ESPOL / ICQA / 1era EVALUACIÓN QUÍMICA GENERAL I (II TERMINO 2009)

NOTA: PARA ESTA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO: 10+3 = 1,000. EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO: 10-1 = 0.1.

**OBSERVACIÓN:** SIRVASE LEER CUIDADOSAMENTE CADA UNO DE LOS TEMAS PLANTEADOS, ESTO A FIN DE CONTESTARLOS EN BASE A LO SOLICITADO EN LOS MISMOS. PARTICULAR QUE SIGNIFICA: COMPRENDERLO, INTERPRETARLO, ANALIZARLO, RESOLVERLO Y EXPRESAR SU RESPUESTA CON CLARIDAD.

#1 (10 p) APLICACIÓN ECUACIÓN CLAUSIUS – CLAPEYRON

La presión de vapor del propanol (acetona) es de 67 Torr a 0.0 °C y 222 Torr a 25.0 °C.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Datos: | | | |
| Constante de los gases (R) = | | | |
| 0.082 atm·l / K·mol | 8.31451 J / K·mol | 1.987 cal / K·mol | 8.31451 10−10 erg / K·mol |
| P = C x e-∆Hvap°/RT | | | |

Con los datos proporcionados proceda a calcular:

1. A. La entalpia de vaporización estándar (normal) de la acetona:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| PRESENTACIÓN DE DATOS: | | | | | |
| TEMPERATURAS | °C | K | PRESIONES | torr | atm |
| temperatura 1 | 0 | 273 | presión 1 | 67 | 0.0881 |
| temperatura 2 | 25 | 298 | presión 1 | 222 | 0.2921 |

OBTENCIÓN DE RELACIONES:

ln P1 = -(∆Hv/RT1) + ln C y ln P2 = -(∆Hv/RT2) + ln C

ln (P1/ P2) = (∆Hv/R)( (T1 – T2)/( T1 x T2)) →

→ ∆Hv = R x (ln (P1/ P2)) x ((T1 x T2)/ (T1 – T2))

CALCULOS:

∆Hv = (8.31451 J / K·mol) x (ln(0.0881/0.2921) x ((273 x 298)/ (273 – 298))

∆Hv = (8.31451 J / K·mol) x ( (-1.1986) x (81354/ -25)) °K tenemos ∆Hv = (8.31451 J / K·mol) x (3900.76) °K

RESPUESTA: ∆Hv = 32432.9 J / mol; ∆Hv = 32.4 kJ / mol

1. B. El punto normal de ebullición del propanol (CH3COCH3) en grados centígrados:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| PRESENTACIÓN DE DATOS E INCOGNITAS: | | | | | |
| TEMPERATURAS | °C | °K | PRESIONES | torr | atm |
| Temperatura 1 | 0 | 273 | Presión 1 | 67 | 0.0881 |
| Temperatura 2 | ? | ? | Presión 2 | 760 | 1 |

OBTENCIÓN DE RELACIONES:

De la formula siguiente despejamos T2 ln (P1/ P2) = (∆Hv/R)( (T1 – T2)/( T1 x T2))

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| VALORES | ln (P1/ P2) → | -2.4292 | /// | (∆Hv/R) → | 3900.759 |

CALCULOS:

-2.4292 = 3900.759 x ((T1 – T2)/( T1 x T2)) ; T2= (3900.759 x T1)/((-2.4292 x T1)+3900.759)

T2=1064907.2 / 3237.5874 = 328.92 °K

RESPUESTA:

T2= 55.91 °C ; T2= 328.92 °K

2. Determinación del calor molar de vaporización

En la tabla se muestran varias mediciones de presión de vapor para el mercurio a distintas temperaturas.

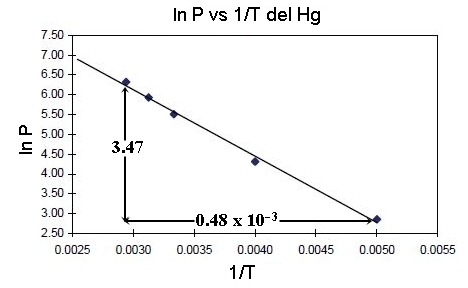
Determine mediante una gráfica el calor molar de vaporización del Hg (Ubicar las rotulaciones y unidades en cada eje).

Su respuesta preséntela en kJ / mol.

Datos: ( (-∆H vap / RT ) + C ) = ln P

R = 8.314 J / (K x mol); R = 0.08206 L x atm / (K x mol)

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Presión de vapor del Hg a varias temperaturas | | | | | |
| P (mmHg) | 557.9 | 376.3 | 246.8 | 74.4 | 17.3 |
| *temperatura* (°C) | 340 | 320 | 300 | 250 | 200 |
| *Ln P* | 6.32 | 5.93 | 5.50 | 4.30 | 2.85 |
| *1/T* (°C) | 0.0029 | 0.0031 | 0.0033 | 0.004 | 0.005 |
| *1/T* (°K*)* | 0.00163 | 0.00168 | 0.00174 | 0.00191 | 0.00211 |



**RESPUESTA con unidades**:

Por cuanto la recta trazada por los datos reformulados atraviesa el quinto y primer dato, podemos usar el primero y el último punto para determinar la pendiente (-∆Hvap/ R):

m = (ln Pi – ln Pf) / (1/Ti – 1/Tf) = (6.32 – 2.85)/(1.63 x 10-3 – 2.11 x 10-3)K-1 = -7230 K

-7230 K = -∆Hvap/R = -∆Hvap/ R = 8.314 J / (K x mol)

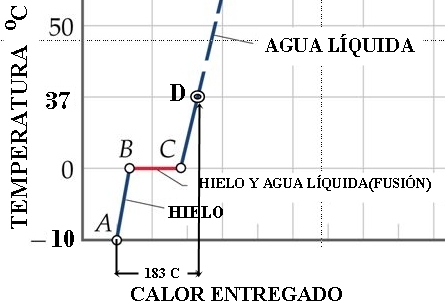
∆Hvap = 60.1 kJ/mol

#3 (10p) CAMBIOS DE ENERGÍA

Un estudiante de la ESPOL perdido en una tormenta de nieve en el Chimborazo decide comer nieve para obtener agua.

Con los datos proporcionados en la tabla determine cuantas kilocalorías (Calorías alimenticias, con “C” mayúscula) de alimento tendrá que ingerir la persona cada día para llevar 1500 g de nieve de -10 °C hasta la temperatura corporal de 37 °C.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Datos calóricos para el agua | | |
| Calor molar de vaporización | 40.7 kJ / mol | 9.72 kcal / mol |
| Calor molar de fusión | 5.98 kJ / mol | 1.44 kcal / mol |
| Calor especifico (líquida) | 4.18 J / g - °C | 1.000 cal / g - °C |
| Calor especifico (hielo) | 2.09 J / g - °C | 0.500 cal / g - °C |
| Calor especifico (vapor) | 1.97 J / g - °C | 0.471 cal / g - °C |



Calor entregado

AB: Qch= m x Ceh x ∆T = (1500g) x (0.500 cal / g - °C) x (10) = 7.5 kcal

BC: Qfh = # moles\*∆Hf = (1500g) x (1 mol/18g) x (1.44 kcal/mol) = 120 kcal

CD: Qca = m\*Cea\*∆T = (1500g) x (1 cal / g - °C) x (37) = 55.5 kcal

Total = 7.5 kcal + 120 kcal + 55.5 kcal = 183 kcal = 183 **C**

1kilocaloria= **C**

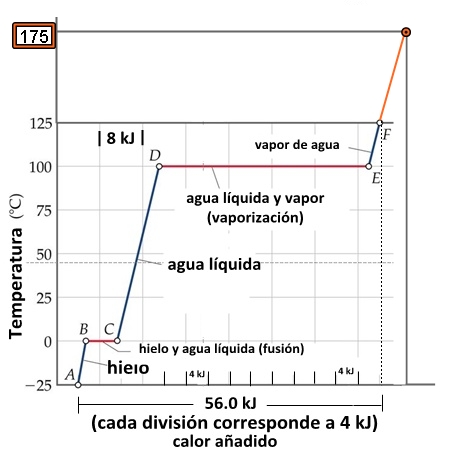
4. (10 p) EMPLEO DE CURVAS DE CALENTAMIENTO PARA CÁLCULOS INMEDIATOS.

La gráfica siguiente muestra los cambios de energía y temperatura que ocurren cuando una mol de agua es calentada desde -25 °C a 125 °C a la presión de una atmosfera.

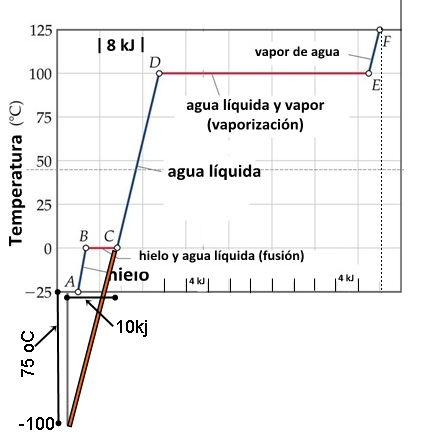
Con los datos de la imagen, determine GRÁFICAMENTE lo solicitado en 4. A y 4. B:

4. A. La temperatura que alcanzara la muestra referida cuando en el punto *F* se le agrega 4 kJ al sistema en términos de una aproximación aceptada.

**RESPUESTA A: 175** °C APROXIMADAMENTE (Calculada gráficamente al añadir al punto F 4kJ, prolongar la recta y encontrar intersección)

****

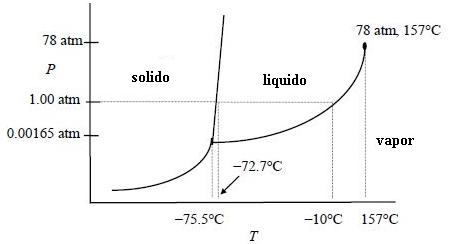
4. B. La temperatura que alcanzara la muestra referida cuando en el punto *C* se retira del sistema 10 kJ. **RESPUESTA B: -100** °C APROXIMADAMENTE (Al quitar en el punto (A) 10kJ y prolongar la recta y encontrar intersección)



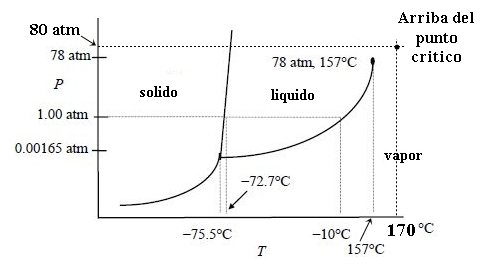
5. (10 p) CONSTRUCCIÓN DE DIAGRAMA DE FASES

5. A. Con la información presentada en la tabla para el dióxido de azufre proceda a elaborar (dibujar a mano alzada) un esquema del diagrama de fases del SO2:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Datos del SO2 (Relativamente poco tóxico, puede causar náuseas, vómitos y esterilidad) | | |
| PROPIEDADES | presión | temperatura |
| Punto de ebullición | 1 atm | -10°C |
| Punto de congelación | 1 atm | -72.7°C |
| Punto triple | 1.65 x 10-3 atm | - 75.5°C |
| Punto crítico | 78 atm | 157°C |

****

5. B. A partir de su figura, en qué estado se encontrará una muestra de SO2 a 170°C y 80 atm. ¿Por qué?



El punto proporcionado se encuentra en el área de fluido súper-critico lo que imposibilita dar una respuesta en términos sencillos, líquido o vapor, tanto que puede estar en el uno como otro estado.

6. (10 p) DETERMINACIÓN de NÚMERO de ÁTOMOS en una CELDA UNITARIA

El silicio cristalino tiene una estructura cúbica. La longitud de la arista de la celda unitaria es de 543 pm. La densidad del sólido es 2.33 g/cm3.

Calcule el número de átomos de *Si* en cada celda unitaria.

RESPUESTA:

El volumen de una celda es:

V = a3 = (543 pm)3 x (1 x 10-12m /1 pm)3 x (1cm/0.01m)3 = 1.60 x 10-22cm3

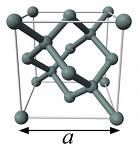
m = *d x V* = (2.33g/1cm3) x (1.60 x 10-22cm3) = 3.73 x 10-22g

La masa de un átomo de silicio es: (28.09g Si/1 mol Si) x (1 mol Si/6.022 x 1023 átomos Si) = 4.665 x 10-23 g/átomos

El número de átomos de silicio en una celda unitaria es:

1 (átomo Si / 4.665 x 10-23 g/átomos) x (3.73 x10-22 g Si/ 1celda) = 8 átomos / celda unitaria

RESPUESTA: \_8\_ átomos de *Si* en cada celda unitaria.



7. (10 p) DETERMINACIÓN de la MOLALIDAD de una SOLUCIÓN

La densidad de una disolución acuosa de metanol (CH3OH) 2.45M es 0.976 g/mL.

¿Cuál es la molalidad de la disolución?

La masa molar del metanol es 34.04 g.

SOLUCIÓN

Calcular la masa de agua en un litro de disolución, mediante el uso de la densidad como factor de conversión.

La masa total de 1L de disolución de metanol 2.45 M es:

1 L disol x (1000mL disol/ 1L disol) x (0.976g / 1mL disol)= 976g

Debido a que esta disolución contiene 2.45 moles de metanol, la cantidad de agua (disolvente) en la disolución es:

Masa de H2O = masa de disol – masa de soluto

= 976 g – (2.45 mol CH3OH x (34.04g CH3OH / 1 mol CH3OH))

= 892.6g de agua = 0.893 kg

Molalidad = 2.45 mol CH3OH/ 0.893 kg H2O = 2.74 m

(La molalidad (m) es el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente (no de disolución))

8. (10 p) DISMINUCIÓN de la PRESIÓN de VAPOR

Datos: La presión de vapor del agua pura a 30 oC es 31.82 mmHg.

(ln P1 = ln X1 + ln P1°)

Ahora con los datos proporcionados y los contenidos de la Ley de Raoult proceda a:

8. A. Calcular la presión de vapor de una disolución preparada al disolver 218 g de glucosa (masa molar= 180.2 g/mol) en 460 mL de agua a 30 oC. Suponga que la densidad de la disolución es de 1.00 g/ml.

RESPUESTA:

n1(agua) = 460 mL x (1g/1mL) x (1 mol/18.02) = 25.5 mol

n2(glucosa) = 218 g x (1 mol/180.2g) = 1.21 mol

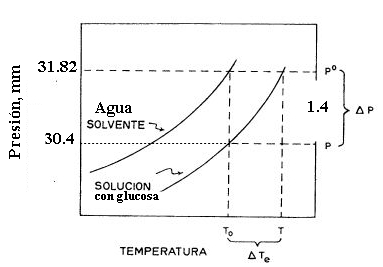
X1=n1/n1+n2 = 25.5 mol/25.5mol + 1.21 mol = 0.955

P1= 0.955 x 31.82 mmHg = 30.4mmHg

8. B. Determine la disminución (∆) de la presión de vapor:

RESPUESTA:

I= (31.82 – 30.4) mmHg =1.4 mmHg



9. (10 p) DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLECULAR POR MEDICIÓN PRESIÓN OSMÓTICA

Se prepara una disolución disolviendo 35.0 g de HEMOGLOBINA (Hb) en suficiente agua para obtener un volumen de 1 L. Si la presión osmótica de la disolución es de 10 mmHg a 25 °C

MASA MOLAR →NÚMERO DE MOLES → MOLARIDAD → PRESIÓN OSMOTICA

Calcular la masa molecular de la Hb:

|  |  |
| --- | --- |
| DATOS | |
| R | 0.082 L. atm/K. mol |
| Presión Osmótica | 10 mmHg |

SOLUCIÓN:

π= MRT

CALCULOS DE LA MOLALIDAD

M = π/RT

= ( 10 mmHg x (1atm / 760 mmHg))/(0.082 L. atm/K. mol x (298 K)) = 538 X 10 -4 M

CALCULOS DE LOS MOLES

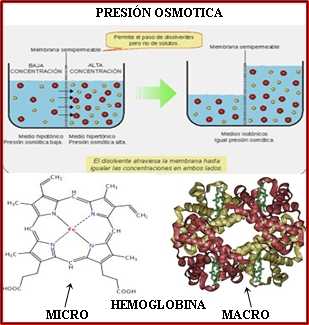
moles de Hb = masa de Hb / masa molar de Hb

CALCULOS DE LA MASA MOLAR

masa molar de Hb = masa de Hb/ moles de Hb

= 35 g / 5.38 X 10 -4 mol

RESPUESTA = 6.51 X 10 4 g/mol



10. (10 p) DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLECULAR POR ABATIMIENTO PUNTO DE FUSIÓN

Una muestra de 7.85 g de un compuesto con la formula empírica C5H4 se disuelve en 301 g de benceno. El punto de congelación de la disolución es 1.5°C por debajo del punto de congelación del benceno puro.

MASA MOLAR → NÚMERO DE MOLES → MOLALIDAD → DISMINUCIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

10. A. Calcular la masa molar del compuesto referido.

CALCULO DE LA MOLALIDAD

Molalidad = ∆ Tf/ Kf = (1.05 °C)/(5.12 °C/m) = 0.205m

0.301 Kg x (0.205 mol/1kg) = 0.0617 mol

CALCULO DE LA MASA MOLAR

Masa molar = gramos de compuesto/ moles de compuesto = 7.85g/0.0617 mol

RESPUESTA:

= 127 g/mol

10. B. Determinar la formula molecular del compuesto referido.

CALCULO DEL MÚLTIPLO PARA DETERMINAR LA FORMULA MOLECULAR A PARTIR DE LA MASA EMPÍRICA

Masa molar/ masa molar empírica = 127 g/mol / 64 g/mol ≈ 2

RESPUESTA:

(C5H4)2  o C10H8 NAFTALENO

