UNIVERSIDADES ARAGONESAS / P.A.U. – LOGSE – JUNIO 2001 / ENUNCIADOS

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de número atómico más bajo que tenga:
a) Un electrón d; b) Dos electrones p; c) Diez electrones d; d) Un orbital s completo.

CUESTIÓN 2.- a) Representa las estructuras de Lewis para cada uno de los compuestos: SiH_4, BCl_3 y $CHCl_3$. b) Indica la geometría de dichas especies utilizando el método de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.

CUESTIÓN 3.- Explica razonadamente si son ciertas o no las siguientes afirmaciones :

a) El número de oxidación del cloro en el ClO_3^- es –1.
b) Un elemento se reduce cuando su número de oxidación cambia de menos a más negativo.
c) Una especie se oxida cuando gana electrones.

PROBLEMA 1.- Se preparan 100 mL de una disolución de amoníaco diluyendo con agua 2 mL de amoníaco del 30 % en peso y de densidad 0,894 g · mL^{-1}. Calcula:

a) La concentración de la disolución diluida. b) El pH de la disolución.

DATOS: $A_r(N) = 14$ u; $A_r(H) = 1$ u; $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Resultado: a) $[NH_3] = 0,316$ moles · L^{-1}; b) pH = 11,38.

PROBLEMA 2.- Los calores de combustión del metano, CH_4, y butano, C_4H_{10}, son – 890 kJ · mol^{-1} y – 2876 kJ · mol^{-1}.

a) ¿Cuál generará más calor para la misma masa de gas, el metano o el butano? ¿Y para el mismo volumen de gas?
b) Calcula la diferencia de calor desprendido al quemar 10 gramos de cada uno de los gases, así como la diferencia al quemar 10 litros de cada uno (medidos a 0 ºC y 1 atm).

DATOS: $A_r(C) = 12$ u; $A_r(H) = 1$ u.

Resultado: a) Misma masa: CH_4 = – 55,625 kJ · g^{-1}; C_4H_{10} = – 49,59 kJ · g^{-1}
Mismo volumen: CH_4 = –39,73 kJ · L^{-1}; C_4H_{10} = – 128,39 kJ · L^{-1}
b) – 60,35 kJ · g^{-1} en favor del metano; – 886,6 kJ · L^{-1} en favor del butano.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Se dispone de dos disoluciones de la misma concentración. Una contiene hidróxido de sodio y la otra amoníaco. Indica razonando la respuesta cuál de las dos tendrá un pH más alto.

CUESTIÓN 2.- Explica las diferencias entre solubilidades, puntos de fusión y conductividades de las sustancias: aluminio, dióxido de azufre y cloruro de potasio, basándote en el tipo de enlace que presentan.

CUESTIÓN 3.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. b) $1s^2\ 2s^1$. c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$. f) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

Agrúpalas de tal manera que, en cada grupo que proponga, los elementos que representan las configuraciones tengan propiedades químicas similares. Para cada grupo propuesto explica alguna de estas propiedades.

PROBLEMA 1.- El ácido fórmico está ionizado en un 3,2 % en una disolución 0,2 M. Calcula:

a) La constante de disociación de dicho ácido.
b) El porcentaje de ionización de una disolución 0,1 M de dicho ácido.

Resultado: a) $K_a = 2,1 \cdot 10^{-4}$; b) $\alpha = 4,58$ %.

PROBLEMA 2.- El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida los iones cloruro hasta cloro reduciéndose a sal de cromo (III).

a) ajusta por el método ión-electrón la ecuación iónica que representa el proceso anterior.
b) Calcula cuántos litros de cloro, medidos a 20 º C y 1,5 atm, se pueden obtener si 20 mL de dicromato de potasio 0,2 M reaccionan con un exceso de cloruro de potasio en medio ácido.

DATO: R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}. **Resultado: b) V = 0,19 L.**

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de peso atómico más bajo que tenga:
a) Un electrón d; b) Dos electrones p; c) Diez electrones d; d) Un orbital s completo.

Solución:

a) El escandio, Sc, de número atómico 21 y configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$.

b) El carbono, C, de número atómico 6 y configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$.

c) El cinc, Zn, de número atómico 30 y configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$.

d) El helio, He, de número atómico 2 y configuración electrónica: $1s^2$.

CUESTIÓN 2.- a) Representa las estructuras de Lewis para cada uno de los compuestos: SiH_4, BCl_3 y $CHCl_3$. b) Indica la geometría de dichas especies utilizando el método de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.

Solución:

a) La configuración electrónica del último nivel en los átomos de silicio, boro, carbono, cloro e hidrógeno son:
$Si \rightarrow 3s^2\ 3p^2$; $B \rightarrow 2s^2\ 2p^1$; $C \rightarrow 2s^2\ 2p^2$; $Cl \rightarrow 3s^2\ 3p^5$; $H \rightarrow 1s^1$

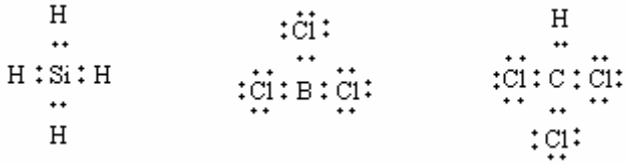
Para escribir las estructuras de Lewis de las sustancias se determinan, para cada una de ellas, los números de electrones que necesitan cada átomo para alcanzar estructura de gas noble **n**, los electrones de valencia **v**, los electrones de enlace o compartidos **c** y los electrones solitarios o no compartidos **s**.

Para la molécula de SiH_4, **n** = 16 electrones (8 de los cuatro H y 8 del Si); **v** = 8 electrones (4 de los cuatro H y 4 del Si); **c** = n **–** v = 16 – 8 = 8 electrones (4 pares compartidos); **s** = v – c = 8 – 8 = 0.

Para la molécula de BCl_3, **n** = 30 electrones (6 del B, octeto incompleto, y 24 de los Cl); **v** = 24 electrones (21 de los tres Cl y 3 del B); **c** = n **–** v = 30 – 24 = 6 electrones (3 pares compartidos); **s** = v – c = 24 – 6 = 18 electrones (9 pares libres).

Para la molécula de $CHCl_3$, **n** = 34 electrones (2 del H, 8 del C y 24 de los tres Cl); **v** = 26 electrones (1 del H, 4 del C y 21 de los tres Cl); **c** = n **–** v = 34 – 26 = 8 electrones (4 pares compartidos); **s** = v – c = 26 – 8 = 18 electrones (9 pares libres).

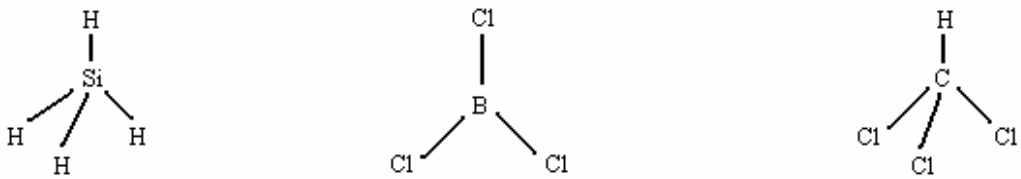
Las estructuras de Lewis de estas sustancias son:



b) La teoría de RPECV dice que los pares de electrones compartidos y libres, se orientan en el espacio alejándose entre sí lo suficiente, para conseguir que las repulsiones electrostáticas entre ellos sean mínimas. De la orientación adquirida depende la geometría de la molécula.
Al no poseer ninguna de las moléculas pares de electrones libres, la geometría de cada una de ellas es:

SiH_4 tetraédrica regular; BCl_3 plana triangular y $CHCl_3$ tetraédrica distorsionada debido a que los tres enlaces C — Cl son distintos al enlace C — H.

Tetraédrica regular SiH_4 | Plana triangular BCl_3 | Tetraédrica distorsionada $CHCl_3$



PROBLEMA 1.- Se preparan 100 mL de una disolución de amoníaco diluyendo con agua 2 mL de amoníaco del 30 % en peso y de densidad 0,894 g/mL. Calcula:

a) La concentración de la disolución diluida. b) El pH de la disolución.

DATOS: A_r (N) = 14 u; A_r (H) = 1 u; $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

M (NH_3) = 17 g · mol^{-1}.

a) La disolución de partida de amoníaco tiene una concentración molar:

$$0,894 \frac{\cancel{g\ disolución}}{\cancel{mL\ disolución}} \cdot \frac{1000\ \cancel{mL\ disolución}}{L\ disolución} \cdot \frac{30\ \cancel{g\ NH_3}}{100\ \cancel{g\ disolución}} \cdot \frac{1\ mol\ NH_3}{17\ \cancel{g\ NH_3}} = 15,78\ M.$$

Los moles contenidos en 2 mL de esta disolución son:

n (NH_3) = M · V = 15,78 moles $\cancel{L}^{-1}$ · 0,002 $\cancel{L}$ = 0,0316 moles, que al diluirlos hasta 100 mL forma una disolución de concentración: $M = \frac{n\ (moles)}{V\ (L)} = \frac{0,0316\ moles}{0,1\ L} = 0,316\ moles \cdot L^{-1}\ (M)$.

b) Para calcular el pH hay que conocer la concentración de iones OH^-. Llamando "x" a la concentración de base que se disocia, las concentraciones en el equilibrio de las distintas especies que lo forman son:

	NH_3 (aq) + H_2O (l)	⇆	NH_4^+ (aq)	+	OH^- (aq)
Concentración en el equilibrio:	0,316 – x		x		x

Que sustituidas en la constante básica, K_b, del amoníaco, despreciando x en el denominador por ser muy inferior a 0,316, sale para el valor de x:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,316 - x} \Rightarrow x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,316} = 2,38 \cdot 10^{-3}\ M.$$

Esta concentración de iones OH^- permite determinar el pOH de la disolución, que restado de 14 proporciona el pH de la misma: pOH = – log [OH^-] = – log 2,38 ·10^{-3} = 3 – log 2,38 = 3 – 0,38 = 2,62, y el pH: pH = 14 – pOH = 14 – 2,62 = 11,38.

Resultado: a) [NH_3] = 0,316 moles · L^{-1}; b) pH = 11,38.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Se dispone de dos disoluciones de la misma concentración. Una contiene hidróxido de sodio y otra amoníaco. Indica razonando la respuesta cuál de las dos tendrá un pH más alto.

Solución:

La disolución de hidróxido de sodio, por ser una base muy fuerte, se encuentra totalmente disociada, siendo la concentración de iones OH^- la misma que la de la disolución. Por el contrario, la disolución de amoníaco, base mucho más débil, se encuentra parcialmente disociada, siendo la concentración de iones OH^- menor que la de su base y, por tanto, menor que la procedente del hidróxido de sodio.

Esta diferencia de concentraciones hace que el pOH del hidróxido de sodio, sea menor que el correspondiente al amoníaco, y como pH = 14 – pOH, el pH del NaOH es mayor que el del NH_3.

También puede establecerse la diferencia entre los pH de las disoluciones NaOH y NH_3, a partir del análisis de los valores de la concentración de iones H_3O^+ de ambas disoluciones. La concentración de H_3O^+ de cada disolución es: [H_3O^+] = $\frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$, y como el valor de la concentración de iones OH^- de la disolución NaOH es mayor que la de NH_3, es fácil deducir que la concentración de iones H_3O^+ es menor para la disolución NaOH que para la de NH_3, correspondiendo, por tanto, un pH más elevado a la disolución de NaOH que a la de NH_3.

CUESTIÓN 2.- Explica las diferencias entre solubilidades, puntos de fusión y conductividades de las sustancias: aluminio, dióxido de azufre y cloruro de potasio, basándote en el tipo de enlace que presentan.

Solución:

Solubilidad:

En el aluminio los átomos se unen por un enlace metálico formando una red cristalina ausente de iones, por lo que los dipolos acuosos son incapaces de provocar su solubilidad.

El dióxido de azufre, SO_2, está formado por moléculas covalentes polarizadas, razón por la cual presenta cierta solubilidad en agua.

El cloruro de potasio, KCl, es un compuesto iónico que forma una red cristalina constituida por los iones Cl^- y K^+, con los cuales interaccionan los dipolos del agua hasta que rompen la red iónica, pasando los iones a la disolución hidratados.

Puntos de fusión:

Debido al enlace que unen sus átomos, el aluminio presenta un punto de fusión elevado.

En el dióxido de azufre, al estar las moléculas unidas por fuerzas dipolares (de Van der Waals) no muy intensas, su punto de fusión es bajo.

El cloruro de potasio presenta intensas fuerzas atractivas (energía reticular) que mantienen los iones en la red, por lo que su punto de fusión es muy elevado.

Conductividad eléctrica:

El aluminio presenta bandas de valencia con electrones solapadas con bandas vacías, lo que facilita el movimiento de los mismos a través del metal cuando se aplica a éste un campo eléctrico.

El dióxido de azufre no es conductor de la electricidad por carecer de electrones móviles en su molécula, pues los existentes están fijos formando enlace covalente, o en sus orbitales atómicos.

El cloruro de potasio sólido no es conductor de la electricidad por estar los iones fijos en la red cristalina. En disolución, al quedar los iones libres, son buenos conductores de la electricidad.

PROBLEMA 2.- El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida los iones cloruro hasta cloro reduciéndose a sal de cromo (III).

a) ajusta por el método ión-electrón la ecuación iónica que representa el proceso anterior.

b) Calcula cuántos litros de cloro, medidos a 20 ºC y 1,5 atm, se pueden obtener si 20 mL de dicromato de potasio 0,2 M reaccionan con un exceso de cloruro de potasio en medio ácido.

DATO: R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}.

Solución:

a) La ecuación iónica es: $Cl^- + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cl_2 + Cr^{3+}$.

Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:

Oxidación: $2\,Cl^- - 2\,e^- \rightarrow Cl_2$

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

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 y sumándolas para eliminar los electrones intercambiados, se obtiene la reacción iónica ajustada:

Oxidación: $6\,Cl^- - 6\,e^- \rightarrow 3\,Cl_2$

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

$$6\,Cl^- + Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ \rightarrow 3\,Cl_2 + 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O.$$

b) Los moles de dicromato contenidos en los 20 ml de disolución 0,2 M son:

n = M · V = 0,2 moles $\cancel{L}^{-1} \cdot 0{,}02\,\cancel{L}$ = 0,004 moles, y como de la estequiometría de la reacción se deduce que 1 mol de $Cr_2O_7^{2-}$ producen 3 moles de Cl_2, los 0,004 moles de $Cr_2O_7^{2-}$ producirán:

$$0{,}004\,\cancel{moles\ Cr_2O_7^{2-}} \cdot \frac{3\ moles\ Cl_2}{1\,\cancel{mol\ Cr_2O_7^{2-}}} = 0{,}012\ moles\ Cl_2$$, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales, en las condiciones dadas, se obtiene el volumen de cloro desprendido, después de despejarlo y operar: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0{,}012\,\cancel{moles} \cdot 0{,}082\,\cancel{atm} \cdot L\,\cancel{mol^{-1}} \cdot \cancel{K^{-1}} \cdot 293\,\cancel{K}}{1{,}5\,\cancel{atm}} = 0{,}19\ L.$

Resultado: b) V = 0,19 L.