

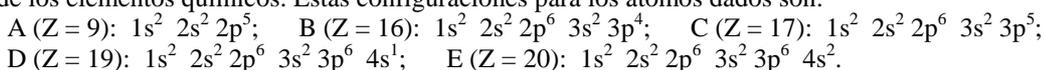
OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente: A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20. Razona:

- ¿Cuál es el más electronegativo?**
- ¿Cuál posee menor energía de ionización?**
- ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?**

Solución:

El número de electrones (cargas negativas) en la corteza de un átomo coincide con el número de protones (cargas positivas) en su núcleo, pues así se consigue su neutralidad eléctrica. A este número de protones se le denomina número atómico, Z, que permite escribir la configuración electrónica de los átomos de los elementos químicos. Estas configuraciones para los átomos dados son:



a) Las configuraciones anteriores permiten situar los elementos dados en la tabla periódica, para así poder asignar la variación de sus propiedades periódicas. El período y grupo al que pertenece cada uno de los elementos anteriores es: el A al 2º período (último valor de n : $n = 2$) grupo 17 (12 + 5 electrones p); el B al 3º período ($n = 3$) grupo 16 (12 + 4 electrones p); el C al 3º período ($n = 3$) grupo 17 (12 + 5 electrones p); el D al 4º período ($n = 4$) grupo 1 (un electrón en su capa de valencia 4s); el E al 4º período ($n = 4$) grupo 2 (dos electrones en su capa de valencia 4s).

Como la electronegatividad aumenta cuando se avanza de izquierda a derecha en un período y se asciende en un grupo, el elemento más electronegativo es el A, pues es el situado más a la derecha en un período y el más arriba en su grupo.

b) La energía de ionización es también una propiedad periódica que aumenta al avanzar hacia la derecha en un período y se sube en un grupo, por lo que el elemento de menor energía de ionización es el D, pues es el que se encuentra más a la izquierda en un período y más bajo en su grupo.

c) En anión divalente estable sólo puede convertirse el átomo del elemento al que falte, en su capa de valencia, dos electrones para conseguir configuración electrónica estable de gas noble, es decir, el que posea en dicha capa 6 electrones, y esto sólo lo cumple el D (D^{2-}).

CUESTIÓN 4.- Se tiene 8,5 g de amoníaco y se eliminan $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?**
- ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?**
- ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?**

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

Solución:

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) Se sabe que un mol de átomos o moléculas de cualquier elemento o sustancia, contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas, es decir, el número de Avogadro, N_A , por lo que, multiplicando la masa de NH_3 por los sucesivos factores de conversión, se obtiene el número de moléculas existentes en dicha masa y de aquí, se responde a las preguntas que se proponen.

$$8,5 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol NH}_3} = 3,012 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3, \text{ y si se retiran las } 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas quedan: } 3,012 \cdot 10^{23} - 1,5 \cdot 10^{23} = 1,512 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3.$$

b) Volviendo a aplicar al número de moléculas de NH_3 que quedan los correspondientes factores de conversión, se determina la masa de NH_3 que queda:

$$1,512 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 4,27 \text{ g NH}_3.$$

c) Una molécula de NH_3 contiene tres átomos de hidrógeno y, por ello, un mol de moléculas de NH_3 contiene tres moles de átomos de hidrógeno. Luego, pasando las moléculas que quedan a átomos y

estos a moles, se contesta a la pregunta. Para ello, se multiplican las moléculas de NH_3 por los sucesivos factores de conversión:

$$1,512 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula } \text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos H}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}} = 0,75 \text{ moles H.}$$

Resultado: a) $1,512 \cdot 10^{23}$ moléculas NH_3 ; b) 4,27 g NH_3 ; c) 0,75 moles H.

PROBLEMA 2.- Para la siguiente reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + 4 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + 4 \text{HCl}(\text{g})$.
Calcula la entalpía de reacción estándar utilizando:

a) Las entalpías de enlace.

b) Las entalpías de formación estándar.

DATOS: $\Delta H(\text{C}-\text{Cl}) = 330 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H(\text{Cl}-\text{Cl}) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H(\text{H}-\text{Cl}) = 430 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H(\text{C}-\text{H}) = 415 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{CCl}_4(\text{g})] = -106,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) La entalpía de la reacción se obtiene de la expresión:

$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \sum b \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}$; y desarrollando dicha expresión aparece:

$$\Delta H_r^\circ = 4 \cdot \Delta H(\text{C}-\text{H}) + 4 \cdot \Delta H(\text{Cl}-\text{Cl}) - [4 \cdot \Delta H(\text{C}-\text{Cl}) + 4 \cdot \Delta H(\text{Cl}-\text{H})]$$

$$\Delta H_r^\circ = (4 \cdot 415 + 4 \cdot 244 - 4 \cdot 330 - 4 \cdot 430) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -404 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) La entalpía estándar de la reacción se obtiene de la expresión:

$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$;

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ \text{ CCl}_4(\text{g}) + 4 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ HCl}(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{ CH}_4(\text{g}) \Rightarrow$$

$$\Delta H_r^\circ = [-106,6 + 4 \cdot (-92,3) - (-74,9)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -400,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ = -404 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $\Delta H_r^\circ = -400,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Algunas moléculas covalentes son polares.

b) Los compuestos iónicos, fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad

c) El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de hidruros del grupo 16.

Solución:

a) Verdadera. Aquellas moléculas covalentes cuyos átomos constituyentes presentan diferencias de electronegatividad y su geometría es la apropiada, facilita un momento dipolar resultante (suma de los momentos dipolares de sus enlaces) que proporciona a la molécula polaridad.

b) Verdadera. Los compuestos iónicos fundidos o en disolución poseen sus iones con libertad de movimiento, por lo que, al establecer un campo eléctrico estos iones se dirigen hacia los electrodos donde se descargan, proceso que pone de manifiesto la conductividad eléctrica y que se denomina electrólisis.

c) Verdadera. Esto es así porque, mientras en el agua sus moléculas se unen entre sí por enlaces de hidrógeno, que sólo se produce en moléculas en las que el átomo de hidrógeno se une covalentemente a un átomo muy electronegativo y de pequeño radio como son el O, N y F, las moléculas del resto de los hidruros del grupo unen sus moléculas entre sí por fuerzas de Van der Waals mucho más débiles.

CUESTIÓN 3.- A una hipotética reacción química, $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, le corresponde la siguiente ecuación de velocidad: $v = K \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$. Indica:

a) El orden de la reacción respecto de A.

b) El orden total de la reacción.

c) Las unidades de la constante de velocidad.

Solución:

a) Orden de una reacción respecto de uno de sus reactivos es el exponente al que se encuentra elevado la concentración del mismo en la ecuación de la velocidad. En este caso es 1.

b) Orden total de una reacción es la suma de los exponentes a los que se encuentran elevadas las concentraciones de los reactivos en su ecuación de velocidad. En este caso el orden es 2.

c) La velocidad de una reacción es la variación de la concentración de uno de sus reactivos en la unidad de tiempo. Sus unidades son $\text{moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, por lo que despejando la constante de velocidad k , sustituyendo las variables por sus valores y operando, sale como unidades:

$$k = \frac{v}{[A] \cdot [B]} = \frac{\text{moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{moles}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = \text{moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}.$$

PROBLEMA 1.- Se prepara una disolución tomando 10 mL de una disolución de ácido sulfúrico del 24 % de riqueza en peso y densidad $1,17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, y añadiendo agua destilada hasta un volumen de 100 mL. Calcula:

a) El pH de la disolución diluida.

b) El volumen de la disolución preparada que se necesita para neutralizar 10 mL de disolución de KOH de densidad $1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y 15 % de riqueza en peso.

DATOS: $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

a) Considerando 1 L de la disolución de partida y multiplicando la densidad por su factor de conversión, riqueza y factor de conversión mol-gramos de H_2SO_4 , se obtiene la concentración molar del litro de disolución:

$$1,17 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{24 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} = 2,87 \text{ M}.$$

En 10 mL de la disolución se encuentran disueltos los moles:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = M \cdot V = 2,87 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,010 \text{ L} = 0,0287 \text{ moles}, \text{ que al diluirlos hasta 100 mL de}$$

volumen, la nueva disolución adquiere la concentración molar: $M = \frac{\text{moles}}{V(\text{L})} = \frac{0,0287 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,287 \text{ M}.$

Por tratarse de un ácido muy fuerte que se disocia completamente produciendo 2 moles de H^+ por mol de ácido, es decir, la ecuación de su ionización es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_3\text{O}^+$, la concentración de los iones H_3O^+ es doble de la de la disolución formada, es decir, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 0,287 = 0,574 \text{ M}$, siendo el pH de la misma: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,574 = 0,24.$

b) La reacción de neutralización es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$, necesiándose por cada mol de ácido consumido 2 moles de base. Luego, determinando la molaridad de la disolución de KOH (procediendo como en el caso del ácido sulfúrico), obteniendo los moles de KOH en el volumen de disolución utilizado, calculando los moles de ácido que se necesitan (la mitad de los moles de KOH) y despejando el volumen de la definición de molaridad se halla su valor:

$$1,05 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{15 \text{ g KOH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 2,81 \text{ M}, \text{ siendo los}$$

moles que se encuentran disueltos en 10 mL:

$$n(\text{KOH}) = M \cdot V = 2,81 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,010 \text{ L} = 0,0281 \text{ moles}, \text{ necesiándose la mitad de estos}$$

moles de ácido para su neutralización, es decir, $0,0281 \cdot \frac{1}{2} = 0,014 \text{ moles}$, que se encuentran disueltos en

$$\text{el volumen de disolución: } M = \frac{\text{moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,014 \text{ moles}}{0,287 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,04878 \text{ L} = 48,78 \text{ mL}.$$

Resultado: a) $\text{pH} = 0,24$; b) $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 48,78 \text{ mL}.$