



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  $25^\circ\text{C}$  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:  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ ,  $\text{I}_2/\text{I}^-$  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  $\text{Cl}_2$  con una disolución de KI.
- Justifique si se producirá una reacción redox espontánea al mezclar  $\text{I}_2$  con una disolución que contiene  $\text{Fe}^{2+}$ .
- 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  $\text{C}_9\text{H}_{20}$ , 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  $\text{H}_2\text{CO}$  (metanal) y  $\text{Br}_2\text{O}$  (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  $0^\circ\text{C}$  es prácticamente incolora mientras que a  $100^\circ\text{C}$  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  $100^\circ\text{C}$  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  $24\text{ cm}^3$  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  $25^\circ\text{C}$

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.

## QUÍMICA

### CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

Cada una de las cuestiones y cada uno de los problemas se podrá calificar con un máximo de 2 puntos.

Si se han contestado cuestiones o problemas de más de una opción, únicamente deberán corregirse las cuestiones y problemas de la opción a la que corresponda la cuestión o el problema resuelto en primer lugar.

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- 1.- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- 2.- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- 3.- Capacidad de análisis y relación.
- 4.- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- 5.- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de los problemas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio

#### OPCIÓN A

- Cuestión 1A.- 0,5 puntos cada uno de los apartados
- Cuestión 2A.- 0,5 puntos cada uno de los apartados
- Cuestión 3A.- 0,5 puntos cada uno de los apartados
- Problema 1A.- 1 punto cada uno de los apartados
- Problema 2A.- 0,5 puntos los apartados a) y c) y 1 punto el apartado b)

#### OPCIÓN B

- Cuestión 1B.- 0,5 puntos los apartados a) y c) y 1 punto el apartado b)
- Cuestión 2B.- 0,5 puntos cada uno de los apartados
- Cuestión 3B.- 0,5 puntos cada uno de los apartados
- Problema 1B.- 0,5 puntos el apartado a) y 0,75 puntos los apartados b) y c)
- Problema 2B.- 0,5 puntos cada uno de los apartados

**QUÍMICA**  
**SOLUCIONES (orientaciones para el corrector)**

**OPCIÓN A**

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

- $v = k [A]^n$ . Las unidades de  $v$  son  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ . De acuerdo a las unidades de la constante cinética, la reacción debe ser de orden 2.
- De acuerdo a la ecuación de Arrhenius,  $k = A \exp(-E_a/RT)$ . Como  $E_a$  siempre es positiva, una disminución de temperatura hace que la constante cinética  $k$  disminuya.
- El orden de reacción se refiere al mecanismo de etapas elementales. La estequiometría global de la reacción no tiene por qué reflejar este mecanismo.
- De acuerdo a la expresión  $v = k [A]$ , las unidades de  $k$  serían  $\text{s}^{-1}$  (o, en general,  $\text{tiempo}^{-1}$ ).

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

- Verdadero. Solo es 7 cuando se neutraliza un ácido fuerte con una base fuerte
- Falso. No es directamente proporcional ya que  $\text{pH} = -\log [H^+]$
- Falso. Como  $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$ ,  $K_b = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9}$
- Falso. El grado de disociación debe aumentar con la dilución para mantener el valor de  $K_a$  constante.

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

- Oxidantes:  $\text{Cl}_2, \text{I}_2, \text{Fe}^{3+}$ ; reductores:  $\text{Cl}^-, \text{I}^-, \text{Fe}^{2+}$
- Habrà reacción, el  $\text{Cl}_2$  oxida al  $\text{I}^-$  a  $\text{I}_2$ :  $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) > E^0(\text{I}_2/\text{I}^-)$ ;  $E^0 > 0$
- No se puede producir reacción espontánea:  $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) < E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$ ;  $E^0 < 0$
- $$\begin{array}{l} \text{Cl}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- \quad \text{Reducción} \\ 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 e^- \quad \text{Oxidación} \\ \hline \text{Cl}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Cl}^- \end{array}$$

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

- Gasolina:  $\text{C}_9\text{H}_{20} + 14 \text{O}_2 \rightarrow 9 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$   
masa molecular ( $\text{C}_9\text{H}_{20}$ ) =  $9 \times 12 + 20 = 128$ ;  $n(\text{C}_9\text{H}_{20}) = 10 \times 718 / 128 = 56,1 \text{ mol}$ ;  
 $Q = 56,1 \times 6160 = 345576 \text{ kJ liberados}$   
Gasoil:  $\text{C}_{14}\text{H}_{30} + 43/2 \text{O}_2 \rightarrow 14 \text{CO}_2 + 15 \text{H}_2\text{O}$   
masa molecular ( $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$ ) =  $14 \times 12 + 30 = 198$ ;  $n(\text{C}_{14}\text{H}_{30}) = 10 \times 763 / 198 = 38,5 \text{ mol}$ ;  
 $Q = 38,5 \times 7940 = 305690 \text{ kJ liberados}$
- Gasolina:  $n(\text{CO}_2) = 9 \times 56,1 = 504,9 \text{ mol}$ ; masa molecular ( $\text{CO}_2$ ) =  $12 + 2 \times 16 = 44$ ;  
 $m(\text{CO}_2) = 44 \times 504,9 = 22215,6 \text{ g} = 22,2 \text{ kg}$   
Gasoil:  $n(\text{CO}_2) = 14 \times 38,5 = 539 \text{ mol}$ ;  $m(\text{CO}_2) = 44 \times 539 = 23716 \text{ g} = 23,7 \text{ kg}$

**Problema 2A.-** Puntuación máxima por apartados: 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b).

- $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
Reacción de esterificación o de condensación
- Masas moleculares:  $\text{CH}_3\text{-COOH} = 60$ ;  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} = 46$ ;  $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3 = 88$   

$$\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

$n_i$	$150/60 = 2,5$	$x$	$0$	$0$
$n_{eq}$	$2,5 - 2$	$x - 2$	$176/88 = 2$	$2$

 $K_c = 5 = (2 \times 2) / [(2,5 - 2) \times (x - 2)]$ ;  $x = 3,6 \text{ mol}$ ; masa =  $3,6 \times 46 = 165,6 \text{ g}$
- $n_t = 0,5 + 1,6 + 2 + 2 = 6,1$ ;  
 $\chi(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 0,5 / 6,1 = 0,08$ ;  
 $\chi(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}) = 1,6 / 6,1 = 0,26$   
 $\chi(\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3) = \chi(\text{H}_2\text{O}) = 2 / 6,1 = 0,33$



## OPCIÓN B

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

- a) Estructuras de Lewis  $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \end{array}$   $\text{:}\ddot{\text{Br}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{Br}}\text{:}$  (con los valores de Z se conoce el número de electrones de Valencia de cada átomo)
- b)  $\text{H}_2\text{CO}$ : El carbono tiene tres direcciones de enlace (un enlace doble con oxígeno y dos sencillos con hidrógeno) por lo que la molécula es triangular plana. Nota: el alumno también puede justificarla proponiendo una hibridación  $\text{sp}^2$  para el átomo de carbono.  
 $\text{Br}_2\text{O}$ : El oxígeno tiene dos direcciones de enlace (dos enlaces sencillos con bromo) y dos pares de electrones sin compartir, por lo tanto la disposición de los pares electrónicos del átomo central es tetraédrica y la molécula será angular. Nota: el alumno también puede justificarla proponiendo una hibridación  $\text{sp}^3$  para el átomo de oxígeno.
- c) Las dos moléculas serán polares porque los enlaces son polares y sus momentos no se compensan geoméricamente

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

- a)  $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$
- b) La reacción será exotérmica ya que al aumentar la temperatura se desplaza hacia la izquierda, es decir, hacia la formación del  $\text{NO}_2$  rojizo.
- c) Desaparecerá el color ya que un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia donde haya menos moles gaseosas, en este caso hacia la derecha, formándose más  $\text{N}_2\text{O}_4$  que es incoloro.
- d) No, ya que el catalizador sólo afecta a la velocidad de reacción, pero no al equilibrio.

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

- a)  $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ ; fórmula molecular:  $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$
- b)  $12 \text{C} + 13 \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{26}$
- c)  $\text{C}_{12}\text{H}_{26} + 37/2 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 13 \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{10}-\text{CH}_3$  dodecano (o cualquier otro compuesto válido)

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

- a) Masa molecular  $\text{KOH} = 56$  ;  $M = (1,680 / 56) / 0,1 = 0,3 \text{ M}$  ;  $\text{pOH} = -\log 0,3 = 0,52$  ;  
 $\text{pH} = 14 - 0,52 = 13,48$
- b) Moles  $\text{KOH} = \text{moles HCl}$  ;  $50 \times 0,3 = V \times 0,6$  ;  $V = 25 \text{ mL}$   
 $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$  ; disolución neutra:  $\text{pH} = 7$
- c) Moles  $\text{KOH}$  en  $50 \text{ mL} = 0,3 \times 50 \times 10^{-3} = 0,015 \text{ moles}$   
Molaridad en  $300 \text{ mL} = 0,015 / 0,3 = 0,05 \text{ M}$  ;  $\text{pH} = 14 - \log 0,05 = 12,7$

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

- a)  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2 \text{e}^-$   
 $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $2 \text{NO}_3^- + \text{S}^{2-} + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 $2 \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$   
Especie reductora:  $\text{H}_2\text{S}$  (se admite  $\text{S}^{2-}$ ); especie oxidante:  $\text{HNO}_3$  (se admite  $\text{NO}_3^-$ )
- c)  $m(\text{HNO}_3 \text{ comercial}) = V \cdot d = 24 \times 1,39 = 33,36 \text{ g}$  ;  $m(\text{HNO}_3 \text{ puro}) = 33,36 \times 0,65 = 21,68 \text{ g}$   
moles ácido nítrico =  $21,68 / 63 = 0,344 \text{ mol}$  ; moles azufre =  $0,344 / 2 = 0,172 \text{ mol}$  ;  
 $m(\text{azufre}) = 0,172 \times 32 = 5,50 \text{ g}$
- d) moles  $\text{HNO}_3 = \text{moles NO}_2 = 0,344 \text{ mol}$  ;  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  ;  $(700/760) \times V = 0,344 \times 0,082 \times 298$  ;  
 $V = 9,13 \text{ L}$