. diluir
 - c. dispersarIntenta dar ejemplos de cada uno.
3. ¿Cómo se puede predecir si un precipitado se formará cuando se mezclan dos disoluciones? Explica.
4. A una temperatura dada, el producto iónico ¿es constante?
5. Usa el principio de Le Chatelier para explicar la disminución de la solubilidad de un compuesto por la adición de un ion común. (Analizar para una sal y para un hidróxido).
6. Analiza la variación del producto de solubilidad de un compuesto cuando se le modifica el pH.
7. Explica la formación de un complejo en términos de la teoría ácido-base de Lewis.
8. Usa el principio de Le Chatelier para explicar el aumento de la solubilidad de un compuesto por la adición de otro que favorezca la formación de un ion complejo.
9. ¿Cuándo puede decirse que una sal es poco soluble?
10. ¿Qué factores podrían modificar la solubilidad de una sustancia? Da ejemplos.

IONES COMPLEJOS

1. ¿Cuál es el objetivo de la formación de un ión complejo?
2. La cantidad de iones que rodea a otro ión se denomina N° de Coordinación. ¿Cuál será el n° de coordinación para el tetraamincobre?
3. ¿Cuál será el ligando? ¿Es ácido o base de Lewis? Por qué?
4. Plantee un ejemplo donde explique el enlace covalente dativo que se da en un complejo.
5. ¿Qué relación encuentra entre la constante de formación de un complejo y la constante de equilibrio de disociación de un ión metálico y ligandos?

4-ELECTROQUÍMICA

1. Realiza un cuadro comparativo entre las principales diferencias entre una celda galvánica y otra electrolítica.
2. Define los siguientes términos, dando ejemplos y explicando cómo funcionan:
 - a. Electrodo activo.
 - b. Electrodo inerte.
 - c. Electrodo de gas.
3. ¿A qué se llama potencial de contacto?
4. ¿Cuál es el origen de la corriente eléctrica?
5. ¿Qué es el puente salino y cuál es su utilidad en una pila?
6. ¿De qué depende? Justifica.
7. ¿Cuándo puede decirse que una reacción es espontánea?
8. Interpreta la serie electromotriz como potenciales de reducción.
9. ¿Por qué el potencial del hidrógeno vale cero?
10. ¿Por qué es necesario definir un electrodo de referencia?
11. Describe un electrodo de hidrógeno. ¿Cuál es la ecuación que describe la fem de una pila en condiciones estándares?
12. Explica las reacciones que se producen en la electrólisis de una sal fundida de NaCl.
13. Explica las reacciones que se producen en la electrólisis de una sal en disolución. Analiza para Na_2SO_4 , NaCl, Cu_2SO_4 , y CuCl_2 .
14. ¿Cuáles son las leyes de Faraday y qué expresan?
15. ¿Qué significa condiciones estándar? ¿Cuáles son estas condiciones?
16. ¿Cómo se debería proceder si el sistema no está en condiciones estándar?

5. TERMODINÁMICA

1. ¿Qué estudia la termodinámica?
2. ¿Qué es temperatura?
3. Define calor, energía y trabajo. Unidades.
4. ¿A qué se llama sistema, medio ambiente y universo?
5. ¿Qué diferencias existen entre un sistema abierto, un sistema cerrado y un sistema aislado? ¿Podrías proponer al menos dos ejemplos de cada uno?
6. ¿Cómo se define calor específico y capacidad calorífica?
7. ¿Qué es un principio?
8. ¿Qué es una función de estado?
9. Define procesos reversibles y dé ejemplos.
10. ¿Cuáles son las características que deben tener los sistemas a los cuales son aplicables el primer y segundo principio de la termodinámica?
11. ¿Se puede medir la cantidad total de energía interna de un sistema? ¿Porqué?
12. ¿Qué es ΔH ?
13. ¿En qué condiciones es ΔH es igual al calor intercambiado por un sistema?
14. ¿Cuáles son las variables que influyen sobre ΔU ?
15. ¿Cuáles son las leyes de la Termoquímica?
16. ¿Cuál es el enunciado del Segundo principio de la termodinámica? (según Clausius).
17. Explica qué es un Proceso espontáneo.
18. ¿A través de qué variable se puede determinar si un proceso es espontáneo?
19. ¿Puede la entropía percibirse sensorialmente o evidenciarse por algún instrumento de medida?
20. ¿En qué condiciones la entropía de un sistema permanece constante?
21. ¿Qué expresa el tercer principio de la termodinámica?

6. CINÉTICA QUÍMICA

1. Define velocidad de reacción. Indica sus unidades.
2. ¿Qué significa el orden de una reacción?
3. Define constante de velocidad específica. Indica sus unidades según el orden.
4. ¿Qué significa molecularidad?
5. ¿Cuáles son los factores más importantes que influyen sobre la velocidad de las reacciones químicas?
6. ¿Qué postula la teoría de las colisiones respecto de la velocidad de las reacciones?
7. ¿Cómo explicarías los distintos órdenes de reacción aplicando la teoría de las colisiones?
8. ¿Qué postula la teoría del estado de transición respecto de la velocidad de las reacciones?
9. ¿Qué entiendes por energía de activación?
10. Dibuja los diagramas de camino de la reacción vs energía para reacciones exotérmicas y endotérmicas. Indica las energías potenciales de reactivos y de productos, la energía de activación, la energía del complejo activado y la energía de reacción.
11. ¿Qué es un catalizador y cuáles son sus efectos en una reacción química?
12. Explica el efecto que tiene un catalizador sobre:
 - a. La energía potencial de reactivos y/o productos.
 - b. El estado de transición.
 - c. La temperatura.
 - d. El rendimiento de la reacción.
13. Indica cómo se denomina a las sustancias que modifican la velocidad de reacción si éstas:
 - a. La aceleran.
 - b. La retardan.
14. Distingue catálisis homogénea y heterogénea.
15. ¿Qué significado tiene el mecanismo de reacción?
16. ¿Qué es una etapa elemental?
17. Desarrolla matemáticamente la velocidad instantánea de una reacción de orden cero y uno.
18. Deduce en ambos casos cómo se calcula la concentración final de reactivo, el tiempo de reacción y el tiempo de vida media.
19. Grafica para las reacciones de orden cero y uno:
 - a. Velocidad vs Tiempo
 - b. Concentración de reactivo vs Tiempo
 - c. Velocidad vs Concentración de reactivo
 - d. Ln de concentración vs Tiempo (para orden uno)
 - e. Ln (concentración inicial/concentración final) vs Tiempo (para orden uno)
 - f. Tiempo de vida media.

Este material se terminó de revisar en Junio de 2025.