

OPCIÓN A

PROBLEMA 2.- La primera etapa de la síntesis industrial del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , corresponde a la obtención del dióxido de azufre, SO_2 . Este óxido se puede preparar por calentamiento de pirita de hierro, FeS_2 , en presencia de aire, de acuerdo con la siguiente reacción ajustada:



Si el rendimiento de la reacción es del 80% y la pureza de la pirita del 85% (en peso), calcula:

a) La masa en kg de SO_2 que se obtendrá a partir del tratamiento de 500 kg de pirita.

b) El volumen de aire a 0,9 atmósferas y 80°C que se requerirá para el tratamiento de los 500 kg de pirita, sabiendo que en su composición el oxígeno es el 21 % en volumen.

DATOS: $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r (\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r (\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;

Solución:

a) La masa de pirita pura que se somete a reacción es $500.000 \text{ g} \cdot 0,85 = 425.000 \text{ g}$, a los que corresponden el número de moles $425.000 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{119,8 \text{ g}} = 3.547,58 \text{ moles}$.

Por ser la estequiometría de la ecuación 4 a 8, es decir, se obtienen 8 moles de SO_2 por cada 4 moles de FeS_2 que se consumen si la reacción fuese del 100 %, aplicando a los moles de pirita pura la relación molar, rendimiento de la reacción y factores de conversión g-mol de SO_2 y g-Kg, se obtiene la masa de SO_2 que se produce:

$$3.547,58 \text{ moles pirita} \cdot \frac{8 \text{ moles } \text{SO}_2}{4 \text{ moles } \text{FeS}_2} \cdot \frac{80}{100} \cdot \frac{64 \text{ g } \text{SO}_2}{1 \text{ mol } \text{SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ Kg}}{1.000 \text{ g}} = 363,27 \text{ g de } \text{SO}_2.$$

b) La estequiometría de la pirita respecto del oxígeno es 4 a 11, es decir, se consumen 11 moles de O_2 por cada 4 moles de FeS_2 que reaccionan. Por tanto, aplicando a los moles de FeS_2 la relación molar y el rendimiento de la reacción, se obtienen los moles de O_2 necesarios.

$$3547,58 \text{ moles } \text{FeS}_2 \cdot \frac{11 \text{ moles } \text{O}_2}{4 \text{ moles } \text{FeS}_2} \cdot \frac{80}{100} = 7.804,68 \text{ moles, que llevados a la ecuación de estado de los}$$

gases ideales, después de despejar el volumen, sustituir las demás variables por sus valores y operar, se obtiene el volumen de O_2 desprendido:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{7.804,68 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 353 \text{ K}}{0,9 \text{ atm}} = 225.914,27 \text{ L.}$$

Luego, el volumen de aire que se necesita para la reacción de los 500 Kg de pirita es

$$225.914,27 \text{ L } \text{O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L } \text{O}_2} = 1.075.782,23 \text{ L de aire.}$$

Resultado: a) 363,27 Kg; b) 1.075.782,23 L aire.

CUESTION 3.- Aplicando la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry, explica razonadamente, escribiendo las ecuaciones químicas adecuadas, si las siguientes especies químicas: a) NH_3 ; b) CN^- ; c) $\text{CH}_3 \text{COOH}$; d) HCl , se comportan como ácidos o como bases. Indica, en cada caso, cuál es el ácido o la base conjugada para cada una de dichas especies.

Solución:

Según Brönsted y Lowry, ácido es toda especie química capaz de ceder un protón a otra, mientras que base es la especie química que acepta un protón. La especie que queda después de la cesión del protón es la base conjugada del ácido, y la que resulta el ácido conjugado de la base.

a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. El amoníaco al aceptar un protón del agua se comporta como una base, siendo el ácido conjugado el catión NH_4^+ .

b) $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$. El anión cianuro acepta un protón del agua y por ello se comporta como una base, siendo el ácido cianhídrico, HCN , su ácido conjugado.

c) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. El ácido acético cede un protón al agua y se comporta, por ello, como un ácido, siendo el anión acetato, CH_3COO^- , su base conjugada.

d) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. El cloruro de hidrógeno es la especie que cede el protón y se comporta como un ácido, mientras que el anión cloruro, Cl^- , es su base conjugada.

CUESTION 5.- Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos.

- a) Peróxido de sodio; b) ácido cloroso; c) óxido de cobre (II); d) propanona
e) metoxietano (etil metil éter); f) KMnO_4 ; g) NaHCO_3 ; h) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$;
i) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; j) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

Solución:

- a) Na_2O_2 ; b) HClO_2 ; c) CuO ; d) CH_3COCH_3 ; e) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$;
f) Permanganato de potasio; g) Hidrogenocarbonato de sodio; h) Etanol.

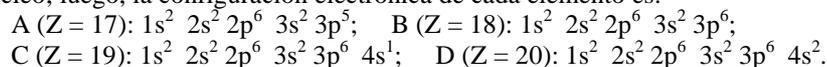
OCIÓN B

CUESTION 1.- Considera los elementos A, B, C y D de números atómicos $Z(\text{A}) = 17$, $Z(\text{B}) = 18$, $Z(\text{C}) = 19$, $Z(\text{D}) = 20$. A partir de las configuraciones electrónicas de estos elementos responde, razonadamente, a las cuestiones siguientes:

- a) Ordena los elementos A, B, C y D en orden creciente de su primera energía de ionización.
b) Escribe la configuración electrónica del ión más estable que formará cada uno de estos elementos.

Solución:

Los átomos de cada elemento tienen en la corteza el mismo número de electrones que protones en el núcleo; luego, la configuración electrónica de cada elemento es:



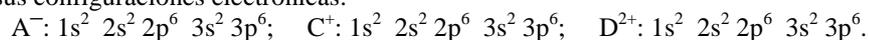
a) La energía de ionización, energía que hay que comunicar a un átomo gaseoso, neutro y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle el último electrón y convertirlo en catión monopositivo, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, y disminuye al bajar en un grupo.

La razón se encuentra en que al avanzar en un período, el electrón que se introduce lo hace en el mismo nivel energético mientras crece la carga nuclear, lo que se traduce en un incremento de la fuerza atractiva del núcleo sobre el último electrón y, en consecuencia en la aplicación de una mayor cantidad de energía para arrancarlo.

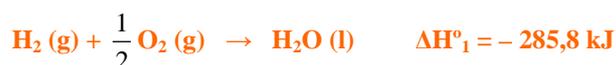
Al bajar en un grupo, aunque aumenta la carga nuclear, el electrón se va situando en niveles cada vez más alejado del núcleo, por lo que, la fuerza atractiva núcleo-último electrón se va haciendo más pequeña y, en consecuencia, se necesita aplicar menos energía para arrancarlo.

Los elementos A y B, cloro y argón, se encuentran situados en el período 3º, grupos 17 y 18, mientras que los elementos C y D, potasio y calcio, se ubican en el período 4º, grupos 1 y 2. Luego, de lo expuesto se deduce que el orden creciente de la primera energía de ionización de los elementos expuestos es: E. I. (C) < E. I. (D) < E. I. (A) < E. I. (B).

b) El elemento B, gas noble argón, no forma ión estable, mientras que los elementos A, C y D, para conseguir la configuración estable del gas noble siguiente o anterior, gana o pierde electrones al formar su ión estable. El elemento A forma el anión A^- , y los elementos C y D los cationes C^+ y D^{2+} , siendo sus configuraciones electrónicas:



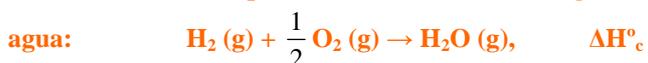
PROBLEMA 2.- La combustión de mezclas hidrógeno-oxígeno se utiliza en algunas operaciones industriales cuando es necesario alcanzar altas temperaturas. Teniendo en cuenta la reacción de combustión del hidrógeno en condiciones estándar,



y la reacción de condensación del vapor de agua en condiciones estándar,



a) La entalpía de combustión del hidrógeno cuando da lugar a la formación de vapor de

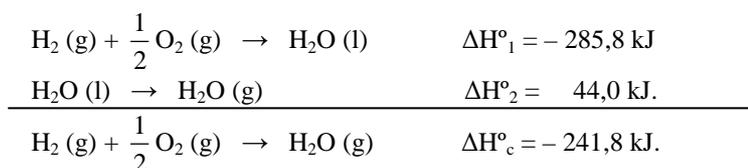


b) La cantidad de energía en forma de calor que se desprenderá al quemar 9 g de hidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$, y 9 g de oxígeno, $\text{O}_2(\text{g})$, si el producto de la reacción es vapor de agua.

DATOS.- Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Solución:

a) Aplicando la ley de Hess a las ecuaciones propuestas, previo cambio de sentido a la ecuación de condensación del vapor de agua y de signo a su entalpía, se obtiene la ecuación que se busca y su entalpía.



b) La estequiometría de la ecuación de combustión del hidrógeno es 1 a $\frac{1}{2}$, es decir, por cada mol de hidrógeno que se quema, se gasta 0,5 moles de oxígeno.

Pasando los moles de cada uno de los gases a moles se determina el que se encuentra por defecto, y a partir de él la energía que desprende la combustión:

$$\text{Moles de H}_2 = 9\text{-g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2\text{-g}} = 4,5 \text{ moles;}$$

$$\text{Moles de O}_2 = 9\text{-g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32\text{-g}} = 0,28 \text{ moles.}$$

Luego, se consumen los moles de oxígeno, 0,28 moles, que desprenden la cantidad de calor: $Q = 0,28\text{-moles} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{0,5\text{-moles}} = -135,41 \text{ kJ.}$

Resultado: a) $\Delta H^\circ_c = -241,8 \text{ kJ}$; b) $Q = -135,41 \text{ kJ}$.

CUESTION 3.- El ión amonio, NH_4^+ , es un ácido débil que se disocia parcialmente de acuerdo con el siguiente equilibrio: $\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) \quad \Delta H^\circ = 52,2 \text{ kJ}$
Explica cuál es el efecto sobre el grado de disociación del ácido NH_4^+ , si después de alcanzarse el equilibrio se introduce los siguientes cambios:

- Añadir una pequeña cantidad de ácido fuerte (tal como HCl).
- Añadir una pequeña cantidad de base fuerte (tal como NaOH).
- Adicionar más NH_3 .
- Agregar una pequeña cantidad de NaCl.
- Elevar la temperatura de la disolución.

Solución:

a) Si al equilibrio se le añade un ácido fuerte, completamente ionizado, la concentración de iones oxonios, H_3O^+ , se incrementa y el sistema hace reaccionar parte de los iones añadidos con el amoniaco, para producir el catión amonio y agua y recuperar así el equilibrio alterado. Se disminuye el grado de disociación del ácido NH_4^+ .

b) Si lo que se añade es una base fuerte, completamente ionizada, el ión hidróxido reacciona con el ión oxonio para formar agua y, al disminuir la concentración de iones oxonios, el sistema evoluciona

desplazándose hacia la derecha hasta recuperarlo de nuevo, por lo que, aumenta el grado de disociación del ácido NH_4^+ .

c) Al adicionar NH_3 se incrementa su concentración, evolucionando el sistema haciéndolo reaccionar con los iones oxonios para desplazar el equilibrio hacia la izquierda hasta volverlo a recuperar. El grado de disociación del ácido NH_4^+ disminuye.

d) Si se adiciona la sal NaCl , se disocia completamente y sus iones, espectadores, no afectan para nada al equilibrio de disociación del ácido NH_4^+ ni a su grado de disociación.

e) Si se aumenta la temperatura del sistema, se le suministra calor, por tratarse de un sistema endotérmico, éste absorbe el calor suministrado y desplaza el equilibrio hacia la derecha, hasta volverlo a recuperar, por lo que el grado de disociación del ácido NH_4^+ se incrementa.