

Química I. Segundo cuatrimestre de 2009. Comisión E

Docente a cargo: María Silvana Fornasari

<http://www.materias.unq.edu.ar>

Régimen del curso

El curso consiste de clases teóricas y de seminario no obligatorias y laboratorios obligatorios.

Para aprobar el curso es necesario:

- Aprobar las evaluaciones parciales de cada uno de los temas del programa y la evaluación de laboratorio con un mínimo de 6 puntos y un promedio mínimo de 7 puntos, o,
- aprobar las evaluaciones parciales de cada uno de los temas del programa con un puntaje de 4 o más puntos, evaluación de laboratorio y un examen integrador (también con 4 o más puntos). Este examen integrador se rinde al final del cuatrimestre en una única fecha. De no aprobar o no poder presentarse a este examen integrador podrán presentarse a una nueva instancia de evaluación que tendrá lugar dentro del cuatrimestre inmediatamente posterior al del curso y en fecha a determinar por las autoridades de la Universidad.

Se dispondrá de dos fechas para rendir cada uno de los temas del programa tal como se muestra en el cronograma. Al final del cuatrimestre existen dos fechas de recuperación con los temas distribuidos según se muestra en el cronograma. Todos los temas del programa están incluidos en las evaluaciones parciales y en el examen integrador.

Química I

Contenidos mínimos

Teoría atómica y molecular de la materia. Propiedades generales de los elementos. Metales y no metales. Uniones químicas. Estados de agregación de la materia. Leyes de los gases. Soluciones. Estequiometría. Conceptos básicos de equilibrio químico, cinética y termoquímica.

Programa

Medidas y Unidades

El sistema métrico. Prefijos para las unidades. Unidades derivadas. Conversión de unidades. Análisis dimensional.

Incertidumbre en las mediciones. Exactitud y precisión. Notación científica. Cifras significativas.

Átomos

Teoría atómica de la materia. Estructura atómica: partículas subatómicas; masa, tamaño y carga. Número atómico y másico.

Estructura electrónica de los átomos. Espectros atómicos y niveles de energía. El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno. Limitaciones del modelo atómico de Bohr. El principio de incertidumbre. Orbitales atómicos. Número cuánticos. Átomos polielectrónicos. El principio de exclusión de Pauli. Configuración electrónica de átomos e iones.

Propiedades periódicas de los elementos

Tabla periódica. Estructura electrónica y tabla periódica. Iones. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Radios atómicos e iónicos. Carácter metálico y no-metálico. Predicción de propiedades periódicas.

Metales y compuestos iónicos

Enlace metálico. Teoría de bandas. Conductores metálicos, semiconductores y superconductores. Aleaciones intersticiales y de sustitución. Propiedades de los metales.

Enlace iónico. Fuerzas coulombicas. Energía de red. Propiedades de los compuestos iónicos.

Moléculas

Enlace covalente. Electronegatividad y polaridad de los enlaces. Longitud y fuerza de los enlaces.

Estructuras de Lewis. La regla del octeto. Excepciones a la regla del octeto. Resonancia. Enlaces múltiples y pares electrónicos libres.

Cargas parciales. Números de oxidación. Estructura molecular. Polaridad de las moléculas.

Interacciones no covalentes

Interacciones entre moléculas. Atracciones dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido. Fuerzas de London. Puentes de hidrógeno. Repulsión entre moléculas: radio de van der Waals. Magnitud de las diferentes fuerzas de interacción entre moléculas.

Nomenclatura

Oxidos, ácidos y bases. Sales. Nombre de los iones. Nombre de compuestos covalentes simples.

Cantidades en química

Masa de un átomo, masa de una molécula. Masas relativas, la unidad de masa atómica. Número de Avogadro y mol. Conversión entre número de átomos y moles. La masa molar. Relación entre masas molares y fórmulas empíricas, mínimas y moleculares.

Gases

Propiedades a nivel macroscópico y microscópico. Presión, unidades. Leyes fenomenológicas: ley de Boyle, ley de Gay-Lussac y principio de Avogadro. El gas ideal y la ecuación general de los gases ideales. Mezclas de gases, ley de Dalton. Teoría cinética molecular. Difusión y efusión. Gases reales. Ecuación de van der Waals.

Líquidos y sólidos

Propiedades de los líquidos, nivel macroscópico y microscópico. Viscosidad y tensión superficial. Sólidos amorfos y cristalinos. Clasificación de los sólidos cristalinos de acuerdo a la naturaleza de sus enlaces: metálicos, iónicos, de redes y moleculares. Ejemplos y propiedades.

Transformaciones físicas

Definición.

Cambios de fase. Presión de vapor. Diagrama de fases para sistemas de un componente.

Disoluciones. Descripción macroscópica y microscópica. Interacciones involucradas. Solubilidad.

Composición de las soluciones

Unidades de concentración: % p/p, % p/v, % v/v, ppm, molaridad, molalidad, fracción molar. Conversión entre unidades de concentración. Dilución.

Transformaciones químicas

Definición. Descripción macroscópica y microscópica.

Representación mediante ecuaciones.

Balaceo de ecuaciones. Estequiometría. Rendimiento de reacción. Reactivo limitante. Cálculos incluyendo gases y soluciones.

Reacciones ácido-base. Reacciones con transferencia de electrones. Peso equivalente y normalidad.

Termoquímica

Sistema y entorno. Propiedades intensivas y extensivas. Definiciones de energía interna, calor y trabajo.

Unidades.

Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Cambios de entalpía en transformaciones físicas y químicas.

Cinética química

Transformación de los reactivos en el tiempo. Definición de la velocidad de reacción. Gráficos de concentración versus tiempo. Determinación gráfica de la velocidad instantánea.

Ley de velocidad. Orden de reacción. Reacciones elementales y complejas. Efecto de la temperatura en la velocidad de reacción. Catalizadores.

Equilibrio

Estado de equilibrio de un sistema. Equilibrio térmico, mecánico y material. Descripción macroscópica y microscópica.

Equilibrio químico. La constante de equilibrio: K_c , K_p y K . Relación con la cinética de la reacción.

Equilibrios heterogéneos.

Influencia del agregado o remoción de reactivos o productos sobre el sistema en equilibrio. Efecto de la temperatura.

Bibliografía

- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Química, la ciencia central.
- Atkins, P., Química general.
- Reboirás, Química, la ciencia básica.
- Chang, R., Química.
- Pauling, L., Química.
- Mahan, B., Química, curso universitario.

Química I. Segundo cuatrimestre 2009.

Comisión E

Martes 15 a 17 horas

Jueves 14 a 17 horas

Cronograma

Fecha	Tema
27 de agosto	Clase de introducción
1 de septiembre	2. Átomos
3	Átomos
8	3. Propiedades periódicas
10	Propiedades periódicas
15	4. Compuestos iónicos y metales
17	Compuestos iónicos y metales
22	5. Moléculas
24	Moléculas
29	Moléculas
1 de octubre	6. Fuerzas intermoleculares
6	8. Cantidades en química
8	Cantidades en química
13	9. Gases
15	Gases
20	10. Líquidos y sólidos
22	11. Transformaciones físicas
27	Transformaciones físicas
5 de noviembre	Parcial Temas 2 al 11 inclusive y Nomenclatura

Fecha	Tema
29 de octubre	12. Composición de las soluciones
3 de noviembre	Composición de las soluciones
10	Composición de las soluciones
12	13. Transformaciones químicas
17	Transformaciones químicas
19	Transformaciones químicas (ácido base y rédox)
24	14. Termoquímica
26	Termoquímica
1 de diciembre	15. Cinética química
3	Cinética química
10	16. Equilibrio químico
15	Equilibrio químico
17 de diciembre	<i>Parcial temas 12 al 16 inclusive, laboratorio y nomenclatura</i>
22	Recuperación Temas 2 al 11 inclusive
29	Recuperación Temas 12 al 16 inclusive, laboratorio y nomenclatura.
29	<i>Evaluación de integración</i>

1 Medidas y Unidades

Conceptos importantes

El sistema métrico. Prefijos para las unidades. Unidades derivadas. Conversión de unidades. Análisis dimensional.

Incertidumbre en las mediciones. Exactitud y precisión. Notación científica. Cifras significativas.

Ejercicios

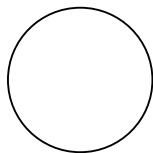
- 1) ¿Cuáles son las unidades en los sistemas CGS y SI (MKS) para las siguientes magnitudes? a) Fuerza; b) Área; c) Volumen; d) Presión; e) Densidad; f) Peso; g) Trabajo y energía.
- 2) Utilice el prefijo adecuado para sustituir la potencia decimal en cada uno de los siguientes valores: a) $3,4 \cdot 10^{-12}$ m; b) $4,8 \cdot 10^{-3}$ ml; c) $7,23 \cdot 10^3$ g; d) $2,35 \cdot 10^{-6}$ m³; e) $4,8 \cdot 10^{-9}$ s; f) $3,45 \cdot 10^{-3}$ mol; g) $9,1 \cdot 10^{10}$ m.
- 3) Convierta cada uno de los siguientes valores en su unidad SI: a) 1,2 kg/dl; b) 39,7 pm; c) 10,07 μ s; d) 83,645 mg; e) 150 km; f) 320 mmol.
- 4) Realice las siguientes conversiones: a) 32,2 mm a μ m; b) 49,7 g/ml a Kg/dl; c) $32,4 \cdot 10^{-12}$ m a pm; d) $4,5 \cdot 10^8$ pm³ a m³.
- 5) Realice las siguientes conversiones: a) 25,4 K a °C; b) -40 °C a K.
- 6) Complete la siguiente tabla:

Notación decimal	Notación científica	Número de cifras significativas
0,751		
0,00751		
0,07051		
0,750100		
7501		
7500		
7500,00		

- 7) Indique el número de cifras significativas en cada una de las siguientes medidas: a) 3,141 cm; b) -120°C; c) 0,002004 l; d) 3490400 ps; e) $6,000 \cdot 10^{-3}$ km
- 8) Redondee cada uno de los siguientes números a tres cifras significativas: a) 12345670; b) 2,35500; c) 456500; d) $3,218 \cdot 10^3$; e) 0,0006557030.
- 9) Realice las siguientes operaciones y exprese el resultado con el número correcto de cifras significativas:
 - a) $341,55 - 6104/22,3 =$
 - b) $1,23056 + 67,809 =$
 - c) $890,05 \times 12,3 =$
- 10) ¿Qué longitud está indicada por la flecha?



11) Con la ayuda de una regla determine el diámetro del siguiente círculo con 2 cifras significativas:



Con la medida obtenida calcule el radio ($\text{radio} = \text{diámetro}/2$) y exprese el resultado con el número correcto de cifras significativas.

12) La masa de una muestra de un metal fue determinada por triplicado por dos personas distintas. Los resultados para la primera persona fueron: 7,84 g, 7,85 g y 7,83 g. Para la segunda: 7,83 g, 7,92 g y 7,93 g. ¿Qué conjunto de medidas es más preciso? ¿Qué información adicional se requiere para poder evaluar la exactitud de las mediciones?

Bibliografía:

- Chang, R.: Química.
- Martínez, J.M., Igea, A. E. y Scian, A. N.: Nociones elementales de Química Universitaria, edición por los autores (1985).

2 Átomos

Conceptos importantes

- Átomos e iones
- Constituyentes del átomo: protones, neutrones y electrones.
- Fotones. Energía de un fotón.
- Espectros de absorción y emisión de los átomos.
- Número atómico, número másico. Isótopos.
- Principio de incertidumbre
- Números cuánticos
- Configuración electrónica

Preguntas

- 1) ¿Es posible que dos átomos de un mismo elemento tengan diferente número de protones? Justifique.
- 2) ¿Es posible que dos átomos de un mismo elemento tengan diferente masa? Justifique.
- 3) Escribe la relación entre la energía de un fotón y: a) la frecuencia de la radiación electromagnética asociada; b) el número de ondas de la radiación electromagnética asociada.
- 4) ¿Cómo se explica en la teoría de Bohr la aparición de picos en los espectros de emisión de los átomos?
- 5) ¿Cuáles son las limitaciones de la teoría de Bohr?
- 6) ¿Qué propiedades son características de una onda? ¿Y de una partícula?
- 7) ¿Cuáles son las limitaciones impuestas por el principio de incertidumbre a la determinación simultánea de la posición y la velocidad de una partícula?
- 8) ¿Una pelotita de tenis tiene una onda asociada? ¿En la experiencia cotidiana se perciben sus propiedades ondulatorias?
- 9) Indica cuáles son los números cuánticos que caracterizan el estado de un electrón en el átomo de hidrógeno y qué valores posibles tienen.
- 10) ¿Cuál o cuáles de los números cuánticos determinan la energía de un electrón en el átomo de hidrógeno? ¿Y en un átomo polielectrónico?
- 11) ¿Qué es un orbital atómico? ¿Cuáles son las formas de los orbitales *s*, *p* y *d*?

Problemas

Problema 1

Llene los espacios vacíos en el siguiente cuadro:

Símbolo	${}^{19}_9F$	${}^{210}_{80}Hg^+$			
Protones	9		11		17
Neutrones			12	30	20
Electrones		79		23	18
Carga neta	0	1+	0	2+	

Problema 2

Considere los siguientes niveles de energía de un átomo hipotético:

Nivel	Energía
E_4	$-1.0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
E_3	$-5.0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
E_2	$-10 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
E_1	$-15 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

- ¿Cuál es la longitud de onda del fotón que se necesitaría para excitar un electrón desde E_1 hasta E_4 ?
- ¿Cuál es la longitud de onda que se emite cuando un electrón decae desde E_3 a E_1 ?
- ¿Cuál es la mínima energía que debe tener un fotón para ionizar el átomo si el nivel de energía ocupado más alto es E_2 ?

Problema 3

- Calcula la frecuencia y la longitud de onda del fotón emitido cuando un electrón de un átomo de hidrógeno sufre una transición del nivel $n = 4$ a $n = 2$.
- Un electrón con número cuántico principal n_i en un átomo de hidrógeno, sufre una transición al nivel con número cuántico principal $n = 2$, emitiendo un fotón de 434 nm. Calcule n_i .

Problema 4

- Un electrón en cierto átomo está en un estado caracterizado por un valor de $n = 3$. Indica los posibles valores para los números cuánticos l y m_l de este electrón.
- Indica los números cuánticos correspondientes a los siguientes orbitales: 2p, 3s, 5d y 4f.

Problema 5

¿Cuál es el número máximo de electrones que se pueden encontrar en cada uno de los siguientes sub-niveles? 3s, 3d, 4p, 4f y 5f.

Problema 6

¿Cuál es la longitud de onda de la radiación asociada a la transición electrónica desde $n=4$ a $n=2$ en el Li^{+2} ? ¿La energía asociada a esta transición es mayor o menor que para la transición, entre los mismos valores de n iniciales y finales, en el átomo de hidrógeno?

Problema 7

- a) Para cada uno de los siguientes pares de orbitales de un átomo de hidrógeno indica cuál es el de mayor energía: i) 1s, 2s; ii) 2p, 3p; iii) 3s, 3d; iv) 5s, 4f.
- b) Para los mismos pares de orbitales del ejercicio anterior, indica cual sería el de mayor energía si se tratara de un átomo polielectrónico.

Problema 8

¿Cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son inaceptables? Explique sus respuestas: a) (1, 0, $\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$); b) (3, 0, 0, $\frac{1}{2}$); c) (2, 2, 1, $\frac{1}{2}$); d) (4, 3, -2, $\frac{1}{2}$); e) (3, 2, 1, 1)

Problema 9

- a) Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos en su estado fundamental: B, V, Ni, As, I.
- b) ¿Cuál de las siguientes especies tiene mayor número de electrones desapareados? S, S^+ , S^- .

Problema 10

El número atómico de un elemento es 73. ¿Son los átomos de este elemento diamagnéticos o paramagnéticos?

Problema 11

El Si (silicio) natural está constituido por los siguientes isótopos: Si^{28} , Si^{29} y Si^{30} , cuyas abundancias relativas son respectivamente: 92,2 %, 4,78 % y 3,09%. Calcula la masa atómica promedio del Si.

Bibliografía

- "Química, la ciencia central" 5^a ed.; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana (1991).
- "Química" 4^a ed.; Chang, R; Mc Graw Hill (1992).

3 PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Conceptos importantes

- Clasificación periódica de los elementos. Grupos y períodos.
- Variaciones periódicas en grupos y períodos de las propiedades físicas.
- Carga nuclear efectiva.
- Radio atómico y radio iónico.
- Energía de ionización y afinidad electrónica.
- Variación de las propiedades químicas en grupos y períodos.
- Carácter metálico y carácter no metálico
- Reactividad de elementos alcalinos, alcalinotérreos, halógenos, hidrógeno y oxígeno

Preguntas

- 1) a) Escribe los símbolos de los elementos del segundo período y los del grupo IIA (segundo grupo representativo). b) Escribe los símbolos del elemento de transición y de transición interna más livianos.
- 2) ¿Cuál es la característica de la configuración electrónica de los iones estables derivados de los elementos representativos?
- 3) ¿En qué estado de agregación debe encontrarse un elemento cuando se quiere medir su energía de ionización? ¿Por qué?
- 4) ¿Considerando los valores de afinidades electrónicas de los metales alcalinos, es posible que estos metales formen un anión M^- , donde M representa al metal alcalino?
- 5) ¿Cuál es el rasgo distintivo de la configuración electrónica de:
 - a) Elementos del grupo IIA.
 - b) Halógenos.
 - c) Gases nobles.
- 6) ¿En qué lugar de la tabla periódica esperas encontrar a elementos que tengan alto carácter metálico? ¿Y a elementos con carácter no metálico?
- 7) ¿La energía de ionización es intensiva o extensiva? Propone un ejemplo como parte de tu respuesta.

Problemas

1. Sin usar la tabla periódica escribe la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son los siguientes: a) 9, b) 20, c) 26, d) 32. ¿A qué grupo y período pertenece cada elemento?
2. ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí? C, Cl^- , Mn^{+2} , B^- , Ar, Zn, Fe^{+3} , Ge^{+2} .
3. Las especies X^{-1} y Y^{+3} son isoelectrónicas. Si X está en el segundo período y en el grupo VIIA, ¿en qué lugar de la tabla está ubicado Y? Compara los radios atómicos de X e Y.
4. Dos elementos A y B tienen igual número másico. El primero da iones con dos cargas negativas y el segundo tiene $Z = 17$.

- a) ¿A qué grupo y período pertenecen A y B? Un átomo de A tiene 16 neutrones
 - b) ¿Cuáles son los símbolos nucleares de A y B?
 - c) ¿Cuántos electrones totales contendrán los iones estables de A y B?
5. Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. La energía de primera ionización de uno es 2080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigna cada valor de energía de ionización a cada una de las configuraciones propuestas. Justifica tu respuesta.
 6. Compara los elementos sodio y magnesio de acuerdo a las propiedades siguientes: configuración electrónica, carga iónica más común, energía de primera ionización, reactividad. Explica las diferencias.
 7. Considerando las propiedades químicas de los metales alcalinos, predice algunas de las propiedades químicas del francio.
 8. ¿Cuál de los siguientes óxidos es básico: MgO o SO_3 ? ¿Por qué?
 9. ¿Cuál de los siguientes metales reaccionará más violentamente con oxígeno o vapor de agua de la atmósfera: Be, Ca, Ba?
 10. ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenecerá un elemento X si al combinarse con Ca forma el compuesto iónico CaX ?
 11. Para cada uno de los siguientes pares indique la especie de mayor radio: a) Mg y Mg^{++} , b) F y F^- , c) Mg^{++} y F^-
 12. Un átomo de flúor tiene menor tamaño que un átomo de oxígeno. Una explicación posible es que, al compararlo con el oxígeno, el flúor tiene:
 - a) Mayor número másico.
 - b) Mayor número atómico.
 - c) Mayor carga nuclear efectiva.
 - d) Menor cantidad de electrones desapareados.
 13. ¿Cuántos electrones debe ganar o perder cada una de las siguientes especies para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo en la Tabla Periódica?
 - a) Ion cloruro
 - b) Átomo de potasio
 - c) Átomo de azufre.
 - d) Ca^{+2}
 14. Tres partículas tienen la misma configuración electrónica. Una es el ion estable de un metal alcalino, la otra es un anión del tercer período y la tercera es un átomo neutro. ¿Se puede establecer cuáles son estas especies?

Bibliografía

- "Química, la ciencia central" 5^{ta} ED. o posteriores; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana.
- "Química" Chang, R; Mc Graw Hill.

4 METALES Y COMPUESTOS IÓNICOS

Conceptos importantes

- Compuestos iónicos: fuerzas coulómbicas y energía de red.
- Propiedades de los compuestos iónicos.
- Enlace metálico. Teoría de bandas.
- Conductores, semiconductores y superconductores.
- Aleaciones: tipos y propiedades.

Preguntas

1. El cloruro de sodio (sal de mesa) es un compuesto iónico. Su fórmula química es NaCl. ¿Significa esto que la sal de mesa está compuesta por moléculas formadas por un átomo de Na y uno de Cl?
2. El Na es una sustancia muy maleable mientras que el NaCl no lo es. Explica esta diferencia.
3. Predice la fórmula química del compuesto iónico formado por: a) Ca y F; b) Na y S; c) Li y N. Representa sus estructuras de Lewis.
4. Ordena los siguientes compuestos iónicos según valores crecientes de su energía de red: a) NaF; b) CsI; c) CaO.
5. La fórmula del óxido de sodio es Na₂O. Predice las formulas de:
a) Óxido de potasio
b) Sulfuro de sodio
6. Propone un compuesto iónico que tenga una energía de red con valor absoluto significativamente mayor que el LiBr.
7. Explica la diferencia entre conducción electrónica e iónica.
8. Describe las características de una aleación intersticial y de una de sustitución. Compara sus propiedades respecto de las del metal hospedador.
9. Explica la diferencia entre un material aislante y un conductor metálico.
10. ¿Qué material esperarías que sea mejor conductor de la electricidad, el Ge o el Ge dopado con As?
11. Indica si los siguientes materiales son semiconductores de tipo n o tipo p; a) Si dopado con P; b) Si dopado con In; c) Ge dopado con Sb.
12. Una aleación de Sn en Pb es usada como soldador en circuitos eléctricos. ¿Es esta una aleación intersticial o de sustitución? ¿Cómo esperas que sea el punto de fusión de esta aleación respecto del Pb puro?

Bibliografía

- "Química, la ciencia central" 5^{ta} ED. o posteriores; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana.
- "Química" Chang, R; Mc Graw Hill.
- Principios de química: Los caminos del descubrimiento. Atkins, P.; Jones, L. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006.

5 MOLÉCULAS

Conceptos importantes

- Enlace covalente.
- Símbolos de Lewis. Estructuras de Lewis
- Resonancia.
- Energía, fuerza y longitud de enlace.
- Electronegatividad. Polaridad de enlace.
- Geometría molecular. Polaridad de las moléculas

Preguntas

1. ¿Qué son los electrones de valencia de un átomo? ¿Cuáles son los electrones de valencia de los elementos de los grupos 1A al 7A?
2. Define electronegatividad.
3. La electronegatividad de un elemento se relaciona con su potencial de ionización y su afinidad electrónica. Utilizando estas relaciones localiza las zonas de la tabla periódica donde se ubican los elementos más y menos electronegativos.
4. Enuncia la regla del octeto y su forma más general. ¿Qué tipo de excepciones se presentan a esta regla?
5. ¿Es siempre posible describir el enlace de una sustancia mediante una sola estructura de Lewis? Propone ejemplos.
6. ¿En qué situación se recurre al cálculo de cargas formales?
7. ¿Una mayor energía de enlace indica una mayor o una menor tendencia a reaccionar? Justifique la respuesta. Analiza y discute la respuesta considerando los valores de energía de enlace de por lo menos 3 ejemplos extraídos de la bibliografía.
8. ¿Cómo se relaciona la energía de enlace con la longitud y la fuerza del enlace?
9. Explica por qué una molécula puede ser no polar teniendo enlaces polares.

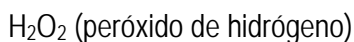
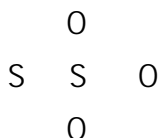
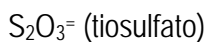
Problemas

- 1) Dado el siguiente esquema de la Tabla Periódica indica si las proposiciones enunciadas son verdaderas o falsas. Para ello, utiliza tus conocimientos sobre las propiedades periódicas. Nota que las letras utilizadas para denotar los elementos no se corresponden con sus verdaderos símbolos químicos.

	I	II											III	IV	V	VI	VII	0	
1																			
2	A	B												U		J			
3	X													H		K	M		
4	E															N			
5																			
6																			
7																			

- N y E dan un compuesto covalente.
 - La fórmula del compuesto que forman U y K es UK_2 .
 - La molécula M_2 no tiene existencia real.
 - La estructura de Lewis para el compuesto BM_2 revela que se trata de una excepción a la regla del octeto.
 - El enlace entre M y K es más polar que el enlace entre M y H.
 - El elemento J puede expandir su octeto para formar compuestos JM_6 .
 - K puede formar con J los compuestos KJ_2 y KJ_3 .
 - Si el enlace entre M y X es iónico entonces el enlace entre M y E seguramente será iónico.
 - Si el enlace entre M y X es iónico entonces el enlace entre M y A seguramente será iónico.
 - Si el enlace entre M y X es iónico, entonces el enlace entre M y cualquier elemento alcalino es iónico.
- 2) Representa las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias: CO_2 ; SO_3 ; HNO_3 ; $CaSO_4$; C_2H_6 ; C_2H_2 ; O_3 . En caso de emplear estructuras resonantes explica con qué criterios fueron elegidas.

- 3) Representa las estructuras de Lewis de los siguientes especies utilizando la distribución proporcionada:

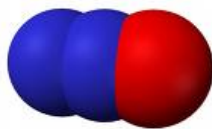
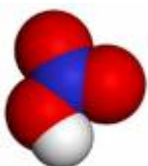


- 4) Representa las estructuras de Lewis para los siguientes iones: NH_4^+ ; NO_3^- ; I_3^-
- 5) En base a las estructuras de Lewis ordena las siguientes moléculas en orden creciente de la longitud del enlace N-O: NO^+ , NO , NO_2^- y NO_3^- .
- 6) Representa las estructuras resonantes del ion CO_3^- e indica cuál/les de las siguientes afirmaciones es/son verdaderas. Justifica tus respuestas.
- Experimentalmente se observa que las longitudes de los enlaces carbono-oxígeno son todas iguales.
 - La estructura electrónica real no es ninguna de las representadas en la Lewis.
 - Existen para este ion 3 estructuras resonantes equivalentes.
- 7) Representa la estructura de Lewis del óxido nitroso (N_2O) teniendo en cuenta que uno solo de los átomos de nitrógeno está unido al de oxígeno. ¿Qué geometría tendrá esta molécula? ¿Tendrá esta molécula momento dipolar permanente?
- 8) ¿Qué geometría tiene la molécula de NH_3 ? ¿Tiene esta molécula momento dipolar permanente?
- 9) Las especies NO_2^+ , NO_2 y NO_2^- tienen al nitrógeno como átomo central. El ángulo de enlace ONO en las tres especies es 180° , 134° y 115° respectivamente. Explica estas variaciones.
- 10) ¿Cuál o cuáles de las siguientes moléculas tendrá momento dipolar permanente?
a) CH_4 b) CHF_3 c) CH_3F d) CH_2F_2 e) CF_4
- 11) ¿Qué geometría molecular tendrá el ion ClO_3^- ?
- 12) ¿Cómo predecirías la forma de la molécula de cianuro de metilo, CH_3CN ?
- 13) La molécula de fórmula general XCl_4 tiene un momento dipolar de 2,54D. ¿Esta información permite decidir si su geometría es tetraédrica, cuadrada plana o de sube y baja?
- 14) La distancia nitrógeno -nitrógeno es 109 pm. Teniendo en cuenta el orden de enlace, ¿la distancia nitrógeno/nitrógeno en el N_2^+ será mayor, menor o igual que 109pm?
- 15) ¿Cuál será la geometría en torno de cada N en el compuesto hidrazina, N_2H_4 ?
- 16) Propone un anión molecular que tenga la misma geometría que el ion ClO_3^- .
- 17) ¿Cuántos electrones no enlazantes tiene el N en el NO_3^- ?

18) Representa el símbolo de Lewis del átomo cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

¿Cuál será la fórmula mínima del compuesto que este átomo forma con el nitrógeno? ¿Será compuesto iónico o molecular?

19) Para cada uno de los siguientes modelos moleculares, representa las correspondientes estructuras de Lewis, sabiendo que uno de ellos es el HNO_3 , otro el N_2O y otro el NO . Analiza la geometría y polaridad de cada uno.



20) ¿Cómo podrías transformar una molécula no polar de fórmula molecular AX_5 en una especie polar? ¿Cómo serán las geometrías electrónicas en cada caso?

Bibliografía

- "Química, la ciencia central" 5^{ta} ED. o posteriores; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana.
- "Química" Chang, R; Mc Graw Hill.
- Principios de química: Los caminos del descubrimiento. Atkins, P.; Jones, L. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006.

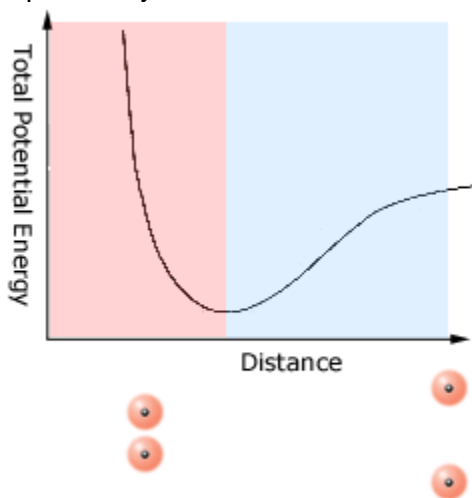
6 INTERACCIONES NO COVALENTES

Conceptos importantes

- Moléculas polares y no polares.
- Fuerzas coulombicas.
- Dipolo permanente e instantáneo. Momento dipolar. Polarizabilidad.
- Fuerzas de atracción dipolo-dipolo, ión-dipolo, dipolo-dipolo inducido y dispersión.
- Radios de Van der Waals.
- Puentes de Hidrógeno.

Preguntas

- 1) Enuncia la ley de Coulomb.
- 2) ¿Qué es una molécula polar? ¿Qué características debe presentar?
- 3) ¿Qué es la polarizabilidad de un átomo o molécula? ¿Qué átomos y moléculas tienden a ser altamente polarizables?
- 4) ¿En qué tipo de propiedades de una sustancia se reflejan las interacciones intermoleculares?
- 5) El siguiente gráfico representa de manera esquemática cómo varía el potencial de interacción entre dos moléculas. Identifica en dicho gráfico la región en la que predominan las fuerzas atractivas, la región en la que predominan las fuerzas repulsivas y el radio de van der Waals.



- 6) ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua líquida? ¿Es ésta una regla general para cualquier sustancia?

Problemas

- 1) Elabora una lista con los tipos de interacciones no covalentes que existen entre las partículas que forman cada una de las siguientes especies:
 - a) C_6H_6 .
 - b) CH_3Cl .
 - c) PF_3 .
 - d) $NaCl$.
 - e) CS_2 .

- f) Cl_2
- 2) ¿En cuáles de los siguientes procesos es necesario romper enlaces covalentes y en cuáles simplemente se vencen fuerzas intermoleculares?
- Hervir agua.
 - Descomposición del N_2O_4 en NO_2 .
 - Sublimación de hielo seco.
 - Fusión de un trozo de hielo.
 - Disociación de F_2 en átomos de F.
- 3) ¿Qué tipo/s de interacciones no covalentes existen entre los siguientes pares?
- HBr y H_2S .
 - Cl_2 y Br_2 .
 - I_2 y NO_3^- .
 - NH_3 y C_6H_6 .
- 4) ¿Qué tipo de interacción existirá entre las moléculas de HCl en una muestra gaseosa de este compuesto? ¿y si se encontrara en estado líquido?
- 5) ¿Cuál miembro de cada uno de los siguientes pares de sustancias esperarías que tuviera mayor punto de ebullición? ¿Qué propiedad es necesario tener en cuenta para poder responder?
- O_2 y N_2 .
 - SO_2 y CO_2 .
 - $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ (etanol) y $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ (dimetil eter).
 - HF y HI.
 - Ar y Xe.
- 6) Explica en términos de interacciones no covalentes por qué:
- El NH_3 (amoníaco) tiene un punto de ebullición mayor que el CH_4 .
 - El KCl tiene un punto de fusión mayor que el I_2 .
 - El naftaleno (C_{10}H_8) es más soluble en benceno que el LiBr.
- 7) ¿Cuáles de las siguientes especies pueden formar enlaces de hidrógeno con el agua?
Acetona (CH_3COCH_3), metano (CH_4), anión fluoruro (F^-), catión sodio (Na^+).
- 8) Dibuja las estructuras de Lewis del dióxido de carbono (CO_2) y del dióxido de azufre (SO_2), prediga la geometría de ambas y determine cuál de ellas tendrá mayor punto de ebullición.
- 9) Explica porqué el propano (C_3H_8) es un gas y el pentano (C_5H_{12}) es un líquido a temperatura ambiente.

Bibliografía

- “Química, la ciencia central” 5^{ta} ED. o posteriores; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana.
- “Química” Chang, R; Mc Graw Hill.
- Principios de química: Los caminos del descubrimiento. Atkins, P.; Jones, L. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006.

7 NOMENCLATURA

Conceptos importantes

- Nombre de óxidos ácidos y básicos.
- Nombres de oxoácidos y hidrácidos.
- Nombres de bases.
- Nombres de sales de hidrácido y oxoácido.
- Nombres de iones.
- Nombres de otros compuestos de uso común en el laboratorio.

Problemas

1 Menciona tres ejemplos de compuestos que sean: a) óxidos ácidos, b) óxidos básicos. Escribe las fórmulas y los nombres de cada uno.

2. Escribe los nombres de los siguientes ácidos y clasifícalos como hidrácidos y oxoácidos:
 ClH (aq) , BrH (aq) , $\text{SH}_2(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$, $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$.

3. Escribe los nombres de los siguientes hidróxidos.
 Cu(OH) , Cu(OH)_2 , KOH , Al(OH)_3

4. Escribe los nombres de los siguientes compuestos

a) NaCl	b) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$	c) LiNO_3	d) PF_5
e) CuSO_4	f) Hg_2Cl_2	g) Na_2SO_3	h) KClO

5. ¿Cuáles son las fórmulas de los siguientes compuestos?

Sulfato de sodio, cloruro de potasio, ortofosfato de potasio, carbonato de cromo (III), sulfuro plumboso, cianuro de calcio.

6. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos: pentóxido de diarsénico, permanganato de potasio, sulfito de cromo (III), yoduro estañoso, seleniuro de aluminio.

7. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos

cianuro de sodio, acetato de calcio, dicromato de potasio, permanganato de sodio, hidróxido de amonio, triyoduro de sodio, agua oxigenada.

8. Escribe la fórmula química de cada una de las sustancias que se mencionan en las siguientes oraciones

- El hipoclorito de sodio se utiliza como blanqueador en el hogar.
- El amoníaco es utilizado en la síntesis de fertilizantes como el nitrato de amonio.
- Al calentar agua que contiene iones calcio y bicarbonato se desprende dióxido de carbono y se forma carbonato de calcio sólido.

9. Escribe las fórmulas y los nombres de los compuestos que se formarían por combinación de los siguientes iones:

	Cl^-	ClO^-	ClO_2^-	ClO_3^-	ClO_4^-
Cs^+					

8 CANTIDADES EN QUÍMICA

- Conceptos importantes
- Significado de las fórmulas químicas.
- Peso atómico relativo. Peso molecular relativo.
- Peso atómico absoluto. Peso molecular absoluto.
- Peso atómico promedio. Abundancia isotópica.
- Unidad de masa atómica (uma).
- Número de Avogadro. Mol.
- Fórmula mínima o empírica. Peso fórmula.
- Composición centesimal.
- Determinación experimental de fórmulas empíricas. Cálculo de fórmula molecular a partir de la fórmula empírica.

Preguntas

1. ¿Cuál es la masa en uma del átomo de carbono con número másico 12? Cuando se busca la masa atómica del carbono en la tabla periódica, se observa que su valor es de 12.01 en lugar de 12.00. ¿Por qué?
2. ¿Qué es un mol? ¿Cuál es la utilidad de su uso?
 - a) ¿Cuántos átomos hay en un mol de átomos?
 - b) ¿Cuántas moléculas hay en un mol de moléculas?
 - c) ¿Cuántos átomos hay en un mol de moléculas?
- 3) El argón tiene un peso atómico relativo de 39,948. ¿Cuál es la masa absoluta de un átomo de argón?
- 4) ¿Qué es erróneo o ambiguo en cada uno de los siguientes enunciados?
 - a) Un mol de hidrógeno.
 - b) La masa molecular del cloruro de sodio es de 58,5 uma.
 - c) Un mol de Helio tiene una masa de 4uma.
- 5) ¿Qué tipo de información proporciona la fórmula mínima de un compuesto?
¿Qué dato adicional es necesario conocer para obtener la fórmula molecular?

6) Menciona un ejemplo en el cual dos compuestos tengan la misma fórmula mínima y distinta fórmula molecular.

Problemas

- 1) Sabiendo que la fórmula molecular del agua es H_2O determina:
 - a) El número de átomos de oxígeno y de hidrógeno contenidos en una molécula de agua.
 - b) El número de átomos de oxígeno y de hidrógeno que existen cada $6,02310^{23}$ moléculas de agua.
 - c) El número de moles de átomos de oxígeno y de hidrógeno contenidos en un mol de agua.
 - d) La masa de oxígeno e hidrógeno presentes en 18 umas de agua (expresada en umas y en gramos).
 - e) Los gramos de oxígeno y de hidrógeno contenidos en un mol de agua
- 2) Un recipiente cerrado contiene $1.5 \cdot 10^{25}$ átomos de una sustancia cuya fórmula molecular es X_2 .

Calcular:

- a) El número de moléculas en el recipiente.
 - b) El número de moles de moléculas.
 - c) El número de moles de átomos.
- 3) Se tienen 0,5 moles de dióxido de carbono (CO_2). Calcular:
 - a) La masa en gramos de esos 0.5 moles.
 - b) El número de moléculas presentes.
 - c) El número de átomos de carbono que hay en esa masa de óxido.
 - 4) ¿Cuál es la masa de un mol de H_2 ?
 - 5) ¿Cuántos átomos de carbono hay en un mol de glucosa (fórmula molecular: $C_6H_{12}O_6$) y en 360 gramos?
 - 6) Calcula la masa molar de un compuesto si 0,372 moles del mismo tienen una masa de 152 g.
 - 7) El elemento magnesio consta de tres isótopos con masas de 23,9924, 24,9938 y 25,9898 umas. Éstos están presentes en la naturaleza con proporciones de 78,6%; 10,1% y 11,3% respectivamente. Calcular la masa atómica promedio del magnesio.
 - 8) Una muestra de un compuesto contiene 0,40 g de hidrógeno y 6,40 g de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica?
 - 9) Determina la fórmula molecular de los compuestos para los cuales corresponden las siguientes fórmulas empíricas y pesos (masas) moleculares:

P_2O_5 PM: 283,88

CO_2H PM: 90

- 10) Determinar la composición centesimal de las sustancias Fe_3O_4 y NH_4NO_3

- 11) El peso molecular del ácido cítrico es 192,13. Su composición es de 37,51 % de C, 58,29 % de O y 4,20 % de H. ¿Cuál es su fórmula molecular?
- 12) ¿Cuántas moléculas de HCl están contenidas en una muestra de 3,46 gramos de HCl puro?
- 13) ¿Cuántos iones SO_4^- están contenidos en 21,4 gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
- 14) Un óxido de osmio es a temperatura ambiente y presión atmosférica normal, un sólido amarillento. Si 2,89 gramos de este compuesto contienen 2,16 gramos de osmio, ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?
- 15) Dos compuestos tienen la misma composición: 88,83%C y 11,17%H
 - a) ¿Cuál es la fórmula mínima de estos compuestos?
 - b) Uno de estos compuestos tiene una masa molecular de 28,03 uma y el otro 56,06 uma. ¿Cuáles son sus fórmulas moleculares?
- 16) El oxalato de hidrógeno se usa para remover las manchas de óxido de la ropa. Sin embargo es una sustancia tóxica. Su composición centesimal es: 26,7%C, 2,2%H y 71,1%O. Su masa molecular es 90,0 uma.
 - a) ¿Cuál es la fórmula molecular de este compuesto?
 - b) Representa su estructura de Lewis

Nota: a este compuesto cotidianamente se lo conoce como ácido oxálico

Bibliografía

“Química, la ciencia central” 5^{ta} ED. o posteriores; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana.

Principios de química: Los caminos del descubrimiento. Atkins, P.; Jones, L. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006.

9 GASES

Conceptos importantes

- Presión.
- Características de los gases ideales.
- Leyes de los gases: Ley de Boyle-Mariotte, Ley de Charles-Gay Lussac, principio de Avogadro.
- Ley del gas ideal.
- Ley de Dalton. Cálculo de presiones parciales.
- Movimiento molecular en gases. Difusión y efusión.
- Teoría cinética de los gases.
- Características de los gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Ecuación de Van der Waals.

Preguntas

- 1) Explica la experiencia de Torricelli. Menciona las distintas unidades que se utilizan para la presión.
- 2) Enuncia, explica y grafica las leyes que describen el comportamiento de los gases ideales en las siguientes transformaciones a n constante:
 - a) variaciones de P y V a T constante.
 - b) variaciones de T y V a P constante.
 - c) variaciones de P y T a V constante.
- 3) Enuncia el principio de Avogadro.
- 4) Imagina 2 recipientes cerrados idénticos a la misma temperatura. Uno de ellos contiene 2 g de H_2 y el otro 28 g de N_2 . Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuál/les de las siguientes propiedades tendrían el mismo valor para ambos sistemas?
 - a) Presión.
 - b) Energía cinética promedio de las moléculas.
 - c) Número de moléculas.
 - d) Masa de gas.
- 5) Explica las razones por las que un gas real no se comporta como un gas ideal. En base a esto indica bajo qué condiciones el comportamiento de un gas real se aproxima al de un gas ideal.
- 6) Predice si las fuerzas de atracción entre partículas hacen la presión de un gas real menor o mayor que la de un gas ideal.
- 7) Indica si el volumen propio de las moléculas hace que el volumen efectivo de un gas real sea mayor o menor que el de un gas ideal.
- 8) Ordena los siguientes gases en orden de velocidad cuadrática media creciente: CO_2 , N_2O , HF , F_2 , H_2 .

Problemas

- 1) Un manómetro de tubo abierto que contiene mercurio se conecta a un contenedor de gas. ¿Cuál es la presión del gas encerrado, en cada situación? Expresa dicha presión en mm Hg.
 - a) La altura del mercurio en el brazo conectado al gas es 2,5 cm mayor que en el brazo abierto a la atmósfera. La presión atmosférica es de 0,933 atm.
 - b) La altura del mercurio en el brazo conectado al gas es 5,3 cm menor que en el brazo abierto a la atmósfera. La presión atmosférica es de 0,897 atm.
- 2) Una ampolla de 2,6 cm³ contiene oxígeno gaseoso a una presión de 2,3 atm y a una temperatura de 26°C. Suponiendo comportamiento ideal, ¿qué masa de oxígeno contiene la ampolla?
- 3) Un cilindro contiene 2 litros de gas metano (CH₄) a 15°C y 720 mm de Hg. Calcule el número de moles, moléculas y la masa de gas presente. Asumir comportamiento ideal.
- 4) Un buen sistema de vacío en el laboratorio puede mantener un vacío de 10⁻⁵ mm de Hg. Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuántas moléculas de gas hay en 1 litro a 22°C a esta presión?
- 5) La densidad de un gas en un cilindro de 6,5 litros es de 1,45 g/l. El gas se comprime a temperatura constante hasta que el volumen es igual a 3,2 litros. Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuál es la densidad del gas bajo las nuevas condiciones?
- 6) Calcula el peso molecular de un gas si 0,608 g ocupan un volumen de 750 mL a 385 mm de Hg y 35 °C (asumir comportamiento ideal).
- 7) ¿Qué presión en atmósferas ejerce una mezcla de 2 g de H₂ y 8 g de N₂ a 273°K en un recipiente de 10 l? ¿Qué presión ejerce cada uno de los gases por separado? (asume comportamiento ideal)
- 8) En CNTP 6,6 g de un gas que se comporta idealmente ocupan 880 mL. ¿Cuál es el peso molecular del gas?
- 9) Si una muestra de 200 mL de N₂ a 0°C y 1 atm de presión y otra muestra de 100 mL de N₂ a 0°C y 2 atm se inyectan en un recipiente de 400 mL a 0°C, ¿cuál es la presión total en el recipiente si hay comportamiento ideal?
- 10) Un tanque de 4,0 litros que contiene N₂ a 8,5 atm se conecta a un segundo recipiente de 7,0 litros que contiene argón a 6,0 atm. Los gases se mezclan. Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuál es la presión final del sistema formado por los dos recipientes?
- 11) Un mol de CO₂ ocupa 1,32 litros a 48°C y a una presión de 18,4 atm. Calcular la presión que debe esperarse si:
 - a) se comportara como un gas ideal.
 - b) se comportara como un gas real con parámetros $a = 3,6^2 \text{ atm/mol}^2$ y $b = 4,28 \cdot 10^{-2} \text{ l/mol}$.
- 12) ¿Las interacciones no covalentes de atracción aumentan o disminuyen cuando un gas contenido en un recipiente experimenta los siguientes cambios?
 - a) Se disminuye la temperatura manteniendo el volumen y la cantidad de gas constantes.
 - b) Se inyecta más gas al recipiente a temperatura y volumen constantes.
 - c) Se expande manteniendo la temperatura y la cantidad de gas constantes.

13) En un recipiente de 2 l se coloca nitrógeno gaseoso a 298°K y 1 atm. Explica qué pasará con la energía cinética y la frecuencia de las colisiones de las moléculas de nitrógeno en cada una de las siguientes situaciones:

- El número de moléculas de nitrógeno es disminuido a la mitad, mientras que V y T se mantienen constantes.
- La temperatura se eleva a 1200°K mientras que el número de partículas y la presión se mantienen constantes.
- La temperatura se eleva a 1200°K mientras que el número de partículas y el volumen se mantienen constantes.

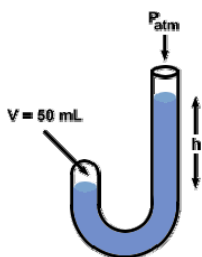
14) En la tabla se indican los datos de presión y volumen del acetileno obtenidos experimentalmente.

P (atm)	45,8	84,2	110,5	176,0	282,2	398,7
V (litros)	0,01705	0,00474	0,00411	0,00365	0,00333	0,00313

Calcula el producto P.V para cada medida. Representa P.V vs P y explica la forma de la curva.

15) Se vaporiza un líquido puro a 100°C y 755 mmHg. El volumen ocupado por 0,627 gramos del vapor es 261 mL. Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuál es la masa molecular de esta sustancia?

16) Un manómetro de mercurio de extremo abierto muestra la diferencia de altura h entre sus ramas como se muestra en la figura:



$h=15,7$ cm, la presión atmosférica es de 0,991 atm, el volumen ocupado por el gas es 50 ml y la temperatura 25°C. Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones es o son falsas?

- $P_{gas} > P_{atm}$
- Si el gas es argón la muestra contiene 0,098 gramos de argón.
- Si se tratara de una mezcla formada por argón y helio, la presión total sería la misma que en el caso anterior.
- Si en otra medición, esta diferencia de altura se hubiera observado a 0°C, y el volumen ocupado por el gas fuera de 100 ml, el número de partículas de gas encerrada sería el mismo que en la medición original.

Bibliografía

- “Química, la ciencia central” 5ª ED. o posteriores; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana.
- Principios de química: Los caminos del descubrimiento. Atkins, P.; Jones, L. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006.

10 LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

Conceptos importantes

- Propiedades de los líquidos. Viscosidad y tensión superficial.
- Sólidos amorfos y cristalinos. Clasificación de los sólidos cristalinos de acuerdo a la naturaleza de sus enlaces: metálicos, iónicos, de redes covalentes y moleculares. Propiedades y ejemplos. Aleaciones.

Preguntas

1. Enuncia las características generales de los gases, líquidos y sólidos y destaque las principales diferencias.
2. ¿Cómo cambia la viscosidad y la tensión superficial de los líquidos cuando aumenta la intensidad de las fuerzas intermoleculares?
3. Predice cuál sustancia tendrá en estado líquido a 0°C la mayor viscosidad: a) etanol (CH₃CH₂OH) ó dimetil éter (CH₃-O-CH₃); b) butano (C₄H₁₀) ó propanona (CH₃COCH₃).
4. Explica por qué la tensión superficial del CHBr₃ es superior a la del CHCl₃.
5. ¿Cuáles son las diferencias microscópicas y macroscópicas entre los sólidos cristalinos y los amorfos?
6. ¿Todos los sólidos cristalinos tienen una estructura de empaquetamiento compacto?
7. Clasifica a los siguientes sólidos cristalinos de acuerdo a la naturaleza de las uniones que mantienen unidas a las partículas que los constituyen: cloruro de sodio (NaCl), nitrógeno sólido, azúcar (sacarosa), cobre, cuarzo.
8. En la tabla a continuación se muestran los resultados del análisis de tres sustancias desconocidas. Con base en dichas propiedades clasifica a estas sustancias como sólidos metálico, iónico, de redes o molecular:

Sustancia	Aspecto	Punto de fusión (°C)	Conductividad eléctrica	Solubilidad en agua
A	Incolora, dura	800	Sólo fundido o disuelta en agua	Soluble
B	Con lustre, maleable	1500	Alta	Insoluble
C	Amarilla, blanda	113	No	Insoluble

9. El grafito y el diamante, dos alótropos del carbono, son sólidos por redes covalentes, sin embargo sus propiedades físicas y químicas son diferentes. Explica en términos de las interacciones presentes el origen de estas diferencias.
10. Describe las diferencias entre un sólido metálico y uno iónico a nivel atómico y macroscópico.

11. Identifica el tipo de interacciones intermoleculares que son responsables de la existencia de cada uno de los siguientes sólidos moleculares: a) argón sólido; b) Hielo; c) cloruro de hidrógeno sólido.
12. Calcula el radio atómico del oro sabiendo que cristaliza en un empaquetamiento cúbico compacto y tiene una densidad de $19,3 \text{ g/cm}^3$.
13. En el laboratorio a 25°C se encuentran 3 botellas cada una conteniendo un líquido puro distinto: botella A, botella B y botella C. La etiqueta de la botella A dice que se trata de un compuesto iónico con punto de ebullición normal de 35°C . La botella B tiene una etiqueta que dice que se trata de una sustancia formada por moléculas con un punto de ebullición normal de $29,2^\circ\text{C}$. En la botella C la etiqueta informa que C es un compuesto molecular con punto de ebullición normal de 10°C .
¿Qué botellas están probablemente incorrectamente rotuladas?
14. ¿Qué tipo de sólido cristalino podrán formar las siguientes sustancias?
 - a) Un elemento con punto de fusión normal de $44,1^\circ\text{C}$. Es mal conductor de la electricidad tanto en estado sólido como fundido.
 - b) Un elemento con punto de fusión normal de 1410°C . Es mal conductor de la electricidad tanto en estado sólido como fundido.

Bibliografía

- "Química, la ciencia central" 5^{ta} ED. o posteriores; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana.
- "Química" Chang, R; Mc Graw Hill.
- Principios de química: Los caminos del descubrimiento. Atkins, P.; Jones, L. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006.

11 TRANSFORMACIONES FÍSICAS

Conceptos importantes

- Modificaciones de un sistema durante una transformación física.
- Sistemas de un componente. Presión de vapor. Puntos de ebullición y de fusión. Cambios de fase. Diagrama de fases.
- Soluciones. Propiedades coligativas.

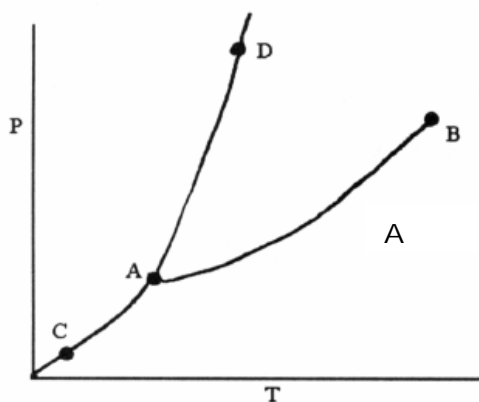
Preguntas

- 1) ¿En qué se diferencian una transformación física de una transformación química? Menciona ejemplos.
- 2) Defina presión de vapor de un líquido o de un sólido. Indica cómo depende de la temperatura y de la presión sobre el líquido o sólido.
- 3) Explica las diferencias entre evaporación y ebullición.
- 4) Define punto de fusión y punto de fusión normal. Para el agua el punto de fusión normal es de 0°C. ¿Cuál es la presión de vapor del agua a esta temperatura? ¿Cuál es la presión sobre la superficie del agua?
- 5) ¿Podrías sugerir cuál de los haluros de potasio tendrá la menor temperatura de fusión normal? Justifica tus respuestas
- 6) ¿Qué es un diagrama de fases? ¿Qué representan P y T en este diagrama?
- 7) ¿Por qué las ollas de presión reducen el tiempo de cocción de los alimentos? ¿Qué inconveniente se presenta si uno quiere tomarse un mate calentito en la ciudad de La Paz, Bolivia?
- 8) ¿A iguales condiciones de presión y temperatura la presión de vapor de agua sobre una solución acuosa será igual, mayor o menor que la presión de vapor sobre agua pura?
- 9) ¿Cómo se puede utilizar una medición de presión osmótica para determinar si un cierto soluto se dimeriza en solución?

Problemas

- 1) Utiliza el diagrama de fases del agua (figura 1a) para explicar qué se observa cuando la presión sobre un bloque de hielo mantenido a 0°C aumenta por encima de una atmósfera. ¿Cuál es la relación entre esta observación y la posibilidad de patinar sobre hielo?
- 2) Utiliza el diagrama de fases de CO₂ (figura 1b) y describe los cambios que se observan cuando
 - a) El CO₂ se calienta de -80°C a -20°C a una presión constante de 3 atm.
 - b) El mismo calentamiento ocurre a 6 atm.
- 3) Los puntos de fusión y ebullición normales del xenón son -112°C y -108°C respectivamente. Su punto triple es a -121°C y 282 mm de Hg. Realiza un esquema para el diagrama de fases del xenón.
- 4) Explica porqué se producen las mesetas en las curvas de enfriamiento como la de la figura 2.
- 5) Se evacúa una ampolla de 20 l y luego se le inyecta agua líquida. El sistema se termostatiza a 25°C. Indique el número de fases y la presión de la ampolla si:
 - a) Se inyectan 100mg de agua.
 - b) Se inyecta 1g de agua.
 - c) Se inyectan 461mg de agua.Dato: la presión de vapor de agua a 25°C es de 23.8mmHg.

- 6) A continuación se muestra el diagrama de fases de una sustancia pura X. EL punto triple está a $-25,1^{\circ}\text{C}$ y $0,50$ atm. El punto crítico se encuentra a 22°C y $21,3$ atm.



- ¿En qué estado de agregación se encuentra X en A?
 - Si se aumenta la temperatura desde A a $-28,2^{\circ}\text{C}$ manteniendo la presión constante?
 - Si se parte del estado final anterior, y se aumenta la temperatura a $15,3^{\circ}\text{C}$ bajando la presión de manera tal que en estado final sea de $0,002$ atm, ¿en qué estado estará/a X?
- 7) Representa gráficamente la presión de vapor del agua como una función de la temperatura en el intervalo de 0° a 100°C .
9. Una sustancia A de masa molar 100g/mol tiene un punto de ebullición normal mayor que 30°C y un punto de fusión normal menor que 10°C . Sus moléculas pueden formar puentes de hidrógeno entre sí.
- Una sustancia B tiene una masa molar de 105 g/mol y sus moléculas son polares pero no forman puentes de hidrógeno. A 25°C , a presión atmosférica normal, esta sustancia se encuentra en estado líquido.
- En el laboratorio se colocan una muestra de A en un recipiente cerrado y una muestra de B en otro recipiente. La temperatura de ambas muestras es 25°C y en el equilibrio, ambos recipientes contienen líquido en equilibrio con su vapor.
- ¿Cuál de las dos muestras tendrá la menor presión de vapor?
 - ¿Qué ocurriría con las presiones de vapor si la temperatura disminuye a 20°C ?
- 8) Un tanque de gas a 21°C tiene una presión de 1 atm. Usando los datos de la tabla indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- Si el tanque contuviera CF_4 , también habría líquido presente
 - Si el tanque contuviera C_4H_{10} , también habría líquido presente.

Sustancia	Punto de ebullición normal	Temperatura crítica	Presión crítica
CF_4	-128°C	-46°C	41 atm
C_4H_{10}	$-0,5^{\circ}\text{C}$	152°C	38 atm

- 9) Hacia qué lado fluiría el agua si una solución $0,05\text{M}$ de sacarosa se pone en contacto a través de una membrana semipermeable con una solución $0,02\text{M}$ de urea. ¿Qué condición debe cumplirse para que cese el flujo de agua de una solución a otra?
- 10) Ordena las siguientes soluciones acuosas siguiendo un orden de punto de congelación creciente. (a) $0,075\text{m}$ de glucosa; (b) $0,075\text{ m}$ de LiBr ; (c) $0,030\text{m}$ de $(\text{NO}_3)_2\text{Zn}$.

- 11) La adrenalina es la hormona que dispara la liberación de moléculas de glucosa adicionales en momentos de tensión o emergencia. Una solución de 0,64g de adrenalina en 36,0g de CCl_4 causa una elevación del punto de ebullición de $0,49^\circ\text{C}$. Determina el peso molecular de la adrenalina. Datos para CCl_4 : $K_e=5.02^\circ\text{C/m}$
- 12) Calcula la presión de vapor sobre una solución acuosa que se preparó agregando: (a) 16,2g de lactosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, a 105,7g de agua a 338K, (b) 5,0g de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ a 92,0g de agua. La presión de vapor del agua pura a 338K es de 187,5 mmHg.

Figura 1

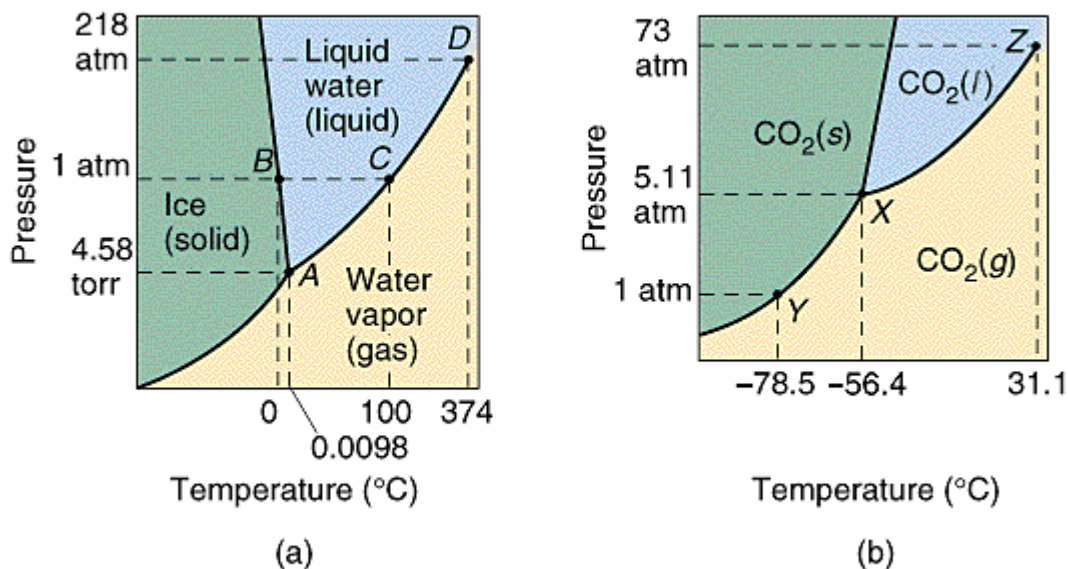
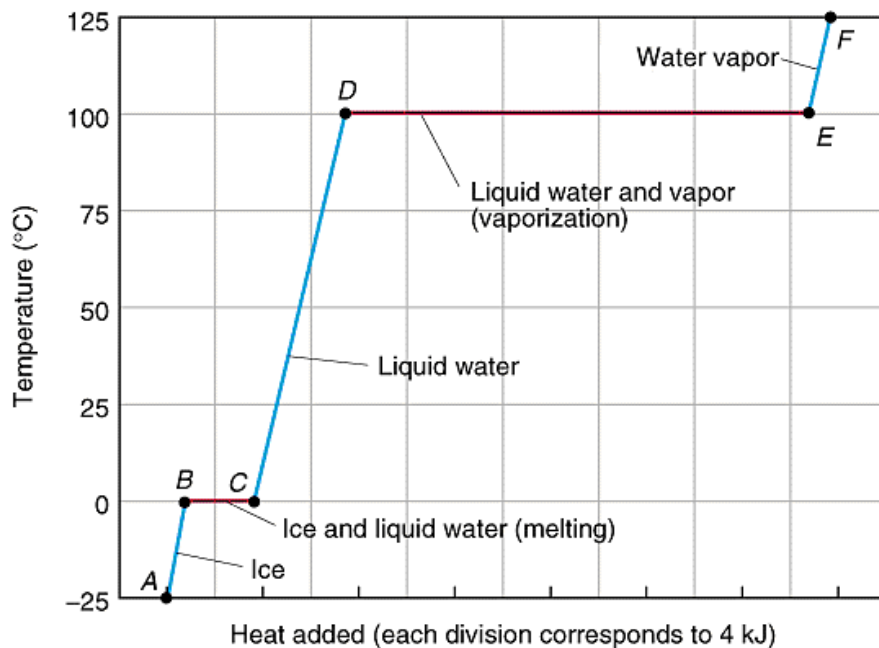


Figura 2



12. SOLUCIONES

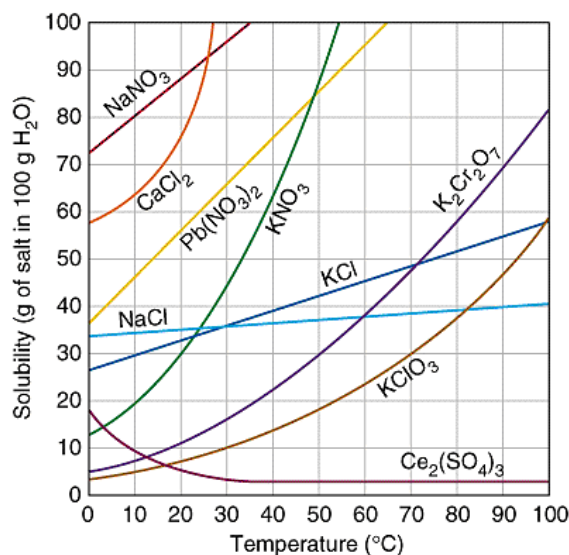
Conceptos importantes

- Relación entre solubilidad e interacciones no covalentes.
- Efecto de la temperatura y la presión sobre la solubilidad de solutos sólidos y gaseosos.
- Concentración de las soluciones. Unidades químicas y unidades físicas.

Preguntas

- 1) Representar a nivel submicroscópico la imagen que resulta de:
 - a) Agregar una cucharadita de NaCl (s) (cloruro de sodio sólido) a un litro de agua a 25°C y 1 atm.
 - b) Agregar dos gotas de CH₃OH (l) (metanol líquido) a un litro de agua a 25 °C y 1 atm.
- 2) Los grupos mostrados a continuación están presentes en algunas moléculas orgánicas y macromoléculas. ¿Cuáles son hidrofílicos y cuáles hidrofóbicos?
 - a) -NH₂; b) -CH₃; c) -CONH₂.
- 3) ¿Cómo cambia la solubilidad en agua de la mayoría de los compuestos iónicos al aumentar la temperatura? ¿Y la de los gases?
- 4) ¿Cómo cambian las solubilidades en agua de sólidos, líquidos y gases con el aumento de presión? Mencionar ejemplos.
- 5) A continuación se presenta un gráfico de solubilidad como una función de la temperatura para varios compuestos iónicos en agua. Indicar qué sucede cuando se disminuye la temperatura de 50°C a 10°C de una solución saturada de:
 - a) KCl (cloruro de potasio).
 - b) Ce₂(SO₄)₃ (sulfato de cerio (III))
 - c) Si se parte de 100 gramos de solución saturada a 50°C de KCl, indica la masa de la fase o de las fases resultantes al enfriar esta muestra hasta 10°C*.
 - d) Si se parte de 100 gramos de solución saturada a 50°C de Ce₂(SO₄)₃ , indica la masa de la fase o de las fases resultantes al enfriar esta muestra hasta 10°C*.

*Buscar la información adicional que fuera necesaria.



Problemas

- Determina el % p/p de NaCl(s) para c/u de las siguientes soluciones:
 - 4 gramos de NaCl (s) se disuelven en la cantidad necesaria de agua para dar 100 gramos de solución acuosa.
 - 4 gramos de NaCl (s) se disuelven en 100 gramos de agua.
 - 0,10 moles de NaCl (s) se disuelven en 100 gramos de agua.
- ¿Cuántos gramos de una solución 5% p/p de NaCl son necesarios para disponer de 3,2 gramos de NaCl?
- Una solución acuosa de ácido sulfúrico que contiene 571,6 g de H₂SO₄ por litro de solución tiene una densidad de 1,329 g/ml. Calcula la concentración de H₂SO₄ en la solución expresada como:
 - % p/p.
 - % p/v.
 - molaridad (M)
 - molalidad (m)
 - fracción molar.
- Calcula la cantidad de moles de sal en cada una de las siguientes muestras:
 - 356 ml de una solución acuosa de Ca(NO₃)₂ 0,358 M.
 - 60,0 gramos de una solución acuosa de KI 1,25 % p/p.
- Considerando el trabajo de laboratorio, describir cómo preparar cada una de las siguientes soluciones:
 - 500 ml de solución 0,200 M de Na₂CO₃ (carbonato de sodio), a partir de Na₂CO₃ sólido.
 - 1,50 l de una solución que tenga 20% en peso de Pb(NO₃)₂ (nitrato de plomo), la densidad de la solución es de 1,20g/ml.
- Se disuelven 125 g de sacarosa sólida (C₁₂H₂₂O₁₁) en 450 ml de agua. Calcular la molalidad de la solución y la fracción molar de cada componente.

- 7) Calcular la molaridad de la solución resultante cuando a cada una de las siguientes soluciones acuosas se les añade agua hasta un volumen final de 2l a 25°C:
- 125 ml de HCl 0,15 M.
 - 50 ml de HNO₃ 40 %p/v.
 - 300 ml de KOH 32% p/p con $\delta(25^\circ\text{C})= 1,31 \text{ g/ml}$.
- 8) Calcular la masa de Al₂(SO₄)₃·18H₂O necesario para preparar 100 ml de una solución que contenga 40 mg de Al⁺³ por mililitro.
- 9) Se mezclan 50 ml de una solución de CoCl₂ 0,25 M con 250 ml de una solución de NiCl₂ 0,35 M. ¿Cuál es la concentración molar de cada uno de los iones presentes en la solución final si el volumen final es 300,12 ml?
- 10) ¿Cuál de las siguientes muestras contendrá el mayor número de iones Na⁺:
- 500 ml de una solución 1,5 M de Na₂CO₃
 - 1l de una solución 0,75 M de NaCl?
- 11) Calcular el volumen a 25°C de una solución concentrada de H₂SO₄ 98% p/p y densidad a esta temperatura de $\delta= 1,85 \text{ g/ml}$ necesario para preparar 200 ml de una solución de H₂SO₄ 0,5 M.
- 12) El consumo de marihuana puede ser detectado midiendo en la orina ciertos componentes activos de la marihuana como los tetrahidrocanabitoles (THC). Actualmente se emplea una técnica de detección que tiene una sensibilidad de 20 nanogramos de THC por mililitro de orina (20 ng/ml). Calcular la molaridad de la solución en el límite de detección si el peso molecular del THC es 315 g/mol.
- 13) Un jarabe antialérgico contiene como droga activa difenhidramina. Se lo comercializa con una concentración de 2,5 g/l. Para un adulto se recomienda no superar un consumo diario de 100 mg de la difenhidramina. ¿Qué volumen máximo de jarabe puede consumir diariamente un adulto?
- 14) En varios países, el límite de alcohol en sangre (alcoholemia) permitido para manejar corresponde a una concentración de 1 mg/ml. El alcohol no se metaboliza rápidamente, permaneciendo en sangre durante un lapso prolongado. ¿Con qué volumen de tequila (40% v/v) un individuo de 70 k alcanza el límite aceptado para conducir? Un individuo de 70 k tiene en promedio 5 litros de sangre. La densidad del alcohol es de 0,79 g/ml a 25°C. (Suponer que todo el alcohol contenido en la bebida pasa a la sangre).
- 15) La fracción molar de N₂ en una mezcla de N₂ y O₂ es 0,620. Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuál es la densidad de esta mezcla a 0°C y 1 atm?
- 16) Calcular cuántos gramos de CO₂ se podrán disolver en una botella de cerveza de 330 ml a 1,10 atm y 25°C. Indicar claramente las suposiciones realizadas.

13 Transformaciones Químicas.

Primera parte: Estequiometría

Conceptos importantes

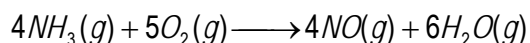
- Ley de conservación de la masa en reacciones químicas.
- Representación de las reacciones químicas mediante ecuaciones.
- Rendimiento de reacción, rendimiento teórico, rendimiento porcentual.
- Reactivo limitante

Preguntas

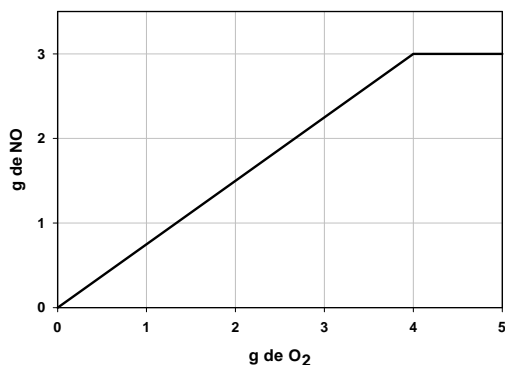
- 1) a) Expresar mediante una ecuación química la siguiente observación: la molécula de N_2O_5 es inestable y a una temperatura próxima a la temperatura ambiente se descompone lentamente dando NO_2 y O_2 .
b) Identificar reactivos y productos de la reacción.
c) ¿Es de esperar que la descomposición del N_2O_5 diera compuestos y/o elementos que contienen nitrógeno y oxígeno?
d) Balancear la ecuación aplicando el principio de conservación de la masa, ¿se pueden usar los mismos coeficientes estequiométricos para expresar la relación entre moles de reactivos y moles de productos?
e) A partir de la información proporcionada, ¿se puede conocer cómo tiene lugar detalladamente la descomposición del N_2O_5 ?

- 2) ¿Qué información sobre una dada reacción química no puede obtenerse de su ecuación química balanceada?
- 3) Indicar qué información extra se necesita para resolver el siguiente ejercicio: "Calcular el número de moles y la masa de amoníaco necesaria para preparar 3,00 gramos de monóxido de nitrógeno".

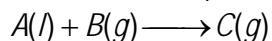
- 4) Para la reacción



se parte de una cantidad fija de amoníaco y se van incorporando al sistema reactivo cantidades cada vez mayores de oxígeno (O_2). Interpretar la siguiente representación asumiendo que los reactivos se transforman completamente en productos y que las condiciones de temperatura y presión se mantienen invariantes.



5) Para la reacción hipotética:

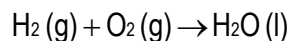


se verifica que se obtiene una cantidad de C menor que la esperada a partir de cálculos estequiométricos.

¿A qué se puede deber esta disminución en la cantidad esperada de producto? ¿cómo podrían verificarse estas posibles razones?

Problemas

1) Dada la siguiente reacción,



a) Balancear la ecuación.

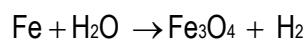
b) Completar el siguiente cuadro:

H ₂	+O ₂	→	...H ₂ O
Relación molecular:	2 moléculas	Reaccionan con		Para formar	
Relación entre número de partículas:		Reaccionan con	6,023 10 ²³ moléculas	Para formar	
	1 10 ²³ moléculas	Reaccionan con		Para formar	
Relación de número de moles:		Reaccionan con		Para formar	2 moles
		Reaccionan con	0,4 moles	Para formar	
Relación de masas:	4 gramos	Reaccionan con		Para formar	
		Reaccionan con		Para formar	2 gramos

c) Plantear 3 relaciones estequiométricas equivalentes para describir la formación de 2 moles de agua.

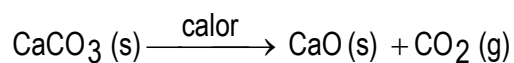
d) ¿Qué cantidad de agua se produciría como máximo por reacción de 2 moles de H₂ y 0,5 moles de O₂?

2) Dada la reacción:



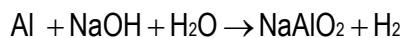
Calcular la mínima cantidad de agua necesaria para reaccionar con 175 gramos de hierro.

3) a) Determinar la masa y el número de moles de CaCO₃ (s) que es necesario que reaccionen para producir 2,87 gramos de CO₂ de acuerdo con la reacción



- b) Cuando experimentalmente se realizó esta reacción se encontró que por cada 20 g de carbonato de calcio se producen 6 g de dióxido de carbono. ¿Qué factores tendrían que analizarse para poder explicar estos resultados?
- 4) ¿Cuántos moles de ácido sulfúrico es necesario que reaccionen para producir 4,80 moles de yodo molecular de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada y en presencia de cantidad suficiente de los otros reactivos?
- $$10 \text{HI} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{I}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$$
- 5) El monóxido de nitrógeno (NO) reacciona instantáneamente con el oxígeno gaseoso para producir dióxido de nitrógeno (NO₂).
- a) Escribir la ecuación balanceada.
- b) En un experimento 0,886 moles de NO se mezclan con 0,503 moles de O₂. Calcular el número de moles de NO₂ que se podrían obtener como máximo
- 6) El H₃PO₄ se obtiene por reacción entre el P₄O₁₀ y el agua:
- a) Escribir la ecuación balanceada.
- b) ¿Cuántos moles de P₄O₁₀ reaccionan con 3,2 · 10²¹ moléculas de agua?
- c) ¿Cuántos gramos de P₄O₁₀ deben reaccionar para obtener 0,35 moles de ácido?
- d) ¿Cuántos gramos de H₃PO₄ se obtendrían como máximo a partir de 6 gramos de P₄O₁₀ y 0,2 moles de agua?
- 7) Calcular cuántos gramos de BaSO₄ se podrán obtener como máximo al mezclar 3,5 moles de H₂SO₄ y 2,5 moles de BaCl₂.
- 8) Se hacen reaccionar 2,0 kg de Al con 300g de Fe₂O₃ según:
- $$\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{Al} (\text{s}) \rightarrow \text{Fe} (\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$$
- a) Balancear la ecuación.
- b) ¿Cuántos gramos de hierro se podrían obtener como máximo?
- c) ¿Cuántos gramos quedan sin reaccionar del reactivo en exceso si se obtuviera la máxima cantidad de producto posible?
- 9) Dada la reacción:
- $$\text{TiCl}_4 + \text{Ti} \rightarrow \text{TiCl}_3$$
- Si se hacen reaccionar 3,513 g del TiCl₄ con 0,425 g de Ti se obtienen 3,00 g de TiCl₃. Calcular el rendimiento porcentual de la reacción.
- 10) La nitroglicerina es un poderoso explosivo. Su descomposición se puede representar por:
- $$4\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \rightarrow 6\text{N}_2 + 12 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
- En esta reacción se genera una gran cantidad de calor.
- a) ¿Cuál es la máxima cantidad de O₂ en gramos que se puede obtener a partir 2,00 · 10² g de nitroglicerina?
- b) Calcular el rendimiento teórico en O₂ de la reacción.
- c) Calcular el rendimiento porcentual de esta reacción si se encuentra que la cantidad de O₂ generada es de 6,55 g.

11) A partir de una muestra de 75 g de aluminio se obtuvieron 5,0 g de H₂ de acuerdo a la reacción:



Calcular la riqueza del aluminio suponiendo que los demás reactivos están en exceso y que todo el aluminio reacciona.

12) El fósforo se obtiene de acuerdo a la siguiente reacción:



a) Calcular la máxima cantidad de P₄ que se puede producir por reacción de 3kg de fosfato de calcio.

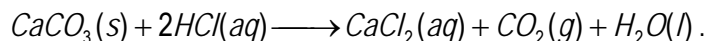
b) ¿Qué cantidad de fosfato de calcio habría que usar para obtener la misma cantidad de P₄ que en el inciso anterior si se sabe que la riqueza del fosfato de calcio empleado es de 75% y que todo el fosfato puro reacciona?

c) Si se sabe que el rendimiento de la reacción es de 70%, calcular la cantidad de fosfato de calcio de la misma calidad que la del inciso anterior necesaria para producir la misma cantidad de P₄ del primer inciso.

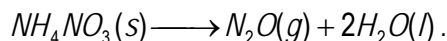
13) ¿Cuántos gramos de Al₂(SO₄)₃ se producirían como máximo por reacción de 281,25 g de Al(OH)₃ de 80% de riqueza con 784 g de H₂SO₄ puro?

14) ¿Qué volumen de solución de ácido clorhídrico 0,500 M se requiere para que reaccionen completamente con 0,100 moles de Pb(NO₃)₂ (aq) y formar un precipitado de PbCl₂(s)?

15) Calcular el volumen de solución de HCl 1,50 M necesario para reaccionar con 25 gramos de CaCO₃ de acuerdo a la siguiente ecuación balanceada:



16) Calcular la masa de nitrato de amonio que será necesario que reaccione para obtener 100 ml de óxido de dinitrógeno, N₂O, a 1 atm y 298K en la reacción:



17) Pequeñas cantidades de hidrógeno gaseoso pueden generarse en el laboratorio por la acción de una solución diluida de ácido clorhídrico sobre cinc metálico. Cuando 0,40 g de cinc impuro reaccionaron con un exceso de ácido clorhídrico, se obtuvieron 127 ml de hidrógeno a 17°C y 737,7 torr.

a) ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtuvieron? (asumir comportamiento ideal)

b) Suponiendo que el cinc puro reaccionó completamente, ¿cuál es el porcentaje de pureza del cinc?

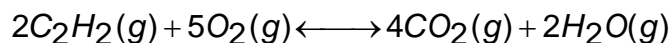
18) ¿Cuántos mililitros de una solución acuosa 0,250 M de BaCl₂ se necesitan para reaccionar con 32,5 mL de una solución acuosa 0,160 M de Na₂SO₄?

19) Una muestra de 355 mL de una solución acuosa de HCl reaccionan con Mg en exceso para producir 4,20 litros de H₂ medidos a 745 mmHg y 35°C. Suponiendo que todo el HCl contenido en la solución ha reaccionado, ¿cuál es la molaridad de la solución de HCl?

20) 1 gramo de un compuesto que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se sometió a un análisis por combustión obteniéndose 1,418 gramos de CO₂ y 0,871 gramos de H₂O. En otro experimento, 0,1103 gramos de este compuesto

se disolvieron en 45,00 gramos de H₂O dando una solución con un punto de fusión normal de -0,0734°C. Si se sabe que el compuesto es un no-electrolito, ¿Cuál es su fórmula molecular?

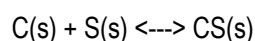
21) Un amigo le pide ayuda en la resolución de un problema basado en la siguiente ecuación balanceada:



Su amigo piensa que si 2 moles de C₂H₂ reaccionan con 4 moles de O₂, el C₂H₂ será el reactivo limitante porque está en menor cantidad que el O₂.

a) ¿Qué error está cometiendo?

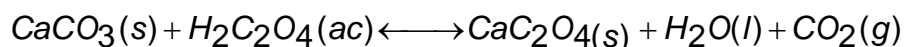
b) Después de explicarle, su amigo no le cree y le muestra otro ejercicio basado en la siguiente ecuación balanceada:



En este caso se le pregunta por la máxima cantidad de producto que podría obtenerse por reacción de 2 moles de Ca con 4 moles de S. En este caso su amigo afirma que el Calcio es el reactivo limitante porque, como en la otra reacción, está presente en menor cantidad.

¿Cómo le explicaría que en este caso su razonamiento lo ha llevado a la respuesta correcta, pero de casualidad?

22) Una muestra de 417 mg de una roca que contiene carbonato de calcio se trata con exceso de ácido oxálico, H₂C₂O₄(aq), para dar oxalato de calcio:



En este experimento se obtuvieron 428 mg de oxalato de calcio. Suponiendo que la cantidad de producto obtenida depende únicamente del contenido de carbonato de calcio de la roca, ¿cuál es su porcentaje en la muestra?

23) Una muestra pura de 3,41 gramos de un metal M, reaccionan completamente con 0,0158 moles de un gas puro de fórmula X₂, para formar 4,52 gramos del compuesto MX. ¿Cuáles son las identidades de M y de X?

24) 1,92 gramos de M⁺ puro reaccionan con 0,158 moles de X⁻ para dar un compuesto iónico de fórmula mínima MX₂ que es 86,8% en X. Identificar a M y a X.

Segunda parte: Reacciones ácido base y redox

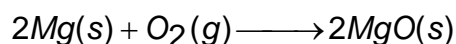
Conceptos importantes

- Ácidos y bases, según criterio de Arrhenius.
- Reacciones de neutralización. Equivalente ácido base. Normalidad.
- Número de oxidación.
- Reacciones redox. Agentes reductores y oxidantes. Equivalente redox. Normalidad.
- Electrolitos fuertes, débiles y no electrolitos

Preguntas

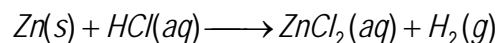
1) Plantear la ecuación que representa la disolución de cloruro de hidrógeno gaseoso en agua. Clasifica al cloruro de hidrógeno como ácido o base según la definición de Arrhenius.

2) Tomando como ejemplo la reacción:



- ¿Por qué se habla de oxidación del magnesio? ¿Cuál es el número de oxidación del Mg antes y después de la reacción?
- Esta es una reacción de óxido reducción o redox. ¿Cómo se sabe que es redox?
- ¿Cuál es el agente oxidante? ¿Qué reactivo se oxida?
- Determinar los criterios que tiene que tener en cuenta para balancear una ecuación de óxido reducción. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa?

3) Para la reacción redox de ecuación molecular:



- Plantear la ecuación iónica total.
- Plantear la ecuación iónica neta.
- Balancear la ecuación aplicando el principio de conservación de la masa.
- Balancear la ecuación mediante el método de las hemi-reacciones, identifique agente reductor y oxidante.

4) Escribir y balancear cada una de las siguientes reacciones. Identificar el tipo de reacción.

- Formación de cloruro de potasio sólido y oxígeno gaseoso por calentamiento del clorato de potasio sólido.
- Formación de cloruro de magnesio por reacción del ácido clorhídrico con hidróxido de magnesio sólido.

5) Tomando en cuenta las reacciones presentadas en los problemas de estequiometría, identificar las reacciones redox.

Problemas

1) Identificar cada una de las siguientes sustancias como ácidos o bases y calcular la masa de un equivalente:

a) $\text{NH}_3(\text{aq})$; b) $\text{HCl}(\text{aq})$; c) $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$; d) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$.

2) Completar y escribir la reacción global, la ecuación iónica global y la ecuación iónica neta para cada una de las siguientes reacciones de neutralización. Identificar al ácido y a la base.

a) $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow$

b) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow$

3) Indicar cuál de las siguientes reacciones es/son rédox:

a) $\text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 5\text{Br}^-(\text{aq}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 3\text{Br}_2(\text{l}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

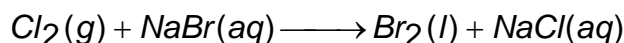
b) $\text{CH}_3\text{Br}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$

c) $2\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 4\text{HF}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$

d) $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \longleftrightarrow \text{BaCO}_3(\text{s}) + 2\text{NaCl}(\text{ac})$

e) Para cada una de las reacciones rédox determinar agente reductor, agente oxidante, la sustancia que se oxida, la que se reduce y el cambio en el número de oxidación. Calcular el peso equivalente del agente oxidante.

4) Dada la reacción:



a) Balancear la ecuación por el método de las hemirreacciones.

b) Calcular el número de moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$ que desaparecerán por reacción de un mol de Br_2 .

c) Determinar el peso equivalente del Cl_2 y del bromuro y el número de equivalentes por mol para cada uno de los reactivos.

d) Calcular el número de equivalentes de Cl_2 que desaparecen por reacción de un equivalente de bromuro.

e) Determinar la masa de Br_2 producida por reacción de 10 equivalentes de Cl_2 en presencia de exceso de bromuro de sodio.

5) ¿Cuántos gramos de KMnO_4 se necesitan para preparar 250 ml de solución 0,5 N si el KMnO_4 actúa como agente oxidante reduciéndose a Mn^{+2} ?

6) ¿Cuántos mililitros de solución de KOH 5N se necesitan para neutralizar 50 ml de solución 2N de HCl ?

7) Balancear las siguientes reacciones por el método de las hemirreacciones:

a) $\text{FeCl}_3(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s}) \leftrightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{MgCl}_2(\text{ac})$

b) $\text{Co}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CoCl}_2(\text{s})$

c) $\text{FeCl}_2(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{FeCl}_3(\text{ac})$

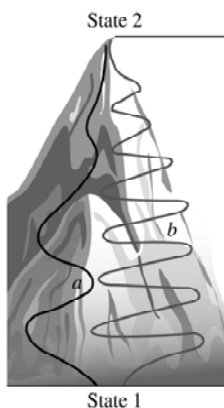
14 Termoquímica

Conceptos importantes

- Estado de equilibrio de un sistema, procesos y funciones de estado.
- Energía interna, calor y trabajo. Primer principio de la termodinámica.
- Entalpía. Calorimetría. Transformaciones endotérmicas y exotérmicas.
- Termoquímica de las transformaciones físicas
- Termoquímica de las transformaciones químicas.
- Ley de Hess: fundamento y utilidad.
- Propiedades intensivas y extensivas.

Preguntas

- 1) Identificar los siguientes sistemas como abiertos, cerrados o aislados:
 - a) Café en un termo tapado. (Considere que los límites del sistema son las paredes del termo).
 - b) Mercurio en un termómetro (Considere que los límites del sistema son las paredes del bulbo del termómetro).
 - c) Café en una taza. (Considere que los límites del sistema son las paredes de la taza la superficie de líquido expuesta a la atmósfera)
 - d) Gas en un cilindro con un pistón móvil y paredes aislantes. (Considere que los límites del sistema son las paredes del cilindro y el pistón).
- 2) Indicar si las siguientes propiedades son intensivas o extensivas: masa, temperatura, volumen, presión, densidad.
- 3) Enunciar la primera ley de la termodinámica.
- 4) ¿Puede un sistema tener calor? ¿Y trabajo? ¿Y energía interna?
- 5) Un alpinista ha llegado a la cima de una montaña siguiendo el camino representado en la figura como "a". Al mes siguiente volvió al mismo lugar en camioneta con 2 amigos siguiendo el camino "b".



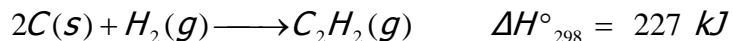
Comparar:

- a) el valor de energía potencial del alpinista cuando hizo cumbre escalando y cuando llegó un mes después con sus amigos. ¿La energía potencial del alpinista en la cumbre será la misma que la de sus amigos?

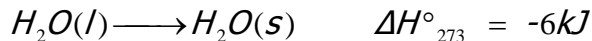
- b) la altura respecto del nivel del mar del alpinista cuando hizo cumbre escalando y cuando llegó un mes después con sus amigos.
- c) los kilómetros recorridos en los caminos "a" y "b".
- 6) Indicar cuál de los siguientes cambios es independiente proceso que lo produce:
- Energía potencial de un libro en una mesa.
 - Trabajo realizado para llevar el libro desde el suelo hasta la mesa.
 - Energía interna de un gas al final de una expansión isobárica desde un estado inicial con un volumen de la mitad del valor al final.
 - Calor entregado para expandir un gas isobáricamente hasta llegar al doble de su volumen inicial.
- 7) Un sistema realiza trabajo sobre su entorno durante un proceso adiabático. Indicar si su energía interna aumenta o disminuye.
- 8) ¿Qué relación existe entre el cambio de energía interna y el calor puesto en juego para un proceso que ocurre a volumen constante? Asumir que no se producen trabajos independientes del cambio de volumen.
- 9) Definir entalpía. ¿Qué relación existe entre el cambio de entalpía y el calor puesto en juego para un proceso que ocurre a presión constante? Asumir que no se producen trabajos independientes del cambio de volumen.
- 10) Considerar la siguiente reacción:
- $$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$
- La reacción planteada es exotérmica. ¿Quién tiene mayor entalpía los reactivos o los productos?
 - Para la reacción tal como está escrita se encuentra que $\Delta H = -802$ kJ/mol de metano gaseoso. ¿Cuál será el cambio de entalpía cuando forman 2 moles de metano gaseoso de acuerdo a dicha reacción?
 - ¿Sería diferente el ΔH si los productos de reacción fueran $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$?
- 11) Definir cambio de entalpía estándar de reacción.
- Comparar el cambio de entalpía asociado a la combustión del metano tal como fue planteada en la pregunta 9 con el cambio de entalpía estándar para esta reacción $\Delta H^\circ = -890$ kJ/mol de metano gaseoso y discutir las diferencias.
- 12) Proponer ejemplos de:
- Sistema abierto.
 - Sistema cerrado.
 - Sistema aislado.
 - Transformación endotérmica.
 - Transformación exotérmica.

Problemas

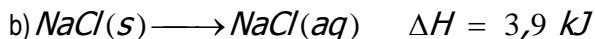
- Para una reacción a presión constante $\Delta U = -65$ kJ y el sistema realiza un trabajo de 28 kJ. ¿Cuál es el ΔH para este proceso?
- Clasificar los siguientes procesos como exotérmicos o endotérmicos
 - Formación del acetileno según:



g) Congelación del agua



3) Determinar si la temperatura aumentará o disminuirá cuando las siguientes transformaciones se lleven a cabo en un calorímetro aislado a presión constante:



c) Para la reacción anterior, comparar el cambio de temperatura que acompañará la disolución de 58,5 gramos de cloruro de sodio respecto del cambio ocurrido cuando se disuelven 10 gramos, en iguales condiciones de P y T.

4) ¿Cómo se calcula el cambio de entalpía que acompaña al enfriamiento de 20,0 gramos de agua líquida desde 60°C a 25 °C a 1 atm de presión constante? ¿El proceso es endotérmico o exotérmico?

5) Si 20,0 gramos de cobre sólido se enfrían desde 60°C a 25 °C a 1 atm de presión constante, ¿se esperará el mismo cambio de entalpía que para el caso del agua?

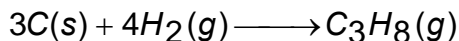
6) Experimentalmente se determinó que, a 1 atm de presión constante, se requieren 79kJ en forma de calor para vaporizar una muestra de 35 gramos de agua líquida a 100°. Calcular el cambio de entalpía molar de vaporización del agua a 100°C y 1 atm.

7) El metanol está siendo investigado como un combustible alternativo a la nafta dada la menor contaminación que produce su combustión.

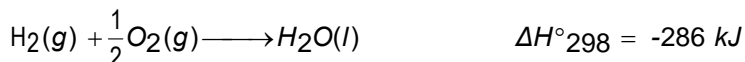
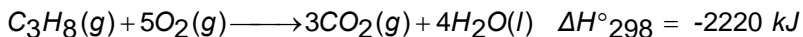
a) Plantear la ecuación termoquímica para la combustión del metanol líquido a presión constante (considerar que se produce agua líquida)

b) Predecir y justificar el signo del cambio de entalpía en condiciones estándar y a 25°C para esta reacción.

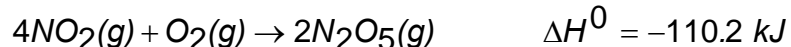
8) Los cambios de entalpía estándar de combustión han sido tabulados para una gran cantidad de compuestos, y son datos frecuentemente usados para obtener las entalpías de otras reacciones. A partir de la información presentada a continuación calcular el cambio de entalpía estándar para la síntesis de propano gaseoso a 25°C según:



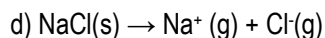
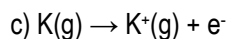
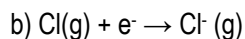
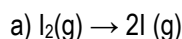
Datos (25°C):



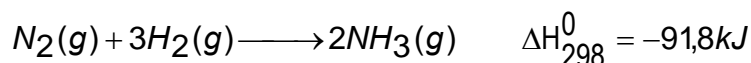
9) ¿Qué ecuación termoquímica habría que agregar a las que se presentan a continuación para calcular la entalpía estándar de formación de N_2O_5 a 298K?



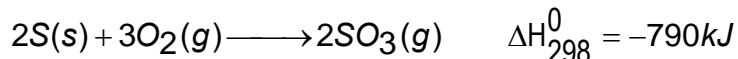
10) Si los siguientes procesos ocurren a presión constante, ¿cuál o cuáles de ellos van acompañados de un cambio de entalpía negativo?



11) ¿Que cantidad de calor se pone en juego, a presión constante y de 1 atm y a T constante y de 25°C, cuando se generan 9,07 10^5 gramos de amoníaco según la reacción de ecuación:



12) Para la reacción de ecuación balanceada:



a) A 25°C y 1 atm, ¿la reacción es endotérmica o exotérmica?

b) A 25°C y 1 atm, ¿cuántos Joules se pondrán en juego por reacción completa de 1,5 moles de S con 144,0 gramos de O_2 ?

c) A 25°C y 1 atm, ¿cuántos Joules se pondrán en juego en la formación de 125,0 gramos de SO_3 ?

d) ¿El cambio de energía interna que acompaña a esta reacción será el mismo que el cambio de entalpía?

13) Se dispone de tres barras de igual forma y masa: una barra de cobre, otra de hierro y una tercera de aluminio. Inicialmente las tres barras se encuentran a 25°C y presión atmosférica normal. A cada una de ellas se les entregan 225 Joules en forma de calor a presión constante. ¿Qué barra tendrá la mayor temperatura final?

14) Un mol de N_2 se encuentra encerrado en un recipiente de paredes móviles. En el estado inicial la temperatura es de 25°C y la presión de 1,3 atm. Calcular el trabajo realizado por el gas cuando desde este estado inicial el gas se expande adiabáticamente al doble de su volumen inicial contra:

a) una presión externa de 1 atm

b) el vacío.

15) Se quiere estimar el calor de reacción para la combustión del octano en un calorímetro que trabaja a presión constante. En el laboratorio se dispone de un termómetro que lee hasta los 110°C con graduación cada 1°C y el calorímetro puede

