

SETEMBRO 2014

QUÍMICA

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

OPCIÓN A

- Indique razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - El enlace covalente se caracteriza por la transferencia de electrones entre los elementos que forman el enlace. Ponga un ejemplo.
 - 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.
- Los valores de K_a de dos ácidos monopróticos HA y HB son $1,2 \cdot 10^{-6}$ y $7,9 \cdot 10^{-9}$, respectivamente. Razone cuál de los dos ácidos es el más fuerte.
 - Para los siguientes átomos: cloro, sodio y neón, escriba la configuración electrónica y razone a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.
- El producto de solubilidad del PbBr_2 es $8,9 \cdot 10^{-6}$. Determine la solubilidad molar:
 - En agua pura.
 - En una disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,20 M considerando que esta sal está totalmente disociada.
- Considere el siguiente proceso en equilibrio a 686°C : $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Las concentraciones en equilibrio de las especies son: $[\text{CO}_2] = 0,086 \text{ M}$; $[\text{H}_2] = 0,045 \text{ M}$; $[\text{CO}] = 0,050 \text{ M}$ y $[\text{H}_2\text{O}] = 0,040 \text{ M}$.
 - Calcule K_c para la reacción a 686°C .
 - Si se añadiera CO_2 para aumentar su concentración a $0,50 \text{ mol/L}$, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez se hubiera restablecido el equilibrio?
- Realice los cálculos necesarios e indique el material y procedimiento a seguir para preparar:
 - 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de magnesio $0,12 \text{ M}$, a partir del producto sólido.
 - 100 mL de una disolución de cloruro de magnesio $0,012 \text{ M}$ a partir de la disolución de cloruro de magnesio preparada en el apartado anterior.

OPCIÓN B

- Para el siguiente sistema en equilibrio: $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{B}(\text{g})$, $\Delta H^\circ = +20,0 \text{ kJ}$, justifique qué cambio experimentaría K_c si se elevara la temperatura de la reacción.
 - Indique si el pH de una disolución de NH_4Cl será ácido, básico o neutro.
- 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.
 - B y F.
 - K y Br.
- Considere que la gasolina está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$). Con los sgtes. datos: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidad a 298 K del etanol = $0,79 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y del octano = $0,70 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.
 - Escriba la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcule la entalpía estándar de formación del etanol a 25°C .
 - ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 L de gasolina?
- El hierro(II) puede ser oxidado por una disolución ácida de dicromato de potasio de acuerdo con la siguiente ecuación iónica: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$.
 - Ajuste la reacción iónica que tiene lugar por el método del ion-electrón.
 - Si se utilizan 26,0 mL de una disolución de dicromato de potasio $0,0250 \text{ M}$ para valorar 25,0 mL de una disolución que contiene Fe^{2+} , ¿cuál es la concentración de la disolución de Fe^{2+} ?
- Escriba la reacción que tiene lugar y calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio $2,00 \text{ M}$ que se gastará en la valoración de 10,0 mL de la disolución de ácido sulfúrico $1,08 \text{ M}$.
 - 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:

- El enlace covalente se caracteriza por la transferencia de electrones entre los elementos que forman el enlace. Pon un ejemplo.
- 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: $[\text{He}] 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ 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: $:\ddot{\text{F}}:\ddot{\text{F}}:$

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 $[\text{He}] 2s^2$, 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 $[\text{He}] 2s^1 2p_x^1$

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: $:\ddot{\text{Cl}}:\text{Be}:\ddot{\text{Cl}}:$

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.)

- Los valores de K_a de dos ácidos monopróticos HA y HB son $1,2 \cdot 10^{-6}$ y $7,9 \cdot 10^{-9}$, respectivamente. Razona cuál de los dos ácidos es el más fuerte.
 - Para los siguientes átomos: cloro, sodio y neón, escribe la configuración electrónica y razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

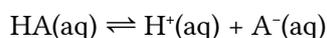
(P.A.U. Sep. 14)

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:



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	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	c_0		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada o formada	$\alpha \cdot c_0$	\rightarrow	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³
[X] _e	Concentración en el equilibrio	$c_0(1-\alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³

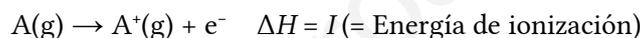
$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{(c_0 \cdot \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

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

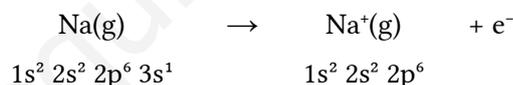
Solución:

- b) ¹⁷Cl: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵
¹¹Na: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹
¹⁰Ne: 1s² 2s² 2p⁶

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.



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.



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 PbBr₂ es 8,9·10⁻⁶. Determina la solubilidad molar:
a) En agua pura.
b) En una disolución de Pb(NO₃)₂ de concentración 0,20 mol/dm³ considerando que esta sal está totalmente disociada.

(P.A.U. Sep. 14)

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

Datos

Producto de solubilidad del PbBr₂

Concentración de la disolución del Pb(NO₃)₂

Incógnitas

Solubilidad (mol/dm³) del PbBr₂ en agua

Solubilidad (mol/dm³) del PbBr₂ en Pb(NO₃)₂ 0,2 mol/dm³

Cifras significativas: 2

$K_s = 8,9 \cdot 10^{-6}$

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

s_a

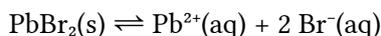
s_b

Ecuaciones

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

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es



		PbBr ₂	⇌	Pb ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	2 s	mol/dm ³

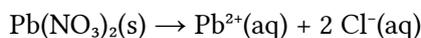
La constante de equilibrio K_s es:

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

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.



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

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	⇌	Pb ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0,20	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s _b	→	s _b	2 s _b	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			0,20 + s _b	2 s _b	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

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

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

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

4. Considera el siguiente proceso en equilibrio a 686 °C: $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$. Las concentraciones en equilibrio de las especies son:

$$[CO_2] = 0,086 \text{ mol/dm}^3; [H_2] = 0,045 \text{ mol/dm}^3; [CO] = 0,050 \text{ mol/dm}^3 \text{ y } [H_2O] = 0,040 \text{ mol/dm}^3.$$

a) Calcula K_c para la reacción a 686 °C.

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

Datos

Temperatura

Concentración en el equilibrio de H_2

Cifras significativas: 2

$$T = 686 \text{ °C} = 959 \text{ K}$$

$$[H_2]_e = 0,045 \text{ mol/dm}^3 \text{ H}_2$$

Datos

Concentración en el equilibrio de CO₂
 Concentración en el equilibrio de H₂O
 Concentración en el equilibrio de CO
 Concentración inicial de CO₂ en el apartado b)

Cifras significativas: 2

[CO₂]_e = 0,086 mol/dm³ CO₂
 [H₂O]_e = 0,040 mol/dm³ H₂O
 [CO]_e = 0,050 mol/dm³ CO
 [CO₂]₀ = 0,50 mol/dm³ CO₂

Incógnitas

Constante de equilibrio
 Concentraciones en el nuevo equilibrio

K_c
 [H₂]_{eb}, [CO₂]_{eb}, [H₂O]_{eb}, [CO]_{eb}

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X
 Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$[X] = n(X) / V$$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$$

Solución:

a) La constante de equilibrio K_c vale

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

b) Llamando x a las concentraciones en mol/dm³ de CO₂ que reaccionan desde que la concentración de CO₂ es 0,50 mol/dm³ hasta alcanzar el equilibrio, se puede escribir:

		CO ₂	H ₂	\rightleftharpoons	CO	H ₂ O	
Concentración inicial	[X] ₀	0,50	0,045		0,050	0,040	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	x	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _{eb}	0,50 - x	0,045 - x		0,050 + x	0,040 + x	mol/dm ³

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 $x = 0,025 \text{ mol/dm}^3$. 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:
- 250 cm³ de una disolución acuosa de cloruro de magnesio de concentración 0,12 mol/dm³, a partir del producto sólido.
 - 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) $m = 2,9 \text{ g MgCl}_2$; b) $V = 10 \text{ cm}^3$.

Solución:

Cálculos:

La concentración de la disolución comercial es:

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

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

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

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

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

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

- a) Para el siguiente sistema en equilibrio: $\text{A(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ B(g)}$, $\Delta H^\circ = +20,0 \text{ kJ}$, justifica qué cambio experimentarías 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 $T_2 > T_1$:

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

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

$$K_2 > K_1$$

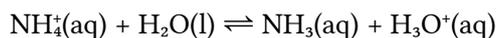
La constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura.

Solución:

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



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



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.
- B y F.
 - 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 $[\text{He}] 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

El flúor alcanzaría la disposición de un gas noble ganando un electrón: $[\text{He}] 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 = [\text{Ne}]$

La configuración electrónica del boro es $[\text{He}] 2s^2 2p_x^1$

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 $(\text{B}^{3+})(\text{F}^-)_3$ 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 $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^1$.

El bromo alcanza la disposición de gas noble ganando un electrón: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^2 = [\text{Kr}]$

La configuración electrónica del potasio es $[\text{Ar}] 4s^1$

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 ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$). Con los siguientes datos:

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; \Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1};$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

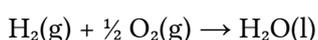
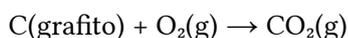
Densidad a 298 K del etanol = $0,79 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y del octano = $0,70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

- Escribe la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcula la entalpía estándar de formación del etanol a 25°C .
- ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 L de gasolina?

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = -275,4 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

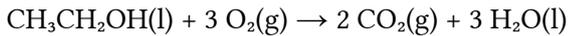
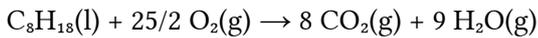
Datos



Cifras significativas: 3

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

Datos

Densidad del etanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Densidad del octano C_8H_{18}

Volumen de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Etanol

Incógnitas

Entalpía de formación del etanol

Volumen de bioetanol que libera la misma energía que 1 dm³ de gasolina

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Ley de Hess

Cifras significativas: 3

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\rho_e = 0,790 \text{ g/cm}^3$$

$$\rho_o = 0,700 \text{ g/cm}^3$$

$$V_o = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 46,1 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})$$

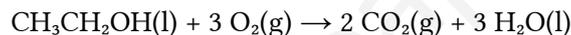
V

n

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

a) La ecuación de combustión del etanol es



Por la ley de Hess,

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) + \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-1369,0 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_5\text{O} = (2 [\text{mol CO}_2] (-393,5 [\text{kJ/mol CO}_2]) + 3 [\text{mol H}_2\text{O}] (-285,8 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}])) - (1 [\text{mol C}_2\text{H}_5\text{O}] \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) + 3 [\text{mol O}_2] \cdot 0)$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}(\text{l})) = -275,4 \text{ kJ/mol}$$

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

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 1,00 \text{ dm}^3 \text{ gasolina} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \frac{0,700 \text{ g gasolina}}{1 \text{ cm}^3 \text{ gasolina}} \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g gasolina}} = 6,13 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

y al quemarse produce una energía de

$$Q = 6,13 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \frac{5445,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

La cantidad de bioetanol que produciría esa energía sería

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1369,0 \text{ kJ}} = 24,4 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

que ocuparían un volumen de

$$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 24,4 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \frac{46,1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,790 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,43 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

4. El hierro(II) puede ser oxidado por una disolución ácida de dicromato de potasio de acuerdo con la siguiente ecuación iónica: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$.

- 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 Fe²⁺, ¿cuál es la concentración de la disolución de Fe²⁺?

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 6 \text{Fe}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$; b) $[\text{Fe}^{2+}] = 0,156 \text{ mol/dm}^3$

Datos

Volumen de disolución de dicromato de potasio
 Concentración de la disolución de dicromato de potasio
 Volumen de disolución que contiene ion hierro(II)

Cifras significativas: 3

$V_0 = 26,0 \text{ cm}^3$
 $[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 0,0250 \text{ mol/dm}^3$
 $V_r = 25,0 \text{ cm}^3$

Incógnitas

Concentración molar de la disolución que contiene ion hierro(II)

$[\text{FeCl}_2]$

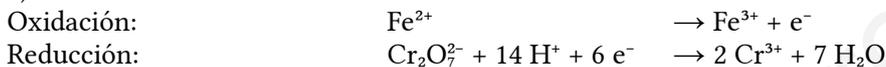
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

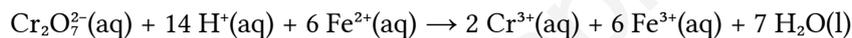
n

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



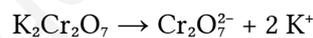
Multiplicando la primera semirreacción por 6 y sumando queda la reacción iónica ajustada:



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

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 26,0 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,0250 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 6,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

La concentración de iones dicromato es la misma:



$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$$

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

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 6,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{6 \text{ mol } \text{Fe}^{2+}}{1 \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 3,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{Fe}^{2+}$$

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

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

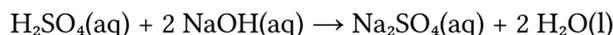
5. a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio de concentración 2,00 mol/dm³ que se gastará en la valoración de 10,0 cm³ de la disolución de ácido sulfúrico de concentración 1,08 mol/dm³.
 b) Nombra el material y describe el procedimiento experimental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

(P.A.U. Sep. 14)

Rta.: a) $V = 10,8 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{NaOH}$.

Solución:

a) La reacción ajustada es:



Cálculos previos a la valoración: Para neutralizar 10,0 cm³ de H₂SO₄ de concentración 1,08 mol/dm³ se necesitarán:

$$V = 10,0 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4 \frac{1,08 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4} \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{2,00 \text{ mol NaOH}} = 10,8 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 10 cm³ de disolución de H₂SO₄ 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 H₂SO₄ 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