



PRUEBA DE EVALUACIÓN DE BACHILLERATO PARA EL
ACCESO A LA UNIVERSIDAD Y PRUEBAS DE ADMISIÓN
ANDALUCÍA, CEUTA, MELILLA y CENTROS EN MARRUECOS
CURSO 2026-27

QUÍMICA

Instrucciones:

- Duración: 45 minutos.
- Todas las preguntas deben responderse en el papel entregado para la realización del examen y nunca en los folios que contienen los enunciados.
- Puede utilizar regla y calculadora no programable ni con capacidad de transmitir datos, ni gráfica.
- Solo se pueden utilizar los datos proporcionados por el enunciado.

Pregunta 1.- El número de protones de cuatro átomos es el siguiente: A = 8; B = 9; C = 12 y D = 20. Razone:

- ¿Cuál es el más electronegativo?
- ¿Cuál posee menor energía de ionización?
- ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?
- Razone cuál es el catión más estable que formará el elemento D.

Solución: a) El elemento B (F, $Z = 9$) es el más electronegativo. Al pertenecer al grupo 17 y periodo 2, presenta el menor tamaño y la mayor carga nuclear efectiva de los cuatro elementos, por lo que atrae con gran fuerza a los electrones compartidos en un enlace covalente.

b) El elemento D (Ca, $Z = 20$) posee la menor energía de ionización. Se encuentra en el periodo 4 y grupo 2, siendo el átomo de mayor tamaño. Su electrón más externo está más alejado y apantallado del núcleo, por lo que la atracción es menor y requiere menos energía para ser arrancado.

c) El elemento A (O, $Z = 8$) se convertirá en un anión divalente estable (A^{2-}). Posee una configuración de valencia $2s^2 2p^4$; al ganar dos electrones completa su capa de valencia adquiriendo la configuración muy estable de gas noble (octeto).

d) El elemento D (Ca, $Z = 20$) tiene la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. El catión más estable que forma es el divalente D^{2+} , ya que al perder los dos electrones del subnivel $4s$ adquiere la configuración de gran estabilidad del gas noble argón.

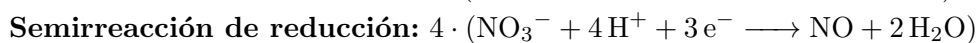
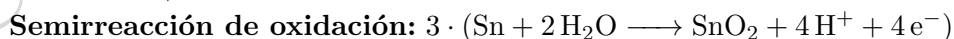
Pregunta 2.- El estaño reacciona con ácido nítrico y se forma dióxido de estaño, monóxido de nitrógeno y agua.



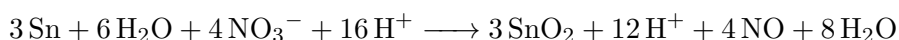
- Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Se dispone de una aleación de estaño empleada para soldar componentes electrónicos. Para determinar su pureza se hacen reaccionar 50 g con ácido nítrico en exceso. Calcule el porcentaje de Sn en la aleación si en el proceso se obtienen 6,75 L de NO a 785 mmHg y 28 °C.

Datos: Masa atómica relativa: Sn = 118,7; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

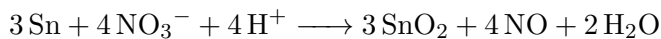
Solución: a) Escribimos las semirreacciones de oxidación y reducción:



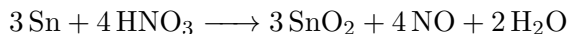
Sumando ambas semirreacciones para igualar los electrones intercambiados (12 electrones en total), obtenemos:



Simplificando las moléculas de agua y los protones (H^+) a ambos lados, obtenemos la **ecuación iónica ajustada**:



Para obtener la **ecuación molecular ajustada**, unimos los 4H^+ y 4NO_3^- en 4HNO_3 (no quedan iones espectadores sueltos):



b) En primer lugar, calculamos los moles de monóxido de nitrógeno (NO) obtenidos aplicando la ecuación de los gases ideales. Convertimos la presión a atmósferas y la temperatura a Kelvin:

$$P = \frac{785 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} = 1,033 \text{ atm}$$

$$T = 28 + 273 = 301 \text{ K}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,033 \text{ atm} \cdot 6,75 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 301 \text{ K}} = 0,282 \text{ moles de NO} \approx 0,28 \text{ moles}$$

Según la estequiometría de la reacción ajustada, 3 moles de Sn producen 4 moles de NO. Calculamos la masa de estaño que ha reaccionado:

$$m_{\text{Sn}} = 0,28 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Sn}}{4 \text{ moles NO}} \cdot \frac{118,7 \text{ g Sn}}{1 \text{ mol Sn}} = 24,93 \text{ g de Sn}$$

(Nota: Si se arrastran todos los decimales en el cálculo de moles, $n = 0,2826 \text{ mol}$, la masa resultante es 25,16 g).*

Finalmente, calculamos el porcentaje de pureza de la aleación dividiendo la masa de Sn puro entre la masa total de la muestra inicial (50 g) y multiplicando por 100:

$$\text{Pureza (\%)} = \frac{24,93 \text{ g}}{50 \text{ g}} \cdot 100 = 49,86 \% \text{ de Sn}$$

Pregunta 3.- Explique cómo afectan los siguientes cambios al equilibrio:



a) Elevar la temperatura.

b) Retirar H_2 .

c) Introducir HI.

d) Añadir un catalizador.

Solución: De acuerdo con el Principio de Le Chatelier, si se somete un sistema en equilibrio a una perturbación, el sistema se desplazará en el sentido que minimice dicha perturbación:

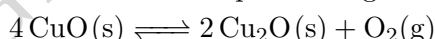
a) **Se desplaza hacia la derecha (hacia los productos).** Al ser una reacción endotérmica ($\Delta H > 0$), un aumento de la temperatura favorece el proceso directo, ya que el sistema absorbe el exceso de calor suministrado.

b) **Se desplaza hacia la izquierda (hacia los reactivos).** Al disminuir la concentración de H_2 , el sistema trata de contrarrestar esta pérdida produciendo más reactivos para restaurar el valor de la constante de equilibrio (K_c).

c) **Se desplaza hacia la izquierda (hacia los reactivos).** Al aumentar la concentración del producto HI, el cociente de reacción (Q_c) se hace mayor que K_c . El sistema consumirá el exceso de producto formando reactivos hasta alcanzar de nuevo el equilibrio.

d) **No altera el equilibrio.** El catalizador disminuye la energía de activación, aumentando por igual la velocidad de las reacciones directa e inversa. Solo sirve para alcanzar el estado de equilibrio más rápidamente, sin afectar a la posición del mismo ni al valor de las constantes.

Pregunta 4.- En un recipiente de 2 L se introducen 4,90 g de CuO y se calienta hasta 1025°C , alcanzándose el equilibrio siguiente:



Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:

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

b) Las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas: O = 16; Cu = 63,5.

Solución: a) En este equilibrio heterogéneo, la única especie gaseosa es el O_2 . Por lo tanto, la presión

total en el equilibrio corresponde íntegramente a la presión parcial del oxígeno:

$$P_{O_2} = P_T = 0,5 \text{ atm}$$

Calculamos los moles de O_2 formados en el equilibrio aplicando la ecuación de los gases ideales ($T = 1025 + 273 = 1298 \text{ K}$):

$$n_{O_2} = \frac{P_{O_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,5 \cdot 2}{0,082 \cdot 1298} = \frac{1}{106,436} = \mathbf{9,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Calculamos los moles iniciales de CuO ($M_m = 63,5 + 16 = 79,5 \text{ g/mol}$):

$$n_0(CuO) = \frac{4,90 \text{ g}}{79,5 \text{ g/mol}} = 0,0616 \text{ mol}$$

Por estequiometría de la reacción, por cada mol de O_2 que se forma, se descomponen 4 moles de CuO :

$$n_{CuO}(\text{descompuesto}) = 4 \cdot n_{O_2} = 4 \cdot 9,40 \cdot 10^{-3} = 0,0376 \text{ mol}$$

Los moles de CuO que quedan sin descomponer en el equilibrio son:

$$n_{CuO}(\text{restante}) = 0,0616 - 0,0376 = 0,0240 \text{ mol}$$

La masa de CuO que queda sin descomponer se obtiene multiplicando por su masa molar:

$$m_{CuO}(\text{restante}) = 0,0240 \text{ mol} \cdot 79,5 \text{ g/mol} = \mathbf{1,91 \text{ g}}$$

b) Calculamos la constante K_p . Al ser sustancias sólidas, el CuO y el Cu_2O tienen una concentración efectiva constante que se integra en la constante de equilibrio, por lo que la expresión solo depende del gas:

$$K_p = P_{O_2} = \mathbf{0,5}$$

Calculamos la constante K_c utilizando la relación $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$. La variación de moles de sustancias gaseosas es $\Delta n = 1 - 0 = 1$:

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^1} = \frac{0,5}{0,082 \cdot 1298} = \frac{0,5}{106,436} = \mathbf{4,70 \cdot 10^{-3}}$$

(Nota: Se llega al mismo resultado calculando $K_c = [O_2] = \frac{n_{O_2}}{V} = \frac{9,40 \cdot 10^{-3}}{2} = 4,70 \cdot 10^{-3}$)*.