

ESPOL / ICQA / EVALUACIÓN FINAL SOBRE EL COMPONENTE PRÁCTICO DE QUÍMICA GENERAL I
Miércoles 5 de septiembre 2007

NOMBRES	APELLIDOS	PROFESOR DE LABORATORIO	GRUPO DE LABORATORIO

- Nota no. 1 Para esta evaluación el signo coma (,) se tomará para representar miles, ejemplo: $10^{+3} = 1,000$.
 El punto (.) se tomará para representar decimales, ejemplo: $10^{-1} = 0.1$.
- Nota no. 2: Lea **cuidadosamente** cada **pregunta** de la **evaluación**.

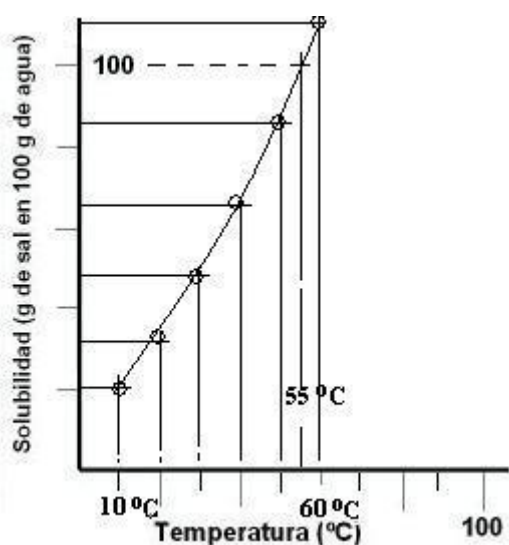
1. (SOLUBILIDAD DE LAS SALES) Seis grupos de pares de estudiantes en el Laboratorio de Química General I obtuvieron, a distintas temperaturas, los datos que se presentan en la tabla no.1 para la sal XY (solute) disuelta hasta su saturación en agua (solvente). Tomando en consideración los datos referidos, sírvase calcular, en los espacios en blanco de la tabla no. 1, la solubilidad de la sal XY en agua para cada temperatura referida. Luego, grafique en el sistema coordenado de la tabla no. 2 la curva de solubilidad de XY en agua a las temperaturas dadas. Posteriormente, sírvase contestar las dos preguntas presentadas en la segunda columna de la tabla no.2

Tabla no.1. Masas de soluto XY disuelta en agua (solvente) hasta saturación a seis temperaturas

Temperatura (°C)	10	20	30	40	50	60
Masa de XY para saturación, g	1.8	2.9	2.5	4.3	7.6	6.2
Masa de agua para saturación, g	8.6	9.4	5.4	6.7	8.8	5.6
Espacio para cálculos	[1.8 g / 8.6 g] x 100%	[2.9 g / 9.4 g] x 100%	[2.5 g / 5.4 g] x 100%	[4.3 g / 6.7 g] x 100%	[7.6 g / 8.8 g] x 100%	[6.2 g / 5.6 g] x 100%
SOLUBILIDAD (g soluto / 100 g agua)	20.93	30.85	46.29	64.62	86.36	110.71

Tabla no. 2.

Representación gráfica de la solubilidad de la sal XY en agua a distintas temperaturas



Pregunta no. 1:
GRÁFICAMENTE ESTIME LA SOLUBILIDAD DE LA SAL XY A 55 °C.

En primer lugar levantamos la isoterma de 55 °C hasta el corte de la curva de solubilidad, véase dibujo a la izquierda.

Interpretando el corte de la isoterma a 55 °C, observamos que la curva de solubilidad es interceptada en el punto 100 g de sal en 100 g de agua, aproximadamente.

Pregunta no. 2:

Las solubilidades, a 55°C, de las sales KNO_3 , $Pb(NO_3)_2$, $NaCl$, $KClO_3$ son respectivamente de 90, 85, 35 y 18 g de soluto en 100 g de agua. Sírvase estimar y escribir a cual sal listadas podría corresponder el compuesto XY:

Respuesta: NINGUNA de las REFERIDAS.

2. (SOLUBILIDAD DE LAS SALES) En el Laboratorio de QGI se dispone (a 50°C) muestras de 2.13 g de soluto en 5.0 g de agua para cada una de las seis sales que se indican en la fila #2 de la tabla. Proceda a lo solicitado en la fila #3 para cada sal. En la fila #4, en la columna correspondiente, para cada sal, marque con la letra X si la solución es sobresaturada, con la letra Y si es saturada y con una Z si es insaturada. Para tomar su decisión utilice el gráfico de solubilidades versus temperatura de la fila #7. Si alguna de las soluciones resultara sobresaturada, calcule, con la ayuda de los datos del gráfico, los gramos de soluto que se deben retirar para obtener una solución saturada a la referida temperatura. Para los casos que se ameriten, los valores a retirarse sírvase registrarlos en la fila #6.

FILA #1	PASOS	MUESTRAS (SEIS EN TOTAL)					
#2	Sales	KClO ₃	K ₂ Cr ₂ O ₇	NaCl	KCl	KNO ₃	CaCl ₂
#3	CÁLCULAR g de sal en 100 g de agua (solubilidad)	42.60 g	42.60 g	42.60 g	42.60g	42.60 g	42.60 g
#4	MARCAR con: X solución sobresaturada Y solución saturada Z solución insaturada	X	X	X	Y	Z	Z
#5	Cálculo de sal que debe retirarse en gramos si esta sobresaturada	23.6 g en 100 g de agua.	12.6 g en 100 g de agua.	7.6 g en 100 g de agua.	0 g	-	-
#6	Masa en gramos de la sal a retirar de la muestra.	1.18 g en 5 g de agua.	0.63 g en 5 g de agua.	0.38 g en 5 g de agua.			
#7	Solubilidad Sal(es) Saturada(s) MARCAR lo solicitado en la fila #4→						

3. (EFECTO DEL IÓN COMÚN) En el Laboratorio de QGI se parte de un 1 mL de NH₃ con concentración 8 M que se disuelven en 30 mL de agua (Vaso A). El contenido del vaso A se lo divide en dos partes iguales que se vierten en los vasos B y C. Sírvase contestar las preguntas que se plantean en las tablas no. 1 y no. 2.

Datos: NH₃ + H₂O <=> NH₄⁺ + OH⁻; N = 14.0 g/mol; Cl = 35.45 g/mol; Kb = 1.8 x 10⁻⁵; V₁ x M₁ = V₂ x M₂; El amoníaco es una base débil con Kb = 1.8 x 10⁻⁵.

Tabla no. 1. Cálculos de la concentración molar del NH ₃ , pOH y el pH en los vasos A y B.			
Calcular la concentración molar del NH ₃ en el vaso A	V ₁ x M ₁ = V ₂ x M ₂ ; 1mL x 8M = 31mL x X [NH ₃] _{vaso A} = 0.258 M		
¿Concentración molar del NH ₃ en el vaso B?	[NH ₃] _{vaso B} = 0.258 M		
Calcular el pOH y el pH en los vasos A y B, siguiendo los siguientes pasos:			
1. Escribir la ecuación de disociación de la base (NH ₃) en agua:	NH ₃ + H ₂ O <=> NH ₄ ⁺ + OH ⁻		
2. Escribir la constante de disociación básica del NH ₃ Kb = ([NH ₄ ⁺] x [OH ⁻]) / ([NH ₃] x [H ₂ O])	3. Determinación de la concentración de [OH ⁻] [OH ⁻] = Kb x [NH ₃] / [NH ₄ ⁺] [OH ⁻] ² = Kb x [NH ₃] [OH ⁻] = (Kb x [NH ₃]) ^{1/2} [OH ⁻] = (1.8 x 10 ⁻⁵ x 0.258) ^{1/2} [OH ⁻] = 0.00215	4. Determinación del pOH Vaso A pOH = -log [OH ⁻] pOH = -log [0.00215] pOH = 2.66	5. Determinación del pH Vaso A 14 = pH + pOH pH = 14 - pOH pH = 14 - 2.66 pH = 11.34
pOH en el vaso B = 2.66		pH en el vaso B = 11.34	

Ahora al vaso C se agrega 1 gramo de NH₄Cl. En la tabla no.2 calcular el pH resultante siguiendo los pasos que se indican en sus filas.

Tabla no. 2. Cálculos de la concentración molar del NH ₄ Cl, pOH y el pH en el vaso C.			
1. Calcular la concentración molar del NH ₄ ⁺ en el vaso C	M = n / V(L de solución); n = 1g / 53.45 g/mol NH ₄ Cl = 1.87 x 10 ⁻² ; V = 0.0155L; M = 1.2 mol / L [NH ₄ ⁺] _{vaso C} = 1.2 M		
2. Ecuación de disociación de la base NH ₃	NH ₃ <=> NH ₄ ⁺ + OH ⁻		
3. Concentraciones iniciales de reactivos y productos	0.258 M	1.2 M	0
4. Concentraciones de cambio de reactivos y productos	-x	x	x
5. Concentraciones de equilibrio de reactivos y productos	(0.258 - x) M	(1.2 + x) M	x
6. Escribir la constante de disociación básica del NH ₃ Kb = ([NH ₄ ⁺] x [OH ⁻]) / ([NH ₃] x [H ₂ O])	7. Determinación de la concentración de [OH ⁻] La magnitud de x es pequeña y la despreciamos en la resta y suma de los paréntesis en el punto 5. [OH ⁻] = Kb x [NH ₃] / [NH ₄ ⁺] [OH ⁻] = (1.8 x 10 ⁻⁵ x 0.258) / (1.2) [OH ⁻] = 3.87 x 10 ⁻⁶		
8. Determinación del pOH en vaso C = pOH = -log [OH ⁻] pOH = -log [3.87 x 10 ⁻⁶] pOH = 5.41	9. Determinación del pH en el vaso C = 14 = pH + pOH pH = 14 - pOH pH = 14 - 5.41 pH = 8.59		
10. pOH en el vaso B = 2.66	11. pH en el vaso B = 11.34		

4. (CÁLCULOS del pH PARA ÁCIDOS DÉBILES) Calcular el pH de una disolución 0.20 M de HCN (ácido débil; $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$). Para lo anterior sírvase utilizar los espacios en blanco de las tablas no.1 y no.2.

Tabla no. 1 Ecuación de disociación del HCN (ácido débil) y tabulación de concentraciones de las especies que participan en la reacción en equilibrio.

ECUACIÓN DE DISOCIACIÓN DEL ACIDO	HCN	=	H ⁺	+	CN ⁻
CONCENTRACIONES INICIALES	0.20 M		0		0
CONCENTRACIONES DE CAMBIO	- x M		+ x M		+ x M
CONCENTRACIONES DE EQUILIBRIO	(0.20 - x) M		(+ x) M		(+ x) M

Tabla no. 2 Sustitución de las concentraciones de equilibrio en la expresión de K_a , calculo de incógnita x, [H⁺] y pH

Sustitución de las concentraciones de equilibrio en la expresión de K_a : $K_a = (+ x) (+ x) / (0.20 - x)$ $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$	Aproximación simplificada de x (pequeña cantidad de ácido disociado; [(0.20 - x) ~ 0.20] $K_a = (x)^2 / (0.20)$ $(x)^2 = [4.9 \times 10^{-10}] \times 0.20 = 0.98 \times 10^{-10}$
Calculo de la incógnita x y del [H ⁺] $x_1 = + 9.9 \times 10^{-6}$; $x_2 = - 9.9 \times 10^{-6}$	Calculo del pH $pH = -\log [9.9 \times 10^{-6}] = 5.00$

5. (DETERMINACIÓN PESO MOLECULAR DE UN ÁCIDO) En una clase de Laboratorio se tomo una muestra de 1.0 g de un ácido orgánico, la que se disolvió y diluyó hasta formar una solución de 100 mL (solución). Posteriormente se tomó 10 mL de esta solución (muestra), la misma que se neutralizó con un volumen de 16.8 mL de la base NaOH de concentración 0.0945 N. La molécula del ácido en cuestión contiene dos cationes de hidrogeno (2H⁺). Datos: $V_b \times N_b = V_a \times N_a$. Con la información proporcionada sírvase a contestar las preguntas planteadas en las filas de la primera columna de la tabla. Datos: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; N = 14 g/mol; O = 16 g/mol; S = 32 g/mol.

Normalidad del ácido	$N_a \times V_a = N_b \times V_b$; $N_a = (N_b \times V_b) / V_a$; $N_a = (16.8 \times 0.0945) / (10) = 0.159 \text{ N}$			
# equivalentes gramo de la solución ácida	$= 0.159 \text{ N} \times 0.1 \text{ L} = 0.0159 \text{ equiv-gramos solución ácida}$			
Masa de un equivalente gramo del ácido	$= 1 \text{ g} / 0.0159 = 62.98 \text{ g}$			
# de cationes H ⁺ en la molécula del ácido = 2	Peso Molecular del ácido = $2 \times 62.98 = 125.96 \text{ g}$			
Marque con una X el ácido que probablemente corresponda al ácido usado en la clase de Laboratorio		X		
	H ₂ SO ₄	H ₂ C ₂ O ₄ x 2H ₂ O	C ₆ H ₈ O ₇ x 2H ₂ O	C ₂ H ₄ O ₂

6. (DENSIDAD) El volumen molar de cualquier gas a temperatura de 0°C (273.15 K) y una atmósfera de presión (760 torr) es de 22.4 litros/mol (condiciones TPN). Calcule a las condiciones TPN la densidad de los gases que se detallan en la fila de gases de la tabla no.1. Encierre con un círculo al gas que a TPN posee la mayor densidad. Datos: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; N = 14 g/mol; O = 16 g/mol.

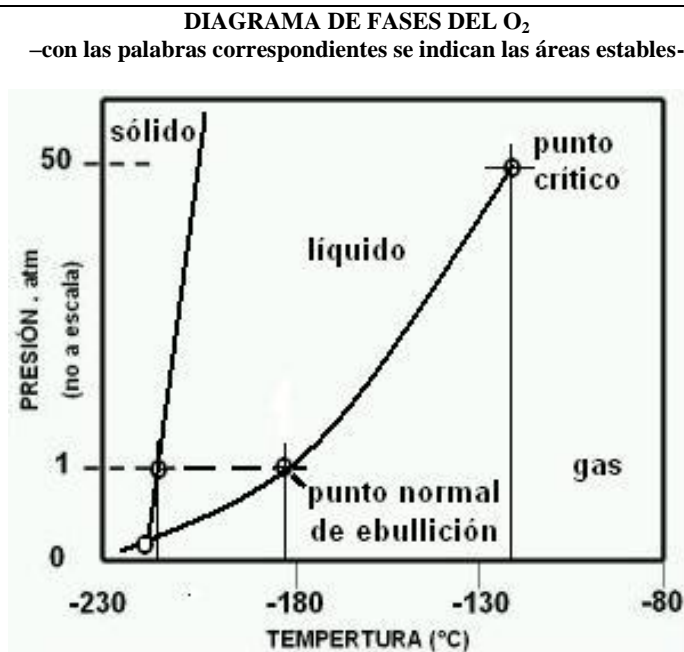
Tabla. Densidad de los gases amoníaco, óxido de nitroso, metano, propano y dióxido de carbono a TPN.

GASES	NH ₃	N ₂ O	CH ₄	C ₃ H ₈	CO ₂
Masa molecular de los gases	17 g / mol	44 g / mol	16 g / mol	44 g / mol	44 g / mol
Espacios para calcular la densidad de los gases a TPN g/L.	[17 g / mol] / 22.4 litros/mol.	[44 g / mol] / 22.4 litros/mol.	[16 g / mol] / 22.4 litros/mol.	[44 g / mol] / 22.4 litros/mol.	[44 g / mol] / 22.4 litros/mol.
Densidad de los gases a TPN en g/L	0.76	1.96 [✓]	0.71	1.96 [✓]	1.96 [✓]

7. (ESTEQUIOMETRIA / CALCULOS A PARTIR DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS) Calcular de acuerdo a lo solicitado en la tabla el porcentaje de clorato de potasio en una mezcla de cloruro de potasio y clorato de potasio de acuerdo a los siguientes datos: Un tubo de ensayo contiene una mezcla de cloruro de potasio y clorato de potasio, la mezcla inicial tiene una masa de 9.65 gramos. Luego de calentarla por un periodo de tiempo se logra una masa constante de 9.06 gramos. Suponga que el KCl no se descompone. Datos: KClO₃ => KCl + O₂; Cl = 35.5 g/mol; K = 39.10 g/mol; O = 16 g/mol;

Ecuación de descomposición del KClO ₃ -por balancear-	$2 \text{KClO}_3 \Rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
Ecuación de descomposición del KCl	NO SE DESCOMPONE
Gramos de O ₂ liberados al medio	(9.65 - 9.06) gramos = 0.59 g O ₂
# de moles de O ₂ liberados al medio	[0.59 g O ₂ x 1 mol O ₂ / 32 g de O ₂] moles liberados al medio = 0.0184 moles de O ₂
# de moles de KClO ₃ que se descomponen por calentamiento en KCl y O ₂	[0.0184 moles de O ₂] x 2 moles de KClO ₃ / 3 moles O ₂ = 0.0123 de moles de KClO ₃ que se descomponen
Peso molecular del KClO ₃ = 122.55 g	122.55 g de KClO ₃ / mol
gramos de KClO ₃ descompuestos por calentamiento	0.0123 moles KClO ₃ x 122.55 g de KClO ₃ / mol = 1.51 g de KClO ₃ descompuestos
% de KClO ₃ en la mezcla	= [1.51 g de KClO ₃ descompuestos / 9.65 g mezcla] x 100 % = 15.62 % de KClO ₃ en la mezcla

8. (DIAGRAMAS DE FASE) Los puntos normales de fusión y de ebullición del O₂ son -218°C y -183°C respectivamente. Su punto triple se encuentra a -219 °C y 1.14 torr, su punto crítico esta a -119 °C y 49.80 atm. Con los datos proporcionados sírvase construir el diagrama de fases del O₂ mostrando los cuatro puntos dados e indicando con las palabras gas, sólido y liquido las áreas en que cada fase es estable.



9. (PRESIÓN DE VAPOR EN FUNCIÓN DE LA TEMPERATURA) Utilice la figura de la segunda columna de la tabla donde se indican, entre otros, las variaciones de las presiones de vapor del éter dietílico y alcohol dietílico con la temperatura, para contestar las dos preguntas que se indican en la primera fila de la tabla. Datos: 1 atm = 760 torr.

Tabla. Presión de vapor de cuatro líquidos comunes en función de la temperatura

1. Utilice la figura a su derecha para estimar el punto de ebullición del éter dietílico a una presión externa de 0.80 atm. En la figura marque con la letra D el punto correspondiente.

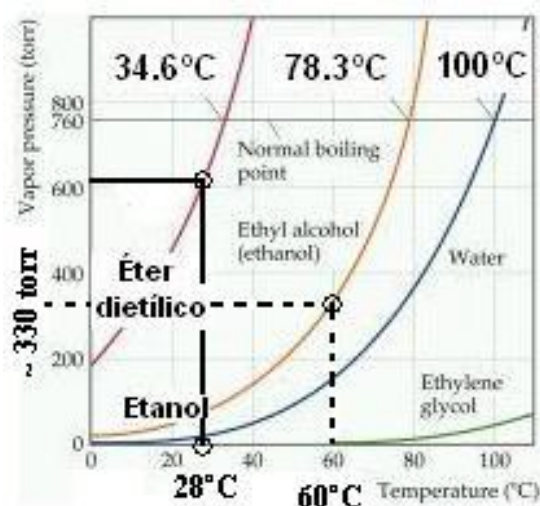
$$[0.8 \text{ atm}] \times [760 \text{ torr} / 1 \text{ atm}] = 606 \text{ torr}$$

Respuesta: El éter dietílico posee una presión de vapor de 0.80 atm a 28°C

2. Utilice la figura a su derecha para estimar la presión externa (en atm) donde el etanol tiene su punto de ebullición de 60 °C. En la figura marque con la letra E el punto en cuestión.

$$[330 \text{ torr}] \times [1 \text{ atm} / 760 \text{ torr}] = 0.44 \text{ atm}$$

Respuesta: El etanol 60 °C ebulle con una presión de: 0.44 atm.



10. (REGLAS DE SEGURIDAD) Encierre con un círculo los enunciados que no correspondan a reglas de seguridad para los laboratorios de química:

#	ENUNCIADOS
1	Notificar a su instructor(a) de cualquier condición médica (hipertensión, hipo-glicemia, alergias, diabetes, dificultad visual, dificultad motora, embarazo, epilepsia tratamiento médico, etc.) que pueda afectar su seguridad en el laboratorio.
2	Durante la sesión de Laboratorio siempre utilizar el mandil.
3	No trabaje en el laboratorio si no tiene supervisión adecuada.
4	Nunca comer, beber o fumar dentro del laboratorio.
5	Mantener siempre destapados los frascos de reactivos para su uso inmediato
6	No lleve a cabo experimentos no autorizados.
7	Cuando caliente líquidos en un tubo de ensayo, apunte la boca del tubo lejos de sus compañeros.
8	Nunca pipetee utilizando la boca
9	No inhale gases ni vapores.
10	Para demostrar su preparación y espíritu emprendedor comience a trabajar sin notificar al profesor
11	Nunca añada agua a ácido o base concentrada.
12	Familiarícese con la localización de los extintores de incendio, botellas de lavado para los ojos y duchas.
13	No caliente líquidos en envases o sistemas cerrados.
14	Utilice los reactivos solamente en las cantidades y la concentración que se especifica en los procedimientos.
15	No pierda tiempo en leer las etiquetas de los reactivos.
16	No utilice equipo de vidrio que esté roto o agrietado.
17	Evite calentar líquidos inflamables sobre una llama abierta (mechero).
18	Evite frotarse los ojos mientras esté en el laboratorio, particularmente si ha manejado agentes químicos irritantes o vidrio quebrado.
19	Lávese las manos antes de salir del laboratorio y siempre que toque sustancias irritantes o tóxicas.
20	Todo desperdicio sólido o cualquier material pequeño no utilizado completamente deséchelo en el fregadero.
21	No introduzca pipetas o espátulas directamente en las botellas de reactivos comunes.
22	Devuelva los sobrantes de reactivos a los frascos de origen.
23	En todo momento mantenga limpia y ordenada su mesa de trabajo.
24	Informe a su profesor en el caso que derrame algún reactivo. Luego limpie inmediatamente el área afectada.
25	Si tiene duda sobre algún procedimiento, no consulte al profesor de laboratorio y de paso a su espíritu emprendedor.
26	Preste particular atención a las advertencias de seguridad que han sido incorporadas en los procedimientos de laboratorio.
27	Notifique al instructor inmediatamente de todos los accidentes al igual que de escapes de gas u otras situaciones potencialmente peligrosas.
28	Para disminuir la tensión y fatiga juegue con sus compañeros y no evite las bromas.
29	Evite las visitas, entradas y salidas en el laboratorio.
30	Lleve siempre puestos sus audífonos para estar enterado a tiempo de las noticias de la actualidad.