

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- El elemento X pertenece al período 3, grupo 17. El ión monopositivo del elemento Y tiene la configuración electrónica del cuarto gas noble. El elemento Z tiene 13 protones en su núcleo. Con estos datos:

- Identifica los elementos.**
- Escribe sus configuraciones electrónicas e indica grupo y período al que pertenecen Y y Z.**
- Ordénalos, razonadamente, por su potencial de ionización creciente.**

Solución:

a) El elemento X, situado en el período 3 grupo 17, es el cloro, Cl.

Al tener el ión monopositivo la misma configuración electrónica que el kriptón, el elemento Y, por tener un electrón más que su ión, pertenece a los elementos alcalinos, concretamente es el rubidio, Rb.

El elemento Z con 13 protones en el núcleo, contiene 4 menos que el cloro, lo que indica que se trata del aluminio, Al.

b) Las configuraciones electrónicas de estos elementos son:

Cl (Z = 17): $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Rb (Z = 37): $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$;

Al (Z = 13): $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

El elemento Y pertenece al período quinto (n = 5), grupo uno (1 electrón 5s), mientras que el elemento Z pertenece al tercer período (N = 3), grupo 13 (12 + un electrón 3p).

c) Como el potencial de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha en un período y al subir en un grupo, el orden decreciente de dicho potencial es: Rb < Al < Cl.

CUESTIÓN 3.- Explica razonadamente las siguientes cuestiones:

- Cómo variará con la temperatura la espontaneidad de una reacción en la que $\Delta H^0 < 0$ y $\Delta S^0 < 0$, siendo estas dos magnitudes constantes con la temperatura.**
- La entalpía de formación del agua a 298 K es $-286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Sin embargo, cuando se mezclan a 298 K el hidrógeno y el oxígeno, no se observa reacción apreciable.**
- La ley de Hess es una consecuencia directa de que la entalpía es una función de estado.**

Solución:

a) Si la reacción es exotérmica, $\Delta H < 0$, y aumenta el orden del sistema, $\Delta S < 0$, la espontaneidad de la reacción $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$, exige que el valor absoluto de la variación de entalpía sea mayor que el valor absoluto del producto de la temperatura por la variación de entropía, es decir, $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$, lo que se consigue para temperaturas bajas.

b) La razón por la que la mezcla de hidrógeno y oxígeno a 298 K no reaccionen, a pesar de ser ΔH y ΔS negativos, como en el apartado anterior, y tener que ser espontánea, se debe a que la energía de activación de la reacción es muy elevada, y las moléculas a esa temperatura no poseen energía suficiente para formar el complejo activado.

Sin embargo, al aumentar la temperatura, las moléculas aumentan su velocidad y frecuencia de choques, según pone de manifiesto la ecuación de Arrhenius, $K = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$, siendo elevado el número de moléculas que adquieren o superan la energía de activación y se produce la reacción. A temperatura elevada la reacción llega a ser explosiva.

c) La ley de Hess se emplea para determinar la entalpía de una reacción, a partir de la suma de las entalpías de reacciones intermedias, y como una función de estado es una variable termodinámica cuyo valor depende de los estados inicial y final del sistema, y no del camino seguido, la ley de Hess es una consecuencia directa de ser la entalpía una función de estado.

PROBLEMA 1.- Se dispone de una mezcla de 2,4 g de cloruro de sodio y 4,5 g de cloruro de calcio. Se disuelve en agua y a la disolución se añade nitrato de plata 0,5 M hasta conseguir la precipitación total del cloruro de plata, que se filtra, se lava con agua y se seca.

- Calcula la masa de sólido obtenido.**

b) **Calcula el volumen de disolución de nitrato de plata utilizado.**
DATOS: $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$; $A_r(\text{Ag}) = 108 \text{ u}$.

Solución:

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad M(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

a) Las ecuaciones químicas de la reacción de ambos cloruros con el nitrato de plata son:



La relación molar entre las sustancias conocidas, los cloruros de sodio y calcio, y el producto que se obtiene, el cloruro de plata, es 1 a 1 para la primera reacción y 1 a 2 para la segunda.

La masa de cloruro de plata se obtiene pasando los gramos de cloruro de sodio y calcio a moles, multiplicando los moles por su relación molar y pasando los moles de cloruro de plata a gramos, es decir, multiplicando los gramos de cloruro de litio y potasio por la relación mol-gramos, por la relación molar sustancia buscada (AgCl) –sustancia conocida NaCl (CaCl₂) y por la relación gramos-mol AgCl:

$$2,4 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 5,89 \text{ g AgCl};$$

$$4,5 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles AgCl}}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 11,64 \text{ g AgCl}.$$

$$\text{Los gramos totales de AgCl obtenido son: } 5,89 \text{ g} + 11,64 \text{ g} = 17,53 \text{ g}.$$

b) El volumen de disolución de nitrato de plata consumido se determina a partir de los moles y la molaridad. Los moles se obtienen, para cada reacción, multiplicando la masa de cada cloruro conocido por su relación mol-gramos y por la relación molar sustancia a determinar AgNO₃–sustancia conocida:

$$2,4 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,041 \text{ moles AgNO}_3;$$

$$4,5 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles AgNO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 0,081 \text{ moles AgNO}_3.$$

Los moles totales de AgNO₃ consumidos son: 0,041 moles + 0,081 moles = 0,122 moles, y aplicando la definición de molaridad, despejando el volumen y operando se tiene:

$$\text{Molaridad, } M = \frac{\text{moles soluto, } n}{\text{volumen disolución, } V} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,122 \text{ moles}}{0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,244 \text{ L} = 244 \text{ mL}.$$

Resultado: a) 17,53 g; b) 244 mL.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- En el siguiente equilibrio: $2 \text{ A (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ B (g)} + \text{ C (g)}$, ΔH es positivo. Considerando los gases ideales, razona hacia donde se desplaza el equilibrio y qué le sucede a la constante de equilibrio en los siguientes casos:

- Si disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante.
- Si aumenta la temperatura.
- Si se añade algo de A.
- Si se retira algo de B del equilibrio.

Solución:

a) Si disminuye el volumen, aumento de la presión, aumenta la concentración molar de los gases. Esto hace que el número de moléculas por unidad de volumen de los productos de reacción sea mayor que el de los reactivos, por lo que el sistema evoluciona (principio de Le Chatelier) haciendo reaccionar moléculas de B y C, para formar A y restablecer el equilibrio alterado. El equilibrio se desplaza en el sentido en el que aparece un menor número de moles, hacia la izquierda. La constante de equilibrio no modifica su valor.

b) Al aumentar la temperatura se suministra calor, que lo absorbe el sistema desplazando el equilibrio (principio de Le Chatelier) en el sentido endotérmico de la reacción, hacia la derecha por ser la

reacción endotérmica tal cual está escrita. La temperatura es la única variable que provoca un cambio de valor en la constante de equilibrio, la cuál, por ser la reacción endotérmica, aumenta su valor con la temperatura.

c) Al añadir A se incrementa su concentración, recuperándose el equilibrio (principio de Le Chatelier) consumiéndose el reactivo añadido para formar más productos de reacción. El equilibrio se desplaza hacia la derecha. No se produce cambio alguno en el valor de la constante de equilibrio.

d) Si se retira parte del producto B disminuye su concentración, y el sistema evoluciona (principio de Le Chatelier) descomponiéndose más cantidad de A para recuperar el producto retirado, desplazándose el equilibrio hacia la derecha. No cambia el valor de la constante de equilibrio.

CUESTIÓN 3.- Se preparan dos disoluciones de la misma concentración: una de la sal de sodio del ácido HA y otra de la sal de sodio del ácido HB. Si la constante de disociación del ácido HA es mayor que la del ácido HB, explica razonadamente cuál de las dos disoluciones preparadas es más básica.

Solución:

Las dos disoluciones de sal sódica están totalmente disociadas en sus iones, y por ser el catión Na^+ el ácido conjugado, extremadamente débil, de la base muy fuerte NaOH , no sufre hidrólisis.

Por ser la constante ácida del HA mayor que la de HB, el primero es un ácido más fuerte que el segundo, por lo que el anión A^- , base conjugada del ácido HA, es más débil que la base conjugada B^- del ácido HB. Si ambos aniones sufren hidrólisis, es obvio que la que corresponde al anión B^- es más intensa, siendo mayor la concentración de iones OH^- que se produce, por lo que el pH de la disolución de la sal NaB es mayor que el de la NaA .

PROBLEMA-2.- Uno de los compuestos que contribuyen al olor de numerosos productos lácticos, como la leche o el queso cheddar, es una cetona. La combustión de 3 g de este compuesto produjo 8,10 g de dióxido de carbono y 3,33 g de agua. Sabiendo que el compuesto sólo contiene C, H y O, calcula su fórmula empírica.

DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

En la combustión del compuesto todo el carbono pasa a CO_2 , todo el hidrógeno a H_2O , y el oxígeno, junto al atmosférico, a CO_2 y H_2O . Las masas de carbono e hidrógeno se obtienen de los gramos de CO_2 y H_2O , y la de oxígeno, restando a la masa de compuesto la suma de las masas de carbono e hidrógeno obtenidas.

Los gramos de carbono e hidrógeno se obtienen multiplicando las masas de CO_2 y H_2O , por las relaciones de equivalencia mol-gramos, número de moles de átomos- mol de moléculas de compuesto y gramos-mol:

$$8,10 \text{ g } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol átomos } \text{C}} = 2,208 \text{ g } \text{C};$$

$$3,33 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles átomos } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol átomos } \text{H}} = 0,37 \text{ g } \text{H}.$$

Los gramos de oxígeno son: $3 - 2,208 - 0,37 = 0,422 \text{ g}$.

Los moles de cada elemento, si son números enteros, son los subíndices de la fórmula del compuesto, y si son decimales se dividen por el menor de ellos para convertirlos en entero:

$$\text{C: } 2,208 \text{ g } \text{C} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{12 \text{ g } \text{C}} = 0,184 \text{ moles}; \quad \text{H: } 0,37 \text{ g } \text{H} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ g } \text{H}} = 0,37 \text{ moles};$$

$$\text{O: } 0,422 \text{ g } \text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{O}}{16 \text{ g } \text{O}} = 0,0264 \text{ moles. Dividiendo por el menor: } \text{C: } \frac{0,184}{0,0264} = 7; \quad \text{H: } \frac{0,37}{0,0264} = 14;$$

$$\text{O: } \frac{0,0264}{0,0264} = 1; \text{ siendo la fórmula empírica del compuesto es: } \text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}.$$

Resultado: $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}$.