

ANDALUCIA

A1.- Formula o nombra los siguientes compuestos:

- a) Óxido de vanadio (V); b) Hidruro de plomo (IV); c) N-N-dimetiletanamida; d) Co(OH)_2 ; e) $\text{Sn(ClO}_3)_2$; f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCOOH}$.

Solución:

- a) V_2O_5 ; b) PbH_4 ; c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{N(CH}_3)_2$; d) Hidróxido de cobalto (II); e) Clorato de estaño (II); f) Ácido 2-hidroxibutanoico.

A2.- Formula o nombra los siguientes compuestos:

- a) Peróxido de rubidio; b) Hidrogenocarbonato de sodio; c) Ciclohexanona; d) O_3Cl_2 ; e) H_2SO_3 ; f) $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$.

Solución:

- a) Rb_2O_2 ; b) NaHCO_3 ; c) $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}$; d) Dicloruro de oxígeno; e) Ácido sulfuroso; f) Metanoato de etilo.

B1.- Dadas las configuraciones electrónicas: A = $1s^2 2s^2 2p^5$; B = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$; y C = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

- a) Justifica el grupo y período de los elementos A y B.
b) Explica el carácter metálico o no metálico de los elementos A y C.
c) Indica los iones más estables de los elementos A y C, y escribe sus correspondientes configuraciones electrónicas.

Solución:

a) El período de un elemento en la tabla periódica lo determina el valor del número cuántico principal **n** de la última capa, mientras que el grupo lo determina el número de electrones del orbital s o s más 10 más el orbital p.

Para el elemento A, su período es el 2, **n = 2**, y su grupo el 17, **s (2) + 10 + 5 p**, mientras que para el elemento B, su período es el 4 y su grupo el 2.

b) El carácter metálico de un elemento es la tendencia del mismo a ceder electrones, mientras que el carácter no metálico es su tendencia a aceptarlos.

En los períodos este carácter disminuye al avanzar en él, pues al aumentar la carga nuclear crece la tendencia a aceptar electrones y no a cederlos, mientras que en los grupos, crece al aumentar la carga nuclear ya que al retirarse la última capa del núcleo del átomo, los electrones son menos fuertemente retenidos y es más fácil su cesión.

El elemento A es el menos metálico por encontrarse muy a la derecha de su período, mientras que el C, al encontrarse en el período 3, grupo 2, es el de mayor carácter metálico.

c) El elemento A, no metal, al faltarle un electrón para adquirir configuración electrónica de gas noble, acepta un electrón para conseguirlo, formando el anión A^- ; por el contrario, el elemento C, un metal, tiene tendencia a ceder sus electrones de valencia para adquirir configuración electrónica de gas noble, formando el catión C^{2+} . Sus configuraciones electrónicas son: A = $1s^2 2s^2 2p^6$ y C = $1s^2 2s^2 2p^6$.

B2.- Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) En una reacción entre gases del tipo: $\text{A (g)} + 2 \text{B (g)} \leftrightarrow 2 \text{C (g)}$, los valores de K_p y K_c son iguales.

b) Para una reacción endotérmica en equilibrio, se produce un incremento de la cantidad de producto al aumentar la temperatura.

c) Cuando una mezcla de reacción alcanza el equilibrio la formación de producto se detiene.

Solución:

a) La expresión que relaciona las dos constantes de equilibrio es: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, siendo Δn la diferencia de moles gaseosos entre la suma de moles de los productos de reacción y la suma de moles de

los reactivos, es decir, $\Delta n = 2 - 3 = -1$ mol, por lo que: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{-1} = \frac{K_c}{(R \cdot T)}$, lo que pone de manifiesto que las constantes K_p y K_c no son iguales, sino distintas.

b) Verdadera. Al elevar la temperatura, suministrar calor, el equilibrio evoluciona en el sentido en el que se produce absorción de calor, es decir, hacia el sentido endotérmico de la reacción. Por tratarse de una reacción endotérmica, un aumento de la temperatura hace crecer la cantidad del producto C.

c) Falsa. El equilibrio que se establece en una reacción química es dinámico, lo que significa que constantemente están reaccionando reactivos para formar productos de reacción y reaccionando los productos de reacción para formar reactivos. Al realizarse ambos procesos a la misma velocidad no es observable la variación de concentración en las sustancias reaccionantes y de productos de reacción.

B3.- Responde a las siguientes cuestiones de manera razonada:

a) Dados los compuestos CaF_2 y CO_2 , identifica el tipo de enlace que predomina en cada uno de ellos.

b) Ordena los compuestos CaF_2 , CO_2 y H_2O de menor a mayor punto de ebullición.

c) De los compuestos NaF , KF y LiF ¿cuál tiene mayor energía reticular?

Solución:

a) El compuesto CaF_2 se encuentra constituido por un átomo de un elemento metálico y otros átomos de un elemento no metálico, lo que pone de manifiesto que el enlace que los une es el iónico. El compuesto CO_2 se encuentra constituido por átomos no metálicos, siendo el enlace covalente el que los une.

b) El punto de ebullición es la temperatura a la que un líquido pasa al estado gaseoso. Esto se debe a que el suministro de calor hace que la energía de agitación de las moléculas del compuesto supere las fuerzas intermoleculares de las mismas en el estado líquido. Mientras mayor sea las fuerzas intermoleculares, mayor es el punto de ebullición de la sustancia.

En el compuesto CaF_2 , enlace iónico, su punto de ebullición es muy elevado debido a las intensas fuerzas atractivas entre los iones, mientras que, en el compuesto CO_2 , covalente, las moléculas se encuentran unidas por débiles fuerzas de Van der Waals, por lo que su punto de ebullición es muy bajo; el compuesto agua, H_2O , a pesar de ser un compuesto covalente, sus moléculas polares se unen entre sí por enlaces de hidrógeno, lo que hace que su punto de ebullición sea alto, pero menos elevado que el de los compuestos iónicos. Luego, el orden creciente del punto de ebullición de los compuestos propuestos es: $\text{CO}_2 < \text{H}_2\text{O} < \text{CaF}_2$.

c) La energía reticular es la que proporciona estabilidad a los compuestos iónicos; depende de la carga de los iones que la forman y del radio iónico de los mismos. Al tener los iones positivos la misma carga y ser el mismo ión negativo el que forma los compuestos, la carga no influye en la energía reticular, pero sí el radio iónico de los cationes, que crecen con el número atómico de los mismos, y al ser el catión potasio el de mayor radio iónico, el compuesto KF es el que presenta, por ser la energía reticular negativa, un mayor valor de la misma.

B4.- Dados los elementos F, Cl y Al, indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El Cl es el elemento que tiene menor energía de ionización.

b) El Al es el elemento que tiene mayor afinidad electrónica.

c) El F es el elemento que tiene menor radio atómico.

Solución:

a) Falso. Potencial o energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión monopositivo en el mismo estado gaseoso y fundamental. En los períodos esta propiedad aumenta al avanzar en él debido a que el electrón más externos, por situarse en el mismo nivel energético y aumentar la carga nuclear del átomo, es más fuertemente atraído por el núcleo y se necesita aplicar más cantidad de energía para arrancarlo; mientras que en los grupos disminuye al bajar en ellos debido a que el electrón más externos, al ir situándose en niveles energéticos cada vez más alejado del núcleo, es más débilmente atraído por él y se necesita aplicar menos cantidad de energía para arrancarlo. Luego, el Cl, no es el elemento de menor potencial de ionización, pues se encuentra en el mismo grupo del flúor y debajo de éste, mientras que el Al, metal, al encontrarse en el mismo período que el Cl, pero más a la izquierda,

tiene un menor potencial o energía de ionización que el Cl. El orden creciente del PI o EI de los elementos es: $\text{Al} < \text{Cl} < \text{F}$.

b) Falsa. Afinidad electrónica es la energía que se necesita o se desprende cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, acepta un electrón en su nivel más externo, para convertirse en un anión gaseoso en su estado electrónico fundamental.

Al igual que la E.I., la afinidad electrónica crece al avanzar en un período y disminuye al bajar en un grupo, por lo que el Al no es el elemento de mayor afinidad electrónica, sino el de menor. El orden creciente de esta propiedad es: $\text{Al} < \text{Cl} < \text{F}$.

c) Verdadera. El radio de los átomos disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha. Ello se debe a que al aumentar la carga nuclear y situarse el electrón diferenciador (electrón demás que tiene un átomo respecto al anterior en el período) en el mismo nivel energético, aumenta la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador, lo que provoca una contracción del volumen del átomo y, por ello, una disminución del radio atómico.

El radio de los átomos aumenta al bajar en los grupos. Ello se debe a que aunque aumente la carga nuclear, el electrón diferenciador se sitúa en niveles cada vez más alejado del núcleo, y por ello, la fuerza atractiva núcleo-electrón va haciéndose cada vez menor, lo que provoca un aumento del volumen del átomo y, por ello, un crecimiento del radio atómico.

Luego, como el F se encuentra casi al final del 2 período y al principio de su grupo, es el de menor radio atómico.

B5.- Justifica si el valor de pH aumenta o disminuye cuando:

a) Se añade CH_3COONa a una disolución de CH_3COOH .

b) Se añade HCl a una disolución de NaCl .

c) Se añade 10 mL de KOH 0,1 M a 20 mL de disolución 0,1 M de HNO_3 .

Solución:

a) El CH_3COOH es un ácido débil, por lo que su disolución presenta un débil carácter ácido, es decir, su $\text{pH} < 7$, y si a esta disolución se adiciona la sal CH_3COONa , se aporta a la disolución el anión acetato, CH_3COO^- , por lo que, debido al efecto del ión común, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, hacia la formación del ácido CH_3COOH , disminuyendo la concentración de iones oxonios, H_3O^+ , y por ello, la acidez y pH de la disolución.

b) La sal NaCl se encuentra totalmente ionizada en disolución, y los iones Na^+ y Cl^- , ácido y base conjugadas muy débiles de base NaOH y ácido HCl , muy fuerte, no se hidrolizan, siendo 7, el pH de la misma, y al adicionarle ácido clorhídrico, HCl , muy fuerte, la disolución adquiere carácter ácido, es decir, su pH se incrementa.

c) Se produce la reacción de neutralización $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, y conociendo la sustancia que se encuentra en exceso, si la neutralización no es completa, se determina el valor del pH de la disolución.

La estequiometría de la reacción indica que 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de base, por lo que determinando los moles de ácido y base que se mezclan se conoce el reactivo en exceso y, por ello, el pH de la disolución resultante.

Moles de ácido, $n(\text{HNO}_3) = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,002 \text{ moles}$;

Moles de base: $n'(\text{KOH}) = M' \cdot V' = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,001 \text{ moles}$.

Existen 0,001 moles de ácido nítrico en exceso disueltos en un volumen total de 30 mL, siendo

su concentración $[\text{HNO}_3] = \frac{0,001 \text{ moles}}{0,030 \text{ L}} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, correspondiendo a la disolución el pH:

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,00003 = 4,5$. El pH disminuye al adicionar la base.

Resultado: a) Disminuye; b) Aumenta; c) Disminuye.

B6.- Escribe y ajusta las siguientes reacciones e indica el tipo al que pertenece:

a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Br}_2$ (luz) $\rightarrow$

b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ (H_2SO_4 Δ) $\rightarrow$

c) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl}$ $\rightarrow$

Solución:

a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Br}_2$ (luz) $\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHBrCH}_3 + \text{HBr}$. Halogenación.

b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ (H_2SO_4) $\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ Deshidratación

c) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHClCH}_3$. Reacción de adición a un doble enlace.

C1.- En un recipiente de 2 L se introducen 4,9 g de CuO y se calienta a 1.025 ° C, alcanzándose el siguiente equilibrio: $4 \text{ CuO (s)} \leftrightarrow 2 \text{ Cu}_2\text{O (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$. Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcula:

a) Los moles de O_2 que se han formado y la masa de CuO que queda sin descomponer.

b) Las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $A_r(\text{Cu}) = 63,5 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) Al ser el O_2 la única sustancia gaseosa en el equilibrio, la presión total en el equilibrio es también la presión parcial del oxígeno, y despejando de la ecuación de estado de los gases ideales los moles, sustituyendo las variables por sus valores y operando se obtienen los moles de oxígeno en el equilibrio:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,5 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.298 \text{ K}} = 0,0094 \text{ moles.}$$

Los moles de CuO introducidos en el reactor son $\frac{4,9 \text{ g}}{79,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,062 \text{ moles}$, y como 4 moles

de CuO producen 1 mol de O_2 , los moles de CuO que han reaccionado son:

$$\frac{0,0094 \text{ moles } \text{O}_2 \cdot 4 \text{ moles CuO}}{1 \text{ mol } \text{O}_2} = 0,0376 \text{ moles, quedando sin reaccionar:}$$

$0,062 \text{ moles} - 0,0376 \text{ moles} = 0,0244 \text{ moles}$, a los que corresponden la masa:

$$0,0244 \text{ moles} \cdot 79,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,94 \text{ g.}$$

b) Llevando la presión parcial del oxígeno a la expresión de la constante de equilibrio y operando se obtiene su valor: $K_p = P_{(\text{O}_2)} = 0,5 = 0,5$.

De la relación entre las constantes de equilibrio se determina el valor de la desconocida: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, siendo Δn la diferencia entre la suma de moles gaseosos de los productos y la suma de moles gaseosos de los reactivos, siendo en este caso: $\Delta n = 1$, de donde, $K_c = \frac{K_p}{R \cdot T} = \frac{0,5}{0,082 \cdot 1.298} = 4,7 \cdot 10^{-3}$.

Resultado: a) 0,0094 moles; 1,94 g CuO sin descomponer; b) $K_p = 0,5$; $K_c = 4,7 \cdot 10^{-3}$.

C2.- Basándote en las reacciones químicas correspondientes, calcula:

a) El producto de solubilidad del CaCO_3 , sabiendo que 100 mL de disolución saturada en agua de dicha sal contiene $6,93 \cdot 10^{-6}$ moles de Ca^{2+} .

b) La masa que quedará en el fondo de un recipiente que contiene 250 mL de disolución acuosa saturada de Ag_2SO_4 al evaporar el agua de la disolución.

Datos: $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 7,7 \cdot 10^{-5}$; $A_r(\text{Ag}) = 107,9 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) El equilibrio de ionización del carbonato de calcio es: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+}$.

Siendo S la solubilidad del carbonato de calcio es también S la solubilidad de los iones CO_3^{2-} y Ca^{2+} , siendo el producto de solubilidad: $K_{ps} = [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{Ca}^{2+}] = S \cdot S = S^2$;

$$\text{La solubilidad de la sal es: } S = \frac{6,93 \cdot 10^{-6} \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ M, luego, el producto de}$$

$$\text{solubilidad de la sal es: } K_{ps} = S^2 = (6,93 \cdot 10^{-5})^2 = 4,8 \cdot 10^{-9}.$$

b) El equilibrio de ionización del sulfato de plata es: $\text{Ag}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{ Ag}^+$.

La solubilidad de la sal es la de los iones sulfato, S, mientras que la solubilidad de los iones plata es 2S, luego, el producto de solubilidad de la sal es:

$$K_{ps} = [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{Ag}^+]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3, \text{ de donde, } S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{7,7 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0,0268 \text{ M.}$$

Los moles de sal contenidos en los 250 mL de disolución son:

$$n(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = M \cdot V = 0,0268 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,0067 \text{ moles, cuya masa es:}$$
$$0,0067 \text{ moles} \cdot 311,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,1 \text{ g.}$$

Resultado: a) $K_{ps} = 4,8 \cdot 10^{-9}$; b) 2,1 g Ag_2SO_4 queda el fondo.

C3.- La etiqueta de una botella de HNO_3 indica que la densidad es $1,014 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ y la riqueza en masa es 2,42 %. Calcula:

a) La molaridad y el pH de la disolución de HNO_3 .

b) El volumen de $Ba(OH)_2$ 0,1 M necesario para neutralizar 10 mL de ácido.

Datos: $A_r(N) = 14 \text{ u}$; $A_r(O) = 16 \text{ u}$; $A_r(H) = 1 \text{ u}$.

Solución:

a) La disolución de partida de ácido nítrico tiene una concentración molar:

$$1,014 \frac{\text{g disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{2,42 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63 \text{ g } HNO_3} = 3,89 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

Por tratarse de un ácido muy fuerte, la concentración de iones oxonios es la misma que la del ácido, es decir, $[H_3O^+] = 3,89 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, siendo el pH de la disolución:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 3,89 \cdot 10^{-4} = 3,41.$$

b) La reacción de neutralización que se produce es:

$Ba(OH)_2 + 2 HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$, cuya estequiometría indica que 1 mol de base reacciona con 2 moles de ácido, y como en los 10 mL de disolución del ácido hay:

Moles de ácido = $M \cdot V = 0,00039 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,0000039 \text{ moles}$, los moles de base que reaccionan son la mitad de los moles de ácido, 0,00000195 moles. Luego, el volumen que ocupan es:

$$V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,00000195 \text{ moles}}{0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0000195 \text{ L.}$$

Resultado: a) $[HNO_3] = 3,89 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; $\text{pH} = 3,41$; b) $V(Ba(OH)_2) = 1,95 \cdot 10^{-5} \text{ L}$.

C4.- El carbono reacciona con ácido nítrico concentrado produciéndose dióxido de carbono, dióxido de nitrógeno y agua. $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$.

a) Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.

b) Calcula el volumen de CO_2 , medido a 25°C y 1 atm de presión que se desprende cuando reaccione 1 Kg de un carbono mineral de riqueza en C del 60 % con exceso de HNO_3 .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $A_r(C) = 12 \text{ u}$.

Solución:

a) Las semirreacciones de óxido reducción que se producen son:

Semirreacción de oxidación: $C + 2 H_2O - 4 e^- \rightarrow CO_2 + 4 H^+$;

Semirreacción de reducción: $NO_3^- + 2 H^+ + e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$.

Los electrones intercambiados se igualan multiplicando la semirreacción de reducción por 4, y se eliminan sumando las semirreacciones, apareciendo la ecuación iónica ajustada:

$C + 2 H_2O - 4 e^- \rightarrow CO_2 + 4 H^+$;

$4 NO_3^- + 8 H^+ + 4 e^- \rightarrow 4 NO_2 + 4 H_2O$.

$C + 4 NO_3^- + 4 H^+ \rightarrow CO_2 + 4 NO_2 + 2 H_2O$. Ecuación iónica ajustada.

Llevando los coeficientes de la ecuación iónica a la molecular, queda esta ajustada:

$C + 4 HNO_3 \rightarrow CO_2 + 4 NO_2 + 2 H_2O$.

b) Los gramos de carbono mineral que se hacen reaccionar son:

$$\frac{1,0 \text{ g } C \cdot 60}{100 \text{ g}} = 600 \text{ g de C puro, que son } \frac{600 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol } C}{12 \text{ g}} = 50 \text{ moles.}$$

La estequiometría de la reacción indica que 1 mol de carbono produce 1 mol de CO_2 , por lo que, 50 moles de C producirán 50 moles de CO_2 , a los que corresponden el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{50 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1.221,8 \text{ L.}$$

Resultado: b) $V(CO_2) = 1.221,8 \text{ L}$ que se desprenden.