



QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

GUÍA N° 2

TRABAJOS PRÁCTICOS DE AULA

2018



DOCENTES:

Prof. Titular: Dra. Graciela Valente

Prof. Adjunta: Dra. M. Cecilia Medaura

Jefes de Trabajos Prácticos:

Dra. Rebeca Purpora

Prof. Inés Grillo

Lic. Liliana Ferrer

Ing. Silvina Tonini

Ing. Alejandra Somonte

Ing. Carina Maroto

Guía de trabajo Nº 1: ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA.**EXPECTATIVAS DE LOGROS**

- Reconocer los diferentes avances acerca de la estructura atómica
- Realizar un análisis de las limitaciones de cada modelo propuesto
- Explicar la estructura del átomo en términos del modelo atómico de probabilidades.
- Explicar con claridad los términos clave (orbital-órbita; cambios físicos-cambios químicos; número atómico-masa atómica) y diferencias entre ellos
- Resolver problemas relacionados con los conceptos fundamentales de la química y que se enuncian en los términos clave.
- Ubicar un elemento en la Tabla Periódica a partir de su Z y predecir sus propiedades físicas y químicas
- Comparar las características y propiedades de los elementos a partir de conocer su ubicación en la Tabla periódica

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS:

1- Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Número atómico	Número de masa	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopo
³⁵ Cl						
¹⁷						
⁶⁴ Cu						
²⁹						

2- En la naturaleza hay tres isótopos de magnesio. A continuación se indican sus abundancias y sus masas, determinadas por espectrometría de masas. Emplear esta información para calcular la masa atómica del magnesio.

Isótopo	% Abundancia	Masa (uma)
²⁴ Mg	78,70	23,98505
²⁵ Mg	10,13	24,98584
²⁶ Mg	11,17	25,98259

3-En las siguientes transiciones indique si se gana (G) o pierde (P) energía:

- En un electrón: desde $n=3$ hasta $n=6$.
- En la ionización de un átomo a partir del estado fundamental para la formación de un catión.

4-Complete los siguientes datos:

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones para (n)	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel (n)
1			
2			
3			
4			

5- Si comparamos dos electrones diferentes cuyos conjuntos de números cuánticos sean:

- 3, 1, 0, $\frac{1}{2}$ y 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$ podremos decir que el primero tiene mayor energía que el segundo. Justifique. **V**
- 3, 2, 2, $\frac{1}{2}$ y 4, 0, 0, $\frac{1}{2}$ podremos decir que el primero tiene mayor energía que el segundo. Justifique. **V**
- 3, 1, 0, $\frac{1}{2}$ y 3, 0, 0, $\frac{1}{2}$ podremos decir que el primero tiene mayor energía que el segundo sólo si se trata de átomos de hidrógeno **F**
- Conociendo sólo el número cuántico principal de dos electrones podremos decir quién tiene mayor energía. Justifique. Dé un ejemplo. **F**

6-Indique el número máximo de electrones que pueden ocupar cada una de las siguientes subcapas: **a) 3d Rta: 10 electrones**

b) 4s Rta: 2 electrones

c) 2p Rta: 6 electrones

d) 5f Rta: 14 electrones

7-Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

- $1s^2, 2s^1$
- $1s^2$
- $2s^1$
- $1s^2 3s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^8 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

Indicar cuáles son aceptables como configuraciones electrónicas en el estado fundamental de algún elemento; cuáles lo son como configuraciones electrónicas excitadas; y cuáles son inaceptables. Justificar las respuestas.

8-Realice la distribución electrónica por niveles y subniveles de energía de los elementos de número atómicos 1, 3, 10, 15 y 20. Indique a qué elementos corresponden. Escriba luego la forma abreviada.

9-Realice la distribución electrónica de las siguientes especies químicas:

- Fe^0 (Hierro):

16- Defina especies isoelectrónicas. ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí?

- a. C
- b. Cl^-
- c. Mn^{2+}
- d. Ca^{2+}
- e. Ar
- f. Zn
- g. Fe^{3+}
- h. Ge^{2+}

17-Variaciones Periódicas de las Propiedades Físicas

- a. Defina radio atómico. ¿Tiene un significado preciso el tamaño de un único átomo? ¿Cómo varía el radio atómico en relación al orden de los elementos en la tabla periódica? ¿Por qué?
- b. Defina radio iónico. ¿Cómo cambia el tamaño cuando un átomo se convierte en un anión? ¿Y en un catión? Explique por qué, para iones isoelectrónicos, los aniones son mayores que los cationes.
- c. Defina energía de ionización. ¿Por qué la segunda energía de ionización es siempre mayor que la primera para cualquier elemento?
- d. ¿Los elementos pertenecientes a qué grupo tienen la mayor energía de ionización? ¿Y la menor? ¿Por qué?
- e. Defina afinidad electrónica. Note que esta puede ser una cantidad positiva o negativa, mientras que la energía de ionización siempre es positiva. Encuentre y explique la razón de esta diferencia.

EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN:

1. ¿Cómo está compuesta una onda electromagnética?

- a. Haga una representación gráfica mostrando los campos eléctrico y magnético.
- b. Describa los términos amplitud, longitud de onda y frecuencia.
- c. ¿Qué ecuación permite relacionar estas variables con la constante universal c (velocidad de la luz)?
- d. ¿Qué entiende por espectro electromagnético? ¿En qué rango se encuentra ubicada la región visible del espectro?
- e. Por qué se dice que la luz tiene comportamiento dual?
- f. Explique la diferencia entre absorción y emisión de luz en el átomo de hidrógeno.
- g. ¿Cuándo se dice que dos electrones son isoenergéticos?
- h. ¿Qué significa decir que la energía está cuantizada?

2. MODELO ATÓMICO DE BOHR:

- a. ¿Qué entiende por órbitas o niveles de energía estacionarios?
- b. ¿Cómo se puede promover a los electrones de un nivel de energía a otro?
- c. ¿Qué sucede cuando un electrón pasa de:
 - a. $n_i=2$ a $n_f=3$?
 - b. $n_i=3$ a $n_f=2$?

c. $n_i=1$ a $n_f=3$?

3. MODELO ATÓMICO ACTUAL:

- ¿Qué es una función de onda y qué representa? ¿Qué función permite obtener la probabilidad de encontrar un electrón?
- Indique cuántos números cuánticos existen según el modelo atómico actual y qué representa cada uno
- ¿Qué entiende por orbital atómico?
- ¿Qué diferencias fundamentales existen entre el modelo atómico de Bohr y el modelo atómico actual?

4. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede contener un nivel energético con:

- $n=1$?
- $n=2$?
- $n=3$?
- $n=4$?
- ¿Qué fórmula utilizó para determinarlo?

5. Considere el orbital 3d:

- ¿Qué valor posee el número cuántico principal?
- ¿Qué valor posee el número cuántico secundario o azimutal?
- ¿Qué valores puede tomar el número cuántico magnético?
- ¿Cuántos electrones puede tener como máximo?

6. ORBITAL ATÓMICO:

- Enuncie el principio de incertidumbre de Heisenberg y dé una explicación.
- Explique que entiende por “probabilidad de encontrar a un electrón”.
- Describa la regla de las diagonales y escriba el orden ascendente de energía en el cual aparecen los orbitales atómicos.
- Enuncie el principio de exclusión de Pauli.
- Enuncie la regla de Hund de máxima multiplicidad.
- Describa el principio de Aufbau de llenado de electrones

7. Dadas las siguientes configuraciones que corresponden a átomos neutros:

A: $1s^2 2s^2 2p^3$ B: $1s^2 2s^2 2p^5$ C: $1s^2 2s^2 2p^6$ D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

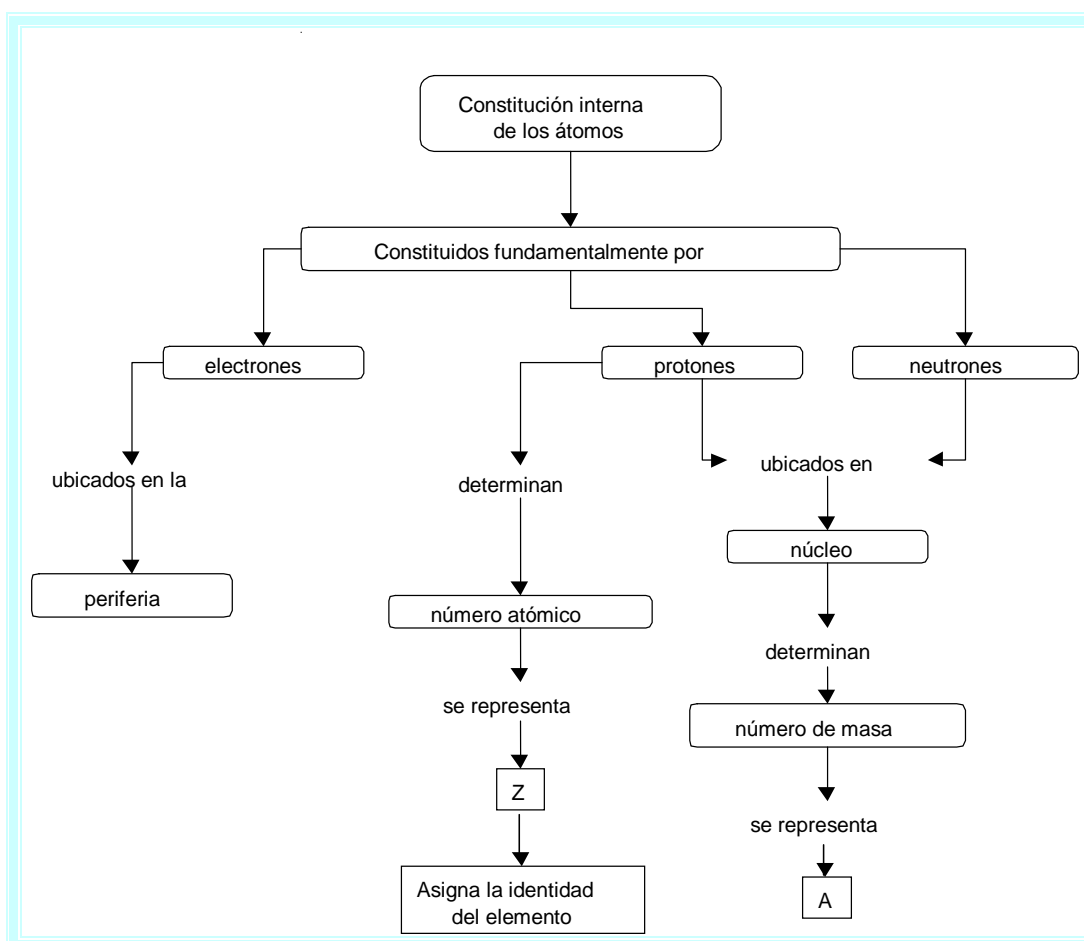
- Ordénalas de forma que aumente gradualmente el primer potencial de ionización
- Indicar el elemento con menor afinidad electrónica
- Indicar el elemento de menor electronegatividad
- Indicar los elementos que presentan carácter metálico, y ordenarlos de menor a mayor.

8. Considere la familia de los elementos alcalinos

- ¿Cuál es la configuración electrónica más externa común para estos elementos?
- Teniendo en cuenta como varían periódicamente sus propiedades, justifique cual de los elementos, cesio o sodio, debe presentar menor tamaño atómico.

- c. ¿A cuál de estos elementos será más fácil arrancarle su electrón más externo?
Justifique sus respuestas.
9. Indique, marcando con una cruz en el casillero correspondiente, los conceptos desarrollados en los siguientes ítems:

	V	F
a) Cuando un electrón se separa de un átomo, se desprende energía.		
b) Los elementos están colocados en el sistema periódico en orden creciente de sus números atómicos.		
c) Para proteger a los metales alcalinos de la oxidación del oxígeno del aire se les guarda bajo agua.		
d) El radio atómico aumenta al ascender en un grupo de la tabla periódica.		
e) Los metales del grupo 2 forman iones $2+$		



Guía de trabajo N° 1: ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA.

RESPUESTAS:

1-

Símbolo	Número atómico	Número de masa	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopo
³⁵ ₁₇ Cl	17	35	17	18	17	³⁶ ₁₇ Cl
⁶⁴ ₂₉ Cu	29	64	29	35	29	⁶⁵ ₂₉ Cu

2- Rta: 24,31 u

3-a. G
b. G

4-Complete los siguientes datos:

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones para (n)	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel (n)
1	2	1 subnivel s	1
2	8	1 subnivel s 1 subnivel p	4
3	18	1 subnivel s 1 subnivel p 1 subnivel d	9
4	32	1 subnivel s 1 subnivel p 1 subnivel d 1 subnivel f	16

7-

Rtas: Configuraciones aceptables: a, b,
Configuraciones de elementos en estado fundamental: a, b
Configuraciones electrónicas excitadas: c
Configuraciones electrónicas inaceptables: d, e, f

8-

Z=1: 1s¹

Z=3: 1s²2s¹

Z=10: 1s²2s²2p⁶

Z=15: 1s²2s²2p⁶3s²3p³

Z=20: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²

9-

- a. Fe^0 (Hierro): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- b. Fe^{+2} (catión ferroso): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$
- c. Fe^{+3} (catión férrico): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$
- d. Ba^0 (Bario): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$
- e. Ba^{+2} (catión bario): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^0$
- f. S^0 (Azufre): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- g. S^{-2} (Anión sulfuro): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- h. K^0 (Potasio): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- i. Cu^{+1} (Cati3n cuproso): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
- j. Cu^{+2} (Cati3n cúprico): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^9$

10- Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 3,1,0,-1/2
 S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 3,1,1,-1/2

13- Sí. Ejemplo: Cr^{2+} y Mn^{3+}

15- a y d; b y e; c y f

16- Son isoelectrónicas entre sí: b, d y e; f y h; c y g.

EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN:

7-a- D, E, A, B, C

b- C

c – C

d – Mg, Na

8- a- s^1

b- Na

c- Ce

9-

	V	F
a-Cuando un electr3n se separa de un 3tomo, se desprende energ3a.		X
b-Los elementos est3n colocados en el sistema peri3dico en orden creciente de sus n3meros at3micos.	X	
c-Para proteger a los metales alcalinos de la oxidaci3n del ox3geno del aire se les guarda bajo agua.		X
d-El radio at3mico aumenta al ascender en un grupo de la tabla peri3dica.		X

e-Los metales del grupo 2 forman iones 2+	X	
---	---	--

Guía de trabajo N° 2: ENLACE QUIMICO-ESTRUCTURA MOLECULAR

EXPECTATIVAS DE LOGRO

- Definir y escribir una configuración electrónica estable.
- Interpretar la formación de los enlaces iónico – covalente - metálico.
- Interpretar la naturaleza del enlace en términos de electrones.
- Escribir las estructuras de Lewis.
- Diferenciar enlace y sustancias polares y no polares.
- Predecir la fórmula de los compuestos iónicos.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS:

- 1- Representar la formación del enlace iónico con símbolos de Lewis e indicar la distribución electrónica para las siguientes sustancias (iones y especies neutras).
 - a. Cloruro de sodio
 - b. Sulfuro de magnesio
 - c. Fluoruro de calcio
 - d. Óxido de aluminio
- 2- Representar los enlaces covalentes, con símbolos de Lewis para las siguientes especies:
 - a. Cloro
 - b. Dióxido de carbono
 - c. Ácido sulfúrico
 - d. Cloruro de hidrógeno
 - e. Anión carbonato
 - f. Catión amonio
- 3- Indicar las principales propiedades de los compuestos iónicos y covalentes.
- 4- Dadas las siguientes distribuciones electrónicas para átomos neutros:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

B: $1s^2 2s^2 2p^5$

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

D: $1s^1$

 - a. Prediga el tipo de enlace que se establecerá entre los pares de elementos A - B y C - D. Justifique. Represente la unión según Lewis.
 - b. ¿Cuál será la fórmula del compuesto que formen entre ambos?
 - c. ¿En qué tipo de disolvente será soluble?
 - d. ¿En qué condiciones conducirá la corriente eléctrica?
- 5- alguna o algunas de las siguientes moléculas, NH_3 , NO , CH_4 , BF_3 , no cumplen la regla del octeto, pudiéndose considerar excepciones a la mencionada regla. Indique razonadamente:
 - a. Cuáles son las premisas básicas que establece la mencionada regla.

- d. Al igual que el H_2O , el H_2S presenta interacción del tipo puente de hidrógeno.
- e. El cloro molecular presenta mayor polarizabilidad que el bromo molecular.
- 13- Explique si son o no ciertas las siguientes afirmaciones. Justifique las respuestas:
- Los orbitales híbridos son moleculares
 - El número total de orbitales híbridos es igual al número total de orbitales atómicos utilizados para su formación.
 - Cuando dos átomos se unen mediante un enlace sigma y otro pi se dice que existe enlace doble
 - Los compuestos covalentes no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí la conducen fundidos o disueltos en agua.
 - Los sólidos metálicos no son solubles en agua, tienen gran dureza y alto punto de fusión.
- 14- ¿Cómo influye el enlace puente hidrógeno en las propiedades del agua? Grafique. Tanto el gas noble criptón (Kr) como el bromuro de hidrógeno son dos sustancias que en condiciones ordinarias se encuentran en estado gaseoso. Ambos gases están formados por moléculas con el mismo número de electrones y que son, aproximadamente, de la misma masa. Sin embargo, el bromuro de hidrógeno en estado líquido hierve a una temperatura 85°C más alta que el criptón. ¿A qué puede deberse este hecho?
- 15- Unir con flechas de acuerdo al tipo de interacción molecular que cree se produce entre las siguientes moléculas. Asigne un número creciente a la fuerza de atracción de las interacciones:

MOLÉCULAS	TIPO DE INTERACCIÓN MOLECULAR	FUERZA DE INTERACCIÓN
Moléculas de gas nitrógeno	Ión-dipolo	
Moléculas de gas cloruro de hidrógeno	Fuerzas de dispersión de London	
Cloruro de sodio en agua	Puente hidrógeno	
Moléculas de gas amoníaco	Dipolo-dipolo inducido	
Cloruro de litio y fluoruro de potasio	Ión-dipolo inducido	
Metano con moléculas de agua	Dipolo-dipolo	
Moléculas de FH	Ión-ión	
Moléculas de tetracloruro de carbono		

16- Decida y justifique la opción correcta: Dos elementos A y B cuyos números atómicos son 7 y 17 respectivamente se unen formando un compuesto de fórmula; prediga si es polar o no, si es soluble en agua, la geometría molecular y electrónica, y el tipo de interacción.

- a. AB_2 b. A_2B c. AB_3 d. A_3B

17- Dadas las sustancias CS_2 (punto de fusión: $-116^\circ C$) y SO_2 (punto de fusión: $-76^\circ C$), justifique la diferencia en los puntos de fusión basándose en las fuerzas intermoleculares presentes. Señale y justifique cuál de las dos sustancias se espera que sea menos soluble en agua.

AUTOEVALUACION

1. Represente con símbolos de Lewis los siguientes enlaces:

- a. cloruro de cesio (iónico) b. bromo (covalente)
c. cloruro de bario (iónico) d. amoníaco. (covalente)

2. Ordene de acuerdo a su polaridad decreciente los siguientes enlaces:

- a. Cl-H b. P-Cl c. Br-Cl
d. Cl-Br e. H-O

3. El carbonato de calcio (calcita) es duro y quebradizo. Se descompone antes de fundirse, a una temperatura aproximada a los $900^\circ C$. ¿Qué tipo de sólido es probable encontrar en la calcita?

4. En las moléculas de metano (CH_4), tetracloruro de carbono (CCl_4), amoníaco y agua, el átomo central presenta hibridación (sp^3) por lo tanto la geometría electrónica es tetraédrica mientras que la geometría molecular es: CH_4 tetraédrica; CCl_4 tetraédrica; NH_3 piramidal; H_2O angular.

Justifique la diferencia.

5. Se ha rescatado la siguiente información referida a longitud de enlace y energía de enlace para los enlaces carbono-carbono, simple, doble y triple, en forma desordenada: 1.34 Angstrom; 839 kJ/kmol; 0,154 nanómetro; 348 kJ/mol; $1.20 \cdot 10^{-8}$ cm; 614.000 J/mol. Asigne los valores correspondientes a cada enlace.

Enlace Simple C-C Doble C=C Triple C=C

Longitud de enlace

Energía de enlace

6. A partir de la información disponible en el cuadro, indique, marcando con una cruz, el orbital híbrido del átomo central:

Sustancia	Característica de la molécula	Átomo central	sp	sp^2	sp^3
a) Cloruro de berilio		Be			
b) Trióxido de azufre		S			
c) Monóxido de dicloro		O			
d) Agua		O			
e) Metano		C			

7. De las siguientes moléculas NO ; C_2H_6 , CO_2 , N_2 ; CCl_4 y SO_2 represente la molécula e indique justificando la respuesta:

- a. En qué molécula todos los enlaces son sencillos.
- b. En qué molécula existe un enlace triple.
- c. En qué molécula existe un número impar de electrones.
8. De acuerdo con las propiedades de las siguientes sustancias indique, marcando con una cruz en la celda correspondiente, el tipo de enlace que es de esperar en la sustancia.

Sustancia	Propiedades	Enlace Covalente no polar	Enlace covalente polar	Enlace iónico	Enlace metálico
A	Líquido no conductor de la corriente eléctrica, punto de ebullición 115 °C				
B	Sólido, soluble en agua no conductor de la electricidad tanto cuando está fundido o disuelto en agua.				
C	Sólido, brillo metálico, conductor de la electricidad, alto punto de fusión, reacciona con los ácidos.				
D	Sólido, blanco, soluble en agua, conductor de la electricidad cuando está fundido o disuelto en agua. Alto punto de fusión.				
E	Compuesto en estado gaseoso, insoluble o poco soluble en agua, no conductor de la corriente eléctrica.				

Guía de trabajo N°3: ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA: ESTADOS GASEOSO, LÍQUIDO Y SÓLIDO

EXPECTATIVAS DE LOGRO:

- Diferenciar y comprender las propiedades de líquidos, sólidos, y diferenciarlos de los gases.
- Relacionar atracciones intermoleculares con propiedades físicas como presión de vapor, punto de fusión y punto de ebullición.
- Relacionar presión, volumen, temperatura y cantidad de gas. Establecer las leyes combinadas de los gases y sus limitaciones.
- Calcular cambios en la temperatura, presión y volumen según las leyes correspondientes.
- Determinar pesos moleculares, densidades y fórmulas a partir de propiedades.
- Describir comportamiento de mezcla de gases y predecir sus propiedades.
- Realizar cálculos con gases implicados en reacciones químicas.
- Describir, interpretar y comprender cambios de fases.
- Diferenciar las características generales de los sólidos con respecto a los otros estados de agregación.
- Relacionar las propiedades de los diferentes tipos de sólidos con las interacciones entre partículas.

Recordar:

CNPT (Condiciones Normales de Presión y Temperatura): 0°C y 1 atm

Equivalencias:

Temperatura: 0°C = 273K

Presión: 1atm = 760mmHg = 760 torr = $1,013 \times 10^5$ Pa = 1,013 Bar

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Desarrolle los conceptos que permiten justificar la existencia de sustancias al estado sólido, líquido y gaseoso, indicando en cada caso las fuerzas que predominan.
2. Defina o explique los siguientes términos o símbolos utilizando sus propias palabras: atm, condiciones normales, R, presión parcial.
3. Describa brevemente cada una de las siguientes ideas, fenómenos o métodos: cero absoluto de temperatura, recogida de un gas sobre agua, efusión de un gas.
4. Realice y analice los gráficos de fracción de moléculas-energía cinética :
 - a. Para una sustancia a la temperatura t_1 y la misma sustancia a la temperatura t_2 , donde $t_2 > t_1$.
 - b. Para un gas, líquido y sólido a una misma temperatura.

5. Sobre un mol de gas de comportamiento ideal a la temperatura de 273 K y presión de 0,5 atm se realizan los siguientes cambios de presión y temperatura. Indique el volumen en cada caso:
- Se aumenta la presión hasta 10 atm en forma isotérmica. **Rta. 2,24L**
 - Se aumenta la temperatura hasta 1.273 K en forma isobárica. **Rta.10,45L**
 - Se disminuye la presión a 0,5 atm en forma isotérmica. **Rta.209L**
 - Se disminuye la temperatura a 273 K en forma isobárica. **Rta. 44,82L**
- Realice un gráfico P-V y otro V-T que pongan de manifiesto los cambios relativos a lo largo del ciclo.
6. Determine el volumen que ocupan 50 g de hidrógeno y 350 g de oxígeno a la temperatura de 20 °C y 2 atm de presión:
- Cuando mezclados se comportan como gases ideales. **Rta.431,75L**
7. La reserva de oxígeno de un hospital se realiza en un tanque de 5.000 litros a temperatura ambiente “máxima probable 40 °C”. Determine el peso de oxígeno en (kg) que puede almacenar como máximo el hospital, teniendo en cuenta que el fabricante del tanque garantiza su uso hasta una presión de 25 atm. **Rta. 155,85Kg**
8. Una muestra de 0,50 moles de gas oxígeno se confina a 0°C y 1,0 atm en un cilindro con un pistón móvil. El pistón comprime el gas de manera que el volumen final es la mitad del volumen inicial y la presión final es 2,2 atm. ¿Cuál es la temperatura final del gas en grados Celsius? **Rta.27°C**
9. En un experimento de efusión se permite la expansión de gas argón a través de un estrecho orificio abierto en un matraz en el que se ha hecho vacío de 120 mL de volumen durante 32 segundos. En ese momento la presión en el matraz es de 12,5 mmHg. Este experimento se repite con un gas X de masa molar desconocida a la misma T y P. Se averigua que la presión en el matraz es de 12,5 mmHg después de 48 segundos. Calcule la masa molar de X. **Rta. 89,7 g/mol**
10. En un recipiente de 250,0 litros a 30 °C se colocan 25 g de nitrógeno, 10g de helio y 4,6 g de oxígeno. De acuerdo a ello se puede decir que: (Justifique la respuesta)
- | | Verdadero | falso |
|---|-----------|-------|
| La presión parcial del nitrógeno es de 66,1 mmHg | | |
| La presión parcial del oxígeno es igual a la suma de las presiones parciales del nitrógeno y del helio. | | |
| La presión parcial del nitrógeno es mayor que la presión parcial del helio. | | |
| La presión total es de 3,54 atm | | |
11. Se conectan dos tanques con una llave de paso y cada tanque se llena con gas, ambos se mantienen a 273 K, se abre la llave de paso y se deja que se mezclen los gases. Tanque A: 5,00 L de oxígeno a 24,0 atm. Tanque B: 3,00L de nitrógeno a 32 atm
- Después de que los gases se mezclan ¿Cuál es la presión parcial de cada uno y cuál es la presión total? **Rtas. PA=15atm PB=12atm PT=27atm**
 - ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla? **Rta. XA=0,55 XB=0,45**

12. Se recibió hidrógeno sobre agua a 21 °C en un día en que la presión atmosférica es de 748 torr. El volumen de la muestra de gas que se colectó fue de 300mL.PvH₂O a 21°C: 18,663mmHg

- ¿Cuántos moles de hidrógeno estaban presentes? **Rta.0,0119 mol**
- ¿Cuántos moles de vapor de agua habían en la mezcla gaseosa húmeda? **Rta.2,475x10⁻⁴mol**
- ¿Cuál es la fracción molar del hidrógeno en la mezcla gaseosa húmeda? **Rta.0,979**
- ¿Cuál sería la masa de la muestra de gas si estuviera seca? **Rta. 0,024g**

13. Imagine que vive en una cabina con un volumen interior de 175 m³. En una mañana fría la temperatura del aire interior es de 10°C, pero por la tarde el sol calentó el aire de la cabina a 18°C. La cabina no está sellada, por lo tanto, la presión interna es igual a la externa. Suponga que la presión se mantiene constante durante el día. ¿Cuántos m³ de aire debieron salir de la cabina a causa del calentamiento solar? ¿Cuántos litros? **Rta. Debieron salir 4,95m³ o 4950 L**

14. Determine la densidad del dióxido de carbono y dióxido de azufre en las siguientes condiciones:

- 20 °C y 1 atm. **Rta. Para el dióxido de azufre 0,00266 g ml⁻¹**
- 20 °C y 5 atm. **Rta. Para el dióxido de azufre 0,0133 g ml⁻¹**
- 20 °C y 1 atm. **Rta. Para el dióxido de carbono 0,00125 g ml⁻¹**
- 20 °C y 5 atm. **Rta. Para el dióxido de carbono 0,00624 g ml⁻¹**

15. Marque V o F según corresponda: Un gas ideal difiere de un gas real en cuanto a que las moléculas de un gas ideal...

	Verdadero	Falso
Tienen una masa molar de cero		
No ejercen atracción unas sobre otras		
Tienen volúmenes moleculares apreciables		
No tienen energía cinética		

16. Distinga entre las fuerzas de adhesión y cohesión e indique en los siguientes casos cuáles predominan:

- Cuando una toalla de papel absorbe agua.
- Cuando se forma un menisco en forma de U al colocar agua en un tubo de vidrio.
- Cuando se forma un menisco en forma de U invertida al colocar mercurio en un tubo de vidrio.

17. Explique las siguientes observaciones teniendo en cuenta las propiedades de los líquidos:

- La tensión superficial del CHBr₃ es mayor que la de CHCl₃.
- Al incrementarse la temperatura, el aceite fluye más rápido a través de un tubo angosto.
- Las gotas de lluvia que se depositan en el techo de un coche encerado tienen una forma casi esférica. (Recordar que el agua es polar y la cera es no polar).
- Las gotas de aceite que se vuelcan en piso encerado tienen forma casi plana (el aceite es no polar).

18. De acuerdo con las propiedades enunciadas en cada caso, indique con una cruz si corresponde a un sólido cristalino o amorfo. De un ejemplo de sustancia que responda a esa clasificación.

Propiedades	Sólido cristalino	Sólido amorfo	Sustancia
Sustancia de punto de fusión definido. Punto de fusión y ebullición elevado. Quebradiza			
Sustancia de bajo punto de fusión, no definido.			
Sustancia de alto punto de fusión, transparente a la radiación visible. Su espectro de rayos X informa que carece de disposición tridimensional.			
Sustancia de alto punto de fusión bien definido. Conductor de la electricidad. Maleable.			

19. De acuerdo con las propiedades enunciadas en cada caso, indicar si los siguientes sólidos cristalinos corresponden a un sólido metálico, iónico, de redes covalentes o molecular. Escriba un ejemplo de una sustancia que responda al mismo.

Propiedades	metálico	Iónico	de red covalente	Molecular	Ejemplo
Sustancia sólida de alto punto de fusión, sólo conductora de la electricidad fundida o disuelta en agua.					
Sustancia sólida de bajo punto de fusión, solubiliza en agua sin conducir la electricidad.					
Sustancia sólida de muy alta dureza y elevado punto de fusión, insoluble en agua.					
Sustancia sólida de alto punto de fusión, insoluble en agua, conductora de la electricidad.					

AUTOEVALUACION

- Cómo puedes justificar que:
 - El agua es líquida a temperatura ambiente mientras que el sulfuro de hidrógeno es gas. Azufre y oxígeno pertenecen al mismo grupo.
 - El hielo flota en agua_(l).
 - El agua es buen disolvente de las sales.
 - El agua en la olla a presión hierve a temperatura más elevada que a presión atmosférica.
- ¿Cuáles de las sustancias siguientes pueden presentar atracciones dipolo-dipolo permanente entre sus moléculas: CO₂, O₂, IF, HBr, CCl₄? ¿Cuáles de las siguientes sustancias exhiben puente de hidrógeno en sus estados líquidos y sólidos: CH₃NH₂, CH₃F, PH₃, HCOOH?
- Dadas las siguientes sustancias: sal de cocina, cobre, grafito, vidrio, acrílico, polietileno. Clasifíquelas en: sólidos cristalinos o amorfos.
- ¿Cuál de las siguientes opciones indican fuerzas de atracción intermoleculares extremadamente débiles en un líquido?
 - Una temperatura de ebullición muy alta.

- b) Una presión de vapor muy alta.
- c) Una temperatura crítica muy alta.
- d) Un calor de vaporización muy alto.

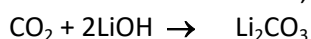
5. La constante R de los gases puede determinarse por sustitución de los valores de P, V, T para un mol de un gas ideal, en la ecuación general del estado gaseoso. De esta forma $R = 0,082 \text{ L.atm/mol.K}$. En determinadas ocasiones es conveniente disponer de R en otras unidades como: cal/mol.K o J/mol.K . Determine el valor de R para estas unidades.

UNIDADES DE ENERGIA: caloría; joules; L atm.

Equivalencia: $1 \text{ caloría} = 4,184 \text{ joules} = 4,129 \cdot 10^{-2} \text{ L atm}$

6. Un tanque de 50 L con nitrógeno a la presión de 25 atm y temperatura de 25°C se interconecta con otro tanque de 80 L que contiene oxígeno a la presión de 30 atm, a la misma temperatura. Determine la presión parcial de cada gas y la presión total después de producida la mezcla de los gases, en atm y kPa. **Rta. P_{N_2} : 9,61 atm; 973,49 kPa ; P_{O_2} : 18,46 atm; 1870 kPa; Presión total: 28,07 atm; 2843,49 kPa**

7. La forma de purificar el aire en los vehículos espaciales y los submarinos es por burbujeo del aire en hidróxido de litio, para retener el dióxido de carbono como carbonato de litio.



Determine:

- a. La masa de hidróxido de litio necesario para purificar una cápsula espacial de 2 m^3 contaminada con el 2 % v/v de dióxido de carbono, a la presión de 1 atm y temperatura de 23°C . **Rta. 79,2 g.**
 - b. La disminución de presión que ocurrirá en la cápsula espacial después de retenido el dióxido carbono. **Rta. 0,02 atm.**
8. El nitrito de amonio se descompone por calentamiento en nitrógeno y agua, pudiendo recoger el nitrógeno desprendido en un tubo eudiométrico. ¿Qué volumen de nitrógeno seco se recogerá por la descomposición de 3 g de nitrito de amonio a 25°C y 780 mmHg de presión atmosférica? Presión de vapor de agua a 25°C 14 mmHg. **Rta. 1,14 L**
9. Los envases para aspersión en aerosoles tienen una presión de prueba muy baja, 3 atm. Si un aerosol es cargado con gas a presión de 2,2 atm a 20°C ¿A qué temperatura superará la presión de prueba? **Rta. 126°C**

10. La comercialización de gases se realiza generalmente en tubos de acero, con el gas comprimido a 200 atm. Estos tubos contienen 12 m^3 de gas medidos en CNPT. Para disminuir al máximo la probabilidad de accidente, la norma de seguridad establece que a los tubos se los debe someter a una prueba hidráulica de por lo menos el doble de la presión de trabajo

- a. Determine el volumen "real" de los tubos de gas. **Rta. $0,06 \text{ m}^3$**
- b. La temperatura máxima que puede garantizar un tubo de esas características cargado con nitrógeno a 200 atm y 20°C . **Rta. 586 K**
- c. La masa de gas metano CH_4 que puede contener un tubo de gas de automóviles de esas características. **Rta. 8576,79**

Guía de trabajo Nº 4: TERMODINAMICA – TERMOQUIMICA**EXPECTATIVAS DE LOGRO**

- Introducir el concepto de Función de Estado.
- Comprender la Primera Ley de la Termodinámica, su importancia y sus aplicaciones.
- Aplicar los conceptos estudiados para analizar los cambios energéticos producidos en determinados sistemas por la aplicación de diferentes procesos termodinámicos.
- Interpretar la importancia de los principios de la termoquímica para comprender los cambios de energía asociados a las reacciones químicas.

RELACIONES ÚTILES.

ΔU = variación de energía interna

ΔH = variación de entalpía

Δn = variación del número de moles (productos - reactivos)

$\Delta U = U(\text{productos}) - U(\text{reactivos}) = q + w$

q positivo : el sistema absorbe calor del entorno

q negativo : el sistema libera calor al entorno

w positivo: el sistema recibe trabajo del entorno

w negativo: el sistema realiza trabajo sobre el entorno

$\Delta H(\text{reacción}) = \sum \Delta H(\text{productos}) - \sum \Delta H(\text{reactivos})$

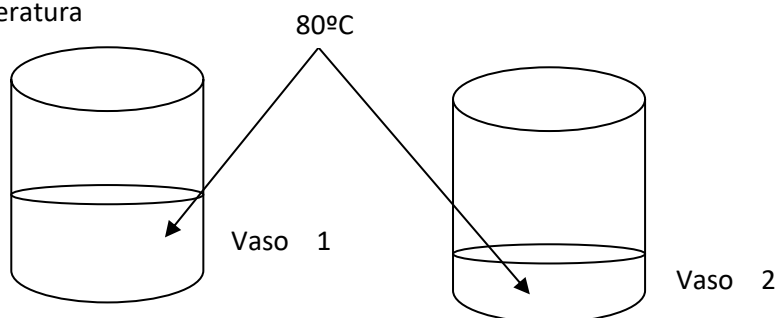
Condiciones estándares: Presión de 1 bar; T° a especificar (generalmente 25°C), si se trabaja con soluciones deben tener concentración 1M

1 kcal. = 4,184 kJ; 1 l atm = 101,32 J; R = 8,314 J/mol K

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS:

1-Dada la entalpía de combustión, entalpía de formación, entalpía de reacción y entalpía de descomposición ¿Qué es similar en todas estas situaciones y que es diferente? ¿Cómo se simbolizan para diferenciarlas?

2- La figura siguiente muestra dos vasos idénticos con distintos volúmenes de agua a la misma temperatura



- El contenido de energía térmica del vaso 1 es mayor, menor o igual que el del vaso 2? Explique su razonamiento.
- Si se transfiriere la misma cantidad de energía térmica a cada vaso la temperatura del vaso 1 sería mayor, menor o igual a la del vaso 2? Explique su razonamiento.

Rta: a) Mayor

b) Menor

3-Plantear las ecuaciones termoquímicas para:

- a. La combustión del etanol (C_2H_5OH) $\Delta H = -1367 \text{ KJ/mol}$
b. La oxidación del CO $\Delta H = -283 \text{ KJ/mol}$

4- Haciendo uso del libro, complete el siguiente cuadro de entalpías molares de formación, indicando si el proceso de formación es exotérmico o endotérmico:

SUSTANCIA	$\Delta H^\circ_{298 \text{ K}}$ kJ / mol	$\Delta H^\circ_{298 \text{ K}}$ kcal / mol	EXOT.	ENDOT.
Hidrógeno (g)				
Oxígeno (g)				
Agua (g)				
Agua (l)				
Cloro (g)				
Cloro (Cl g)				
Cloro (Cl ⁻ ac)				
Carbono (grafito)				
Carbono (diamante)				

5- Determine los valores de entalpía de formación para las siguientes masas o volúmenes de sustancias:

SUSTANCIA	MASA O VOLUMEN	$\Delta H^\circ_{298 \text{ K}}$ kJ	$\Delta H^\circ_{298 \text{ K}}$ kcal
a- Agua (g)	400 g		
b- Carbonato de calcio (s)	2 toneladas		
c- Clorato de potasio (s)	300 kg		
d- Agua (l)	700 L		
e- Metano (g) (en CNPT)	2.000 m ³		

Rtas.: a) $-5373,33 \text{ KJ}$, $-1284,26 \text{ Kcal}$; b) $2,413 \cdot 10^7 \text{ KJ}$, $5,77 \cdot 10^6 \text{ Kcal}$; c) $-9,5804 \cdot 10^5 \text{ KJ}$, $-228.977,25 \text{ Kcal}$; d) $-1,111 \cdot 10^7 \text{ KJ}$, $-2,65 \cdot 10^6 \text{ Kcal}$; e) $-6,68 \cdot 10^6 \text{ KJ}$, $-1,59 \cdot 10^6 \text{ Kcal}$

6. Mediante el uso de las entalpías de formación estándar de:

$NO_2(g) = 33,18 \text{ KJ/mol}$; $H_2O(l) = -285,83 \text{ KJ/mol}$; $HNO_3(ac) = -207,36 \text{ KJ/mol}$ y $NO(g) = 90,25 \text{ KJ/mol}$:

a. Calcule la entalpía estándar para la siguiente reacción:



b. Calcule la entalpía estándar por mol de $NO_2(g)$

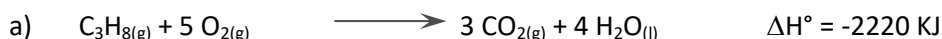
Rta.: a. $\Delta H = -138,18 \text{ KJ}$; b. $\Delta H = -46,06 \text{ KJ/mol}$

7. Calcular la variación de entalpía correspondiente a la descomposición térmica de 250kg de CaCO_3 en CaO y CO_2 , sabiendo que la entalpías estándar de formación del CaO , del CO_2 y del CaCO_3 son respectivamente: $-635,1\text{kJ/mol}$; $-393,5\text{kJ/mol}$ y $-1206,9\text{kJ/mol}$. Analizar si el proceso es endo o exotérmico. **Rta.: 445750KJ**

8. Considere la síntesis de propano, un gas utilizado como combustible para campamentos:



Es difícil medir el cambio de entalpía de esta reacción. Sin embargo, las entalpías de reacción estándar de la combustión son fáciles de medir. Se dispone de los siguientes datos:



Rta: -106 KJ

9. El calor para la reacción de combustión del acetileno (C_2H_2) a 25°C es $-1299,1\text{KJ}$.

a. Determine por los dos métodos que conoce, la entalpía de formación del acetileno en KJ/mol sabiendo que:

$$\Delta H_f \text{CO}_{2(g)} = -393,5\text{KJ/mol}$$

$$\Delta H_f \text{H}_2\text{O}_{(l)} = -285,8\text{KJ/mol}$$

Rta.:226,3

KJ/mol

b. Determine el calor que se libera en la combustión del acetileno cuando se obtienen 300L de CO_2 medidos a 1atm de presión y 450°C . **Rta.:-**

3286,72KJ

10. La gasolina puede ser considerada como una mezcla de octanos ($\text{C}_8 \text{H}_{18}$). Sabiendo que los calores de formación de: agua gas = -242 KJ mol^{-1} ; dióxido de carbono = -394 KJ mol^{-1} ; y el de octano líquido = -250 KJ mol^{-1} .

a) Escriba la reacción de combustión de la gasolina (reacción termoquímica)

b) Calcule la energía liberada en la combustión de 5 litros de gasolina sabiendo que su densidad es de 800 Kg m^{-3} .

c) ¿Qué volumen de gas carbónico medido a 30°C y presión atmosférica normal se generará en tal combustión?

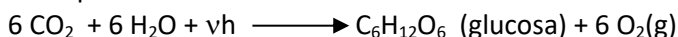
Rta: b. -178.245,614 KJ c. 6974,37 L CO₂

11. Determine ΔH_c 298 K, a partir de los datos experimentales obtenidos en una bomba calorimétrica. Capacidad calorífica del calorímetro $3.647 \text{ cal / } ^\circ\text{C}$. C_p agua: $1 \text{ cal / g} = 4.184 \text{ J / g}$

SUSTANCIA	MASA	$t_{(i)} ^\circ\text{C}$	$t_{(f)} ^\circ\text{C}$	ΔH_c kJ / mol
a- Etanol _(l)	2,5 g	23,275	28,127	
b- Benceno _(l)	1,05 g	23,48	25,50	
c- Tolueno _(l)	0,695 g	24,48	26,43	
d- Hidracina (N_2H_4) _(l)	1,00 g	23,93	25,20	

Rtas.: a) -1364,77 kJ / mol; b) -2293,45 kJ / mol; c) -3943,77 kJ / mol; d) -615,17 kJ / mol

12. El proceso de fotosíntesis que realizan los vegetales puede representarse por la siguiente ecuación química:



Determine:

- La masa de glucosa que se produce por fotosíntesis de 1 kg de dióxido de carbono.
- El volumen de aire (1 atm y 25 °C) que descarboniza (eliminación el dióxido de carbono del aire) la producción de 1 kg de glucosa.
- La energía solar necesaria para la producción de 50 kg de glucosa.

P CO ₂ en el aire a 25 °C = 0.033 atm	Δ H °f CO ₂ = -393.5 kJ/mol
Δ H °f H ₂ O(g) = -241.8 kJ/mol	Δ H °f C ₆ H ₁₂ O ₆ = -1274.5 kJ/mol

Rta: a) 681,82 g glucosa b) 24680,36 L de aire c) E= 704805,55 KJ

13. La oxidación de la materia orgánica, por vía biológica, puede representarse por la ecuación:



Donde CH₂O (metanal) representa la sustancia orgánica. Determine:

- El volumen de oxígeno en (CNPT) que consumirá 1 kg de sustancia orgánica.
- La masa de sustancia orgánica que puede oxidar 1 L de agua, saturada en oxígeno, a la temperatura de 25 °C.
- La energía liberada por g de sustancia orgánica oxidada.

S O ₂ /H ₂ O = 8.2 mg/L	Δ H °f CH ₂ O = -212.17 kJ/mol
Δ H °f H ₂ O(l) = -285.85 kJ/mol	Δ H °f CO ₂ = -393.5 kJ/mol

Rta: a)746,66 L b) 7,68.10⁻³ g c) -15,57 KJ

14. Se ha diseñado una experiencia de laboratorio a fin de que los alumnos observen la vinculación que existe en sustancias cristalinas, entre cambio de estado, temperatura y calor suministrado. La experiencia consistió en calentar 50 g de agua(s) (hielo) a temperatura - 30 °C suministrando calor por medio de una resistencia eléctrica de 400 vatios en un recipiente aislado térmicamente a presión constante de una atmósfera hasta una temperatura de 150 °C. Un termómetro digital permite determinar la temperatura en cualquier momento de la experiencia y un visor con iluminación apropiada observar el estado en que se encuentra la muestra. Construya el gráfico temperatura vs. Tiempo, indicando punto de fusión y de ebullición de la sustancia.

Realice un gráfico similar para el etanol (CH₃CH₂OH) a partir de -150 °C y hasta 150 °C.

	Agua	Etanol
Calor específico del sólido.	2,09 J/g°C	0,99 J/g°C
Calor de fusión del sólido.	0,334 kJ/g	105 J/g
Calor específico del líquida.	4,184 J/g°C	2,3 J/g°C
Calor de vaporización a temperatura de ebullición.	2,260 kJ/g	870 J/g
Calor específico del vapor.	2,03 J/g°C	0.97 J/g°C
Punto de fusión.	0 °C	-114 °C
Punto de ebullición.	100 °C	78 °C
Vatios (unidad de potencia) = joules /segundo		

Rta.: 1)7,84s; 2)41,75s;3)52,31s;4)282,5s;5)12,69 x 10⁶ s. Construir gráfica.

15. Determine la cantidad de calor en (kJ y kcal), necesarios para evaporar 500 kg. de agua a la presión de 1 atm. y temperatura de ebullición:

- a) Partiendo de una temperatura inicial del agua (l) de 100 °C. **Rta. 270335Kcal**
 b) Partiendo de una temperatura inicial del agua (l) 30 °C. **Rta. 127644 x 10⁴ J**

16. Determine la cantidad de calor en (kJ y kcal) que es necesario extraer de 600 g de agua para transformarla en hielo:

- a) Partiendo de una temperatura inicial de agua (l) de 0°C **Rta. -200,4KJ**
 b) Partiendo de una temperatura inicial de agua(l) de 10°C **Rta. - 225,504KJ**

17.-a. Calcule el calor que debe proporcionarse a una olla de cobre de 500,0 g que contiene 450,0 g de agua para elevar su temperatura de 25 °C hasta punto de ebullición

b. Determine además el calor que se usa para elevar la temperatura del agua.

$cp_{Cu} = 24,44 \text{ J/ mol K}$ $cp_{H_2O} = 75,29 \text{ J/ mol K}$ **Rta: a) 155,5905 KJ** **b)141,16875 KJ**

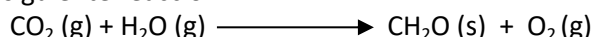
18. Se queman 300g de butano (C₄H₁₀) cuyo calor de combustión es -30Kcal/mol. Calcule qué masa de agua en gramos se puede calentar desde 15°C hasta 80°C utilizando esa masa de butano. Dato: $cp_{H_2O(l)}: 1 \text{ cal/mol K}$ **Rta.:42950,7g**

18- Calcular la masa en gramos de propano (C₃H₈) que tiene un calor de combustión de - 24,83 Kcal/mol que se necesitan para calentar 200g de hielo desde -2°C hasta 90°C.

Datos: $Ce_{H_2O(s)}: 0,5 \text{ cal/mol K}$; $Ce_{H_2O(l)}: 1 \text{ cal/mol K}$; $\Delta H_f: 80 \text{ cal/g}$ **Rta: 30,1g**

AUTOEVALUACIÓN

1. Una planta toma CO₂ (g) + H₂O (g) de su entorno y produce celulosa de acuerdo a la siguiente reacción:



La energía que el proceso requiere proviene del sol a través de la fotosíntesis ¿Cuánta energía necesita una planta para sintetizar 100 g de celulosa? **Rta: 1410,4 KJ**

2. Los dos azúcares más comunes son, sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) azúcar de caña y glucosa (C₆H₁₂O₆) azúcar de maíz, cuando estos azúcares son degradados por el organismo humano se transforman en CO₂ (g) y H₂O (l) mientras que por las bacterias en etanol (CH₃CH₂OH) (l) y CO₂ g. Calcular los calores molares y por gramo de combustión de ambos azúcares, para las dos tipos de degradación.

$C_{12}H_{22}O_{11} + 12 O_2 \longrightarrow 12 CO_2 + 11 H_2O$	$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \longrightarrow 4 CH_3CH_2OH + 4 CO_2$
$C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \longrightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$	$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2 CH_3CH_2OH + 2 CO_2$

ΔH° formación C₁₂H₂₂O₁₁ – 2221 kJ/mol

ΔH° formación C₆H₁₂O₆ – 1260 kJ/mol

Rta: -5645,35 KJ/mol; -16,5 KJ/g

-2816,1 KJ/mol; -15,6 KJ/g

-463,4 KJ/mol; -1,35 KJ/g

-82,2 KJ/mol; -0,46 KJ/g

3. El carbonato de calcio (g) sólido se descompone por calentamiento en óxido de calcio (s), y dióxido de carbono (g). Determine la cantidad de calor necesario para obtener 300 L de dióxido de carbono, medidos en CNPT. **Rta: 2382,6KJ**

4. En el laboratorio, en general resulta más simple determinar las entalpías de combustión de las sustancias que la entalpía de formación, no obstante estas pueden obtenerse por cálculo a partir de las primeras.

Determinar la entalpía molar de formación del etano (C_2H_6) a partir de:

ΔH (combustión del etano) para la obtención de agua (g) = - 1560 kJ/mol

$\Delta H^\circ_f CO_2(g) = -393,5$ kJ/mol

$\Delta H^\circ_f H_2O(g) = -241,8$ kJ/mol

Rta: 46,7 KJ/mol

5. El óxido de calcio(s) reacciona con el agua (l) para dar hidróxido de calcio (s). Determine el calor liberado (ΔH°) cuando reaccionan 300 g de óxido de calcio con suficiente cantidad de agua.

Datos: $\Delta H_f CaO = -635$ KJ/mol; $\Delta H_f H_2O(l) = -285,8$ KJ/mol; $\Delta H_f Ca(OH)_2 = -987$ KJ/mol

Rta: -354,6KJ

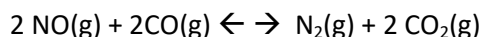
6. Determine los valores de entalpía de combustión, molar y por gramo, para las siguientes sustancias:

SUSTANCIA	ΔH 298 K kJ / mol	ΔH kJ / g
Carbono (grafito)		
Propano _(g) 1		
Propano _(g) 2		
Butano _(g) 1		
Butano _(g) 2		
Etanol _(g) 1		
Etanol _(g) 2		

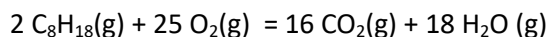
Nota: considerar al agua obtenida en 1 = gas, en 2 = líquida

7. El convertidor catalítico de los automóviles usa como catalizador Platino o Rodio, el mismo cumple 3 funciones importantes:

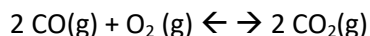
- Oxidación del monóxido de carbono y reducción de óxidos de nitrógenos:



- Oxidación de hidrocarburos:



- Oxidación de monóxido de carbono:



Datos:

$\Delta H^\circ_f CO_2(g) = -393,5$ kJ/mol

$\Delta H^\circ_f CO(g) = -110,5$ kJ/mol

$\Delta H^\circ_f NO(g) = 90,4$ kJ/mol

$\Delta H_f H_2O(g) = -241,8$ KJ/mol

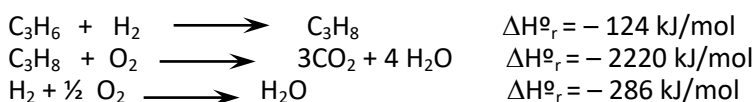
$\Delta H_f C_8H_{18}(l) = -250$ KJ/mol

Determine:

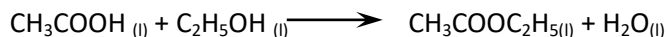
- El volumen de nitrógeno (CNPT) que se libera por la reducción de 500 g de óxido de nitrógeno (NO). **Rta.: 186,7 L N₂**
- Determine la energía liberada o requerida por mol de óxido nitrógeno (NO) **Rta.: -373,4 kJ/mol**
- Calcule el volumen de aire medido en (CNPT) que consumirá 1000 g de combustible representado por C₈H₁₈. **Rta.: 11695 L aire**
- Determine el calor liberado en el ítem anterior. **Rta.: -44508,8 kJ**
- Si la reacción consumió 30 L de aire medidos en CNPT que volumen de monóxido de carbono se oxidó y que cantidad de calor se liberó. **Rta.: 12,6 L CO; -566 kJ/mol**

8. La entalpía estándar de la reacción de hidrogenación del propeno tiene un valor de -124KJ/mol. La entalpía normal de reacción para la combustión del propano es -2220 KJ mol⁻¹, y la entalpía normal de formación del H₂O es -286KJ mol⁻¹. Calcular la entalpía estándar de reacción del proceso de combustión del propeno. **Rta.: -2058 kJ**

Datos:



9. Dados los calores de formación y de combustión siguientes, y sabiendo que el calor de vaporización del H₂O a 298 K es de 10,5 Kcal mol⁻¹, calcular el ΔH y ΔE para la reacción a 298K:



$$\Delta H_{\text{combustion}} (\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(l)}) = -536,9 \text{ Kcal mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f (\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}) = 116,7 \text{ Kcal mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}) = 66,3 \text{ Kcal mol}^{-1}$$

10. La entalpía de combustión del propano es -526,3 Kcal. Las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono y del agua son respectivamente de -94,03 Kcal/mol y -68,30 Kcal/mol. Calcular:

- Entalpía de formación del propano.
- Los Kg de carbón que serán necesarios quemar, siendo el rendimiento del 80%, para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de 1 Kg de propano.

11. Una bañera contiene 50 litros de agua a 25°C ¿Cuánto tiempo será necesario abrir el grifo, con un caudal de 12L/min, de agua caliente a 80° C, para que la temperatura final del agua en la bañera sea de 40°C? **Rta.: 1,56min**

12. El Freón 12 (CCl₂F₂) se utiliza como líquido refrigerante. ¿Qué masa de freón 12 inicialmente a 18 °C debe evaporarse para congelar 100 g de agua a 18 °C?

Calor de fusión H ₂ O 334 J/g	Capacidad Calorífica H ₂ O 4.184 J / °Cg	Calor de vaporización Freón 289 J/g
---	--	--

13. Determine el calor necesario para evaporar 300 g de propanol CH₃CH₂CH₂OH, que se encuentra a la temperatura de -140 °C, a partir de la siguiente información:
Punto de fusión normal -127 °C



Punto de ebullición normal 97°C

Calor de fusión $5,18\text{ kJ/mol}$

Calor de vaporización $41,7\text{ kJ/mol}$

Capacidades caloríficas: sólido $142\text{ J/mol }^{\circ}\text{C}$; líquido $170\text{ J/mol }^{\circ}\text{C}$; gas $108\text{ J/mol }^{\circ}\text{C}$

14. Las garrafas de gas licuado utilizadas como combustible en campamento contienen butano (C_4H_{10}) líquido. Suponga que 1 L de butano a 1 atm y 20°C se saca de la garrafa. ¿Cuánto calor debe agregarse para vaporizar esta cantidad de butano? Calor de vaporización del butano 21.3 kJ/mol .

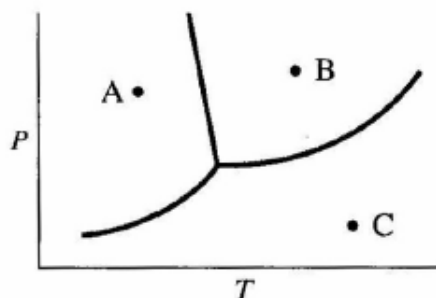
Guía de trabajo Nº 5: EQUILIBRIOS FÍSICOS - SOLUCIONES

EXPECTATIVAS DE LOGRO:

- Interpretar el diagrama de fases de presión frente a temperatura.
- Identificar los conceptos clave que definen un diagrama de fases
- Interpretar una curva de calentamiento.
- Definir soluciones y sus partes constituyentes.
- Clasificar e identificar las diferentes clases de soluciones según su estado físico y cantidad de soluto.
- Explicar el significado de solubilidad y su expresión.
- Interpretar curvas de solubilidad.
- Describir los cambios de energía que se presentan en los procesos de disolución en términos de las fuerzas de atracción que operan en el solvente y en el soluto y relacionar la solubilidad de las sustancias en varios solventes.
- Describir los factores que afectan la solubilidad de una sustancia.
- Distinguir entre solución saturada, no saturada y sobresaturada en función de la solubilidad.
- Aplicar los conceptos de propiedades coligativas a la resolución de problemas
- Utilizar los conocimientos adquiridos para la resolución de problemas.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS:

1. El diagrama de fases que se adjunta corresponde a una sustancia pura que puede utilizarse en forma genérica.
 - a.- indica las regiones en las que será más estable la fase sólida, la líquida y la gaseosa.
 - b.- Describe qué sucederá si:
 - i) a partir de A, se eleva la temperatura a presión constante.
 - ii) a partir de C, se reduce la temperatura en un proceso isóbaro.
 - iii) a partir de B se reduce la presión isotérmicamente.
 - c.- Consigne en él los caminos que corresponden a los procesos que se describen a continuación:
 - iv)-Tendemos la ropa para secarla a temperatura por debajo del punto triple. Inicialmente, el agua de la ropa húmeda se ha congelado. Sin embargo, después de unas horas al sol, la ropa está caliente, seca y suave.
 - v)-Una pequeña cantidad de etanol está contenida en una botella termo. Se inserta un tubo test en el cuello del termo a través de un tapón de caucho. Unos pocos minutos después de llenar el tubo con nitrógeno líquido, el etanol no es visible en el fondo de la botella.
 - vi)-Un conjunto transparente de cilindro y pistón contiene sólo un líquido puro en equilibrio con su presión de vapor. Es claramente visible una interfase entre las dos fases. Cuando aumenta la temperatura en unos pocos grados, la interfase desaparece.



2. El diagrama de fases para el amoníaco se puede caracterizar por la siguiente información: Las temperaturas de fusión y de ebullición normales son 195,2 y 239,82 K, respectivamente y, la presión y temperatura del punto triple son 6077 Pa y 195,41 K. Los parámetros del punto crítico son $112,8 \times 10^5$ Pa y 405,5 K. Haga un esbozo del diagrama de fases P - T (no necesariamente a escala) para el amoníaco. Sitúe un punto en el diagrama de fases para las siguientes condiciones indicando cuántas y qué fases están presentes:

a- 195,41 K, 1050 Pa

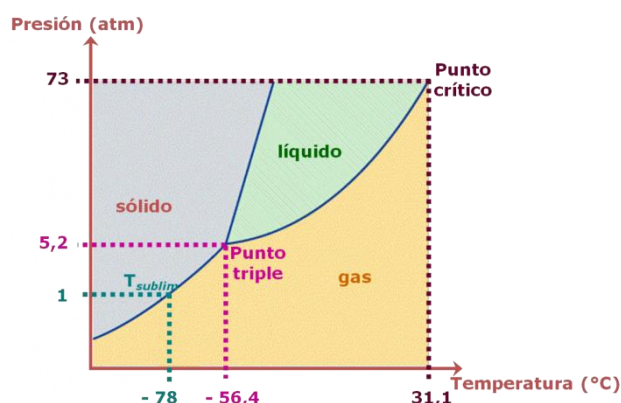
c- 237,51 K, 101325 Pa

b- 195,41 K, 6077 Pa

d- 421,00 K, 6077 Pa

3. En base a la información sobre el dióxido de carbono, provista por su diagrama de fases, indique qué valores de P y T corresponden a las siguientes situaciones. Marque esos intervalos en el mismo.

Diagrama de fases del dióxido de carbono, CO_2



a-Conforme la temperatura aumenta, el sólido primero se convierte en líquido y posteriormente pasa al estado gaseoso.

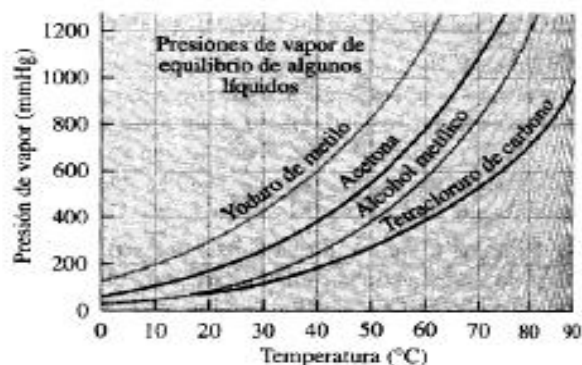
b- Conforme aumenta la presión sobre un cilindro conteniendo dióxido de carbono puro desde 65 a 80 atm, no se observa interfase entre las fases líquida y gas.

c-Las fases sólida, líquida y gas coexisten en el equilibrio.

d-Un aumento de presión desde 10 hasta 50 atm convierte el líquido en sólido.

e-Un aumento de temperatura desde -80 a 20°C convierte un sólido en gas sin fase líquida intermedia.

4. De acuerdo con la gráfica de las presiones de vapor de algunos líquidos comunes que aparece a continuación: ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?



- a.- El punto de ebullición normal de la acetona es 200 mmHg.
 - b.- El punto de ebullición normal de la acetona es 59°C.
 - c.- El punto de ebullición normal de la acetona es de 67°C.
 - d.- El punto de ebullición normal de la acetona es menor que el del yoduro de metilo.
 - e.- El alcohol metílico tiene una presión de vapor mayor que la del yoduro de metilo.
 - f.- La acetona es más volátil que el alcohol metílico.
- 5.- Explique el significado de las siguientes expresiones:
- a. A 50°C, la solubilidad del KBr en 100 gramos de agua es 116 gramos.
 - b. La solubilidad del disolvente orgánico benceno en agua es de 0,22 gramos del soluto por cada 100 gramos de agua a 20°C.
- 6.- Clasifique las siguientes soluciones como saturadas, no saturadas y sobresaturadas:
- a. A la solución A(ac), se agregan cristales de A y precipita una masa de A igual a la agregada.
 - b. La solución X(ac) se agita y precipita X(sólido).
 - c. La solución que resulta cuando una solución saturada en el sólido M se lleva de una temperatura de 20 °C hasta 50 °C (el proceso es endotérmico).
 - d. La solución está representada por agua gasificada recién abierta.
- 7.- Sobre las disoluciones, marcar con una X la/s respuesta/s correcta/s:
- a. Todo soluto covalente que se disuelva completamente, ioniza en el disolvente.
 - b. En la etapa de solvatación, el soluto es rodeado por el disolvente.
 - c. La disolución se considera como proceso físico algunas veces, y otras como químico.
 - d. Un soluto sólido en polvo es más soluble que él mismo en gránulos.
 - e. Miscibilidad es la propiedad de los fluidos de combinarse homogéneamente en cualquier proporción.
- 8.- Con respecto del proceso de solubilidad y las disoluciones, se afirma correctamente que: (Marcar con una X, la/s respuesta/s correcta/s)
- a. La energía absorbida en un proceso endotérmico es utilizada en romper fuerzas de atracción intermoleculares.
 - b. Se logra mayor solubilidad del $\text{CO}_{2(g)}$ en una bebida carbonatada al aumentar la presión del sistema.
 - c. En los procesos de solubilidad exotérmicos, a mayor temperatura mayor solubilidad.

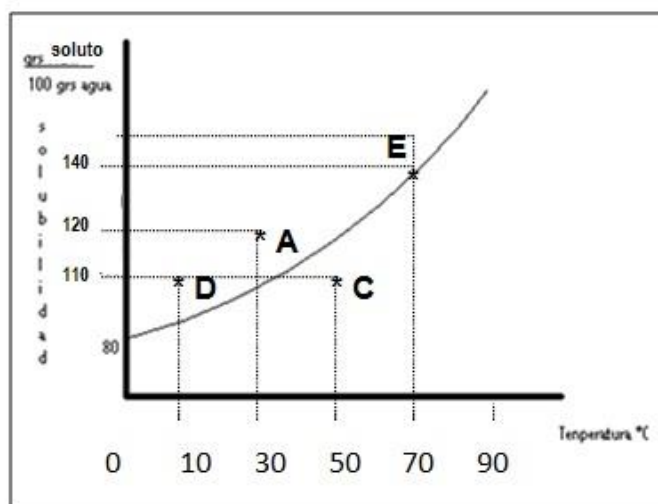
- d. Todo proceso de disolución está acompañado de un aumento del desorden del sistema.
- e. En los procesos endotérmicos, por lo general, a mayor temperatura aumenta la solubilidad.

9.- Considere la siguiente información con respecto de la solubilidad del Na_2SO_4 en agua:

TEMPERATURA	30	40	50	60	70	80	100
g Na_2SO_4 /100 g H_2O	63	53	50	43	38	33	30

- a. Si se prepara una disolución A con 30 g de Na_2SO_4 en 100 g de agua a 80°C , la disolución resultante es: saturada, insaturada, sobresaturada.
- b. Al comparar una disolución B que contiene 25 g de Na_2SO_4 en 100 g de agua a 80°C . La disolución es: diluida o concentrada con respecto de la disolución A.
- c. Cómo prepararía una disolución sobresaturada de Na_2SO_4 a 60°C . Indique la cantidad de soluto que utilizaría y escriba un procedimiento.

10.- Dado el siguiente gráfico de solubilidad v/s temperatura para el nitrato de sodio en agua:



Si se tienen 100 gramos de solución:

- a. Explique qué representa la curva.
- b. Explique qué tipo de solución se tiene en los puntos A, C, y E describa cada solución dando su concentración.
- c. Explique cómo puede pasar de la solución E a la solución C. Determine los gramos de nitrato de sodio que quedaría sin disolverse. **Rta: 13,04g**
- d. Explique cómo pasa de la solución C a la solución D si se disminuye la temperatura bruscamente desde 10°C .
- e. Si tengo una solución D, como se puede transformar en una solución no saturada.
- f. Si se mezclan 130g de soluto con 100g de agua a 50°C . ¿Cómo será la solución? ¿Cuántas fases habrán?

11.- La solubilidad del bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , en agua caliente es de 164 g de sal en 1000 ml de agua. Expresar:

- a) solubilidad en 100g de agua a la misma temperatura.
- b) concentración de la solución en % g/g. **Rta: 14,08 % g/g**

12.- En un recipiente hay 200 cm^3 de una disolución líquida con la siguiente etiqueta:

agua salada; densidad $1,1 \text{ g/cm}^3$; concentración: 80 g/L

- a. ¿Qué masa de agua salada habrá en el recipiente? **Rta: 220g**
- b. ¿qué masa de sal habrá en el recipiente? **Rta: 16g**
- c. ¿qué masa de agua habrá en el recipiente? **Rta: 204g**
- d. Si trasvasamos 100 cm^3 de esa disolución en otro recipiente, ¿cuál será ahora su densidad y su concentración (g/L)?

13.- A la temperatura de 20°C , agregamos en un matraz aforado $17,50 \text{ g}$ de cloruro de potasio y agua hasta completar 500 cm^3 de disolución; la masa de la disolución preparada es de $512,5 \text{ g}$.

- a. ¿Cómo podríamos saber si la disolución preparada está saturada o no?
- b. Calcule la concentración en g/L y explique el significado del resultado obtenido. **Rta: 35g/L**
- c. Calcule la densidad de la disolución y explique el significado del resultado obtenido. **Rta: 1,025 g/cm³**

14.- En un vaso de precipitados volcamos 15 g de nitrato de potasio y un poco de agua. Agitamos hasta que se disuelve todo el nitrato de potasio, y entonces añadimos agua hasta que tenemos 250 cm^3 de disolución. La disolución, en total, tiene una masa de 260 g .

- a. Determine la concentración en g/L , y explique el significado del resultado que obtengas. **Rta: 60g/L**
- b. Calcule la concentración en % y explique el significado del resultado que obtengas.

Rta: 5,76 g%

- c. Calcule la densidad de la disolución y explique el significado del resultado que obtengas. **Rta: 1,04 g/ml**
- d. Si tomamos 10 cm^3 de esa disolución, ¿cuál sería su concentración en g/L ?, ¿cuál sería su concentración en %?, ¿cuál sería su densidad?

15.- A partir de la siguiente información, determine la solubilidad en agua (mg/L), del nitrógeno y oxígeno del aire a 1 atm y 25°C .

Datos: Composición del aire N_2 : 78% , O_2 : 21% , 1% Ar, CO_2 , H_2O , etc. Solubilidad del gas nitrógeno en agua a 1 atm y 25°C : $6,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$. Solubilidad del gas oxígeno en agua a 1 atm y 25°C : $1,38 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Rta: solubilidad del Nitrógeno: 14,84 mg/L; Solubilidad del Oxígeno: 9,28 mg/L

16. Un vino espumante se ha envasado a la presión de 4 atm de CO_2 a 25°C . Datos experimentales han permitido obtener un valor para la constante de Henry a 25°C de $3,1 \times 10^{-2} \text{ mol/L atm}$. Determine la concentración de CO_2 en el vino espumante:

- a. Antes de destapar la botella. **Rta: $1,24 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$**
- b. Después de destapar la botella y una vez restablecido el equilibrio líquido - gas. (Presión parcial de CO_2 en el aire $0,030 \text{ atm}$). **Rta: $9,3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$**

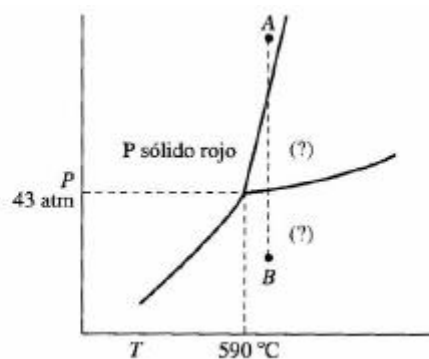
17.-Realice un diagrama de fases (aproximado) para el agua y para una solución acuosa de un soluto no volátil, con valores de presión de 0 a $1,5 \text{ atm}$, y temperaturas de -10 hasta 150°C . Indique en el mismo:

- a- El punto de ebullición del solvente a una $P = 1 \text{ atm}$.

- b- El punto de ebullición de la solución a una $P = 1 \text{ atm}$.
- c- El aumento ebulloscópico.
- d- El descenso de la presión de vapor de la solución con respecto al solvente para una temperatura de 80°C
- e- Un valor de P y T para los cuales la solución es líquida y el agua pura es sólida
- f- Un valor de P y T para los cuales la solución es líquida y el agua pura es gas
- g- ¿Cuál es el valor máximo de presión a la cual tanto el agua como su solución pueden sublimar?
- h- Si es posible encontrar una presión a la cual el agua sublima.
- i- Indique un valor de presión tal que modificando la temperatura el agua pasa por los tres estados.
- j- Indique pares de valores (P y T) a los cuales el agua coexiste al estado: líquido - gas; gas - sólido; líquido - sólido; sólido - gas – líquido.
- k- ¿Es posible determinar más de un par de valores para lo requerido en el punto anterior?

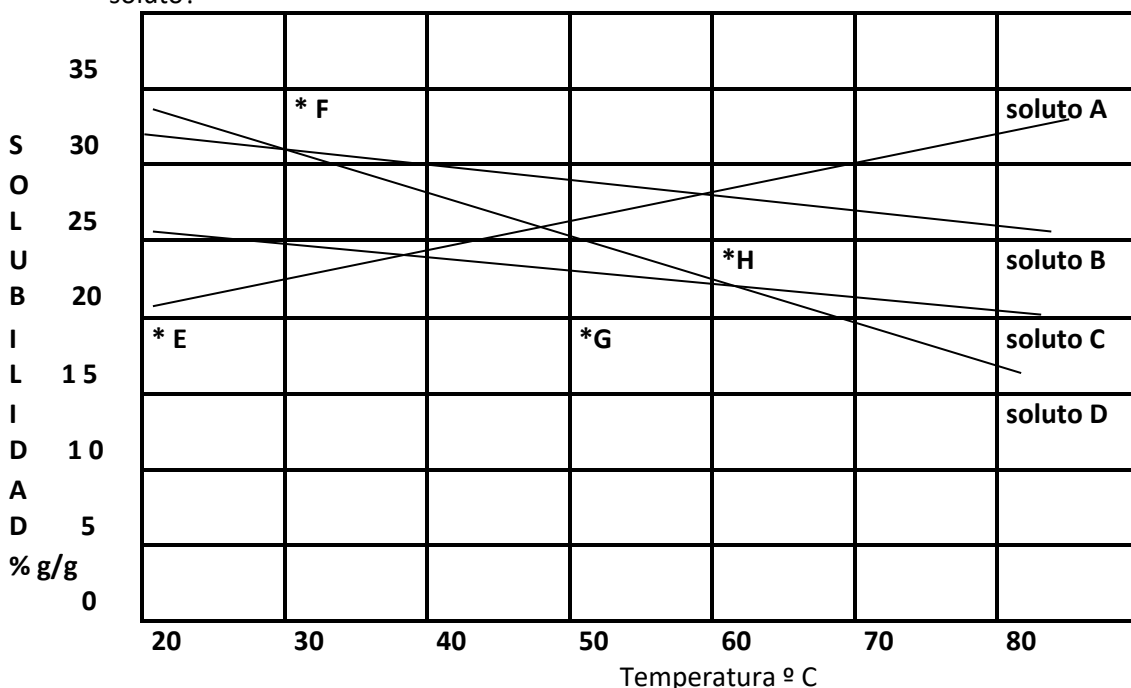
AUTOEVALUACION

1. A continuación se muestra una parte del diagrama de fases del fósforo.
 - a.- Indica las fases presentes en las regiones señaladas con un interrogante.
 - b.- Una muestra de fósforo rojo sólido no puede fundirse por calentamiento en un recipiente abierto a la atmósfera. Explica por qué.
 - c.- Señala los cambios de fase que tienen lugar cuando la presión sobre una muestra se reduce desde el punto A al B a temperatura constante.



2. ¿Cuál /es de las siguientes afirmaciones sobre el punto de ebullición normal (PEN) de un líquido son verdaderas? Marca con una X la/s respuesta/s correcta/s
 - a.- Es la temperatura a la cual el líquido y el vapor están en equilibrio.
 - b.- Varía con la presión atmosférica.
 - c.- Es la temperatura a la cual la presión de vapor es 1 atm .
 - d.- Es la temperatura a la cual la presión de vapor es igual a la presión externa.
 - e.- Es la temperatura a la cual la densidad del líquido y la de su vapor son iguales.
3. El PEN del dióxido de azufre es -10°C . Su presión de vapor a 32°C es 5 atm . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
 - a) Un tanque de dióxido de azufre a 32°C y 4 atm debe contener dióxido de azufre líquido.
 - b) Un tanque de dióxido de azufre a 32°C y 1 atm de presión, no debe contener dióxido de azufre líquido.
 - c) La temperatura crítica del dióxido de azufre debe ser mayor de 30°C .

4. El disulfuro de carbono, tiene una p_v de 298 mm Hg a 20°C . Se coloca en un recipiente cerrado, a esta temperatura una muestra de 6,00 g de disulfuro de carbono.
 - a) ¿Cuál es el volumen máximo del recipiente para tener equilibrio L-V en su interior?
 - b) Si el recipiente tiene un volumen de 0,3 L ¿Cuál será la p_v del disulfuro de carbono?
 - c) Si el recipiente tiene un volumen de 6 L ¿Cuál será la presión en el recipiente?
5. La solución sobresaturada es aquella que:(Marque la opción correcta)
 - a. Tiene exceso de soluto depositado en el fondo.
 - b. Tiene, en determinadas condiciones de presión y temperatura, más soluto disuelto que el que corresponde a su solubilidad a esa temperatura
 - c. Se obtiene por enfriamiento brusco de una solución saturada.
 - d. Tiene una concentración doble que una saturada.
 - e. Se obtiene a una determinada presión y temperatura, filtrando una solución saturada.
6. La solubilidad del nitrato de potasio es 155.0 g por 100 g de agua a 75°C y 38.0 g a 25°C . ¿Cuál es la masa (g) de nitrato de potasio que cristalizará al enfriar exactamente 100.0 g de solución saturada de 75°C a 25°C ? **Rta: 45,88g**
7. Considerar las siguientes curvas de solubilidad para los solutos A, B, C y D.
 - a. ¿Qué se puede decir del efecto de la temperatura en la solubilidad de cada soluto?
 - b. ¿Qué soluto es el más soluble a 30°C y cuál el menos?
 - c. ¿Qué soluto es más soluble a 80°C ?
 - d. ¿Qué representan los puntos de intersección entre las curvas?
 - e. Respecto de su composición, ¿qué tipo de soluciones representa el punto H para cada soluto?



- 8-Una muestra de 200 g de clorato de potasio impuro (solubilidad 7,1 g por 100 g de H_2O a 20°C) está contaminado con 10 % de cloruro de potasio (solubilidad 25,5 g por 100 g H_2O). Calcule la cantidad mínima de agua necesaria para disolver todo el cloruro de potasio a 20°C . ¿Qué cantidad de clorato de potasio quedará sin disolver después de este tratamiento? **Rta: 174,4g**

9. El análisis de una pileta de oxidación biológica, determinó que tenía disuelto 6 mg/L de oxígeno a 25 °C. Determine si un proceso de aireación mejorará la cantidad de oxígeno disuelto. Temp 25 °C presión 1 atm composición del aire 21 % v/v O₂. Solubilidad del O₂ a 25°C, $1,38 \times 10^{-3}$ M.

Rta.: un proceso de aireación sí mejoraría la cantidad de oxígeno disuelto.

10. Experiencias de laboratorio en una fábrica de gaseosas permitieron determinar la constante de Henry a diversas temperaturas para un agua gasificada comercial.

Temperatura	15 °C	20 °C	25 °C	30 °C
Constante k en mol/L atm	$9,2 \times 10^{-2}$	$7,1 \times 10^{-2}$	$3,1 \times 10^{-2}$	$4,5 \times 10^{-3}$

A partir de esta información construye un gráfico de solubilidad en función de la temperatura para una presión de envasado de P(CO₂) 1,3 atm “condiciones de envasado” y presión atmosférica “condiciones en el vaso”, presión parcial del dióxido de carbono en el aire “PCO₂” 0,030 atm.

11. Imperfecciones en el sistema de llenado y presurizado de una marca de gaseosa demostraron que tres partidas respondían a las siguientes características:

Muestra	Presión de envasado	Composición de cámara de gas	Solubilidad mol/L
Partida 125	1.4 atm	CO ₂ 100 % v/v	
Partida 126	1.4 atm	CO ₂ 80 % v/v; O ₂ 20 % v/v	
Partida 127	1.7 atm	CO ₂ 80 % v/v; O ₂ 8 % v/v; N ₂ 12 % v/v	

* Las determinaciones de presión y composición se realizaron a 25 °C.

Constante de Henry a 25 °C: $3,1 \times 10^{-2}$ mol/L atm.

Determine la solubilidad del dióxido de carbono, suponiendo comportamiento ideal.

Rta: $4,34 \times 10^{-2}$ mol/L; $3,47 \times 10^{-2}$ mol/L; $4,21 \times 10^{-2}$ mol/L

12. 5L de agua están en equilibrio con una mezcla de gases que contiene dióxido de carbono a una presión parcial de 0,3 atm. Si la constante de Henry para la solubilidad del dióxido de carbono es de 2.0 g/L atm. ¿Cuántos g de dióxido de carbono están disueltos en el agua? **Rta: 3g/L**

13. Una solución gaseosa contiene 2 g de Helio y 4 g de Oxígeno. ¿Cuáles son las fracciones molares de helio y oxígeno en la solución? **Rta: X_{He}= 0,8 y X_{O2}= 0,2**

14. Se sabe que las diferencias de temperatura entre el día y la noche en los desiertos son muy acentuadas. Si se desea atravesar el desierto en un auto. ¿Por qué es conveniente agregar glicerina al agua del radiador?

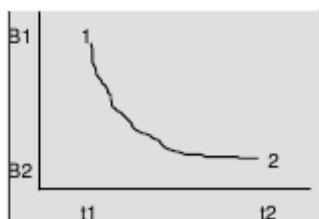
Guía de trabajo Nº 6: CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

EXPECTATIVAS DE LOGRO

- Conocer el efecto de los catalizadores en la velocidad de reacción.
- Diferenciar los factores que influyen en la velocidad de las reacciones.
- Conocer las distintas formas de expresar la constante de equilibrio y ser capaz de decidir cuál conviene emplear en cada caso.
- Calcular las cantidades de las distintas sustancias presentes en un sistema cuando éste alcanza el estado de equilibrio.

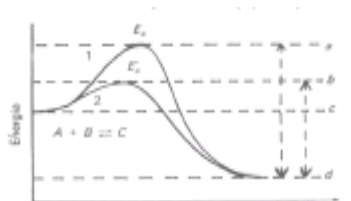
EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En el siguiente gráfico se puede observar la variación en la concentración de un cierto reactivo B en función del tiempo:



De acuerdo con él, Ud. debe expresar la velocidad media y la velocidad instantánea de variación de B.

2. En la figura siguiente la misma reacción transcurre con una diferencia: en una de ellas se ha aplicado un catalizador. ¿Cuál es y por qué elige esta respuesta?



De acuerdo con la misma reacción anterior:

- ¿el ΔH será positivo o negativo?
- el catalizador ¿cambia el valor de ΔH ?
- el catalizador ¿se consume en la reacción?

3. Indicar cuál de los siguientes factores influye sobre la velocidad de reacción:
- Temperatura.
 - Valor de la constante de equilibrio K_p .
 - Concentración de los reactivos y su naturaleza.
 - Catalizadores
4. Indique la expresión más completa con respecto a los factores que alteran o pueden alterar la velocidad de una reacción cualquiera:
- La presión, la temperatura y la concentración
 - Las variaciones de presión, de temperatura, de concentración y la presencia de un catalizador cualquiera.
 - Las variaciones de la presión, de la temperatura, de la concentración y la presencia de catalizadores o inhibidores adecuados, pero solo en aquellas en las que intervengan gases, ya que de otra forma, la presión no podría actuar.
 - Solo aquellos que hacen variar las concentraciones de los reactivos, aunque solo sea localmente
5. Indique el orden total de reacción de las siguientes reacciones, cuyas velocidades están expresadas por las siguientes ecuaciones:
- $v = k A^2 B$
 - $v = k A^{2/3} B^2$
 - $v = k A^2$
 - $v = k A B^2$

Rtas.: a. orden 3, b. orden 8/3, c. orden 2, d. orden 3

6. Se han realizado varias medidas referentes a una reacción del tipo:
 $aA + bB \rightarrow \text{Productos}$, obteniéndose los siguientes resultados:

EXPERIENCIA Nº	CONCENTRACION INICIAL (mol.l^{-1})		VELOCIDAD ($\text{mol.l}^{-1}.\text{s}^{-1}$)
	[A]	[B]	
1	0,01	0,01	$4,4.10^{-4}$
2	0,02	0,01	$8,8.10^{-4}$
3	0,02	0,02	$35,2.10^{-4}$

¿Cuál sería la expresión de la ecuación de velocidad para esa reacción? Utilice el método de las velocidades iniciales.

- $v = k.[A]^2.[B]$
- $v = k.[A].[B]^2$
- $v = k.[A]^2.[B]^2$
- $v = k.[A].[B]$

Rta.: b

7. Los datos siguientes se obtuvieron para la descomposición del dióxido de nitrógeno en fase gaseosa a 300°C, $2\text{NO}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$:

Tiempo (s)	$[\text{NO}_2]$ (M)
0,0	0,01000
50,0	0,00787
100,0	0,00649
200,0	0,00481
300,0	0,00380

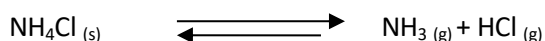
a. Utilizando el método integrado (gráfico) indique el orden de reacción y exprese la ecuación de velocidad.

b. En base a la ecuación de velocidad hallada, calcule la constante de velocidad con sus correspondientes unidades.

8. Una reacción de primer orden tiene una constante de velocidad de $0,0064 \text{ min}^{-1}$. Encuentre el tiempo necesario para que la concentración disminuya a la mitad de su valor inicial.
Rta.: 108,30 min

9. Para la reacción hipotética $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ en condiciones también hipotéticas, la energía de activación es de 32 KJ/mol. Para la reacción inversa, esa energía es de 58 KJ/mol. Grafique y razone si la reacción es exotérmica o endotérmica. **Rta.: exotérmica porque a la reacción inversa hay que agregarle calor para que se produzca**

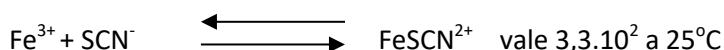
10. En la reacción reversible:



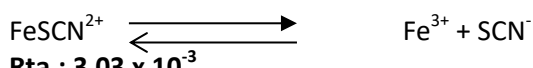
¿Puede alcanzarse el equilibrio calentando en un tubo abierto el $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$? Fundamente.

Rta.: No, porque son gases y al escaparse no puede alcanzarse el equilibrio

11. Si la constante para el proceso:

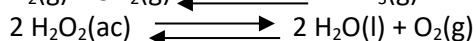
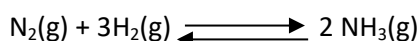
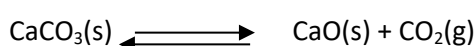
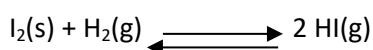


¿cuánto vale la constante para:

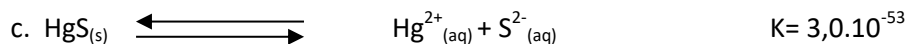
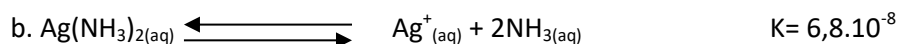
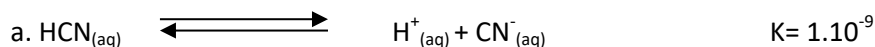


Rta.: $3,03 \times 10^{-3}$

12. Para las siguientes reacciones escriba las expresiones de la constante de equilibrio:



13. A continuación se dan las constantes de equilibrio para las reacciones que se indican. ¿En qué caso tiene lugar más extensamente la reacción directa:



Rta.: b. porque es la de mayor valor

14. Justifique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a. Un valor negativo de una constante de equilibrio significa que la reacción inversa es espontánea.
- b. Para una reacción exotérmica, se produce un desplazamiento hacia la formación de productos al aumentar la temperatura.
- c. Para una reacción a temperatura constante con igual número de moles gaseosos de reactivo y productos no se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión.
- d. Para una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye cuando disminuimos el volumen del recipiente.

Rtas.: a. F, b. F, c. V, d. F

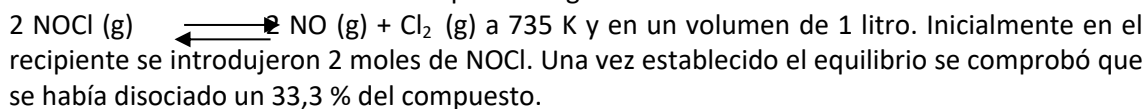
15. En un recipiente de 5 l se introduce 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a 727°C , con lo que se alcanza el equilibrio en la reacción:



Se analiza la muestra después de llegar al equilibrio y se encuentran 0,150 moles de SO_2 . Calcule:

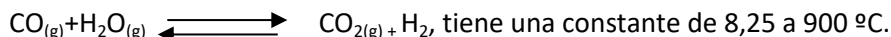
- a. La cantidad de SO_3 que se forma en gramos. **Rta.: 68g**
- b. La Kc. **Rta.: Kc= 279**
- c. La Kp. **Rta.: 3,4**

16. Se ha estudiado la reacción del equilibrio siguiente:



- a. Calcula Kc. **Rta.: 0,082**
- b. ¿Hacia dónde se desplazará la reacción para restablecer el equilibrio si se aumenta la presión? Razona la respuesta
Rta.: Si se aumenta la presión la reacción se desplaza para restablecer el equilibrio hacia la izquierda, que es donde hay menor número de moles al estado gaseoso.

17. Para la reacción:



En un recipiente de 25 litros se mezclan 10 moles de CO y 5 moles de H₂O a 900 °C. Calcule en el equilibrio:

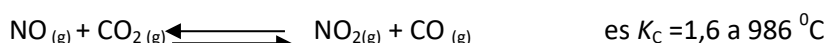
- a. Las concentraciones de todos los compuestos.

Rta.: [CO]=0,22 M, [H₂O]=0,02M, [CO₂]=0,18M, [H₂]=0,18M

- b. La presión total de la mezcla.

Rta.: 57,71 atm.

18. La constante de equilibrio para la reacción



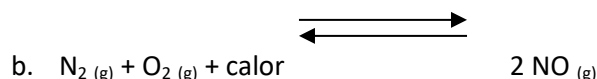
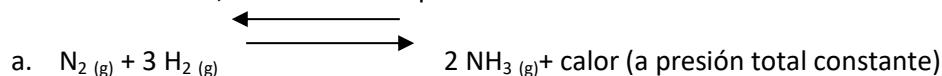
Un recipiente de un litro contiene inicialmente una mezcla de 0,2 moles de NO; 0,3 moles de CO₂; 0,4 moles de NO₂ y 0,4 moles de CO a 986 °C.

- Indicar si esta mezcla está o no en equilibrio.
- Si no estuviera en equilibrio, ¿para dónde debería desplazarse la reacción para alcanzarlo?
- Cuál sería el valor de la constante en la reacción inversa?
- Si los gases reaccionan hasta alcanzar el estado de equilibrio a 986 °C, calcular las concentraciones finales.
- Calcular la presión inicial y la presión final de la mezcla gaseosa.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Rta.: a. porque $Q_c > K_c$; b. El sistema evoluciona hacia la izquierda para alcanzar el equilibrio; c. Se debe considerar la reacción inversa, por lo que $K_c' = 1/K_c$; d. [NO]= 0,239 M, [CO₂]= 0,339 M, [NO₂]= 0,361 M, [CO]= 0,361 M; e. P inicial=P final= 134,21 atm.

19. Discuta en forma cualitativa los cambios en el equilibrio y la posición del mismo para las siguientes reacciones, variando la temperatura:



Rta.: a. Es una reacción exotérmica. Si se agrega calor, la reacción se va a desplazar hacia la izquierda para restablecer el equilibrio. Si se disminuye la temperatura, la reacción se va a desplazar hacia la derecha. b. Es una reacción endotérmica. Se favorece ante el agregado de calor, se inhibe ante la disminución de temperatura.

20. Para la siguiente reacción en equilibrio:

$4 \text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2 \text{Cl}_{2(g)}$; $(\Delta H < 0)$ Justifica cuál es el efecto sobre la concentración del HCl en el equilibrio en los siguientes casos:

- aumentar $[\text{O}_2]$
- disminuir $[\text{H}_2\text{O}]$
- aumentar el volumen
- reducir la temperatura
- añadir un gas inerte como He
- introducir un catalizador

Rtas.: a. disminuye, b. disminuye, c. aumenta, d. disminuye, e. no afecta, f. no afecta

AUTOEVALUACIÓN

1. Dada la reacción $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ se puede afirmar que:

- Ocurre obligatoriamente en un solo paso
- El orden de reacción es dos
- Sólo elevando la temperatura se puede aumentar su velocidad
- Aumentará su velocidad, si conseguimos disminuir la energía de activación.

Rtas.: a. no, b. no, c. no, d. si

2. La energía de activación puede definirse como:

- La diferencia entre el contenido energético del complejo activado y el de los productos de la reacción.
- La diferencia entre el contenido energético del complejo activado y el de los reactivos.
- La diferencia entre el contenido energético de los reactivos y el de los productos de la reacción.
- Ninguna de las anteriores.

Rtas.: a.no, b.no, c.si, d.no

3. Calcule la constante de velocidad para una reacción de primer orden en la que se observan las siguientes concentraciones:

tiempo 0	0,104 mol/L
tiempo 10 h	0,063 mol / L

Rta.: $1,3 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$

4. Señale, de las siguientes afirmaciones, cual es la correcta:

- Orden de reacción y molecularidad son conceptos equivalentes
- En las reacciones que tienen lugar en disolución, nunca coinciden
- El orden de reacción es el exponente que afecta a la concentración de los reactivos o productos en la ecuación de velocidad, y si es un número entero, coincide con la molecularidad.
- La molecularidad coincide con los coeficientes que aparecen en la ecuación química representativa de la reacción

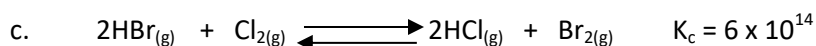
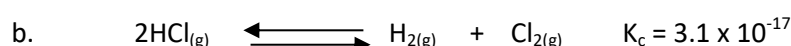
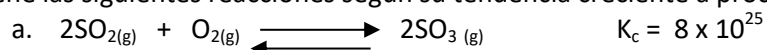
Rtas.: a.no, b.no, c.no, d.no

5. Dado el proceso en fase gaseosa $A + B \rightleftharpoons C$

- establece la relación entre las constantes de equilibrio K_c y K_p ;
- si el proceso es endotérmico, ¿qué influencia ejerce sobre el mismo un aumento de temperatura?;
- si el proceso es exotérmico, ¿qué influencia ejerce sobre el mismo un aumento de presión?

Rtas.: a.necesitamos conocer los estados de reactivos y productos, b.favorece la reacción, c.inhíbe la reacción

6. Ordene las siguientes reacciones según su tendencia creciente a proceder hacia la derecha:



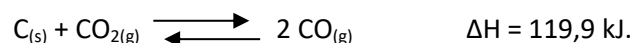
Rtas.: 1ºa, 2ºc, 3ºb

7. A 817°C el $\text{CO}_2(g)$ reacciona con carbono (s) en exceso, mediante un proceso exotérmico, formando monóxido de carbono en equilibrio. En estas condiciones, se observa que existe un 80% en volumen de CO en equilibrio y una presión total en el recipiente de 3,125 atm. Calcula:

- p. **Rta.: $K_p = 10$**
- Tres procedimientos para desplazar la reacción hacia la formación de CO.

Rtas.: a.enfriar el sistema, b. aumentar la concentración de CO_2 , c. extraer CO_2 de alguna manera del sistema a medida que se forma

8. Considera el siguiente equilibrio:

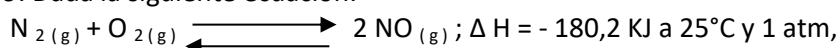


Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cómo se desplaza la reacción para restablecer el equilibrio al aumentar la cantidad de carbono?;
- ¿y al retirar monóxido de carbono;
- ¿y al disminuir la presión?;
- ¿podrá formarse monóxido de carbono espontáneamente a altas temperaturas?

Rtas.: a. hacia la derecha, b. hacia la derecha, c. hacia la derecha, d. si, porque es endotérmica

9. Dada la siguiente ecuación:



representativa de un equilibrio químico podemos decir de ella que:

- La constante de equilibrio se duplica si se duplica la presión.
- La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
- Si se aumenta la presión, disminuye el valor de la constante de equilibrio.
- Si se aumenta la temperatura, la constante de equilibrio no varía

Rtas.: a.no, b.si, c.no, d.si varía



10. La reacción entre A y B, que es de primer orden respecto a A y B, ha dado los resultados indicados en el cuadro faltando completar alguna información. A partir de la ley cinética complete el cuadro siguiente.

Experimento	velocidad en $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{L}^{-1}$	A	B
1	0.1	0.20 mol/L	0.05 mol/L
2	0.4	Rta. 0,8 mol/L	0.05 mol/L
3	0.8	0.40 mol/L	Rta. 0,2 mol/L

GUIA DE TRABAJO Nº 7: EQUILIBRIO IONICO: EQUILIBRIO ACIDO-BASE.**EXPECTATIVAS DE LOGRO:**

- Comprender los conceptos de ácidos y bases de acuerdo a las teorías de Arrhenius y de Bronsted y Lowry
- Entender la autoionización del agua y escalas de pH y pOH
- Explicar qué son los indicadores ácido-base y como funcionan
- Interpretar curvas de titulación
- Identificar electrolitos fuertes y calcular la concentración de sus iones
- Emplear las constantes de ionización de ácidos y bases monopróticos débiles
- Discutir los conceptos de solvólisis e hidrólisis
- Aplicar los conceptos de equilibrio de ácido-base a sales provenientes de ácidos fuertes y bases fuertes, ácidos débiles y bases débiles para predecir el pH de una solución
- Identificar soluciones amortiguadoras y describir su química
- Efectuar cálculos en relación con soluciones amortiguadoras y su acción
- Escribir las expresiones de constante de solubilidad
- Utilizar los valores de K_{ps} en cálculos químicos
- Identificar algunos compuestos poco solubles
- Identificar el efecto de iones comunes sobre la solubilidad de sales en mezclas de compuestos iónicos

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS:

1. Escriba 3 ejemplos de electrolitos y tres de no electrolitos.
2. Consigne los pares de ácidos y bases conjugados de Brönsted - Lowry cuando se disuelve:
 $\text{HCl} - \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{S} - \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 - \text{H}_2\text{O}$

3. Marca con una X según corresponda:

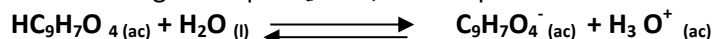
	verdadero	falso
Según Arrhenius, los ácidos liberan iones hidrógenos en agua		
Los ácidos reaccionan con metales activos como el zinc produciendo hidrógeno gaseoso.		
Las bases tienen sabor amargo si se diluyen lo suficientemente como para poder probarlo.		
Los ácidos fuertes son los que ionizan por completo en agua.		

4. Una solución de ácido acético que tiene 6,005 g/L, está disociada en 1,34%. Calcule:

- a) las concentraciones molares en equilibrio de sus iones
- b) el pH de la solución.

5. Calcule el grado de disociación de una sustancia AB teniendo en cuenta que 0,7 moles se disolvieron en 500 mL de agua y se formó 0,2 mol de A^{1+} . **Rta: 0,14 ó 14%**

6- La aspirina es un ácido orgánico que K_a de $3,27 \times 10^{-4}$ para la reacción



Si Ud. tomara dos tabletas, cada una de 0,325 g de aspirina y las disolviera en un vaso de agua de 225 mL ¿Cuál sería el pH de la solución? **Rta: 2,64**

7-Determine el pH de una solución de:

a) ácido clorhídrico 0,2 mol/L. **Rta: 0,7**

b) ácido sulfúrico 0,2 mol/L. **Rta: 0,4**

8- Calcule el pH de una solución de:

a) hidróxido de sodio al 0,3 g% mL, porcentaje de disociación 100%. **Rta. 12,88**

b) hidróxido de magnesio al 0,3 g% mL, porcentaje de disociación 100%. **Rta. 13,18**

9- a- Si el pH de una disolución de ácido clorhídrico es 2,3 ¿Cuál es la concentración de dicha disolución? **Rta. 5×10^{-3} M**

b- Si el pH de una disolución de hidróxido de sodio es 13,20 ¿Cuál es su concentración?

Rta: 0,16 M

10- Calcule el pH de las siguientes soluciones:

a- 0,5 mol/L ácido nitroso. $K_a 1 \times 10^{-4}$ **Rta: 2,15**

b- 0,4 g de ácido cianhídrico (HCN) disueltos en 50 mL de solución.
 $K_a 1 \times 10^{-10}$ **Rta: 5,26**

c- 0,15 mol/L de NH_3 . $K_b 1,8 \times 10^{-5}$ **Rta: 11,21**

d- 0,0037 mol/L de H_2CO_3 . $K_{a1} 4,3 \times 10^{-7}$ y $K_{a2} 5,6 \times 10^{-11}$. (Considere sólo su ionización a HCO_3^-).
Rta: 4,4

11-Se mezclan 300 mL de solución de ácido clorhídrico 0,1 mol/L con 500 mL de hidróxido de sodio 0,2 mol/L. Calcule el pH de la solución resultante. **Rta: 12,94**

12-Determine la concentración expresada en g % mL de una solución de hidróxido de sodio, cuyo pH es 12.
Rta: 0,04 g% mL

13- Responder:

a- ¿Qué son los indicadores ácido – base?

b- ¿Cuáles son las características esenciales de un indicador ácido – base?

c-¿Qué determina el color de un indicador ácido – base en una disolución acuosa?

14- Una solución 0,15 mol/L en HClO_4 y 0,20 mol/L en KClO_4 ¿Es una solución amortiguadora? Exprese su conclusión.

15-Trace un esquema aproximado de la curva de titulación que se espera en la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte. ¿qué determina el pH de la solución en los puntos siguientes?

a- antes de agregar la base

b- punto de semiequivalencia

c- punto de equivalencia

d- adición de exceso de base

e- compare su curva con la de la bibliografía.

2. Calcule el pH de las siguientes soluciones:
- 0,1 mol/L ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) K_a 6×10^{-5}
 - 0,4 g de ácido acético (CH_3COOH) disueltos en 100 mL de solución K_a 1.8×10^{-5}
 - 0.5 mol/L de hidróxido de amonio K_b 2×10^{-5}
3. Calcule la solubilidad del cloruro de plata:
- En agua.
 - En cloruro de sodio 0,1 mol/L
4. Determine la concentración máxima de catión férrico (Fe^{3+}) que puede existir en un agua potable pH 6.4.
5. Se dispone de una solución 0,01 mol/L de catión cinc y 0,01 mol/L de catión cúprico:
- ¿Cuál de los dos iones precipitará primero cuando se agrega ión sulfuro?
 - ¿Qué concentración de ión sulfuro como mínimo debe existir?
6. Determine la solubilidad en agua del sulfato de bario y del cromato de plata.
7. - El K_{ps} del CaF_2 ($MM = 78,1$) a 25°C , es $4,0 \cdot 10^{-11}$. ¿Cuál es su solubilidad en moles/L y en g/L?
- 8.- Experimentalmente se obtiene que el yoduro de plomo (II) se disuelve en una proporción de 6×10^{-4} moles en 0.5 L de agua a 25°C . Calcular su producto de solubilidad.
- 9.- Una disolución de un ácido monoprótico en concentración 10^{-2} M, se encuentra ionizado en un 3%. Calcular el pH de la disolución.
- 10-Consigne los pares de ácidos y bases conjugados de Brönsted - Lowry cuando se disuelve:
- | | | | |
|-----------------------------------|--|---|-----------------------------------|
| $\text{NaF} - \text{H}_2\text{O}$ | $\text{Na}_2\text{HPO}_4 - \text{H}_2\text{O}$ | $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{O}$ | $\text{KCN} - \text{H}_2\text{O}$ |
|-----------------------------------|--|---|-----------------------------------|
- 11-En la actualidad se considera que tanto el Hierro como el Manganeseo no afecta la salud humana, no obstante el agua potable debe contener bajos valores de ambos elementos por que produce el manchado de los sanitarios, teñido de ropa y depósitos en cañerías, cuando precipitan como óxidos o hidróxidos hidratados. El suministro de agua potable requiere como condición que la concentración de hierro no supere 0,3 mg/L y para el manganeseo 0,05 mg/L. Determine el pH requerido para disminuir la concentración a esos valores, por precipitación como hidróxidos.
- Si el hierro se encuentra como Fe^{2+}
 - Si el hierro se encuentra como Fe^{3+}
 - Si el manganeseo se encuentra como Mn^{2+}
 - Si el manganeseo se encuentra como Mn^{3+}
- 12- De acuerdo con el conocimiento actual para una óptima salud dental es deseable un nivel de fluoruro aproximado de 1 mg/L en el agua potable; a niveles menores, la caries dental se convierte en un problema y a niveles mayores el problema es la fluorosis (manchado de los dientes). ¿Esta concentración de fluoruro será soluble en un agua que contiene 200 mg/L de catión calcio?

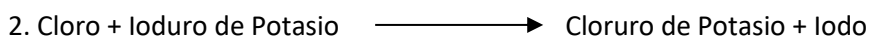
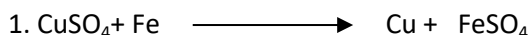
TABLA DE BRÖNSTED

FUERZA ACIDA	FUERZA ACIDA	ACIDO	BASE	FUERZA BASICA	FUERZA BASICA
↑					↓
	FUERTE Disociado 100% ac.	HClO ₄ HCl H ₂ SO ₄ HNO ₃ H₃O⁺	ClO ₄ ⁻ Cl ⁻ HSO ₄ ⁻ NO ₃ ⁻ H₂O	NO SIGNIFI- CATIVA	
	MEDIANO	HSO ₄ ⁻ H ₃ PO ₄ HF	SO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻ F ⁻	MUY DEBIL	
	DEBIL	HC ₂ H ₃ O ₂ H ₂ CO ₃ H ₂ S H ₂ PO ₄ ⁻ NH ₄ ⁺	C ₂ H ₃ O ₃ ⁻ HCO ₃ ⁻ HS ⁻ HPO ₄ ²⁻ NH ₃	DEBIL	
	MUY DEBIL	HCO ₃ ⁻ HPO ₃ ²⁻ H₂O	CO ₃ ²⁻ PO ₄ ³⁻ HO⁻	MEDIANO	
	NO SIGNIFICATIVO	HS ⁻ HO ⁻ H ₂	S ²⁻ O ²⁻ H ⁻	FUERTE Disociado 100% ac.	

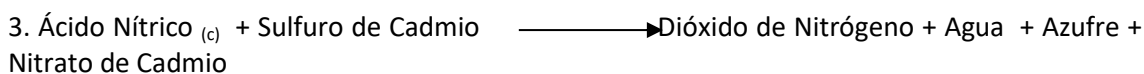
Guía de trabajo N° 8: REACCIONES REDOX

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS:

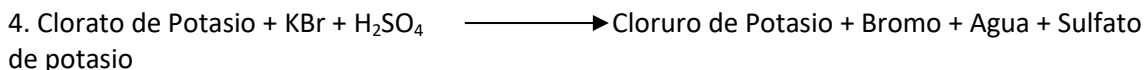
Balancear las siguientes reacciones por el método del ión-electrón, indicar las hemi-reacciones de oxidación y de reducción y en cada caso indicar el agente oxidante y el agente reductor.



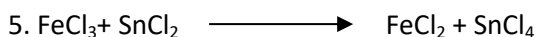
Indicar el número de moléculas de Iodo que se forman.



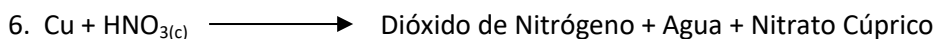
Indicar el número de moles de ácido que son necesarios para obtener un mol de sal.



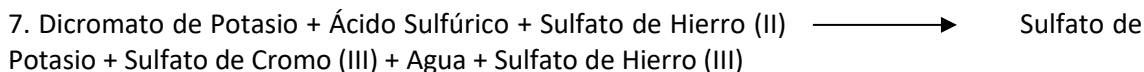
Indicar el número de moles de agua que se forman.



- Indicar el número de moles de agente reductor necesarios para que se formen 60 gramos de cloruro ferroso.
- Calcule la masa equivalente del agente reductor y del agente oxidante.

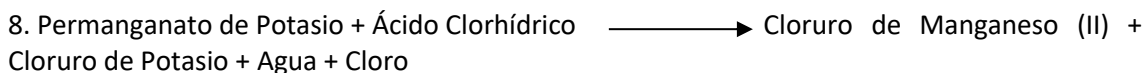


Indique el volumen de HNO_3 (MM= 63.01 g/mol; concentración= 65 % P/P; densidad= 1,4 g/mL) necesarios para reaccionar con 50 gramos de cobre.

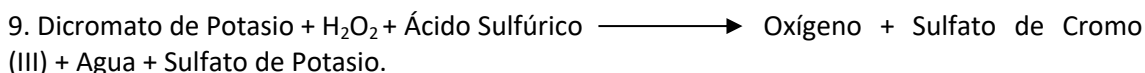


Indique la masa de dicromato de potasio necesaria para:

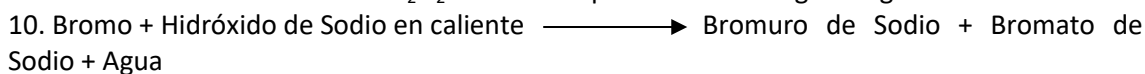
- obtener 3 moles de Sulfato de Hierro (III).
- obtener 1 mol de Sulfato Hierro (III).
- obtener 56 gramos del catión Férrico.



- Indique la masa necesaria del Agente Oxidante para producir 112 L de cloro en CNPT.
- Calcule la masa equivalente para el agente oxidante



Indicar el números de moles de H_2O_2 necesarios para reducir 100 g. del agente oxidante.



Indicar la masa de Bromato de Sodio que se produce en la reacción.

RESPUESTAS:

- 1- $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 \longrightarrow \text{Cu}^0 + \text{Fe}^{2+}$
 Cu^{2+} : Agente Oxidante; Fe^0 : Agente Reductor
- 2- Cl_2 : Agente Oxidante; I^- : Agente Reductor
Se forman $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de Iodo
- 3- HNO_3 : Agente Oxidante; S^{2-} : Agente Reductor
- 4- $\text{KClO}_3 + 6 \text{KBr} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{KCl} + 3 \text{Br}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{K}_2\text{SO}_4$
Se forman 3 moles de agua
- 5- Fe^{3+} : Agente Oxidante; Sn^{2+} : Agente reductor
Se necesitan 0,23 moles de Agente Reductor para obtener 60g de Cloruro ferroso
- 6- Cu^0 : Agente Reductor; HNO_3 : Agente Oxidante; Volumen de HNO_3 : 218,05ml
- 7- a- 294g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
b- 98g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
c- 49g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 8- $2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{MnCl}_2 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Cl}_2$
Se necesitan 316g de KMnO_4
- 9- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 3 \text{O}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: Agente Oxidante; H_2O_2 : Agente Reductor; Se necesitan 1,02 moles de H_2O_2
- 10- $6 \text{Br}_2 + 12 \text{NaOH} \longrightarrow 10 \text{NaBr} + 2 \text{NaBrO}_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$
Se producen 302g de NaBrO_3

Guía de trabajo Nº 9: ELECTROQUÍMICA.

EXPECTATIVAS DE LOGRO

- Usar correctamente la terminología de la electroquímica.
- Diferenciar las semi reacciones de oxidación – reducción y reconocer en qué electrodo ocurre cada una.
- Usar las leyes de Faraday de la electrólisis para los cálculos correspondientes
- Describir y dibujar celdas voltaicas y celdas electrolíticas.
- Usar los potenciales normales de electrodo para predecir la espontaneidad de la reacción.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS PROPUESTOS:

1. Determine la masa que se reduce por mol de electrones, de la sustancias o iones, para las reacciones indicadas en el cuadro:

REACCION	MASA
a- $\text{Zn}^{2+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	
b- $2\text{H}^{+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{H}_{2(g)}$	
c- $\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(ac)}$	
d- $\text{Al}^{3+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Al}_{(s)}$	
e- $\text{O}_{2(g)} + 4 \text{H}^{+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	

Rtas.: a) 32,65 g; b) 1 g; c) 56 g; d) 9 g; e) 8 g

2. Determine la masa de la sustancia reducida de acuerdo con la cantidad de corriente que circula:

REACCION	CANTIDAD DE CORRIENTE	MASA REDUCIDA
a- $\text{Mg}^{2+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Mg}_{(s)}$	4,7 F	
b- $\text{Al}^{3+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Al}_{(s)}$	120 F	
c- $\text{Hg}^{2+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Hg}_{(l)}$	$7 \times 10^2 \text{ coul}$	

Rtas.: a) 56.4 g; b) 1080 g; c) 0,73 g

3. Determine la corriente que circula cuando se reduce la masa indicada en el cuadro:

REACCION	MASA REDUCIDA	CANTIDAD DE CORRIENTE
a- $\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	350 g de Cu	
b- $\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	1500 kg de Fe	
c- $\text{Ag}^{+}_{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} e^{-} \text{-----} \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	10 toneladas de Ag	

Rtas.: a) 11,02 F; b) $8,04 \cdot 10^4 \text{ F}$; c) $9,26 \cdot 10^4 \text{ F}$

4. Indique el potencial estándar de reducción, en solución acuosa a 25 °C

REACCION DE REDUCCION	POTENCIAL
a- $\text{Ba}^{2+}_{(ac)} + \text{---} e^- \text{---} \rightarrow \text{Ba}_{(s)}$	
b- $\text{SO}_4^{2-}_{(ac)} + 4\text{H}^+ + \text{---} e^- \text{---} \rightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	
c- $\text{PbO}_{2(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}^+ + \text{---} e^- \text{---} \rightarrow \text{PbSO}_{4(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}$	

Rtas.: a) 2,90 v ; b) 0,20; c) 1,685 v

5. Indique si las reacciones de oxido reducción del cuadro ocurren espontáneamente en el sentido que se las ha escrito. Justifique su respuesta. (Considere condiciones estándar de trabajo)

REACCION	SI	NO
a- $\text{Zn} + 2\text{HCl} \text{---} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 (\text{g})$		
b- $\text{Cu} + 2\text{HCl} \text{---} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2 (\text{g})$		
c- $1/2 \text{O}_2 + 2\text{HCl} + 2\text{Ag} \text{---} \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{H}_2\text{O}$		
d- $5\text{Cl}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 \text{---} \rightarrow 10 \text{KCl} + 2\text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4$		
e- $2\text{KI} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \text{---} \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 4\text{KHO}$		

Rtas.: a-si; b-no; c-si, d-no, e-no

6-Cuando circula 1 Faraday de electricidad en una pila de $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} (1 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) / \text{Cu}$
(Marcar con "X" cuando la respuesta sea Verdadera o Falsa e indique en qué electrodo) y justifique su respuesta.

- a) Se depositan 63,5 g de Zn
- b) Circulan $\frac{1}{2}$ mol de electrones
- c) Se disuelven 65,3 g de Zn
- d) Se depositan 63,5 g de Cu
- e) Se depositan 63,5 / 2 g de Cu
- f) Se depositan 65,3 / 2 g de Zn
- g) Se disuelven 65,3 / 2 g de Zn
- h) Se disuelven 65,3 / 2 g de Cu
- i) Se deposita un mol de Zn
- j) Se deposita una masa equivalente de Cu
- k) Se produce la oxidación
- l) Circulan $6,02 \cdot 10^{23}$ electrones
- m) Circulan $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ electrones

Verdadero	Falso	Electrodo

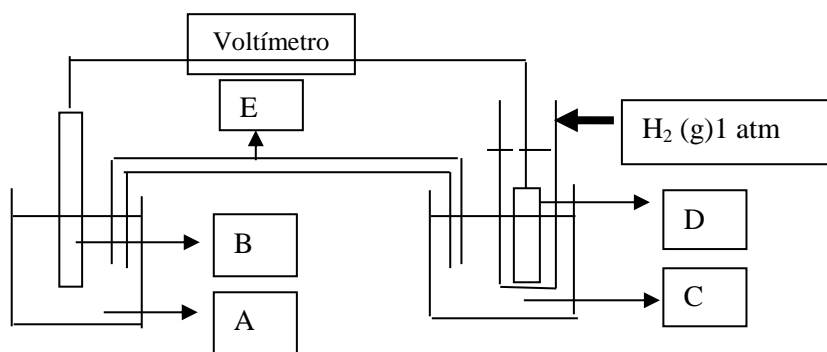
Rtas.: a- F; b- F; c- F; d-F ; e-V Cátodo ; f-F ; g-V Anodo ; h-F ; i-F ; j- V Cátodo; k-V Anodo ; l-V; m-F

7-Se tiene una pila formada por un electrodo de Al y otro de Cd en solución 1 mol / L de cationes Al y Cd. Determine:

- Cuál es el ánodo.
- Cuál es el cátodo.
- Cuál es la reacción de oxidación.
- Cuál es la reacción de reducción.
- Si el Al modifica su peso en 0,250 g durante un cierto período de funcionamiento de la pila. ¿Cuánto modificará su peso el Cd? .
- Si circula 4,2 F de electricidad ¿Cuánto Cd y Al se disuelve o se deposita según corresponda?
- Si el Cd varió su peso en 0,300 g ¿Qué cantidad de electrones circuló?
- ¿Cuál es el potencial de la pila en condiciones estándar?.

Rtas.: e) 1,56g de Cd; f) 236,4g de Cd y 37,8g de Al; g) $3,21 \cdot 10^{21}$ electrones; h) 1,257V

8.-El siguiente esquema corresponde a la pila que permite determinar el potencial estándar de reducción del Cinc. Zn^{2+}/Zn $E^\circ_r = -0,76$ V. Indique:



- a) ¿Cuáles son las especies que deben estar presentes en las soluciones A y C?

Solución A	
Solución C	

- b) ¿De que metal están constituidas las barras B y D?

Barra B	
Barra D	

- c) ¿Qué función tiene el puente salino E, y de que está formado?

- d) ¿Cuál es la reacción catódica y cuál la anódica?

Reacción en el cátodo	
Reacción en el ánodo	

- e) ¿Qué pH debe tener la solución C?

PH	
----	--

- f) Si el electrodo de cinc varía su masa en 65,38 g que volumen de $\text{H}_2(\text{g})$ CNPT reacciona en el otro electrodo.

Volumen de H_2	
-------------------------	--

9.-Se construye una pila formada por un electrodo de Hierro (s) en solución de cloruro ferroso (1mol/L) y un electrodo de aluminio en solución de cloruro de aluminio (1mol/L).

$$E^{\circ} \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$$

$$E^{\circ} \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,66$$

a) Realice el esquema de la pila indicando el cátodo y el ánodo.

Esquema

b) Indique la ecuación catódica y anódica

Cátodo

Ánodo

c) Potencial de la pila

Resolución

Si uno de los electrodos metálicos disminuyó su masa en 450 g, ¿cuánto aumentó la masa del otro electrodo?

aumento de masa

Rta. 1400 g

Resolución

d) Si circuló una cantidad de corriente de 7 Faraday, ¿qué masa de aluminio intervino en la reacción?

Masa de aluminio:

Rta. 63 g

Resolución

10.- Considere la electrólisis de bromuro de potasio fundido con electrodos inertes. Al hacer circular la corriente se realizan las siguientes observaciones:

Se producen burbujas de gas bromo, color pardo rojizo en uno de los electrodos.

Se produce potasio metálico fundido de color gris plateado en el otro electrodo.

$E^\circ K^+ / K = -2,927 \text{ V}$	$E^\circ Br_2 / Br^- = 1,1 \text{ V}$
$F = 96.487 \text{ C/mol e}$	$1A = 1C/ s$

Indique:

a- Reacción en el cátodo y en el ánodo

Cátodo	
Ánodo	

b-Potencial mínimo a aplicar en la cuba electrolítica para producir la reacción en condiciones estándar

Potencial	Rta. 4,027 V
Resolución	

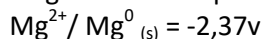
c-Masa de potasio depositado cuando circuló una corriente de 1,12 Amperes durante 2,40 horas.

Masa de K	Rta. 3,91 g
Resolución	

11 -a) Los sólidos como el KBr y el $NaNO_3$ no conducen la corriente eléctrica a pesar de ser iónicos.

¿Por qué?

b) El Mg metálico no puede obtenerse por electrólisis de $MgCl_2$ acuoso ¿Por qué?



12- Escribir las reacciones anódicas y catódicas de la electrólisis de las siguientes sales en solución

acuosa y con electrodos inertes:

a) AgCl b) KBr c) $CuSO_4$ d) $NaNO_3$

13.-Dados los siguientes $E^{\circ}_{\text{reducción}}$ de los siguientes electrodos para construir pilas:



Es posible afirmar que, en condiciones normales electroquímicas:

	V	F
En una pila Zn/Cu el electrodo de cobre es el ánodo.		
El mayor E°_{pila} corresponde a la pila Zn/Fe.		
Conectado con cualquiera de los otros metales la plata se oxida.		
Cuando se oxidan 65 g de Zn se reducen 108 g de Ag^{+} .		
Cuando se reducen 100 g de H^{+} se oxidan 3,25 kg de Zn		
Cuando circulan 5F de electricidad en la pila Zn/Cu, se disuelven 163,75 g de Zn en el ánodo		
El hierro, en este caso, siempre es cátodo.		

14.-Determine la masa de magnesio metálico que puede obtenerse del cloruro de magnesio fundido, utilizando una corriente de 7,30 A durante 2 horas. ¿Qué volumen de cloro a 25°C y 1atm se producirán y en cuál de los electrodos?

Rta. 6,53 g de magnesio.

15. El dióxido de manganeso reacciona con ácido clorhídrico diluido formando cloruro manganoso y cloro molecular. Calcule las cantidades estequiométricas de los reactivos que son necesarias para obtener 10 litros de cloro gaseoso medidos a 20 °C y 760 mm de Hg.

Rta. 0,416 moles de cloro

Rta. 36,19 g de MnO_2

Rta. 60,73 g de HCl