

EQUILIBRIO QUÍMICO

CUESTIONES

1. (1987) Para la reacción en equilibrio: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$; $\Delta H^0 = -190 \text{ kJ}$ que se produce en un recipiente cerrado, la concentración de $\text{O}_2 (\text{g})$ aumentará:
- Si se añade $\text{SO}_2 (\text{g})$
 - Si se añade $\text{SO}_3 (\text{g})$
 - Si se disminuye la temperatura
 - Si se añade $\text{N}_2 (\text{g})$
2. (1987) Para la reacción: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$; $\Delta H^0 = -92,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, ¿Cuál de las siguientes aseveraciones es cierta:
- La constantes K_c y K_p son iguales
 - Al aumentar la temperatura disminuye el rendimiento en la obtención de los productos
 - La variación de la presión no altera la composición del equilibrio
 - La reacción a baja presión favorece la obtención de los productos
3. (1987) Una mezcla de 0,60 moles de $\text{Cl}_2 (\text{g})$ y 0,40 mol de $\text{F}_2 (\text{g})$ se colocan en un matraz de 1,00 L hasta que se alcanza el equilibrio $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{F}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{ClF} (\text{g})$
Si $2x$ representa la concentración molar de $\text{ClF} (\text{g})$ en el equilibrio, ¿qué expresión representa la constante de equilibrio?
- $\frac{x^2}{(0,60-x)\cdot(0,40-x)}$
 - $\frac{(2x)^2}{(0,60-x)\cdot(0,40-x)}$
 - $\frac{2x}{(0,60-x)\cdot(0,40-x)}$
 - $\frac{2x^2}{(0,60-x)\cdot(0,40-x)}$
4. (1988) La posición de equilibrio no se verá afectada por un cambio en el volumen del recipiente en:
- $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g})$
 - $\text{P}_4 (\text{g}) + 6 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{PCl}_3 (\text{g})$
 - $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
 - $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{g})$
 - $\text{H}_2\text{O}_2 (\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\ell) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$
5. (1991) En la reacción en fase gaseosa: $2 \text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2 + \text{O}_2$; $\Delta H^0 = -182 \text{ kJ/mol}$. Señalar las afirmaciones correctas.
- K_p no depende de T
 - K_p aumenta al aumentar T
 - K_p no varía al adicionar NO
 - K_p aumenta cuando aumenta la presión
 - No se puede predecir la variación de K_p
6. (1992) Indicar si alguna de las afirmaciones es falsa:
- $$\text{CH}_3\text{-COOH} (\ell) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \quad \Delta H = -870,3 \text{ kJ}$$
- Si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha
 - K_c no depende de la temperatura
 - El equilibrio se desplaza hacia la derecha al aumentar la presión
 - K_c no varía con la presión

7. (1993) La K_p para la reacción butano (g) \rightleftharpoons isobutano (g) es 2,54 a 25 °C. si la presión parcial del butano al alcanzar el equilibrio es de 1 atm, ¿cuál será la presión parcial del isobutano?
- 0,390 atm
 - 0,720 atm
 - 1,65 atm
 - 2,54 atm
8. (1993) La reacción N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g) es endotérmica, con $\Delta H = 56,9$ kJ. Suponiendo que se introduce en un contenedor vacío y cerrado N_2O_4 (g) y una vez alcanzado el equilibrio, ¿cómo podría disminuirse la cantidad de NO_2 (g)?
- Aumentando el volumen del recipiente
 - Aumentando la presión del contenedor
 - Aumentando la temperatura
 - Añadiendo un catalizador al sistema
9. (1994) el dióxido de nitrógeno puede obtenerse de acuerdo con la siguiente reacción: $2 NO$ (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g). En un recipiente de dos litros se introducen 2,5 moles de O_2 , 4,5 moles de NO y 6,5 moles de NO_2 , sabiendo que a 1000 K la constante de equilibrio, K_c , es 1,20:
- El sistema está en equilibrio
 - El sistema no está en equilibrio. Para alcanzar éste deberá disminuir la concentración de NO_2
 - El sistema no está en equilibrio. Para alcanzar éste deberá aumentar la concentración de NO_2
 - El sistema no está en equilibrio. Para alcanzar éste deberá aumentar la concentración de NO y O_2
10. (1994) En una disolución se tiene los siguientes equilibrio simultáneos:
- $$Cu^{2+} (ac) + 4 NH_3 (g) \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+} (ac)$$
- $$NH_3 (ac) + H_2O (l) \rightleftharpoons NH_4^+ (ac) + OH^- (ac)$$
- $$3 OH^- (ac) + Fe^{3+} (ac) \rightleftharpoons Fe(OH)_3 (s)$$
- Si se añaden más iones Fe^{3+} a la disolución, ¿Qué sucederá?
- Aumentará la concentración de Cu^{2+}
 - Aumentará la concentración de $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$
 - Disminuirá la concentración de Cu^{2+}
 - Disminuirá la concentración de NH_4^+
11. (1995) Considere la reacción: $4 NH_3$ (g) + $5 O_2$ (g) \rightleftharpoons 4 NO (g) + 6 H_2O (g). Indique como afectan los siguientes cambios al equilibrio considerando que: NO = no se ve afectado, DERECHA = evoluciona hacia la derecha, IZQUIERDA = evoluciona hacia la izquierda.
- | | | | |
|----------------------------------|----|---------|-----------|
| a. Se saca algo de NO | NO | DERECHA | IZQUIERDA |
| b. Se añade H_2O | NO | DERECHA | IZQUIERDA |
| c. Se añade un catalizador | NO | DERECHA | IZQUIERDA |
| d. Se saca algo de O_2 | NO | DERECHA | IZQUIERDA |
| e. Se disminuye la presión total | NO | DERECHA | IZQUIERDA |
12. (1996) Consideran el sistema en equilibrio Cl_2 (g) \rightleftharpoons 2 Cl (g), $\Delta H > 0$ y suponiendo que se comunica calor al sistema
- Aumentará K_c
 - Disminuirá K_c
 - No varía K_c
 - No se puede predecir si no se conoce la temperatura
13. (1997) Complete las siguientes frases:
- Cuando $\Delta G = 0$ _____ el sistema está en equilibrio
 - El valor de la constante de equilibrio depende solo de _____ la temperatura_____

- c. Cuando Q (cociente de reacción) $> K$, tiene lugar, inicialmente, la reacción en sentido inverso al escrito_
- d. En el equilibrio $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$, $\Delta H < 0$, si disminuye el volumen se favorece la formación de amoniaco y se formará mayor cantidad de amoniaco si se disminuye la temperatura
14. (1997) De los siguientes conceptos sólo uno es cierto
- El grado de disociación es mayor que la unidad
 - En el equilibrio $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$ a la P total de 1,5 atm el PCl_5 se ha disociado un 20 %. Si manteniendo todas las demás condiciones iguales, aumentamos la presión, el grado de disociación aumenta.
 - En el equilibrio $A(s) \rightleftharpoons B(g) + C(s)$, $K_p = p_B \cdot p_C$
 - Si en el equilibrio anterior la P total, a una temperatura dada es 0,2 atm, $K_p = 0,2$ atm
 - Todas las respuestas anteriores son falsas
15. (1998) Dado el siguiente sistema en equilibrio: $2 NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3 H_2(g)$, $\Delta H > 0$. Si a partir de determinado instante se observa que aumenta la velocidad de la reacción directa y disminuye la de la inversa, puede ser debido a que:
- Se produjo una disminución de temperatura
 - Se produjo una disminución de la presión total
 - Se redujo el volumen del recipiente a la mitad
 - Se añadió a la mezcla un mol de hidrógeno
16. (1998) En las siguientes reacciones, señala aquella cuya K_p sea igual a K_c
- $2 CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 CO_2(g)$
 - $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 HCl(g)$
 - $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
 - $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$
 - $C(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$
17. (2000, 2001) La descomposición del $NaHCO_3$ tiene lugar según la reacción:
- $$2 NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g); K_c(100^\circ C) = 2,5 \cdot 10^{-4}$$
- Si un matraz de 2,0 L contiene 2,5 moles de $NaHCO_3$, 0,15 moles de Na_2CO_3 , 0,025 moles de CO_2 y 0,040 moles de H_2O ; podemos afirmar que en el matraz:
- Nunca se alcanzará el equilibrio
 - Para alcanzar el equilibrio se formará más $NaHCO_3$
 - Se ha alcanzado el equilibrio
 - Para alcanzar el equilibrio se formará mas Na_2CO_3 , CO_2 y H_2O
18. (2000, 2001) En un matraz de 5 litros se establece el equilibrio $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$. ¿cuál será el efecto de agregar 1 g de $CaCO_3(s)$ a temperatura constante?
- Aumentará la concentración de CO_2
 - Disminuirá la concentración de CO_2
 - No variará la concentración de CO_2
 - Disminuirá la velocidad de reacción
19. (2002, 2008, 2009) Para la siguiente reacción $4 NH_3(g) + 7 O_2(g) \rightleftharpoons 2 N_2O_4(g) + 6 H_2O(g)$. Si inicialmente $[N_2O_4] = [H_2O] = 3,60$ mol/L y en el equilibrio $[H_2O] = 0,60$ mol/L. Calcula la concentración de equilibrio de $O_2(g)$ en mol/L
- 2,40
 - Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo
 - 3,50
 - 3,00
 - 0,70

20. (2002, 2004, 2007) Para la reacción. $\text{MgCl}_2 (\text{s}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{MgO} (\text{s}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$, $K_p = 2,98$. Calcula la constante de equilibrio para la reacción: $2\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2\text{MgO} (\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{MgCl}_2 (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$.

- 0,113
- 8,88
- 0,336
- 1,73
- 5,99

21. (2002) Para el sistema: $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$. Sabiendo que partimos de 1,00 moles de NO_2 en un recipiente de 1,00 litros, se postulan las siguientes expresiones de K_c , siendo $x = [\text{O}_2]$.

$$(1) K_c = \frac{x^2 \cdot x}{(1-2x)^2}; (2) K_c = \frac{x^2 \cdot x}{1}; (3) K_c = \frac{(2x)^2 \cdot x}{(1-2x)^2}; (4) K_c = \frac{x \cdot x}{(1-x)}$$

¿Cuál de estas expresiones son ciertas?

- Todas
- Ninguna
- Sólo la 3
- Sólo la 1

22. (2003) Dado el sistema representado por la ecuación: $\text{H}_2 (\text{g}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ $\Delta H = -285,5 \text{ kJ/mol}$. Si se quiere aumentar la cantidad de agua formada se tendrá que (señala la afirmación falsa).

- Aumentar la temperatura
- Disminuir el volumen
- Aumentar la presión
- Disminuir el volumen y la temperatura

23. (2003) Dada una mezcla racémica de $\text{C}(\text{s})$, $\text{CO}_2 (\text{g})$ y $\text{CO}(\text{g})$ en equilibrio según la reacción representada por la ecuación: $\text{C} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO} (\text{g})$, si expansionamos el recipiente en el que tiene lugar hasta un volumen mayor, a temperatura constante.

- La composición del sistema será la misma.
- Aumentará la proporción del $\text{CO}_2 (\text{g})$
- Disminuirá la proporción del $\text{CO}_2 (\text{g})$
- Las presiones parciales del $\text{CO} (\text{g})$ y del $\text{CO}_2 (\text{g})$ serán inferiores a las iniciales.

24. (2003) Sobre la constante de equilibrio podemos decir que (Señala la afirmación falsa):

- Tiene un valor que sólo es función de la temperatura y de la forma como está escrita la ecuación química correspondiente.
- Tienen una expresión que sólo es función de la forma como está escrita la ecuación química correspondiente.
- Tiene un valor que es función de la temperatura, la concentración y, en el caso de que existan gases en el proceso, de la presión.
- Es una relación útil para estudiar cuantitativamente cualquier situación de un sistema que reaccione reversiblemente.

25. (2003) Para el proceso representado por la ecuación : $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{g})$, se puede decir que (Señala la afirmación falsa)

- $K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$
- $K_c = K_p$
- $K_p = \frac{p_{\text{HI}}^2}{p_{\text{H}_2} + p_{\text{I}_2}}$
- $K_p = \frac{p_{\text{HI}}^2}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{I}_2}}$

26. (2003) Dado el sistema representado por la ecuación química siguiente: $A(s) + B(s) \rightleftharpoons C(s)$ acerca de ella puede decirse que :
- El valor de su constante de equilibrio es igual a cero.
 - El proceso no se verá influenciado en su estado de equilibrio por las cantidades presentes de cada uno de los reactivos ó productos a diferencia de otros sistemas.
 - Para esta reacción no puede hablarse de constante de equilibrio, ni de equilibrio químico siquiera, ya que el proceso directo es improbable que suceda salvo en las superficies de contacto entre las sustancias.
 - Para este proceso sólo pueden hablarse de equilibrio químico para el proceso inverso al escrito, ya que un sólido sí puede descomponerse por sí sólo en otros aunque estos no pueden a su vez reaccionar entre sí.

27. (2003) Dada la ecuación química : $2 \text{HCl} (g) \rightleftharpoons \text{H}_2 (g) + \text{Cl}_2 (g)$; $\Delta H = -133,8 \text{ kJ/mol}$ podemos afirmar que nos proporciona, entre otras informaciones, la siguiente:
- Cada 2 moles de HCl que se descomponen, se obtiene un mol de Cl_2 y otro de H_2
 - Está en equilibrio
 - La reacción se realiza con gran rapidez
 - La relación entre las cantidades iniciales de cada sustancia necesaria para poder llegar al equilibrio

28. (2004) Para la reacción $\text{H}_2 (g) + \text{I}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (g)$, el valor de K_c a 1100 K es 25. Si inicialmente solo existe HI (g) con concentración de 4,00 mol/L. ¿Cuál será la concentración de $\text{I}_2 (g)$ en el equilibrio, expresada en mol/L?
- 0,363
 - 2,00
 - 0,667
 - 0,571
 - 0,148

29. (2004) Para la reacción $2 \text{HgO} (s) \rightleftharpoons 2 \text{Hg} (l) + \text{O}_2 (g)$, la expresión de la constante de equilibrio es:

- $K_c = \frac{[\text{O}_2] \cdot [\text{Hg}]^2}{[\text{HgO}]^2}$
- $K_c = [\text{O}_2]$
- $K_c = \frac{[\text{Hg}]^2}{[\text{HgO}]^2}$
- $K_c = \frac{1}{[\text{O}_2]}$
- $K_c = [\text{O}_2] \cdot [\text{Hg}]^2$

30. (2005) Si para el equilibrio: $2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (g)$, suponemos que las concentraciones iniciales de SO_2 , O_2 y SO_3 son todas 2,0 M. ¿cuáles de los siguientes grupos de valores no es posible como concentración de equilibrio?

- | | [SO ₂] | [O ₂] | [SO ₃] |
|----|--------------------|-------------------|--------------------|
| a. | 1,8 | 1,9 | 2,2 |
| b. | 2,2 | 2,1 | 1,8 |
| c. | 2,4 | 2,4 | 1,6 |
| d. | 1,4 | 1,7 | 2,6 |

NO SON POSIBLES NINGUNO DE LOS CASOS

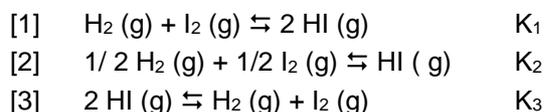
31. (2005) En una reacción en equilibrio:

- Lo único que puede modificar las concentraciones de los componentes es un cambio en la temperatura

- b. Un cambio en la temperatura no cambiará nunca las concentraciones de los componentes
- c. Un cambio de presión bastará siempre para cambiar las concentraciones de los componentes
- d. Un cambio en la concentración de cualquier componente cambiará todas las concentraciones
32. (2005) El $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s})$ se descompone según la reacción: $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, Con $K_p = 0,0095$ a 120°C . Si se quiere impedir cualquier pérdida de peso al pesar Ag_2CO_3 a 120°C , la presión parcial del CO_2 deberá ser:
- a. Mayor que $0,0095\text{ atm}$.
- b. Menor que $0,0095\text{ atm}$.
- c. Igual a la presión parcial del $\text{Ag}_2\text{O}(\text{s})$.
- d. Igual a 1 atm .
33. (2005, 2008, 2009) Para las reacciones [1] $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ y [2] $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ a la misma temperatura se cumple que:
- a. $K_{p1} = K_{p2}$
- b. $K_{p1} = (K_{p2})^2$
- c. $K_{p1} = 2 K_{p2}$
- d. $K_{p1} = (K_{p2})^{1/2}$
34. (2006) ¿Cuál de las siguientes características no corresponde a un estado de equilibrio?
- a. Para que se alcance un estado de equilibrio químico, el sistema debe ser cerrado.
- b. Un verdadero equilibrio químico sólo se alcanza partiendo de los reactivos de la reacción.
- c. El equilibrio se caracteriza por la constancia de algunas propiedades como la concentración, por lo que trata de un sistema de composición constante.
- d. Incluso después de alcanzarse el equilibrio químico, continúan produciéndose las reacciones directa e inversa a nivel microscópico.
35. (2006) Dado el sistema representado por $\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g})$, únicamente podemos afirmar que:
- a. Es un sistema en equilibrio en el que se cumple que $[\text{NO}]_{\text{eq}} = [\text{NOCl}]_{\text{eq}}$.
- b. En este proceso siempre debemos hacer reaccionar inicialmente el doble de cantidad de sustancia de $\text{NO}(\text{g})$ que de $\text{Cl}_2(\text{g})$.
- c. Se cumple siempre, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, que la relación molar de las sustancias presentes en el equilibrio es: $\text{NO} : \text{Cl}_2 : \text{NOCl}$ es $2 : 1 : 2$
- d. Una vez alcanzado el equilibrio, existe una relación entre las concentraciones de productos y reactivos que es siempre constante e independiente de las cantidades iniciales puestas a reaccionar.
36. (2006) ¿Cuáles son las unidades de la constante de equilibrio K_c ?
- a. Mol/L
- b. atm
- c. No tiene unidades
- d. Depende del equilibrio que corresponda
37. (2006) Dado el equilibrio químico representado por la siguiente ecuación: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. Si una vez establecido el equilibrio se añade una cierta cantidad de $\text{N}_2(\text{g})$, podemos decir, sin error, que para alcanzar la nueva situación de equilibrio:
- a. El sistema evolucionará disminuyendo la masa de $\text{N}_2(\text{g})$, permaneciendo constante el resto de los gases
- b. Disminuirá la masa de $\text{N}_2(\text{g})$ y aumentará la de $\text{NH}_3(\text{g})$, permaneciendo constante la de $\text{H}_2(\text{g})$
- c. El $\text{H}_2(\text{g})$ actuará de reactivo limitante, por lo que se consumirá completamente
- d. El sistema evolucionará, pero no podemos decir, en primera aproximación, si la masa de amoníaco aumentará o disminuirá
38. (2006) Dado el siguiente equilibrio: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$; $\Delta H > 0$, señala cuál de las siguientes afirmaciones con respecto a este sistema es falsa:

- a. Aumentando la temperatura a presión constante se desplaza el equilibrio hacia la formación de productos.
- b. Añadiendo más NH_4Cl (s), el equilibrio se desplaza hacia la formación de productos.
- c. Aumentando la presión a temperatura constante, disminuye la cantidad de gases que se encuentran en equilibrio.
- d. En el estado de equilibrio, el NH_4Cl (s) se forma y se descompone con la misma velocidad.

39. (2006) Dadas las siguientes ecuaciones:



Se cumple que:

- a. $K_1 = K_2 = K_3$
 - b. $K_1 = K_2 = 1/K_3$
 - c. $K_2 = (K_1)^{1/2} = (1/K_3)^{1/2}$
 - d. $K_3 = (1/K_1)^{1/2} = K_2^2$
40. (2007) En el sistema en equilibrio: $\text{AB} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{A} (\text{g}) + \text{B} (\text{g})$. Si se dobla la concentración de A, la concentración de B en el equilibrio es siempre:
- a. 1/4 de su valor original
 - b. 1/3 de su valor original
 - c. 1/2 de su valor original
 - d. Un valor distinto de los cuatro anteriores
41. (2007) ¿Qué se verifica para la reacción? $\text{Br}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br} (\text{g})$ con $K_c = 4 \times 10^{-18}$ a 250°C y $K_c = 3 \times 10^{-13}$ a 1500°C , si se empieza con un mol de Br en un recipiente de un litro?
- a. Si se alcanza el equilibrio a 250°C habrá cantidades iguales de Br_2 y de Br.
 - b. Si se alcanza el equilibrio a 250°C habrá fundamentalmente átomos de Br.
 - c. Si se alcanza el equilibrio a 1500°C , habrá casi exclusivamente Br_2 .
 - d. Si se alcanza el equilibrio a 1500°C habrá cantidades apreciables de Br_2 y Br.
42. (2007) La siguiente afirmación: "la constante de equilibrio de una reacción exotérmica disminuye cuando aumenta la temperatura".
- a. Es cierta sólo para reacciones espontáneas
 - b. Es cierta siempre.
 - c. Es cierta sólo para reacciones no espontáneas
 - d. Es cierta sólo para reacciones en fase gaseosa
43. (2007) Para la reacción $\text{NH}_2(\text{CO})_2\text{NH}_4 (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$, en el equilibrio, la presión total del gas es 0,843 atm a 400 K. La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:
- a. 0,02222 atm³
 - b. 0,00701 atm³
 - c. 0,843 atm³
 - d. 0,0888 atm³
44. (2008) Alcanzado un equilibrio químico, se añaden reactivos, sin variar la temperatura. ¿Qué le sucederá a K_c ?
- a. Aumentará
 - b. Disminuirá
 - c. No variará
 - d. Dependerá de la cantidad de reactivos añadidos

45. (2008) El dióxido de azufre, reacciona con el oxígeno y forma trióxido de azufre, según la reacción:



¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

1. Al disminuir la presión se elevará la concentración de SO_3
 2. El rendimiento de este proceso disminuye al elevar la temperatura
 3. Para aumentar la concentración de SO_3 tendríamos que efectuar la reacción en presencia de un catalizador
 4. Si dejamos expandir la mezcla en equilibrio, disminuirá la concentración de SO_3 en el medio
- a. 1 y 4
 - b. 2 y 3
 - c. 2 y 4
 - d. 1 y 2

46. (2008, 2011) Considere la siguiente reacción química en equilibrio: $2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Este equilibrio puede desplazarse hacia la derecha por:

- a. Eliminación de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ de la mezcla
- b. Adición de $\text{Ne}(\text{g})$ a la mezcla
- c. Disminución del volumen de la mezcla
- d. Aumento del volumen de la mezcla

47. (2008) La energía libre de Gibbs estándar de formación del $\text{NO}(\text{g})$ es $86,69 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. ¿Cuál es la constante de equilibrio de la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g})$?

- a. $4,06 \cdot 10^{-31}$
- b. $1,57 \cdot 10^{-31}$
- c. $1,07 \cdot 10^{30}$
- d. $2,47 \cdot 10^{30}$

48. (2008) Para la reacción: $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Sn}(\text{l})$, con K_p a 900 K es 1,5 y a 1100 K es 10. Para conseguir una reducción más eficiente del $\text{SnO}_2(\text{s})$ deberán emplearse:

- a. Temperaturas elevadas
- b. Altas presiones
- c. Temperaturas bajas
- d. Bajas presiones

49. (2009) Para la siguiente reacción: $\text{NO}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$; $\Delta H = -374 \text{ kJ}$. ¿Qué condiciones favorecen la conversión máxima de reactivos a productos?

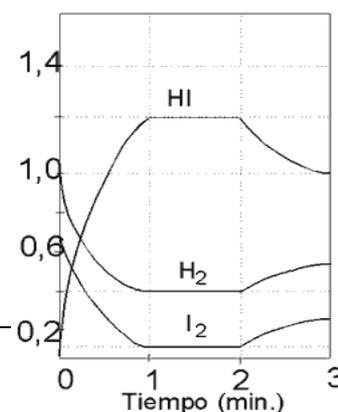
- a. Alta temperatura y baja presión
- b. Baja temperatura y baja presión
- c. Alta temperatura y alta presión
- d. Baja temperatura y alta presión

50. (2009) Para la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$, el valor de K_c a 1100 K es 25. Si inicialmente sólo existe $\text{HI}(\text{g})$ con concentración de $4,00 \text{ mol L}^{-1}$, ¿cuál será la concentración de $\text{I}_2(\text{g})$ en el equilibrio, expresada en mol L^{-1} ?

- a. 0,363
- b. 2,00
- c. 0,667
- d. 0,571

51. (2010) La reacción entre el $\text{I}_2(\text{g})$ y el $\text{H}_2(\text{g})$ se describe por la ecuación: $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$; $\Delta H < 0$. En la figura se muestra la variación de la concentración de los diferentes componentes en función del tiempo. ¿Qué cambio se ejerció sobre el sistema en equilibrio a partir del minuto dos?

- a. Aumentó la presión



- b. Aumentó la temperatura
- c. Se añadió H₂ (g)
- d. Disminuyó el volumen del recipiente

52. (2010) En cuáles de las siguientes reacciones el equilibrio se desplazará al disminuir la presión en el mismo sentido que al aumentar la temperatura?

- A. N₂ (g) + O₂ (g) ⇌ 2 NO (g); ΔH < 0
- B. 2 CO (g) + O₂ (g) ⇌ 2 CO₂ (g); ΔH < 0
- C. 2 H₂O (g) ⇌ 2 H₂ (g) + O₂ (g) ; ΔH > 0
- D. 4 NH₃ (g) + 5 O₂ (g) ⇌ 4 NO (g) + 6 H₂O (g); ΔH > 0

- a. A y D
- b. B y C
- c. Todas.
- d. B, C y D

53. (2010) El CaCO₃(s) descompone por calcinación generando CaO (s) y CO₂ (g), según la ecuación:

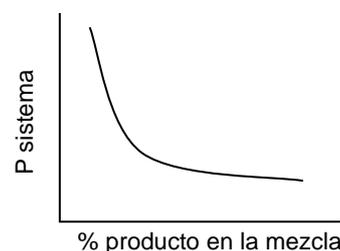


Dos experimentadores colocaron la misma cantidad de CaCO₃ (s), uno en una cápsula de porcelana abierta al exterior (primer experimento), el otro en un recipiente cerrado herméticamente (segundo experimento). Ambos calentaron la muestra a 900°C. Señala la afirmación correcta:

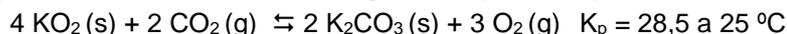
- a. En ambos experimentos podrá descomponer todo el CaCO₃ (s) inicial
- b. En el segundo experimento podrá descomponer mayor cantidad de CaCO₃ (s) que en el primero
- c. Sólo en el primer experimento podrá descomponer todo el CaCO₃ (s)
- d. Sólo en el segundo experimento podrá descomponer todo el CaCO₃(s).

54. (2011) Al representar la presión del sistema en función del producto de reacción presente en el equilibrio, se obtiene la gráfica que se presenta. La variación observada es la correspondiente al sistema:

- a. N₂O₄ (g) ⇌ 2 NO₂ (g)
- b. N₂ (g) + O₂ (g) ⇌ 2 NO (g)
- c. 3 H₂ (g) + N₂ (g) ⇌ 2 NH₃ (g)
- d. 2 HI (g) ⇌ H₂ (g) + I₂ (g)



55. (XXV-2011) La siguiente reacción se utiliza en algunos dispositivos para la obtención de O₂:



Se añade una cierta cantidad de CO₂ (g) y KO₂ (s) a un matraz en el que se ha hecho previamente el vacío y se deja que se establezca el equilibrio. Si la presión parcial del CO₂ en el equilibrio es 0,050 atm, la presión parcial del O₂ es:

- a. 0,74 atm
- b. 0,41 atm
- c. 0,37 atm
- d. 0,12 atm

56. (2011) La sustancia gaseosa A se descompone en otras dos sustancias gaseosas B y C según el equilibrio: A(g) ⇌ B (g) + C(g). K_c= 0,25 mol·L⁻¹. Se mezclan B y C en un matraz de 10 L de capacidad y se deja que reaccionen hasta que se alcance el equilibrio, en esas condiciones la mezcla gaseosa contiene igual número de moles de A, B y C. ¿Cuántos moles hay en el matraz?

- a. 0,75
- b. 2,00
- c. 2,50
- d. 7,50

57. (2011) Para la siguiente reacción: 1/2 N₂ (g) + CO₂ ⇌ NO (g) + CO(g), ΔH = 374 kJ. ¿Qué condiciones favorecen la conversión máxima de reactivos a productos?

- a. Alta temperatura y baja presión
- b. Baja temperatura y baja presión
- c. Alta temperatura y alta presión
- d. Baja temperatura y alta presión

58. (2011) Considera los dos equilibrios siguientes en los que interviene SO_2 (g) y sus constantes de equilibrio correspondientes.



¿Cuál de las siguientes expresiones relaciona correctamente K_1 con K_2 ?

- a. $1/K_2 = K_1$
- b. $K_2 = 1/K_1$
- c. $K_2 = 1/K_1^2$
- d. $K_2 = K_1$

59. (2012) Tenemos el siguiente equilibrio: $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$ cuya $K_c = 5$. En un recipiente se introducen las concentraciones siguientes: $[\text{CO}] = 2 \text{ M}$; $[\text{Cl}_2] = 2 \text{ M}$; $[\text{COCl}_2] = 20 \text{ M}$.

- a. El sistema se encuentra en equilibrio y no cambian las concentraciones iniciales
- b. El sistema no se encuentra en equilibrio y aumenta $[\text{Cl}_2]$ y $[\text{CO}]$
- c. El sistema no se encuentra en equilibrio y aumenta $[\text{COCl}_2]$
- d. Introduciendo un catalizador aumentará $[\text{COCl}_2]$, $[\text{Cl}_2]$ y $[\text{CO}]$

60. (2012) Para un cierto sistema en equilibrio, $K = 1 \times 10^{-15}$. Esto significa que:

- a. La reacción ocurre lentamente
- b. La reacción ocurre rápidamente
- c. El sistema en equilibrio contiene sobre todo productos
- d. El sistema en equilibrio contiene sobre todo reactivos

61. El primer éxito en la síntesis de diamantes a partir de grafito se obtuvo en los laboratorios de la *General Electric* en 1955. Dado el siguiente equilibrio: $\text{C}(\text{grafito}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{diamante})$ $\Delta H > 0$, y sabiendo que la densidad del diamante es mayor que la del grafito, ¿qué condiciones de presión y temperatura favorecerán la formación del diamante?

- a. Altas presiones y altas temperaturas.
- b. Bajas presiones y bajas temperaturas.
- c. Altas presiones y bajas temperaturas.
- d. Bajas presiones y altas temperaturas.

62. (2012) Sea el equilibrio: $4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{Cl}_2(\text{g})$. Si en un recipiente de un litro partimos de un mol de ácido clorhídrico y cuatro moles de oxígeno, ¿cuál sería la fracción molar de cloro en el equilibrio?. Suponga que x es el número de moles en el equilibrio.

- a. $\frac{x}{\frac{5}{2} - \frac{x}{2}}$
- b. $\frac{x}{5 + 2x}$
- c. $\frac{x}{\frac{5}{2} + x}$
- d. $\frac{2x}{5 - x}$

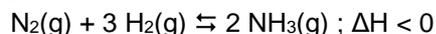
63. (2013) Consideremos el sistema en equilibrio: $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ con $\Delta H > 0$, de los siguientes cambios, ¿cuáles favorecen la formación de más $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$?:

1. Añadiendo una pequeña cantidad de $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$ a volumen constante
2. Incrementando la presión a temperatura constante

3. Incrementando la temperatura a presión constante

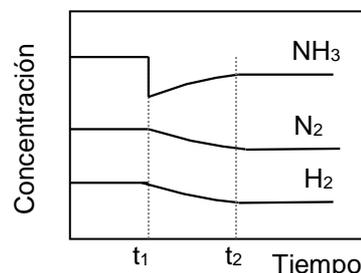
- Solo el 1
- Solo el 3
- 1 y 2
- 1 y 3

64. (2013) En la figura se muestra la evolución del sistema



Se puede afirmar que en el instante t_1 :

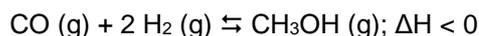
- Se introduce un catalizador
- Se extrae amoníaco del medio de reacción
- Se disminuye la temperatura
- Se aumenta la presión



65. (2013) Para que una reacción química pueda llamarse "equilibrio químico", ha de cumplir que:

- Aparezca una doble flecha separando los reactivos de los productos
- El valor de $\Delta G < 0$
- Aparezca como dato la constante de equilibrio
- El valor de $\Delta G = 0$

66. (2014) El metanol se fabrica industrialmente por hidrogenación del monóxido de carbono, según la reacción:



La constante de equilibrio de esta reacción variará:

- Al aumentar la temperatura
- Al aumentar el volumen
- Al aumentar la presión parcial de hidrógeno
- Al añadir al sistema un catalizador positivo

67. (2014) Elegir la o las condiciones bajo las que aumentará la producción de $\text{NO}(\text{g})$ en el equilibrio :



Opción 1): Aumentando la presión

Opción 2): Añadiendo un catalizador

Opción 3): Disminuyendo la temperatura

- Las opciones posibles son 1) y 3)
- La única opción es 2)
- Las opciones posibles son 2) y 3)
- Ninguna opción es válida

68. (2014) Sea el equilibrio $\text{C}(\text{s}) + \text{S}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g})$ a 1000°C . Introducimos en un recipiente rígido y hermético de 1 L de capacidad 1 mol de $\text{C}(\text{s})$ y 0,25 moles de $\text{S}_8(\text{s})$ a temperatura ambiente y calentamos hasta los 1000°C . Una vez alcanzado el equilibrio, la cantidad de $\text{C}(\text{s})$ que ha reaccionado es 0,85 moles. La constante de equilibrio vale:

- 0,15
- 5,7
- 6,7
- 37,8

69. (2014) Para la reacción en fase gaseosa: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$; $K_c = 27$. La concentración de oxígeno que hace que, en el equilibrio, haya cantidades equimoleculares de SO_2 y de SO_3 es:

- $1,37 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- $3,70 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

- c. 5,20 M
d. Esa situación es incompatible con el estado de equilibrio.
70. (2015) En un recipiente cerrado, a la temperatura de 65 °C el carbonato de amonio se descompone según $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. La presión de equilibrio es 0,9 atm. Podremos decir que la presión parcial del dióxido de carbono es:
- a. 0,23 atm
b. 0,3 atm
c. 0,6 atm
d. 0,9 atm
71. (2015) La constante de equilibrio, K_p , para la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ es 50,2 a 445 °C y 66,5 a 360 °C. Se puede deducir que:
- a. Es exotérmica
b. K_p es independiente de la presión
c. $K_p = K_c$
d. Todas las respuestas son correctas
72. (2015) Para el equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$, $\Delta_r H^\circ = +51,8 \text{ kJ}$. Si deseamos incrementar la cantidad de HI (g) en el equilibrio, podremos hacer los siguientes cambios:
- I: aumentamos la presión; II: aumentamos la temperatura
- a. Solo I
b. Sólo II
c. Ambos, I y II
d. Ninguno, ni I ni II
73. (2015) Calcule la constante de equilibrio para la reacción: $\text{HF}(\text{ac}) + \text{NH}_3(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{F}^-(\text{ac})$ conociendo las constantes para los equilibrios que se citan:
- | | |
|--|-----------------------------|
| $\text{HF}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{F}^-(\text{ac})$ | $K_a = 6.9 \times 10^{-4}$ |
| $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$ | $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ |
| $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$ | $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ |
- a. $1,2 \times 10^{-8}$
b. $1,2 \times 10^6$
c. $8,1 \times 10^7$
d. $3,8 \times 10^{15}$
74. (2016) Para el equilibrio $2 \text{As}_2\text{Se}_3(\text{s}) + 9 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{As}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6 \text{SeO}_2(\text{s})$, la expresión de la constante de equilibrio es:
- a. $K = \frac{[\text{As}_2\text{O}_3][\text{SeO}_2]}{[\text{As}_2\text{Se}_3][\text{O}_2]}$
b. $K = \frac{[\text{As}_2\text{O}_3]^2 \cdot [\text{SeO}_2]^6}{[\text{As}_2\text{Se}_3]^2}$
c. $K = \frac{[\text{As}_2\text{O}_3]^2 \cdot [\text{SeO}_2]^6}{[\text{As}_2\text{Se}_3]^2 \cdot [\text{O}_2]^9}$
d. $K = \frac{1}{[\text{O}_2]^9}$
75. (2016) El Cu^{2+} forma un complejo con iones Cl^- de modo que en disolución acuosa se establece el equilibrio siguiente: $\text{CuCl}_4^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 4 \text{Cl}^-(\text{ac})$ con $\Delta H > 0$. Disponemos de 10 mL de disolución que ha alcanzado el equilibrio descrito. Señale como se desplazará el equilibrio si:

	Añadimos gotas de disolución de HCl concentrado	Añadimos 10 mL de agua	Aumentamos la temperatura
a.	Izquierda	Derecha	Derecha
b.	No le afecta	Izquierda	Izquierda
c.	Derecha	Derecha	No le afecta
d.	Izquierda	No le afecta	Derecha

76. (2016) En un recipiente cerrado de 1,00 L se introducen 2,00 g de HgO(s), se cierra el recipiente y se calienta a 420 °C, temperatura a la que se descompone en mercurio gas y dióxígeno. La constante de equilibrio a esa temperatura para $2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ vale: $K_c = 1,1 \cdot 10^{-7}$. A la vista de estos datos se puede decir:

Dato: Masas atómicas (u): O = 16,0; Hg = 200,6

- No se establece el equilibrio
- Se establece un equilibrio donde $[\text{Hg}] = 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- Se establece un equilibrio donde $[\text{Hg}] = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- Al ser gases, la presión total valdrá: $P(\text{total}) = 2 \cdot P(\text{Hg}) + P(\text{O}_2)$

77. (2016) En un recipiente de 1,000 L de capacidad, una mezcla gaseosa de hidrógeno, yodo y yoduro de hidrógeno en equilibrio contiene 0,0031, 0,0031 y 0,0239 moles·L⁻¹ respectivamente. Si introducimos en el mismo recipiente, 0,200 moles de yoduro de hidrógeno, las concentraciones en el equilibrio serán:

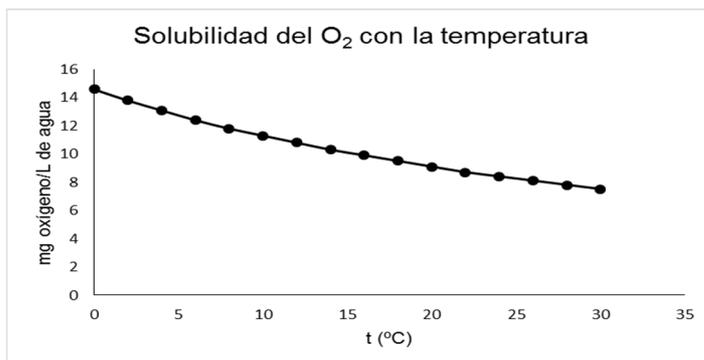
	[HI] (M)	[H ₂] (M)	[I ₂] (M)
a.	0,2239	0,0031	0,0031
b.	0,1827	0,0236	0,0236
c.	0,2013	0,0731	0,1031
d.	0,5636	0,0731	0,0731

78. (2016) Cada una de las mezclas siguientes se coloca en un recipiente cerrado y se deja en reposo. Señale la que puede alcanzar el equilibrio $\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightleftharpoons \text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$

- CaCO₃ puro
 - CaO y una presión de CO₂ mayor que el valor de K_{eq}
 - un poco de CaCO₃ y una presión de CO₂ mayor que el valor de K_{eq}
 - CaCO₃ y CaO
- I y II
 - II y III
 - III y IV
 - I, II y IV

79. (2017) La gráfica adjunta recoge la solubilidad del oxígeno en agua en función de la temperatura. Según esto, el proceso de disolución del O₂ en agua es:

- Exotérmico
- Endotérmico
- Isotérmico
- No tenemos datos para decidirlo



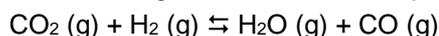
80. (2017) Si a 150°C la reacción $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2\text{(g)}$ tiene una constante de equilibrio $K_c = 3,20$. ¿Cuál será el volumen en litros de la vasija en la que tiene lugar la reacción, si en el equilibrio hay un mol de N₂O₄(g) y dos moles de NO₂(g):

- 0,800
- 0,625
- 1,25
- 1,60

PROBLEMAS

- I. (1989) A 630 °C y P = 1 atm, la densidad del gas obtenido por vaporización del SO₃ es 9,27×10⁻⁴ g/mL. Averiguar el grado de disociación del SO₃ en SO₂ y O₂
- II. (1992) La reacción $2 \text{IBr (g)} \rightleftharpoons \text{I}_2 \text{(g)} + \text{Br}_2 \text{(g)}$, a una temperatura dada, tiene una constante de equilibrio K_c de 2,5×10⁻³. calcular la concentración de cada una de las tres especies cuando se alcanza el equilibrio a partir de:
- 0,40 moles de IBr
 - 0,20 moles de Br₂ y 0,20 moles de I₂
 - 0,20 moles de Br₂, 0,20 moles de I₂ y 0,20 moles de IBr
- III. (1992) El producto de solubilidad del cromato de plata a 25 °C es 9,0×10⁻¹². Hallar su solubilidad en g/L:
- En agua pura
 - En una disolución que es 0,005 M en iones plata
 - En una disolución que es 0,005 M en iones cromato
- IV. (1993) Calcular la cantidad de cloruro de plata sólido que habrá que añadir a 20 L de agua pura para obtener una disolución saturada de cloruro de plata. Determinar la masa del precipitado originado cuando a dicha disolución se le añade:
- 2,40×10⁻⁴ mol de HCl
 - 2,40×10⁻⁴ mol de HCl y 2,40×10⁻⁴ mol de AgNO₃
- Suponer que el volumen se mantiene constante durante el proceso.
DATOS: K_s (AgCl) = 1,72×10⁻¹⁰
- V. (1994) La constante de equilibrio, K_p, para la reacción de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno es 0,672 a 45 °C. en un recipiente de 2,5 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se inyectan 4,00 g de tetraóxido de dinitrógeno, y se calienta a 45 °C. Calcula, una vez que se ha alcanzado el equilibrio: a) la presión que se alcanza en el interior del recipiente, b) la composición volumétrica de la mezcla, c) su densidad.
- VI. (1995) para la reacción de disociación de un mol de pentacloruro de fósforo K_c(250 °C) = 9,00×10⁻³ y ΔH⁰ = 92,5 kJ
- Calcule K_p a esa temperatura
 - Se introducen en un recipiente de 3,00 L, previamente vacío, 20,0 g de pentacloruro de fósforo y 25,0 g de cada uno de los productos y se calientan a 250 °C, calcule las concentraciones y las presiones parciales en el equilibrio.
 - Cuando la mezcla está en equilibrio se comunica el recipiente con otro de igual volumen, ¿en qué sentido evolucionará el sistema?
 - Cuando de nuevo se haya alcanzado el equilibrio se calienta el recipiente hasta 2500 °C, ¿en qué sentido evolucionará el sistema? ¿variará la constante de equilibrio?
- I. (1995) a) En una empresa pretenden saber la temperatura a partir de la cual la combustión del monóxido de carbono será espontánea. ¿Qué temperatura les aconsejaría? ¿Podría decirles que ocurrirá a 25 °C?
b) Calcule la constante de equilibrio a 25,0 °C
Datos: ΔH⁰_f, en kJ: CO = - 110,5; CO₂ = - 393,5; S⁰, en J/(mol·K): O₂ = 205,0; CO Pts 197,6; CO₂ = 213,6; R = 8,314 J·mol⁻¹·K⁻¹.

- VII. (1996) Considérese en un recipiente de 2 L el siguiente sistema en equilibrio:



Constituido por 0,25 moles de CO₂, 0, 25 moles de H₂, 0,5 moles de H₂O y 0,5 moles de CO.

- Si, manteniendo la temperatura constante, el volumen se reduce a la mitad, ¿qué ocurrirá?, ¿qué cantidad de moles de cada una de las sustancias integrantes del sistema habrá?, ¿cuál será la concentración de cada una?, ¿qué densidad tendrá la muestra?
- A continuación se eliminar 0,22 moles de hidrógeno, ¿qué ocurre?, ¿cuál será, una vez alcanzado el equilibrio la concentración y número de moles de cada componente?

VIII. (1997) El equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ se consigue introduciendo 2 g de N_2O_4 y calentando a 60°C y 1 atm, en un recipiente de 6 L. Medida la cantidad de NO_2 una vez conseguido el equilibrio resultó ser 0,02 moles. Calcula:

- K_c y K_p a esa temperatura.
- Si se hubiese partido de 0,5 moles de N_2O_4 en el mismo recipiente y a igual temperatura, calcula el grado de disociación y las presiones parciales de cada componente de la mezcla en equilibrio.
- Si partiendo del primer equilibrio se reduce el volumen del recipiente a la mitad, calcula las nuevas concentraciones en el nuevo equilibrio

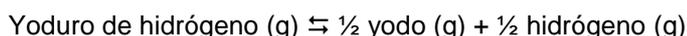
IX. (1998) Considérese el siguiente sistema químicos $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO} (\text{g})$. Un recipiente de 2,00 L contiene 0,48 moles de H_2 , 0,96 moles de H_2O y 0,96 moles de CO en equilibrio. Para aumentar la concentración de CO en equilibrio pueden utilizarse dos procedimientos: añadir hidrógeno o eliminar agua.

- ¿Cuántos gramos de hidrógeno deben añadirse para que la concentración de CO sea 0,60 M?
- ¿Cuántos gramos de agua deben eliminarse para que la concentración de CO sea 0,60 M?
- Indica cualitativamente otro procedimiento que permita aumentar la concentración de CO en el equilibrio

X. (1999) A 400°C y 10 atm, el amoníaco está disociado en un 98 % en sus elementos:

- Calcular K_p y K_c para este equilibrio
- Si a esa temperatura, partimos de 6 g de amoníaco en un recipiente de 5 L, ¿cuáles serán las concentraciones de cada especie en el equilibrio?
- Una vez establecido el equilibrio se añade un mol de hidrógeno, ¿qué ocurrirá?, ¿cuáles serán las nuevas concentraciones en el equilibrio?

XI. (2000) En un matraz de 1 litro a 400°C se introducen 0,03 moles de yoduro de hidrógeno gaseosos y se cierra. Una vez alcanzado el equilibrio, el yoduro de hidrógeno sea descompuesto parcialmente en yodo e hidrógeno gaseoso según la ecuación:



Siendo la fracción molar del yoduro de hidrógeno, en equilibrio, igual a 0,80. Calcula:

- El valor de la constante de equilibrio K_c
- La presión total y la de cada uno de los componentes en el equilibrio
- El valor de la constante de equilibrio K_p

XII. (2001) Dada la reacción $2 \text{CH}_3\text{OH} (\text{l}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$; $\Delta H = -1552,8 \text{ kJ}$

- Calcula el calor de formación del metanol
- Indica si el proceso es espontáneo en condiciones estandar
- Supón el sistema en equilibrio. Justifica cómo afectaría al equilibrio un aumento de presión y un aumento de temperatura.

Datos: $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = -2285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 (\text{g})) = -393,13 \text{ kJ/mol}$. $S^\circ (\text{CH}_3\text{OH} (\text{l})) = 168,8 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$; $S^\circ (\text{CO}_2 (\text{g})) = 205,0 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$; $S^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = 70,0 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$

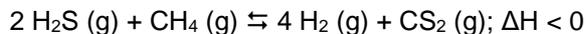
XIII. (2001) En un recipiente que tiene una capacidad de 2 litros se introducen 1,704 g de fosgeno, COCl_2 , a una temperatura de 300 K , que se descompone en monóxido de carbono y cloro. Una vez establecido el equilibrio, la presión dentro del recipiente es de 230 mm de Hg.

Determina:

- El nº de moles de cada gas en el equilibrio

- b) La fracción molar y la presión parcial de cada componente en el equilibrio.
- c) Los valores de K_c y K_p .
- d) Si aumentamos en 20 g la cantidad de cloro, calculalos moles de cada sustancia en el equilibrio.

XIV. (2002) Se introdujo en un recipiente una mezcla de 187 g de metano y 27 2 g de sulfuro de hidrógeno junto a un catalizador de Pt, estableciéndose a 700 °C y 762 torr, la siguiente reacción:



La mezcla de la reacción se separó del catalizador y se enfrió a temperatura ambiente. Al analizar la mezcla se encontraron 0, 711 moles de CS_2 . Calcular:

- a. K_c , K_p , K_x a 700 °C
- b. La presión total de equilibrio
- c. Determinar si el proceso es espontáneo o no a esa temperatura. Explica todos los pasos que te llevan a la resolución de este apartado.
- d. Explicar cómo afectaría al equilibrio las siguientes variaciones
 - Aumento de la presión total
 - Disminución de la concentración de metano
 - Aumento de la temperatura

XV. (2003) Dada la reacción: $\text{SnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn} (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 160 \text{ Kcal}$.

- a. Calcular K_c a 500 °C para el equilibrio anterior sabiendo que una mezcla de las cuatro sustancias dio en equilibrio 0,1 moles de agua y 0,1 moles de hidrógeno molecular, en un recipiente de 1 litro.
- b. ¿Cuánto vale K_p ?
- c. Añadimos al equilibrio anterior 3 g hidrógeno molecular. ¿Cuáles serán las nuevas concentraciones de las sustancias en equilibrio?
- d. Si aumentamos la temperatura ¿Se formará más agua ? Contesta de forma razonada.
- e. Si disminuimos la presión. ¿Se obtendrá más cantidad de agua ó por el contrario se obtendrá más cantidad de hidrógeno? Razona la respuesta.

Datos: H= 1, Sn = 118,7; O= 16;

XVI. (2004) El sulfato de cobre pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, absorbiendo calor del ambiente, a 23 °C se transforma en $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ y vapor de agua. Entre los dos sólidos y el vapor de agua se establece en un recipiente cerrado un estado de equilibrio cuya constante vale, a 23 °C, $K_p = 1,00 \times 10^{-4}$.

- a. Representa mediante una ecuación el proceso de equilibrio.
- b. Establecer la expresión de K_p para el mismo.
- c. Calcular la presión que alcanzará en el equilibrio el vapor de agua, expresándola en mm Hg.
- d. ¿ En qué sentido se desplazará la reacción si se eleva la temperatura?
- e. La presión de vapor de agua a 23 °C vale 23,8 mm Hg. Si la mezcla en equilibrio se deja a 23 °C en el seno de aire de humedad relativa del 50 %. ¿ En qué sentido se desplazará la composición de la misma?.

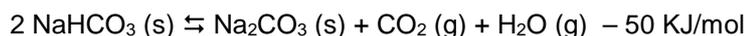
Razona todas las respuestas.

XVII. (2004) El agua fluorada, utilizada para prevenirla caries dental, suele contener alrededor de 1 ppm de ión F^- , es decir, 1 g de F^- por cada 10^6 g de agua.

- a. ¿Cuál será la concentración molar del ión fluoruro?
- b. Si tenemos un agua dura, en la que existe una concentración de iones Ca^{+2} igual a 10^{-4} M. ¿ Se formará precipitado en el proceso de fluoración?
- c. Si añadimos una concentración de 10^{-2} M de ácido fluorhídrico. ¿ Qué ocurrirá?. Razona todo lo que hagas. ¿ Cuánto valdrá ahora la solubilidad?

Datos: $F = 19$; $K_s (\text{CaF}_2) = 4 \times 10^{-11}$

XVIII. (2005) Se introdujo cierta cantidad de NaHCO_3 en un recipiente vacío. A 120 °C se estableció el equilibrio siguiente:



cuando la presión del recipiente era 1720 mmHg. Calcula:

- Las presiones parciales del CO₂ y del H₂O en el equilibrio.
- El valor de K_p y K_c.
- Las concentraciones de las sustancias en el equilibrio.
- Si añadimos 1 gramo de NaHCO₃. ¿Qué le ocurrirá a la cantidad de CO₂?
- Queremos obtener más cantidad de agua. ¿Cómo lo hacemos?
- Hacia donde se desplaza el equilibrio si añadimos un catalizador.

- I. (2006) . **También está en cinética** Dada la reacción siguiente: $2 \text{NO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- A partir de los datos de la siguiente tabla calcula la ecuación de velocidad y el orden de reacción.

Concentraciones iniciales (mol/L)		Velocidad inicial de desaparición del NO (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
NO (g)	H ₂ (g)	
0,15	0,15	0,0025
0,15	0,30	0,0050
0,30	0,15	0,0100

- Para la reacción anterior, en un recipiente de 10 L a 800 K, se encierra 1 mol de NO (g) y 1 mol de H₂ (g). Cuando se alcanza el equilibrio se hallan presentes 0,30 moles de monóxido de nitrógeno. Calcular:
 - Las concentraciones de los cuatro gases en equilibrio
 - El valor de K_c y K_p
 - La presión parcial de cada uno de los compuestos en el equilibrio

- XIX. (2007) Un recipiente cuyo volumen es de V litros contiene una mezcla de gases en equilibrio que se compone de 2 moles de pentacloruro de fósforo, 2 moles de tricloruro de fósforo y dos moles de cloro. La presión en el interior del recipiente es de 3 atm y la temperatura de 266°C.

Se introducen ahora una cierta cantidad de gas cloro, manteniendo constantes la presión y la temperatura, hasta que el volumen de equilibrio es de 2 V litros. Se desea saber:

- El volumen V del recipiente.
- El valor de las constantes k_c y k_p en el equilibrio.
- El número de moles de cloro añadido.
- Los valores de las presiones parciales en el equilibrio, tras la adición de cloro.

- XX. (2010) En un recipiente de 5 litros de capacidad se introducen 0,1 mol de una sustancia A, 0,1 mol de otra sustancia B y 0,1 mol de otra C. El sistema alcanza el equilibrio a la temperatura de 500 K, de acuerdo a la ecuación química: $2 \text{A} (\text{g}) + \text{B} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{C} (\text{g})$ siendo entonces la presión en el recipiente de 2,38 atm.

Se sabe que el valor de K_c está comprendido entre 100 y 150. Con estos datos:

- Razonar en qué sentido evolucionará la reacción hasta que alcance el equilibrio. **(0,3 puntos)**
- Calcular las concentraciones de cada especie en el equilibrio. **(0,9 puntos)**
- Determinar el valor exacto de K_c. **(0,2 puntos)**
- ¿Cuál será la presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio? **(0,6 puntos)**

- XXI. (2010) El amoniaco es una sustancia muy importante en la sociedad actual al ser imprescindible en la obtención de tintes, plásticos, fertilizantes, ácido nítrico, productos de limpieza, como gas criogénico, explosivos y fibras sintéticas entre otros productos. Su síntesis fue realizada por F. Haber en 1908, mientras que K. Bosh desarrolló la planta industrial necesaria para ello en 1913.

El proceso que tiene lugar es un equilibrio en fase gaseosa: $\frac{1}{2} \text{N}_2 (\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{g})$

Algunos datos termodinámicos de las especies implicadas se recogen en la siguiente tabla:

Tabla 1

Sustancia	$\Delta H^0_{\text{formación}}$ (kJ·mol ⁻¹)	S ⁰ (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)
H ₂ (g)	0	+ 131
N ₂ (g)	0	+ 192
NH ₃ (g)	- 46	+ 193

F. Haber obtuvo el premio Nóbel de Química del año 1918 por su descubrimiento y, en el discurso de recepción del premio, dio los siguientes datos referentes al equilibrio citado más arriba:

Tabla 2

t(°C)	Kp	Kc	Fracción molar de NH ₃ en el equilibrio			
			1 atm	30 atm	100 atm	200 atm
200	0,66	26	0,15	0,68	0,81	0,86
400	0,014	0,76	4,4×10 ⁻³	0,11	0,25	0,36
600	1,5×10 ⁻³	0,11	4,9×10 ⁻⁴	0,014	0,045	0,083
800	3,6×10 ⁻⁴	0,032	1,2×10 ⁻⁴	3,5×10 ⁻³	0,012	0,022
1000	1,4×10 ⁻⁴	0,014	4,4×10 ⁻⁵	1,3×10 ⁻³	4,4×10 ⁻³	8,7×10 ⁻³

El proceso tiene lugar introduciendo nitrógeno e hidrógeno (obtenidos previamente) en proporción estequiométrica en el reactor en unas condiciones de 450 °C y entre 200 y 700 atm de presión, usando un catalizador. En las condiciones indicadas la conversión en un solo paso (ver tabla 2) es muy baja por lo que los gases que salen del reactor se enfrían condensando y eliminando el amoniaco formado y reintroduciendo el nitrógeno e hidrógeno no combinados de nuevo en el reactor.

Las condiciones de presión y temperatura vienen fijadas por criterios no sólo termodinámicos sino también cinéticos; el catalizador es hierro preparado especialmente de modo que tenga una gran superficie.

- A partir de los datos termodinámicos de la tabla 1 y suponiendo, en primera aproximación, que las magnitudes termodinámicas no varían con la temperatura, determinar el intervalo de temperaturas en el que el proceso directo de formación del amoniaco será espontáneo. **(0,3 puntos)**
- Representar y etiquetar el diagrama energético del proceso tanto si ocurriese en fase gaseosa y ausencia del catalizador como en presencia del mismo comentando las diferencias entre ambos casos. **(0,3 puntos)**
- Justificar, con detalle, la variación observada de los valores de la fracción molar de amoniaco en el equilibrio (tabla 2), en función de la temperatura y presión. **(0,5 puntos)**
- Justificar la influencia que tiene el catalizador y la eliminación del amoniaco formado sobre el rendimiento en la producción de amoniaco **(0,3 puntos)**
- En una experiencia de laboratorio se introdujeron un mol de nitrógeno y tres moles de hidrógeno en un recipiente de 0,58 L de capacidad a una temperatura de 300 °C y 200 atm de presión. Analizada la muestra en el equilibrio, se encontró que la fracción molar de amoniaco es 0,628. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio en esas condiciones? **(0,6 puntos)**

XXII. **(2012)** Se preparan 50 mL de dos disoluciones, una con 5,0 gramos de cloruro de calcio y otra con 5,0 gramos de carbonato de sodio. Se vierte una disolución sobre otra (podemos suponer que los volúmenes aditivos).

- Se observa la formación de un precipitado. Nombre y escriba la fórmula del compuesto que precipita. **0,3 puntos**
- Una vez realizada la precipitación, calcule la concentración de los iones presentes en la disolución. **0,5 puntos**
Filtramos la disolución, se seca y se pesa el precipitado.

c. ¿Qué masa se obtiene? **0,4 puntos**

Mediante una espátula cogemos el precipitado y lo introducimos en un tubo de ensayo añadiendo unos pocos mililitros de disolución de ácido clorhídrico 1,0 M agitando suavemente hasta que desaparece todo el precipitado.

d. ¿Cuántos mL de disolución ácida debe echar? **0,5 puntos**

e. Mientras se añade la disolución de ácido clorhídrico se observa un burbujeo ¿de qué gas serán las burbujas? **0,3 puntos**

DATOS: K_p (CaCO_3) = $8,7 \times 10^{-9}$; Masas atómicas: C: 12,0 u; O: 16,0 u; Na: 23,0 u; Cl: 35,5 u; Ca: 40,1 u.

XXIII. **(2013)** El agua potable contiene diversas sales (cloruro de sodio, cloruro de magnesio, etc.) cuyo contenido depende de su manantial de procedencia y del tratamiento recibido. Algunas aportan un cierto sabor al agua; por este motivo, el límite máximo admisible de iones cloruro en el agua potable es de 250 ppm (250 mg/L). Una de las técnicas empleadas para analizar el contenido de iones cloruro en una muestra de agua es el método de Mohr, que se basa en la formación de un compuesto insoluble con el ion plata (cloruro de plata).

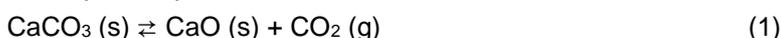
Como indicador se añaden unas gotas de disolución de cromato de potasio y luego se mide el volumen de una disolución de nitrato de plata, de concentración conocida, que debe añadirse antes de que aparezca un precipitado rojo de cromato de plata.

Para determinar la cantidad de cloruro que hay en un agua potable se valora una muestra de 25,0 mL de la misma con nitrato de plata 0,01 M, utilizando cromato de potasio como indicador. El color rojo ladrillo aparece cuando se han adicionado 15,0 mL de la sal de plata.

- Nombre y represente los materiales necesarios para realizar esta valoración, dibuje un esquema del procedimiento experimental e indique dónde se coloca cada sustancia usada. **0,5 puntos**
- Determine la solubilidad en agua de cada compuesto y razone si el cromato de potasio es un indicador adecuado. **1,0 puntos**
- Calcule el contenido de cloruros en el agua analizada y justifique si es apta para el consumo. **0,5 puntos**

Datos: $K_s(\text{cromato de plata}) = 1,9 \times 10^{-12}$; $K_s(\text{cloruro de plata}) = 1,6 \times 10^{-10}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$.

XXIV. (2014) El término cal incluye el óxido de calcio (CaO, cal viva) y el hidróxido de calcio (Ca(OH)₂, cal apagada). Se utiliza en siderurgia para eliminar impurezas ácidas, en el control de la contaminación del aire para eliminar óxidos ácidos como el SO₂ y en el tratamiento del agua. La cal viva se obtiene industrialmente a partir de la descomposición térmica de piedra caliza (CaCO₃) en grandes hornos de cal. A 897°C la constante de equilibrio para la disociación del carbonato de calcio vale $K_p = 1 \text{ atm}$.



La cal viva es la fuente más barata de sustancias básicas, pero es insoluble en agua. Sin embargo, reacciona con agua para producir cal apagada. El Ca(OH)₂ tiene una solubilidad limitada, de manera que no puede utilizarse para preparar disoluciones acuosas de pH elevado. En cambio, si se hace reaccionar con un carbonato soluble, como el Na₂CO₃ (ac), la disolución que se obtiene tiene un pH mucho más alto.



- Si en un recipiente cerrado de 10 L se introducen 50 g de carbonato de calcio en atmósfera de nitrógeno, a 1 atm y 25°C, y a continuación se calienta hasta 897°C, determine la composición de la fase gaseosa cuando se alcance el equilibrio.(4 puntos)
- Calcule la fracción de carbonato de calcio que ha descompuesto.(3 puntos)
- Calcule el pH de una disolución acuosa saturada de Ca(OH)₂.(4 puntos)
- Considerando que la reacción (2) puede obtenerse combinando los equilibrios de solubilidad del Ca(OH)₂ y del CaCO₃, determine el valor de K_c para esta reacción.(5 puntos)
- Si la concentración inicial de carbonato de sodio en la disolución es 0,1 M, demuestre que el pH de la reacción (2) en el equilibrio es mayor que en la disolución saturada de Ca(OH)₂.(4 puntos)

DATOS: $K_s[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 5,5 \times 10^{-6}$; $s[\text{CaCO}_3] = 5,29 \times 10^{-6} \text{ M}$; Masas atómicas (u): C: 12,0; O: 16,0; Ca: 40,1.
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

XXV. (2014) En el año 1962, H. Claassen, H. Selig y J. Malm, publican la obtención y caracterización del tetrafluoruro de xenón, confirmándose que es posible obtener compuestos de algunos gases nobles (los de mayor número atómico).

A 200 °C la reacción de formación de este compuesto es un equilibrio químico que transcurre con un rendimiento del 60 %.



Partiendo de 0,40 moles de xenón y 0,80 moles de flúor en un recipiente cerrado de dos litros:

- Calcule el valor de K_c para la reacción (1) a 200 °C.(5 puntos)
- Los moles adicionales de flúor que se deberían añadir si se quiere elevar el rendimiento de la reacción al 80 %.(5 puntos)

Una vez alcanzado el equilibrio con el rendimiento del 60 %, lo congelamos bajando bruscamente la temperatura hasta 20 °C, con lo que obtenemos unos cristales incoloros de tetrafluoruro de xenón.

Esta sustancia, en ambientes húmedos, reacciona según la ecuación:



Sobre los cristales obtenidos añadimos lentamente agua, con lo que se produce la reacción (2) hasta la completa desaparición del tetrafluoruro de xenón.

El XeO_3 así obtenido se seca a baja temperatura y en ausencia de sustancias orgánicas ya que, en estas condiciones, se descompone violentamente en sus elementos. Si subimos la temperatura bruscamente hasta $30\text{ }^\circ\text{C}$ y provocamos esta descomposición violenta en un recipiente hermético de $2,00\text{ L}$,

- c. Halle la cantidad de energía liberada en la descomposición.....(5 puntos)
- d. Si el recipiente es capaz de soportar una presión de 4 atm sin perder su integridad, indique si es segura o no la reacción de descomposición descrita.....(5 puntos)

DATOS: $\Delta H_f^\circ(298\text{ K}) [\text{XeO}_3] = + 402\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$

XXVI. (2017) Se tratan $22,36\text{ g}$ de hierro puro con $2,00\text{ L}$ de una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl , $0,30\text{ M}$, produciéndose la reacción: $\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{ac}) \longrightarrow \text{FeCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

El hidrógeno producido se introduce en un recipiente de $2,00\text{ L}$ que contiene $0,20$ moles de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{g})$, y $0,10$ moles de nitrógeno, $\text{N}_2(\text{g})$. Se calienta la mezcla gaseosa hasta $400\text{ }^\circ\text{C}$, estableciéndose el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ con una $\Delta H^\circ = -45,98\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, alcanzándose una presión total en el equilibrio de $20,0\text{ atm}$. Calcule:

- a. **12 puntos.** Las constantes K_c y K_p para el equilibrio citado a $400\text{ }^\circ\text{C}$.
- b. **2 puntos.** La presión parcial de cada gas en el equilibrio.
- c. **6 puntos.** Si las condiciones reales en el proceso industrial son de $500\text{ }^\circ\text{C}$, una presión de 300 atm , un catalizador de óxidos metálicos y extrayendo el amoníaco producido. Justifique la elección de estas condiciones experimentales.