

OPCIÓN A

PROBLEMA 2.- La reacción de una mezcla de aluminio en polvo con óxido de hierro (III) genera hierro y óxido de aluminio. La reacción es tan exotérmica que el calor liberado es suficiente para fundir el hierro que se produce.

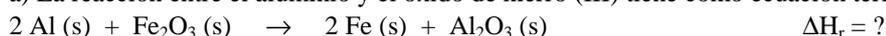
a) Calcula el cambio de entalpía que tiene lugar cuando reaccionan completamente 53,96 g de aluminio con un exceso de óxido de hierro (III) a temperatura ambiente.

b) ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen si el rendimiento es del 85 %?

DATOS: $A_r(\text{Al}) = 27 \text{ u}$; $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $\Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_3)(s) = -822,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1.676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) La reacción entre el aluminio y el óxido de hierro (III) tiene como ecuación termoquímica:



Teniendo presente que la entalpía de los elementos químicos es cero, la variación de entalpía de la reacción se halla de la expresión:

$$\Delta H_r^0 = \sum a \cdot \Delta H_f^0 \text{ productos} - \sum a \cdot \Delta H_f^0 \text{ reactivos} = \Delta H_f^0(\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) \Rightarrow \\ \Rightarrow \Delta H_r^0 = -1.676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-822,2) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -853,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Multiplicando la masa de aluminio por la relación de equivalencia mol-gramos y por la relación molar ΔH_r^0 -moles Al, se obtiene la correspondiente variación de entalpía:

$$53,96 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{-853,8 \text{ kJ}}{2 \text{ moles Al}} = -853,17 \text{ kJ}.$$

b) Multiplicando la masa de aluminio por la relación de equivalencia mol-gramos, por la relación molar Fe-Al (2 a 2), por la relación de equivalencia gramos-mol de Fe y por el rendimiento de la reacción, se obtienen los gramos de hierro que se producen:

$$53,96 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{2 \text{ moles Fe}}{2 \text{ moles Al}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{85}{100} = 94,79 \text{ g Fe}.$$

Resultado: a) $-853,17 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $94,79 \text{ g Fe}$.

CUESTIÓN 2.- a) Escribe las configuraciones electrónicas externas características de los metales alcalinotérreos y de los halógenos. Pon un ejemplo de cada uno.

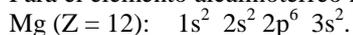
b) ¿Quién presenta mayor afinidad electrónica, los metales alcalinos o los alcalinotérreos?

c) Define potencial o energía de ionización. Indica y justifica qué elemento del sistema periódico tiene la mayor energía de ionización.

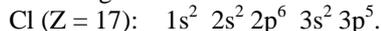
Solución:

a) Los elementos alcalinotérreos se encuentran situados en el grupo 2 del sistema periódico, mientras que los elementos halógenos ocupan el grupo 17. Sus configuraciones electrónicas son ns^2 para los alcalinotérreos y $ns^2 np^5$ para los halógenos.

Para el elemento alcalinotérreo magnesio, Mg, su configuración electrónica es:



La configuración electrónica del halógeno cloro, Cl, es:



b) La afinidad electrónica es la propiedad periódica que mide la tendencia de los elementos a aceptar un electrón y convertirse en anión mononegativo. A pesar de aumentar esta propiedad al avanzar de izquierda a derecha en un período, los elementos metálicos alcalinotérreos, situados en el grupo 2, presentan menor afinidad electrónica que los alcalinos, situados en el grupo 1, debido a la estabilidad que les proporciona su configuración electrónica externa, ns^2 .

c) La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo gaseoso, neutro y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en catión monopositivo, gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

Esta propiedad periódica aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, debido a que en ese sentido aumenta la carga nuclear y los electrones se van situando en el mismo nivel energético,

aumentando, por tanto, la fuerza atractiva núcleo-electrón, y en consecuencia la energía de ionización. En los grupos, aunque al bajar en ellos la carga nuclear aumenta, los electrones se van situando en niveles cada vez más alejado del núcleo, disminuyendo la fuerza atractiva núcleo-electrón, y por tanto, la energía de ionización en el mismo sentido.

De lo expuesto se deduce, que el elemento de mayor potencial de ionización, aparte de los gases nobles, es el flúor.

CUESTIÓN 3.-Un hidrocarburo saturado gaseoso esta formado por el 80 % de carbono. ¿Cuál es su fórmula molecular si la densidad en condiciones normales es $1,34 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

Solución:

Al ser el hidrocarburo saturado está constituido sólo por carbono e hidrógeno. Considerando 100 g del mismo, 80 g son de carbono y 20 g de hidrógeno.

En una molécula los subíndices de los átomos indica el número de ellos que hay en la molécula, o lo que es lo mismo, el número de moles de átomos que hay en un mol de moléculas. Por ello, hay que conocer los moles de carbono e hidrógeno, lo que se consigue multiplicando sus gramos por la relación de equivalencia o factor de conversión mol-gramos:

$$80 \text{ g } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12 \text{ g } \cancel{\text{C}}} = 6,67 \text{ moles átomos C}; \quad 20 \text{ g } \cancel{\text{H}} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ g } \cancel{\text{H}}} = 20 \text{ moles átomos H}.$$

Como los subíndices no pueden ser decimales, dividiendo estos moles por el más pequeño se obtiene, si son enteros, los subíndices de cada átomo en la molécula, es decir, la fórmula empírica de la molécula del compuesto:

$\frac{6,67}{6,67} = 1$; $\frac{20}{6,67} = 2,99 = 3$. Al ser los números obtenidos enteros, la fórmula empírica del compuesto es: CH_3 .

Para obtener la fórmula molecular se necesita conocer la masa molar del compuesto, que se halla de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = \frac{a}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot M = \frac{a}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot M = d \cdot R \cdot T, \text{ y despejando M, sustituyendo valores y}$$

$$\text{operando: } M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,34 \text{ g } \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \cancel{\text{L}} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \cancel{\text{K}^{-1}} \cdot 273 \cancel{\text{K}}}{1 \text{ atm}} = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La fórmula molecular del compuesto orgánico contiene n veces a la fórmula empírica $(\text{CH}_3)_n$, y su masa molar es n veces mayor, es decir: $M[(\text{CH}_3)_n] = n \cdot M(\text{CH}_3)$.

Como la masa molar de la fórmula empírica es $M(\text{CH}_3) = 15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, y la de la fórmula molecular es $M[(\text{CH}_3)_n] = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, el valor de n se obtiene a partir de la relación anterior despejando n, sustituyendo las variables por sus valores y operando:

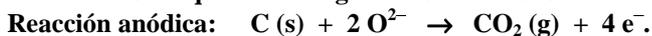
$$M[(\text{CH}_3)_n] = n \cdot M(\text{CH}_3) \Rightarrow n = \frac{M[(\text{CH}_3)_n]}{M(\text{CH}_3)} = \frac{30 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}}}{15 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}}} = 2.$$

La fórmula molecular del compuesto es, por tanto, C_2H_6 .

Resultado: $\text{CH}_3\text{—CH}_3$ etano.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- El aluminio se obtiene por electrólisis de su óxido, Al_2O_3 , fundido. El cátodo es un electrodo de aluminio y el ánodo un electrodo de carbón (grafito), que se consume durante el proceso. Las reacciones que tienen lugar en los electrodos son:



a) ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para obtener 10 Kg de aluminio?

b) ¿Cuánto pesa el grafito consumido para obtener los 10 Kg de aluminio?

DATOS: $A_r(\text{Al}) = 27 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $1 \text{ F} = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

$M(\text{Al}) = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) De las leyes de Faraday se deduce la expresión:

$$m = \frac{M \cdot Q}{z \cdot F} \Rightarrow Q = \frac{m \cdot z \cdot F}{M} = \frac{10000 \text{ g} \cdot 3 \cdot 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}{27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 10722222,22 \text{ C}.$$

b) Utilizando la misma expresión: $m = \frac{M \cdot Q}{z \cdot F} = \frac{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10722222,22 \text{ C}}{4 \cdot 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,33 \text{ Kg}.$

Resultado: a) 10722222,22 C; b) 6,67 Kg.

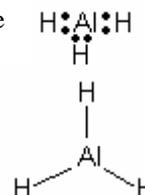
CUESTIÓN 2.- a) Indica cuál es la geometría de las moléculas AlH_3 , BeI_2 , PH_3 y CH_4 según la Teoría de la Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

b) Señala y justifica si alguna de las moléculas anteriores es polar.

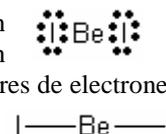
Solución:

a) La teoría RPECV dice: “los pares de electrones enlazantes y libres que rodean al átomo central, para conseguir que sus repulsiones sean mínimas, se orientan en el espacio alejándose entre sí lo suficiente, dependiendo de la orientación adquirida la geometría de la molécula”.

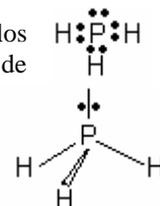
Para la molécula AlH_3 , el aluminio con configuración electrónica en su capa de valencia $3s^2 3p^1$, promociona un electrón desde el orbital completo $3s$ a uno de los orbitales vacíos $3p$, adquiriendo covalencia 3 (forma tres orbitales híbridos sp^2), siendo la estructura de Lewis para la molécula la que presenta tres pares de electrones compartidos alrededor del átomo de aluminio. Estos pares de electrones enlazantes se dirigen hacia los vértices de un triángulo equilátero, donde solapan los átomos de hidrógeno, siendo la geometría plana triangular.



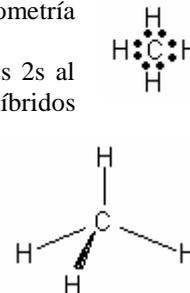
En la molécula BeI_2 el berilio promociona uno de sus dos electrones $2s$ a un orbital $2p$ vacío, y al adquirir covalencia 2 (forma tres orbitales híbridos sp) se une con los dos átomos de yodo, siendo la estructura de Lewis de la molécula la que posee dos pares de electrones compartidos. Los pares de electrones enlazantes alrededor del átomo central, Be, se orientan dirigiéndose en la misma dirección pero con sentidos opuestos, presentando la molécula geometría lineal.



La molécula PH_3 se forma al unirse los tres electrones desapareados de los orbitales $3p$ del átomo de fósforo (en tres orbitales híbridos sp^3) con tres átomos de hidrógeno, siendo su estructura de Lewis la que contiene tres pares de electrones compartidos y un par de electrones libres, en el cuarto orbital los sp^3 . Estos pares de electrones, para conseguir que la repulsión entre ellos sea mínima, se orientan en el espacio hacia los vértices de un tetraedro. En el vértice superior se sitúa el par de electrones no compartido y en los otros tres los átomos de hidrógeno, siendo la geometría piramidal trigonal.



En la molécula CH_4 el átomo de carbono promociona uno de sus electrones $2s$ al único orbital $2p$ vacío que le queda adquiriendo covalencia 4 (forma cuatro orbitales híbridos sp^3), lo que le permite unirse a cuatro átomos de hidrógeno, siendo su estructura de Lewis la que corresponde a cuatro pares de electrones compartidos alrededor del carbono. Estos pares de electrones compartidos, para conseguir que la repulsión entre ellos sea mínima, se orientan en el espacio hacia los vértices de un tetraedro, en cada uno de los cuales solapa un átomo de hidrógeno.



b) La escasa diferencia de electronegatividad entre los átomos que componen las moléculas AlH_3 , BeI_2 y CH_4 junto a la geometría de las mismas, justifican que el momento dipolar resultante, suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces sea cero, por lo que, las moléculas son apolares. Sin embargo, la molécula PH_3 , aunque los enlaces $\text{H} - \text{P}$ son apolares por presentar la misma electronegatividad los átomos de P e H, la presencia del par de electrones no compartidos hace que su momento dipolar resultante sea distinto de cero, siendo la molécula polar.

CUESTIÓN 3.- Si se parte de un ácido nítrico, HNO_3 , del 68 % en masa y densidad $1,52 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$:

a) **¿Qué volumen debe utilizarse para obtener 100 mL de ácido nítrico del 55 % en masa y densidad $1,43 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$?**

b) ¿Cómo se prepararía en el laboratorio?

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

Solución:

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) Se determinan primero los moles de HNO_3 que han de estar disueltos en los 100 mL de la disolución a preparar. Para ello, se calcula la molaridad de 1 L de disolución, y de aquí se toman los moles que han de estar contenidos en los 100 mL de disolución.

La molaridad de la disolución es:

$$1,43 \frac{\cancel{\text{g disolución}}}{\cancel{\text{mL disolución}}} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{mL disolución}}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{55 \cancel{\text{g HNO}_3}}{100 \cancel{\text{g disolución}}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \cancel{\text{g HNO}_3}} = 12,48 \text{ M}.$$

Los moles que han de contener estos 100 mL de disolución que se quiere preparar son:

$$M = \frac{n(\text{moles})}{V(\text{L})} \Rightarrow n = M \cdot V = 12,48 \text{ moles} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,1 \cancel{\text{L}} = 1,248 \text{ moles HNO}_3, \text{ que son los moles que han}$$

de estar contenidos en el volumen que hay que tomar de la disolución que se parte.

La concentración de la disolución de partida, considerando 1 L, es:

$$1,52 \frac{\cancel{\text{g disolución}}}{\cancel{\text{mL disolución}}} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{mL disolución}}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{68 \cancel{\text{g HNO}_3}}{100 \cancel{\text{g disolución}}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \cancel{\text{g HNO}_3}} = 16,41 \text{ M}.$$

El volumen de esta disolución que ha de contener los 1,248 moles de ácido es:

$$M = \frac{n(\text{moles})}{V(\text{L})} \Rightarrow V = \frac{n(\text{moles})}{M} = \frac{1,248 \cancel{\text{moles}}}{16,41 \cancel{\text{moles}} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,07605 \text{ L} = 76,05 \text{ mL}.$$

b) Una vez hecho los cálculos, con una pipeta se toman los 76,05 mL de la disolución, se colocan en un matraz aforado de 100 mL, se añade cierta cantidad de agua, se agita un poco para disolverlo bien, y luego se enrasa hasta la señal del matraz.

Resultado: $V = 76,05 \text{ mL}$.