

UNIVERSIDAD DE MADRID

EXAMENES DE SELECTIVIDAD

QUÍMICA

(C) Raúl González Medina

2006 - 2012





INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las cinco preguntas planteadas en ella, sin que pueda elegir preguntas de diferentes opciones. Cada pregunta puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Pregunta 1A.- Considere los elementos H, O y F.

- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique grupo y periodo de cada uno de ellos.
- Explique mediante la teoría de hibridación la geometría de las moléculas H₂O y OF₂.
- Justifique que la molécula de H₂O es más polar que la molécula de OF₂.
- ¿A qué se debe que la temperatura de ebullición del H₂O sea mucho mayor que la del OF₂?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2A.- Dada la reacción elemental $O_3(g) + O(g) \rightarrow 2 O_2(g)$, conteste a las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son los órdenes de reacción respecto a cada uno de los reactivos y el orden total de la reacción?
- ¿Cuál es la expresión de la ecuación de velocidad?
- Si las unidades de la concentración se expresan en mol·L⁻¹ y las del tiempo en segundos, ¿cuáles son las unidades de la constante de velocidad?
- ¿Qué relación existe entre la velocidad de formación de O₂ y la de desaparición de O₃?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 3A.- A partir de los potenciales que se dan en los datos, justifique:

- La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con mayor potencial. Calcule su valor.
- Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior.
- La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con menor potencial. Calcule su valor.
- Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior.

Datos. $E^0(Sn^{2+}/Sn) = -0,14 V$; $E^0(Pt^{2+}/Pt) = 1,20 V$; $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V$; $E^0(Al^{3+}/Al) = -1,79 V$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 4A.- Se tiene una disolución de ácido etanoico $5,5 \times 10^{-2} M$.

- Calcule el grado de disociación del ácido en esta disolución.
- Calcule el pH de la disolución.
- Calcule el volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,1 M necesario para neutralizar 20 mL de la disolución de ácido etanoico.
- Justifique si el pH resultante tras la neutralización del apartado anterior será ácido, básico o neutro.

Dato. $K_a(\text{ácido etanoico}) = 1,86 \times 10^{-5}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 5A.- Se quema 1 tonelada de carbón, que contiene un 8% (en peso) de azufre, liberando como gases de combustión CO₂ y SO₂. Calcule:

- El calor total obtenido en dicha combustión.
- El volumen de CO₂ desprendido, medido a 1 atm y 300 K.
- La masa de SO₂ desprendida.
- Si todo el SO₂ se convirtiese en ácido sulfúrico, generando lluvia ácida, ¿qué masa de ácido sulfúrico se puede producir? Suponga que un mol de SO₂ produce un mol de H₂SO₄.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32.

$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: CO₂ = -393; SO₂ = -297.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Pregunta 1B.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta.

- Un fotón con frecuencia 2000 s^{-1} tiene mayor longitud de onda que otro con frecuencia 1000 s^{-1} .
- De acuerdo al modelo de Bohr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel $n = 1$ es cuatro veces la energía del nivel $n = 2$.
- Cuando un átomo emite radiación, sus electrones pasan a un nivel de energía inferior.
- Los números cuánticos (3, 1, 1, $+1/2$) corresponden a un electrón de la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2B.- Para la reacción en fase gaseosa $A + B \rightleftharpoons C$ los valores de entalpía de reacción y energía de activación de la reacción directa son: $\Delta H = -150 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $E_a = 85 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Justifique el efecto de un aumento de temperatura en la constante de equilibrio y en la composición en equilibrio.
- Justifique el efecto de un aumento de temperatura en la constante de velocidad y en la velocidad de la reacción directa.
- Justifique el efecto de un aumento de volumen en la constante de equilibrio y en la composición en equilibrio.
- Determine, para la reacción inversa $C \rightleftharpoons A + B$, los valores de ΔH y E_a y justifique si la constante de velocidad de la reacción inversa será mayor o menor que la directa.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 3B.- Indique razonadamente, escribiendo de forma esquemática las reacciones correspondientes, a qué tipo de reacciones orgánicas corresponden los siguientes procesos:

- La síntesis del nailon a partir del ácido 6-aminohexanoico.
- La síntesis del teflón a partir del tetrafluoroetileno.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Pregunta 4B.- Se quema benceno en exceso de oxígeno, liberando energía.

- Formule la reacción de combustión del benceno.
- Calcule la entalpía de combustión estándar de un mol de benceno líquido.
- Calcule el volumen de oxígeno, medido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 5 atm, necesario para quemar 1 L de benceno líquido.
- Calcule el calor necesario para evaporar 10 L de benceno líquido.

Datos. ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): benceno (l) = 49; benceno (v) = 83; agua (l) = -286; CO_2 (g) = -393.

Densidad benceno (l) = $0,879 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Masas atómicas: C = 12; H = 1; R = $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 5B.- Se requieren 2 g de una disolución acuosa comercial de peróxido de hidrógeno para reaccionar totalmente con 15 mL de una disolución de permanganato de potasio (KMnO_4) 0,2 M, en presencia de cantidad suficiente de ácido sulfúrico, observándose el desprendimiento de oxígeno molecular, a la vez que se forma sulfato de manganeso (II).

- Escriba las semireacciones de oxidación y reducción y la reacción molecular global del proceso.
- Calcule la riqueza en peso de la disolución comercial de peróxido de hidrógeno, y el volumen de oxígeno desprendido, medido a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ y una presión de 700 mm Hg.

Datos. R = $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

SOLUCIONES (ORIENTACIONES PARA EL CORRECTOR)
OPCIÓN A

Pregunta 1A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) H: $1s^1$ (grupo IA, período 1); O: $1s^2 2s^2 2p^4$ (grupo VIA, período 2);
F: $1s^2 2s^2 2p^5$ (grupo VIIA, período 2).
- b) En ambos casos hibridación sp^3 en el átomo central (O), formación de 2 enlaces simples por solapamiento entre los híbridos sp^3 del O y los orbitales semioocupados 1s (del H) o 2p (del F), y dos pares de electrones no compartidos en híbridos sp^3 . Por tanto, geometría angular.
- c) Por la diferencia de electronegatividad, los enlaces H-O son más polares que los O-F. Como los momentos dipolares no se compensan por geometría, la molécula H_2O será más polar que la OF_2 .
- d) Se suman dos razones: mayor polaridad de la molécula de H_2O y su posibilidad de formar enlaces de H.

Pregunta 2A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Por tratarse de una reacción elemental, el orden coincide con la molecularidad, por lo que el orden respecto a cada uno de los reactivos es 1 y el orden total es 2.
- b) Ecuación de velocidad: $v = k[O_3][O]$.
- c) Como las unidades de la velocidad son $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Se puede deducir de la ecuación de velocidad que las unidades de k son $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- d) Como se forman 2 moles de O_2 por cada uno que se consume de O_3 , la velocidad de formación de O_2 es 2 veces la de desaparición de O_3 .

Pregunta 3A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Calculando el potencial de las diferentes parejas de electrodos el resultado es:
 Pt^{2+}/Pt y Al^{3+}/Al ; $E^0 = 1,20 - (-1,79) = 2,99 \text{ V}$
- b) Ánodo: $Al(s) \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$; cátodo: $Pt^{2+} + 2e^- \rightarrow Pt(s)$
- c) Calculando el potencial de las diferentes parejas de electrodos el resultado es:
 Sn^{2+}/Sn y Cu^{2+}/Cu ; $E^0 = 0,34 - (-0,14) = 0,48 \text{ V}$
- d) Ánodo: $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$; cátodo: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

Pregunta 4A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

- a) $CH_3-COOH \rightleftharpoons CH_3-COO^- + H^+$
 $c_0(1-\alpha) \quad c_0 \alpha \quad c_0 \alpha$
 $1,86 \times 10^{-5} = (c_0^2 \alpha^2) / c_0(1-\alpha) = c_0 \alpha^2 / (1-\alpha) = 5,5 \times 10^{-2} \alpha^2 / (1-\alpha)$; $\alpha = 0,0182$
- b) $[H^+] = c_0 \cdot \alpha = 5,5 \times 10^{-2} \times 0,0182 = 10^{-3}$; $pH = -\log 10^{-3} = 3$
- c) $V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = V(\text{CH}_3-\text{COOH}) \cdot M(\text{CH}_3-\text{COOH})$
 $V \times 0,1 = 20 \times 5,5 \cdot 10^{-2}$; $V = 11 \text{ mL}$
- d) $CH_3-\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow CH_3-\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$; El pH será básico pues se produce hidrólisis
 $CH_3-\text{COONa} \rightarrow CH_3-\text{COO}^- + \text{Na}^+$; $CH_3-\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons CH_3-\text{COOH} + \text{OH}^-$
Nota: El alumno también puede justificar que se trata de una neutralización entre ácido débil y base fuerte y, por tanto, tendrá un pH básico.

Pregunta 5A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $n(C) = 10^6 \times 0,92 / 12 = 76667 \text{ mol C}$
 $n(S) = 10^6 \times 0,08 / 32 = 2500 \text{ mol S}$
 $C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad \Delta H_r^0(C) = -393 \text{ kJ}$
 $S + O_2 \rightarrow SO_2 \quad \Delta H_r^0(S) = -297 \text{ kJ}$
 $Q = n(C) \cdot \Delta H_r^0(C) + n(S) \cdot \Delta H_r^0(S) = 76667 \times (-393) + 2500 \times (-297) = -30,87 \times 10^6 \text{ kJ}$
- b) $n(CO_2) = n(C) = 76667 \text{ mol} \Rightarrow V = n \cdot R \cdot T / p = 76667 \times 0,082 \times 300 / 1 = 1,89 \times 10^6 \text{ L}$
- c) $n(SO_2) = n(S) = 2500 \text{ mol} \Rightarrow m(SO_2) = 2500 \times (32 + 16 \times 2) = 160000 \text{ g} = 160 \text{ kg}$
- d) $n(H_2SO_4) = n(SO_2) = 2500 \text{ mol} \Rightarrow m(H_2SO_4) = 2500 \times (32 + 16 \times 4 + 2) = 245000 \text{ g} = 245 \text{ kg}$

OPCIÓN B

Pregunta 1B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Falso. La relación entre longitud de onda y frecuencia es $\lambda = c/v$, por lo que a mayor v corresponde menor λ .
- Verdadero. De acuerdo al modelo de Bohr, $E = -R_H/n^2$; si n pasa de 1 a 2, la energía se reduce en un factor de 4.
- Verdadero. La emisión solo se produce desde un estado a mayor energía a otro de menor energía.
- Falso. En la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono no existe ningún electrón con $n=3$.

Pregunta 2B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Reacción exotérmica \Rightarrow un aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia los reactivos \Rightarrow la constante de equilibrio disminuye, las concentraciones de A y B aumentan y la de C disminuye.
- Ecuación de Arrhenius \Rightarrow un aumento de temperatura aumenta la constante de velocidad \Rightarrow la velocidad de la reacción directa aumenta.
- La constante de equilibrio depende solo de la temperatura \Rightarrow un aumento de volumen no cambia el valor de la constante de equilibrio. El sistema evoluciona hacia donde hay mayor número de moles gaseosos (Le Chatelier), en este caso hacia los reactivos \Rightarrow El número de moles de A y B aumenta y el número de moles de C disminuye.
- $\Delta H_{r,i} = -\Delta H_{r,d} = 150 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $E_{a,i} = E_{a,d} + \Delta H_{r,i} = 85 + 150 = 235 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La energía de activación para la reacción inversa es mucho mayor que para la directa \Rightarrow la constante de velocidad inversa será menor.

Pregunta 3B.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- El nailon es una poliamida, que se forma en una reacción de condensación entre el grupo carboxilo y el grupo amina: $n \text{ H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH} \rightarrow \dots[-\text{HN}-(\text{CH}_2)_5-\text{CO}-]_n \dots$
- Se trata de una reacción de adición al doble enlace: $n \text{ CF}_2=\text{CF}_2 \rightarrow (-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$

Pregunta 4B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- $\text{C}_6\text{H}_6 + 15/2 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
- $\Delta H_c = 6 \times \Delta H_f(\text{CO}_2) + 3 \times \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_6, l) = 6 \times (-393) + 3 \times (-286) - 49 = -3265 \text{ kJ}$
- 1 L benceno = $1000 \times 0,879 / (6 \times 12 + 6 \times 1) = 11,27 \text{ mol}$;
moles $\text{O}_2 = 15/2$ moles $\text{C}_6\text{H}_6 = 15/2 \times 11,27 = 84,5 \text{ mol}$;
 $V = n \cdot R \cdot T/p = 84,5 \times 0,082 \times 298 / 5 = 413 \text{ L}$
- $\text{C}_6\text{H}_6(l) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(v)$; $\Delta H_v = \Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_6, v) - \Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_6, l) = 83 - 49 = 34 \text{ kJ mol}^{-1}$;
 $10 \times 11,27 = 112,7 \text{ mol}$; $Q = 112,7 \times 34 = 3832 \text{ kJ}$

Pregunta 5B.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- Reducción: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 5 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$
Oxidación: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^-$
Iónica global: $2 \text{ MnO}_4^- + 5 \text{ H}_2\text{O}_2 + 6 \text{ H}^+ \rightarrow 2 \text{ Mn}^{2+} + 5 \text{ O}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$
Molecular global: $2 \text{ KMnO}_4 + 5 \text{ H}_2\text{O}_2 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{ MnSO}_4 + 5 \text{ O}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
- moles $\text{KMnO}_4 = 0,015 \times 0,2 = 0,003 \text{ mol}$; moles $\text{H}_2\text{O}_2 = 5/2 \times 0,003 = 0,0075 \text{ mol}$
masa H_2O_2 puro = $0,0075 \times (2 + 32) = 0,255 \text{ g}$;
riqueza (H_2O_2 comercial) = $(0,255 / 2) \times 100 = 12,75 \%$ en masa.
moles $\text{O}_2 = \text{moles H}_2\text{O}_2$; $V = n \cdot R \cdot T/p = 0,0075 \times 0,082 \times 300 / (700 / 760) = 0,2 \text{ L}$



INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las cinco preguntas planteadas en ella, sin que pueda elegir preguntas de diferentes opciones. Cada pregunta puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Pregunta 1A. - Para los elementos A, B, C y D, de números atómicos 3, 10, 20 y 35, respectivamente:

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indique su situación en la tabla periódica (periodo y grupo).
- Justifique si los siguientes números cuánticos pueden corresponder a los electrones más externos de alguno de ellos, indicando a cuál: $(2,1,0,+1/2)$; $(3,0,1,+1/2)$; $(3,2,1,+1/2)$; $(4,1,1,+1/2)$.
- Justifique cuál de estos elementos tiene la menor reactividad química.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2A.- Las siguientes afirmaciones son todas falsas. Reescribalas para que sean correctas, justificando los cambios realizados:

- Una disolución acuosa 0,01 M de ácido nítrico tiene pH = 4.
- Un ácido muy débil ($K_a < 10^{-8}$) en disolución acuosa da lugar a un pH ligeramente superior a 7.
- El valor de la constante de basicidad de la piridina ($K_b = 1,6 \times 10^{-9}$) es 4 veces el de la anilina ($K_b = 4 \times 10^{-10}$) y, a igualdad de concentraciones, su grado de disociación es 4 veces mayor.
- Para aumentar una unidad el pH de una disolución acuosa de NaOH es necesario duplicar su concentración.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 3A.- Se intenta oxidar cobre metálico ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$) por reacción con ácido nítrico, ácido sulfúrico y ácido clorhídrico. Considerando los potenciales indicados:

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de los tres ácidos.
- Calcule E^0 para las reacciones de oxidación del cobre con los tres ácidos y justifique que solo una de ellas es espontánea.

Datos. $E^0(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{NO}_3^- / \text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $E^0(\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Pregunta 4A.- El acetileno o etino (C_2H_2) se hidrogena para producir etano. Calcule a 298 K:

- La entalpía estándar de la reacción.
- La energía de Gibbs estándar de reacción.
- La entropía estándar de reacción.
- La entropía molar del hidrógeno.

Datos a 298 K	$\Delta H_f^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\Delta G_f^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
C_2H_2	227	209	200
C_2H_6	-85	-33	230

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 5A.- Cuando se ponen 0,7 moles de N_2O_4 en un reactor de 10 L a 359 K se establece el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ y la presión es de 3,3 atm. Calcule:

- La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.
- El valor de K_c .
- Si el sistema se comprime hasta reducir el volumen a 8 L ¿cuál sería la presión total en el equilibrio?

Dato. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos; b) 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Pregunta 1B.- Considere los procesos de licuación del hidrógeno: $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{l})$, $\Delta H_1 = -1,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; y de combustión del mismo gas: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, $\Delta H_c = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En ambos procesos $\Delta S < 0$.
- Ambos procesos son espontáneos a cualquier temperatura.
- Para la combustión $\text{H}_2(\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se tiene $\Delta H'_c = -241 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- La energía de cada enlace O-H es $242/2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2B.- El hidróxido de magnesio es poco soluble en agua ($K_s = 1,8 \times 10^{-11}$).

- Formule el equilibrio de disolución del hidróxido de magnesio y escriba la expresión para K_s .
- Calcule la solubilidad en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- ¿Cómo afectaría a la solubilidad la adición de ácido clorhídrico?
- ¿Cómo afectaría a la solubilidad la adición de cloruro de magnesio?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 3B.- Nombre y formule, según corresponda, las siguientes parejas de moléculas orgánicas:

- $\text{CH}_3\text{--CO--CH}_2\text{--CH}_3$ y butanal.
- $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{OH}$ y 2-metil-2-propanol.
- $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--COOH}$ y ácido 3-pentenoico.
- $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--NH--CH}_3$ y fenilamina.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 4B.- A 50 mL de una disolución ácida de MnO_4^- 1,2 M se le añade un trozo de 14,7 g de Ni(s), obteniéndose Mn^{2+} y Ni^{2+} .

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica global.
- Justifique cuantitativamente que el MnO_4^- sea el reactivo limitante.
- Calcule la concentración final de iones Ni^{2+} y Mn^{2+} en disolución, suponiendo que el volumen no ha variado.
- Determine la masa de Ni que queda sin reaccionar.

Dato. Masa atómica Ni = 58,7.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 5B.- El fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) es un ácido monoprótico muy débil. Una disolución acuosa 0,75 M de fenol tiene un pH = 5,0. Calcule:

- El grado de disociación.
- El valor de K_a del fenol.
- La disolución inicial se diluye hasta conseguir que el grado de disociación sea $3,0 \times 10^{-5}$. ¿Cuál será la concentración total de fenol tras la dilución?
- ¿Cuál es el pH de la disolución del apartado c)?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las cinco preguntas planteadas en ella, sin que pueda elegir preguntas de diferentes opciones. Cada pregunta puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Pregunta 1A.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible.
- Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$ corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinoterreo.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2A.- Se preparan disoluciones acuosas de los siguientes compuestos: ioduro de potasio, dioxonitrato (III) de sodio, bromuro de amonio y fluoruro de sodio.

- Escriba los correspondientes equilibrios de disociación y los posibles equilibrios de hidrólisis resultantes para los cuatro compuestos en disolución acuosa.
- Justifique el carácter ácido, básico o neutro de cada una.

Datos. K_a dioxonitrato (III) de hidrógeno = $7,2 \cdot 10^{-4}$; K_a ácido fluorhídrico = $6,6 \cdot 10^{-4}$; K_b amoniac = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Pregunta 3A.- Suponiendo una pila galvánica formada por un electrodo de Ag(s) sumergido en una disolución de $AgNO_3$ y un electrodo de Pb(s) sumergido en una disolución de $Pb(NO_3)_2$, indique:

- La reacción que tendrá lugar en el ánodo.
- La reacción que tendrá lugar en el cátodo.
- La reacción global.
- El potencial de la pila.

Datos. $E^0 (Ag^+/Ag) = 0,80 V$; $E^0 (Pb^{2+}/Pb) = -0,13 V$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 4A.- La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso C_nH_{2n+2} es de $-2220 kJ \cdot mol^{-1}$. Calcule:

- La fórmula molecular de este hidrocarburo.
- La energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medidos a 25 °C y 1 atm.
- La masa de $H_2O(l)$ que se obtendrá en la combustión anterior.

Datos. $R = 0,082 atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; Entalpías de formación ($kJ \cdot mol^{-1}$): $CO_2(g) = -393$; $H_2O(l) = -286$; $C_nH_{2n+2}(g) = -106$. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) y c) 0,5 puntos.

Pregunta 5A.- En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de $COCl_2$ a 300 K. Cuando se alcanza el equilibrio $COCl_2 \rightleftharpoons CO + Cl_2$, la presión final es de 180 mm de Hg. Calcule:

- Las presiones parciales de $COCl_2$, CO y Cl_2 en el equilibrio.
- Las constantes de equilibrio K_p y K_c .

Datos. $R = 0,082 atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto.

OPCIÓN B

Pregunta 1B.- Considere las moléculas de HCN, CHCl₃ y Cl₂O.

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Justifique cuáles son sus ángulos de enlace aproximados.
- Justifique cuál o cuáles son polares.
- Justifique si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2B.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

- Si una reacción es endotérmica y se produce un aumento de orden del sistema entonces nunca es espontánea.
- Las reacciones exotérmicas tienen energías de activación negativas.
- Si una reacción es espontánea y ΔS es positivo, necesariamente debe ser exotérmica.
- Una reacción $A + B \rightarrow C + D$ tiene $\Delta H = -150$ kJ y una energía de activación de 50 kJ, por tanto la energía de activación de la reacción inversa es de 200 kJ.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 3B.- Complete las siguientes reacciones químicas, formule todos los reactivos y productos orgánicos mayoritarios resultantes, nombre los productos e indique en cada caso de qué tipo de reacción se trata.

- 1-penteno + ácido bromhídrico.
- 2-butanol en presencia de ácido sulfúrico en caliente.
- 1-butanol + ácido metanoico en presencia de ácido sulfúrico.
- 2-metil-2-penteno + hidrógeno en presencia de catalizador.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 4B.- Se hace reaccionar completamente una muestra de dióxido de manganeso con ácido clorhídrico comercial, de una riqueza en peso del 38% y de densidad $1,18 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$, obteniéndose cloro gaseoso y Mn^{2+} .

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Escriba la reacción molecular global que tiene lugar.
- ¿Cuál es la masa de la muestra de dióxido de manganeso si se obtuvieron 7,3 L de gas cloro, medidos a 1 atm y 20 °C?
- ¿Qué volumen de ácido clorhídrico comercial se consume?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas: H = 1; O = 16; Cl = 35,5; Mn = 55.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 5B.- Se dispone de una disolución acuosa de KOH de concentración 0,04 M y una disolución acuosa de HCl de concentración 0,025 M. Calcule:

- El pH de las dos disoluciones.
- El pH de la disolución que se obtiene si se mezclan 50 mL de la disolución de KOH y 20 mL de la disolución de HCl.
- El volumen de agua que habría que añadir a 50 mL de la disolución de KOH para obtener una disolución de pH 12.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.



UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID
PRUEBA DE ACCESO A LAS ENSEÑANZAS UNIVERSITARIAS
OFICIALES DE GRADO

Modelo Curso 2010-2011

MODELO

MATERIA: QUÍMICA

INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las cinco preguntas planteados en ella, sin que pueda elegir preguntas de diferentes opciones. Cada pregunta puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Pregunta 1A.- Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba su configuración electrónica.
- Escriba los cuatro números cuánticos de su último electrón.
- ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto? Justifique la respuesta.
- ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2A.- Diga si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones, razonando sus respuestas:

- El acetato de sodio origina en agua una disolución básica. Dato. $K_a(\text{HAc}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- Los enlaces alrededor del átomo de nitrógeno en el NH_4^+ presentan geometría tetraédrica que puede justificarse planteando una hibridación sp^3 .
- El ión bicarbonato (HCO_3^-) se comporta como un electrolito anfótero.
- La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua es $8,25 \cdot 10^{-5}$ M. Dato. $K_s = 6,8 \cdot 10^{-9}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 3A.- Con los datos de potenciales normales de Cu^{2+}/Cu y Zn^{2+}/Zn , conteste razonadamente:

- ¿Se produce reacción si a una disolución acuosa de sulfato de zinc se le añade cobre metálico?
- Si se quiere hacer una celda electrolítica con las dos especies del apartado anterior, ¿qué potencial mínimo habrá que aplicar?
- Para la celda electrolítica del apartado b) ¿Cuáles serán el polo positivo, el negativo, el cátodo, el ánodo y qué tipo de semirreacción se produce en ellos?
- ¿Qué sucederá si añadimos zinc metálico a una disolución de sulfato de cobre?

Datos. $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76$ V, $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$ V

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 4A.- Para la reacción $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$, calcule:

- La entalpía y la energía Gibbs de reacción estándar a 298 K.
- La entropía de reacción estándar a 298 K.
- La temperatura a partir de la cuál la reacción es espontánea en condiciones estándar.
- ¿Cuál es el valor de la entropía molar del Cl_2 ?

Datos a 298 K.

	$\Delta H_f^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\Delta G_f^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
PCl_5	-374,9	-305,0	365
PCl_3	-287,0	-267,8	312

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 5A.- A 532 K se introducen 0,1 moles de PCl_5 en un recipiente X de 1,2 L y 0,1 moles en otro recipiente Y. Se establece el equilibrio $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$, y la cantidad de PCl_5 se reduce un 50% en el recipiente X y un 90% en el recipiente Y. Todas las especies se encuentran en fase gaseosa. Calcule:

- La presión en el equilibrio en el recipiente X.
- La constante de equilibrio K_c .
- El volumen del recipiente Y.
- La presión en el equilibrio en el recipiente Y.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Pregunta 1B.- Considerando la ecuación termoquímica de evaporación del agua: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, y teniendo en cuenta que para evaporar agua líquida es necesario calentar, justifique utilizando criterios termodinámicos las siguientes afirmaciones (todas ellas verdaderas):

- Si a presión atmosférica la temperatura se eleva por encima de la temperatura de ebullición se tiene únicamente vapor de agua.
- Si a la temperatura de ebullición del agua se aumenta la presión, el vapor de agua se condensa.
- La evaporación del agua tiene $\Delta S^\circ > 0$.
- El cambio de energía interna del proceso es menor que el cambio de entalpía.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 2B.- En sendos recipientes R1 y R2, de 1 L cada uno, se introduce 1 mol de los compuestos A y B, respectivamente. Se producen las reacciones cuya información se resume en la tabla:

	Reacción	Concentración inicial	Ecuación cinética reacción directa	Constante cinética	Constante de equilibrio
R1	$\text{A} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$	$[\text{A}]_0 = 1 \text{ M}$	$v_1 = k_1 [\text{A}]$	$k_1 = 1 \text{ s}^{-1}$	$K_1 = 50$
R2	$\text{B} \rightleftharpoons \text{E} + \text{F}$	$[\text{B}]_0 = 1 \text{ M}$	$v_2 = k_2 [\text{B}]$	$k_2 = 100 \text{ s}^{-1}$	$K_2 = 2 \cdot 10^{-3}$

Justifique las siguientes afirmaciones, todas ellas verdaderas.

- La velocidad inicial es mucho menor en R1 que en R2.
- Cuando se alcance el equilibrio, la concentración de A será menor que la de B.
- Una vez alcanzado el equilibrio, tanto A como B siguen reaccionando, pero a velocidad inferior a la velocidad inicial.
- Para las reacciones inversas en R1 y R2 se cumple $k_{-1} < k_{-2}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 3B.- Indique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas. Justifíquelas.

- El 2-butanol y el 1-butanol son isómeros de cadena.
- La combustión de un hidrocarburo saturado produce dióxido de carbono y agua.
- El 1-butanol y el dietiléter son isómeros de posición.
- Al hacer reaccionar 1-cloropropano con hidróxido de potasio en medio alcohólico, se obtiene propanol.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 4B.- El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y yodo molecular.

- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Formule la reacción iónica y diga cuáles son las especies oxidante y reductora.
- Formule la reacción molecular.
- Si tenemos 120 mL de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de disolución de dicromato de potasio 0,2 M, ¿cuál es la molaridad de la disolución de yoduro de sodio?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta 5B.- Se dispone de una muestra impura de hidróxido de sodio y otra de ácido clorhídrico comercial de densidad $1,189 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ que contiene un 35 % en peso de ácido puro. Calcule:

- La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
- La pureza de la muestra de hidróxido de sodio si 100 g de la misma son neutralizados con 100 mL de ácido clorhídrico comercial.
- El pH de la disolución formada al añadir 22 g de la muestra impura de hidróxido a 40 mL del clorhídrico comercial y diluir la mezcla hasta conseguir un volumen de 1 L.

Datos. Masas atómicas: H = 1; Na = 23; O = 16; Cl = 35,5

Puntuación máxima por apartados: 0,5 puntos apartado a) y 0,75 puntos apartados b) y c).

QUÍMICA
SOLUCIONES (orientaciones para el corrector)

OPCIÓN A

Pregunta 1A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) 2º elemento alcalinotérreo; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
3º elemento halógeno; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- b) $(3, 0, 0, \pm 1/2)$ y $(4, 1, -1, \pm 1/2)$; $(4, 1, 0, \pm 1/2)$; $(4, 1, 1, \pm 1/2)$ nota: es válido cualquiera de los 3
- c) El halógeno tiene mayor afinidad electrónica, ya que según su configuración electrónica tiene tendencia a captar un electrón para formar un anión muy estable.
- d) El halógeno, por su tendencia a reducirse, pasando al correspondiente anión.

Pregunta 2A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Cierto. El acetato de sodio es un electrolito fuerte y en agua está completamente dissociado.
 $NaAc \rightarrow Ac^- + Na^+$ y $Ac^- + H_2O \rightarrow AcH + OH^-$, pH básico
- b) Cierto. Los cuatro orbitales atómicos donde están los cuatro electrones de valencia del N se hibridan para formar cuatro orbitales híbridos sp^3 , orientados hacia los vértices de un tetraedro.
- c) Cierto. El ión bicarbonato se puede comportar como ácido o como base:
 $HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2CO_3$ y $HCO_3^- \rightarrow CO_3^{2-} + H^+$
- d) Falsa. $MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2F^-$ $K_s = 4s^3$; $s = 0,027 M$

Pregunta 3A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Como $E^\circ (Zn^{2+}/Zn) < E^\circ (Cu^{2+}/Cu)$, no se produce reacción.
- b) $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ $E^\circ_1 = -0,76 V$
 $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ $E^\circ_2 = -0,34 V$

 $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{2+}$ $E^\circ = -1,10 V$ Al menos es necesario aplicar 1,10 V
- c) Polo negativo = CÁTODO = semireacción de reducción = Zn
Polo positivo = ÁNODO = semireacción de oxidación = Cu
- d) Reaccionarán espontáneamente pues $E > 0$
 $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ $E^\circ_1 = 0,34 V$
 $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $E^\circ_2 = 0,76 V$

 $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{2+}$ $E^\circ = 1,10 V$

Pregunta 4A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f (PCl_3) + \Delta H^\circ_f (Cl_2) - \Delta H^\circ_f (PCl_5) = 87,9 kJ \cdot mol^{-1}$
 $\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_f (PCl_3) + \Delta G^\circ_f (Cl_2) - \Delta G^\circ_f (PCl_5) = 37,2 kJ \cdot mol^{-1}$ donde $\Delta H^\circ_f (Cl_2) = \Delta G^\circ_f (Cl_2) = 0$.
- b) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = (\Delta H^\circ - \Delta G^\circ)/T = 170 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
- c) Reacción espontánea a partir del cambio de signo de ΔG° :
 $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 0 \Rightarrow T = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ = 517 K \Rightarrow$ Reacción espontánea si $T > 517 K$.
- d) $\Delta S^\circ = S^\circ (PCl_3) + S^\circ (Cl_2) - S^\circ (PCl_5)$ $S^\circ (Cl_2) = \Delta S^\circ - S^\circ (PCl_3) + S^\circ (PCl_5) = 223 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

Pregunta 5A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Reacción: $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$
 $0,1-x$ x x ; $x = 0,05$ (en el recipiente X) ; $n_T = 0,1 + x = 0,15$
 $P = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,15 \times 0,082 \times 532}{1,2} = 5,45 atm$ en el recipiente X
- b) $K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{x^2}{V \cdot (0,1-x)} = \frac{0,05^2}{1,2 \times (0,1-0,05)} = 0,042$
- c) $V' = \frac{x'^2}{K_c \cdot (0,1-x')} = \frac{0,09^2}{0,042 \times (0,1-0,09)} = 19,3 L$ para el recipiente Y
- d) $P' = \frac{n'_T \cdot R \cdot T}{V'} = \frac{0,19 \times 0,082 \times 532}{19,3} = 0,43 atm$ en el recipiente Y

OPCIÓN B

Pregunta 1B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Si no estamos a la temperatura de ebullición no hay equilibrio. Por encima de T_{eb} el sistema evoluciona de forma espontánea hasta que toda el agua líquida desaparece (proceso endotérmico), quedando solo vapor de agua.
- Ante un aumento de presión, el sistema en equilibrio evoluciona hacia donde hay menor número de moles gaseosos, es decir, hacia el agua líquida.
- El número de moles gaseosos es mayor en los productos. Por tanto, se produce un aumento del desorden y $\Delta S^{\circ} > 0$.
- $\Delta H = \Delta U + \Delta(pV) = \Delta U + \Delta n \times R \times T$. Como $\Delta n = 1$ (moles gaseosos), el segundo sumando es positivo, luego $\Delta U < \Delta H$.

Pregunta 2B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Las ecuaciones cinéticas son del mismo orden y las concentraciones iniciales tienen el mismo valor. Dado que $k_1 < k_2$ se cumplirá que v_1 es 100 veces menor que v_2 .
- Dado que las constantes de equilibrio cumplen $K_1 > K_2$, el equilibrio de R1 está más desplazado hacia los productos que el de R2, por tanto $[A] < [B]$ en el equilibrio.
- El equilibrio es un proceso dinámico, donde las reacciones directa e inversa continúan. En el equilibrio $[A]$ y $[B]$ son menores a las concentraciones iniciales, por tanto las velocidades de reacción también.
- Por la ley de acción de masas se cumple $K_i = k_i/k_{-i} \Rightarrow k_{-1} = k_1/K_1 = 1/50$; $k_{-2} = 100/2 \cdot 10^{-3} \Rightarrow k_{-1} < k_{-2}$.

Pregunta 3B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Falso, son isómeros de posición.
- Cierto. $C_nH_{2n+2} + (3n+1)/2 O_2 \rightarrow n CO_2 + (n+1) H_2O$
- Falso, son isómeros de función.
- Falso, se obtiene 1-propeno.

Pregunta 4B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- SR oxidación: $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$
SR reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$
- R iónica: $Cr_2O_7^{2-} + 6 I^- + 14 H^+ \rightarrow 2 Cr^{3+} + 3 I_2 + 7 H_2O$
oxidante: $K_2Cr_2O_7$; reductor: NaI (también es válido $Cr_2O_7^{2-}$ y I^- , respectivamente)
- $K_2Cr_2O_7 + 6 NaI + 7 H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3 Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3 I_2 + 7 H_2O$
- En 100 mL de disolución 0,2 M de dicromato, hay $n = M \times V = 0,1 \times 0,2 = 0,02$ moles de dicromato que oxidan a $0,02 \times 6 = 0,12$ moles de NaI
 $M = 0,12 \text{ moles} / 0,12 \text{ L} = 1 \text{ M}$

Pregunta 5B.- Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

- En 1 L de HCl comercial hay $1189 \times 0,35 = 416,15$ g de HCl puro
 $M(HCl) = 35,5 + 1 = 36,5$; $[HCl] = 416,15/36,5 = 11,4 \text{ M}$
- 100 mL HCl \leftrightarrow 1,14 moles HCl; Al neutralizarse \rightarrow 1,14 moles de NaOH
 $M(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40$ g; $1,14 \times 40 = 45,6$ de NaOH puros en 100 g de muestra \leftrightarrow pureza 45,6 %
- 22 g de NaOH impura $\leftrightarrow 22 \times 0,456 = 10$ g NaOH pura $\leftrightarrow 10/40 = 0,25$ moles de NaOH y de OH^-
40 mL de HCl comercial $\leftrightarrow 11,4 \times 0,04 = 0,456$ moles de HCl y de H^+
 $0,456 - 0,25 = 0,206$ moles de exceso de H^+ $\leftrightarrow [H^+] = 0,206/1 = 0,206 \text{ M} \leftrightarrow pH = -\log 0,206 = 0,69$



INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá optar por una de las opciones y resolver las tres cuestiones y los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir cuestiones o problemas de diferentes opciones. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Cuestión 1A.- Considere las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio.

- Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
- Escriba las configuraciones de Lewis de aquellas que sean covalentes.
- Justifique la polaridad del enlace en las moléculas covalentes.
- Justifique la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2A.- Nombre los siguientes compuestos e indique si disoluciones acuosas de los mismos serían ácidas, básicas o neutras. Justifique las respuestas mediante las ecuaciones iónicas que correspondan en cada caso:

- a) KBr b) Li_2CO_3 c) Na_2S d) NH_4NO_3

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3A.- El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico originándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de cromo (III) y yodo.

- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Formule la reacción iónica y diga cuáles son las especies oxidante y reductora.
- Formule la reacción molecular.
- Justifique si el dicromato de potasio oxidaría al cloruro de sodio.

Datos. $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1A.- El etanol se utiliza como alternativa a la gasolina en algunos motores de vehículos.

- Escriba la reacción ajustada de combustión del etanol para dar dióxido de carbono y agua, y calcule la energía liberada cuando se quema una cantidad de etanol suficiente para producir 100 L de dióxido de carbono, medido a 1 atm y 25 °C.
- Calcule la energía necesaria para romper todos los enlaces de una molécula de etanol, expresando el resultado en eV.

Datos. $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Energías de enlace ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), C–C: 347; C–O: 351; C–H: 414; O–H: 460.

ΔH_f° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): etanol (l) = –277,6; agua (l) = –285,8; dióxido de carbono (g) = –393,5.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Problema 2A.- En un recipiente de 14 L de volumen se introducen 3,2 moles de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno. Cuando se alcanza el equilibrio a 200 °C se obtienen 1,6 moles de amoníaco.

- Formule y ajuste la reacción.
- Calcule el número de moles de H_2 y de N_2 en el equilibrio.
- Calcule los valores de las presiones parciales en el equilibrio de H_2 , N_2 y NH_3 .
- Calcule K_c y K_p a 200 °C.

Dato. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Cuestión 1B.- Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

- Indique los números cuánticos del electrón más externo del Na.
- Ordene los elementos por orden creciente de radio atómico y justifique la respuesta.
- Ordene los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justifique la respuesta.
- Escriba la configuración electrónica de la especie Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2B.- La síntesis del amoníaco según la reacción en fase gaseosa, $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, es un buen ejemplo para diferenciar factores cinéticos y termodinámicos.

- Escriba la expresión para calcular la entalpía de esta reacción en función de las entalpías de formación y justifique que dicha reacción es exotérmica.
- Justifique, desde el punto de vista termodinámico, que dicha reacción está favorecida a bajas temperaturas.
- Justifique, desde el punto de vista cinético, que dicha reacción está favorecida a altas temperaturas.
- Escriba la expresión para K_p en función de la presión total.

Dato. $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3) < 0$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3B.- Considere las siguientes reacciones químicas:



- Dibuje un diagrama entálpico para cada una de las reacciones, justificando los dibujos.
- Considerando que las dos reacciones anteriores tienen variación de entropía negativa ($\Delta S < 0$), indique razonadamente cuál de ellas no puede ser espontánea a ninguna temperatura.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Problema 1B.- El cadmio metálico reacciona con ácido nítrico concentrado produciendo monóxido de nitrógeno como uno de los productos de la reacción:

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la ecuación molecular global.
- Calcule el potencial de la reacción y justifique si la reacción se produce de manera espontánea.
- ¿Qué volumen de ácido nítrico 12 M es necesario para consumir completamente 20,2 gramos de cadmio?

Datos. Masa atómica de Cd = 112; $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0) = -0,40 \text{ V}$, $E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos, y b) 0,5 puntos.

Problema 2B.- Una disolución acuosa 0,2 M del ácido cianhídrico HCN está ionizada un 0,16 %. Calcule:

- La constante de acidez.
- El pH y la concentración de OH^- de la disolución.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.



INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las tres cuestiones y los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir cuestiones o problemas de diferentes opciones. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Cuestión 1A.- Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.
- ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razone su respuesta.
- Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2A.- Teniendo en cuenta los valores de las constantes de acidez de los ácidos fluorhídrico, cianhídrico y etanoico en disolución acuosa, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Ordene los ácidos de menor a mayor acidez en agua.
- A igualdad de concentración inicial de ácido, ¿cuál tiene mayor pH?
- ¿Cuál es la K_b de la base conjugada más débil?
- Escriba la reacción entre el ácido más fuerte y la base conjugada más fuerte.

Datos. K_a : HF = 10^{-3} ; HCN = 10^{-10} ; CH₃-COOH = 10^{-5}

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3A.- Dados los siguientes pares redox: Mg²⁺/Mg; Cl₂/Cl⁻; Al³⁺/Al; Ag⁺/Ag

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de cada uno de ellos.
- ¿Qué especie sería el oxidante más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Qué especie sería el reductor más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Podría el Cl₂ oxidar al Al³⁺? Justifique su respuesta.

Datos. E^0 (Mg²⁺/Mg) = -2,37 V; E^0 (Cl₂/Cl⁻) = 1,36 V; E^0 (Al³⁺/Al) = -1,66 V; E^0 (Ag⁺/Ag) = 0,80 V

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1A.- A 330 K y 1 atm, 368 g de una mezcla al 50% en masa de NO₂ y N₂O₄ se encuentran en equilibrio. Calcule:

- La fracción molar de cada componente en dicha mezcla.
- La constante de equilibrio K_p para la reacción $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$
- La presión necesaria para que la cantidad de NO₂ en el equilibrio se reduzca a la mitad.
- El volumen que ocupa la mezcla del apartado c) en el equilibrio.

Datos. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹; masas atómicas: N = 14; O = 16

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2A.- Para el proceso $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$, calcule:

- La entalpía de reacción en condiciones estándar.
- La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de Fe₂O₃ con cantidad suficiente de aluminio.
- La masa de óxido de aluminio obtenido en la reacción del apartado anterior.

Datos. $2 \text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$, $\Delta H^\circ = -1672 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

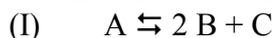
$2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$, $\Delta H^\circ = -836 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masas atómicas: Fe = 56; O = 16; Al = 27

Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y b) y 0,5 puntos apartado c)

OPCIÓN B

Cuestión 1B.- Considere las dos reacciones siguientes en las que todas las especies son gases ideales:



- Escriba para cada una de ellas la relación existente entre su variación de entalpía y su variación de energía interna.
- Indique razonadamente cuál de ellas tendrá mayor variación de entropía.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Cuestión 2B.- La siguiente descomposición: $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$, es un proceso endotérmico.

- Escriba la expresión para la constante de equilibrio K_p de la reacción indicada.
- Razone cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura.
- Razone cómo afecta a la cantidad de CO_2 desprendido un aumento de la cantidad de NaHCO_3 .
- Justifique cómo afecta al equilibrio la eliminación del CO_2 del medio.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3B.- Escriba las reacciones y nombre de los productos obtenidos en los siguientes casos:

- Deshidratación del 2-butanol con ácido sulfúrico caliente.
- Sustitución del grupo hidroxilo del 2,2,3-trimetil-1-butanol por un átomo de cloro.
- Oxidación del etanal.
- Reacción del 2-propanol con ácido etanoico.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1B.- Se disuelven 1,4 g de hidróxido de potasio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L.

- Calcule el pH de la disolución resultante.
- Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál sería el valor de pH de la nueva disolución?
- Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?
- ¿Qué volumen de ácido nítrico de concentración 0,16 M sería necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de KOH?

Datos. Masas atómicas: K = 39; O = 16; H = 1.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2B.- En dos recipientes que contienen 100 mL de disolución 1 M de sulfato de zinc y de nitrato de plata, respectivamente, se introducen electrodos de cobre metálico. Sabiendo que solo en uno de ellos se produce reacción:

- Calcule los potenciales estándar de las dos posibles reacciones y justifique cuál se produce de forma espontánea. Para el proceso espontáneo, indique la especie que se oxida y la que se reduce.
- Calcule qué masa de cobre ha reaccionado en el proceso espontáneo cuando se consume totalmente el otro reactivo.

Datos. $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$, $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$, $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; masa atómica Cu = 63,5

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.



UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID
PRUEBA DE ACCESO A LAS ENSEÑANZAS UNIVERSITARIAS
OFICIALES DE GRADO
Curso **2009-2010**

Junio

FASE
GENERAL

MATERIA: QUÍMICA

INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las tres cuestiones y los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir cuestiones o problemas de diferentes opciones. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Cuestión 1A.- El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique:

- La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.
- El grupo y periodo al que pertenece cada uno.
- El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
- El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2A.- Considere los ácidos orgánicos monopróticos: úrico, benzoico, láctico y butanoico.

- Ordénelos en orden creciente de acidez en disolución acuosa.
- Justifique cuál de sus bases conjugadas tiene menor valor de K_b .
- Justifique cuál será la base conjugada más fuerte.
- Escriba la fórmula semidesarrollada del ácido butanoico.

Datos. K_a (úrico) = $5,1 \times 10^{-6}$; K_a (benzoico) = $6,6 \times 10^{-5}$; K_a (láctico) = $1,4 \times 10^{-4}$; K_a (butanoico) = $1,5 \times 10^{-5}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3A.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En una pila galvánica, la reacción de reducción tiene lugar en el ánodo.
- En la pila Daniell, la reducción de los cationes Cu^{2+} tiene lugar en el polo positivo de la pila.
- En una pila galvánica, el polo negativo recibe el nombre de cátodo.
- En la pila Daniell, la oxidación del Zn tiene lugar en el ánodo.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1A.- Sabiendo que se desprenden 890,0 kJ por cada mol de CO_2 producido según la siguiente reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, calcule:

- La entalpía de formación del metano.
- El calor desprendido en la combustión completa de un 1 kg de metano.
- El volumen de CO_2 , medido a 25 °C y 1 atm, que se produce en la combustión completa de 1 kg de metano

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: C= 12; H= 1;

Entalpías de formación estándar ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$.

Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5 puntos.

Problema 2A.- En un reactor se introducen 5 moles de tetraóxido de dinitrógeno gaseoso, que tiene en el recipiente una densidad de $2,3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Este compuesto se descompone según la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$, y en el equilibrio a 325 K la presión es 1 atm. Determine en estas condiciones:

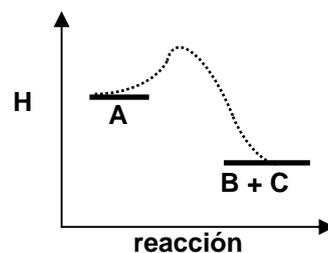
- El volumen del reactor.
- El número de moles de cada componente en el equilibrio.
- El valor de la constante de equilibrio K_p
- El valor de la constante de equilibrio K_c

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: N = 14; O = 16

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Cuestión 1B.- El diagrama energético adjunto corresponde a una reacción química $A \rightleftharpoons B + C$, para la cual $\Delta S = 60 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ y el valor absoluto de la variación de entalpía es $|\Delta H| = 45 \text{ kJ}$.



- Justifique si la reacción es espontánea a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Indique si un aumento de temperatura aumentará más la velocidad de la reacción directa $A \rightarrow B + C$ o de la reacción inversa $B + C \rightarrow A$.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Cuestión 2B.- Considerando el equilibrio existente entre el oxígeno molecular y el ozono, de acuerdo a la reacción $3 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ O}_3 (\text{g})$, cuya entalpía de reacción $\Delta H_r = 284 \text{ kJ}$, justifique:

- El efecto que tendría sobre el equilibrio un aumento de la presión del sistema.
- El efecto que tendría sobre la cantidad de ozono en el equilibrio una disminución de la temperatura.
- El efecto que tendría sobre el equilibrio la adición de un catalizador.
- El efecto que tendría sobre la constante de equilibrio K_p añadir más ozono al sistema.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3B.- Escriba las reacciones que se producen a partir de etanol en los siguientes casos y nombre los productos obtenidos:

- Deshidratación con ácido sulfúrico en caliente.
- Reacción con cloruro de hidrógeno.
- Reacción con ácido propanoico.
- Oxidación fuerte.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1B.- Se realiza la electrolisis de CaCl_2 fundido.

- Formule las semirreacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo.
- ¿Cuántos litros de cloro molecular, medidos a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm , se obtienen haciendo pasar una corriente de 12 A durante 8 horas ?
- ¿Durante cuántas horas debe estar conectada la corriente de 12 A para obtener 20 gramos de calcio?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $F = 96485 \text{ C}$; Masa atómica $\text{Ca} = 40$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

Problema 2B.- Se prepara una disolución de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) cuyo pH es $3,1$, disolviendo $0,61 \text{ gramos}$ del ácido en agua hasta obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- El grado de disociación del ácido benzoico.
- La constante de acidez del ácido benzoico.
- La constante de basicidad del anión benzoato.
- El volumen de hidróxido de sodio $0,1 \text{ M}$ necesario para neutralizar 50 mL de la disolución del ácido.

Datos. Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID
PRUEBA DE ACCESO A LAS ENSEÑANZAS UNIVERSITARIAS
OFICIALES DE GRADO
Curso 2009-2010

Junio
FASE
ESPECÍFICA

MATERIA: QUÍMICA

INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las tres cuestiones y los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir cuestiones o problemas de diferentes opciones. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Cuestión 1A.- Una reacción química del tipo $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$ tiene a 25°C una constante cinética $k = 5 \times 10^{12} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es el orden de la reacción anterior?
- ¿Cómo se modifica el valor de la constante k si la reacción tiene lugar a una temperatura inferior?
- ¿Por qué no coincide el orden de reacción con la estequiometría de la reacción?
- ¿Qué unidades tendría la constante cinética si la reacción fuera de orden 1?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2A.- Para una disolución acuosa de un ácido HA de $K_a = 10^{-5}$, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Cuando se neutraliza con una base, el pH es diferente a 7.
- Cuando se duplica la concentración de protones de la disolución, su pH se reduce a la mitad.
- La constante de acidez de HA es menor que la constante de basicidad de su base conjugada.
- Si se diluye la disolución del ácido, su grado de disociación permanece constante.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3A.- Para los pares redox: Cl_2/Cl^- , I_2/I^- y $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$:

- Indique los agentes oxidantes y reductores en cada caso.
- Justifique si se producirá una reacción redox espontánea al mezclar Cl_2 con una disolución de KI.
- Justifique si se producirá una reacción redox espontánea al mezclar I_2 con una disolución que contiene Fe^{2+} .
- Para la reacción redox espontánea de los apartados b) y c), ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción iónica global.

Datos. $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1A.- Los combustibles de automóvil son mezclas complejas de hidrocarburos. Supongamos que la gasolina responde a la fórmula C_9H_{20} , cuyo calor de combustión es $\Delta H_c = -6160 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, mientras que el gasoil responde a la fórmula $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$, cuyo calor de combustión es $\Delta H_c = -7940 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Formule las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule la energía liberada al quemar 10 L de cada uno.
- Calcule la masa de dióxido de carbono liberada cuando se queman 10 L de cada uno.

Datos. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16. Densidades: gasolina = $718 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; gasoil = $763 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Problema 2A.- Se parte de 150 gramos de ácido etanoico, y se quieren obtener 176 gramos de etanoato de etilo por reacción con etanol.

- Escriba la reacción de obtención del etanoato de etilo indicando de qué tipo es.
- Sabiendo que K_c vale 5, calcule los gramos de alcohol que hay que utilizar.
- Calcule las fracciones molares de cada uno de los 4 compuestos presentes en el equilibrio.

Datos. Masas atómicas: C=12; O = 16; H = 1

Puntuación máxima: 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b).

OPCIÓN B

Cuestión 1B.- Considerando las moléculas H_2CO (metanal) y Br_2O (óxido de dibromo):

- Represente su estructura de Lewis.
- Justifique su geometría molecular.
- Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

Datos. Números atómicos: C ($Z = 6$), O ($Z = 8$), H ($Z = 1$), Br ($Z = 35$)

Puntuación máxima: 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b)

Cuestión 2B.- El dióxido de nitrógeno es un gas de color rojizo que reacciona consigo mismo (se dimeriza) para dar lugar al tetraóxido de dinitrógeno, que es un gas incoloro. Se ha comprobado que una mezcla a 0°C es prácticamente incolora mientras que a 100°C tiene color rojizo. Teniendo esto en cuenta:

- Escriba la reacción que tiene lugar.
- Justifique si la reacción es exotérmica o endotérmica.
- ¿Qué cambio de color se apreciará a 100°C si se aumenta la presión del sistema?
- Justifique si se modificará el color de la mezcla si, una vez alcanzado el equilibrio, se añade un catalizador.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3B.- Para el alcano 4-etil-2,6-dimetiloctano:

- Escriba su fórmula semidesarrollada y su fórmula molecular.
- Escriba y ajuste la reacción de formación estándar de dicho alcano.
- Escriba y ajuste la reacción de combustión de dicho alcano.
- Formule y nombre un compuesto de igual fórmula molecular pero distinta fórmula semidesarrollada.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1B.- Se disuelven 1,68 gramos de hidróxido de potasio en agua hasta alcanzar un volumen de 100 mL.

- Calcule el pH de la disolución obtenida.
- Calcule cuántos mL de ácido clorhídrico 0,6 M hacen falta para neutralizar 50 mL de la disolución de hidróxido de potasio, y cuál es el pH de la disolución final.
- Calcule el pH de la disolución que se obtiene al añadir 250 mL de agua a 50 mL de la disolución inicial de hidróxido de potasio.

Datos. Masas atómicas: K = 39; O = 16; H = 1

Puntuación máxima por apartados: 0,5 puntos apartado a) y 0,75 puntos apartados b) y c).

Problema 2B.- Al mezclar sulfuro de hidrógeno con ácido nítrico se forma azufre, dióxido de nitrógeno y agua.

- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Formule la reacción molecular global indicando las especies oxidante y reductora.
- ¿Cuántos gramos de azufre se obtendrán a partir de 24 cm^3 de ácido nítrico comercial de 65 % en masa y densidad $1,39\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$?
- Calcule el volumen de dióxido de nitrógeno que se obtiene, medido a 700 mm de Hg y 25°C

Datos: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas moleculares: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá optar por una de las opciones y resolver las tres cuestiones y los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir cuestiones o problemas de diferentes opciones. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Cuestión 1A.- Para el conjunto de números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explique si pueden corresponder a un orbital atómico y, en los casos afirmativos, indique de qué orbital se trata.

- $n = 5, l = 2, m_l = 2$
- $n = 1, l = 0, m_l = -1/2$
- $n = 2, l = -1, m_l = 1$
- $n = 3, l = 1, m_l = 0$

Puntuación máxima por apartado: 0,5

Cuestión 2A.- Dadas las siguientes sustancias: CO₂, CF₄, H₂CO y HF:

- Escriba las estructuras de Lewis de sus moléculas.
- Explique sus geometrías por la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia o por la Teoría de Hibridación.
- Justifique cuáles de estas moléculas tienen momento dipolar distinto de cero.
- Justifique cuáles de estas sustancias presentan enlace de hidrógeno.

Datos. Números atómicos (Z): H = 1; C = 6; O = 8; F = 9

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3A.- Dado el equilibrio $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La expresión de la constante de equilibrio K_P es: $K_P = p(CO) \cdot p(H_2) / \{ p(C) \cdot p(H_2O) \}$
- Al añadir más carbono, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- En esta reacción, el agua actúa como oxidante.
- El equilibrio se desplaza hacia la izquierda cuando aumenta la presión total del sistema.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1A.- En la reacción de combustión del metanol líquido se produce CO₂(g) y H₂O(l). Sabiendo que el metanol tiene una densidad de 0,79 g·cm⁻³, calcule:

- La entalpía estándar de combustión del metanol líquido.
- La energía desprendida en la combustión de 1 L de metanol.
- El volumen de oxígeno necesario para la combustión de 1 L de metanol, medido a 37 °C y 5 atm.

Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Entalpías estándar de formación en kJ·mol⁻¹: metanol (l) = -239; CO₂ (g) = -393; H₂O (l) = -294.

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos; b) 0,5 puntos.

Problema 2A.- Se disuelven 2,3 g de ácido metanoico en agua hasta un volumen de 250 cm³. Calcule:

- El grado de disociación y el pH de la disolución.
- El volumen de hidróxido de potasio 0,5 M necesario para neutralizar 50 cm³ de la disolución anterior.

Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$; Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

OPCIÓN B

Cuestión 1B.- Considere la combustión de tres sustancias: carbón, hidrógeno molecular y etanol.

- Ajuste las correspondientes reacciones de combustión.
- Indique razonadamente cuáles de los reactivos o productos de las mismas tienen entalpía de formación nula.
- Escriba las expresiones para calcular las entalpías de combustión de cada una de las tres reacciones a partir de las entalpías de formación.
- Escriba la expresión de la entalpía de formación del etanol en función únicamente de las entalpías de combustión de las reacciones del apartado a).

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

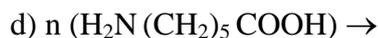
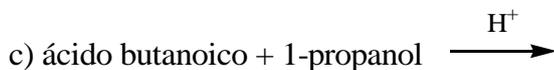
Cuestión 2B.- Dadas las constantes de acidez de las especies químicas CH_3COOH , HF , HSO_4^- y NH_4^+

- Ordene las cuatro especies de mayor a menor acidez.
- Escriba sus correspondientes reacciones de disociación ácida en disolución acuosa.
- Identifique sus bases conjugadas y ordénelas de mayor a menor basicidad.
- Escriba la reacción de transferencia protónica entre la especie química más ácida y la base conjugada más básica.

Datos. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$; $K_a(\text{HF}) = 7,2 \times 10^{-4}$; $K_a(\text{HSO}_4^-) = 1,2 \times 10^{-2}$; $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,5 \times 10^{-10}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3B.- Complete las siguientes reacciones, escribiendo las fórmulas semidesarrolladas de todos los compuestos orgánicos. Nombre todos los productos obtenidos e indique el tipo de reacción orgánica de que se trata en cada caso.



Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 1B.- Una mezcla de 2 moles de N_2 y 6 moles de H_2 se calienta hasta 700°C en un reactor de 100 L, estableciéndose el equilibrio $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. En estas condiciones se forman 48,28 g de amoníaco en el reactor. Calcule:

- La cantidad en gramos de N_2 y de H_2 en el equilibrio.
- La constante de equilibrio K_c .
- La presión total en el reactor cuando se ha alcanzado el equilibrio.

Datos. Masas atómicas: $\text{N} = 14$, $\text{H} = 1$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5 puntos.

Problema 2B.- La electrólisis de una disolución acuosa de BiCl_3 en medio neutro origina $\text{Bi}(\text{s})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$.

- Escriba las semireacciones iónicas en el cátodo y en el ánodo y la reacción global del proceso, y calcule el potencial estándar correspondiente a la reacción global.
- Calcule la masa de bismuto metálico y el volumen de cloro gaseoso, medido a 25°C y 1 atm, obtenidos al cabo de dos horas, cuando se aplica una corriente de 1,5 A.

Datos. $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Bi} = 209,0$

$$E^\circ(\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}) = 0,29 \text{ V}; E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

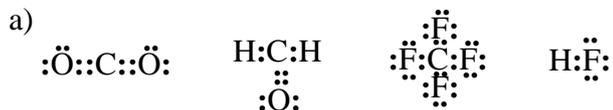
SOLUCIONES (ORIENTACIONES PARA EL CORRECTOR)
OPCIÓN A

Cuestión 1A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5

Justificación para todos los apartados: debe cumplirse que $n = 1, 2, 3, \dots$; $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$; $m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$.

- Posible, es uno de los orbitales 5d.
- No es posible ya que m_l solo puede valer 0 ($l = 0$) y además no es un número entero.
- No es posible ya que l no puede adoptar valores negativos.
- Posible, es uno de los orbitales 3p.

Cuestión 2A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



- b) $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ **Geometría lineal.** La disposición en la que los dos grupos de electrones alrededor del C tienen menor repulsión. También se acepta por hibridación: el carbono tiene hibridación sp y sus orbitales híbridos sp se orientan formando entre sí un ángulo de 180° .

H_2CO **Geometría trigonal plana.** El carbono está rodeado de tres grupos de electrones. La disposición en la que éstos tienen menor repulsión es la trigonal plana.

En esta molécula el carbono tiene hibridación sp^2 y sus orbitales híbridos sp^2 se orientan formando entre sí un ángulo de 120° .

CF_4 **Geometría tetraédrica.** El carbono está rodeado de cuatro grupos de electrones. La disposición en la que tienen menor repulsión es la tetraédrica.

En esta molécula el carbono tiene hibridación sp^3 y sus orbitales híbridos sp^3 se orientan formando entre sí un ángulo de 109° .

HF **Geometría lineal.** La única posible en una molécula diatómica.

- c) Las moléculas H_2CO y HF son polares. La diferencia de electronegatividad de los átomos crea enlaces polares, cuya resultante no se anula por la geometría de la molécula.

Las moléculas CO_2 y CF_4 tienen momento dipolar cero. La geometría de estas moléculas hace que los momentos de enlace existentes se anulen entre sí dando una resultante nula.

- d) La única sustancia que presenta enlace de hidrógeno es el HF . El hidrógeno está unido a un átomo muy electronegativo, el flúor, y es atraído por el átomo de flúor de otra molécula vecina.

Cuestión 3A.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Falsa. $K_p = p(\text{CO}) \cdot p(\text{H}_2) / p(\text{H}_2\text{O})$; la presión de C, al ser un sólido, no se incluye en la expresión de K_p .
- Falsa. C es un sólido, por lo que aumentar su cantidad no modifica el equilibrio.
- Verdadera. H tiene estado de oxidación +1 en H_2O y 0 en H_2 ; se reduce, luego actúa como oxidante.
- Verdadera. Aumentar la presión total del sistema equivale a disminuir el volumen total de la mezcla y el equilibrio se desplaza hacia donde se producen menos moléculas gaseosas (hacia la izquierda).

Problema 1A.- Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos; b) 0,5 puntos

- $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\Delta H^\circ(\text{combustión}) = (-393) + 2 \times (-294) - (-239) = -742 \text{ kJ}$ por cada mol de metanol quemado.
- moles $\text{CH}_3\text{OH} = 1000 \times 0,79 / (12 + 16 + 4) = 24,7$ moles
E desprendida: $24,7 \times 742 = 18327 \text{ kJ}$
- moles $\text{O}_2 = 24,7 \times 3/2 = 37,1$ moles; $PV = nRT$; $V = 37,1 \times 0,082 \times 310 / 5$; $V = 188,6 \text{ L}$

Problema 2A.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- $\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$
 $\begin{array}{ccc} c(1-\alpha) & c\alpha & c\alpha \end{array}$
masa molecular (HCOOH) = $12 + 16 \times 2 + 1 \times 2 = 46$
 $[\text{HCOOH}] = (2,3 / 46) / 0,25 = 0,2 \text{ M}$
 $K_a = c\alpha^2 / (1-\alpha) = 1,8 \cdot 10^{-4}$; $\alpha \approx 0,03$
 $[\text{H}^+] = c\alpha = 0,2 \times 0,03 = 6 \cdot 10^{-3}$; $\text{pH} = -\log 0,006 = 2,2$

- b) Neutralización 1:1; moles $\text{HCOOH} = \text{moles KOH}$; $V = 0,05 \text{ L} \times 0,2 \text{ M} / 0,5 \text{ M} = 0,02 \text{ L}$

OPCIÓN B

Cuestión 1B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) (1) $C + O_2 \rightarrow CO_2$
 (2) $H_2 + 1/2 O_2 \rightarrow H_2O$
 (3) $CH_3CH_2OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$
- b) Tienen entalpía de formación estándar nula los elementos en su forma más estable:
 $\Delta H_f(C) = \Delta H_f(O_2) = \Delta H_f(H_2) = 0$
- c) $\Delta H_c(C) = \Delta H_f(CO_2)$; $\Delta H_c(H_2) = \Delta H_f(H_2O)$; $\Delta H_c(C_2H_5OH) = 2 \times \Delta H_f(CO_2) + 3 \times \Delta H_f(H_2O) - \Delta H_f(C_2H_5OH)$
- d) $\Delta H_f(C_2H_5OH) = 2 \times \Delta H_f(CO_2) + 3 \times \Delta H_f(H_2O) - \Delta H_c(C_2H_5OH) = 2 \times \Delta H_c(C) + 3 \times \Delta H_c(H_2) - \Delta H_c(C_2H_5OH)$

Cuestión 2B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $HSO_4^- > HF > CH_3COOH > NH_4^+$
- b) $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$ ó $HSO_4^- \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H^+$
 $HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$ ó $HF \rightleftharpoons F^- + H^+$
 $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ ó $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$
 $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ ó $NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$
- c) $NH_3 > CH_3COO^- > F^- > SO_4^{2-}$
- d) $HSO_4^- + NH_3 \rightleftharpoons SO_4^{2-} + NH_4^+$

Cuestión 3B.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $CH_3-CH=CH-CH_3 + HBr \rightarrow CH_3-CH_2-CHBr-CH_3$ Reacción de adición.
2-Bromobutano

- b) $CH_3-CH_2-CH_2OH \xrightarrow[\text{calor}]{H_2SO_4} CH_3-CH=CH_2$ Reacción de eliminación.
Propeno

- c) $CH_3-CH_2-CH_2-COOH + CH_3-CH_2-CH_2OH \xrightarrow{H^+} CH_3-CH_2-CH_2COOCH_2-CH_2-CH_3$
Butanoato de propilo

Reacción de esterificación o condensación.

- d) $n(NH_2(CH_2)_5COOH) \rightarrow -[NH(CH_2)_5CO]_n-$
Poliamida (nailon o nylon)
 Reacción de condensación (polimerización por condensación).

Problema 1B.- Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5 puntos.

- a) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
 Moles equilibrio $2 - x$ $6 - 3x$ $2x$
 moles $NH_3 = 48,28 / 17 = 2,84$ moles $x = 1,42$ moles.
 moles $N_2 = 2 - 1,42 = 0,58$ moles ; $m(N_2) = 0,58 \times 28 = 16,24$ g de N_2
 moles $H_2 = 6 - 3 \times 1,42 = 1,74$ moles ; $m(H_2) = 1,74 \times 2 = 3,48$ g de H_2
- b) $K_c = [NH_3]^2 / ([N_2][H_2]^3) = (2,84/100)^2 / \{(0,58/100) \times (1,74/100)^3\} = 26397$
- c) $n(\text{total}) = 8 - 2x = 5,16$ moles
 $P = nRT / V = (5,16 \times 0,082 \times 973) / 100 = 4,12$ atm

Problema 2B.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- a) Cátodo: $Bi^{3+} + 3e^- \rightarrow Bi(s)$ 0,29 V
 Ánodo: $2Cl^- \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$ -1,36 V
 $2BiCl_3 \rightarrow 2Bi(s) + 3Cl_2(g)$ -1,07 V
- o bien $2Bi^{3+} + 6Cl^- \rightarrow 2Bi(s) + 3Cl_2(g)$
- b) $n(e^-) = 1,5 \times 7200 / 96485 = 0,112$ moles de e^-
 $n(Cl_2) = 0,112 / 2 = 0,056$ moles; $V(Cl_2) = nRT / P = 0,056 \times 0,082 \times 298 / 1 = 1,37$ L de Cl_2
 $n(Bi) = 0,112 / 3 = 0,037$ moles; $m(Bi) = 0,037 \times 209,0 = 7,73$ g de Bi



INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos.

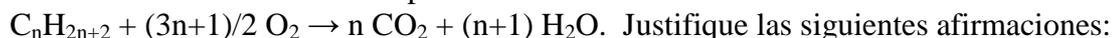
PRIMERA PARTE

Cuestión 1. – Considere los elementos A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). Conteste razonadamente:

- ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B?
- ¿Cuál es el grupo, el periodo, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?
- ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?
- ¿Qué tipo de enlace que se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante?
¿Será soluble en agua?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

Cuestión 2. – La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:



- Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n.
- El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- El estado de agregación del H_2O afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido.

Datos. ΔH_f^0 ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $CO_2 = -393$, $CO = -110$, $H_2O(\text{liq}) = -285$, $H_2O(\text{vap}) = -241$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3. – En las siguientes comparaciones entre magnitudes termodinámicas y cinéticas indique qué parte de la afirmación es falsa y qué parte es cierta:

- En una reacción exotérmica tanto la entalpía de reacción como la energía de activación son negativas.
- Las constantes de velocidad y de equilibrio son adimensionales.
- Un aumento de temperatura siempre aumenta los valores de las constantes de velocidad y de equilibrio.
- La presencia de catalizadores aumenta tanto la velocidad de reacción como la constante de equilibrio.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4. – Atendiendo a los equilibrios en disolución acuosa, razone cuál o cuáles de las siguientes especies son anfóteras (pueden comportarse como ácido y como base):

- Amoníaco (o trihidruro de nitrógeno).
- Ion bicarbonato (o ion hidrogenotrioxocarbonato (IV)).
- Ion carbonato (o ion trioxocarbonato (IV)).
- Ion bisulfuro (o ion hidrogenosulfuro (II)).

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5. – Dado el 1-butanol:

- a) Escriba su estructura semidesarrollada.
- b) Escriba la estructura semidesarrollada de un isómero de posición, otro de cadena y otro de función. Nombre los compuestos anteriormente descritos.
- c) Formule y nombre el producto de reacción del 1-butanol y el ácido etanoico ($C_2H_4O_2$), indicando el tipo de reacción.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b).

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1 .– Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina, $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$, y el peróxido de hidrógeno, $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$, para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso $-643 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- ¿Cuántos litros de nitrógeno medidos a 20°C y 50 mm de mercurio se producirán si reaccionan 128 g de $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$?
- ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?
- Calcule la entalpía de formación de la hidracina, $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_2, \text{l}) = -187,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -241,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Masas atómicas: H = 1; N = 14.

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

Problema 2 .– En el proceso Haber–Bosch se sintetiza amoníaco haciendo pasar corrientes de nitrógeno e hidrógeno en proporciones 1:3 (estequiométricas) sobre un catalizador. Cuando dicho proceso se realiza a 500°C y 400 atm. se consume el 43 % de los reactivos, siendo el valor de la constante de equilibrio $K_p = 1,55 \cdot 10^{-5}$. Determine, en las condiciones anteriores:

- El volumen de hidrógeno necesario para la obtención de 1 tonelada de amoníaco puro.
- La fracción molar de amoníaco obtenido.
- La presión total necesaria para que se consuma el 60 % de los reactivos.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: N = 14, H = 1.

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos, b) 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Problema 1 .– Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3.

- Calcule la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 200 mL de la disolución comercial de ácido.
- Si 10 mL de la disolución comercial de ácido clorhídrico se diluyen con agua hasta un volumen final de 500 mL, calcule el pH de la disolución diluida resultante.
- A 240 mL de la disolución diluida resultante del apartado anterior se le añaden 160 mL de ácido nítrico 0,005 M. Calcule el pH de la nueva disolución (suponiendo volúmenes aditivos).
- Calcule los gramos de hidróxido de calcio necesarios para neutralizar la disolución final del apartado c).

Datos. Masas atómicas: Na = 23; Ca = 40; H = 1; O = 16.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2 .– Se quiere oxidar el ión bromuro, del bromuro de sodio, a bromo empleando una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno 0,2 M en presencia de ácido sulfúrico. Respecto a dicha reacción:

- Ajuste las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global.
- Calcule el potencial estándar para la reacción global.
- Calcule la masa de bromuro de sodio que se oxidaría a bromo empleando 60 mL de peróxido de hidrógeno.
- Calcule el volumen de bromo gaseoso, medido a 150°C y 790 mmHg, desprendido en el proceso anterior.

Datos. $E^0 \text{ Br}_2/\text{Br}^- = 1,06 \text{ V}$; $E^0 \text{ H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,77 \text{ V}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; masas atómicas: Na = 23; Br = 80.

Puntuación máxima por apartado: 0,50 puntos

**INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN**

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

PRIMERA PARTE

Cuestión 1. – La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^1$, son 520 y 7300 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente:

- Indique qué elemento es A, así como el grupo y periodo a los que pertenece.
- Defina el término energía de ionización. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y la segunda energía de ionización del átomo A.
- Ordene las especies A, A^+ y A^{2+} de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica A^+ ?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2.– Para la reacción: $a A (g) \rightleftharpoons B (g) + C (g)$, el coeficiente estequiométrico a podría tener los valores 1, 2 ó 3. Indique de manera razonada el valor de a , los signos de las magnitudes termodinámicas ΔH^0 , ΔS^0 y ΔG^0 , y el intervalo de temperatura en el que la reacción sería espontánea, para cada uno de los siguientes casos particulares:

- Caso A: La concentración de A en el equilibrio disminuye si aumenta la temperatura o la presión.
- Caso B: La concentración de A en el equilibrio aumenta si aumenta la temperatura o la presión.

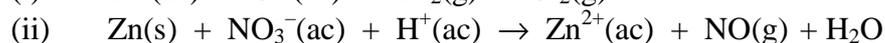
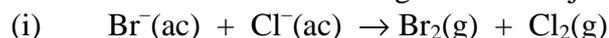
Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Cuestión 3.– Justifique si son verdaderas o falsas cada una de las afirmaciones siguientes:

- La presencia de un catalizador afecta a la energía de activación de una reacción química, pero no a la constante de equilibrio.
- En una reacción con $\Delta H < 0$, la energía de activación del proceso directo (E_a) es siempre menor que la del proceso inverso (E_a').
- Una vez alcanzado el equilibrio en la reacción del apartado anterior, un aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia los reactivos.
- Alcanzado el equilibrio, las constantes cinéticas de los procesos directo e inverso son siempre iguales.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.– Dadas las dos reacciones siguientes sin ajustar:

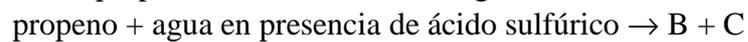


- Justifique por qué una de ellas no se puede producir.
- Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción de la reacción que sí se puede producir.
- Ajuste la reacción global de la reacción que sí se puede producir.
- Justifique si es espontánea dicha reacción.

Datos. $E^0 \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,06 \text{ V}$; $E^0 \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}$; $E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$; $E^0 \text{NO}_3^-/\text{NO} = 0,96 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5.– Partiendo del propeno se llevan a cabo la siguiente serie de reacciones:



El producto mayoritario (B) de la reacción anterior con un oxidante fuerte genera el compuesto D y el producto minoritario (C) en presencia de ácido metanoico da lugar al compuesto E.

- a) Escriba la primera reacción y nombre los productos B y C.
- b) Explique por qué el producto B es el mayoritario.
- c) Escriba la reacción en la que se forma D y nómbrelo.
- d) Escriba la reacción en la que se forma E y nómbrelo.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.– Para la reacción $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$

- Calcule la entalpía de reacción a 25 °C.
- Calcule hasta qué temperatura la reacción será espontánea, sabiendo que para esta reacción $\Delta S^\circ = -146,4 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$.
- Si reaccionan 2L de NO, medidos a 293K y 1,2 atm, con exceso de O_2 ¿Cuánto calor se desprenderá?

Datos. $\Delta H_f^\circ(\text{NO}, \text{g}) = 90,25 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{NO}_2, \text{g}) = 33,18 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5 puntos

Problema 2.– El pentacloruro de fósforo se descompone con la temperatura dando tricloruro de fósforo y cloro. Se introducen 20,85 g de pentacloruro de fósforo en un recipiente cerrado de 1 L y se calientan a 250 °C hasta alcanzar el equilibrio. A esa temperatura todas las especies están en estado gaseoso y la constante de equilibrio K_c vale 0,044.

- Formule y ajuste la reacción química que tiene lugar.
- Obtenga la concentración en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de cada una de las especies de la mezcla gaseosa a esa temperatura.
- ¿Cuál será la presión en el interior del recipiente?
- Obtenga la presión parcial de Cl_2 .

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: P = 31,0; Cl = 35,5.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

OPCIÓN B

Problema 1.– El ácido butanoico es un ácido débil siendo su $K_a = 1,5\cdot 10^{-5}$. Calcule:

- El grado de disociación de una disolución 0,05 M del ácido butanoico.
- El pH de la disolución 0,05 M.
- El volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,025 M necesario para neutralizar 100 mL de disolución 0,05 M de ácido butanoico.

Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5 puntos.

Problema 2.– Una pieza metálica de 4,11 g que contiene cobre se introduce en ácido clorhídrico obteniéndose una disolución que contiene Cu^{2+} y un residuo sólido insoluble. Sobre la disolución resultante se realiza una electrolisis pasando una corriente de 5 A. Al cabo de 656 s se pesa el cátodo y se observa que se han depositado 1,08 g de cobre.

- Calcule la masa atómica del cobre.
- ¿Qué volumen de cloro se desprendió durante el proceso electrolítico en el ánodo (medido a 20 °C y 760 mm de Hg)?
- ¿Cuál era el contenido real de Cu (en % peso) en la pieza original, si al cabo de 25 minutos de paso de corriente se observó que el peso del cátodo no variaba?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $F = 96485 \text{ C}$.

Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5.

UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID PRUEBA DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS (LOGSE) Modelo 2008-2009 MATERIA: QUÍMICA	MODELO
---	---------------

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.– Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los metales alcalinos no reaccionan con los halógenos.
- Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con el agua.
- Los halógenos reaccionan con la mayoría de los metales, formando sales iónicas.
- La obtención industrial de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares es un proceso rápido a temperatura ambiente, aunque no se utilicen catalizadores.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2.– El etanol y el dimetil éter son dos isómeros de función, cuyas entalpías de formación son $\Delta H_f^\circ(\text{etanol}) = -235 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta H_f^\circ(\text{dimetil éter}) = -180 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Escriba las reacciones de formación y de combustión de ambos compuestos.
- Justifique cuál de las dos entalpías de combustión de estos compuestos es mayor en valor absoluto, teniendo en cuenta que los procesos de combustión son exotérmicos.

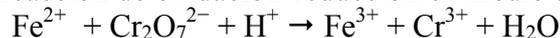
Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Cuestión 3.– Dada la reacción endotérmica para la obtención de hidrógeno $\text{CH}_4(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$

- Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p .
- Justifique cómo afecta un aumento de presión al valor de K_p .
- Justifique cómo afecta una disminución de volumen a la cantidad de H_2 obtenida.
- Justifique cómo afecta un aumento de temperatura a la cantidad de H_2 obtenida.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.– Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción en medio ácido (sin ajustar):



- Indique el número (estado) de oxidación del cromo en los reactivos y en los productos.
- Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Ajuste la reacción iónica global.
- Razone si la reacción es o no espontánea en condiciones estándar a 25 °C.

Datos a 25 °C. $E^\circ: \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+} = 1,33 \text{ V}$; $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+} = 0,77 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5.– Complete las siguientes reacciones con el producto orgánico mayoritario. Nombre todos los compuestos orgánicos presentes, e indique el tipo de cada una de las reacciones.

- $\text{CH}_3\text{--CH=CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{Br} + \text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$
- $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH} + \text{oxidante fuerte} \rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{--COOH} + \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH} \rightarrow$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.— Se prepara una disolución de un ácido débil, HA, con una concentración inicial 10^{-2} M. Cuando se llega al equilibrio el ácido presenta una disociación del 1 %. Calcule:

- El pH de la disolución.
- La constante de acidez de HA.
- El grado de disociación si se añade agua hasta aumentar 100 veces el volumen de la disolución.
- El pH de la disolución del apartado c).

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2.— Una disolución que contiene un cloruro MCl_x de un metal, del que se desconoce su estado de oxidación, se somete a electrólisis durante 69,3 minutos. En este proceso se depositan 1,098 g del metal M sobre el cátodo, y además se desprenden 0,79 L de cloro molecular en el ánodo (medidos a 1 atm y 25 °C).

- Indique las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- Calcule la intensidad de corriente aplicada durante el proceso electrolítico.
- ¿Qué peso molecular tiene la sal MCl_x disuelta?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Cl = 35,5; M = 50,94; 1 F = 96485 C

Puntuación máxima por apartado: a) 0.5 puntos; b) y c) 0.75 puntos

OPCIÓN B

Problema 1.— Un recipiente de 37,5 L, que se encuentra a 343 K y 6 atm, contiene una mezcla en equilibrio con el mismo número de moles de NO_2 y N_2O_4 , según la reacción $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$. Determine:

- El número de moles de cada componente en el equilibrio.
- El valor de la constante de equilibrio K_p .
- La fracción molar de cada uno de los componentes de la mezcla si la presión se reduce a la mitad.

Dato. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

Problema 2.— En la reacción de hierro metálico con vapor de agua se produce óxido ferroso-férrico (Fe_3O_4) e hidrógeno molecular.

- Formule y ajuste la reacción química que tiene lugar.
- Calcule el volumen de hidrógeno gaseoso medido a 127 °C y 5 atm. que se obtiene por reacción de 558 g de hierro metálico.
- ¿Cuántos gramos de óxido ferroso-férrico se obtendrán a partir de 3 moles de hierro?
- ¿Cuántos litros de vapor de agua a 10 atm. y 127 °C se precisa para reaccionar con los 3 moles de hierro?

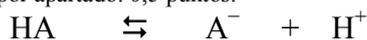
Datos. Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Soluciones a los problemas:

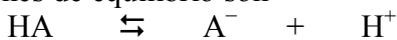
OPCIÓN A

Problema 1.— Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



Concentraciones en equil. $c_0(1-\alpha)$ $c_0\alpha$ $c_0\alpha$ $c_0 = 10^{-2}$; $\alpha = 1/100$

- a) $[\text{H}^+] = c_0\alpha = 10^{-2} \times 1/100 = 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 4$
 b) $K_a = [\text{A}^-][\text{H}^+]/[\text{HA}] = c_0\alpha^2/(1-\alpha) = 10^{-2} \times 10^{-4} / 0,99 = 1,01 \cdot 10^{-6}$
 c) Ahora las nuevas concentraciones de equilibrio son



$c_0(1-\beta)/100$ $c_0\beta/100$ $c_0\beta/100$

$K_a = c_0\beta^2/[100 \times (1-\beta)]$; $1,01 \times 10^{-6} = 10^{-4} \beta^2/(1-\beta)$; $\beta = 0,0956$ (ó 9,56 %)

- d) $[\text{H}^+] = c_0\beta/100 = 10^{-4} \times 0,0956 = 9,56 \cdot 10^{-6}$; $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 5,02$

Problema 2.— Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

- a) (ánodo) Reacción de oxidación $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$;
 (cátodo) Reacción de reducción) $\text{M}^{x+} + x\text{e}^- \rightarrow \text{M}^0$;
 b) $n(\text{Cl}_2) = 1 \text{ atm} \times 0,79 \text{ L} / (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K}) = 0,0323 \text{ moles de Cl}_2$
 $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; $Q = 0,0323 \times 2 \times F = 6238,6 \text{ C} = I \times 4158 \text{ s}$; $I = 1,5 \text{ A}$
 c) $\text{M}^{x+} + x\text{e}^- \rightarrow \text{M}^0$; $Q = x \times F \times 1,098 \text{ g}/50,94 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 6238,6 \text{ C}$; $x = 2,99 \approx 3$
 $M = 35,5 \times 3 + 50,94 = 157,44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

OPCIÓN B

Problema 1.— Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

- a) $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$

Eq.: n n $n_{\text{Total}} = 2n$

$n_{\text{Total}} = pV / (RT) = 6 \times 37,5 / (0,082 \times 343) = 8 \text{ moles}$; $n = n_{\text{Total}} / 2 = 4 \text{ moles} = n(\text{NO}_2) = n(\text{N}_2\text{O}_4)$

- b) $K_p = p(\text{N}_2\text{O}_4) / [p(\text{NO}_2)]^2$; $p_i = x_i p$; $p(\text{NO}_2) = p(\text{N}_2\text{O}_4) = (4/8) \times 6 = 3 \text{ atm}$

$K_p = 3/3^2 = 1/3 = 0,333$

- c) $p = 3 \text{ atm}$

$K_p = (1/p) x(\text{N}_2\text{O}_4) / [x(\text{NO}_2)]^2$; $x = x(\text{NO}_2)$; $x(\text{N}_2\text{O}_4) = 1 - x$

$K_p = (1/p) (1 - x)/x^2$; $1/3 = (1/3) (1 - x)/x^2$; $x^2 = 1 - x$; $x^2 + x - 1 = 0$;

$x = 0,62$ $x(\text{NO}_2) = 0,62$; $x(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,38$

Problema 2.— Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $3 \text{Fe} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4 \text{H}_2$

- b) $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = [(4/3) (558/55,8)] \times 0,082 \times 400 / 5 = 87,5 \text{ L}$

- c) $n^\circ \text{ moles de Fe}_3\text{O}_4 = n^\circ \text{ moles de Fe} / 3 = 3 / 3 = 1 \text{ mol}$

$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3 \times 55,8 + 4 \times 16 = 231,4$; $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 231,4 \text{ g}$

- d) $n^\circ \text{ moles de H}_2\text{O} = (4 / 3) n^\circ \text{ moles de Fe} = 4 \text{ moles}$

$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = 4 \times 0,082 \times 400 / 10 = 13,12 \text{ L}$



INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.– A las siguientes especies: X^- , Y y Z^+ , les corresponden los números atómicos 17, 18 y 19, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- Ordene razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización.
- ¿Qué especies son X^- e Y ?
- ¿Qué tipo de enlace presenta ZX ? Describa brevemente las características de este enlace.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

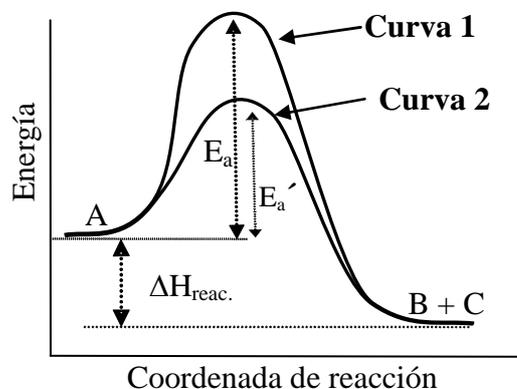
Cuestión 2.– Dadas las siguientes moléculas: CH_4 , NH_3 , SH_2 , BH_3 .

- Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.
- Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares.
- ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH_4 ?
- Indique, razonadamente, por qué el NH_3 es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3.– Considerando el diagrama de energía que se muestra, para la reacción $A \rightarrow B + C$, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál puede ser la causa de la diferencia entre la curva 1 y la 2?
- ¿Para cuál de las dos curvas la reacción transcurre a mayor velocidad?
- ¿Qué les sucederá a las constantes de velocidad de reacción si se aumenta la temperatura?
- ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?



Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.– Para la reacción de hidrogenación del eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$), determine:

- La entalpía de reacción a 298 K.
- El cambio de energía Gibbs de reacción a 298 K.
- El cambio de entropía de reacción a 298 K.
- El intervalo de temperaturas para el que dicha reacción no es espontánea.

Datos a 298 K	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	CH_3-CH_3
$\Delta H_f^\circ / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	52,3	-84,7
$\Delta G_f^\circ / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	68,1	-32,9

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2.– Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene una densidad de $0,962 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y una concentración del 6,5 % en peso. Determine:

- La concentración molar de amoníaco en dicha disolución.
- El pH de la disolución.
- El pH de la disolución resultante al diluir 10 veces.

Datos. Masas atómicas: N = 14, H = 1; $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8\cdot 10^{-5}$.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos, b) y c) 0,75 puntos.

OPCIÓN B

Problema 1.– El valor de la constante de equilibrio a 700 K para la reacción $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ es 0,0183. Si se introducen 3,0 moles de HI en un recipiente de 5 L que estaba vacío y se deja alcanzar el equilibrio:

- ¿Cuántos moles de I_2 se forman?
- ¿Cuál es la presión total?
- ¿Cuál será la concentración de HI en el equilibrio si a la misma temperatura se aumenta el volumen al doble?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto, b) y c) 0,5 puntos.

Problema 2.– El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado.

- Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico de una concentración del 90 % en peso se necesitará para producir 100 kg de ácido clorhídrico concentrado al 35 % en peso?
- ¿Cuántos kilogramos de cloruro de sodio se emplean por cada tonelada de sulfato de sodio obtenido como subproducto?

Datos. Masas atómicas: H = 1, O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos, b) y c) 0,75 puntos.



INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.– Dados los elementos Na, C, Si y Ne:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?
- Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.
- Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2.– Considere la reacción química siguiente: $2\text{Cl}(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$

Conteste de forma razonada:

- ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?
- ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?
- ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?
- ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía de enlace Cl–Cl es $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3.– Considerando la reacción $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de SO_3 .
- Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
- El valor de K_p es superior al de K_c , a temperatura ambiente.
- La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es: $K_p = p^2(\text{SO}_2)\cdot p(\text{O}_2)/p^2(\text{SO}_3)$

Dato. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.– Se preparan disoluciones acuosas de igual concentración de HCl, NaCl, NH_4Cl y NaOH.

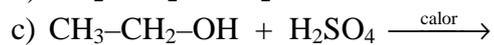
Conteste de forma razonada:

- ¿Qué disolución tendrá mayor pH?
- ¿Qué disolución tendrá menor pH?
- ¿Qué disolución es neutra?
- ¿Qué disolución no cambiará su pH al diluirla?

Dato. $K_a \text{NH}_4^+ = 10^{-9}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5.– Complete las siguientes reacciones químicas, indique en cada caso de qué tipo de reacción se trata y nombre todos los reactivos que intervienen y los productos orgánicos resultantes:



Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.– Sea la reacción: $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2(\text{g}) + \text{HBr}(\text{g}) \rightarrow \text{Producto}(\text{g})$

- Complete la reacción e indique el nombre de los reactivos y del producto mayoritario.
- Calcule ΔH de la reacción.
- Calcule la temperatura a la que la reacción será espontánea.

Datos. $\Delta S_{\text{reacción}}^0 = -114,5 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2) = 20,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{HBr}) = -36,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_f^0(\text{producto mayoritario}) = -95,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

Problema 2.– Las disoluciones acuosas de permanganato de potasio en medio ácido (ácido sulfúrico), oxidan al peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) formándose oxígeno, sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y agua.

- Formule y ajuste las semirreacciones iónicas de oxidación y reducción y la reacción molecular.
- Calcule los gramos de oxígeno que se liberan al añadir un exceso de permanganato a 200 mL de peróxido de hidrógeno 0,01 M.
- ¿Qué volumen ocuparía el O_2 obtenido en el apartado anterior, medido a 21 °C y 720 mm Hg?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; masa atómica: O = 16; 1 atm = 760 mm Hg

Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Problema 1.– El acetileno o etino (C_2H_2) se obtiene por reacción del carburo de calcio (CaC_2) con agua.

- Formule y ajuste la reacción de obtención del acetileno, si se produce además hidróxido de calcio.
- Calcule la masa de acetileno formada a partir de 200 g de un carburo de calcio del 85 % de pureza.
- ¿Qué volumen de acetileno gaseoso se produce a 25 °C y 2 atm con los datos del apartado anterior?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; masas atómicas: Ca = 40, C = 12, H = 1

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

Problema 2.– Se tiene una disolución de ácido nítrico de pH = 2,30.

- Determine el número de moles de ion nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.
- Calcule la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.
- Determine el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

Datos. Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.- Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos: A= $2s^2 2p^4$; B= $2s^2$; C= $3s^2 3p^2$; D= $3s^2 3p^5$

- Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.
- Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.
- Justifique cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.
- Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2.- Dados los siguientes compuestos: H_2S , BCl_3 y N_2 .

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación.
- Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares.
- Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3.- Un componente A se descompone según la reacción $2 A \rightleftharpoons B + C$ que es exotérmica, espontánea a temperatura ambiente y tiene una energía de activación alta.

- Indique, en un diagrama entálpico, entalpía de reacción y energía de activación.
- Justifique si la reacción de descomposición es rápida o lenta a temperatura ambiente.
- Justifique qué proceso es más rápido, el directo o el inverso.
- Justifique si un aumento de temperatura favorece la descomposición desde el punto de vista del equilibrio y de la cinética.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.- Sea una disolución acuosa 1 M de un ácido débil monoprótico cuya $K_a = 10^{-5}$ a 25 °C. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- Su pH será mayor que 7.
- El grado de disociación será aproximadamente 0,5.
- El grado de disociación aumenta si se diluye la disolución.
- El pH aumenta si se diluye la disolución.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5.- Escriba un ejemplo representativo para cada una de las siguientes reacciones orgánicas, considerando únicamente compuestos reactivos con 2 átomos de carbono. Formule y nombre los reactivos implicados:

- a) Reacción de sustitución en derivados halogenados por grupos hidroxilo.
- b) Reacción de esterificación.
- c) Reacción de eliminación (Alcoholes con H_2SO_4 concentrado)
- d) Reacción de oxidación de alcoholes

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.- En el espectro del átomo hidrógeno hay una línea situada a 434,05 nm.

- Calcule ΔE para la transición asociada a esa línea expresándola en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es $n=2$, determine cuál será el nivel superior.

Datos: $h=6,62\cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$; $N_A=6,023\cdot 10^{23}$; $R_H=2,180\cdot 10^{-18}\text{J}$; $c=3\cdot 10^8\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Problema 2.- Una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 4,8. Calcule:

- Las concentraciones en el equilibrio de todas las especies presentes en la disolución (incluir la concentración de OH^-).
- La constante de disociación del ácido HA y el grado de disociación del ácido.

Dato. $K_w = 1\cdot 10^{-14}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

OPCIÓN B

Problema 1.- La urea, $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2$, es una sustancia soluble en agua, que sintetizan multitud de organismos vivos, incluyendo los seres humanos, para eliminar el exceso de nitrógeno. A partir de los datos siguientes, calcule:

- Ajuste la reacción de formación de la urea, $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (s)$, a partir de amoníaco, $\text{NH}_3 (g)$, y dióxido de carbono, $\text{CO}_2 (g)$, sabiendo que en la misma también se produce $\text{H}_2\text{O}(l)$. Obtenga la entalpía de formación de la misma.
- Calcule la entalpía del proceso de disolución de la urea en agua.
- Razone si un aumento de temperatura favorece o no el proceso de disolución de la urea.

Entalpías de formación estándar (en kJ/mol): $\text{NH}_3 (g) = -46,11$; $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (s) = -333,19$;
 $\text{H}_2\text{NCONH}_2 (aq) = -319,2$; $\text{CO}_2 (g) = -393,51$; $\text{H}_2\text{O} (l) = -285,83$.

Puntuación máxima por apartado: a) 1,0 punto; b) y c) 0,5 puntos.

Problema 2.- Dada la reacción en la que el ión permanganato (tetraoxomanganato (VII)) oxida, en medio ácido, al dióxido de azufre, obteniéndose ión tetraoxosulfato (VI) e ion manganeso (II),

- Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.
- Calcule el potencial estándar de la pila y justifique si la reacción será o no espontánea en esas condiciones.
- Calcule el volumen de una disolución de permanganato 0,015M necesario para oxidar 0,32g de dióxido de azufre.

Datos: Potenciales estándar de electrodo: $\text{MnO}_4^-, \text{H}^+ / \text{Mn}^{2+} = +1,51\text{V}$; $\text{SO}_4^{2-}, \text{H}^+ / \text{SO}_2(g) = +0,17\text{V}$; Pesos atómicos: $\text{S} = 32$ y $\text{O} = 16$

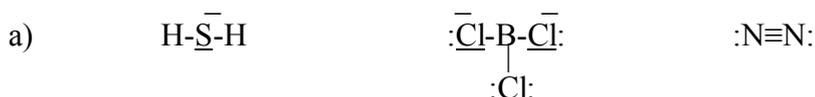
Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos y c) 0,5 puntos.

SOLUCIONES (ORIENTACIONES PARA EL CORRECTOR)

Cuestión 1.- Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

- a) A= O; 2º periodo, grupo 16 (VIA o anfígenos)
B= Be; 2º periodo, grupo 2 (IIA o alcalinotérreos)
C= Si; 3^{er} periodo, grupo 14 (IVA o carbonoideos)
D= Cl; 3^{er} periodo, grupo 17 (VIIA o halógenos)
- b) A: -2, -1 y 0; B: +2 y 0; C: +2, +4 y 0 ; D: -1, +1, 0, +3, +5 y +7
- c) El elemento de mayor radio es el B (Be) porque al irse completando la capa (un periodo) se reduce el radio.
- d) El elemento más electronegativo es el D (Cl) porque únicamente necesita un electrón para completar su configuración de capa completa (está más a la derecha en la tabla y en el mismo periodo).

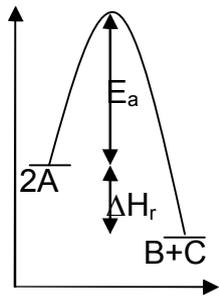
Cuestión 2.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



- b) H_2S : 2 átomos unidos al átomo central y dos pares sin compartir (hibridación sp^3). Molécula angular, ángulos algo menores de 109° .
 BCl_3 : 3 átomos unidos al átomo central y ningún par sin compartir (hibridación sp^2). Molécula plana triangular, ángulos de 120° .
 N_2 : 2 átomos unidos (hibridación sp). Molécula lineal.
- c) N_2 y BCl_3 son apolares. Enlaces apolares para N_2 y geometría triangular plana para BCl_3 en la que se anulan los dipolos de enlace por su geometría; H_2S es polar por tener enlaces polares y no ser lineal.
- d) $\text{N}_2 < \text{BCl}_3 < \text{H}_2\text{S}$
El N_2 y el BCl_3 presentan fuerzas intermoleculares débiles, tipo London (dipolo instantáneo-dipolo inducido). Estas fuerzas son menores para N_2 por ser menor su masa molecular. En el H_2S las fuerzas intermoleculares son dipolo permanente, que es más fuerte.

Cuestión 3.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a)



- b) La reacción de descomposición será lenta a temperatura ambiente ya que la energía de activación es alta.
- c) La energía de activación del proceso inverso es mayor que la del directo por tratarse de una reacción exotérmica, por tanto el proceso inverso es aún más lento.
- d) Por Le Chatelier, un aumento de temperatura en un proceso exotérmico desplaza el equilibrio hacia el reactivo A, se favorece el proceso inverso y la descomposición se desfavorece. Pero por la ecuación de Arrhenius un aumento de temperatura aumenta la velocidad de descomposición y favorece la cinética.

Cuestión 4.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Falsa. Por ser disolución de ácido el pH debe ser ácido, es decir menor que 7.
- b) Falsa. Por ser débil, con una K_a de 10^{-5} y su concentración 1 M será muy inferior a 0,5 (aprox 0,01).
- c) Verdadera. Al ser un ácido débil monoprótico $K_a = c\alpha^2/(1-\alpha)$ y como K_a es cte a $T=\text{cte}$, si c disminuye α aumenta.
- d) Verdadera. Al diluir la disolución la $[\text{H}^+]$ disminuye luego disminuye la acidez de la disolución por lo que el pH aumenta.

Cuestión 5.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Cl}$ (cloruro de etilo) + OH $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ (etanol)
- b) $\text{CH}_3\text{-COOH}$ (ácido acético) + $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ (etanol) ----- $\text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3$ (acetato de etilo)
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ (etanol) ----- H_2SO_4 ----- $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ (eteno)
- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ (etanol) ----- KMnO_4 ----- $\text{CH}_3\text{-COOH}$ (ácido acético)

Soluciones 1/2

Soluciones a los problemas:

OPCIÓN A

Problema 1.- Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

- a) $\Delta E = h c / \lambda$ $\Delta E = 276 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
b) $\Delta E = R_H (1/2^2 - 1/n^2)$ $n=5$

Problema 2.- Puntuación máxima apartado: 1,0 punto.

- a) $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ (o también $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$)
 $(0,1 - x) \quad x \quad x$
 $x = [\text{H}^+] = 10^{-4,8} = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
 $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
 $[\text{HA}] = 0,1 - 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M} \approx 0,1 \text{ M}$
 $[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 10^{-14} / 1,58 \cdot 10^{-5} = 6,33 \cdot 10^{-10} \text{ M}$
b) $K_a = (1,58 \cdot 10^{-5})^2 / 0,1 = 2,5 \cdot 10^{-9}$
Grado de ionización = $1,58 \cdot 10^{-5} / 0,1 = 1,58 \cdot 10^{-4}$

OPCIÓN B

Problema 1.- Puntuación máxima por apartado: a) 1,0 puntos; b) y c) 0,5 puntos.

- a) Reacción ajustada: $2\text{NH}_3 (g) + \text{CO}_2 (g) \rightarrow \text{H}_2\text{NCONH}_2 (s) + \text{H}_2\text{O} (l)$
Para la reacción de formación, aplicamos la metodología clásica de ver las entalpías de reacción de productos y reactivos, restándolas entre sí con sus correspondientes coeficientes estequiométricos:
 $\Delta H_R = \Delta H_f (\text{urea}(s)) + \Delta H_f (\text{H}_2\text{O} (l)) - 2 \Delta H_f (\text{NH}_3 (g)) - \Delta H_f (\text{CO}_2 (g)) =$
 $-333,19 - 285,83 - (2 \times -46,11 - 393,51) = -133,29 \text{ kJ/mol}$
b) El proceso es ahora $\text{H}_2\text{NCONH}_2 (s) \rightarrow \text{H}_2\text{NCONH}_2 (aq)$
Y aplicando la misma metodología,
 $\Delta H_{\text{dis}} = \Delta H_f (\text{urea}(aq)) - \Delta H_f (\text{urea}(s)) = -319,2 - (-333,19) = 13,99 \text{ kJ/mol}$
c) El proceso de disolución es endotérmico, al tener un cambio de entalpía positivo, por lo tanto la solubilidad aumentará al aumentar la temperatura.

Problema 2.- Puntuación máxima por apartado: a) y b) 0,75 puntos y c) 0,5 puntos.

- a) Reducción: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ **x2**
Oxidación: $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ **x5**
 $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 20\text{H}^+$;
 $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$
b) $E^\circ = 1,51\text{V} - 0,17\text{V} = 1,34\text{V}$. Si será espontánea al ser $E^0 > 0$ y por tanto $\Delta G^0 < 0$
c) $n(\text{SO}_2) = 0,32\text{g} / 64\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $n(\text{MnO}_4^-) = 0,005\text{moles}(\text{SO}_2) \cdot 2\text{moles}(\text{MnO}_4^-) / 5\text{moles}(\text{SO}_2) = 0,002 \text{ moles}$
 $V(\text{MnO}_4^-) = 0,002\text{moles} / 0,015\text{moles} \cdot \text{L}^{-1} = 0,1333\text{L} = 133,3\text{mL}$

Soluciones 1/2



INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos.

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.— Dadas las siguientes moléculas: PH_3 , H_2S , CH_3OH , BeI_2

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
- Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación.
- Explique si estas moléculas son polares o apolares.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2.— Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- Ordene, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de los compuestos KCl , HF y HNO_3 .
- Ordene, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de las sales NaClO_2 , HCOONa y NaIO_4 .

Datos.- $K_a(\text{HF}) = 10^{-3}$, $K_a(\text{HClO}_2) = 10^{-2}$, $K_a(\text{HCOOH}) = 10^{-4}$, $K_a(\text{HIO}_4) = 10^{-8}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Cuestión 3.— La reacción $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ no es espontánea a 25°C . Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- La variación de entropía es positiva porque aumenta el número de moles gaseosos.
- Se cumple que $K_p/K_c = RT$.
- Si se duplica la presión de H_2 a temperatura constante, el valor de K_p aumenta.
- La reacción es endotérmica a 25°C .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.— La reacción $2\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{X}_2\text{Y}$ tiene ordenes de reacción 2 y 1 respecto a los reactivos X e Y, respectivamente.

- ¿Cuál es el orden total de la reacción? Escriba la ecuación velocidad del proceso.
- ¿Qué relación existe entre la velocidad de desaparición de X y la de aparición de X_2Y ?
- ¿En qué unidades se puede expresar la velocidad de esta reacción? ¿Y la constante de velocidad?
- ¿De qué factor depende el valor de la constante de velocidad de esta reacción? Razone la respuesta.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5.— Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifique las respuestas escribiendo la reacción química adecuada:

- a) Los ésteres son compuestos que se pueden obtener por reacción de alcoholes y ácidos orgánicos.
- b) El eteno puede producir reacciones de adición.
- c) Los alcoholes se reducen produciendo ácidos orgánicos.
- d) La deshidratación del etanol por el ácido sulfúrico produce eteno.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.— El pH de una disolución de un ácido monoprótico HA es 3,4. Si el grado de disociación del ácido es 0,02. Calcule:

- La concentración inicial de ácido.
- Las concentraciones del ácido y de su base conjugada en el equilibrio.
- El valor de la constante de acidez, K_a .
- Los gramos de hidróxido de potasio (KOH) necesarios para neutralizar 50 mL de dicho ácido.

Datos. Masas atómicas: K=39,1; O=16; H=1.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2.— Se introduce una barra de Mg en una disolución 1 M de $MgSO_4$ y otra de Cd en una disolución 1 M de $CdCl_2$ y se cierra el circuito conectando las barras mediante un conductor metálico y las disoluciones mediante un puente salino de KNO_3 a 25 °C.

- Indique las reacciones parciales que tienen lugar en cada uno de los electrodos, muestre el cátodo, el ánodo y la reacción global, y calcule el potencial de la pila.
- Responda a las mismas cuestiones del apartado anterior, si en este caso el electrodo de Mg^{2+}/Mg se sustituye por una barra de Ag sumergida en una disolución 1M de iones Ag^+ .

Datos. $E^\circ (Mg^{2+}/Mg) = -2,37$ V; $E^\circ (Cd^{2+}/Cd) = -0,40$ V; $E^\circ (Ag^+/Ag) = +0,80$ V

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto

OPCIÓN B

Problema 1.— En un recipiente de 25 L se introducen dos moles de hidrógeno, un mol de nitrógeno y 3,2 moles de amoníaco. Cuando se alcanza el equilibrio a 400 °C, el número de moles de amoníaco se ha reducido a 1,8. Para la reacción $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ calcule:

- El número de moles de H_2 y de N_2 en el equilibrio.
- Los valores de las constantes de equilibrio K_c y K_p a 400 °C.

Datos. $R = 0,082$ atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Problema 2.— Se hacen reaccionar 12,2 L de cloruro de hidrógeno, medidos a 25 °C y 1 atm, con un exceso de 1-buteno para dar lugar a un producto P.

- Indique la reacción que se produce, nombre y formule el producto P mayoritario.
- Determine la energía Gibbs estándar de reacción y justifique que la reacción es espontánea.
- Calcule el valor de la entalpía estándar de reacción.
- Determine la cantidad de calor que se desprende al reaccionar los 12,2 L de HCl.

Datos. $R = 0,082$ atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	ΔG_f° (kJ·mol ⁻¹)
1-buteno	-0,54	70,4
HCl	-92,3	-95,2
Producto P	-165,7	-55,1

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos.

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.— Dadas las siguientes moléculas: PH_3 , H_2S , CH_3OH , BeI_2

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
- Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación.
- Explique si estas moléculas son polares o apolares.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2.— Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- Ordene, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de los compuestos KCl , HF y HNO_3 .
- Ordene, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de las sales NaClO_2 , HCOONa y NaIO_4 .

Datos.- $K_a(\text{HF}) = 10^{-3}$, $K_a(\text{HClO}_2) = 10^{-2}$, $K_a(\text{HCOOH}) = 10^{-4}$, $K_a(\text{HIO}_4) = 10^{-8}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Cuestión 3.— La reacción $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ no es espontánea a 25°C . Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- La variación de entropía es positiva porque aumenta el número de moles gaseosos.
- Se cumple que $K_p/K_c = RT$.
- Si se duplica la presión de H_2 a temperatura constante, el valor de K_p aumenta.
- La reacción es endotérmica a 25°C .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.— La reacción $2\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{X}_2\text{Y}$ tiene ordenes de reacción 2 y 1 respecto a los reactivos X e Y, respectivamente.

- ¿Cuál es el orden total de la reacción? Escriba la ecuación velocidad del proceso.
- ¿Qué relación existe entre la velocidad de desaparición de X y la de aparición de X_2Y ?
- ¿En qué unidades se puede expresar la velocidad de esta reacción? ¿Y la constante de velocidad?
- ¿De qué factor depende el valor de la constante de velocidad de esta reacción? Razone la respuesta.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5.– Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifique las respuestas escribiendo la reacción química adecuada:

- a) Los ésteres son compuestos que se pueden obtener por reacción de alcoholes y ácidos orgánicos.
- b) El eteno puede producir reacciones de adición.
- c) Los alcoholes se reducen produciendo ácidos orgánicos.
- d) La deshidratación del etanol por el ácido sulfúrico produce eteno.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.– El pH de una disolución de un ácido monoprótico HA es 3,4. Si el grado de disociación del ácido es 0,02. Calcule:

- La concentración inicial de ácido.
- Las concentraciones del ácido y de su base conjugada en el equilibrio.
- El valor de la constante de acidez, K_a .
- Los gramos de hidróxido de potasio (KOH) necesarios para neutralizar 50 mL de dicho ácido.

Datos. Masas atómicas: K=39,1; O=16; H=1.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2.– Se introduce una barra de Mg en una disolución 1 M de $MgSO_4$ y otra de Cd en una disolución 1 M de $CdCl_2$ y se cierra el circuito conectando las barras mediante un conductor metálico y las disoluciones mediante un puente salino de KNO_3 a 25 °C.

- Indique las reacciones parciales que tienen lugar en cada uno de los electrodos, muestre el cátodo, el ánodo y la reacción global, y calcule el potencial de la pila.
- Responda a las mismas cuestiones del apartado anterior, si en este caso el electrodo de Mg^{2+}/Mg se sustituye por una barra de Ag sumergida en una disolución 1M de iones Ag^+ .

Datos. $E^\circ (Mg^{2+}/Mg) = -2,37$ V; $E^\circ (Cd^{2+}/Cd) = -0,40$ V; $E^\circ (Ag^+/Ag) = +0,80$ V

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto

OPCIÓN B

Problema 1.– En un recipiente de 25 L se introducen dos moles de hidrógeno, un mol de nitrógeno y 3,2 moles de amoníaco. Cuando se alcanza el equilibrio a 400 °C, el número de moles de amoníaco se ha reducido a 1,8. Para la reacción $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ calcule:

- El número de moles de H_2 y de N_2 en el equilibrio.
- Los valores de las constantes de equilibrio K_c y K_p a 400 °C.

Datos. $R = 0,082$ atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Problema 2.– Se hacen reaccionar 12,2 L de cloruro de hidrógeno, medidos a 25 °C y 1 atm, con un exceso de 1-buteno para dar lugar a un producto P.

- Indique la reacción que se produce, nombre y formule el producto P mayoritario.
- Determine la energía Gibbs estándar de reacción y justifique que la reacción es espontánea.
- Calcule el valor de la entalpía estándar de reacción.
- Determine la cantidad de calor que se desprende al reaccionar los 12,2 L de HCl.

Datos. $R = 0,082$ atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

	$\Delta H_f^\circ (kJ \cdot mol^{-1})$	$\Delta G_f^\circ (kJ \cdot mol^{-1})$
1-buteno	-0,54	70,4
HCl	-92,3	-95,2
Producto P	-165,7	-55,1

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.