QUÍMICA

Calificación: El alumno elegirá UNA de las dos opciones. Cada pregunta se calificará con 2 puntos.

OPCIÓN A

1. Indique razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
1.1. El enlace covalente se caracteriza por la transferencia de electrones entre los elementos que forman el enlace. Ponga un ejemplo.
1.2. El número de orbitales híbridos que se generan en la hibridación es igual al número de orbitales atómicos puros que participan en dicho proceso. Utilice la molécula $BeCl_2$ para el razonamiento.

2. 2.1. Los valores de K_a de dos ácidos monopróticos HA y HB son $1{,}2\cdot10^{-6}$ y $7{,}9\cdot10^{-9}$, respectivamente. Razone cuál de los dos ácidos es el más fuerte.
2.2. Para los siguientes átomos: cloro, sodio y neón, escriba la configuración electrónica y razone a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

3. El producto de solubilidad del $PbBr_2$ es $8{,}9\cdot10^{-6}$. Determine la solubilidad molar:
3.1. En agua pura.
3.2. En una disolución de $Pb(NO_3)_2$ 0,20 M considerando que esta sal está totalmente disociada.

4. Considere el siguiente proceso en equilibrio a 686 ℃: $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftarrows CO(g) + H_2O(g)$. Las concentraciones en equilibrio de las especies son: $[CO_2]$ = 0,086 M; $[H_2]$ = 0,045 M; $[CO]$ = 0,050 M y $[H_2O]$ = 0,040 M.
4.1. Calcule K_c para la reacción a 686 ℃.
4.2. Si se añadiera CO_2 para aumentar su concentración a 0,50 mol/L, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez se hubiera restablecido el equilibrio?

5. Realice los cálculos necesarios e indique el material y procedimiento a seguir para preparar: 5.1. 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de magnesio 0,12 M, a partir del producto sólido.
5.2. 100 mL de una disolución de cloruro de magnesio 0,012 M a partir de la disolución de cloruro de magnesio preparada en el apartado anterior.

OPCIÓN B

1. 1.1. Para el siguiente sistema en equilibrio: $A(g) \rightleftarrows 2\,B(g)$, ΔH° = +20,0 kJ, justifique qué cambio experimentaría K_c si se elevara la temperatura de la reacción.
1.2. Indique si el pH de una disolución de NH_4Cl será ácido, básico o neutro.

2. Para cada uno de los siguientes pares de elementos, justifique si el compuesto binario que forman es iónico o covalente, indique la fórmula, el nombre y dos propiedades químicas del compuesto que formarían.
2.1. B y F.
2.2. K y Br.

3. Considere que la gasolina está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol (CH_3CH_2OH). Con los sgtes. datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2\,(g))$ = −393,5 kJ/mol; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l))$ = −285,8 kJ/mol; $\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}(l))$ = −5445,3 kJ/mol; $\Delta H_c^\circ(CH_3CH_2OH(l))$ = −1369,0 kJ/mol; densidad a 298 K del etanol = 0,79 $g\cdot mL^{-1}$ y del octano = 0,70 $g\cdot mL^{-1}$.
3.1. Escriba la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcule la entalpía estándar de formación del etanol a 25 ℃.
3.2. ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 L de gasolina?

4. El hierro(II) puede ser oxidado por una disolución ácida de dicromato de potasio de acuerdo con la siguiente ecuación iónica: $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \xrightarrow{H^+} Cr^{3+} + Fe^{3+}$.
4.1. Ajuste la reacción iónica que tiene lugar por el método del ion-electrón.
4.2. Si se utilizan 26,0 mL de una disolución de dicromato de potasio 0,0250 M para valorar 25,0 mL de una disolución que contiene Fe^{2+}, ¿cuál es la concentración dela disolución de Fe^{2+}?

5. 5.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio 2,00 M que se gastará en la valoración de 10,0 mL de la disolución de ácido sulfúrico 1,08 M.
5.2. Nombre el material y describa el procedimiento experimental para llevar a cabo la valoración anterior.

Soluciones

OPCIÓN A

1. Indica razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
   a) El enlace covalente se caracteriza por la transferencia de electrones entre los elementos que forman el enlace. Pon un ejemplo.
   b) El número de orbitales híbridos que se generan en la hibridación es igual al número de orbitales atómicos puros que participan en dicho proceso. Utiliza la molécula $BeCl_2$ para el razonamiento.

(P.A.U. Sep. 14)

Solución:

a) Falsa.
El enlace covalente se caracteriza por el uso compartido de electrones entre los elementos que forman el enlace. Por ejemplo, en la molécula de flúor, F_2, cada átomo de flúor tiene una configuración electrónica: [He] $2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$ y le falta un electrón para tener la configuración electrónica del gas noble neón.
El balance de energía no permitiría que el otro átomo de flúor pierda un electrón (y tampoco alcanzaría la configuración de gas noble), por lo que se forma un enlace covalente entre los dos átomos de flúor en el que ambos átomos aportan un electrón y comparten el par formado. El diagrama de Lewis para la molécula de flúor sería: :F:F:

b) Verdadera.
Al combinar orbitales s y p se pueden formar tres tipos de orbitales híbridos:
2 orbitales sp, formados por la hibridación de 1 orbital s y 1 orbital p, que son dos orbitales.
3 orbitales sp^2, formados por la hibridación de 1 orbital s y 2 orbitales p, que son tres orbitales.
4 orbitales sp^3, formados por la hibridación de 1 orbital s y 3 orbitales p, que son cuatro orbitales.
Molécula de $BeCl_2$
La configuración electrónica del átomo de berilio en el estado fundamental es [He] $2s^2$, pero para poder enlazarse tiene que separar, («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital 2p a costa de la energía de los enlaces que se van a formar.
La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es [He] $2s^1\ 2p_x^1$
Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces. Para ello, los dos orbitales s y p_x se hibridan, dando lugar a dos orbitales híbridos sp que se disponen linealmente en sentidos opuestos.
Al compartir cada una de los electrones que ocupan estos orbitales híbridos, con un electrón desapareado de un átomo de cloro, se forma la molécula de $BeCl_2$ que es lineal.
El diagrama de Lewis para la molécula de $BeCl_2$ es: :Cl:Be:Cl:
y su representación Cl–Be–Cl, con un ángulo de 180° entre los enlaces.
(La molécula de $BeCl_2$ es una excepción a la regla del octete, ya que el átomo de berilio solo tiene dos pares de electrones en vez de los cuatro pares que exige la regla del octete.

2. a) Los valores de K_a de dos ácidos monopróticos HA y HB son $1{,}2\cdot10^{-6}$ y $7{,}9\cdot10^{-9}$, respectivamente. Razona cuál de los dos ácidos es el más fuerte.
   b) Para los siguientes átomos: cloro, sodio y neón, escribe la configuración electrónica y razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

(P.A.U. Sep. 14)

Solución:

a) El ácido más fuerte es HA.
La fuerza de un ácido se mide por su grado de disociación α que depende de la constante de acidez.
Así, para un ácido HA que se disocia:

$$HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$$

la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e}$$

El grado de disociación α es la fracción de ácido que se ha disociado:

$$\alpha = \frac{[HA]_d}{[HA]_0} = \frac{[H^+]_e}{[HA]_0}$$

Si suponemos que la concentración inicial de ácido es c_0, se puede escribir:

		HA	⇌	H^+	A^-	
$[X]_0$	Concentración inicial	c_0		≈ 0	0	mol/dm³
$[X]_d$	Concentración disociada o formada	$\alpha \cdot c_0$	→	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm³
$[X]_e$	Concentración en el equilibrio	$c_0\,(1-\alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm³

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{(c_0 \cdot \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

Se ve que a mayor valor de la constante de acidez K_a, mayor será el grado de disociación α.

Solución:

b) ^{17}Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
^{11}Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
^{10}Ne: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

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.

$$A(g) \longrightarrow A^+(g) + e^- \quad \Delta H = I \text{ (= Energía de ionización)}$$

Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ion formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el sodio es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización.

$$\underset{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1}{Na(g)} \longrightarrow \underset{1s^2\ 2s^2\ 2p^6}{Na^+(g)} + e^-$$

En los demás casos no ocurre esto. Además, en el caso del neón la energía de ionización es muy alta porque se destruye la configuración electrónica de gas noble.

3. El producto de solubilidad del $PbBr_2$ es $8{,}9 \cdot 10^{-6}$. Determina la solubilidad molar:
   a) En agua pura.
   b) En una disolución de $Pb(NO_3)_2$ de concentración 0,20 mol/dm³ considerando que esta sal está totalmente disociada.

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) s_a = 0,013 mol/dm³; b) $s_b = 3{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $PbBr_2$	$K_s = 8{,}9 \cdot 10^{-6}$
Concentración de la disolución del $Pb(NO_3)_2$	$[Pb(NO_3)_2]$ = 0,20 mol/dm³
Incógnitas	
Solubilidad (mol/dm³) del $PbBr_2$ en agua	s_a
Solubilidad (mol/dm³) del $PbBr_2$ en $Pb(NO_3)_2$ 0,2 mol/dm³	s_b

Ecuaciones

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$ $\qquad K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$PbBr_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq)$$

		$PbBr_2$	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ Br^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [Br^-]_e^2 = s\,(2\ s)^2 = 4\ s^3 = 8{,}9\cdot 10^{-6}$$

La solubilidad del bromuro de plomo(II) en agua vale:

$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8{,}9\cdot 10^{-6}}{4}} = 0{,}013\ \text{mol}\ PbBr_2/\text{dm}^3\ \text{D}$$

b) El nitrato de plomo(II) estará totalmente disociado.

$$Pb(NO_3)_2(s) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

$$[Pb^{2+}] = [Pb(NO_3)_2] = 0{,}20\ \text{mol}\ Pb^{2+}/\text{dm}^3\ \text{D}$$

Cuando se disuelve el bromuro de plomo(II) en la disolución de nitrato de plomo(II), que ya contiene iones plomo(II), las concentraciones son:

		$PbBr_2$	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	2 Br–	
Concentración inicial	$[X]_o$			0,20	0	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_b	$\longrightarrow$	s_b	$2\ s_b$	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$0{,}20 + s_b$	$2\ s_b$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [Br^-]_e^2 = (0{,}20 + s_b)\,(2\ s_b)^2 = 8{,}9\cdot 10^{-6}$$

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

$$0{,}20 \cdot (2\ s_b)2 \approx 8{,}9\cdot 10^{-6}$$

$$s_b = \sqrt{\frac{8{,}9\cdot 10^{-6}}{0{,}20\cdot 4}} = 3{,}3\cdot 10^{-3}\ \text{mol/dm}^3$$

Se ve que ese valor es despreciable frente a 0,20.

4. Considera el siguiente proceso en equilibrio a 686 ℃: $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftarrows CO(g) + H_2O(g)$. Las concentraciones en equilibrio de las especies son:
$[CO_2]$ = 0,086 mol/dm³; $[H_2]$ = 0,045 mol/dm³; [CO] = 0,050 mol/dm³ y $[H_2O]$ = 0,040 mol/dm³.
   a) Calcula K_c para la reacción a 686 ℃.
   b) Si se añadiera CO_2 para aumentar su concentración a 0,50 mol/dm³, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez se hubiera restablecido el equilibrio?

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) K_c = 0,517; b) [CO] = 0,47; $[H_2]$ = 0,020; [CO] = 0,075 y $[H_2O]$ = 0,065 mol/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Temperatura	T = 686 ℃ = 959 K
Concentración en el equilibrio de H_2	$[H_2]_e$ = 0,045 mol/dm³ H_2

Datos	***Cifras significativas: 2***
Concentración en el equilibrio de CO_2	$[CO_2]_e$ = 0,086 mol/dm³ CO_2
Concentración en el equilibrio de H_2O	$[H_2O]_e$ = 0,040 mol/dm³ H_2O
Concentración en el equilibrio de CO	$[CO]_e$ = 0,050 mol/dm³ CO
Concentración inicial de CO_2 en el apartado b)	$[CO_2]_0$ = 0,50 mol/dm³ CO_2
Incógnitas	
Constante de equilibrio	K_c
Concentraciones en el nuevo equilibrio	$[H_2]_{eb}$, $[CO_2]_{eb}$, $[H_2O]_{eb}$, $[CO]_{eb}$
Ecuaciones	
Concentración de la sustancia X	$[X] = n(X) / V$
Constantes del equilibrio: $a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$	$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$

Solución:

a) La constante de equilibrio K_c vale

$$K_c = \frac{[H_2O]_e \cdot [CO]_e}{[H_2]_e \cdot [CO_2]_e} = \frac{0{,}040\ \text{mol/dm}^3 \cdot 0{,}050\ \text{mol/dm}^3}{0{,}045\ \text{mol/dm}^3 \cdot 0{,}086\ \text{mol/dm}^3} = 0{,}52 \quad \text{(concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

b) Llamando x a las concentraciones en mol/dm³ de CO_2 que reaccionan desde que la concentración de CO_2 es 0,50 mol/dm³ hasta alcanzar el equilibrio, se puede escribir:

		CO_2	H_2	$\rightleftharpoons$	CO	H_2O	
Concentración inicial	$[X]_0$	0,50	0,045		0,050	0,040	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	x	x	$\rightarrow$	x	x	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_{eb}$	$0{,}50 - x$	$0{,}045 - x$		$0{,}050 + x$	$0{,}040 + x$	mol/dm³

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

$$K_c = \frac{[H_2O]_{eb} \cdot [CO]_{eb}}{[CO_2]_{eb} \cdot [H_2]_{eb}} = \frac{(0{,}040 + x) \cdot (0{,}050 + x)}{(0{,}50 - x) \cdot (0{,}045 - x)} = 0{,}52$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado da dos soluciones. Una de ellas (–0,79) no es válida, ya que supondría la existencia de concentraciones negativas en el equilibrio. La otra solución es x = 0,025 mol/dm³. Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[CO_2]_{eb} = 0{,}475\ \text{mol/dm}^3$$

$$[H_2]_{eb} = 0{,}020\ \text{mol/dm}^3$$

$$[CO]_{eb} = 0{,}075\ \text{mol/dm}^3$$

$$[H_2O]_{eb} = 0{,}065\ \text{mol/dm}^3$$

5. Realiza los cálculos necesarios e indica el material y procedimiento a seguir para preparar:
   a) 250 cm³ de una disolución acuosa de cloruro de magnesio de concentración 0,12 mol/dm³, a partir del producto sólido.
   b) 100 cm³ de una disolución de cloruro de magnesio de concentración 0,012 mol/dm³ a partir de la disolución de cloruro de magnesio preparada en el apartado anterior.

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) m = 2,9 g $MgCl_2$; b) V = 10 cm³.

Solución:

Cálculos:
La concentración de la disolución comercial es:

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

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

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

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

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

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. a) Para el siguiente sistema en equilibrio: A(g) ⇄ 2 B(g), ΔH° = +20,0 kJ, justifica qué cambio experimentaría K_c si se elevara la temperatura de la reacción.
   b) Indica si el pH de una disolución de NH_4Cl será ácido, básico o neutro.

(P.A.U. Sep. 14)

Solución:

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

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

Para esta reacción endotérmica ($\Delta H^\circ > 0$), si $T_2 > T_1$:

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

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

$$K_2 > K_1$$

La constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura.

Solución:

b) Al disolverse en agua el cloruro de amonio produce:

$$NH_4Cl(aq) \longrightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Como el ion NH_4^+ procede del hidróxido de amonio NH_4OH que es una base débil, se comporta como un ácido relativamente fuerte frente al agua

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La concentración de iones oxonio en la disolución aumenta y el pH de la disolución será ácido.

2. Para cada uno de los siguientes pares de elementos, justifica si el compuesto binario que forman es iónico o covalente, indica la fórmula, el nombre y dos propiedades químicas del compuesto que formarían.
   a) B y F.
   b) K y Br.

(P.A.U. Sep. 14)

Solución:

a) El boro y el flúor formarán un compuesto covalente, el trifluoruro de boro BF_3.
La configuración electrónica del flúor es [He] $2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$
El flúor alcanzaría la disposición de un gas noble ganando un electrón: [He] $2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^2$ = [Ne]
La configuración electrónica del boro es [He] $2s^2\ 2p_x^1$
El boro tendría que perder los tres electrones del segundo nivel de energía. La energía necesaria para este proceso es demasiado elevada y la energía de la formación del un hipotético compuesto iónico $(B^{3+})(F^-)_3$ no la compensaría.
Es más rentable compartir cada uno de los tres electrones del boro, aunque tendría que gastar energía en pasar un electrón del orbital 2s al orbital $2p_y$, con el electrón desapareado de cada uno de los tres átomos de flúor.
El compuesto formado, BF_3, sería una excepción a la regla del octete, ya que el átomo de boro solo tendría tres pares de electrones. La molécula del BF_3 es plana triangular y apolar.
Los compuestos covalentes moleculares tienen bajos puntos de fusión y ebullición, (el BF_3 probablemente sea gaseoso a temperatura ambiente) y no suelen ser solubles en agua sino en disolventes apolares.

b) El bromo y el potasio formarán un compuesto iónico, el bromuro de potasio KBr.
La configuración electrónica del bromo es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p_x^2\ 4p_y^2\ 4p_z^1$.
El bromo alcanza la disposición de gas noble ganando un electrón: [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p_x^2\ 4p_y^2\ 4p_z^2$ = [Kr]
La configuración electrónica del potasio es [Ar] $4s^1$
El potasio alcanza la disposición de gas noble perdiendo el electrón $4s^1$. La energía de red asociada a la unión de los iones K^+ y Br^- compensaría con creces el gasto de sublimación y ionización del potasio y la vaporización y disociación de la molécula de bromo.
Los compuestos iónicos tienen altos puntos de fusión y ebullición, (el KBr es sólido a temperatura ambiente) y suelen ser solubles en agua (el KBr es bastante soluble en agua, ya que su energía de red es relativamente baja)

3. Considera que la gasolina está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol (CH_3CH_2OH). Con los siguientes datos:
   $\Delta H_f°(CO_2\ (g)) = -393{,}5\ kJ·mol^{-1}$; $\Delta H_f°(H_2O(l)) = -285{,}8\ kJ·mol^{-1}$; $\Delta H_c°(C_8H_{18}(l)) = -5445{,}3\ kJ·mol^{-1}$; $\Delta H_c°(CH_3CH_2OH(l)) = -1369{,}0\ kJ·mol^{-1}$.
   Densidad a 298 K del etanol = 0,79 $g·cm^{-3}$ y del octano = 0,70 $g·cm^{-3}$.
   a) Escribe la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcula la entalpía estándar de formación del etanol a 25 ℃.
   b) ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 L de gasolina?

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f°(CH_3CH_2OH) = -275{,}4$ kJ/mol; b) $V = 1{,}43\ dm^3\ CH_3CH_2OH$

Datos	***Cifras significativas: 3***
$C(grafito) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$	$\Delta H_f°(CO_2) = -393{,}5$ kJ/mol
$H_2(g) + ½\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$	$\Delta H_f°(H_2O) = -285{,}8$ kJ/mol

Datos	***Cifras significativas: 3***
$C_8H_{18}(l) + 25/2\ O_2(g) \longrightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(g)$	$\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}) = -5445{,}3$ kJ/mol
$CH_3CH_2OH(l) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$	$\Delta H_c^\circ(C_2H_6O) = -1369{,}0$ kJ/mol
Densidad del etanol C_8H_{18}	$\rho_e = 0{,}790$ g/cm³
Densidad del octano C_8H_{18}	$\rho_o = 0{,}700$ g/cm³
Volumen de gasolina	$V_o = 1{,}00$ dm³
Temperatura	$T = 25$ °C $= 298$ K
Masa molar: Octano	$M(C_8H_{18}) = 114$ g/mol
Etanol	$M(C_2H_6O) = 46{,}1$ g/mol
Incógnitas	
Entalpía de formación del etanol	$\Delta H_f^\circ(C_2H_6O)$
Volumen de bioetanol que libera la misma energía que 1 dm³ de gasolina	V
Otros símbolos	
Cantidad de sustancia (número de moles)	n
Ecuaciones	
Ley de Hess	$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$

Solución:

a) La ecuación de combustión del etanol es

$$CH_3CH_2OH(l) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

Por la ley de Hess,

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_6O) = 2\ \Delta H_f^\circ(CO_2) + 3\ \Delta H_f^\circ(H_2O) - (\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}) + \Delta H_f^\circ(O_2))$$

$$-1369{,}0\ \text{kJ/mol}\ C_2H_6O = (2\ [\text{mol}\ CO_2]\ (-393{,}5\ [\text{kJ/mol}\ CO_2] + 3\ [\text{mol}\ H_2O]\ (-285{,}8\ [\text{kJ/mol}\ H_2O])) - (1\ [\text{mol}\ C_2H_6O] \cdot \Delta H_f^\circ(C_2H_6O) + 3\ [\text{mol}\ O_2] \cdot 0)$$

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_6O(l)) = -275{,}4\ \text{kJ/mol}$$

b) Un (1,00) litro de gasolina son

$$n(C_8H_{18}) = 1{,}00\ \text{dm}^3\ \text{gasolina}\ \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{dm}^3}\ \frac{0{,}700\ \text{g gasolina}}{1\ \text{cm}^3\ \text{gasolina}}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114\ \text{g gasolina}} = 6{,}13\ \text{mol}\ C_8H_{18}$$

y al quemarse produce una energía de

$$Q = 6{,}13\ \text{mol}\ C_8H_{18}\ \frac{5445{,}3\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}} = 3{,}34 \cdot 10^4\ \text{kJ}$$

La cantidad de bioetanol que produciría esa energía sería

$$n(C_2H_5OH) = 3{,}34 \cdot 10^4\ \text{kJ}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{1369{,}0\ \text{kJ}} = 24{,}4\ \text{mol}\ C_2H_5OH$$

que ocuparían un volumen de

$$V(C_2H_5OH) = 24{,}4\ \text{mol}\ C_2H_5OH\ \frac{46{,}1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}\ \frac{1\ \text{cm}^3\ C_2H_5OH}{0{,}790\ \text{g}\ C_2H_5OH} = 1{,}43 \cdot 10^3\ \text{cm}^3 = 1{,}43\ \text{dm}^3\ C_2H_5OH$$

4. El hierro(II) puede ser oxidado por una disolución ácida de dicromato de potasio de acuerdo con la siguiente ecuación iónica: $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \xrightarrow{H^+} Cr^{3+} + Fe^{3+}$.

a) Ajusta la reacción iónica que tiene lugar por el método del ion-electrón.
b) Si se utilizan 26,0 cm³ de una disolución de dicromato de potasio de concentración 0,0250 mol/dm³ para valorar 25,0 cm³ de una disolución que contiene Fe^{2+}, ¿cuál es la concentración de la disolución de Fe^{2+}?

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ Fe^{2+} \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O$; b) $[Fe^{2+}] = 0{,}156$ mol/dm³

Datos	***Cifras significativas: 3***
Volumen de disolución de dicromato de potasio	$V_o = 26{,}0$ cm³
Concentración de la disolución de dicromato de potasio	$[K_2Cr_2O_7] = 0{,}0250$ mol/dm³
Volumen de disolución que contiene ion hierro(II)	$V_r = 25{,}0$ cm³
Incógnitas	
Concentración molar de la disolución que contiene ion hierro(II)	$[FeCl_2]$
Otros símbolos	
Cantidad de sustancia (número de moles)	n

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

Oxidación: $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

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

Multiplicando la primera semirreacción por 6 y sumando queda la reacción iónica ajustada:

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\ H^+(aq) + 6\ Fe^{2+}(aq) \longrightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 6\ Fe^{3+}(aq) + 7\ H_2O(l)$$

b) La cantidad de dicromato de potasio que hay en 26,0 cm³ de disolución de concentración 0,0250 mol/dm³ es:

$$n(K_2Cr_2O_7) = 26{,}0\ cm^3\ D\ K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\ dm^3}{10^3\ cm^3} \cdot \frac{0{,}025\ 0 mol\ K_2Cr_2O_7}{1\ dm^3\ D} = 6{,}50 \cdot 10^{-4} mol\ K_2Cr_2O_7$$

La concentración de iones dicromato es la misma:

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

$$[Cr_2O_7^{2-}] = [K_2Cr_2O_7]$$

De la estequiometría de la reacción, la cantidad de ion hierro(II) que se necesitará es:

$$n(Fe^{2+}) = 6{,}50 \cdot 10^{-4}\ mol\ Cr_2O_7^{2-}\ \frac{6\ mol\ Fe^{2+}}{1\ mol\ Cr_2O_7^{2-}} = 3{,}90 \cdot 10^{-3} mol\ Fe^{2+}$$

Al estar disueltos en 25,0 cm³, dan una concentración de:

$$[Fe^{2+}] = \frac{3{,}90 \cdot 10^{-3}\ mol\ Fe^{2+}}{0{,}025\ dm^3\ D} = 0{,}156\ mol\ Fe^{2+}/dm^3\ D$$

5. a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio de concentración 2,00 mol/dm³ que se gastará en la valoración de 10,0 cm³ de la disolución de ácido sulfúrico de concentración 1,08 mol/dm³.
b) Nombra el material y describe el procedimiento experimental para llevar a cabo la valoración anterior.

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) $V = 10{,}8$ cm³ D NaOH.

Solución:

a) La reacción ajustada es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Cálculos previos a la valoración: Para neutralizar 10,0 cm³ de H_2SO_4 de concentración 1,08 mol/dm³ se necesitarán:

$$V = 10{,}0\ cm^3\ D\ H_2SO_4\ \frac{1{,}08\ mol\ H_2SO_4}{1000\ cm^3\ D\ H_2SO_4}\ \frac{2\ mol\ NaOH}{1\ mol\ H_2SO_4}\ \frac{1000\ cm^3\ D\ NaOH}{2{,}00\ mol\ NaOH} = 10{,}8\ cm^3\ D\ NaOH$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 10 cm³ de disolución de H_2SO_4 y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm³. Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución permanecerá incolora. Se llena una bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH de concentración 2,00 mol/dm³ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 9 cm³ sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el contenido del erlenmeyer adquiera un color rosado. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. 11,2 cm³) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros 10 cm³ de H_2SO_4 con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 10,5 cm³). Ahora se deja caer el NaOH gota a gota mientras se rota el erlenmeyer, hasta que la fenolftaleína cambie de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.
Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 10 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.
La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.
La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.
El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

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