3

QUÍMICA

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- Capacidad de análisis y relación.
- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de las preguntas.

Distribución de puntuaciones máximas:

El alumno deberá responder 4 preguntas de la siguiente forma:

- Pregunta 1 (sin optatividad).
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 2A y 2B.
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 3A y 3B.
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 4A y 4B.

La puntuación máxima de cada pregunta es de 2,5 puntos, distribuidos en los correspondientes apartados de la siguiente forma:

PUNTUACIÓN MÁXIMA (puntos)					
	APARTADO				
PREGUNTA	a)	b)	c)	d)	
1	1	0,5	1		
2A	1	1	0,5		
2B	1	0,5	0,5	0,5	
3A	1	1	0,5		
3B	1	1,5			
4A	1	0,5	1		
4B	0,5	1	1		

Tu Profe al Rescate

3

QUÍMICA SOLUCIONES

(Documento de trabajo orientativo)

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

a) Semirreacción de oxidación: $(Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-) \times 3$
Semirreacción de reducción: $(NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O) \times 2$
Reacción molecular: $3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$.
b) Ánodo (oxidación): electrodo de Cu; cátodo (reducción) electrodo de Pt.
Potencial estándar de la pila: $E°_{pila} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = 0,96 - 0,34 = 0,62$ V.
c) $Cu(OH)_2$ (s) ⇆ Cu^{2+} (ac) + 2 OH^- (ac)
Precipita $Cu(OH)_2$ si $[Cu^{2+}]\cdot[OH^-]^2 > Ks$. pH = 9,0; pOH = 14,0 – 9,0 = 5,0. $[OH^-] = 10^{-5,0}$ M. $Ks = [Cu^{2+}]\cdot[OH^-]^2$; $2,2\times10^{-20} = [Cu^{2+}]\cdot(10^{-5,0})^2$; $[Cu^{2+}] = 2,2\times10^{-10}$ M. La precipitación de $Cu(OH)_2$ comienza para un valor superior a $[Cu^{2+}] = 2,2\times10^{-10}$ M, porque $[Cu^{2+}]\cdot[OH^-]^2 > Ks$.

2A) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 1 punto; c) 0,5 puntos.

a) Los compuestos covalentes son PCl_3 y CH_3Br. PCl_3: trigonal piramidal; hibridación en P: sp^3; polar: los enlaces son polares porque los elementos que los forman tienen distinta electronegatividad y sus momentos dipolares no se cancelan por geometría, además de tener un par de electrones libres sobre el átomo central.
CH_3Br: tetraédrica; hibridación en C: sp^3; polar: los enlaces son polares porque los elementos que los forman tienen distinta electronegatividad y sus momentos dipolares no se cancelan por geometría.
b) Los compuestos iónicos son LiF y LiI. Energía de red (U_R): LiF > LiI. U_R α q_1q_2/r, donde r es la distancia entre iones. Las cargas son iguales (todos son iones +1 / –1) y el anión F^- es más pequeño que I^-, luego la distancia interiónica en LiF es menor que en LiI y, por consiguiente, su energía de red es mayor.
c) *i)* Superar las fuerzas intermoleculares de van der Waals: dipolo–dipolo y fuerzas de dispersión (o London).
ii) Superar las fuerzas electrostáticas de atracción iónica (energía de red del cristal iónico).

2B) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos.

a) *n* = 3, sodio, Na, grupo 1 (o alcalinos) y periodo 3. La energía de ionización disminuye al descender en un grupo, ya que aumenta el radio atómico y el efecto de apantallamiento de los electrones internos. Como consecuencia, el electrón más externo se encuentra a mayor distancia del núcleo y está menos atraído por él, lo que facilita su extracción.
b) El catión más estable es Na^+ que se forma al perder el Na el electrón más externo de su último orbital, el 3s. Na^+ presenta 10 e^-, así que las tres especies isoelectrónicas son: Mg^{2+}, Ne y F^-.
c) El electrón pasa del orbital 3s al orbital 3p. *n* = 3 no cambia. *l*: cambia de 0 a 1. m_l: pasa de 0 a los posibles valores de –1, 0 o +1. m_s puede ser ±1/2 en cada uno de los posibles valores de m_l. Para pasar un electrón a un nivel de energía superior (3s → 3p), tiene que absorber energía; por tanto, se trata de un proceso de absorción.
d) $E = h\cdot c/\lambda = 6,626\times10^{-34} \times 3,00\times10^8 / 766,5\times10^{-9} = 2,59\times10^{-19}$J; $E = 2,59\times10^{-19} / 1,602\times10^{-19} = 1,62$ eV.

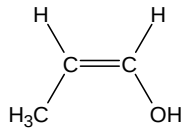
3A) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 1 punto; c) 0,5 puntos.

a) (1) $CH_3-CH_2-CH_2$**OH**: propan−1−ol. Alcohol.
(2) $(CH_3)_3$**−N**: trimetilamina (N,N−dimetilmetanamina). Amina.
(3) CH_3-**COO**$-CH_3$: etanoato de metilo (acetato de metilo). Éster.
(4) $CH_3-CH=CH_2$: propeno. Alqueno.
(5) CH_3-CH_2-**CHO**: propanal. Aldehído.
b) *i)* CH_3-CH_2-CHO + reductor → $CH_3-CH_2-CH_2OH$.
ii) $CH_3-CH_2-CH_2OH + H_2SO_4$ conc / calor → $CH_3-CH=CH_2 + H_2O$.

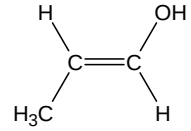
iii) $CH_3{-}COOH + CH_3OH \rightarrow CH_3{-}COO{-}CH_3 + H_2O$.

iv) $n\ CH_3{-}CH{=}CH_2 \rightarrow \left[(CH_3)CH{-}CH_2\right]_n$.

c) Dos isómeros geométricos de C_3H_6O: *cis*−prop−1−en−1−ol (o *cis*−propen−1−ol) y *trans*−prop−1−en−1−ol (o *trans*−propen−1−ol), respectivamente:



cis−prop−1−en−1−ol



trans−prop−1−en−1−ol

3B) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 1,5 puntos.

a) $HC{\equiv}CH + HCl \rightarrow ClCH{=}CH_2$. n ($ClCH{=}CH_2$) (cloroeteno o cloruro de vinilo) $\rightarrow \left[ClCH{-}CH_2\right]_n$ (policloruro de vinilo, PVC).

b) *i)* $CH_3{-}CH_2{-}CH_2OH \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CHO$ (A, propanal) $\rightarrow CH_3{-}CH_2{-}COOH$ (B, ácido propanoico).
ii) $CH_3{-}CH_2OH + CH_3{-}CH_2{-}COOH$ (B,) $\rightarrow CH_3{-}CH_2{-}COO{-}CH_2{-}CH_3$ (C, propanoato de etilo).
iii) $CH_3{-}CH_2{-}CHOH{-}CH_3 + H_2SO_4$ conc / calor $\rightarrow CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$ (D, but−2−eno) $\rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CHBr{-}CH_3$ (E, 2−bromobutano).

4A) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 1 punto.

a) $CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightarrow CH_3OH\ (l)$.
$\Delta G_r^o = \Delta H_r^o - T{\cdot}\Delta S_r^o$. $\Delta H_r^o = \Sigma n{\cdot}\Delta H_f^o$ (productos) $- \Sigma n{\cdot}\Delta H_f^o$ (reactivos) $= -238{,}7 - [(-110{,}5) + 2 \times 0] = -128{,}2\ kJ{\cdot}mol^{-1}$. $\Delta S_r^o = \Sigma n{\cdot}S^o$ (productos) $- \Sigma n{\cdot}S^o$ (reactivos) $= 126{,}8 - [197{,}7 + (2 \times 130{,}7)] = -332{,}3\ J{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$. $\Delta G_r^o = \Delta H_r^o - T{\cdot}\Delta S_r^o = -128{,}2 - 298 \times (-332{,}3{\times}10^{-3}) = -29{,}2\ kJ{\cdot}mol^{-1}$.

b) Las 3 propuestas aumentan la velocidad de la reacción:
i) El uso de un catalizador adecuado aumenta la velocidad de reacción al proporcionar un mecanismo alternativo con una energía de activación menor, lo que incrementa el número de colisiones efectivas.
ii) El aumento de la temperatura de operación incrementa la energía cinética de las moléculas y la fracción de colisiones con energía suficiente para superar la energía de activación, lo que aumenta la velocidad de reacción. (También válido si lo justifican por la ecuación de Arrhenius, aumentando k y v al aumentar la temperatura).
iii) El aumento de las presiones parciales de CO y H_2 equivale a aumentar sus concentraciones, lo que incrementa la frecuencia de colisiones entre las moléculas reaccionantes y, por tanto, la velocidad de reacción.

c) $M = V{\cdot}d$, $m_{obtenida}(CH_3OH) = 145 \times 0{,}786 = 114$ g. $Mm(CH_3OH) = 32{,}0\ g{\cdot}mol^{-1}$. $n_{obtenidos}(CH_3OH) = 114 / 32{,}0 = 3{,}56$ mol. Por estequiometría $n(H_2) = 2{\cdot}n_{obtenidos}(CH_3OH) = 2 \times 3{,}56 = 7{,}12$ mol. $n_{reales}(H_2) = 7{,}12 \times 100 / 87 = 8{,}18$ g. $V = n{\cdot}R{\cdot}T/p$; $V(H_2) = 8{,}18 \times 0{,}0820 \times 298 / 0{,}980 = 204$ L.

4B) Puntuación máxima: a) 0,5 puntos; b) 1 punto; c) 1 punto.

a) $[NH_3] = n/V = (m/Mm) / V = d/Mm = 0{,}85{\times}10^3 \times 0{,}080 / 17{,}0 = 4{,}0$ M.

b)

	NH_3	+ H_2O ⇆	NH_4^+	+ OH^-
c_0	4,0			
c_{eq}	4,0 − x		x	x

$Kb(NH_3) = [NH_4^+]{\cdot}[OH^-]/[NH_3]$; $1{,}8{\times}10^{-5} = x^2 / (4{,}0 - x) \approx x^2 / 4{,}0$; $x = [OH^-] = 8{,}5{\times}10^{-3}$ M.
$pH = 14{,}0 - pOH = 14{,}0 - [-\log(8{,}5{\times}10^{-3})] = 14{,}0 - 2{,}1 = 11{,}9$.
Grado de disociación: $\alpha = x/c_0 = 8{,}5{\times}10^{-3} / 4{,}0 = 0{,}0021$ (0,21%).

c) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
$n(HCl) = 2{,}50 \times 15{,}00{\times}10^{-3} = 0{,}0375$ mol. $n(NaOH) = 1{,}70 \times 25{,}00{\times}10^{-3} = 0{,}0425$ mol. Reacción 1:1. NaOH está en exceso y el pH se determina por su exceso. $n(NaOH)_{exceso} = 0{,}0425 - 0{,}0375 = 0{,}0050$ mol. $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$; $[OH^-] = [NaOH] = 0{,}0050 / 40{,}00{\times}10^{-3} = 0{,}125$ M.
$pH = 14{,}0 - pOH = 14{,}0 - (-\log 0{,}125) = 13{,}1$.

Tu Profe al Rescate