

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

◊ PROBLEMAS

● Con datos del equilibrio

- En un recipiente cerrado y vacío de 10 L de capacidad se introducen 0,04 moles de monóxido carbono e igual cantidad de cloro gas. Cuando a 525 °C se alcanza el equilibrio, se observa que ha reaccionado el 37,5 % del cloro inicial, según la reacción: $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(g)}$. Calcula:
a) El valor de K_p y de K_c .
b) La cantidad, en gramos, de monóxido de carbono existente cuando se alcanza el equilibrio.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. (P.A.U. sep. 16)
Rta.: $K_c = 240$; $K_p = 3,66$; b) $m = 0,700 \text{ g CO}$.
- En un matraz de un litro de capacidad se introducen 0,387 moles de nitrógeno y 0,642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio: $\text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3\text{(g)}$ encontrándose que se han formado 0,061 moles de amoníaco. Calcula:
a) La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.
b) K_c y K_p a la citada temperatura.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. (P.A.U. jun. 16)
Rta.: a) $n(\text{N}_2) = 0,356 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2) = 0,550 \text{ mol}$; b) $K_c = 0,0623$; $K_p = 1,45\cdot 10^{-5}$.
- En un recipiente de 2,0 L se introducen 0,043 moles de NOCl(g) y 0,010 moles de $\text{Cl}_2\text{(g)}$. Se cierra, se calienta hasta una temperatura de 30 °C y se deja que alcance el equilibrio:
 $\text{NOCl(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$. Calcula:
a) El valor de K_c sabiendo que en el equilibrio se encuentran 0,031 moles de NOCl(g) .
b) La presión total y las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. (P.A.U. jun. 15)
Rta.: a) $K_c = 0,035$; b) $p = 74 \text{ kPa}$; $p(\text{NOCl}) = 39 \text{ kPa}$; $p(\text{Cl}_2) = 20 \text{ kPa}$; $p(\text{NO}) = 15 \text{ kPa}$.
- Considera la siguiente reacción: $\text{Br}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Br(g)}$. Cuando 1,05 moles de Br_2 se colocan en un matraz de $0,980 \text{ dm}^3$ a una temperatura de 1873 K se disocia el 1,20 % de Br_2 . Calcula la constante de equilibrio K_c de la reacción.
(P.A.U. jun. 14)
Rta.: a) $K_c = 6,25\cdot 10^{-4}$.
- Se introduce PCl_5 en un recipiente cerrado de 1 dm^3 de capacidad y se calienta a 493 K hasta descomponerse térmicamente según la reacción: $\text{PCl}_5\text{(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total es de 1 atm (101,3 kPa) y el grado de disociación 0,32. Calcula:
a) Las concentraciones de las especies presentes en el equilibrio y sus presiones parciales
b) El valor de K_c y K_p .
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. (P.A.U. sep. 13)
Rta.: a) $[\text{PCl}_5]_e = 0,0127 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 0,0060 \text{ mol/dm}^3$; b) $p(\text{PCl}_5) = 0,515 \text{ atm} = 52,2 \text{ kPa}$; $p(\text{PCl}_3) = p(\text{Cl}_2) = 0,243 \text{ atm} = 24,6 \text{ kPa}$; b) $K_c = 2,82\cdot 10^{-3}$; $K_p = 0,114 [p \text{ en atm}]$.
- En un matraz de 5 dm^3 se introduce una mezcla de 0,92 moles de N_2 y 0,51 moles de O_2 y se calienta hasta 2200 K, estableciéndose el equilibrio: $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO(g)}$. Teniendo en cuenta que en estas condiciones reacciona el 1,09 % del nitrógeno inicial:
a) Calcula la concentración molar de todos los gases en el equilibrio a 2200 K.
b) Calcula el valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. (P.A.U. sep. 12)
Rta.: a) $[\text{N}_2] = 0,182 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{O}_2] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{NO}] = 0,0040 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_c = K_p = 8,84\cdot 10^{-4}$.
- El CO_2 reacciona con el H_2S a altas temperaturas según: $\text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{S(g)} \rightleftharpoons \text{COS(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$. Se introducen 4,4 g de CO_2 en un recipiente de $2,55 \text{ dm}^3$ a 337 °C, y una cantidad suficiente de H_2S para

que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea de 10 atm (1013,1 kPa). Si en la mezcla en equilibrio hay 0,01 moles de agua, calcula:

- El número de moles de cada una de las especies en el equilibrio.
- El valor de K_c y K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

(P.A.U. jun. 12)

Rta.: a) $n_e(\text{CO}_2) = 0,090 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,399 \text{ mol}$; $n_e(\text{COS}) = 0,0100 \text{ mol}$; b) $K_p = K_c = 2,8\cdot 10^{-3}$.

- En un recipiente de 2 dm^3 de capacidad se dispone una cierta cantidad de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ y se calienta el sistema hasta 298,15 K. La reacción que tiene lugar es: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_2(\text{g})$. Sabiendo que se alcanza el equilibrio químico cuando la presión total dentro del recipiente es 1,0 atm (101,3 kPa) y la presión parcial del N_2O_4 es 0,70 atm (70,9 kPa), calcula:

- El valor de K_p a 298,15 K.
- El número de moles de cada uno de los gases en el equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

(P.A.U. sep. 11)

Rta.: a) $K_p = 0,13$; b) $n_1 = 0,025 \text{ mol NO}_2$; $n_2 = 0,057 \text{ mol N}_2\text{O}_4$.

- A 670 K, un recipiente de 2 dm^3 contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 0,003 moles de hidrógeno, 0,003 moles de yodo y 0,024 moles de yoduro de hidrógeno, según la reacción:

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ HI}(\text{g})$. En estas condiciones, calcula:

- El valor de K_c y K_p .
- La presión total en el recipiente y las presiones parciales de los gases en la mezcla.

Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa

(P.A.U. sep. 10)

Rta.: a) $K_p = K_c = 64$; b) $p_t = 83,5 \text{ kPa}$; $p(\text{H}_2) = p(\text{I}_2) = 8,4 \text{ kPa}$; $p(\text{HI}) = 66,8 \text{ kPa}$.

- Un recipiente cerrado de 1 dm^3 , en el que se ha hecho previamente el vacío, contiene 1,998 g de yodo (sólido). Seguidamente, se calienta hasta alcanzar la temperatura de 1200 °C. La presión en el interior del recipiente es de 1,33 atm. En estas condiciones, todo el yodo se halla en estado gaseoso y parcialmente dissociado en átomos: $\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ I}(\text{g})$

- Calcula el grado de disociación del yodo molecular.
- Calcula las constantes de equilibrio K_c y K_p para la dicha reacción a 1200 °C.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

(P.A.U. sep. 09)

Rta.: a) $\alpha = 39,8 \%$ b) $K_c = 8,26\cdot 10^{-3}$; $K_p = 0,999$.

- En un recipiente de 5 dm^3 se introducen 1,0 mol de SO_2 y 1,0 mol de O_2 y se calienta a 727 °C, produciéndose la siguiente reacción: $2 \text{ SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ SO}_3(\text{g})$. Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrando que hay 0,15 moles de SO_2 . Calcula:

- Los gramos de SO_3 que se forman.
- El valor de la constante de equilibrio K_c .

(P.A.U. sep. 08)

Rta.: a) $m(\text{SO}_3) = 68 \text{ g}$; b) $K_c = 280$.

- En un recipiente de $10,0 \text{ dm}^3$ se introducen 0,61 moles de CO_2 y 0,39 moles de H_2 calentando hasta 1250 °C. Una vez alcanzado el equilibrio según la reacción: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se analiza la mezcla de gases, encontrándose 0,35 moles de CO_2

- Calcula los moles de los demás gases en el equilibrio.
- Calcula el valor de K_c a esa temperatura.

(P.A.U. jun. 08)

Rta.: a) $n_e(\text{CO}_2) = 0,35 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2) = 0,13 \text{ mol}$; $n_e(\text{CO}) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,26 \text{ mol}$; b) $K_c = 1,5$.

- A la temperatura de 35 °C disponemos, en un recipiente de 310 cm^3 de capacidad, de una mezcla gaseosa que contiene 1,660 g de N_2O_4 en equilibrio con 0,385 g de NO_2 .

- Calcula la K_c de la reacción de disociación del tetraóxido de dinitrógeno a la temperatura de 35 °C.
- A 150 °C, el valor numérico de K_c es de 3,20. ¿Cuál debe ser el volumen del recipiente para que estén en equilibrio 1 mol de tetraóxido y dos moles de dióxido de nitrógeno?

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{K}\cdot\text{mol})$.

(P.A.U. jun. 07)

Rta.: a) $K_c = 0,0125$; b) $V = 1,25 \text{ dm}^3$.

14. El COCl_2 gaseoso se disocia a una temperatura de 1000 K, según la siguiente reacción:
 $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Cuando la presión de equilibrio es de 1 atm el porcentaje de disociación de COCl_2 es del 49,2 %. Calcula:
- El valor de K_p
 - El porcentaje de disociación de COCl_2 cuando la presión de equilibrio sea 5 atm a 1000 K.

(P.A.U. jun. 05)

Rta.: a) $K_p = 0,32$; b) $\alpha' = 24,5 \%$.

● Con la constante como dato

1. Considera el siguiente proceso en equilibrio a 686 °C: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Las concentraciones en equilibrio de las especies son:
 $[\text{CO}_2] = 0,086 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_2] = 0,045 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}] = 0,050 \text{ mol/dm}^3$ y $[\text{H}_2\text{O}] = 0,040 \text{ mol/dm}^3$.
- Calcula K_c para la reacción a 686 °C.
 - Si se añadiera CO_2 para aumentar su concentración a $0,50 \text{ mol/dm}^3$, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez restablecido el equilibrio?

(P.A.U. sep. 14)

Rta.: a) $K_c = 0,517$; b) $[\text{CO}_2] = 0,47$; $[\text{H}_2] = 0,020$; $[\text{CO}] = 0,075$ y $[\text{H}_2\text{O}] = 0,065 \text{ mol/dm}^3$.

2. La reacción $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ tiene, a 448 °C, un valor de la constante de equilibrio K_c igual a 50. A esa temperatura un recipiente cerrado de 1 dm^3 contiene inicialmente 1,0 mol de I_2 y 1,0 mol de H_2 .
- Calcula los moles de $\text{HI}(\text{g})$ presentes en el equilibrio.
 - Calcula la presión parcial de cada gas en el equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(P.A.U. jun. 11)

Rta.: a) $n_e(\text{HI}) = 1,56 \text{ mol HI}$; b) $p(\text{I}_2) = p(\text{H}_2) = 1,3 \text{ MPa}$; $p(\text{HI}) = 9,3 \text{ MPa}$.

◇ CUESTIONES

- Para el equilibrio: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ $\Delta H < 0$; explica razonadamente:
 - ¿Hacia qué lado se desplazará el equilibrio si se aumente la temperatura?
 - ¿Cómo afectará a la cantidad de producto obtenido un aumento de la concentración de oxígeno?
 (P.A.U. sep. 16)
- Para la siguiente reacción en equilibrio: $2 \text{BaO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{BaO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ > 0$
 - Escribe la expresión para las constantes de equilibrio K_c y K_p , así como la relación entre ambas.
 - Razona cómo afecta al equilibrio un aumento de presión a temperatura constante.
 (P.A.U. sep. 15)
- Para el siguiente sistema en equilibrio: $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{B}(\text{g})$ $\Delta H^\circ = +20,0 \text{ kJ}$, justifica qué cambio experimentaría K_c si se elevara la temperatura de la reacción.
 (P.A.U. sep. 14)
- Considera el siguiente proceso en equilibrio: $\text{N}_2\text{F}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NF}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ = 38,5 \text{ kJ}$. Razona que le ocurre al equilibrio si se disminuye la presión de la mezcla de reacción a temperatura constante.
 (P.A.U. jun. 14)
- Explica razonadamente el efecto sobre el equilibrio: $2 \text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$ $\Delta H^\circ = -221 \text{ kJ/mol}$
 - Si se añade CO .
 - Si se añade C .
 - Si se eleva la temperatura.
 - Si aumenta la presión.
 (P.A.U. sep. 13)
- Para la siguiente reacción: $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H < 0$:
 - Escribe la expresión para la constante de equilibrio K_p en función de las presiones parciales.

b) Razona como afecta al equilibrio un aumento de temperatura.

(P.A.U. jun. 13)

7. Considerando la reacción: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$, razona si las afirmaciones son verdaderas o falsas.

- a) Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de SO_3 .
- b) Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
- c) El valor de K_p es superior al de K_c a la misma temperatura.

d) La expresión de la constante de equilibrio K_p es: $K_p = \frac{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)}{p^2(\text{SO}_3)}$

(P.A.U. sep. 11)

8. a) Escribe la expresión de K_c y K_p para cada uno de los siguientes equilibrios:



b) Indica, de manera razonada, en qué casos K_c coincide con K_p .

(P.A.U. jun. 11)

9. Considera el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ $\Delta H = -46 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Razona qué le ocurre al equilibrio si:

- a) Se añade hidrógeno.
- b) Se aumenta la temperatura.
- c) Se aumenta la presión disminuyendo el volumen.
- d) Se extrae nitrógeno.

(P.A.U. sep. 10)

10. Si consideramos la disociación del PCl_5 dada por la ecuación: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ $\Delta H < 0$. Indica razonadamente qué le ocurre al equilibrio:

- a) Al aumentar la presión sobre el sistema sin variar la temperatura.
- b) Al disminuir la temperatura.
- c) Al añadir cloro.

(P.A.U. jun. 09)

11. Dado el siguiente equilibrio $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{S}(\text{s})$, indica si la concentración de sulfuro de hidrógeno aumentará, disminuirá o no se modificará si:

- a) Se añade $\text{H}_2(\text{g})$
- b) Disminuye el volumen del recipiente.

(P.A.U. sep. 07)

12. Para el sistema gaseoso en equilibrio $\text{N}_2\text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$, ¿cómo afectaría la adición de $\text{NO}(\text{g})$ al sistema en equilibrio? Razona la respuesta.

(P.A.U. jun. 06)

13. Escribe la expresión de la constante de equilibrio (ajustando antes las reacciones) para los siguientes casos:

- a) $\text{Fe}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$
- b) $\text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g})$
- c) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g})$
- d) $\text{S}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{s})$

(P.A.U. sep. 04)

14. En una reacción $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB}$, en fase gaseosa, la constante K_p vale 4,3 a la temperatura de 250°C y tiene un valor de 1,8 a 275°C .

- a) Enuncia el principio de Le Chatelier.
- b) Razona si dicha reacción es exotérmica o endotérmica.
- c) En qué sentido se desplazará el equilibrio al aumentar la temperatura.

(P.A.U. jun. 04)

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Actualizado: 17/08/23