



Aclaraciones previas:

La prueba consiste en elegir UNA de las dos opciones, la A o la B, y contestar a las cinco preguntas que la componen en un tiempo máximo de una hora y treinta minutos.

-Cada cuestión, aunque se divida en varios apartados, tendrá el valor de dos puntos.

-Si en una cuestión o un problema se hace referencia a un proceso químico, el alumno tendrá que expresar este proceso con la correspondiente ecuación ajustada. Si no se escribe y se ajusta la ecuación, la cuestión o el problema no podrán ser calificados con la máxima puntuación.

-Se valorará positivamente la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc.

-Tiene gran importancia la claridad y la coherencia en la exposición, así como el rigor y la precisión de los conceptos involucrados.

-Se valorará positivamente la presentación del ejercicio (orden y limpieza), la ortografía y la calidad de redacción.

-Por errores ortográficos graves, falta de orden, limpieza o mala redacción podrá bajarse la calificación.

OPCIÓN A:

1.- Indique razonadamente cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y, en su caso, el nombre de los orbitales que representan los valores de n y l , así como el número de electrones que pueden alojar dichos orbitales.

a) $n=2, l=0, m_l=-1, m_s=1/2$

b) $n=3, l=2, m_l=1, m_s=-1/2$

c) $n=2, l=1, m_l=-1, m_s=-1/2$

d) $n=1, l=-1, m_l=0, m_s=1/2$

e) $n=4, l=3, m_l=-2, m_s=-1/2$

2.- En dos matraces A y B tenemos 20 mL de disolución 0,06 M de ácido clorhídrico en A y 20 mL de disolución 0,06 M de ácido acético en B.

a) Calcule el pH y el grado de disociación de cada una de ellas.

b) Calcule el volumen de agua que habrá que añadir a la más ácida de ellas para que el pH de ambas sea el mismo.

$$K_a(\text{ác. acético}) = 2 \times 10^{-5}$$

3.- La reacción de hierro con ácido sulfúrico concentrado conduce a la formación de sulfato de hierro(II) sólido e hidrógeno gas. Si se hacen reaccionar 5 g de hierro con 5 mL de ácido sulfúrico concentrado del 95% de riqueza en peso y 1,98 g/mL de densidad:

a) Escriba ajustada la reacción que tiene lugar.

b) Determine cual es el reactivo limitante y cuál es el que se encuentra en exceso.

c) Calcule la masa de hidrógeno que se formará y cuál será el volumen que ocupará dicho gas medido a 30°C y 2,5 atmósferas de presión.

Datos: Pesos atómicos: H = 1; O = 16; S = 32; Fe = 55,8.

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

4.- Para la reacción química $a A + b B \rightarrow c C + d D$

sabemos que si la concentración inicial de A se duplica y la concentración de B permanece constante, la velocidad inicial se multiplica por 8. Por otro lado, si la concentración de A se mantiene constante y la concentración inicial de B se duplica, la velocidad inicial se duplica. Con estos datos:

- Calcule el orden total de la reacción y escriba la expresión de la velocidad de reacción.
- Determine las unidades que debe tener la constante de velocidad para dicho proceso.

5.- Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | |
|-----------------------------|---|
| a) ácido 2-clorobutanoico | f) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ |
| b) 3-bromo-2-metil-2-hexeno | g) HBrO_4 |
| c) hidróxido de plomo(IV) | h) $\text{HOOC-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ |
| d) etilamina | i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$ |
| e) sulfito de bario | j) PCl_5 |

OPCIÓN B:

- Indique la configuración electrónica de un átomo de zinc ($Z = 30$).
 - Indique los cuatro números cuánticos de cada electrón de un átomo de nitrógeno ($Z = 7$).

2.- Cuando al reacción $A + B \leftrightarrow C + D$ se realiza con cantidades estequiométricas de reactivos y a 25°C, es ligeramente exotérmica ($\Delta H = -10 \text{ kJ/mol}$), su $K_c = 2,60$ y la velocidad, medida experimentalmente, $3,6 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

- Si la reacción se repite en las mismas condiciones, pero en presencia de un catalizador ¿qué magnitudes variarán respecto a las del primer experimento?
- ¿Cómo actúa un catalizador positivo?

3.- Una muestra de 0,56 g de un hidrocarburo dio por oxidación completa 1,826 g de dióxido de carbono y 0,559 g de agua.

- ¿Cuál es su fórmula empírica?

b) ¿Cuál es su fórmula molecular, sabiendo que se trata de un alquino?

Pesos atómicos: H = 1; C = 12; O = 16

4.- En un recipiente cerrado de 2 L se introducen 0,4 moles de dióxido de carbono y 0,6 moles de hidrógeno. Se calienta el recipiente a 1500°C, estableciéndose el equilibrio:



Se analiza el contenido en dióxido de carbono y resulta ser de 6,16 g.

a) Calcule el valor de K_c a esa temperatura.

b) Calcule la presión final en el recipiente.

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Pesos atómicos: C = 12; O = 16

5.- Se trata de determinar si una muestra de un sólido corresponde a un compuesto covalente, (molecular), iónico o metálico. Comente a qué pruebas sometería la muestra para averiguarlo y qué respuesta esperaría en cada caso.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

1 Los posibles valores de los cuatro números cuánticos son los siguientes:

Números cuánticos	principal n	secundario l	magnético m	spin s
Significado	Nivel energético	Forma del orbital	Efecto Zeeman	Efecto Zeeman anómalo
Valores posibles	1, 2, 3, ...	$l = 0, 1, \dots, n - 1$	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	$+1/2; -1/2$
	N.º de capa	$l = 0$ orbital s $l = 1$ orbital p $l = 2$ orbital d $l = 3$ orbital f		

Datos del ejercicio					
Serie propuesta	Números cuánticos del electrón				Estado del electrón
	n	l	m	s	
a) (2, 0, -1, 1/2)	2	0	-1 Valor no permitido (Valores posibles: 0)	+1/2	Imposible
b) (3, 2, 1, -1/2)	3	2	1	-1/2	Posible
			Valores posibles	Valores posibles	Tipo de orbital
			-2	+1/2, -1/2	3d 10 electrones
			-1	+1/2, -1/2	
			0	+1/2, -1/2	
			+1	+1/2, -1/2	
+2	+1/2, -1/2				
c) (2, 1, -1, -1/2)	2	1	-1	-1/2	Posible
			Valores posibles	Valores posibles	Tipo de orbital
			-1	+1/2, -1/2	2p 6 electrones
			0	+1/2, -1/2	
+1	+1/2, -1/2				
d) (1, -1, 0, 1/2)	1	-1 Valor no permitido (Valor posible: 0)	0	+1/2	Imposible
e) (4, 3, -2, -1/2)	4	3	-2	-1/2	Posible
			Valores posibles	Valores posibles	Tipo de orbital
			-3	+1/2, -1/2	4f 14 electrones
			-2	+1/2, -1/2	
			-1	+1/2, -1/2	
			0	+1/2, -1/2	
			+1	+1/2, -1/2	
			+2	+1/2, -1/2	
+3	+1/2, -1/2				

2 a) Cálculo del pH del HCl. Como es un ácido fuerte, está totalmente disociado y se cumple lo siguiente:

	HCl	→	Cl ⁻	+	H ₃ O ⁺
Molaridad	6 · 10 ⁻²		6 · 10 ⁻²		6 · 10 ⁻²

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[6 \cdot 10^{-2}] = 1,22$$

Cálculo del pH del ácido acético. Como se trata de un ácido débil (se sabe por su K_a), la ecuación de su equilibrio de disociación en función de las respectivas concentraciones será:

CH ₃ -COOH	+	H ₂ O	⇌	CH ₃ -COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
c(1 - α)				cα		cα

$$K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow K_a = c\alpha^2$$

Pues $K_a \approx 10^{-5}$ y se puede despreciar la α del denominador frente a 1.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-5}}{0,06}} = 0,01825$$

Luego está disociado un 1,825 %.

Cálculo de la concentración de iones H₃O⁺:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 0,06 \cdot 0,01825 = 1,095 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,095 \cdot 10^{-3}) = 2,96$$

b) La disolución más ácida es la de HCl, que posee un pH = 1,22. Si queremos que el pH pase de 1,22 a 2,96, la concentración [H₃O⁺] deberá ser 1,095 · 10⁻³ M, para lo cual hay que añadir agua. Habrá que tener en cuenta que los 20 mL de ácido forman parte del volumen final de la disolución.

$$\frac{\text{moles totales}}{V_{\text{total disolución}}} \cdot c_{\text{disolución}} = \frac{\text{moles de ácido}}{V_{\text{ácido}}} \cdot c_{\text{ácido}}$$

$$(V_{\text{agua}} + V_{\text{ácido}}) c_{\text{disolución}} = V_{\text{ácido}} c_{\text{ácido}}$$

$$(V_{\text{agua}} + 20 \cdot 10^{-3}) 1,095 \cdot 10^{-3} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,06$$

Luego el volumen de agua necesario será:

$$V_{\text{agua}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3} - 2,19 \cdot 10^{-5}}{1,095 \cdot 10^{-3}} = 1,076 \text{ L}$$

Como los volúmenes son aditivos, el volumen total de la disolución es el resultado de la suma del volumen de ácido y del volumen de agua añadido:

$$V_t = 20 + 1076 = 1096 \text{ mL de disolución}$$

3 a) Se plantea la ecuación ajustada con los valores estequiométricos y los datos proporcionados:

M (en uma)	55,8	98		2
Reacción ajustada	Fe + H ₂ SO ₄ → FeSO ₄ + H ₂			
m reaccionante (en g)	55,8	98		2
Datos	5 g	5 mL, 95 % ρ = 1,98 g/mL		

b) Se calculan los gramos iniciales de ácido sulfúrico:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = V\rho = 5 \text{ mL} \cdot 1,98 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{95}{100} = 9,405 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Cálculo de la masa de ácido sulfúrico que reacciona con los 5 g de Fe:

$$5 \text{ g de Fe} \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{55,8 \text{ g de Fe}} = 8,78 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

El reactivo limitante es el Fe; el ácido sulfúrico está en exceso. Masa que sobra:

$$9,405 - 8,78 = 0,625 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

c) Se calcula la masa de hidrógeno que se forma:

$$5 \text{ g de Fe} \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{55,8 \text{ g de Fe}} = 0,1792 \text{ g de H}_2$$

Se forma una masa de 0,1792 g de H₂.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,1792 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,09 \text{ mol de H}_2$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} =$$

$$= \frac{0,09 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (30 + 273) \text{ K}}{2,5 \text{ atm}} = 0,89 \text{ L}$$

El H₂ generado ocupa 0,89 L a 30 °C y 2,5 atm.

4 a) Si se hace un estudio teórico de la ecuación de la velocidad, con los datos del ejercicio, se obtiene la siguiente expresión:

$$v = k [A]^a [B]^b$$

Si se mantiene constante la concentración de B y se duplica la de A, las ecuaciones son las siguientes:

$$v = k' [A]^a$$

$$8v = k' [2A]^a$$

Operando y resolviendo la ecuación exponencial, se obtiene el valor de a:

$$\frac{8v}{v} = \frac{k' [2A]^a}{k' [A]^a} = \frac{2^a \cdot [A]^a}{[A]^a}$$

$$8 = 2^a \Rightarrow 2^3 = 2^a \Rightarrow a = 3$$

Aplicando el mismo procedimiento a la segunda parte del enunciado, se obtiene el valor de b:

$$v = k'' [B]^b$$

$$2v = k'' [2B]^b$$

$$\frac{2v}{v} = \frac{k'' [2B]^b}{k'' [B]^b} = \frac{2^b \cdot [B]^b}{[B]^b}$$

$$2 = 2^b \Rightarrow 2^1 = 2^b \Rightarrow b = 1$$

Orden total = a + b = 3 + 1 = 4

La ecuación general de velocidad para esta reacción es $v = k [A]^3 [B]^1$.

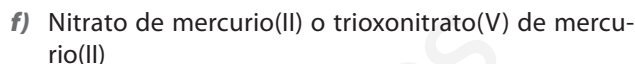
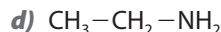
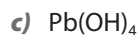
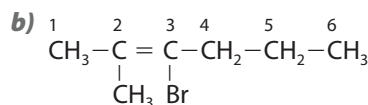
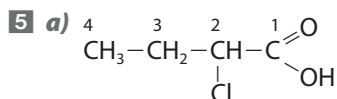
b) Despejando k en la ecuación de velocidad y obteniendo sus unidades, queda:

$$k = \frac{v}{[A]^3[B]^1} \cdot \left(\frac{\frac{\text{mol}}{\text{Ls}}}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3 \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^1} \right) =$$

$$= \frac{v}{[A]^3[B]^1} \cdot \left(\frac{\frac{1}{\text{s}}}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3} \right) = \frac{v}{[A]^3[B]^1} \cdot \left(\frac{1}{\text{L}^3} \right)$$

$$= \frac{v}{[A]^3[B]^1} \cdot \left(\frac{\text{L}^3}{\text{s} \cdot \text{mol}^3} \right) = \frac{v}{[A]^3[B]^1} \cdot (\text{L}^3 \text{s}^{-1} \text{mol}^{-3})$$

Las unidades de k para esta reacción son, por tanto, $\text{L}^3 \text{s}^{-1} \text{mol}^{-3}$.



Opción B

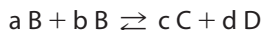
1 a) $Z = 30: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

b) $Z = 7: 1s^2 2s^2 2p^3$

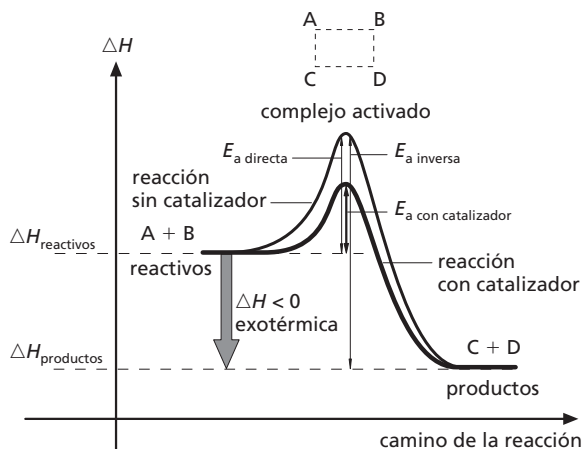
Números cuánticos	principal n	secundario l	magnético m	spin s
Significado	Nivel energético	Forma del orbital	Efecto Zeeman	Efecto Zeeman anómalo
Valores posibles	1, 2, 3, ...	$l = 0, 1, \dots, n - 1$	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	$+1/2; -1/2$
	N.º de capa	$l = 0$ orbital s $l = 1$ orbital p $l = 2$ orbital d $l = 3$ orbital f		

DATOS DEL EJERCICIO					
	Números cuánticos del electrón				
	n	l	m	s	
Estado del electrón	Números cuánticos diferentes		Orbitales isoenergéticos		Serie cuántica
Electrón en: 1s	1	0	0	+1/2	(1, 0, 0, +1/2)
				-1/2	(1, 0, 0, -1/2)
Electrón en: 2s	2	0	0	+1/2	(2, 0, 0, +1/2)
				-1/2	(2, 0, 0, -1/2)
Electrón en: 2p _x	2	1	-1	+1/2	(2, 1, -1, +1/2)
				-1/2	(2, 1, -1, -1/2)
0			+1/2	(2, 1, 0, +1/2)	
			-1/2	(2, 1, 0, -1/2)	
Electrón en: 2p _z	1	1	+1/2	(2, 1, 1, +1/2)	
			-1/2	(2, 1, 1, -1/2)	

2 Para una reacción exotérmica cualquiera,



el diagrama entálpico de la reacción es el siguiente:



a) La ecuación general de la velocidad de reacción viene dada por $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$, donde α y β son los respectivos órdenes de reacción, que se determinan de forma experimental y solo coinciden con los coeficientes estequiométricos en las reacciones elementales. La constante $k = A'e^{-E_a/RT}$, donde el factor A' de frecuencia depende de la temperatura, o sea, $k = A'(T) e^{-E_a/RT}$, y E_a es la energía de activación.

La constante de equilibrio viene determinada por la

$$\text{expresión } K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}, \text{ que se cumple cuando las}$$

velocidades directa e inversa coinciden, es decir, cuando se alcanza un equilibrio dinámico.

La presencia de un catalizador hace que el equilibrio se alcance más rápidamente, pero no modifica la constante de equilibrio.

Los catalizadores afectan a la energía de activación de la reacción, reduciéndola, pero no modifican el ΔH de la misma, que depende de la diferencia de entalpía entre productos y reactivos.

b) La presencia de un catalizador positivo hace que la energía de activación disminuya y, como consecuencia, que el término $e^{-E_a/RT}$ aumente; por lo tanto, si E_a disminuye, la velocidad de reacción aumenta.

En una operación de obtención industrial, donde también se tiene en cuenta el tiempo, una mayor velocidad permite que en un mismo tiempo se pueda hacer reaccionar más cantidad de reactivos con catalizador que sin catalizador y, por tanto, obtener una mayor cantidad de producto; así, por ejemplo, en un día de operación continua se obtiene más amoníaco con catalizadores que sin ellos.

Nota: los catalizadores negativos son los inhibidores de las reacciones, esto es, hacen que estas sean más lentas y disminuyen la velocidad de reacción.

3 a) Tanto el C del CO_2 como el H del H_2O proceden del compuesto orgánico. La fórmula empírica de este será C_xH_y , es decir:



$$0,56 \text{ g combustión} \rightarrow 1,826 \text{ g } CO_2 + 0,559 \text{ g } H_2O$$

Cálculo de los gramos de C en el CO_2 y de los gramos de H en el H_2O producidos en la reacción:

$$C: \frac{\text{Si en 44 g de } CO_2 \text{ (su M)}}{\text{hay 12 g de C}} = \frac{\text{en 1,826 g de } CO_2}{\text{habrá x g de C}}$$

$$x = 0,498 \text{ g de C en el } CO_2$$

$$H: \frac{\text{Si en 18 g de } H_2O \text{ (su M)}}{\text{hay 2 g de H}} = \frac{\text{en 0,559 g de } H_2O}{\text{habrá y g de H}}$$

$$y = 0,0621 \text{ g de H en el } H_2O$$

$$C: 0,498 \Rightarrow \frac{0,498}{12} = 0,0415 \Rightarrow \frac{0,0415}{0,0415} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$H: 0,0621 \Rightarrow \frac{0,0621}{1} = 0,0621 \Rightarrow \frac{0,0621}{0,0415} = 1,5 \cdot 2 = 3$$

Por tanto, la fórmula empírica será $(C_2H_3)_n$.

b) Fórmula molecular teórica de un alquino: $C_{n'}H_{2n'-2}$

$$\text{Fórmula empírica: } (C_2H_3)_n = C_{2n}H_{3n}$$

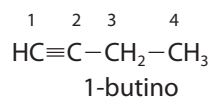
Igualando los subíndices de cada átomo, se tiene que:

$$2n = n'$$

$$3n = 2n' - 2$$

Resolviendo, resulta que $n = 2$. Por tanto, la primera fórmula que responde a $C_{n'}H_{2n'-2}$ para $(C_2H_3)_n$ resultaría de $n = 2$ y se trata del C_4H_6 .

Fórmula molecular: C_4H_6



4

$V = 2 \text{ L}$	CO_2	$+$	H_2	\rightleftharpoons	CO	$+$	H_2O
n_i	0,4		0,6		—		—
n_r	x		x		—		—
n_f	—		—		x		x
n_{eq}	$0,4 - x$		$0,6 - x$		x		x
$[]_{eq}$	$\frac{0,4 - x}{2}$		$\frac{0,6 - x}{2}$		$\frac{x}{2}$		$\frac{x}{2}$

a) Cálculo de los moles de CO_2 en el equilibrio:

$$M(CO_2) = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \Rightarrow n.^\circ \text{ de moles} = \frac{6,16 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,14 \text{ mol de } CO_2$$

A partir de los moles de CO_2 en el equilibrio, se calculan los moles que han reaccionado:

$$0,4 - x = 0,14 \Rightarrow x = 0,26 \text{ mol}$$

Concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,4 - x}{2} = \frac{0,4 - 0,26}{2} = \frac{0,14}{2} = 0,07 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,6 - x}{2} = \frac{0,6 - 0,26}{2} = \frac{0,34}{2} = 0,17 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = \frac{0,26}{2} = 0,13 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,26}{2} = 0,13 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{0,13 \cdot 0,13}{0,07 \cdot 0,17} = 1,42$$

b) Cálculo de los moles en el equilibrio:

$$n_T = 0,4 - x + 0,6 - x + x + x = 1$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (1500 + 273) \text{ K}}{2 \text{ L}} = 72,69 \text{ atm}$$

La presión total es de 72,69 atm.

5 Las pruebas de laboratorio a las que hay que someter las muestras de los compuestos que se deben diferenciar irán dirigidas a determinar las propiedades características de cada tipo de enlace.

Algunas de las posibles pruebas se recogen en el siguiente cuadro:

Determinaciones prácticas	Propiedades características del enlace		
	Covalente molecular	Iónico	Metálico
Punto de fusión	Bajo	Alto	Alto
Punto de ebullición	Bajo	Alto	Alto
Solubilidad en agua	Baja o nula	Mucha	Baja o nula
Conductividad eléctrica	No	Sólido cristalino	Sólido disuelto
		No	Sí
Ductilidad	No	No	Sí
Maleabilidad	No	No	Sí