CiUG COMISIÓN INTERUNIVERSITARIA DE GALICIA

PAU

Código: 27

SETEMBRO 2016

QUÍMICA

Calificación: El alumno elegirá UNA de las dos opciones. Cada pregunta se calificará con 2 puntos. Todas las cuestiones teóricas deberán ser razonadas.

OPCIÓN A

1. Dadas las moléculas CH_3Cl, CS_2, NCl_3, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
1.1. Escriba la estructura de Lewis de cada una de ellas y prediga su geometría molecular.
1.2. Explique si las moléculas son polares o apolares.

Vaso de precipitados	A	B	C
pH	7,0	1,5	4,0

2. 2.1. En el laboratorio se dispone de tres vasos de precipitados (A, B y C) que contienen 50 mL de disoluciones acuosas de la misma concentración, a una temperatura de 25 ℃. Uno de los vasos contiene una disolución de HCl, otro contiene una disolución de KCl y el tercero contiene una disolución de CH_3CH_2COOH. Con la información que se indica en la tabla identifique el contenido de cada vaso y justifique la respuesta.
2.2. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas escriba las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden estos iones y razone qué elemento presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización: X^{2+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ Y^{2-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$

3. A 25 ℃ la solubilidad del PbI_2 en agua pura es 0,7 g/L. Calcule:
3.1. El producto de solubilidad.
3.2. La solubilidad del PbI_2 a esa temperatura en una disolución 0,1 M de KI.

4. En un recipiente cerrado y vacío de 10 L de capacidad se introducen 0,04 moles de monóxido carbono e igual cantidad de cloro gas. Cuando a 525 ℃ se alcanza el equilibrio, se observa que ha reaccionado el 37,5 % del cloro inicial, según la reacción: $CO(g) + Cl(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$. Calcule:
4.1. El valor de K_p y de K_c.
4.2. La cantidad, en gramos, de monóxido de carbono existente cuando se alcanza el equilibrio.

5. Para un ácido clorhídrico concentrado comercial del 36 % en masa y densidad 1,18 g/mL, calcule:
5.1. Su molaridad y el volumen que se necesita del mismo para preparar 1 L de disolución 2,0 M.
5.2. Detalle el procedimiento y el material necesario para preparar la disolución 2,0 M del ácido.

OPCIÓN B

1. Para el equilibrio: $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$ $\Delta H < 0$, explique razonadamente:
1.1. ¿Hacia qué lado se desplazará el equilibrio si se aumente la temperatura?
1.2. ¿Cómo afectará a la cantidad de producto obtenido un aumento de la concentración de oxígeno?

2. 2.1. Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos:
Etanol cis-3-hexeno 4,4-dimetil-1-hexino 3-pentanona
2.2. Razone si puede haber en un mismo átomo electrones con los siguientes números cuánticos:
(2, 1, −1, 1/2) (2, 1, 0,-1/2) (2, 1, −1, −1/2) (2, 1, 0, 1/2).

3. A partir de las entalpías de combustión y aplicando la Ley de Hess, calcule:
3.1. La entalpía de la siguiente reacción: $3\ C(\text{grafito})(s) + 4\ H_2(g) \longrightarrow C_3H_8(g)$.
3.2. La energía liberada cuando se quema 1 L de propano medido en condiciones normales.

4. En medio ácido sulfúrico, H_2SO_4, el aluminio reacciona con una disolución acuosa de dicromato de potasio $K_2Cr_2O_7$, formándose óxido de aluminio, Al_2O_3 y $Cr^{3+}(aq)$ entre otros productos.
4.1. Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
4.2 Calcule el volumen de disolución acuosa de dicromato de potasio de densidad 1,124 g/mL y del 15 % en masa que se necesita para oxidar 0,50 kg de aluminio.

5. 5.1. 2,0 g de $CaCl_2$ se disuelven en 25 mL de agua y 3,0 g de Na_2CO_3 en otros 25 mL de agua. Seguidamente se mezclan las dos disoluciones. Escriba la reacción que tiene lugar identificando el precipitado que se produce y la cantidad máxima que se podría obtener.
5.2. Describa la operación que emplearía en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, dibujando el montaje y el material a emplear.

Datos: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} = 8{,}31\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Calores de combustión:
$\Delta H_c^\circ\ C(\text{grafito})(s) = -393{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_c^\circ\ C_3H_8(g) = -2219{,}9\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_c^\circ\ H_2(g) = -285{,}8\ kJ/mol$.

Soluciones

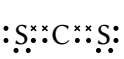
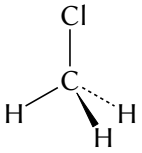
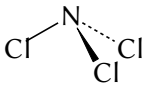
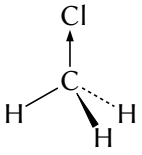
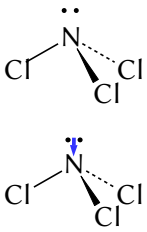
OPCIÓN A

1. Dadas las moléculas CH_3Cl, CS_2, NCl_3, responde razonadamente a las siguientes cuestiones:
   a) Escribe la estructura de Lewis de cada una de ellas y predice su geometría molecular.
   b) Explica si las moléculas son polares o apolares.

(P.A.U. Sep. 16)

Solución:

a)

Molécula	CH_3Cl	CS_2	NCl_3
Átomo central	C	C	N
Conf. electrón. fundamental	$2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$	$2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$	$2s^2\ 2p_x^1\ 2p^1\ 2p_z^1$
Conf. electrón. excitada	$2s^1\ 2p_x^1\ 2p^1\ 2p_z^1$	$2s^1\ 2p_x^1\ 2p^1\ 2p_z^1$	$2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$
Diagrama de Lewis			
Pares σ	4	2	3
Pares π	0	2	0
Pares no enlazantes	0	0	1
Pares que se repelen	4	2	4
Disposición de los pares	tetraédrica	lineal	tetraédrica
Ángulo de enlace	<109,5°	180°	107°
Forma de la molécula	piramidal alargada	lineal	piramidal achatada
		S=C=S	
Momento dipolar de enlace	$Cl^{\delta-} \longrightarrow C^{\delta+}$	$S^{\delta-} \longrightarrow C^{\delta+}$	No
Momento dipolar de la molécula		$S^{\delta-} \longrightarrow C^{\delta+} \longleftarrow S^{\delta-}$	
	Sí	No	Sí

La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de tricloruro de nitrógeno, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres átomos de cloro en tres vértices, pero en el cuarto vértice está un par no enlazante que no «se ve». En la molécula de clorometano, el átomo de cloro es mayor que los de hidrógeno (y que el de carbono). Quizás la descripción podría ser «lineal con un mini-trípode en un extremo»

b) La molécula de sulfuro de carbono no es polar, aunque los enlaces sí lo son, porque es simétrica y los momentos dipolares de los enlaces se anulan.
La molécula de NCl_3 es polar. Las electronegatividades de los átomos de Cl y N son muy similares y los enlaces Cl–N tienen un momento dipolar nulo (o muy pequeño). Pero el par no enlazante del nitrógeno no se compensa. Como está muy próximo al átomo de nitrógeno, el momento dipolar será pequeño.

La molécula de CH_3Cl también es polar. Las electronegatividades de los átomos de carbono e hidrógeno son muy similares y los enlaces C–H tienen un momento dipolar muy pequeño. Pero el cloro es mucho es más electronegativo que el carbono y el enlace $Cl^{\delta-} \longrightarrow C^{\delta+}$ es polar.

2.1. En el laboratorio se dispone de tres vasos de precipitados (A, B y C) que contienen 50 cm³ de disoluciones acuosas de la misma concentración, a una temperatura de 25 ℃. Uno de los vasos contiene una disolución de HCl, otro contiene una disolución de KCl y el tercero contiene una disolución de CH_3CH_2COOH. Con la información que se indica en la tabla identifique el contenido de cada vaso y justifique la respuesta.

Vaso de precipitados	A	B	C
pH	7,0	1,5	4,0

(P.A.U. Sep. 16)

Solución:

A es KCl, B es HCl y C es CH_3CH_2COOH
HCl : El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y está totalmente disociado. Su pH será ácido (<7).
CH_3CH_2COOH: El ácido propanoico también tiene un pH ácido, pero como es un ácido débil, su pH será menos ácido que el del HCl.
KCl: El cloruro de potasio es una sal neutra, que procede de un ácido fuerte y de una base fuerte. Su pH será neutro (7).

2.2. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas escribe las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden estos iones y razona qué elemento presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización:
X^{2+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ Y^{2-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$

(P.A.U. Sep. 16)

Solución:

X tiene 2 electrones más que el ion X^{2+}, por lo que su configuración electrónica será:

$$X: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$$

Y tiene 2 electrones menos que el ion Y^{2-}, por lo que su configuración electrónica será:

$$Y: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$$

La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.
Los dos elementos se encuentran en el mismo (4.º) período, pero el elemento Y tiene mayor carga nuclear por lo que tiene mayor energía de ionización. Por tanto el elemento X presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización.

3. A 25 ℃ la solubilidad del PbI_2 en agua pura es 0,7 g/L. Calcula:
a) El producto de solubilidad.
b) La solubilidad del PbI_2 a esa temperatura en una disolución de KI de concentración 0,1 mol/dm³.

(P.A.U. Sep. 16)

Rta.: a) $K_s = 1{,}40 \cdot 10^{-8}$; b) $s_2' = 0{,}646$ mg/dm³

Datos	***Cifras significativas: 3***
Solubilidad del PbI_2	$s' = 0{,}700$ g/dm³
Concentración de la disolución del KI	[KI] = 0,100 mol/dm³
Masa molar del yoduro de plomo(II)	$M(PbI_2) = 461$ g/mol
Incógnitas	
Producto de solubilidad del PbI_2	K_s
Solubilidad del PbI_2 en KI 0,1 mol/dm³	s_2

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de PbI_2 en agua	s

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) La solubilidad del yoduro de plomo(II) es:

$$[PbI_2] = s = \frac{0{,}700\ \text{g/dm}^3}{461\ \text{g/mol}} = 0{,}00152\ \text{mol/dm}^3$$

El equilibrio de solubilidad es

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$$

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [I^-]_e^2 = s\ (2\ s)^2 = 4\ s^3 = 4 \cdot (0{,}00152)^3 = 1{,}40 \cdot 10^{-8}$$

b) El yoduro de potasio estará totalmente disociado.

$$KI(s) \rightarrow K^+(aq) + I^-(aq)$$

$$[I^-] = [KI] = 0{,}100\ \text{mol}\ I^-\ /\text{dm}^3\ \text{D}$$

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	0,100	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	$\rightarrow$	s_2	$2\ s_2$	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	$0{,}100 + 2\ s_2$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [I^-]_e^2 = s_2 \cdot (0{,}100 + 2\ s_2)^2 = 1{,}40 \cdot 10^{-8}$$

En primera aproximación, podemos considerar despreciable $2\ s_2$ frente a 0,100, ($2\ s_2 \ll 0{,}10$). Entonces:

$$s_2 \cdot 0{,}100^2 \approx 1{,}40 \cdot 10^{-8}$$

$$s_2 \approx \frac{1{,}40 \cdot 10^{-8}}{0{,}100^2} = 1{,}40 \cdot 10^{-6}\ \text{mol/dm}^3$$

que es despreciable.
Como el dato de solubilidad está en g/dm³, se puede calcular la solubilidad en g/dm³, que sería

$$s_2' = 1{,}40 \cdot 10^{-6}\ \text{mol/dm}^3 \cdot 461\ \text{g/mol} = 6{,}46 \cdot 10^{-4}\ \text{g/dm}^3 = 0{,}646\ \text{mg/dm}^3$$

Análisis: Se ve que la solubilidad del PbI_2 *en* KI, $s_2' = 6{,}46 \cdot 10^{-4}$ g/dm³ *es menor que la solubilidad en agua,* $s_1' = 0{,}700$ g/dm³, *debido al efecto del ion común* I^-.

4. En un recipiente cerrado y vacío de 10 dm³ de capacidad se introducen 0,04 moles de monóxido carbono e igual cantidad de cloro gas. Cuando a 525 ℃ se alcanza el equilibrio, se observa que ha reaccionado el 37,5 % del cloro inicial, según la reacción: $CO(g) + Cl(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$. Calcula:
   a) El valor de K_p y de K_c.
   b) La cantidad, en gramos, de monóxido de carbono existente cuando se alcanza el equilibrio.
   Dato: $R = 0{,}082\ \text{atm·dm}^3\text{·K}^{-1}\text{·mol}^{-1} = 8{,}31\ \text{J·K}^{-1}\text{·mol}^{-1}$. *(P.A.U. Sep. 16)*

Rta.: K_c = 240; K_p = 3,66; b) m = 0,700 g CO.

Datos		***Cifras significativas: 3***
Gas:	Volumen	V = 10,0 dm³ = 1,00·10⁻² m³
	Temperatura	T = 525 ℃ = 798 K
Cantidad de CO inicial		n_0(CO) = 0,0400 mol CO
Cantidad de Cl_2 inicial		$n_0(Cl_2)$ = 0,0400 mol Cl_2
Cantidad de Cl_2 que ha reaccionado		$n_r(Cl_2)$ = 37,5 % · n_0 = 0,0150 mol Cl_2
Constante de los gases ideales		R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹
Masa molar del monóxido de carbono		M(CO) = 28,0 g/mol
Incógnitas		
Constantes de equilibrio		K_c, K_p
Masa de CO en el equilibrio		m_e
Ecuaciones		
Cantidad (número de moles)		$n = m / M$
Ecuación de estado de los gases ideales		$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow\ p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$
Concentración de la sustancia X		$[X] = n(X) / V$
Constantes del equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D		$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$ $K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$

Solución:

a) La cantidad de Cl_2 que reacciona es el 37,5 % de la cantidad inicial:

$$n_r(Cl_2) = 37{,}5\ \% \cdot n_0(Cl_2) = 0{,}375 \cdot 0{,}0400\ [\text{mol}] = 0{,}0150\ \text{mol}\ Cl_2$$

Por la estequiometría de la reacción,

		CO	Cl_2	⇌	$COCl_2$	
Cantidad inicial	n_0	0,0400	0,0400		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	0,0150	0,0150	→	0,0150	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	0,0250	0,0250		0,0150	mol

La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[COCl_2]_e}{[Cl_2]_e \cdot [CO]_e} = \frac{\dfrac{0{,}015\ 0\text{mol}\ COCl_2}{10{,}0\ \text{dm}^3}}{\dfrac{0{,}025\ 0\text{mol}\ Cl_2}{10{,}0\ \text{dm}^3}\ \dfrac{0{,}025\ 0\text{mol}\ CO}{10{,}0\ \text{dm}^3}} = 240$$

La relación entre K_p y K_c para esta reacción es

$$K_p = \frac{p_e(COCl_2)}{p_e(Cl_2) \cdot p_e(CO)} = \frac{\dfrac{n_e(COCl_2) \cdot R \cdot T}{V}}{\dfrac{n_e(Cl_2) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \dfrac{n_e(CO) \cdot R \cdot T}{V}} = \frac{[COCl_2]_e}{[Cl_2S]_e \cdot [CO]_e}\ \frac{1}{R \cdot T} = \frac{K_c}{R \cdot T}$$

La constante K_p vale:

$$K_p = \frac{240}{0{,}082 \cdot 798} = 3{,}66$$

b) La masa de CO en el equilibrio es:

$$m_e = 0{,}0250 \text{ mol CO} \cdot 28{,}0 \text{ g/mol} = 0{,}700 \text{ g CO}$$

5. Para un ácido clorhídrico concentrado comercial del 36 % en masa y densidad 1,18 g/mL, calcula:
   a) Su concentración molar y el volumen que se necesita del mismo para preparar 1 dm³ de disolución de concentración 2,0 mol/dm³.
   b) Detalla el procedimiento y el material necesario para preparar la disolución de concentración 2,0 mol/dm³ del ácido.

(P.A.U. Sep. 16)

Rta.: a) [HCl] = 12 mol/dm³; V = 0,17 dm³.

Solución:

Cálculos:
La concentración de la disolución comercial es:

$$[\text{HCl}] = \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \frac{1{,}18 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36{,}5 \text{ g HCl}} = 12 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

En 1 dm³ de disolución de HCl de concentración 2 mol/dm³ hay

$$n(\text{HCl}) = 2 \text{ mol HCl / dm}^3 \text{ D} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ D} = 2 \text{ mol HCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de clorhídrico comercial que hay que medir.

$$V = 2 \text{ mol HCl} \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g D}}{36 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1{,}18 \text{ g D}} = 172 \text{ cm}^3 \text{ D} \text{ (disolución de HCl comercial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (2 mol/dm³ se entiende que es 2 ± 1 mol/dm³), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 170 cm³ de disolución de clorhídrico comercial en una probeta de 250 cm³, se vierten en otra probeta de 1000 cm³ y se completa con agua hasta los 1000 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: HCl 2 mol/dm³ y la fecha).

Material: Probetas de 250 cm³ (1) y de 1000 cm³ (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración 2,00 mol/dm³, tendríamos un problema, ya que el procedimiento habitual supone el uso de buretas y no existen buretas de más de 50 cm³.

OPCIÓN B

1. Para el equilibrio: 2 $SO_2(g)$ + $O_2(g)$ ⇌ 2 $SO_3(g)$ $\Delta H < 0$; explica razonadamente:
   a) ¿Hacia qué lado se desplazará el equilibrio si se aumente la temperatura?
   b) ¿Cómo afectará a la cantidad de producto obtenido un aumento de la concentración de oxígeno?

(P.A.U. Sep. 16)

Solución:

a) La constante de equilibrio varía con la temperatura según la ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Una aumento de temperatura favorece el sentido endotérmico. Si $T_2 > T_1$:

$$\frac{1}{T_2} < \frac{1}{T_1} \Rightarrow \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) < 0$$

Para una reacción exotérmica ($\Delta H^\circ < 0$):

$$\ln\frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) = \frac{- \cdot (-)}{+} \cdot (-) < 0$$

$$K_2 < K_1$$

La constante disminuye al aumentar la temperatura.
De la expresión de K_c

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

Para que disminuya el valor de K_c deberá aumentar la cantidad de SO_2 y O_2 y disminuir la cantidad de SO_3. El equilibrio se desplazará (hacia la izquierda) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá menos SO_3 y más SO_2 y O_2.

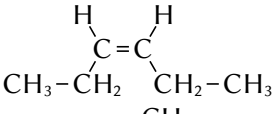
c) De la expresión de K_c, si aumenta la cantidad (y concentración) de O_2, para que K_c permanezca constante, deberá disminuir la cantidad de SO_2 y aumentar la cantidad de SO_3.
El equilibrio se desplazará (hacia la derecha) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá más SO_3 y menos SO_2.

2. a) Escribe las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos:
   a.1) Etanol. a.2) *cis*–3-Hexeno. a.3) 4,4-Dimetil-1-hexino. a.4) 3-Pentanona.
   b) Razona si puede haber en un mismo átomo electrones con los siguientes números cuánticos:
   (2, 1, –1, ½) (2, 1 , 0, -½) (2, 1, –1, -½) (2, 1, 0, ½).
   (P.A.U. Sep. 16)

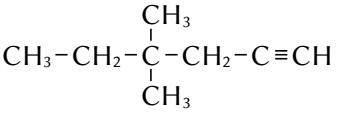
Solución:

a.1) Etanol: $CH_3\text{-}CH_2OH$

a.2) *cis*–3-Hexeno (cis-hex-3-eno):



a.3) 4,4-Dimetil-1-hexino (4,4-dimetilhex-1-ino):



a.4) 3-Pentanona (pentan-3-ona): $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CO\text{-}CH_2\text{-}CH_3$

Solución:

b) Sí. Por el principio de exclusión de Pauli.
Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:
n: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números y enteros: $n = 1, 2, 3\ldots$
l: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son: $l = 0, 1, 2\ldots, n - 1$.
m: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son: $m = -l, -l + 1\ldots, -1, 0, 1\ldots, l-1, l$.
El último número cuántico es:
s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los únicos valores posibles son: $s = +½$ y $-½$.

Para $n = 2$, los valores posibles de l son 0 y 1 que corresponden a los orbitales 2s y 2p.
Para $l = 1$, los valores posibles de m son $m = -1, 0, 1$, que corresponden a los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$
El principio de exclusión de Pauli dice que en un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.
Todos los electrones del enunciado difieren en, al menos, un número cuántico.

3. A partir de las entalpías de combustión y aplicando la Ley de Hess, calcula:
   a) La entalpía de la siguiente reacción: 3 C(grafito)(s) + 4 $H_2(g) \longrightarrow C_3H_8(g)$.
   b) La energía liberada cuando se quema 1 dm³ de propano medido en condiciones normales.
   Calores de combustión: ΔH_c°(C(grafito)(s)) = −393,5 kJ·mol^{-1}; $\Delta H_c^\circ(C_3H_8(g))$ = −2219,9 kJ·mol^{-1}; $\Delta H_c^\circ(H_2(g))$ = −285,8 kJ/mol; R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1} = 8,31 J·K^{-1}·mol^{-1}.

(P.A.U. Sep. 16)

Rta.: a) ΔH = 104 kJ; Q = −99,1 kJ.

Datos	***Cifras significativas: 4***
$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$	$\Delta H_c^\circ(C_3H_8)$ = −2219,9 kJ/mol
$C(grafito)(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$	$\Delta H_c^\circ(C)$ = −393,5 kJ/mol
$H_2(g) + ½\ O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$	$\Delta H_c^\circ(H_2)$ = −285,8 kJ/mol
Volumen de propano que se quema	V = 1,00 dm³
Condiciones normales: Temperatura	T = 273,2 K
Presión	p = 1,000 atm
Constante de los gases ideales	R = 0,08200 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}
Incógnitas	
Entalpía de formación del propano	$\Delta H_f^\circ(C_3H_8)$
Energía liberada al quemar 1 dm³ de propano en condiciones normales.	Q
Ecuaciones	
Ley de Hess	$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ$(prod.) − ΔH°(react.)
Ecuación de estado de los gases ideales	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Solución:

a) Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.
La ecuación de formación del propano se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones de combustión:

$C(grafito)(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$	ΔH_{c1}° = −393,5 kJ/mol
$H_2(g) + ½\ O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$	ΔH_{c2}° = −285,8 kJ/mol
$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$	ΔH_{c3}° = −2219,9 kJ/mol

Multiplicando la primera ecuación por 3, la segunda por 4 y la tercera por −1 y sumando queda:

$3\ C(grafito)(s) + 3\ O_2(g) = 3\ CO_2(g)$	$3 \cdot \Delta H_{c1}^\circ$ = -1181 kJ
$4\ H_2(g) + 2\ O_2(g) = 4\ H_2O(l)$	$4 \cdot \Delta H_{c2}^\circ$ = -1143 kJ
$3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l) = C_3H_8(g) + 5\ O_2(g)$	$-\Delta H_{c3}^\circ$ = 2220 kJ
$3\ C(grafito)(s) + 4\ H_2(g) \longrightarrow C_3H_8(g)$	ΔH_c° = -104 kJ

b) La cantidad de propano que hay en 1 dm³ en condiciones normales, suponiendo comportamiento ideal, es:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow\ n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1{,}000\ \text{atm} \cdot 1{,}000\ \text{dm}^3}{0{,}08200\ \text{atm·dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273{,}2\ \text{K}} = 0{,}044\ 6 \text{mol}\ C_3H_8$$

La energía producida por la combustión es:

$$Q = 0{,}0446\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot 2219{,}9\ \text{kJ/mol}\ C_3H_8 = 99{,}10\ \text{kJ}$$

4. En medio ácido sulfúrico, H_2SO_4, el aluminio reacciona con una disolución acuosa de dicromato de potasio $K_2Cr_2O_7$, formándose óxido de aluminio, Al_2O_3 y Cr^{3+}(aq) entre otros productos.
   a) Ajusta la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
   b) Calcula el volumen de disolución acuosa de dicromato de potasio de densidad 1,124 g/cm³ y del 15 % en masa que se necesita para oxidar 0,50 kg de aluminio.

(P.A.U. Sep. 16)

Rta.: a) $(Cr_2O_7)^{2-} + 2\ Al + 8\ H^+ \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + Al_2O_3 + 4\ H_2O$; b) $V = 16{,}2\ dm^3$ D.

Datos		***Cifras significativas: 3***
Riqueza de la disolución de dicromato de potasio		$r = 15{,}0\ \% = 0{,}150$
Densidad de la disolución de dicromato de potasio		$\rho = 1{,}124\ g/cm^3$
Masa de aluminio		$m = 0{,}500\ kg = 500\ g$
Masa molar:	Aluminio	$M(Al) = 27{,}0\ g/mol$
	Dicromato de potasio	$M(K_2Cr_2O_7) = 294\ g/mol$
Incógnitas		
Volumen de disolución de dicromato de potasio		V
Otros símbolos		
Cantidad de sustancia (número de moles)		n

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

Oxidación: $2\ Al + 3\ H_2O \longrightarrow Al_2O_3 + 6\ H^+ + 6\ e^-$

Reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Sumando se obtiene la reacción iónica ajustada:

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 8\ H^+(aq) + 2\ Al(s) \longrightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + Al_2O_3(s) + 4\ H_2O(l)$$

b) La cantidad de aluminio que hay en 500 g es:

$$n = 500\ g\ Al \cdot 1\ mol / 27{,}0\ g\ Al = 18{,}5\ mol\ Al$$

Cada mol de dicromato de potasio contiene un mol de ion dicromato

$$K_2Cr_2O_7(aq) \longrightarrow Cr_2O_7^{2-}(aq) + 2\ K^+(aq)$$

La masa de dicromato de potasio que se necesita es

$$m(K_2Cr_2O_7) = 18{,}5\ mol\ Al\ \frac{1\ mol\ Cr_2O_7^{2-}}{2\ mol\ Al}\ \frac{1\ mol\ K_2Cr_2O_7}{1\ mol\ Cr_2O_7^{2-}}\ \frac{294\ g\ K_2Cr_2O_7}{1\ mol\ K_2Cr_2O_7} = 2{,}73 \cdot 10^3\ g\ K_2Cr_2O_7$$

Esa masa estará contenida en

$$V = 3{,}73 \cdot 10^3\ g\ K_2Cr_2O_7\ \frac{100\ g\ D}{15{,}0\ g\ K_2Cr_2O_7}\ \frac{1\ cm^3\ D}{1{,}124\ g\ D} = 1{,}62 \cdot 10^4\ cm^3\ D = 16{,}2\ dm^3\ D$$

5. a) 2,0 g de $CaCl_2$ se disuelven en 25 mL de agua y 3,0 g de Na_2CO_3 en otros 25 mL de agua. Seguidamente se mezclan las dos disoluciones. Escribe la reacción que tiene lugar identificando el precipitado que se produce y la cantidad máxima que se podría obtener.
   b) Describe la operación que emplearías en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, dibujando el montaje y el material a emplear.

(P.A.U. Sep. 16)

Solución:

a) Se produce la reacción de precipitación:

$$CaCl_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2\ NaCl(aq)$$

y se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.

Si solo escribimos la reacción iónica que tiene lugar, será:

$$\cancel{2\ Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow CaCO_3(s) + \cancel{2\ Na^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

Cálculo de la cantidad máxima de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas)
Se calcula la masa de carbonato de calcio que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio.
Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(CaCl_2) = 2{,}0\ g\ \frac{1\ mol\ CaCl_2}{111\ g\ CaCl_2} = 0{,}018\ mol\ CaCl_2$$

$$n_0(Na_2CO_3) = 3{,}0\ g\ \frac{1\ mol\ Na_2CO_3}{106\ g\ Na_2CO_3} = 0{,}028\ mol\ Na_2CO_3$$

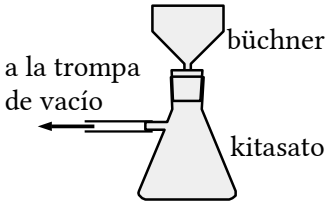
Como reaccionan mol a mol, la cantidad de Na_2CO_3 necesaria para reaccionar con el $CaCl_2$ es:

$$n(Na_2CO_3) = 0{,}018\ mol\ Na_2CO_3$$

Como hay 0,028 mol, más del necesario, el reactivo limitante es el cloruro de calcio.
Se producirán como máximo:

$$m = 0{,}0180\ mol\ CaCl_2\ \frac{1\ mol\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCl_2}\ \frac{100\ g\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCO_3} = 1{,}80\ g\ CaCO_3$$

Procedimiento
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.
Se ajusta el embudo büchner sobre uno matraz kitasato y el vástago lateral del kitasato se conecta la una trompa de vacío.
Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido sobrenadante) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.



Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave.
Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.

Material
Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

Cuestiones y problemas de las Pruebas de acceso a la Universidad (P.A.U.) en Galicia.
Respuestas y composición de Alfonso J. Barbadillo Marán.
Algunos cálculos se hicieron con una hoja de cálculo OpenOffice (o LibreOffice) del mismo autor.
Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión CLC09 de Charles Lalanne-Cassou.
La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de *traducindote*, de Óscar Hermida López.
Se procuró seguir las recomendaciones del Centro Español de Metrología (CEM)

Actualizado: 20/03/22