

OPCIÓN A

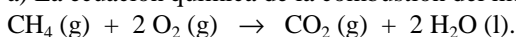
PROBLEMA 1.- A partir de los siguientes datos termoquímicos: calor de formación del metano (g) partiendo del carbono (grafito) – 17,89; calor de combustión de carbono (grafito) – 94,05; calor de formación del agua (l) – 68,32, todos ellos expresados en kcal · mol⁻¹ y a 298 K. Calcula:

- a) El calor de combustión del metano.
- b) Cuántos gramos de metano haría falta quemar para calentar 30 L de agua de densidad 1 g · mL⁻¹ desde la temperatura de 15 °C hasta 80 °C. Para ello considera que la caloría es el calor necesario para elevar un grado a un gramo de agua en el intervalo del problema.

DATOS: A_r (C) = 12 u; A_r (H) = 1 u.

Solución:

a) La ecuación química de la combustión del metano es:

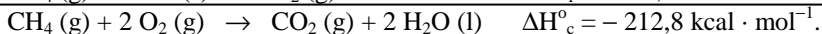


El calor de combustión del carbono (grafito) es la entalpía de formación estándar del CO₂, y como se conocen las entalpías de formación estándar del metano y agua, aplicando la ley de Hess a las reacciones de formación del metano, CO₂ y agua, se obtiene el calor de combustión del metano.

Las ecuaciones de las reacciones de formación de las sustancias anteriores son:



Invirtiendo la ecuación de la formación del metano (se le cambia el signo al calor de formación), multiplicando por 2 la ecuación de formación del agua, incluido su calor de formación, y sumándolas, se obtiene la ecuación de la reacción de combustión del metano con su calor de combustión:



b) El calor que hay que suministrar en el calentamiento del agua es:

$$Q = m \cdot c_{\text{esp}} \cdot (t_f - t_i) = 30000 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot (80 - 15) \text{ °C} = 1950 \text{ kcal}.$$

Estas kcal han de llevar signo negativo por ser desprendidas.

Si un mol de metano desprende al quemarse 212,8 kcal, los gramos que han de emplearse para producir las 1.950 kcal son:

$$-1.950 \text{ kcal} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{-212,8 \text{ kcal}} \cdot \frac{16 \text{ g } \text{CH}_4}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} = 146,62 \text{ g } \text{CH}_4.$$

Resultado: a) – 212,8 kcal · mol⁻¹; b) 146,62 g.

CUESTIÓN 1.- Se tiene el siguiente equilibrio gaseoso: $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2$ $\Delta H = -135 \text{ kcal}$. Indica de un modo razonado cómo influye sobre el desplazamiento del equilibrio:

- a) Un aumento de la temperatura.
- b) Una disminución en la presión.
- c) Un aumento de la concentración de oxígeno.

Solución:

a) Al aumentar la temperatura se comunica calor al sistema y éste se desplaza, para consumir el calor suministrado, en el sentido endotérmico de la reacción, hacia la izquierda, pues la reacción tal cual está escrita es exotérmica.

b) Si se disminuye la presión, según Boyle-Mariotte aumenta el volumen, pues $P \cdot V = P' \cdot V'$, y para contrarrestar la disminución de presión provocada (el aumento de capacidad del reactor), el sistema evoluciona incrementando la descomposición del CO₂ para producir más moléculas de CO y O₂, es decir,

el sistema desplaza el equilibrio en el sentido en el que aparece un aumento del número de moles (más cantidad de sustancia), hacia la izquierda.

c) El aumento de la concentración de oxígeno, lo contrarrestar el sistema haciendo reaccionar parte del oxígeno añadido con monóxido de carbono para formar más dióxido de carbono; el sistema se desplaza hacia la derecha hasta alcanzar un nuevo equilibrio.

CUESTIÓN 3.- La etiqueta de una botella de ácido nítrico señala como datos del mismo: densidad 1,40 kg/L y riqueza 65 % en peso, además de señalar sus características de peligrosidad.

- a) Qué volumen de la misma se necesitarán para preparar 250 mL de una disolución 0,5 M.
b) Explica el procedimiento seguido en el laboratorio y dibuja y nombra el material necesario para su preparación.

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

Solución:

a) Se necesita conocer la concentración molar de la disolución de la botella, y los moles que ha de contener disueltos la disolución a preparar.

La concentración molar de 1 L de la disolución de la botella es:

$$1,40 \frac{\text{Kg disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ g disolución}}{1 \text{ Kg disolución}} \cdot \frac{65 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 14,44 \text{ M}.$$

Los moles que debe contener la disolución a preparar son:

$n = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,125 \text{ moles}$, que son los que han de contener el volumen que se tome de la disolución de partida. Este volumen es:

$$M = \frac{n \text{ (moles)}}{V \text{ (litros)}} \Rightarrow V = \frac{n \text{ (moles)}}{M} = \frac{0,125 \text{ moles}}{14,44 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,00866 \text{ L} = 8,66 \text{ mL}.$$

b) Una vez realizado los cálculos correspondientes, se toma con una pipeta los mL de disolución comercial calculados, se vierte en un matraz aforado de 250 mL, se añade un poco de agua destilada y se agita para favorecer la disolución, y finalmente se añade más agua destilada hasta llegar al enrase del matraz.

Resultado: a) 8,66 mL.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Una mezcla gaseosa está constituida inicialmente por 7,9 moles de H_2 y 5,3 moles de I_2 en estado vapor. Se calienta hasta $450 \text{ }^\circ\text{C}$ y se llega al equilibrio habiéndose formado 9,52 moles de HI.

En un segundo proceso, a la citada temperatura, y en un volumen de 2 L, se introducen 0,02 moles de H_2 y 0,02 moles de I_2 .

- a) Calcula la constante de equilibrio a $450 \text{ }^\circ\text{C}$ de la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$.
b) Cuál será el grado de disociación en el segundo proceso.

Solución:

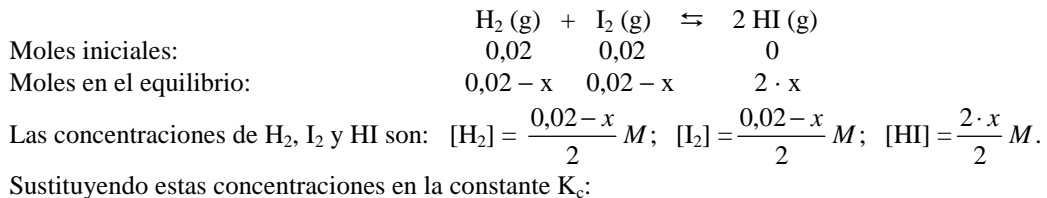
a) Llamando "x" a los moles de hidrógeno y yodo que reaccionan para producir $2 \cdot x$ moles de yoduro de hidrógeno, según la estequiometría de la ecuación química de la reacción, al haber 9,52 moles de HI en el equilibrio, el valor de "x" es: $x = \frac{9,52}{2} = 4,76$ moles de HI, siendo los moles de $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{I}_2(\text{g})$ y HI (g) en el equilibrio:



Siendo V el volumen del reactor, sustituyendo las concentraciones en la constante de equilibrio K_c y operando se obtiene el valor:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\frac{9,52^2 \text{ (moles)}^2 HI}{V^2}}{\frac{3,14 \text{ moles } H_2}{V} \cdot \frac{0,54 \text{ moles } I_2}{V}} = \frac{9,52^2 \text{ moles}^2 HI}{3,14 \text{ moles } H_2 \cdot 0,54 \text{ moles } I_2} = 53,45.$$

b) Para el segundo proceso, los moles de las distintas especies al inicio y en el equilibrio son:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante K_c :

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \Rightarrow 53,45 = \frac{\frac{(2 \cdot x)^2}{4}}{\frac{0,02-x}{2} \cdot \frac{0,02-x}{2}} = \frac{4 \cdot x^2}{(0,02-x)^2}.$$

De aquí sale una ecuación de

segundo grado que resuelta da dos valores para x ; $x_1 = 0,0324$ moles que se desprecia por ser superior a los moles de H_2 y I_2 iniciales, y $x_2 = 0,0108$ moles, que es la que se toma como válida.

El grado de disociación, expresado en tanto por ciento, es el cociente entre el hidrógeno disociado y el inicial multiplicado por 100: $\alpha = \frac{0,0108}{0,02} \cdot 100 = 54 \%$.

Resultado: a) $K_c = 53,45$; b) $\alpha = 54 \%$.

CUESTIÓN 1.- En el proceso Haber-Bosch para la síntesis de amoníaco tiene lugar la reacción en fase gaseosa siguiente: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ $\Delta H = -92,6$ kJ.

- a) **Explica cómo debe variar la presión, el volumen y la temperatura para que el equilibrio se desplace hacia la formación de amoníaco.**
- b) **Comenta las condiciones reales de obtención del compuesto en la industria.**

Solución:

a) Para que el equilibrio se desplace hacia la formación de NH_3 , hay que aumentar la presión, lo que provoca una disminución del volumen, según Boyle-Mariotte, $P \cdot V = P' \cdot V'$, y este descenso de la capacidad del reactor hace que el sistema, cumpliendo el principio de Le Chatelier, se desplace hacia la derecha, donde aparece un menor número de moles. Disminuyendo el volumen, como ya se ha dicho, se produce un aumento de la producción de amoníaco.

Por ser un proceso exotérmico, una disminución de la temperatura absorbe calor del sistema, y esta alteración se contrarresta desprendiendo calor, para lo que el sistema realiza la reacción exotérmica; el sistema desplace así el equilibrio hacia la derecha aumentando la producción de NH_3 .

b) Aunque la reacción de síntesis del amoníaco se favorece a bajas temperaturas, su velocidad de formación es extraordinariamente pequeña, por lo que, para aumentar el rendimiento de la reacción, se realiza a temperaturas altas, presiones elevadas y con presencia de un catalizador. A medida que se va produciendo el amoníaco, se licua para retirarlo del medio de reacción y provocar así el desplazamiento del equilibrio hacia la formación de más NH_3 .

CUESTIÓN 2.- Contesta a los siguientes apartados:

- a) **Enuncia el Principio de exclusión de Pauli y analiza las consecuencias que se derivan del mismo.**
- b) **Enuncia en Principio de Incertidumbre de Heisenberg.**
- c) **Define qué es un orbital atómico.**

Solución:

a) El Principio de exclusión de Pauli dice: "En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales".

Una primera consecuencia que se deriva del principio, es que al estar definido cada orbital por los números cuánticos principal, **n**, secundario o azimutal, **l**, y magnético, **m_l**, en un orbital sólo pueden situarse dos electrones, uno con número cuántico de espín $+\frac{1}{2}$, y otro con valor $-\frac{1}{2}$.

Otra consecuencia que se deduce se refiere al máximo número de electrones que pueden situarse en un nivel electrónico. 2 en el primer nivel, 8 en el segundo, 18 en el tercero, etc.. En general, el número máximo de electrones de un nivel viene dado por la expresión $2 \cdot n^2$, donde n es el valor del número cuántico principal.

b) Este principio dice: “Es imposible conocer con exactitud y simultáneamente la posición y el momento lineal de una partícula en movimiento”.

c) Orbital es la región del espacio, alrededor del núcleo, en la que existe la máxima probabilidad de que se encuentre un electrón.