

SERIE DE PROBLEMAS 3.
QUÍMICA GENERAL I. QM-1121.

TERMOQUÍMICA. CICLO DE BORN-HABER

1. Para cada uno de los siguientes pares de compuestos iónicos, diga cuál tendrá mayor energía reticular (U_o) y por qué:

a) KCl o MgO b) LiF o LiBr c) Mg_3N_2 o NaCl

2.- Calcule la energía reticular del LiH sabiendo que el ΔH_f° del mismo es -90.4 kJ/mol, el calor de sublimación del Li(s) es de $+155,2$ kJ/mol, la energía de ionización del Li(g) es de $+520$ kJ/mol. Por otro lado, la energía de enlace del $H_2(g)$ es de $+436$ kJ/mol y la afinidad electrónica del H(g) es de $-72,8$ kJ/mol.

3.- Calcule la energía reticular del cloruro de potasio empleando un ciclo de Born-Haber y la información siguiente:

$EI^1(K) = +419$ kJ/mol ; $\Delta H_{Sub} K = +89,2$ kJ/mol; $AE(Cl) = -349$ kJ/mol ;
 $\Delta H_{disoc} (Cl_2) = +244,0$ kJ/mol; $\Delta H_f(KCl) = -438$ kJ/mol.

4.- Calcule la energía reticular del cloruro de bario empleando un ciclo de Born-Haber y la información siguiente: $EI^1(Ba) = +502,7$ kJ/mol ;

$EI^2(Ba) = +965,0$ kJ/mol; $\Delta H_{Sub} (Ba) = +175,6$ kJ/mol;
 $AE(Cl) = -349$ kJ/mol ; $\Delta H_{disoc} (Cl_2) = +244,0$ kJ/mol;
 $\Delta H_f (BaCl_2) = -858$ kJ/mol.

5.- Las entalpías molares de formación del cloruro de potasio y del yoduro de potasio son $-436,7$ kJ/mol y $-327,9$ kJ/mol respectivamente. Basado en el ciclo de Born-Haber, analice ¿por qué ΔH_f° para el KI es menos negativo que el ΔH_f° del KCl?

6.- Empleando el ciclo de Born-Haber y los valores energéticos indicados, determine si es posible formar cristales de NaCl_2 .

Calor de sublimación del Na (ΔH_{Sub}) = +108 kJ/mol

Primera energía de ionización del Na (EI^1) = +496 kJ/mol

Segunda energía de ionización del Na (EI^2) = +4561 kJ/mol

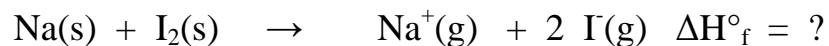
Energía reticular calculada para NaCl_2 = -2180 kJ/mol

Energía de disociación del Cl_2 (ΔH_{disoc}) = +244 kJ/mol

Afinidad electrónica del Cl (AE) = -349 kJ/mol

7.- Utilizando los datos proporcionados abajo y sus conocimientos sobre un ciclo termodinámico tipo Born-Haber,

(a) calcule el intercambio de calor (ΔH_f) del siguiente proceso:



Calor de sublimación del Na (ΔH_{Sub}) = +108 kJ/mol

Primera energía de ionización del Na (EI^1) = +496 kJ/mol

Calor de Sublimación del $\text{I}_2(\text{s})$ (ΔH_{Sub}) = +57 kJ/mol

Energía de disociación del I_2 (ΔH_{disoc}) = +151 kJ/mol

Afinidad electrónica del I (AE) = -295 kJ/mol

(b) Explique a partir del resultado obtenido en la parte (a) y, de nuevo, utilizando sus conocimientos sobre un ciclo termodinámico tipo Born-Haber, el hecho de que la formación del ioduro de sodio, NaI(s) , sea energéticamente favorable, con una entalpía de formación (ΔH_f°) de -288 kJ/mol.

8.-La entalpía estándar de formación del fluoruro de litio sólido a partir de las formas alotrópicas Li(s) y F₂(g) es de -594,1 KJ/mol. Mediante un ciclo de Born-Haber:

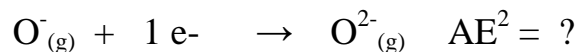
(a) determine la energía reticular del fluoruro de litio.

$$\Delta H_{\text{disoc}}(\text{F}_2) = +150,6 \text{ KJ/mol} \quad \text{AE}(\text{F}) = -328 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{EI}^1(\text{Li}) = +520,0 \text{ KJ/mol} \quad \Delta H_{\text{Sub}}(\text{Li}) = +155,2 \text{ KJ/mol}$$

(b) Indique si la energía reticular del fluoruro de potasio es mayor o menor (valor absoluto) que la del fluoruro de litio. ¿Cuál de estas dos sales tendrá el mayor punto de fusión? Justifique su respuesta.

9. A partir de la entalpía de formación del MgO y de los datos siguientes, determine la segunda afinidad electrónica (AE²) para el oxígeno representada por la siguiente ecuación en el Ciclo de Born-Haber:



$$\text{AE}^1(\text{O}) = -141 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{disoc}}(\text{O}_2) = +495 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{sublimacion}}^0(\text{Mg}) = +146 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{EI}^1(\text{Mg}) = +738 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{EI}^2(\text{Mg}) = +1451 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0(\text{MgO}) = -601,7 \text{ KJ/mol}$$

$$U_o(\text{MgO}) = -3925 \text{ KJ/mol}$$

ENLACE COVALENTE Y LA REGLA DEL OCTETO: ESTRUCTURAS DE LEWIS, CARGA FORMAL Y RESONANCIA

10.- Escriba el símbolo de Lewis para cada uno de los elementos siguientes:

Cl; Mg; Br; Ar

11.- Dibuje las estructuras de Lewis para los siguientes moléculas:

SiH₄; SF₂; N₂O; H₂SO₄; NH₂OH; HOBr; H₂CO; C₂H₂

12.- Escriba las estructuras de Lewis para los siguientes cationes:

NO₂⁺; NO⁺; N₂H₅⁺

13. Escriba las estructuras de Lewis para los siguientes aniones:

O₂⁻; BF₄⁻; NCO⁻

14.- Dibuje las estructuras de Lewis de cada uno de los compuestos siguientes. Identifique los que no cumplen con la regla del octeto y explique por qué no lo hacen: NO₂ GeF₄ TeF₄ BCl₃ XeF₄

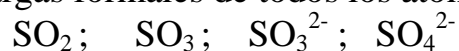
15.- ¿Cuál(es) de los siguientes compuestos no cumple con la regla del octeto? Justifique

NO PF₃ CS₂ HCN BF₄⁻

16. Escriba las estructuras de Lewis para las siguientes especies incluidas todas las formas de resonancia (en los casos pertinentes). Muestre las cargas formales:

a) PH₃ b) HClO₃ c) NOCl d) HNO₃ e) NH₄⁺ f) HCO₂⁻ g) CH₂NO₂⁻
h) HCN i) BF₃ j) AlCl₄⁻ k) N₂O₄ l) SF₄ m) H₂SO₄

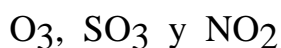
17.- Para cada una de las moléculas o iones de azufre y oxígeno siguientes, escriba una sola estructura de Lewis que obedezca la regla del octeto y calcule las cargas formales de todos los átomos:



18.- Dibuje las estructuras de resonancia para los siguientes iones o moléculas:



19.- Escriba las figuras de resonancia incluyendo las cargas formales para:



20.- Asigne la carga formal a los átomos de las siguientes especies químicas y seleccione la estructura más probable. Justifique su escogencia.



21.- Con base a las estructuras de Lewis, prediga el ordenamiento de las longitudes de enlace N-O en NO^+ , NO_2^- y NO_3^-

22.- Prediga el orden de las longitudes de enlace C-O en CO , CO_2 y CO_3^{2-}

23.- Según el modelo de puntos Lewis, dibuje las estructuras de resonancia para la cianamida, cuya fórmula es H_2NCN .

b) ¿Cuántos enlaces σ y cuántos enlaces π contiene la estructura más probable para la cianamida?

24.-El cloruro de tionilo es un compuesto que contiene un átomo de S, un átomo de O y dos átomos de Cl en su fórmula química Alternando cada uno de los átomos en la posición central, dibuje tres posibles esqueletos estructurales para este compuesto que cumplan con las propuestas realizadas por Lewis. Luego, asigne cargas formales a cada uno de los átomos de cada estructura propuesta y seleccione, con base a estas asignaciones, la estructura más probable.

Electronegatividades: O = 3,5 Cl = 3,0 S = 2,5

25.- Escriba al menos dos estructuras de Lewis posibles para el cloruro de nitrosilo ONCl. Considere la posibilidad de obtener compuestos del tipo NOCl y NClO, dibuje las estructuras de Lewis posibles y demuestre cuál es la más probable de entre todas ellas?.

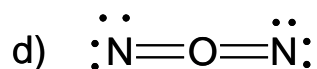
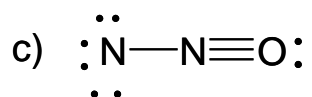
26.- Escriba al menos dos estructuras de Lewis posibles para la cianamida NH₂CN y elija la más estable. Discuta

27.- Utilizando el modelo de Lewis, escriba las estructuras resonantes posibles del ión NCS⁻ y basándose en la distribución de cargas formales, diga ¿cuál es la estructura resonante más estable?.

28.- ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis representa mejor al óxido nitroso (N₂O) y por qué ?

b) Indique cuáles son estructuras de resonancia

Justifique claramente su respuesta



TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA: HIBRIDACIÓN Y ENLACES MÚLTIPLES

GEOMETRIA MOLECULAR: RPECV

29. Empleando las estructuras de Lewis y el modelo de RPECV demuestre que el ión F_2Cl^- es lineal mientras que el ión F_2Cl^+ es angular. Describa la hibridización del átomo de cloro central consistente con la diferencia de estructuras.

30.- Considere las siguientes especies: F_2Cl^- , ClO_3^- , SF_6 y SO_3 . Complete el siguiente cuadro para cada una de ellas.

Especie	Estructura de Lewis	PEAT	HAT	Geometría de la hibridación	Geometría Molecular
		3		Triangular (Plana trigonal)	
				Bipirámide Trigonal	lineal
			sp^3d^2		octaedro
		4			pirámide de base triangular

PEAT = Pares de Electrones Asignados al Atomo Central;

HAT = Hibridación del Atomo Central

31.- Complete el siguiente cuadro para los siguientes compuestos iónicos

Ion	Geometría molecular (según RPECV)	Hibridización del átomo central
BH₄⁻		
AsF₄⁻		
ClF₄⁻		
NO₃⁻		
SO₄²⁻		
SbCl₂⁺		

32.- Complete el siguiente cuadro para los siguientes compuestos neutros

COMPUESTO	Geometría molecular (según RPECV)	Hibridización del átomo central
BF₃		
BeCl₂		
AsH₃		
TeF₄		
IF₃		
SF₆		

33.- Complete la siguiente tabla para cada uno de los iones y moléculas indicados en la columna de la izquierda :

Especie	Estructura de Lewis más adecuada	Geometría molecular más probable según RPECV	Hibridación del átomo central según la Teoría de Valencia	El momento dipolar de la molécula es igual a cero o distinto de cero.
AlCl₃				
NO₂⁻				
IF₂⁺				
H₂O				
XeF₂				
PCl₃				
PCl₅				

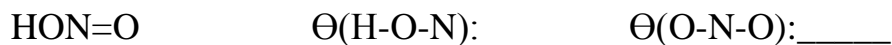
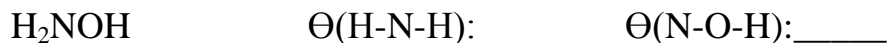
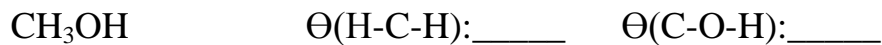
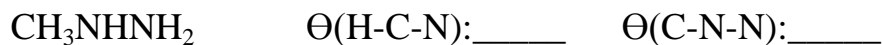
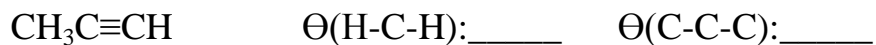
34.- Complete la siguiente tabla:

Especie	Estructura de Lewis	Geometría molecular	Ángulo aproximado de enlace	Hibridación del átomo central
CS₂				
NO₃⁻				
SO₂				
CH₄				

35.- De este conjunto de moléculas del tipo AB_3 ¿Cuáles presentarían estructura trigonal planar?



36.- Indique los valores aproximados de ángulo de enlace (Θ) que Ud. esperaría para las siguientes moléculas:



37.- Las tres especies NH_2^- , NH_3 y NH_4^+ presentan ángulos de enlace H-N-H de 105° , 107° y 109° respectivamente. ¿Explique el por qué de la variación en los ángulos de enlace?

38.- Explique ¿ porqué los siguientes iones presentan diferentes ángulos de enlace ClO_2^- y NO_2^- ?. Prediga el ángulo de enlace en cada caso.

39. Ordene los siguientes enlaces en sentido creciente de su carácter iónico:
a) H-O b) C-C c) Na-Cl d) Mg-Cl e) Mg-O

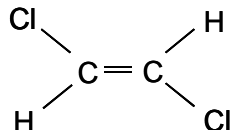
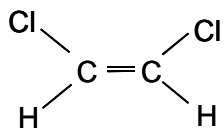
40. Ordene los siguientes compuestos en sentido creciente de su momento dipolar:



41.- Dibuje el vector del momento dipolar neto asociado a cada una de las moléculas a continuación. En cada pareja, ¿cuál compuesto posee mayor polaridad? Justifique su respuesta.



(b)



42. ¿Cuál es la hibridización del átomo central en cada una de las siguientes especies?:

a) BF_3^- b) AsF_4^- c) PCl_5 d) PH_3 e) HCN f) BF_3 g) ClF_4^-

43.- El PF_3 es una molécula con un momento dipolar de 1,02 D y el SiF_4 tiene un momento dipolar igual a cero. A partir de la geometría de ambas moléculas, explique la diferencia en polaridad que exhiben estos compuestos. Electronegatividades P(2,1); Si(1,8); F(4,0)

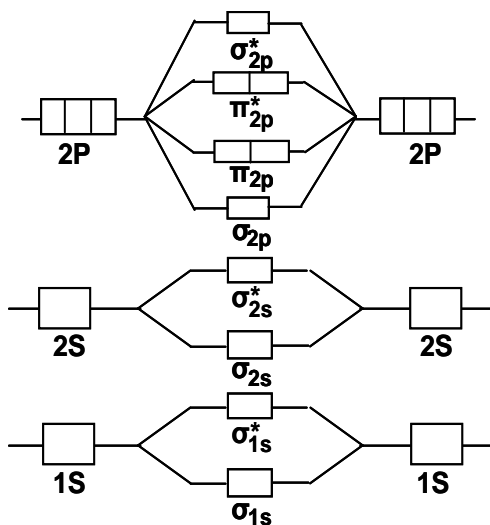
44.- Indique si las moléculas de SCl_2 y BeCl_2 presentan momento dipolar. En caso afirmativo, indique la dirección del momento.

45.- Prediga ¿Cuál de las siguientes moléculas es polar o no-polar
 CS_2 SO_3 PCl_3 SF_6 NH_3 XeF_4 CCl_4 CH_3Br

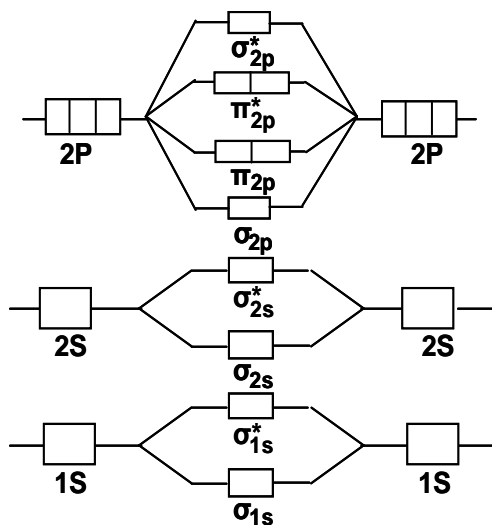
46.- Dicloro etileno ($\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$) presenta tres isómeros. Especifique ¿cuáles son y cuál presentaría momento dipolar?.

TEORÍA DE ORBITALES MOLECULARES

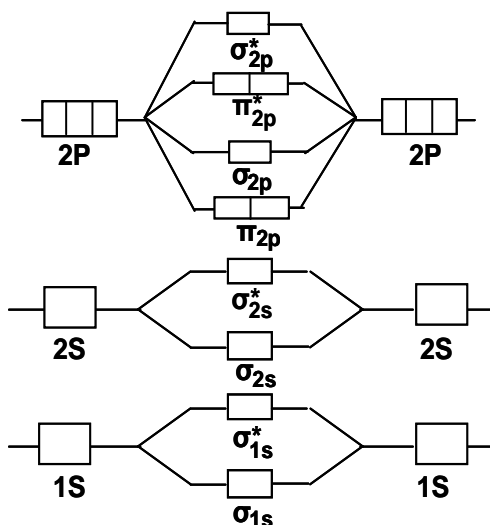
47.- (a) Obtenga las configuraciones electrónicas de los orbitales moleculares para las siguientes especies: N_2 , O_2 , N_2^+ , O_2^+



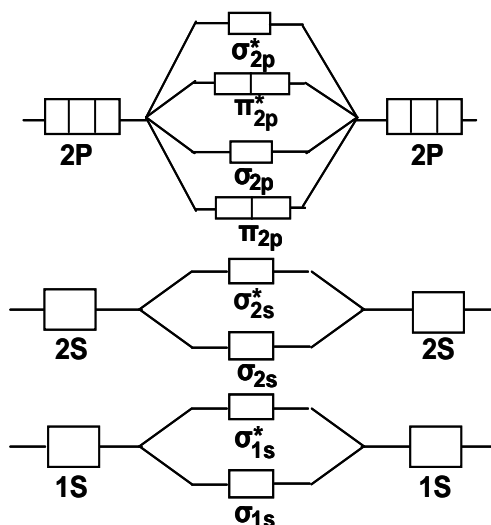
Especie: _____



Especie: _____



Especie: _____



Especie: _____

(b) Según el resultado anterior compare el orden de enlace y la distancia de enlace entre las cuatro especies.

48.- Escriba los diagramas de niveles de energía de los orbitales moleculares para el N_2 en su estado fundamental y en su primer estado excitado, es decir, el estado donde uno de los electrones de más alta energía se mueve al siguiente nivel de energía disponible.

b) Diga, en ambos casos, si la molécula es diamagnética o paramagnética

c) Diga si el enlace del N_2 en el primer estado excitado, es más fuerte o más débil que en el estado fundamental y explique por qué.

49. Explique, utilizando la teoría del orbital molecular, por qué no existe la molécula de Be_2

50. Escriba un diagrama de niveles de energía de orbitales moleculares y establezca el orden de enlace para: a) H_2 b) H_2^+ c) HHe d) He_2 e) He_2^+

51. Ordene las siguientes especies en sentido de su estabilidad creciente: Li_2 , Li_2^+ , Li_2^- . Justifique la elección con un diagrama de niveles de energía de orbitales moleculares

52.-Se ha postulado que la forma alotrópica más estable del oxígeno es la molécula de O_2 en el estado gaseoso. Utilizando la teoría de OM compare esta molécula con la de O_2^{-2}

(a) Con base al cálculo de sus órdenes de enlace, saque conclusiones con respecto a la fuerza y longitud de los enlaces en ambas estructuras y verifique si concuerdan con el postulado anterior

(b) ¿Que información puede obtener acerca de las propiedades magnéticas de ambas estructuras?

GASES

UNIDADES: 1 atm = 760 mm de Hg
= 760 torr
= 101,3 kilopascal (kPa)
= 1,013 bar
= 14,7 lb/in² (psi)
1 bar = 10⁵ Pa

53.- Una muestra con 1,25 g de CO₂ está contenida en un frasco de 850 mL a 22,5 °C. ¿Cuál es la presión del gas? 0,811 atm

54.- En un frasco de volumen desconocido se añaden 4,4 g de CO₂ y se calienta a 22 °C. La presión se mide dando 635 mm de Hg ¿Cuál es el volumen del recipiente? 2,9 L

55.- En un tanque de 150 L con gas nitrógeno, el gas ejerce una presión de 41,8 mm de Hg a 25 °C. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en el tanque? 0,337 mol N₂

56.- Fluoruro de metilo gaseoso tiene una densidad de 0,259 g/L a 400 °K y 190 mm de Hg. ¿Cuál es la masa molar del compuesto? 34,0 g/mol

57.- Un frasco es llenado con un gas de Peso o masa molecular desconocida, a una presión de 735 torr a 31°C. El frasco vacío pesa 134,567g mientras que con el gas pesa 137,456g . El frasco es vaciado y se llena con agua a 31°C dando un peso de 1067,9g (d(H₂O) a 31°C= 0,997g/mL) Asumiendo que el gas presenta un comportamiento de gas ideal calcula la masa molar del gas. (79,7g/mol)

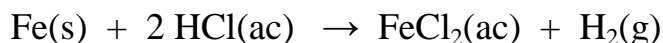
58.- Un hidruro de boro, con la fórmula general de B_xH_y y con un 14,4% de hidrógeno. Si 0,0818 g del compuesto ejercen una presión de 191 mm de Hg a 22,5 °C en un frasco de 125 mL. ¿Cuál es la fórmula empírica, y la fórmula molecular del borohidruro?

59.- Un compuesto gaseoso con la fórmula empírica de CHF_2 y con una masa de 0,0125 g son colocados en un frasco de 165 mL. Si la presión medida es de 13,7 mm de Hg a $22,5^\circ\text{C}$ ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

60.- Cianógeno es un gas extremadamente venenoso que presenta las siguientes composiciones porcentuales: 46,2% de C y 53,8% de N. A 25°C y 751 torr de presión 1,05g de cianógeno ocupan un volumen de 0,500L. (a) Determine la fórmula molecular del cianógeno (b) Su estructura molecular y (c) indique si presenta momento dipolar. (NC-CN)

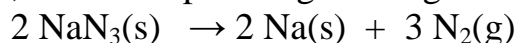
61.- El análisis de un clorofluorocarbono, CCl_xF_y , muestra que es 11,79% de C y 69,57% de Cl. En otro experimento se encontró que 0,107 g del compuesto en un frasco de 548 mL y a 25°C muestra una presión de 21,3 mm de Hg. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto? $\text{CCl}_2\text{F}/204\text{g/mol}/\text{C}_2\text{Cl}_4\text{F}_2$

62.- Hierro reacciona con ácido para producir cloruro de hierro(II) y gas hidrógeno



Cuando reacciona 1,0g de hierro con exceso de ácido clorhídrico se recojen en un frasco de 15,0 L el hidrógeno resultante a 25°C . ¿Cuál es la presión del gas H_2 en el frasco o recipiente? 22,2 mm de Hg

63.- La azida de sodio, NaN_3 , el cual es el compuesto explosivo en los air-bags de los carros, se descompone según la siguiente reacción:



¿Qué masa de azida de sodio se requerirá para inflar un saco de 25,0 L a una presión de 1,3 atm a 25°C ? 58 g de NaN_3 .

64.- Cuando se calienta clorato de potasio, KClO_3 (s), éste se descompone para formar oxígeno gaseoso (O_2) y cloruro de potasio según la ecuación,



Calcule la cantidad (en gramos) de KClO_3 (s) al 95,0 % de pureza que es necesario descomponer dentro de un recipiente, vacío y cerrado, con un volumen de 500,0 mL para generar una presión de 2,20 atm a 230,0 °C.

65.- Para determinar el peso de una cinta de magnesio, ésta se hace reaccionar con exceso de una solución de ácido clorhídrico, obteniéndose cloruro de magnesio e hidrógeno gaseoso, que se recoge sobre agua. Si el volumen de agua desplazado por el hidrógeno es de 35,45 mL, y la experiencia se realizó a 20°C y 670 mm Hg, calcule el peso de la cinta de magnesio en miligramos. La presión de vapor de agua a 20°C es de 17,54 mmHg. ($R = 0,0821 \text{ atm L / K mol}$).

66.- Cuando se calientan 3,57 g de una mezcla de CaO y CaCO_3 , se descomponen obteniéndose 120,0 mL de CO_2 (g) recogidos sobre agua a 23 °C y 738 mm Hg ¿Cuál era el porcentaje de CaCO_3 en la mezcla original?

(Nota: Presión del vapor de agua $P_v \text{ H}_2\text{O}$ (23° C) = 21,07 mmHg)



67.- Cierta cantidad de He gaseoso que originalmente se tenía en un recipiente de 2,00 L a 7,60 atm y 26 °C, se transfiere a un nuevo envase de 20,0 L que está a 20 °C. Otra cantidad de Ne gaseoso que estaba contenido en un cilindro de 10,00 L a 9,50 atm y 26 °C también se transfiere al mismo envase. Para la mezcla final de gases calcule: a) Fracción molar de cada gas; b) Presión total.

68.- Un cilindro de gas "A", que tiene un volumen de 3.40 L, contiene Ne (g) a 2.80 atm a 16,0 °C. Un segundo cilindro de gas "B", cuyo volumen se desconoce, contiene He(g) que a 16,0 °C, tiene una presión de 0.630 atm. Cuando se conectan los dos cilindros, la presión final del sistema unido es de 2,20 atm a 16,0 °C. ¿Cuál es el volumen del cilindro B?

Nota: Tenga en cuenta que no hay ningún tipo de reacción química entre estos dos gases (He y N₂).

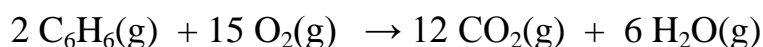
69.- Una muestra de 3,05 g de NH₄NO₃ se introduce en un matraz de 2,18 L al que previamente se le ha hecho vacío. Dicho matraz se calienta hasta 250 °C, temperatura a la cual el nitrato de amonio se descompone totalmente según la reacción:



a) ¿Cuál será la presión total del recipiente expresada en atmósferas y a la temperatura de 250 °C?

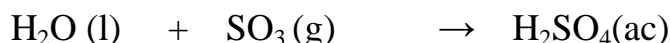
b) Diga la presión parcial de cada gas en la mezcla resultante.

70.- El benceno, C₆H₆, se quema en presencia de oxígeno para dar CO₂ y vapor de agua.



Si una muestra de 0,095 g de benceno arde completamente en presencia de oxígeno ¿Cuál es la presión del vapor de agua ejercida en un frasco de 4,75 L a 30,0°C? Si el gas O₂ requerido para completar la combustión es contenido en un frasco de 4,75 L a 22 °C ¿Cuál es su presión?

71.-En un recipiente de 0,500 L a 25°C y 1,00 atm de presión, se tiene una muestra de aire seco que esta contaminado con SO₃. Dicha mezcla gaseosa se burbujea a través de agua a 25 °C donde ocurre la reacción:



y el aire resultante, saturado en agua y libre de SO₃, se recoge en un recipiente de 400 mL, a una presión de 1,08 atm y 25 °C. (La presión de vapor del agua a 25 °C es 23,8 mmHg)

- ¿Cuántos moles de aire contaminado había en el recipiente inicial?
- ¿Cuál es la fracción molar del vapor de agua en el aire libre de SO₃?
- Despreciando los otros componentes minoritarios ¿Cuántos moles de aire (O₂ + N₂) contenía el recipiente inicial?
- ¿Cuántos miligramos de SO₃ se encontraban en la mezcla inicial?

72.- Se tiene un recipiente de 11,2 litros el cual contiene metano a condiciones normales de presión y temperatura (TPN).

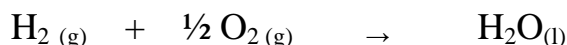
A dicho recipiente se le inyecta un exceso de oxígeno y se hace saltar una chispa para inducir la combustión completa del metano.

Sabiendo que la entalpía de formación (ΔH_f°) del Metano, Agua y CO₂ es de -74.9 kJ/mol, -286 kJ/mol y -413 kJ/mol respectivamente, calcule el calor que se genera en esta reacción.

73.- En un recipiente de 1,500 L a 25 °C se introduce una mezcla de 1,00 g de H₂ y 8,60 g de O₂.

- ¿Cuál es la presión total del gas en el recipiente?

Una chispa en el sistema desencadena en la mezcla una reacción en la que se forma agua como único producto según la siguiente ecuación:



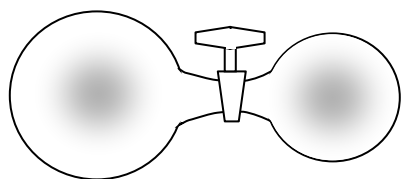
Después de la reacción:

- ¿cuál de los gases de partida no reaccionó completamente?
- ¿cuál es la presión total en el recipiente cuando la temperatura vuelve a estar a 25°C?

Presión de vapor del H₂O = 23.8 mmHg a 25°C

74.- En un recipiente de acero se colocan 4 g de un gas noble desconocido, a una temperatura de 27 °C y una presión de 1,23 atmósferas. Se elimina dicho gas del recipiente, a cambio, se colocan 12,8 g de oxígeno gaseoso, a la misma temperatura, obteniéndose el doble de la presión anterior. ¿Cuál es el gas noble?

75.- El óxido nítrico (NO) reacciona con oxígeno molecular para dar NO₂ gaseoso. Inicialmente, los dos reactivos están separados, como se muestra en la figura:



NO(g)	O ₂ (g)
4,00 L	2,00 L
0,50 atm	760 torr

Cuando se abre la válvula, la reacción ocurre rápidamente hasta completarse. Determine los gases presentes al final de la reacción y calcule sus presiones parciales, suponiendo que la temperatura del sistema permanece constante a 25 °C. (R= 0,0821 atm L / K mol).

76.- Evalúe empleando la ecuación de van der Waals la presión ejercida por 10,00 moles de Cl₂(g) a 0°C en un volumen de 22,4L. Compare su resultado con la presión calculada asumiendo un comportamiento ideal.

$$\text{Cl}_2 \quad a(\text{L}^2\text{-atm/mol}^2) : 6,49 \quad b(\text{L/mol}): 0,0562$$

77.- Evalúe empleando la ecuación de van der Waals la presión ejercida por 2,975 moles de N₂(g) a 300°C en un volumen de 0,75L. Compare su resultado con la presión calculada asumiendo un comportamiento ideal.

$$\text{N}_2 \quad a(\text{L}^2\text{-atm/mol}^2) : 1,39 \quad b(\text{L/mol}): 0,0391$$

78.- Calcule la presión que ejerce en un volumen de 33,3L a 40°C una muestra de CCl₄ , asumiendo:

(a) Que el CCl₄ obedece a la ecuación de los gases ideales

(b) Que el CCl₄ obedece a la ecuación de van der Waals

(c) ¿Qué gas esperaría Ud. se desvíe más del comportamiento ideal CCl₄ o Cl₂? Discuta.

CCl₄ a(L²-atm/mol²) : 20,4 b(L/mol): 0,1383

79- Se prepara una muestra de hidrógeno y helio tal que el número de colisiones por unidad de área que experimenta cada gas con las paredes del recipiente sean las mismas. ¿Cuál de ambos gases tendrá mayor fracción molar y por qué?

LÍQUIDOS Y FUERZAS INTERMOLECULARES

80.- ¿Explique cuál de las siguientes sustancias probablemente sea líquida a temperatura ambiente?

Formaldehido H₂CO; Fluorometano CH₃F; Cianuro de hidrógeno HCN ;
Peróxido de hidrógeno H₂O₂ ; Sulfuro de hidrógeno H₂S

81- ¿En cuál de estas sustancias hay posibilidad de enlace de hidrógeno?

Dibuje la interacción.

Cloruro de metileno CH₂Cl₂; Fosfina PH₃, Cloroamina NH₂Cl ; Acetona CH₃COCH₃

82.- Indique cuál de los listados representaría las fuerzas intermoleculares en orden creciente para Ar, Cl₂, CH₄, y CH₃COOH.

(a) CH₄ < Ar < CH₃COOH < Cl₂

(b) Cl₂ < CH₃COOH < Ar < CH₄

(c) CH₄ < Ar < Cl₂ < CH₃COOH

(d) CH₃COOH < Cl₂ < Ar < CH₄

(e) Ar < Cl₂ < CH₄ < CH₃COOH

83.- Etilenglicol ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) , un anticongelante, presenta un punto de ebullición de 198°C , mientras que el alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) ebulle a 78°C a presión atmosférica. ¿ Explique el por qué la sustitución de un OH por un H causa una disminución del Punto de Ebullición?

84.- Etilenglicol dimetil éter $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$ tiene un punto de ebullición de 83°C mientras que el etil metil éter $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ presenta un punto de ebullición de 11°C . ¿Cuál es el factor predominante que origina las diferencias en los puntos de ebullición de los éteres?

85.- El 1,2-dicloro etileno presenta dos isómeros geométricos: cis y trans.

- (a) ¿Cuál de los isómeros presenta mayor fuerza dipolo-dipolo?
(b) Los isómeros presentan puntos de ebullición de $60,3^\circ\text{C}$ y $47,5^\circ\text{C}$. Asigne el punto de ebullición para su isómero correspondiente. ¿Explique el por qué de su elección?.

Profesor Antonio M.Barriola
Departamento de Química
Oficina QYP 303