

Ejercicio 1

**A.4** Se coloca una muestra de 7,2 g de  $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$  en un recipiente de 4,0 L, cerrado al vacío y a 23 °C. La muestra se descompone alcanzando el equilibrio:  $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ , siendo la presión total de 0,80 atm.

- (1 punto) Determine la cantidad en mol de cada especie en el equilibrio.
- (0,5 puntos) Obtenga  $K_c$  y  $K_p$ .
- (0,5 puntos) Calcule el porcentaje de sólido descompuesto.

Datos.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ . Masas atómicas (u): H = 1,0; N = 14,0; S = 32,0.

Ejercicio 2

**B.3** En la tabla se detallan los resultados experimentales que se obtienen de la velocidad inicial para la reacción:  $A(ac) + B(ac) \rightarrow C(ac)$ , con diferentes concentraciones de los reactivos.

Experimento	[A(ac)] / M	[B(ac)] / M	$v_0$ / mol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup>
1	0,1	0,1	$4,0 \times 10^{-4}$
2	0,2	0,1	$1,6 \times 10^{-3}$
3	0,5	0,1	$1,0 \times 10^{-2}$
4	0,5	0,5	$1,0 \times 10^{-2}$

- a) (1 punto) Calcule los órdenes parciales y total de la reacción.  
b) (1 punto) Escriba la ecuación de velocidad y obtenga la constante de velocidad y sus unidades.

Ejercicio 3

**B.4** Responda las siguientes cuestiones justificando la respuesta:

- (0,5 puntos) ¿Qué tipo de reacciones tienen  $K_c = K_p$ ?
- (0,5 puntos) ¿La constante de equilibrio de una reacción aumenta o disminuye por un aumento de temperatura?
- (0,5 puntos) Escriba la expresión de la constante de equilibrio  $K_c$  en función de concentraciones y  $K_p$  en función de presiones para la reacción:  
$$2 \text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CaO}(\text{s}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}).$$
- (0,5 puntos) ¿Se modifica el equilibrio de la reacción del apartado c) al realizar la reacción en presencia de un catalizador?

Ejercicio 4

**Pregunta A2.-** 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  $A + 2B \rightleftharpoons 2C$ , los valores de  $K_c$  y  $K_p$  son iguales.
- En una reacción entre gases del tipo  $A + 2B \rightleftharpoons 2C + D$ , un aumento en la presión del recipiente a temperatura constante no modifica la cantidad de reactivos y productos presentes en el equilibrio.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Ejercicio 5

**Pregunta B3.-** Considere la reacción  $A + B \rightarrow C$  e indique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando su respuesta:

- Un aumento de la temperatura siempre aumenta la velocidad de la reacción porque se reduce la energía de activación.
- Un aumento de la concentración de A siempre aumenta la velocidad de la reacción.
- Las unidades de la velocidad de la reacción dependen del orden total de la misma.
- El orden total de reacción puede ser distinto de dos.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Ejercicio 6

**Pregunta B5.-** En un reactor de 5 L se introducen 0,2 mol de HI y se calientan hasta 720 K, estableciéndose el equilibrio:  $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ , con  $K_c = 0,02$ . La reacción directa es exotérmica.

- Calcule las concentraciones de todos los gases en el equilibrio.
- Calcule las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio y el valor de  $K_p$  a 720 K.
- ¿Cómo se modificaría el equilibrio al disminuir la temperatura? ¿Y si se duplicara el volumen del reactor?

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

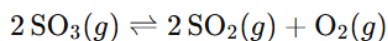
Ejercicio 7

**Pregunta B2.-** La reacción  $A + 2 B \rightarrow C$  que transcurre en fase gaseosa es una reacción elemental.

- a) Formule la expresión de la ley de velocidad.
- b) ¿Cuál es el orden de reacción respecto a B? ¿Cuál es el orden global?
- c) Deduzca las unidades de la constante cinética.
- d) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de volumen a temperatura constante.

Ejercicio 8

3. El dióxido de azufre es un gas que se origina principalmente durante la combustión de combustibles fósiles que contienen azufre (petróleo y combustibles sólidos como el carbón), aunque también se puede producir a partir del trióxido de azufre ( $\text{SO}_3$ ) según la siguiente reacción:



a) En la tabla adjunta se recogen los valores, a diferentes temperaturas, de la constante de equilibrio en concentraciones ( $K_c$ ) de esta reacción. Razonad cómo afecta al equilibrio y a  $K_c$  un incremento de temperatura, tanto si la reacción es endotérmica como si es exotérmica. Justificad si la reacción de formación de dióxido de azufre es exotérmica o endotérmica. Explicad cómo afecta al equilibrio y al rendimiento de la reacción:

- un aumento de la presión, manteniendo la temperatura constante;
- un aumento del volumen, manteniendo la temperatura constante.

[1,25 puntos]

b) Coloquen una cantidad de trióxido de azufre en un recipiente cerrado de 0,80 L a 1.000 K. Comprueben que en el equilibrio hay 2 mol de oxígeno. Calculen las concentraciones de las sustancias presentes en el equilibrio.

[1,25 puntos]

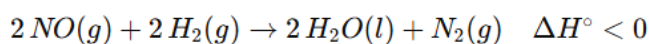
**DATOS:**

Constantes de equilibrio en concentraciones a diferentes temperaturas:

$T$ (K)	$K_c$
298	$1,19 \times 10^{-26}$
400	$5,42 \times 10^{-18}$
600	$4,02 \times 10^{-10}$
800	$1,97 \times 10^{-5}$
1.000	$3,2 \times 10^{-3}$

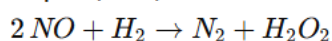
Ejercicio 9

1. La mayoría de las reacciones químicas son el resultado de diversas etapas. Para determinar la ecuación de velocidad de la siguiente reacción química:

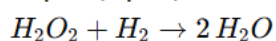


Se ha observado experimentalmente que el mecanismo de la reacción química es:

**Etapas 1 (lenta):**



**Etapas 2 (rápida):**



a) ¿Cuál de las dos etapas determina la velocidad de la reacción química? Escribid la ecuación de velocidad y justificad la respuesta. Indicad los órdenes parciales en la ecuación de velocidad respecto a cada reactivo y el orden total de la reacción. Justificad las unidades de la constante de velocidad.

[1,25 puntos]

b) Representad en un gráfico la energía de la reacción en función de la coordenada de la reacción e indicad en él la energía de activación de las dos etapas, la variación de la entalpía, los complejos activados y el intermedio de la reacción. Justificad, a partir del modelo cinético del estado de transición, cuál de las dos etapas tendrá una energía de activación más elevada.

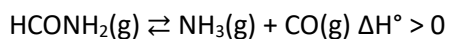
[1,25 puntos]



Ejercicio 10

La formamida, también conocida como metanamida, se utiliza en la fabricación de papel

como suavizante para descomponer las fibras del papel. A altas temperaturas, la formamida ( $\text{HCONH}_2$ ) se descompone en amoníaco y monóxido de carbono de acuerdo con el siguiente equilibrio:



a) En un recipiente de 10,0 L de volumen, donde previamente se ha hecho el vacío, depositamos 9,0 g de formamida y la calentamos hasta alcanzar una temperatura de 500K. Una vez Alcanzado el equilibrio, la presión en el interior del reactor llega a 1,56 atm. Determine el valor de la constante de equilibrio en concentraciones ( $K_c$ ) y la constante de equilibrio en presiones ( $K_p$ ) a 500K.

[1,25 puntos]

b) Razonar cómo se verían afectados el rendimiento de la reacción y la constante de equilibrio en

concentraciones ( $K_c$ ) si:

- aumentamos el volumen del recipiente;
- aumentamos el número de moles de CO;
- aumentamos la temperatura;
- añadimos un catalizador.

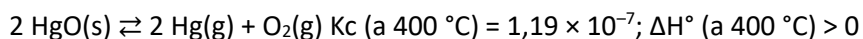
[1,25 puntos]

Datos: Masas atómicas relativas: C=12,0; H=1,0; O=16,0; N = 14

Constant universal dels gasos ideals:  $R = 8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm LK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

Ejercicio 11

En 1772, el químico inglés Joseph Priestley obtuvo por primera vez oxígeno calentando óxido de mercurio(II) sólido. Actualmente, sabemos que cuando este compuesto se calienta se descompone reversiblemente en vapor de mercurio y oxígeno gaseoso, según el siguiente equilibrio heterogéneo:



a) Introducimos 0,10 mol de óxido de mercurio(II) en un recipiente rígido de 10 L. Posteriormente, lo tapamos y lo calentamos hasta 400 °C. Determine la masa de oxígeno que obtenemos cuando se alcanza el equilibrio.

[1,25 puntos]

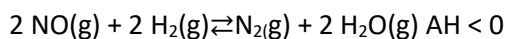
b) Supongamos que realizamos el experimento del apartado anterior calentando el recipiente sólo hasta 300 °C, sin modificar la cantidad de óxido de mercurio(II) que introducimos ni el volumen del recipiente. ¿Obtendremos más o menos masa de oxígeno? Habrá cambiado el valor de la constante de equilibrio en concentraciones,  $K_c$ ? Justifique las respuestas.

[1,25 puntos]

Dato: Masa atómica relativa: O=16,0.

Ejercicio 12

El monóxido de nitrógeno es un contaminante que se genera, a veces, como subproducto en un reactor químico. Una manera de eliminarlo consiste en hacerlo reaccionar con hidrógeno según la ecuación siguiente:



a) Introducimos 1,0 mol de monóxido de nitrógeno y 1,0 mol de hidrógeno en un recipiente de 10 L y lo calentamos hasta una temperatura de 800K. Cuando la reacción alcanza el equilibrio, comprobamos que la mezcla contiene 0,3 mol de nitrógeno, además de monóxido de nitrógeno, hidrógeno y agua. Calcule las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio y la constante de equilibrio en concentraciones,  $K_c$ , a 800K.

[1 punto]

b) El objetivo de una empresa química es eliminar el monóxido de nitrógeno producido en un reactor mediante la reacción descrita con hidrógeno. Es mejor que haga esta reacción a temperatura alta o baja? ¿Es mejor que la haga a presión alta o baja? Justifique las respuestas.

Selectividad Alto Rendimiento.  
Química

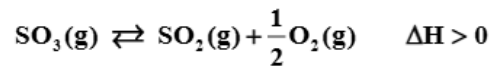
Ejercicio 13

**Dado el siguiente sistema en equilibrio:**  $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta\text{H} = -197,6\text{Kj}$

- a) Explique tres formas de favorecer la formación de  $\text{SO}_3(\text{g})$ .
- b) Deduzca la relación entre las constantes  $K_c$  y  $K_p$ , para esta reacción.

Ejercicio 14

Considérese el siguiente sistema en equilibrio:



Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Al aumentar la concentración de oxígeno, el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.
- b) Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- c) Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.

Ejercicio 15

El yoduro de amonio sólido se descompone en amoníaco y yoduro de hidrógeno, gases, según la ecuación:



A 673° K la constante de equilibrio  $K_p$  es 0'215.

En un matraz de 5 litros se introducen 15 g de  $\text{NH}_4\text{I}$  sólido y se calienta a esa temperatura hasta que se alcanza el equilibrio. Calcule:

- La presión total dentro del matraz, en el equilibrio.
- La masa de  $\text{NH}_4\text{I}$  que queda sin descomponer una vez alcanzado el equilibrio.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: H = 1; N = 14; I = 127.

Selectividad Alto Rendimiento.  
Química

Ejercicio 16

Para la reacción en equilibrio:  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$   
la constante  $K_p = 2,4$ , a  $375^\circ \text{K}$ .

A esta temperatura, se introducen  $0,050$  moles de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  en un recipiente cerrado de  $1$  litro de capacidad. En el equilibrio, calcule:

- Las presiones parciales de cada uno de los gases presentes.
- El grado de disociación del  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  a esa temperatura.

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

Ejercicio 17

- a) Describa el efecto de un catalizador sobre el equilibrio químico.**
- b) Defina cociente de reacción  $Q_c$ .**
- c) Diferencie entre equilibrio homogéneo y heterogéneo.**

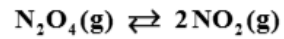
Ejercicio 18

- a) Dibuje el diagrama entálpico de la reacción:  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3$  sabiendo que la reacción directa es exotérmica y muy lenta, a presión atmosférica y temperatura ambiente.**
- b) ¿Cómo se modifica el diagrama entálpico de la reacción anterior por efecto de un catalizador positivo?**
- c) Justifique si la reacción inversa sería endotérmica o exotérmica.**

Selectividad Alto Rendimiento.  
Química

Ejercicio 19

A 25° C el valor de la constante  $K_p$  es 0'114 para la reacción en equilibrio:



En un recipiente de un litro de capacidad se introducen 0'05 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  a 25° C. Calcule, una vez alcanzado el equilibrio:

a) El grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  .

b) Las presiones parciales de  $\text{N}_2\text{O}_4$  y de  $\text{NO}_2$  .

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

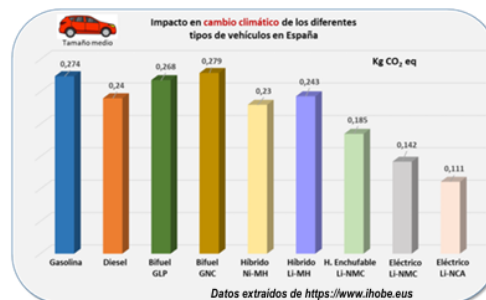
## Ejercicio 20

### ¿POR QUÉ EL COCHE ELÉCTRICO ES EL FUTURO DE LA AUTOMOCIÓN?

Hasta el año 2001 la venta de combustible con aditivos de plomo estaba permitida en España, ya que su uso mejoraba el rendimiento de los motores. El plomo es un elemento que se encuentra en la corteza terrestre formando parte de minerales como la Galena, rico en sulfuro de plomo(II); el Litargirio, rico en óxido de plomo(II); la Cerusita, rico en  $PbCO_3$  y la Anglesita, rico en  $PbSO_4$ . Sin embargo, el plomo es un metal pesado contaminante, muy nocivo para los organismos vivos, especialmente tóxico en ambientes como las ciudades. Por este motivo, se empezó a impulsar la comercialización de la gasolina sin plomo y otros combustibles sin este aditivo hasta que, finalmente en el año 2001, se prohibió emplear cualquier gasolina con plomo, ya que este metal era expulsado con los gases de escape y contaminaba el aire, el polvo, el suelo, el agua e incluso los cultivos alimentarios.

En la Unión Europea, los medios de locomoción son responsables del 25% de las emisiones de gases tóxicos como, por ejemplo, dióxido de carbono, monóxido de carbono, y óxidos de nitrógeno. El dióxido de carbono emitido por los coches puede reaccionar con dihidrógeno, en determinadas condiciones, para dar agua y monóxido de carbono, pudiendo alcanzar un equilibrio, cuya constante  $K_c$  es de 4,4 en esas condiciones. Esta contaminación, además de contribuir al calentamiento global, provoca problemas en la salud de los habitantes de las grandes ciudades.

En este sentido, el vehículo eléctrico representa una importante mejora, por ser respetuoso con el medioambiente al no generar emisiones locales, es menos ruidoso y su fabricación es más sencilla.



El Parlamento Europeo, en el año 2022, asumió el compromiso de que, para el año 2035, el automóvil eléctrico sea obligatorio en todos los países miembros de la Unión Europea.

a) En un recipiente de 1 L, en las condiciones a las que hace referencia el texto, se introducen  $6,1 \cdot 10^{-3}$  mol de  $CO_2(g)$  y una cierta cantidad de  $H_2(g)$ . Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm. Escriba la ecuación del equilibrio, calcule los moles de  $H_2$  introducidos en el recipiente y el valor de  $K_p$ .

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

b) El plomo que contenía la gasolina se expulsaba con los gases de escape y contaminaba el aire y la tierra. Como ejemplo de contaminación en el suelo, se ha analizado una muestra de polvo de carretera para conocer el contenido en plomo. Para ello, se han pesado 25 g de polvo y se ha extraído todo el plomo de la muestra en una disolución acuosa de 250 mL. Se ha hecho pasar una corriente eléctrica de 1,5 A, a través de los 250 mL de disolución durante 1 hora, depositándose todo el plomo metálico. Calcule los gramos de iones plomo en el polvo de carretera.

Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ ; Masa atómica relativa:  $Pb = 207$

c) Formule y nombre todos los compuestos de plomo que aparecen en el texto.

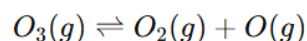
Sólo apartado A y C

Ejercicio 21

### ¿QUÉ IMPACTO TIENE EL USO DE LOS CFC EN EL MEDIOAMBIENTE?

Hasta los años 80, los clorofluorocarbonos (CFC) se utilizaban ampliamente como refrigerantes, propelentes en aerosoles y en la fabricación de plásticos. Sin embargo, estudios científicos demostraron que los CFC son responsables de la destrucción de la capa de ozono ( $O_3$ ), la cual protege la Tierra de la radiación ultravioleta.

Una de las reacciones principales que ocurre en la estratosfera involucra el equilibrio entre el ozono y el oxígeno molecular:



En este equilibrio, los átomos de oxígeno ( $O$ ) y el ozono ( $O_3$ ) pueden reaccionar de manera reversible. En presencia de radicales libres generados por los CFC (como el  $Cl^{\bullet}$ ), el equilibrio se desplaza, lo que acelera la destrucción del ozono.

Bajo condiciones estándar en la atmósfera (a una temperatura de 298 K), la constante de equilibrio para esta reacción es  $K_c = 2,1 \times 10^{-6}$ . Supongamos que en un volumen de 1,0 L inicialmente hay  $5,0 \times 10^{-6}$  mol de  $O_3$  y  $2,0 \times 10^{-6}$  mol de  $O_2$ , y no hay átomos de oxígeno ( $O$ ) presentes.

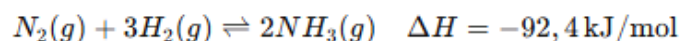
### Preguntas

- Escribe la expresión de  $K_c$  para la reacción dada.
- Calcula las concentraciones iniciales de  $O_3$  y  $O_2$ .
- Determina la concentración de cada especie química ( $O_3$ ,  $O_2$  y  $O$ ) en el equilibrio.
- Si se libera una gran cantidad de radicales libres ( $Cl^{\bullet}$ ) en la atmósfera, explica cualitativamente cómo afectará al equilibrio químico según el principio de Le Châtelier.
- Si la temperatura de la atmósfera aumenta, ¿qué sucedería con la concentración de  $O_3$  en el equilibrio? Justifica tu respuesta asumiendo que la reacción es endotérmica.

Ejercicio 22

### LA INDUSTRIA DEL AMONIACO: UN PILAR DE LA AGRICULTURA MODERNA

Desde principios del siglo XX, la producción de amoníaco ( $NH_3$ ) ha sido esencial para la fabricación de fertilizantes, que permiten incrementar la productividad agrícola para alimentar a una población en constante crecimiento. Este compuesto se produce a gran escala mediante el **proceso Haber-Bosch**, una reacción que sintetiza amoníaco a partir de nitrógeno molecular ( $N_2$ ) y gas hidrógeno ( $H_2$ ):



Esta reacción es exotérmica y genera una disminución en el número de moles de gas, características clave para entender cómo las condiciones operativas afectan el rendimiento del proceso.

La constante de equilibrio  $K_c$  de esta reacción depende significativamente de la temperatura. Por ejemplo, a 400 K,  $K_c = 0,50$ , mientras que a 500 K,  $K_c = 0,13$ . Esto refleja que a temperaturas más altas, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos debido a la naturaleza exotérmica de la reacción.

En las plantas industriales, el equilibrio químico no es el único desafío. La reacción ocurre lentamente a bajas temperaturas, lo que requiere el uso de catalizadores, generalmente compuestos de hierro con promotores de óxidos metálicos, para acelerar la velocidad de reacción. Además, se emplean altas presiones, típicamente entre 150 y 250 atm, ya que la compresión favorece la formación de amoníaco al reducir el volumen total del sistema según el principio de Le Châtelier.

El gas amoníaco obtenido se enfría y licua para ser separado de los reactivos no convertidos, que luego se recirculan al reactor para optimizar la eficiencia del proceso. En términos económicos y medioambientales, el proceso Haber-Bosch consume grandes cantidades de energía, principalmente porque la generación del hidrógeno requiere reformar gas natural ( $CH_4$ ) y emite dióxido de carbono como subproducto.

Supongamos que en una cámara de reacción de 1,0 L se introducen inicialmente 2,0 mol de  $N_2$  y 6,0 mol de  $H_2$ . La reacción se lleva a cabo a 400 K.

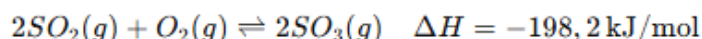
### Preguntas

- a) Según el texto, escribe la expresión de  $K_c$  para la reacción de síntesis del amoníaco.
- b) Usando los datos iniciales proporcionados, calcula las concentraciones de todas las especies ( $N_2$ ,  $H_2$  y  $NH_3$ ) en el equilibrio a 400 K, sabiendo que  $K_c = 0,50$ .
- c) Basándote en el texto, explica cómo afectan la temperatura y la presión al equilibrio químico y a la producción de amoníaco.
- d) Según el texto, ¿por qué es necesario emplear catalizadores en este proceso?
- e) En la industria, se recirculan los reactivos no convertidos. Explica cómo esta estrategia contribuye a aumentar el rendimiento del proceso y su eficiencia económica.
- f) ¿Qué impacto tiene la producción de amoníaco en el medioambiente, según el texto? ¿Qué mejoras podrían implementarse para reducir dicho impacto?

Ejercicio 23

## EL DIÓXIDO DE AZUFRE Y LA PRODUCCIÓN DE ÁCIDO SULFÚRICO: UN PROCESO CLAVE PARA LA INDUSTRIA

El ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) es uno de los compuestos químicos más producidos en el mundo debido a sus múltiples aplicaciones industriales, como la fabricación de fertilizantes, detergentes y materiales químicos. Su síntesis industrial se lleva a cabo mediante el **proceso de contacto**, que incluye una etapa crítica: la conversión de dióxido de azufre ( $SO_2$ ) en trióxido de azufre ( $SO_3$ ) mediante la siguiente reacción de equilibrio:



La constante de equilibrio de esta reacción ( $K_p$ ) depende tanto de la presión como de la temperatura. Por ejemplo:

- A 450 K,  $K_p = 1,7 \cdot 10^6 \text{ atm}^{-1}$
- A 550 K,  $K_p = 2,5 \cdot 10^4 \text{ atm}^{-1}$

En condiciones estándar, la reacción favorece la formación de  $SO_3$ , ya que reduce el número total de moles de gas y es exotérmica. Sin embargo, el aumento de la temperatura, aunque acelera la velocidad de reacción, desplaza el equilibrio hacia los reactivos. Por ello, las plantas industriales suelen operar a temperaturas moderadas (450-500 K) y altas presiones (10-15 atm) para optimizar la conversión sin comprometer la velocidad del proceso.

En un experimento en laboratorio, se introduce una mezcla inicial de 0,50 mol de  $SO_2$  y 0,25 mol de  $O_2$  en un recipiente rígido de 2,0 L a 450 K. Inicialmente no hay  $SO_3$  presente. Una vez que se alcanza el equilibrio, se observa que la cantidad de  $SO_2$  restante es 0,30 mol.

Además, el proceso de contacto tiene implicaciones medioambientales, ya que el dióxido de azufre es un gas contaminante que contribuye a la lluvia ácida. Las plantas modernas incluyen etapas de tratamiento para reducir las emisiones de  $SO_2$ , utilizando tecnologías como la absorción en soluciones alcalinas o la captura con catalizadores avanzados.

### Preguntas

- a) Según el texto, escribe la expresión de la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción de formación de  $SO_3$ .
- b) Calcula el valor de  $K_c$  a 450 K, utilizando las concentraciones en equilibrio del sistema descrito en el experimento.
- c) En base al texto, ¿cómo afecta un aumento de la presión al equilibrio químico de esta reacción? Justifica tu respuesta utilizando el principio de Le Châtelier.
- d) ¿Cómo se ve afectado el equilibrio si la temperatura aumenta? Relaciona tu respuesta con la variación de  $K_p$  indicada en el texto.
- e) Según el texto, las plantas industriales utilizan temperaturas moderadas (450-500 K). Explica por qué no operan a temperaturas muy bajas, a pesar de que favorecerían la formación de  $SO_3$ .
- f) Describe dos métodos mencionados en el texto para reducir las emisiones de dióxido de azufre ( $SO_2$ ) y evalúa su importancia para mitigar los impactos medioambientales.