



Prueba de Acceso a la Universidad de Extremadura

Curso 2008 – 2009

Asignatura: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: UNA HORA Y MEDIA

Opción A

- 1) a) Explicar la hibridación del Carbono en el eteno o etileno (C_2H_4). Números atómicos: C=6, H=1.
b) Definir los conceptos de energía de ionización; afinidad electrónica; radio iónico y valencia iónica.
- 2) ¿Es posible que al disolver una sal en agua la disolución resultante tenga pH ácido?. En caso afirmativo ilustre la respuesta con un ejemplo y escriba la reacción correspondiente.
- 3) a) Ajustar por el método del ión-electrón la reacción:
$$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$$

b) ¿Cuántos gramos de azufre se obtendrían a partir de 200 mL de HNO_3 2,0 M si el rendimiento de la reacción fuera del 75%?
- 4) A 25 °C la constante de disociación del NH_4OH vale $1,8 \cdot 10^{-5}$. Se tiene una disolución de hidróxido amónico 0,3 M. Determinar:
 - a) El grado de disociación y el pH.
 - b) La concentración de una disolución de NaOH (base fuerte) que tuviera el mismo pH que la disolución de hidróxido amónico
- 5) a) ¿Qué compuesto tiene mayor porcentaje de oxígeno: el etilmetil-éter (metoxietano) o el 2-propanol (isopropanol).
b) Escribir y nombrar un isómero de función de la butanona (metil etil cetona).

Masas atómicas: H = 1,0 S = 32,0 O = 16,0 C = 12,0 N = 14,0



Prueba de Acceso a la Universidad de Extremadura

Curso 2008 – 2009

Asignatura: QUÍMICA

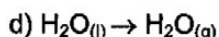
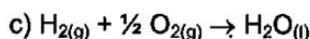
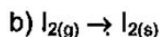
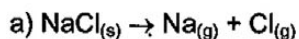
Tiempo máximo de la prueba: UNA HORA Y MEDIA

Opción B

- 1) Explique el concepto de electronegatividad y coloque la serie de compuestos: bromuro de magnesio, bromuro de aluminio, bromuro de silicio y tribromuro de fósforo por orden decreciente del carácter iónico de sus enlaces entre el bromo y el otro elemento. Razone la respuesta.

Electronegatividades: Br = 2,8; Si = 1,8; Mg = 1,2; Al = 1,5; P = 2,1

- 2) Considere los siguientes procesos químicos:



Indique, de forma cualitativa, el signo que debe corresponderle a ΔS para estos procesos. Justifique sus respuestas.

- 3) Se hacen reaccionar 6 gramos de aluminio en polvo con 50 mL de una disolución acuosa de H_2SO_4 0,15 M según la reacción no ajustada: $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$. Determinar:

a) ¿Cuál de los dos reaccionantes quedará en exceso y en qué cantidad?

b) Cantidad, en gramos, de sulfato de aluminio que se formará.

- 4) La combustión, en condiciones estándar, de 1 gramo de metano, con formación de CO_2 y H_2O líquida libera 50 kJ.

a) ¿Cuál es el valor de ΔH^0 para la reacción $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

b) Determine el valor de ΔH_f^0 del metano si $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -394$ y $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -242$ kJ/mol.

- 5) En un matraz de 1,5 L, en el que se ha hecho el vacío, se introducen 0,08 moles de N_2O_4 y se calienta a 35°C . Parte del N_2O_4 se disocia en NO_2 según la reacción $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \leftrightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total en el matraz es de 2,27 atm. Calcular:

a) El grado de disociación y la presión parcial del dióxido de nitrógeno en el equilibrio.

b) El valor de K_c

Masas atómicas Al = 26,7 O = 16,0 H = 1,0 S = 32,0 C = 12,0

R = 0,082 atm · L mol⁻¹ K⁻¹

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

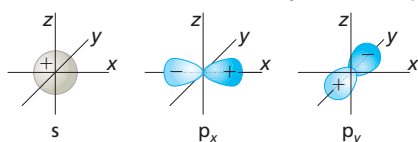
AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

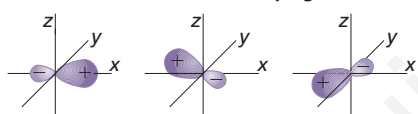
- 1 a)** La configuración electrónica del C es $1s^2 2s^2 2p^2$ al promocionar un electrón del 2s al 2p queda la configuración como $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$. En el C se pueden formar híbridos sp , sp^2 y sp^3 .

Los híbridos del tipo sp^2 se obtienen a partir de un electrón del orbital atómico 2s y dos electrones de los orbitales atómicos 2p; se obtienen tres orbitales híbridos sp^2 donde se sitúan los tres electrones. Se distribuyen en el espacio formando tres nubes electrónicas iguales que están dirigidas hacia los vértices de un triángulo equilátero (120°).

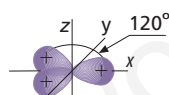
Por combinación de 1 orbital s y 2 orbitales p:



Se forman 3 híbridos sp^2 iguales:

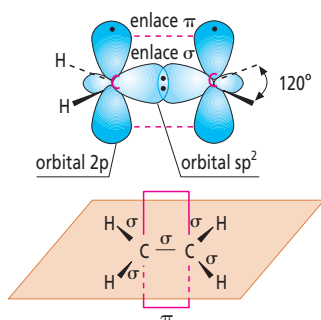


Su representación es:



Triángulo equilátero

Si dos átomos de C presentan hibridación sp^2 al aproximarse, se produce un solapamiento frontal de un orbital híbrido de cada átomo para formar un enlace σ . Los orbitales atómicos p, perpendiculares al plano nodal, se solapan lateralmente y dan lugar al enlace π , por lo que se produce un enlace doble entre ambos átomos de C ($C=C$). Quedan otros dos orbitales híbridos sp^2 libres en cada C, cada uno de ellos se solapa de forma frontal con el electrón del orbital s de cada H, formándose el enlace σ correspondiente.



- b)** La **energía de ionización (EI)** o **potencial de ionización (PI)** es la energía necesaria que hay que proporcionar a un átomo, en estado fundamental y gaseoso, para arrancar el último electrón de una capa de valencia. Un átomo poseerá tantos valores de energía de ionización como número de electrones tenga.

Los elementos cuya primera energía de ionización es menor son los metales alcalinos (Fr); por el contrario, los de mayor valor son los halógenos (F), si se exceptúan los gases nobles.

La **afinidad electrónica (AE)** es la energía que cede o desprende un átomo en estado fundamental y gaseoso cuando recibe un electrón para convertirse en un ion negativo.

El de mayor afinidad electrónica corresponde a los halógenos (F), que son los que captan electrones con mayor facilidad.

El **radio iónico** es la distancia que existe entre el centro del núcleo del ion y el electrón estable más alejado del mismo. Las unidades que se utilizan son picómetros ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$) o bien los *angstroms* ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

Un catión tiene un radio menor que el radio de su correspondiente átomo neutro, pues ha cedido electrones de la última capa, que suele quedarse vacía, y se reduce la repulsión entre electrones, además la fuerza de atracción entre los electrones y el núcleo es mayor.

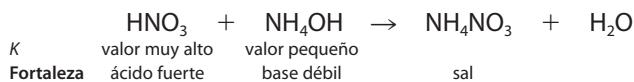
Un anión tiene un radio mayor que el de su correspondiente átomo neutro, pues ha captado electrones en la última capa, que suele terminar de llenarse, y aumenta la repulsión electrónica.

Para definir la **valencia iónica** hay que definir previamente la valencia y el número de oxidación. La **valencia** es la capacidad que tiene un elemento de combinarse con otros. El **número de oxidación** de un átomo en una especie química representa el número de cargas que tendría ese átomo si dicha especie estuviese constituida por iones. La **valencia iónica**, en los compuestos iónicos y el número de oxidación coincide con la carga del ion.

Así la **valencia iónica** de los metales alcalinos es +1, pues el electrón de valencia, que se encuentra en la última capa (capa de valencia), es transferido a otro átomo (un halógeno, por ejemplo); así el metal se convierte en un ion positivo (catión), mientras que el átomo que lo recibe se convierte en un ion negativo (anión): C^+A^- . Un ejemplo es el caso del NaCl.

- 2 Sí se puede obtener pH ácido. Al disolver una sal procedente de ácido fuerte y base débil, se produce una hidrólisis que da como resultado un exceso de iones H_3O^+ . En el caso del nitrato de amonio, por ejemplo, se trata de una sal procedente de **ácido fuerte** y base débil:

Escribimos la reacción de obtención de esta sal:

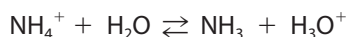


El nitrato de amonio en agua se disocia en los siguientes iones:



El NO_3^- es una base muy débil, pues es la conjugada del HNO_3 , que es un ácido muy fuerte y, por tanto, no tiene capacidad de reaccionar con el H_2O , es decir, no produce reacción de hidrólisis.

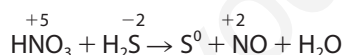
El ion NH_4^+ es un ácido muy fuerte, pues se trata del conjugado del amoníaco (hidróxido de amonio), que es una base muy débil (el valor de su K_b es pequeño) y, por tanto, tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, produce la reacción de hidrólisis siguiente:



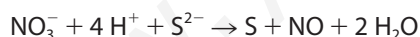
Se generan iones $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$ la disolución adquiere un pH ácido.

Por consiguiente, la disolución de esta sal en agua, como todas las procedentes de ácido fuerte y base débil, dan lugar a una disolución de carácter ácido (mayor concentración de iones H_3O^+ que de OH^-)

- 3 a) 1. Se identifican los elementos que se oxidan y los que se reducen:



2. Se escriben en forma iónica:

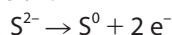


3. Se ajusta cada una de las semirreacciones: en primer lugar, los átomos de los elementos distintos del O y del H y a continuación, el O y el H:

Reacción de reducción:

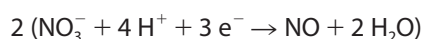


Reacción de oxidación:

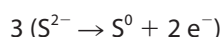


4. Se ajustan las cargas. En el proceso de oxidación, multiplicamos, la de reducción por 2, y la de oxidación, por 3. Se escribe la ecuación global sumando las dos semirreacciones:

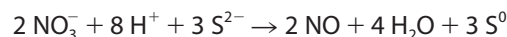
Reacción de reducción:



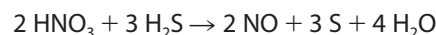
Reacción de oxidación:



Reacción iónica global:



5. Se escribe el proceso redox en forma molecular. De los 8 $[\text{H}^+]$ se utilizan 6 en el H_2S y, 2 en el HNO_3 . Pasando los iones a las especies moleculares de procedencia y reordenando el ajuste definitivo queda:



- b) Se calculan los moles de HNO_3 que reaccionan:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = MV = 0,2 \text{ L} \cdot 2,0 \text{ mol/L} = 0,4 \text{ mol de HNO}_3$$

Los gramos de S se pueden calcular de dos formas:

- Por razonamiento proporcional:

$$\frac{\text{si 2 mol de HNO}_3 \text{ puros}}{\text{producen 3 mol de S}} = \frac{0,4 \text{ mol de HNO}_3}{\text{producirán x mol de S}}$$

$$x = 0,6 \text{ mol de S}$$

$$m = nM = 0,6 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 19,2 \text{ g de S puro}$$

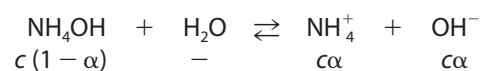
- Por factores de conversión:

$$0,4 \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de S}}{2 \text{ mol de HNO}_3} \cdot 32 \text{ g/mol} = 19,2 \text{ g de S}$$

Como el rendimiento de la reacción es del 75 %, la cantidad real obtenida será:

$$19,2 \text{ g} \cdot \frac{75}{100} = 14,1 \text{ g de S}$$

- 4 a) Escribimos la ecuación del proceso y su constante de equilibrio:



$$K_b = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{K_b/c} =$$

$$= \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5}/0,3} = 0,00775 \Rightarrow \alpha = 0,775 \%$$

Nota: se ha despreciado α frente a 1 por ser $K_b \leq 10^{-5}$

A partir del grado de disociación α se calcula la concentración de iones OH^- :

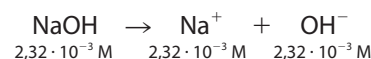
$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0,3 \cdot 7,75 \cdot 10^{-3} = 2,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2,32 \cdot 10^{-3}) = 2,6338$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,6338$$

$$\text{pH} = 11,366 \text{ de la disolución}$$

- b) La concentración de iones $[\text{OH}^-]$ es la que proporciona el pH correspondiente, independientemente de la base de donde provengan. Las bases fuertes están totalmente disociadas y, como dice el enunciado, el NaOH es una base fuerte; por tanto, la concentración de iones OH^- coincide con la de la base fuerte NaOH. La reacción de disociación será:



Por consiguiente, la concentración de la sosa es:

$$[\text{NaOH}] = 2,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- 5 a) El etilmetiléter tiene como fórmula molecular $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$. Su masa molecular se calcula teniendo en cuenta el número de átomos de cada clase que lo componen:

$$M_{\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3} = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 1 = 60 \text{ uma}$$

Como la masa molecular es 60 uma, se calcula el porcentaje de oxígeno aplicando un razonamiento proporcional o por factores de conversión.

- Por factores de conversión:

$$\frac{16 \text{ uma de O}}{60 \text{ uma de CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3} \cdot 100\% = 26,7\% \text{ uma de O}$$

- Por razonamiento proporcional:

$$\frac{60 \text{ uma de CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3}{16 \text{ uma de O}} = \frac{100 \text{ uma de CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3}{x \text{ uma de O}}$$

$$x = 26,7\% \text{ de O}$$

El 2-propanol tiene como fórmula molecular $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH-CH}_3$. Calculamos su masa molecular de la misma forma que en el compuesto anterior:

$$M_{\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH-CH}_3} = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 1 = 60 \text{ uma}$$

Como el número de átomos de cada clase que componen este compuesto es el mismo que el anterior, el porcentaje de oxígeno en ambos compuestos es el mismo: 26,7 % de O.

- b) Con el término isomería se define la existencia de dos o más sustancias que, aun siendo distintas, responden a la misma fórmula molecular. La isomería puede ser de dos tipos: **plana**, que se explica con fórmulas desarrolladas en el plano; y **espacial**, que requiere la utilización de fórmulas tridimensionales para la disposición espacial de sus átomos.

En la isomería plana se pueden considerar las siguientes isomerías:

- **De cadena:** los isómeros difieren en la estructura de su cadena.
- **De posición:** los isómeros difieren en la posición del grupo funcional en la cadena.
- **De función:** los isómeros difieren en el tipo de función que poseen.

La butanona de fórmula $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ es una cetona y el 2-butenol de fórmula $\text{CH}_2\text{OH-CH=CH-CH}_3$ es un alcohol.

El butanal, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$, es un aldehído. También puede considerarse un isómero de función, aunque en realidad se trata del mismo grupo funcional, -C=O , denominado **carbonilo**. Este grupo funcional ocupa dos posiciones diferentes en la cadena, por lo que también se puede decir que se trata de una isomería de posición.

Opción B

- 1 La **electronegatividad** es la capacidad que tiene un elemento de atraer hacia sí el par de electrones del enlace químico. La electronegatividad aumenta al subir en un grupo y al desplazarse a la derecha en un período, a excepción de los gases nobles. Según esto, de los elementos que intervienen en los compuestos propuestos, el valor más electronegativo sea el Br.

Cuanta mayor diferencia de electronegatividad exista entre los átomos que forman un enlace, más desplazado hacia el átomo más electronegativo estará el par de electrones del enlace. Cuando el desplazamiento del par de enlace es total hacia uno de los átomos, se ionizan ambos y se produce entonces el enlace iónico.

Por todo ello, cualquier enlace covalente entre dos átomos diferentes poseerá un cierto carácter iónico que vendrá determinado por la diferencia de electronegatividad de dichos átomos. Los valores que se utilizan son los de la escala de Pauling, en la que se le adjudica al F el valor máximo, de 4.

Para determinar la polaridad del enlace, se considera que el valor límite de la diferencia de electronegatividades es de 1,7 entre los átomos que forman el enlace. Por encima de este valor, el enlace que predomina es el iónico, y por debajo, el covalente polar.

Vamos a calcular la diferencia de electronegatividades en cada especie química:

Especie química	Diferencia de electronegatividades	Tipo de enlace
MgBr_2	$2,8 - 1,2 = 1,6 < 1,7$	covalente polar
AlBr_3	$2,8 - 1,5 = 1,3 < 1,7$	covalente polar
SiBr_4	$2,8 - 1,8 = 1 < 1,7$	covalente polar
PBr_3	$2,8 - 2,1 = 0,7 < 1,7$	covalente polar

Especie	MgBr_2	AlBr_3	SiBr_4	PBr_3
Diferencia de electronegatividad	1,6	1,3	1	0,7
Orden del carácter iónico del enlace	mayor			menor

Por tanto, el orden será: $\text{MgBr}_2 > \text{AlBr}_3 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3$

- 2 La entropía, S , es una función termodinámica que representa una medida del grado de desorden de las partículas del sistema. Cuanto mayor sea el orden del sistema más baja es su entropía, o bien, a mayor desorden del sistema mayor es su entropía.

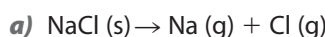
La entropía se define como $S = Q/T$ (su unidad es J/K), donde Q es el calor recibido por el sistema a la temperatura constante T .

Si un sistema intercambia energía con el exterior, la variación de entropía depende del calor intercambiado y de la T a la que se produce. Esta variación viene dada por $\Delta S = Q/T$.

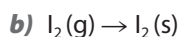
Por ser una función de estado, la variación de entropía, depende del estado inicial y final del sistema y no de cómo ha evolucionado.

Por tanto:

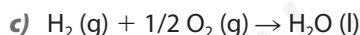
- Cuando aumenta el orden, la entropía disminuye y su signo es negativo: $\Delta S^\circ < 0$.
- Cuando disminuye el orden, la entropía aumenta y su signo es positivo: $\Delta S^\circ > 0$.



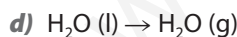
Según esta reacción, aumenta el número de partículas en el producto, Na (g) y Cl (g), con lo que aumenta el desorden y, por tanto, aumenta la entropía ($\Delta S^\circ > 0$). Es decir, en los reactivos, los dos iones forman la red cristalina de NaCl (s) ocupando posiciones fijas. Al romper la red, los iones gaseosos se mueven por todo el volumen, hay más desorden, con lo que la entropía aumenta.



Según el sentido de la reacción, el orden aumenta, por lo que el $\Delta S^\circ < 0$, es decir, la entropía disminuye. Las moléculas de yodo en estado gaseoso (reactivo) están en continuo movimiento (aumenta el desorden del sistema); al pasar al estado sólido los átomos de yodo ocupan posiciones fijas en el sólido covalente, el desorden del sistema disminuye, y con él, la entropía.



En la reacción propuesta, el orden aumenta por lo que el $\Delta S^\circ < 0$, es decir, la entropía disminuye. Esto se debe a que hay más orden en la molécula de H_2O líquida que en las moléculas de H_2 y O_2 gaseosas.



En la reacción propuesta, el orden disminuye por lo que el $\Delta S^\circ > 0$, es decir, la entropía aumenta. Esto se debe a que hay más desorden en las moléculas de H_2O gaseosa que en las moléculas de H_2O líquida.

- 3 a)** Se plantea la ecuación ajustada con los valores estequiométricos y los datos proporcionados por el ejercicio:

Reacción ajustada	$2 \text{ Al} + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{ H}_2$
M (uma)	26,7 98 341,4 2
M reaccionante (g)	53,4 294 6
Datos	6 g 50 mL 0,15 M

Se ha de calcular cuál de los reactivos es el limitante. Se calcularán los moles iniciales de cada reactivo:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = MV = 5 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot 0,15 \text{ mol/L} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$n_{\text{Al}} = \frac{m}{M} = \frac{6 \text{ g}}{26,7 \text{ g/mol}} = 0,225 \text{ mol de Al}$$

Se calcula el reactivo limitante por factores de conversión y por estequiometría:

- Por factores de conversión:

$$7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Al}}{3 \text{ mol de S}_2\text{SO}_4} = 0,005 \text{ mol de Al reaccionan}$$

- Por estequiometría:

Reaccionan 3 mol de H_2SO_4 con 2 mol de Al; por tanto, al poner $7,5 \cdot 10^{-3}$ mol de H_2SO_4 , se consumirán $5 \cdot 10^{-3}$ mol Al. Como la cantidad disponible es de 0,225 mol, el reactivo limitante es el H_2SO_4 y sobrára Al:

$$0,225 - 0,005 = 0,22 \text{ mol de Al}$$

Que expresados en gramos son:

$$m = nM = 0,22 \text{ mol} \cdot 26,7 \text{ g/mol} = 5,874 \text{ g de Al puro en exceso}$$

- b)** A partir del reactivo limitante se calculan los moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ producidos.

- Por factores de conversión:

$$7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$m = nM = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 341,4 \text{ g/mol} = 0,8534 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

- 4 a)** Mediante una sencilla operación se obtiene el calor de combustión por mol de metano ($M = 16$ uma):

$$\frac{\text{si 1 g de CH}_4}{\text{produce 50 kJ}} = \frac{16 \text{ g de CH}_4}{\text{produciran } x \text{ kJ}}$$

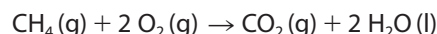
$$x = 800 \text{ kJ/mol}$$

Obtenemos el mismo resultado si:

$$\Delta H_{\text{cCH}_4}^\circ = 16 \text{ g de CH}_4 \cdot 50 \text{ kJ/1 g de CH}_4 = 800 \text{ kJ}$$

Como es exotérmica: $\Delta H_{\text{cCH}_4}^\circ = -800 \text{ kJ/mol}$

- b)** Se plantea y se ajusta la reacción de combustión:



Se ordenan los datos para mayor claridad de los mismos.

$$\Delta H_{\text{cCH}_4}^\circ = -800 \text{ kJ/mol} \quad \text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

$$\Delta H_{\text{f}}^\circ = \text{kJ/mol} \quad ? \quad 0 \quad -394 \quad -242$$

Se procede al cálculo del calor de formación aplicando la variación de entalpía, entre productos y reactivos, y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción.

$$\Delta H_{\text{c}}^\circ = \sum n \Delta H_{\text{productos}}^\circ - \sum n \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ = -394 + 2 \cdot (-242) - \Delta H_{\text{fCH}_4}^\circ = -800 \text{ kJ/mol}$$

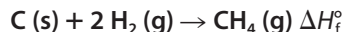
La entalpía de formación se despeja de la ecuación anterior:

$$\Delta H_f^\circ = -394 - 484 + 800 = -78 \text{ kJ/mol}$$

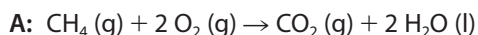
Por tanto, la entalpía de formación del metano tiene un valor de -78 kJ/mol . El signo negativo significa que se trata de un proceso exotérmico.

También se puede resolver aplicando la ley de Hess:

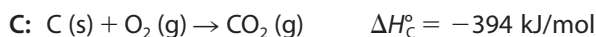
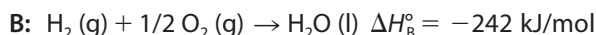
El ΔH_f° de la reacción de la formación del metano es:



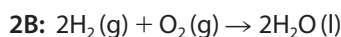
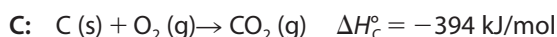
A continuación, se plantean las reacciones dadas con sus entalpías:



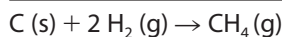
$$\Delta H_A^\circ = -800 \text{ kJ/mol}$$



Se disponen las ecuaciones en el orden de la reacción principal y se multiplican por los coeficientes necesarios para obtener esta (se cambia el signo de la entalpía si se invierte la reacción):



$$\Delta H_B^\circ = -242 \cdot 2 \text{ kJ/mol} = 484 \text{ kJ/mol}$$



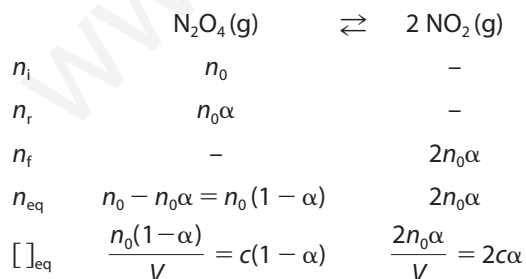
$$\Delta H_f^\circ = \sum \Delta H_{A,B,C}^\circ = -394 - 484 + 800 = -78 \text{ kJ/mol}$$

Por tanto, $\Delta H_f^\circ = -78 \text{ kJ/mol}$ es una reacción exotérmica.

5 a) Comentario: se puede resolver por el concepto de grado de disociación α , o bien, por el número de moles disociados x .

- Por el grado de disociación α dado:

$$V = 1,5 \text{ L}; T = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$



Se puede calcular la concentración inicial:

$$c = 0,08 \text{ mol}/1,5 \text{ L} = 0,0534 \text{ y } p = 2,27 \text{ atm}$$

Obtención del número de moles en el equilibrio:

$$n_T = n_0 - n_0\alpha + 2n_0\alpha = n_0(1 + \alpha) = 0,08 \cdot (1 + \alpha)$$

Cálculo de α , a partir de la ley de gases ideales en función de los datos:

$$pV = nRT = n_0(1 + \alpha)RT = 0,08 \text{ mol} \cdot (1 + \alpha) \cdot 0,082 \text{ atm L/K mol} \cdot 308 \text{ K}$$

Resolviendo la ecuación queda:

$$2,27 \cdot 1,5 = 2,02 + 2,02\alpha$$

$\alpha = 0,685$ lo que significa que el N_2O_4 está disociado en un 68,5%.

Una vez conocido el grado de disociación se procede a calcular la presión parcial del NO_2 en el equilibrio para lo que hay que calcular los moles del compuesto presentes en dicho equilibrio.

$$n_{\text{eq NO}_2} = 2n_0\alpha = 2 \cdot 0,08 \cdot 0,685 = 0,1123 \text{ mol}$$

$$p_{\text{NO}_2} = \frac{n_{\text{NO}_2}RT}{V} = \frac{0,1123 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/K mol} \cdot 308 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 1,88 \text{ atm}$$

También se puede calcular a través de la fracción molar del NO_2 en el equilibrio:

$$p_p = \chi p_T$$

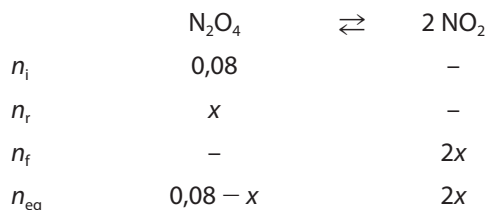
$$n_{\text{eq T}} = n_0(1 + \alpha) = 0,08 \cdot (1 + \alpha) = 0,1348$$

$$\chi_{\text{NO}_2} = \frac{0,1123}{0,1348} = 0,830 \Rightarrow 83,0\%$$

$$p_p = \chi p_T = 0,830 \cdot 2,27 = 1,88 \text{ atm}$$

- Por el número de moles disociados x :

$$T = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}; V = 1,5 \text{ L}$$



Cálculo de los moles totales en el equilibrio:

$$n_{\text{eq T}} = 0,08 - x + 2x = 0,08 + x$$

Por otro lado:

$$pV = nRT \Rightarrow 2,27 \cdot 1,5 = (0,08 + x) \cdot 0,082 \cdot 308 \Rightarrow 3,405 = 2,020 + 25,256x$$

Despejando x se tiene que:

$$x = 0,0548 \text{ mol}$$

Como el grado de disociación es la cantidad disociada por cada mol inicial se deduce:

$$\alpha = \frac{n_{\text{disociados}}}{n_i} = \frac{0,0548}{0,08} = 0,685 \Rightarrow \alpha = 68,5\%$$

También se puede realizar un razonamiento proporcional:

$$\frac{\text{si de } 0,080 \text{ mol}}{\text{se han disociado } 0,0548} = \frac{\text{de } 1 \text{ mol}}{\text{se disociará } \alpha}$$
$$\alpha = 0,685 \Rightarrow \alpha = 68,5\%$$

A partir de este valor de α se pueden calcular las presiones parciales.

b)

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} =$$
$$= \frac{(2c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{4c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{4 \cdot 0,0534 \cdot 0,685^2}{1-0,685} = 0,318$$

Es decir, $K_c = 0,318$.

www.yoquieroaprobar.es