

1.- Sabiendo que se desprenden 890'0 KJ por cada mol de CO<sub>2</sub> producido según la siguiente reacción:

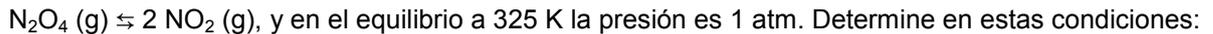


- La entalpía de formación del metano
- El calor desprendido en la combustión completa de un 1 kg de metano.
- El volumen de CO<sub>2</sub> medido a 25 °C y 1 atm, que se produce en la combustión completa de 1 kg de metano.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ ; Masas atómicas: C = 12; H = 1

Entalpías de formación estándar ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ): H<sub>2</sub>O (l) = - 285'8; CO<sub>2</sub> (g) = - 393'5

2.- En un reactor se introducen 5 moles de tetraóxido de dinitrógeno gaseoso, que tiene en el recipiente una densidad de 2'3 g·L<sup>-1</sup>. Este compuesto se descompone según la reacción:



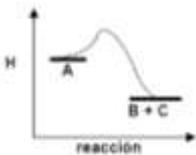
- El volumen del reactor.
- El número de moles de cada componente en el equilibrio
- El valor de la constante de equilibrio K<sub>c</sub>
- El valor de la constante de equilibrio K<sub>p</sub>

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ ; Masas atómicas: N = 14; O = 16

3.- El diagrama energético adjunto corresponde a una reacción química  $\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{C}$ , para la cual  $\Delta S = 60 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

y el valor absoluto de la variación de entalpía es  $|\Delta H| = 45 \text{ KJ}$ .

- Justifique si la reacción es espontánea a 25 °C
- Indique si un aumento de temperatura aumentará más la velocidad de la reacción directa  $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$  o de la reacción inversa  $\text{B} + \text{C} \rightarrow \text{A}$



4.- Considerando el equilibrio existente entre el oxígeno molecular y el ozono, de acuerdo a la reacción



- El efecto que tendría sobre el equilibrio un aumento de la presión del sistema.
- El efecto que tendría sobre la cantidad de ozono en el equilibrio una disminución de la temperatura.
- El efecto que tendría sobre el equilibrio la adición de un catalizador.
- El efecto que tendría sobre la constante de equilibrio K<sub>p</sub> añadir más ozono al sistema.

5.- Una reacción química del tipo  $\text{A} (\text{g}) \rightarrow \text{B} (\text{g}) + \text{C} (\text{g})$  tiene a 25 °C una constante cinética

$k = 5 \cdot 10^{12} \text{ Lmol}^{-1}\text{s}^{-1}$ . Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es el orden de la reacción anterior?
- ¿Cómo se modifica el valor de la constante k si la reacción tiene lugar a una temperatura inferior?
- ¿Por qué no coincide el orden de reacción con la estequiometría de la reacción?
- ¿Qué unidades tendría la constante cinética si la reacción fuera de orden 1?

6.- Los combustibles de automóvil son mezclas complejas de hidrocarburos. Supongamos que la gasolina responde a la fórmula C<sub>9</sub>H<sub>20</sub>, cuyo calor de combustión es  $\Delta H_c = - 6160 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , mientras que el gasoil responde a la fórmula C<sub>14</sub>H<sub>30</sub>, cuyo calor de combustión es  $\Delta H_c = - 7940 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- Formule las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule la energía liberada al quemar 10 L de cada uno.
- Calcule la masa de dióxido de carbono liberada cuando se queman 10 L de cada uno.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1. Densidades: gasolina = 718 g·L<sup>-1</sup>; gasoil = 763 g·L<sup>-1</sup>.

7.- Se parte de 150 gramos de ácido etanoico, y se quieren obtener 176 gramos de etanoato de etilo por reacción con etanol.

- Escriba la reacción de obtención del etanoato de etilo indicando de qué tipo es.
  - Sabiendo que  $K_c$  vale 5, calcule los gramos de alcohol que hay que utilizar.
  - Calcule las fracciones molares de cada uno de los 4 componentes presentes en el equilibrio.
- Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

8.- El dióxido de nitrógeno es un gas de color rojizo que reacciona consigo mismo (se dimeriza) para dar lugar al tetraóxido de dinitrógeno, que es un gas incoloro. Se ha comprobado que una mezcla a 0 °C es prácticamente incolora mientras que a 100 °C tiene color rojizo. Teniendo esto en cuenta:

- Escriba la reacción que tiene lugar.
- Justifique si la reacción es exotérmica o endotérmica.
- ¿Qué cambio de color se apreciará a 100 °C si se aumenta la presión del sistema?
- Justifique si se modificará el color de la mezcla si, una vez alcanzado el equilibrio, se añade un catalizador.

9.- El etanol se utiliza como alternativa a la gasolina en algunos motores de vehículos.

- Escriba la reacción ajustada de combustión del etanol para dar dióxido de carbono y agua, y calcule la energía liberada cuando se quema una cantidad de etanol suficiente para producir 100 L de dióxido de carbono, medido a 1 atm y 25 °C.
- Calcule la energía necesaria para romper todos los enlaces de una molécula de etanol, expresando el resultado en eV.

Datos:  $N_A = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ eV} = 1'6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ;  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

Energías de enlace ( $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ): C-C: 347; C-H: 414; O-H: 460.

$\Delta H_f^\circ$  ( $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ): etanol (l) = - 277'6; agua (l) = - 285'8; dióxido de carbono (g) = - 393'5.

10.- En un recipiente de 14 L de volumen se introducen 3'2 moles de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno. Cuando se alcanza el equilibrio a 200 °C se obtienen 1'6 moles de amoníaco.

- Formule y ajuste la reacción.
- Calcule el número de moles de  $\text{H}_2$  y de  $\text{N}_2$  en el equilibrio.
- Calcule los valores de las presiones parciales en el equilibrio de  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$  y  $\text{NH}_3$ .
- Calcule  $K_c$  y  $K_p$  a 200°C.

Dato:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

11.- La síntesis del amoníaco según la reacción en fase gaseosa,  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ , es un buen ejemplo para diferenciar factores cinéticos y termodinámicos.

- Escriba la expresión para calcular la entalpía de esta reacción en función de las entalpías de formación y justifique que dicha reacción es exotérmica.
- Justifique, desde el punto de vista termodinámico, que dicha reacción está favorecida a bajas temperaturas.
- Justifique, desde el punto de vista cinético, que dicha reacción esta favorecida altas temperaturas.
- Escriba la expresión para  $K_p$  en función de la presión total.

Dato:  $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_3) < 0$

12.- Considere las siguientes reacciones químicas:



- Dibuje un diagrama entálpico para cada una de las reacciones, justificando los dibujos
- Considerando que las dos reacciones anteriores tienen variación de entropía negativa ( $\Delta S < 0$ ), indique razonadamente cuál de ellas no puede ser espontánea a ninguna temperatura.

13.- A 330 K y 1 atm, 368 g de una mezcla al 50% en masa de  $\text{NO}_2$  y  $\text{N}_2\text{O}_4$  se encuentran en equilibrio. Calcule:

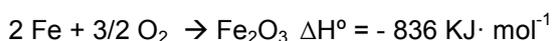
- La fracción molar de cada componente en dicha mezcla.
- La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción  $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$
- La presión necesaria para que la cantidad de  $\text{NO}_2$  en el equilibrio se reduzca a la mitad.
- El volumen que ocupa la mezcla del apartado c) en el equilibrio

Datos: Dato:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ . Masas atómicas: N = 14; O = 16.

14.- Para el proceso  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$ , calcule:

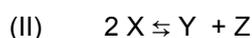
- La entalpía de reacción en condiciones estándar.
- La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  con cantidad suficiente de aluminio.
- La masa de óxido de aluminio obtenido en la reacción del apartado anterior.

Datos:  $2 \text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\Delta H^\circ = -1672 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



Masas atómicas: Fe = 56; O = 16; Al = 27.

15.- Considere las dos reacciones siguientes en las que todas las especies son gases ideales:



- Escriba para cada una de ellas la relación existente entre su variación de entalpía y su variación de energía interna.
- Indique razonadamente cuál de ellas tendrá mayor variación de entropía.

16.- La siguiente descomposición:  $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ , es un proceso endotérmico.

- Escriba la expresión para la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción indicada.
- Razone cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura.
- Razone cómo afecta a la cantidad de  $\text{CO}_2$  desprendido un aumento de la cantidad de  $\text{NaHCO}_3$
- Justifique cómo afecta al equilibrio la eliminación del  $\text{CO}_2$  del medio.

17.- La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  es de  $-2220 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calcule:

- La fórmula molecular de este hidrocarburo.
- La energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm
- La masa de  $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$  que se obtendrá en la combustión anterior.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ . Entalpías de formación ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):  $\text{CO}_2 (\text{g}) = -393$ ;  $\text{H}_2\text{O} (\text{g}) = -286$ ;  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} (\text{g}) = -106$ . Masas atómicas: H = 1; O = 16.

18.- En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de  $\text{COCl}_2$  a 300 K. Cuando se alcanza el equilibrio  $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$ , la presión final es de 180 mm de Hg. Calcule:

- Las presiones parciales de  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{CO}$  y  $\text{Cl}_2$ .
- Las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$ .

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ . Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5.

19.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

- Si una reacción es endotérmica y se produce un aumento de orden del sistema entonces nunca es espontánea.
- Las reacciones exotérmicas tienen energía de activación negativas.
- Si una reacción es espontánea y  $\Delta S$  es positivo, necesariamente debe ser exotérmica.

d) Una reacción  $A + B \rightarrow c + D$  tiene  $\Delta H = -150$  KJ y una energía de activación de 50 KJ, por tanto la energía de activación de la reacción inversa es de 200 KJ.

20.- El método de Berthelot para la obtención de benceno ( $C_6H_6$ ) consiste en hacer pasar acetileno (etino) a través de un tubo de porcelana calentado al rojo:

- Escriba y ajuste la reacción de obtención.
- Determine la energía (expresada en KJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.
- Calcule  $\Delta H^0$  de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12. Entalpías de combustión ( $KJ \cdot mol^{-1}$ ): Acetileno = - 1300; Benceno = - 32370.

21.- Se introducen 0'5 moles de pentacloruro de antimonio en un recipiente de 2 litros. Se calienta a 200 °C y una vez alcanzado el equilibrio, hay presentes 0'436 moles del compuesto. Todas las sustancias son gaseosas a esa temperatura.

- Escriba la reacción de descomposición del pentacloruro de antimonio en cloro molecular y en tricloruro de antimonio.
- Calcule  $K_c$  para la reacción anterior.
- Calcule la presión total de la mezcla en el equilibrio.

Dato:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}$ .

22.- Para la reacción  $A + B \rightarrow C$  se obtuvieron los siguientes resultados:

- Determine la ecuación de velocidad
- Determine las unidades de la constante cinética  $k$ .
- Indique cuál de los dos reactivos se consume más deprisa.
- Explique cómo se modifica la constante cinética,  $k$ , si se añade más reactivo B al sistema.

ENSAYO	[A] ( $mol \cdot L^{-1}$ )	[B] ( $mol \cdot L^{-1}$ )	v ( $mol \cdot L^{-1} s^{-1}$ )
1°	0'1	0'1	X
2°	0'2	0'1	2X
3°	0'1	0'2	4X

23.- El acetileno o etino ( $C_2H_2$ ) se hidrogena para producir etano. Calcule a 298 K:

- La entalpía estándar de la reacción.
- La energía de Gibbs estándar de reacción.
- La entropía estándar de reacción.
- La entropía molar del hidrógeno.

Datos a 298 K	$\Delta H_f^0 \text{ KJ} \cdot mol^{-1}$	$\Delta G_f^0 \text{ KJ} \cdot mol^{-1}$	$S^0 \text{ J} \cdot mol^{-1} K^{-1}$
$C_2H_2$	227	209	200
$C_2H_6$	- 85	- 33	230

24.- Cuando se ponen 0'7 moles de  $N_2O_4$  en un reactor de 10 L a 359 K se establece el equilibrio  $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$  y la presión es de 3'3 atm. Calcule:

- La concentración molar de todas las especies en el equilibrio
  - El valor de  $K_c$
  - Si el sistema se comprime hasta reducir el volumen a 8 L ¿cuál sería la presión total en el equilibrio?
- Dato:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}$ .

25.- Considere los procesos de licuación del hidrógeno:  $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{l})$ .  $\Delta H_1 = -1'0 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y de combustión del mismo gas:  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ;  $\Delta H_c = -242 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En ambos procesos  $\Delta S < 0$
- Ambos procesos son espontáneos a cualquier temperatura.
- Para la combustión  $\text{H}_2(\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ;  $\Delta H_c = -241 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- La energía de cada enlace O-H es  $242/2 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

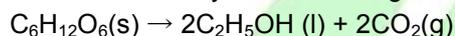
26.- El hidróxido de magnesio es poco soluble en agua ( $K_s = 1'8 \cdot 10^{-11}$ )

- Formule el equilibrio de disolución del hidróxido de magnesio y escriba la expresión para  $K_s$ .
- Calcule la solubilidad en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- ¿Cómo afectaría a la solubilidad la adición de ácido clorhídrico?
- ¿Cómo afectaría a la solubilidad la adición de cloruro de magnesio?

27.- Considere la reacción exotérmica  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ . Razone porqué las siguientes afirmaciones son falsas para este equilibrio:

- Si la constante de equilibrio tiene un valor muy elevado es porque la reacción directa es muy rápida.
- Si aumenta la temperatura, la constante cinética de la reacción directa disminuye.
- El orden total de la reacción directa es igual a 3.
- Si se añade un catalizador, la constante de equilibrio aumenta.

28.- La levadura y otros microorganismos fermentan la glucosa a etanol y dióxido de carbono:



- Aplicando la ley de Hess, calcule la entalpía estándar de la reacción.
- Calcule la energía desprendida en la obtención de 4'6 g de etanol a partir de glucosa.
- ¿Para qué temperaturas será espontánea la reacción? Razone la respuesta.

29.- En un recipiente cerrado de 1 L de capacidad se introducen 73'6 gramos de tetraóxido de dinitrógeno. Se mantiene a  $22^\circ\text{C}$  hasta alcanzar el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ , siendo  $K_c = 4,66 \cdot 10^{-3}$ .

- Calcule las concentraciones de ambos gases en el equilibrio.
  - Calcule el valor de  $K_p$ .
  - Cuando la temperatura aumenta al doble, aumenta  $K_c$ . Justifique el signo de  $\Delta H$  para esta reacción.
- Datos.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ . Masas atómicas: N = 14 y O = 16.

30.- Para las sales cloruro de plata y yoduro de plata, cuyas constantes de producto de solubilidad, a  $25^\circ\text{C}$ , son  $1,6 \cdot 10^{-10}$  y  $8 \cdot 10^{-17}$ , respectivamente:

- Formule los equilibrios heterogéneos de disociación y escriba las expresiones para las constantes del producto de solubilidad de cada una de las sales indicadas, en función de sus solubilidades.
  - Calcule la solubilidad de cada una de estas sales en  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ .
  - ¿Qué efecto produce la adición de cloruro de sodio sobre una disolución saturada de cloruro de plata?
  - ¿Como varia la solubilidad de la mayoría de las sales al aumentar la temperatura? Justifique la respuesta.
- Datos. Masas atómicas: Cl = 35'5; Ag = 108'0; I = 127'0.

31.- Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98% en peso de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 96% y densidad  $1,84 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ , formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua.

- Formule y ajuste la reacción que ocurre.
- ¿Que volumen de ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita?
- ¿Cuantos litros de  $\text{CO}_2$  se desprenderán, medidos a 1 atm y  $25^\circ\text{C}$ ?

d) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción?

Datos.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ; Masas atómicas:  $H = 1$ ;  $C = 12$ ;  $O = 16$ ;  $S = 32$  y  $Ca = 40$

32.- El propano es uno de los combustibles fósiles más utilizados.

a) Formule y ajuste su reacción de combustión.

b) Calcule la entalpía estándar de combustión e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico.

c) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen medidos a  $25^\circ\text{C}$  y  $760 \text{ mm}$  de Hg si la energía intercambiada ha sido de  $5990 \text{ KJ}$ .

Datos.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

Energías medias de enlace ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):  $(C-C) = 347$ ;  $(C-H) = 415$ ;  $(O-H) = 460$ ;  $(O=O) = 494$  Y  $(C=O) = 730$

33.- El valor de la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción  $H_2(g) + F_2(g) \rightleftharpoons 2 HF(g)$  es  $6'6 \cdot 10^{-4}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Si en un recipiente de  $10 \text{ L}$  se introduce  $1 \text{ mol}$  de  $H_2$  y  $1 \text{ mol}$  de  $F_2$ , y se mantiene a  $25^\circ\text{C}$  hasta alcanzar el equilibrio, calcule:

a) Los moles de  $H_2$  que quedan sin reaccionar una vez que se ha alcanzado el equilibrio

b) La presión parcial de cada uno de los compuestos en el equilibrio

c) El valor de  $K_p$  a  $25^\circ\text{C}$ .

Dato.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

34.- La siguiente reacción, no ajustada:  $CH_3OH(l) + O_2(g) \rightleftharpoons H_2O(l) + CO_2(g)$  es exotérmica a  $25^\circ\text{C}$

a) Escriba la expresión para la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción indicada.

b) Razone cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura.

c) Razone cómo afecta a la cantidad de  $CO_2$  desprendido un aumento de la cantidad de  $CH_3OH(l)$

d) Justifique cómo se modifica el equilibrio si se elimina  $CO_2$  del reactor.

35.- Se introduce fosgeno ( $COCl_2$ ) en un recipiente vacío de  $1 \text{ L}$  a una presión de  $0'92 \text{ atm}$  y temperatura de  $500 \text{ K}$ , produciéndose su descomposición según la ecuación:  $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$

Sabiendo que en estas condiciones el valor de  $K_c$  es  $4'63 \cdot 10^{-3}$ , calcule:

a) La concentración inicial de fosgeno.

b) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

c) La presión parcial de cada uno de los componentes en el equilibrio.

Dato.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

36.- Se tiene una reacción en equilibrio del tipo  $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(l) + dD(s)$ .

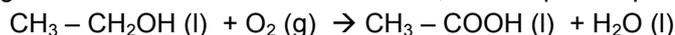
a) Escriba la expresión de  $K_p$

b) Justifique cómo se modifica el equilibrio cuando se duplica el volumen del recipiente.

c) Justifique cómo se modifica el equilibrio si se aumenta la presión parcial de la sustancia A

d) Justifique qué le ocurre al valor de  $K_p$  si aumenta la temperatura del sistema.

37.- Sabiendo que, en condiciones estándar, al quemar  $2'5 \text{ g}$  de etanol se desprenden  $75 \text{ KJ}$  y al hacer lo mismo con  $1'5 \text{ g}$  de ácido acético se obtienen  $21 \text{ KJ}$ , calcule para el proceso:



a) Los calores de combustión molares de etanol y ácido acético.

b) El valor de  $\Delta H^0$  de la reacción del enunciado.

c) El valor de  $\Delta U^0$  de la reacción del enunciado.

Datos:  $R = 8'31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $H = 1$ ;  $C = 12$  y  $O = 16$ .

38.- El hidróxido de cadmio (II) es una sustancia cuyo producto de solubilidad es  $7'2 \cdot 10^{-15}$  a 25 °C. y aumenta al aumentar la temperatura. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El proceso de solubilización de esta sustancia es exotérmica.
  - La solubilidad a 25 °C tiene un valor de  $1'24 \cdot 10^{-15} \text{ g L}^{-1}$
  - Esta sustancia se disuelve más fácilmente si se reduce el pH del medio.
- Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Cd = 112.

39.- El denominado "gas de síntesis" se obtiene al calentar carbón a temperatura elevada en presencia de vapor de agua, obteniéndose hidrógeno molecular y monóxido de carbono.

- Formule la reacción de obtención del gas de síntesis.
- Calcule el calor intercambiado cuando reaccionan 150 g de carbón, suponiendo que su contenido en carbono es del 80% en masa.
- Calcule el volumen de monóxido de carbono desprendido en la reacción del apartado anterior, medido a 2000 mm Hg y 300 °C.

Datos:  $\Delta H_f^0$  (KJ  $\cdot$  mol<sup>-1</sup>): CO (g) = - 110'5; H<sub>2</sub>O (g) = - 242'8. Masa atómica: C = 12. R = 0'082 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

40.- Considere el siguiente equilibrio:  $\text{SbCl}_3$  (ac) + H<sub>2</sub>O  $\rightleftharpoons$  SbOCl (s) + HCl (ac). Sabiendo que es endotérmico en el sentido en que está escrita la reacción, y teniendo en cuenta que no está ajustada:

- Razone cómo afecta a la cantidad de SbOCl un aumento en la cantidad de HCl.
- Razone cómo afecta a la cantidad de SbOCl un aumento en la cantidad de SbCl<sub>3</sub>.
- Escriba la expresión de K<sub>c</sub> para esta reacción.
- Razone cómo afecta un aumento de temperatura al valor de K<sub>c</sub>.

41.- Explique cuáles de las siguientes reacciones, sin ajustar, modifican su composición en el equilibrio por un cambio en la presión total. Indique cómo variarían las cantidades de los productos o los reactivos si se tratase de un aumento de presión.

- $\text{Ni (s)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{Ni(CO)}_4 \text{ (g)}$
- $\text{CH}_4 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
- $\text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{SO}_3 \text{ (g)}$
- $\text{O}_3 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{O}_2 \text{ (g)}$

42.- La reacción  $\text{A} + \text{B} \rightarrow 2 \text{C}$  tiene un orden de reacción dos respecto a A y uno respecto a B.

Justifique si las siguientes son verdaderas o falsas:

- El orden total de la reacción es 2.
- Las unidades de la constante cinética son  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .
- El valor de la constante cinética no se modifica si se duplica la concentración de A.
- La velocidad de la reacción es  $v = - (1/2) d[\text{A}]/dt$ .

43.- En el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{CO (g)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2 \text{ (g)}$ , las concentraciones de CO, Cl<sub>2</sub> y COCl<sub>2</sub> son 0'5 M, 0'5 M y 1'25 M, respectivamente.

- Calcule el valor de K<sub>c</sub>
- Justifique hacia dónde se desplazará el equilibrio si se aumenta el volumen
- Calcule las concentraciones en el equilibrio de todos los componentes si se reduce el volumen a la mitad.

44.- Se denominan gases licuados del petróleo (GLP) a mezclas de propano y butano que pueden utilizarse como combustible en diferentes aplicaciones. Cuando se quema 1 Kg de una muestra de GLP en exceso de oxígeno, se desprenden  $4'95 \cdot 10^4$  KJ. Calcule:

- Las entalpías molares de combustión del propano y del butano.
- Las cantidades (en moles) de propano y butano presentes en 1 Kg de la muestra de GLP.
- La cantidad (en Kg) de  $\text{CO}_2$  emitida a la atmósfera en la combustión de 1 Kg de la muestra de GLP.

Datos:  $\Delta H_f^0$  (KJ  $\cdot$  mol $^{-1}$ ): propano (l) = - 119'8; butano (l) = - 148'0;  $\text{CO}_2$  (g) = - 393'5;  $\text{H}_2\text{O}$  (l) = - 285'8.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

45.- Escriba las reacciones químicas ajustadas a las que corresponden las siguientes variaciones de entalpía estándar, incluyendo el estado de agregación de reactivos y productos. Indique si son reacciones endotérmicas o exotérmicas.

- $\Delta H_f^0$  propano (g) = - 103'8 KJ $\cdot$ mol $^{-1}$
- $\Delta H_f^0$  pentaóxido de dinitrógeno (g) = 90'4 KJ $\cdot$ mol $^{-1}$
- $\Delta H_{\text{Combustión}}^0$  ácido propanoico (l) = - 1527 KJ $\cdot$ mol $^{-1}$
- $\Delta H_f^0$  eteno (g) = 52'4 KJ $\cdot$ mol $^{-1}$

46.- Considere los siguientes compuestos y sus valores de  $K_s$  (a 25°C) indicados en la tabla:

- Formule cada uno de sus equilibrios de solubilidad
- Escriba en orden creciente, de forma justificada, la solubilidad molar de estos compuestos.

Sulfato de bario	$K_s = 1'1 \cdot 10^{-10}$
Sulfuro de cadmio	$K_s = 8'0 \cdot 10^{-28}$
Hidróxido de hierro (II)	$K_s = 1'0 \cdot 10^{-16}$
Carbonato de calcio	$K_s = 8'7 \cdot 10^{-9}$

47.- Para la reacción entre gases  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ , cuya ecuación cinética o "ley de velocidad" es  $v = k \cdot [\text{A}]^2$ , justifique cómo varía la velocidad de reacción:

- Al disminuir el volumen del sistema a la mitad, a temperatura constante.
- Al aumentar las concentraciones de los productos C y D, sin modificar el volumen del sistema.
- Al utilizar un catalizador.
- Al aumentar la temperatura

48.- En un recipiente cerrado de 10 L, que se encuentra a 305 K, se introducen 0'5 mo, de  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g). Este gas se descompone parcialmente según la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g)  $\rightleftharpoons$  2  $\text{NO}_2$  (g), cuya constante de equilibrio  $K_p$  es 0'25 a dicha temperatura.

- Calcule el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ .
- Determine las fracciones molares de los componentes de la mezcla en el equilibrio.
- Calcule la presión total en el recipiente cuando se ha alcanzado el equilibrio.

Dato:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

49.- Para la reacción:  $2 \text{NH}_3$  (g) +  $5/2 \text{O}_2$  (g)  $\rightarrow$  2  $\text{NO}$  (g) + 3  $\text{H}_2\text{O}$  (l):

- Calcule la entalpía estándar de la reacción. Indique si la reacción es exotérmica.
- Prediga el signo de la entropía y justifique en qué condiciones de temperatura la reacción es espontánea.
- Calcule la masa (en Kg) de  $\text{NO}$  que se produce en la combustión de 1 Kg de amoníaco.

Datos:  $\Delta H_f^0$  (KJ  $\cdot$  mol $^{-1}$ ):  $\text{NH}_3$  (g) = - 46'19;  $\text{NO}$  (g) = 90'29;  $\text{H}_2\text{O}$  (l) = - 285'9. Masas atómicas: H = 1; N = 14;

O = 16,

50.- Indique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando su respuesta:

- Una reacción espontánea nunca puede ser endotérmica.
- Cuando aumenta la temperatura en un equilibrio exotérmico, la constante de velocidad de la reacción directa disminuye.
- En una reacción entre gases del tipo  $A + 2 B \rightleftharpoons 2 C$ , los valores de  $K_c$  y  $K_p$  son iguales.
- En una reacción entre gases del tipo  $A + 2 B \rightleftharpoons 2 C + D$ , un aumento en la presión del recipiente a temperatura constante no modifica la cantidad de reactivos y productos presentes en el equilibrio.

51.- La reacción entre gases  $2 A + B \rightleftharpoons 3 C$  tiene  $\Delta H = - 120 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , y para la reacción inversa

$$E_a = 180 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- Utilizando un diagrama energético de la reacción, calcule  $E_a$  para la reacción directa.
- Justifique si un aumento de temperatura tendrá mayor efecto sobre la constante de velocidad de la reacción directa o de la inversa.
- Justifique qué efecto tendrá un aumento de temperatura sobre las cantidades de reactivos y productos en el equilibrio.
- Si para esta reacción  $\Delta S < 0$ , explique si la reacción del enunciado es espontánea a temperaturas altas o bajas.

52.- Considere la reacción de combustión del butano gaseoso.

- Formule y ajuste dicha reacción.
- Estime la variación de entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace.
- Calcule la variación de entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación.
- Teniendo en cuenta que en el apartado b) y c) para estimar la entalpía de vaporización molar del agua. Datos: Energía enlace ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ): C – H = 415'0; C – C = 347'0; O – H = 460'0; C=O = 802'0; O=O = 498'0. Entalpías de formación estándar ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ): butano (g) = - 125'6;  $\text{CO}_2$  (g) = - 393'5;  $\text{H}_2\text{O}$  = - 285'8.

53.- En un reactor de 1 L se establece el siguiente equilibrio entre especies gaseosas:

$\text{NO}_2 + \text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{NO} + \text{SO}_3$ . Si se mezclan 1 mol de  $\text{NO}_2$  y 3 mol de  $\text{SO}_2$ , al llegar al equilibrio se forman 0'4 mol de  $\text{SO}_3$  y la presión es de 10 atm.

- Calcule la cantidad (en moles) de cada gas y sus presiones parciales en el equilibrio.
- Determine los valores de  $K_p$  y  $K_c$  para esta reacción.
- Justifique cómo se modifica el valor de  $K_p$  si la presión total aumenta. ¿Y el equilibrio?.

54.- El amoníaco gas a 25°C, puede oxidarse en presencia de oxígeno molecular, dando NO y agua.

- Escriba y ajuste esta reacción, y calcule su variación de entalpía.
- Calcule  $\Delta G^\circ$  para la reacción indicada.
- Calcule  $\Delta S^\circ$  a 25 °C y justifique su signo.
- Determine la temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

Datos:  $\Delta H_f^\circ$  ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):  $\text{NH}_3$  (g) = - 46; NO (g) = 90;  $\text{H}_2\text{O}$  (l) = - 286.  $\Delta G_f^\circ$  ( $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):  $\text{NH}_3$  (g) = - 17; NO (g) = 86;  $\text{H}_2\text{O}$  (l) = - 237.  $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .