

# RÚBRICA



ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA DEL LITORAL  
FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES Y MATEMÁTICAS  
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS QUÍMICAS Y AMBIENTALES

Año: 2017	Período: Segundo Término
Materia: QUÍMICA GENERAL	Profesor: PhD. Joel Vielma.
Evaluación: Segunda	Fecha: 07 de febrero de 2018

**COMPROMISO DE HONOR**

Yo,

.....

al firmar este compromiso, reconozco que el presente examen está diseñado para ser resuelto de manera individual, que puedo usar una calculadora *ordinaria* para cálculos aritméticos, un lápiz o esferográfico; que solo puedo comunicarme con la persona responsable de la recepción del examen; y, cualquier instrumento de comunicación que hubiere traído, debo apagarlo y depositarlo en la parte anterior del aula, junto con algún otro material que se encuentre acompañándolo. No debo además, consultar libros, notas, ni apuntes adicionales a las que se entreguen en esta evaluación. Los temas debo desarrollarlos de manera ordenada.

**Firmo al pie del presente compromiso, como constancia de haber leído y aceptar la declaración anterior.**

"Como estudiante de la ESPOL me comprometo a combatir la mediocridad y actuar con honestidad, por eso no copio ni dejo copiar".

Firma \_\_\_\_\_ **NÚMERO DE MATRÍCULA:** ..... **PARALELO:** ...

## Unidad. Propiedades de las Disoluciones

1) Cuantos mililitros de ácido sulfúrico al 98% en masa, cuya densidad es 1.84 g/mL, deben utilizarse para preparar un litro de disolución 0.10 N; b) Cuánta agua se debe agregar para preparar dicha solución. Masas atómicas (uma): H: 1; S: 32; O: 16

(Valor = 5 puntos)

a)

Calculo de la concentración del ácido sulfúrico:

$$PE = \frac{PM}{n \text{ de } H^+} = \frac{98 \text{ g/mol}}{2 \text{ equiv} - \text{g/mol}} = 49 \frac{\text{g}}{\text{equiv} - \text{g}}$$

$$g \text{ soluto} = \frac{98 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.87 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml de disolución}} \times 1000 \text{ mL de disolución}$$

$$g \text{ soluto} = 1803 \text{ g}$$

$$PE = \frac{g \text{ de soluto}}{PE} = \frac{1803 \text{ g}}{49 \frac{\text{g}}{\text{equiv} - \text{g}}} = 36.8 \text{ equiv} - \text{g}$$

$$N = \frac{\text{Equiv} - \text{grmos de soluto}}{\text{volumen de disolución (L)}} = \frac{36.8 \text{ equiv} - \text{g}}{1 \text{ L}} = 36.8 \text{ N}$$

Dilución:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$V_1 = \frac{0.1 \text{ N} \times 1 \text{ L}}{36.8 \text{ N}} = 2.71 \times 10^{-3} \text{ L} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2.71 \text{ mL}$$

b) Para preparar 1 L de disolución se deben agregar:

$$v \text{ agua} = V_{\text{total}} - V \text{ de ácido concentrado}$$

$$v \text{ agua} = 1000 \text{ mL} - 2.71 \text{ mL} = 997.29 \text{ mL}$$

**Rúbrica Tema : Propiedades de las disoluciones**

Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Alto desarrollo)

Sobre 5 puntos

NIVELES DE EJECUCIÓN	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	ALTO DESARROLLO
Calcular la concentración Normal de un ácido diprótico y preparar una disolución diluida del mismo.	El estudiante reconoce que es un ácido diprótico y calcula el peso equivalente del mismo.	El estudiante calcula correctamente los equivalentes-gramos contenidos en la disolución del ácido concentrado	El estudiante calcula correctamente la concentración de la disolución inicial del ácido.	El estudiante calcula correctamente la concentración de la disolución inicial del ácido y la cantidad de agua que debe agregar para preparar una disolución diluida.
Puntaje	0 - 1.0 puntos	1.1 – 2.5	2.6 – 3.5	3.6 - 5.0

2) El ácido esteárico  $C_{18}H_{36}O_2$  y el ácido palmítico  $C_{16}H_{32}O_2$  son ácidos grasos comunes. Los ácidos esteáricos comerciales contienen también ácido palmítico. Una muestra de 1.115 g de un ácido esteárico comercial se disolvió en 50 mL de benceno ( $d = 0.879 \text{ g/mL}$ ). El punto de congelación de la disolución resultante es  $5.072^\circ\text{C}$  y para el benceno puro es de  $5.533^\circ\text{C}$ , además  $K_f$  es  $5.12^\circ\text{C/m}$ . Masas atómicas (uma): H: 1; C: 12; O: 16

a) ¿Cuál es el porcentaje en masa de ácido palmítico en la muestra de ácido esteárico?;

b) ¿Es posible mantener en forma líquida esta mezcla de ácidos a una temperatura máxima de  $85^\circ\text{C}$ ? Justifique la respuesta mediante cálculos adecuados.  $K_b = 3.82^\circ\text{C/m}$ ; T ebullición benceno =  $80.1^\circ\text{C}$ .

(Valor = 10 puntos)

a)  $\Delta T_f = K_f \times m$

$$Kg \text{ benceno} = 50 \text{ mL} \times \frac{0.879 \text{ g}}{\text{mL}} \times \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 0.04395 \text{ Kg}$$

$$(5.533 - 5.072)^\circ\text{C} = \left(5.12 \frac{^\circ\text{C}}{\text{m}}\right) \left(\frac{n \text{ soluto}}{0.04395 \text{ Kg benceno}}\right)$$

$$n \text{ soluto total} = 3.95 \times 10^{-3}$$

$$g \text{ Acido esteárico} = 1.115 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{284 \text{ g}} = 3.93 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

$$g \text{ Acido palmítico} = (3.95 \times 10^{-3} - 3.93 \times 10^{-3}) \text{ moles} \times \frac{256 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 5.12 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$\% \text{ acido palmitico} = \frac{5.12 \times 10^{-3} \text{ g}}{(1.115 + 5.12 \times 10^{-3}) \text{ g}} \times 100 = 0,46\%$$

b)  $\Delta T_b = K_b \times m$

$$(T_b - 80.1)^\circ\text{C} = \left(3.82 \frac{^\circ\text{C}}{\text{m}}\right) \left(\frac{3.95 \times 10^{-3} \text{ moles}}{0.04395 \text{ Kg benceno}}\right) \rightarrow T_b = 80.44^\circ\text{C}$$

No es posible mantener la mezcla a una temperatura superior a 85°C, puesto que su punto de ebullición es de 80.44°C y además las sustancias orgánicas se degradan a temperaturas superiores a 40°C.

<b>Rúbrica Tema : Propiedades coligativas</b>				
Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Alto desarrollo)				
Sobre 10 puntos				
<b>NIVELES DE EJECUCIÓN</b>	<b>INICIAL</b>	<b>EN DESARROLLO</b>	<b>DESARROLLADO</b>	<b>ALTO DESARROLLO</b>
Comprender la propiedad coligativa del abatimiento del punto de congelación de una disolución y a partir de ahí calcular la cantidad de moles del soluto y analizar la posibilidad de llevar dicha disolución a una temperatura superior de su punto de ebullición.	El estudiante solo coloca las fórmulas, pero realiza mal las conversiones para obtener los datos iniciales.  No trabaja con la fórmula de aumento ebulloscópico, ni toma en cuenta que es la misma mezcla anterior.	Coloca la fórmula de descenso crioscópico y solo calcula la molalidad de la mezcla.  Coloca la fórmula de aumento ebulloscópico y solo calcula la diferencia de temperaturas.	Calcula la cantidad de moles de ácido palmítico, pero determina incorrectamente los gramos de esta sustancia en la mezcla.  Calcula la temperatura de ebullición de la mezcla final pero no responde a la pregunta.	Determina el % de ácido palmítico en la muestra.  Responde la pregunta justificando adecuadamente con el punto de ebullición de la mezcla y el tipo de sustancias que la conforman.
Puntaje	0 - 2.5 puntos	2.6 – 5.0	5.1 – 8.0	8.1 - 10.0

## Unidad. Cinética Química

3) En el estudio de la descomposición térmica de HI se obtuvieron los siguientes resultados:

T (°C)	[HI] <sub>o</sub>	t <sub>1/2</sub> (min)
427	0.1	59
427	0.08	73
508	0.1	4.2
508	0.08	5.25

Calcular: a) orden de reacción y ley de velocidad; b) constante de velocidad a 427°C y a 508°C; c) tiempo necesario en minutos, para que se descomponga el 70% de HI cuando la concentración inicial es 0,08 M a 427 °C. (valor 10 puntos)

a) Como el tiempo de vida media depende de la concentración la reacción es de segundo orden ya que:

$$t_{1/2} = \frac{1}{K[HI]_o}$$

Se puede corroborar calculando las constantes para dos temperaturas dadas, si son iguales son de segundo orden.

Para T = 427°C

$$t_{1/2} = \frac{1}{K[HI]_o}$$

$$K = \frac{1}{t_{1/2}[HI]_o}$$

$$K(427^\circ C)_1 = \frac{1}{(0.1)(59)} = 0.17 \text{ min}^{-1} M^{-1}$$

$$K(427^\circ C)_2 = \frac{1}{(0.08)(73)} = 0.17 \text{ min}^{-1} M^{-1}$$

Como la k es igual la ecuación es de segundo orden.

Ley de velocidad:

$$v = K[HI]^2$$

b)

$$K(427^\circ C) = \frac{1}{(0.1)(59)} = 0.17 \text{ min}^{-1} M^{-1}$$

$$K(508^\circ C) = \frac{1}{(0.1)(4.2)} = 2.38 \text{ min}^{-1} M^{-1}$$

c) Para una reacción de segundo orden se cumple:

$$\frac{1}{[HI]} = Kxt + \frac{1}{[HI]_0}$$

Si se descompone el 70% de 0.08 moles de HI, quedarían 0.024 moles.

$$\frac{1}{0.024} = (0.17)(t) + \frac{1}{0.08}$$

$$t = 171 \text{ min}$$

<b>Rúbrica Tema : Cinética Química</b>				
Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Alto desarrollo)				
Sobre 10 puntos				
<b>NIVELES DE EJECUCIÓN</b>	<b>INICIAL</b>	<b>EN DESARROLLO</b>	<b>DESARROLLADO</b>	<b>ALTO DESARROLLO</b>
Calcular la ley de velocidad y la constante de velocidad para una reacción de segundo orden a través del tiempo de vida media. Calcular el tiempo necesario para consumir cierta cantidad de reactivos.	El estudiante determina el orden de la reacción de manera analítica o a través de cálculos, corroborando que las constantes para una misma temperatura son iguales.	El estudiante determina el orden de reacción y expresa de manera correcta la ley de velocidad de la reacción.	El estudiante calcula el valor de las constantes de velocidad a dos temperaturas diferentes.	El estudiante utiliza la ecuación de segundo orden para calcular el tiempo de descomposición del 70% del reactivo.
Puntaje	0 - 2.5 puntos	2.6 – 5.0	5.1 – 8.0	8.1 - 10.0

4) La variación de la constante de rapidez con la temperatura para la reacción de primer orden



Esta dada en la siguiente tabla.

Verificar si los datos se ajustan a la ley de Arrhenius, de ser este el caso determine la energía de activación para la reacción y determine el factor de frecuencia (A) gráficamente.

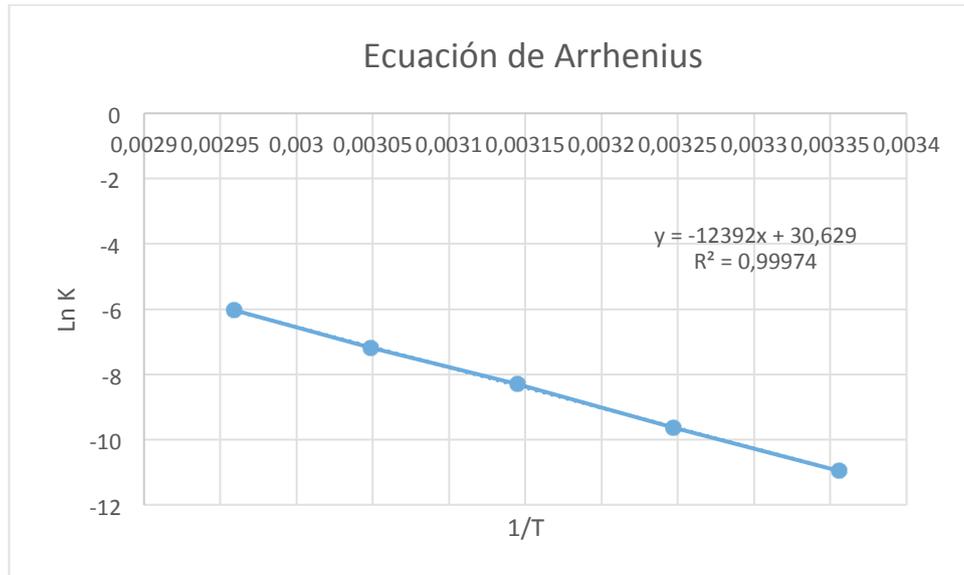
R = 8.314 J/K.mol.

T (K)	K (s <sup>-1</sup> )
298	1.74x10 <sup>-5</sup>
308	6.61x10 <sup>-5</sup>
318	2.51x10 <sup>-4</sup>
328	7.59x10 <sup>-4</sup>
338	2.40x10 <sup>-3</sup>

(Valor = 5 puntos)

Graficar Ln K vs 1/T

1/T	Ln k
0,0033557	-10,9590404
0,00324675	-9,62434181
0,00314465	-8,29005762
0,00304878	-7,18350878
0,00295858	-6,03228654



Como la gráfica es una línea recta de pendiente negativa la reacción cumple la ley de Arrhenius.

$$m = -\frac{Ea}{R}$$

$$Ea = -m \times R = -(-12392 \text{ K}) \times \left(8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right) = 103027 \frac{\text{J}}{\text{mol}}$$

$$b = \ln A$$

$$30,629 = \ln A$$

$$A = 2 \times 10^{13}$$

### Rúbrica Tema : Cinética Química

Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Alto desarrollo)

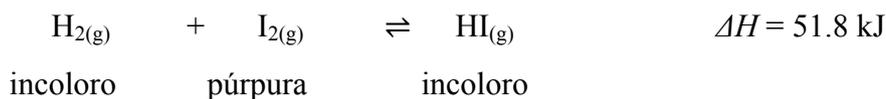
Sobre 5 puntos

NIVELES DE EJECUCIÓN	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	ALTO DESARROLLO
Interpretar la ecuación de Arrhenius para el cálculo de la energía de activación y el factor de frecuencia.	El estudiante construye una nueva tabla a partir de los datos iniciales de Ln k y 1/T.	El estudiante grafica los datos y reconoce que la gráfica cumple con la ley de Arrhenius.	El estudiante calcula la energía de activación de la reacción a partir de la pendiente de la gráfica.	El estudiante calcula correctamente el factor de frecuencia a partir del corte de la gráfica.
Puntaje	0 - 1 puntos	1.1 – 2.0	2.1 – 3.5	3.6 – 5.0

#### Unidad. Equilibrio Químico

5) Once moles de hidrógeno y once moles de yodo son mezclados a una temperatura de 764 K en un contenedor cerrado. Inicialmente el color de la mezcla es púrpura intenso debido a la alta concentración del vapor de yodo. El color púrpura se palidece y cuando se alcanza el equilibrio el color de la mezcla es un rosa pálido y hay diecisiete moles de yoduro de hidrógeno presente. ( $R = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$ ). (Valor = 10 puntos)

El equilibrio es representado por la siguiente ecuación:



a) Escriba la expresión para la constante de equilibrio ( $K_p$ ) para la reacción.

$$K_p = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2})(P_{I_2})}$$

b) Calcule el valor de la constante de equilibrio ( $K_p$ ) para la reacción.

*Sabiendo que  $PV=nRT$  y  $P=n(RT/V)$*

*Siendo  $(RT/V)$  común para las presiones parciales de todos los participantes, entonces:*

$$K_p = \frac{(n_{HI})^2}{(n_{H_2})(n_{I_2})}$$

	$(P_{H_2})$	$(P_{I_2})$	$(P_{HI})$
<i>Inicio</i>	11	11	0
<i>Cambio</i>	-8.5	-8.5	+17
<i>Final</i>	2.5	2.5	17

$$K_p = \frac{[17]^2}{[2.5][2.5]} = 13363.36$$

c) Determine el valor de  $K_c$  para la reacción.

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = 2 - 2 = 0 \quad \text{entonces } K_p = K_c = 13363.36$$

d) En base al principio de Le Châtelier, explique qué impacto tendrán en la generación de yoduro de hidrógeno y la  $K_p$ :

a) Un incremento de temperatura

*El principio de Le Châtelier establece que, si se adiciona energía al sistema, el equilibrio se desplazará en la dirección que consuma energía. La reacción del problema es exotérmica, razón por la cual el equilibrio se desplaza hacia la izquierda: reduciendo la concentración de productos e incrementando la concentración de reactivos. Por tanto reduciendo el valor de la  $K_p$ .*

b) La adición de un gas inerte

*La adición de un gas inerte incrementa la presión total del sistema pero no tiene efecto en las concentraciones o las presiones parciales de los reactivos o productos. Por tal motivo el equilibrio no es afectado y las concentraciones se mantienen. Por ende la  $K_p$  se mantiene.*

### Rúbrica Tema: Equilibrio Químico

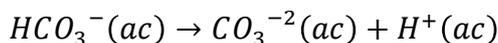
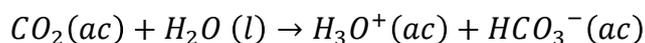
Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Alto desarrollo)

Sobre 10 puntos

NIVELES DE EJECUCIÓN	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	ALTO DESARROLLO
El estudiante es capaz de comprender el proceso del equilibrio químico, calculando la constante de equilibrio y prediciendo la respuesta del sistema ante una alteración de las condiciones.	El estudiante plantea únicamente la expresión de equilibrio $K_p$ .	El estudiante deduce el valor de las constantes de equilibrio $K_p$ .	El estudiante determina el valor de $K_c$ a partir de la $K_p$ .	El estudiante predice la respuesta del sistema ante un cambio en la temperatura y la adición de un gas inerte.
Puntaje	0-2.0	2.1-6.0	6.1-8.0	8.1-10.0

### Unidad. Equilibrio Iónico

6) El ácido carbónico se mantiene de forma estable a 25°C y 1 atm de presión, como CO<sub>2</sub> disuelto en agua, el cual mantiene un equilibrio con el ion bicarbonato y posteriormente este último, como ion carbonato según las reacciones:

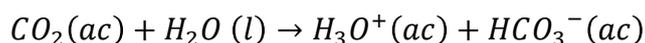


Este equilibrio se mantiene en la sangre cuando el pH es de 7.4. Con esta información se solicita determinar la concentración de cada una de las especies carbónicas si la concentración inicial de CO<sub>2</sub> es de 1.2x10<sup>-6</sup> M. Datos: Ka1= 4.5x10<sup>-7</sup>; Ka2=5.7x10<sup>-11</sup>.

Respuesta

$$[H_3O^+] = [H^+] = 10^{-7.4} = 3.98 \times 10^{-8} M$$

Para el primer equilibrio:



	CO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
<b>Inicio</b>	1.2x10 <sup>-6</sup>	0	0
<b>Cambio</b>	-x	+x	+x
<b>Equilibrio</b>	1.2x10 <sup>-6</sup> -x	x	x

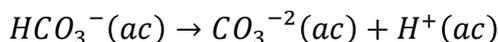
Como el pH en el equilibrio es de 7.4, se tienen las concentraciones del ion hidrogeno, es decir el valor de x = 3.98x10<sup>-8</sup>

Ahora es posible determinar la concentración de los componentes en el primer equilibrio:

$$[CO_2] = 1.2 \times 10^{-6} - 3.98 \times 10^{-8} = 1.16 \times 10^{-6}$$

$$[HCO_3^-] = [H_3O^+] = [H^+] = 3.98 \times 10^{-8} M$$

Con esta información se calcula la última especie carbónica con el segundo equilibrio:



	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	H <sup>+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>
<b>Inicio</b>	3.98x10 <sup>-8</sup>	3.98x10 <sup>-8</sup>	0
<b>Cambio</b>	-x	+x	+x
<b>Equilibrio</b>	3.98x10 <sup>-8</sup> -x	3.98x10 <sup>-8</sup> +x	x

$$Ka2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = \frac{(3.98 \times 10^{-8} + x)(x)}{(3.98 \times 10^{-8} - x)} = 5.7 \times 10^{-11}$$

Recuerde que  $3.98 \times 10^{-8} - x = 3.98 \times 10^{-8} + x = 3.98 \times 10^{-8}$ ; se asume que la cantidad que pierde el reactivo y que gana ese producto; es tan pequeña que es igual a cero, entonces:

$$x = [CO_3^{-2}] = 5.7 \times 10^{-11} M$$

Por tanto, la concentración de las especies carbónicas, en el equilibrio son:

$$[CO_2] = 1.16 \times 10^{-6}$$

$$[HCO_3^{-}] = 3.98 \times 10^{-8} M$$

$$[CO_3^{-2}] = 5.7 \times 10^{-11} M$$

### Rúbrica Tema: Equilibrio iónico

Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Alto desarrollo)

Sobre 10 puntos

NIVELES DE EJECUCIÓN	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	ALTO DESARROLLO
El estudiante es capaz de calcular las concentraciones de todas las especies presentes en un equilibrio doble.	El estudiante solo coloca las fórmulas, pero realiza mal las conversiones para obtener los datos iniciales.	El estudiante plantea el primer equilibrio de especies, pero comete errores para determinar la concentración de las dos primeras especies, usando la constante $K_{a1}$ innecesariamente.	El estudiante obtiene la concentración de las dos primeras especies, pero plantea incorrectamente los datos iniciales del segundo equilibrio, asumiendo que la concentración de hidrógenos es diferente.	Plantea el segundo equilibrio correctamente y determina las concentraciones de las tres especies carbónicas a ese pH.
Puntaje	0-2.0	2.1-5.0	5.1-8.0	8.1-10.0