

## PROBLEMAS Y CUESTIONES ADICIONALES

### TEMA 5: EL EQUILIBRIO EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.

5.27. Explicar por qué son erróneas las siguientes afirmaciones:

- Cuando una reacción alcanza el equilibrio se detiene absolutamente.
- Si se emplea mayor cantidad de reactivo, la constante de equilibrio será mayor.
- Si se puede conseguir que una reacción vaya más rápida, se puede incrementar la cantidad de producto presente en el equilibrio.
- La reacción inversa no empieza hasta que todos los reactivos no se hayan transformado en productos.
- El equilibrio se alcanza cuando la cantidad de reactivos es igual a la de productos.

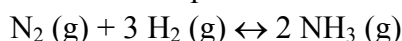
5.28. ¿Verdadero o falso? Razonar las respuestas.

- El sentido en el que evoluciona una reacción química es el de la minimización de la energía libre de Gibbs total del sistema.
- El paso de reactivos a productos es espontáneo cuando el cociente de reacción  $Q$  es negativo.
- La constante de equilibrio termodinámica  $K_p^\circ$  no tiene nunca unidades.
- Si para una reacción  $K_p^\circ = 1$ , entonces  $\Delta G^\circ = 0$ . Por tanto, independientemente de las cantidades iniciales que mezclemos, siempre estaremos en equilibrio.
- Si el número de moles gaseosos no cambia al pasar de reactivos a productos,  $K_p$  y  $K_c$  coinciden.

5.29.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones sobre el cociente de reacción son falsas? Razonar las respuestas.

- El cociente de reacción y la constante de equilibrio siempre tienen el mismo valor numérico.
- El cociente de reacción puede ser cero.
- El cociente de reacción puede ser mayor que la constante de equilibrio.
- El cociente de reacción puede ser menor que la constante de equilibrio.
- El valor numérico del cociente de reacción va cambiando conforme la reacción se va produciendo.
- Cuando el valor numérico del cociente de reacción es igual a la constante de equilibrio,  $\Delta G^\circ = 0$ .

5.30. La energía libre estándar de reacción para



es  $\Delta G^\circ = -32.90 \text{ kJ}$  a  $25^\circ\text{C}$ .

- ¿Cuánto valdrá la energía libre de reacción cuando la presión parcial de cada gas sea de 100 bar?
- ¿Cuál será el sentido espontáneo de la reacción en estas condiciones?
- ¿Cuánto valdrá la constante de equilibrio a esa temperatura?

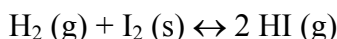
**5.31.** Para el equilibrio



$K_p = 2.25$  atm a  $350^\circ\text{C}$ . Un recipiente vacío de 2 litros de capacidad se llena con  $\text{COCl}_2$  (g) a  $25^\circ\text{C}$  y 750 mmHg. Se cierra el recipiente y se calienta a  $350^\circ\text{C}$ . Calcular:

- Los moles de cada especie en el equilibrio.
- La presión parcial de cada gas a  $350^\circ\text{C}$ .
- Una vez establecido el equilibrio, ¿cuántos moles de cloro hay que añadir para que en el nuevo equilibrio, manteniendo constante la temperatura, los moles de  $\text{COCl}_2$  (g) pasen a ser 0.0315?

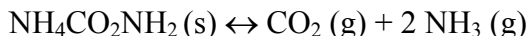
**5.32.** La constante de equilibrio para la reacción



vale 0.352 a  $25^\circ\text{C}$ . Señalar si las siguientes mezclas se encuentran en equilibrio a  $25^\circ\text{C}$ . En caso contrario, indicar la dirección en la que tendrá lugar la reacción a fin de alcanzar dicho equilibrio.

- Una mezcla en la que las presiones parciales de hidrógeno y yoduro de hidrógeno son 0.10 y 0.90 atm, respectivamente, y que contiene un mol de yodo.
- Una mezcla en la que las presiones parciales de hidrógeno y yoduro de hidrógeno son 0.55 y 0.44 atm, respectivamente, y que contiene dos moles de yodo.

**5.33.** En un recipiente de 2 L se introducen 22.5 g de  $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$  (s) y se calienta a  $35^\circ\text{C}$ , temperatura a la que se establece el equilibrio siguiente:



En estas condiciones, la presión de los gases en el recipiente, en presencia del sólido, es de 0.20 atm. Calcular:

- $K_p$
- Los gramos de sólido que quedan en el recipiente.

**5.34.** Para la reacción



la constante de equilibrio vale 62.5 a 800 K. ¿Cuánto valdrá la constante de equilibrio a  $333^\circ\text{C}$  suponiendo que  $\Delta H^\circ$  permanece constante?

**5.35.** ¿Cuál es el valor de  $\Delta H^\circ$  para una reacción en la que la constante de equilibrio a  $50^\circ\text{C}$  es el 40% de la constante a  $37^\circ\text{C}$ ?

**5.36.** a) Predecir cómo se desplazará el siguiente equilibrio:

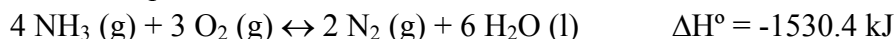


si:

- Adicionamos carbono a temperatura y volumen constantes.
- Enfriamos a presión constante.
- Aumentamos la presión parcial de  $\text{H}_2$  a temperatura y volumen constantes.
- Aumentamos el volumen a temperatura constante.
- Agregamos un catalizador.

b) ¿Alguno de estos cambios modificaría el valor de la constante de equilibrio?

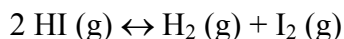
**5.37.** Considere el equilibrio



Predecir cómo se verá afectada la cantidad de amoníaco en el equilibrio al

- eliminar oxígeno a temperatura y volumen constantes
- añadir nitrógeno a temperatura y volumen constantes
- añadir agua a temperatura y volumen constantes
- aumentar el volumen del recipiente a temperatura constante
- aumentar la temperatura a presión constante.
- ¿Cuáles de los factores anteriores afectan al valor de la constante de equilibrio? ¿En qué sentido?

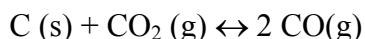
**5.38.** Considera el sistema en equilibrio



Inicialmente un sistema contiene sólo HI a la presión de 1.00 atm a 520°C. Se obtiene que la presión parcial de equilibrio de hidrógeno es 0.10 atm.

- Calcular la presión de yodo en el equilibrio.
- Calcular la presión de HI en el equilibrio.
- Calcular la constante de equilibrio.
- Una vez alcanzado el equilibrio se añade suficiente HI como para elevar su presión hasta 1.00 atm. ¿Cuánto valdrá ahora el cociente de reacción? ¿Hacia dónde se desplazará, pues, la reacción?
- Cuando se restablezca el equilibrio, ¿qué valores tendrán las presiones parciales de los tres gases?
- Dichos valores ¿están de acuerdo con el comportamiento esperado usando el principio de Le Châtelier?

**5.39.** Considere el equilibrio



Cuando este sistema está en equilibrio a 700°C en un recipiente de 2.0 L, hay presentes 0.10 moles de CO, 0.20 moles de CO<sub>2</sub> y 0.40 moles de C. Cuando el sistema se enfría a 600°C, se forman 0.04 moles adicionales de C (s). a) Calcular las constantes de equilibrio K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> a 700°C y a 600°C; b) A la vista de dichos valores, la reacción ¿es exotérmica o endotérmica?

## SOLUCIONES DE LOS PROBLEMAS NUMÉRICOS

**5.30.** a)  $-55719 \text{ J}$ ; b) Hacia la formación de productos; c)  $K_p^\circ = 5.85 \cdot 10^5$

**5.31.** a) moles (CO) = moles (Cl<sub>2</sub>) = 0.051; moles (COCl<sub>2</sub>) = 0.0297; b)  $P(\text{CO}) = P(\text{Cl}_2) = 1.302 \text{ atm}$ ; c)  $P(\text{COCl}_2) = 0.758 \text{ atm}$ ; c) 0.846.

**5.33.** a)  $K_p = 1.178 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^3$ ; b) 22.089.

**5.34.** 98

**5.35.**  $-58676 \text{ J}$

**5.38.** a) 0.10 atm; b) 0.80 atm; c) 0.016; d)  $Q = 0.010$ , hacia la derecha; e)  $P(\text{H}_2) = P(\text{I}_2) = 0.12 \text{ atm}$ ;  $P(\text{HI}) = 0.95 \text{ atm}$ ; f) Sí.

**5.39.** a) A 700°C:  $K_c = 0.025 \text{ mol/L}$ ,  $K_p = 1.99 \text{ atm}$ ; a 600°C:  $K_c = 8.33 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ ,  $K_p = 0.066 \text{ atm}$ ; b) endotérmica.