

Equilibrio químico

1. Guía de Estudio

- Indicar qué se entiende por equilibrio químico. Explicar su naturaleza dinámica.
- Expresar la constante de equilibrio en función de las concentraciones de reactivos y productos, K_c , para una ecuación química del tipo:

$$a A + c E \rightleftharpoons q Q + x X$$
- ¿Qué información proporciona la constante de equilibrio de una reacción química y de cuál variable de estado depende su valor?
- Expresar la constante de equilibrio basada en las presiones parciales de reactivos y productos gaseosos, K_p .
- ¿Cuál es la relación que existe entre K_p y K_c ?
- Definir los cocientes de reacción Q_c y Q_p . ¿Cómo se los utiliza para predecir el sentido del cambio neto en una reacción reversible?
- Analizar la modificación de las condiciones de equilibrio mediante el Principio de Le Châtelier.
- Indicar si una reacción reversible catalizada alcanza un estado de equilibrio distinto al de la misma reacción no catalizada.

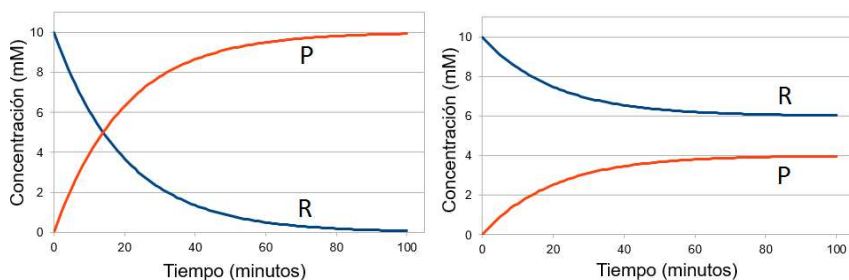
SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

2. Ejercicios

- 10.1** Cuando ocurre una reacción química que parte de reactivos sin productos presentes, la concentración de los primeros disminuye y la de los segundos aumenta hasta alcanzar un estado final en el cual las concentraciones de las especies involucradas no varían con el tiempo. En el estado final la conversión de los reactivos en productos puede haber sido virtualmente total o parcial.

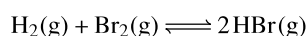
Los gráficos siguientes describen **cualitativamente** las concentraciones en función del tiempo de un reactivo R y de un producto P, para dos reacciones químicas distintas. Indicar cuál gráfico corresponde a una conversión “total” y cuál a una conversión parcial de R en P.



- 10.2** Responder si las afirmaciones siguientes relacionadas con el estado de equilibrio químico y la constante de equilibrio son correctas (C) o incorrectas (I). Justificar las respuestas.
- a) “Cuando una reacción alcanza el equilibrio a una temperatura dada, las concentraciones de los reactivos y de los productos permanecen constantes a lo largo del tiempo.”

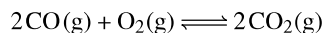
- b) “Cuanto más rápidamente ocurra una reacción, mayor será la cantidad de productos en el equilibrio.”
- c) “Cuanto mayor sea la cantidad inicial de reactivos, mayor será la constante de equilibrio a una temperatura dada.”
- d) “El estado de equilibrio es dinámico porque la velocidad de formación de los productos (reacción directa) es igual a la velocidad de regeneración de los reactivos (reacción inversa).”
- e) “El valor de la constante de equilibrio de una reacción química a una temperatura dada sugiere cuán favorecida está la conversión de reactivos en productos.”
- f) “A una temperatura dada, la presencia de un catalizador modifica el valor de la constante de equilibrio de la reacción donde actúa.”

10.3 Se introdujeron hidrógeno y bromo en un recipiente cerrado de 5,00 dm³ a 1000 K. Una vez alcanzado el equilibrio se determinó la presencia de 0,0100 mol de H₂(g), 0,00200 mol de Br₂(g) y 0,872 mol de HBr(g), según:

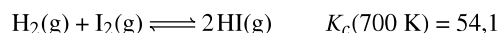


- a) Escribir la expresión de K_c .
- b) Calcular el valor de K_c a 1000 K.

10.4 En un recipiente cerrado de 5,00 dm³ a 350 K están en equilibrio 0,100 mol de CO(g), 0,200 mol de O₂(g) y 0,0500 mol de CO₂(g). Calcular el valor de K_c para la reacción representada por:



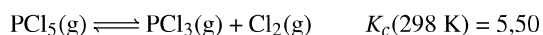
10.5 En un recipiente cerrado de 8,00 dm³ a 700 K están en equilibrio 25,4 g de I₂(g) y 0,400 g de H₂(g), según:



Calcular la concentración molar de HI(g) en el equilibrio.

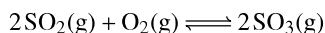
10.6 En un recipiente cerrado de 4,00 dm³ a 25 °C se encuentran en equilibrio 50,0 g de PCl₅(g) y 20,0 g de Cl₂(g).

- a) Considerando que ocurre la reacción representada por:



- calcular la cantidad de PCl₃(g) en equilibrio.
- b) ¿Cambiaría el resultado del ítem anterior si el recipiente tuviera un volumen de 3,00 dm³?
- c) ¿Cambiaría el valor de K_c si a la misma temperatura el recipiente tuviera un volumen distinto de 4,00 dm³?

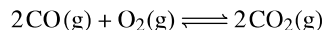
10.7 En un recipiente rígido de 15,0 dm³ a 1500 K, se introdujeron 6,00 mol de SO₂(g) y 3,00 mol de O₂(g), produciéndose la reacción representada por:



Alcanzado el equilibrio, se determinó que la concentración de SO₃ era 0,0560 M. Calcular:

- a) las concentraciones de SO₂ y de O₂ en el equilibrio;
- b) el valor de K_c a 1500 K;
- c) el valor de K_c a 1500 K para la reacción: $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.
- d) Indicar en un gráfico los valores de las cantidades de reactivos y producto iniciales y en el equilibrio, dibujando cualitativamente la evolución de las mismas entre ambos estados en función del tiempo.

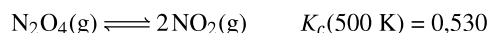
10.8 Un recipiente rígido de 20,0 dm³ a 350 °C contiene 2,00 mol de O₂(g). Manteniendo la temperatura constante se agregan 2,00 mol de CO₂(g). Se aguarda hasta que la reacción alcance el equilibrio:



En ese momento, la concentración de CO_2 es 0,0480 M.

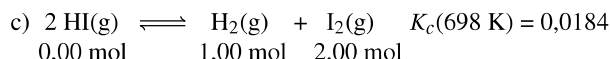
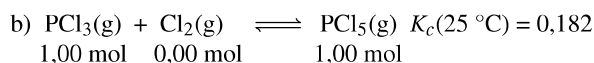
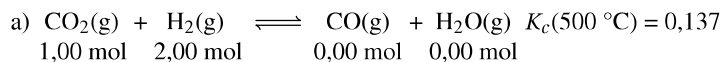
- Calcular el valor de K_c de la reacción a 350 °C.
- Representar gráficamente la evolución de las concentraciones de los tres gases en función del tiempo.

- 10.9** En un recipiente rígido de 4,00 dm³ se introdujeron 2,00 mol de $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$ a 500 K. Dada la reacción representada por:

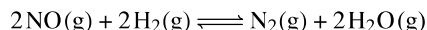


Indicar en un gráfico los valores de las concentraciones molares de reactivo y producto en el estado inicial y en el estado de equilibrio, dibujando además en forma cualitativa el cambio de las mismas entre ambos estados.

- 10.10** Las reacciones en fase gaseosa siguientes se llevaron a cabo dentro de recipientes cerrados y rígidos de 5,00 dm³ a las temperaturas que se indican junto a los valores correspondientes de K_c . Debajo de cada sustancia se informa la cantidad *inicial* introducida. Para cada reacción calcular las cantidades de reactivos y productos una vez alcanzado el equilibrio.

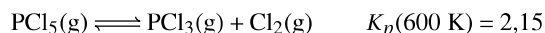


- 10.11** Para la reacción representada por:



- Escribir las expresiones de las constantes K_p y K_c .
- Establecer la relación que existe entre K_p y K_c .

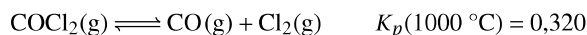
- 10.12** El $\text{PCl}_5\text{(g)}$ se descompone según la reacción representada por:



Partiendo de $\text{PCl}_5\text{(g)}$ puro en un recipiente cerrado y rígido, calcular la presión parcial del $\text{Cl}_2\text{(g)}$ en equilibrio a 600 K si:

- la presión inicial del $\text{PCl}_5\text{(g)}$ es de 1,00 atm.
- la presión total en el equilibrio es de 1,00 atm.

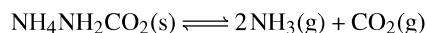
- 10.13** El $\text{COCl}_2\text{(g)}$ se descompone según la reacción representada por:



Partiendo de $\text{COCl}_2\text{(g)}$ puro en un recipiente cerrado y rígido, calcular la fracción molar en equilibrio del CO(g) a 1000 °C si:

- la presión inicial del $\text{COCl}_2\text{(g)}$ es de 1,00 atm.
- la presión total en el equilibrio es de 1,00 atm.

- 10.14** El carbamato de amonio se descompone según la reacción representada por:

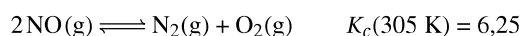


Si la presión parcial de $\text{CO}_2\text{(g)}$ es 0,300 atm después de que una muestra de carbamato de amonio puro alcanza el equilibrio en un recipiente rígido cerrado a 500 K, ¿cuál es el valor de K_p a dicha temperatura?

10.15 Responder si las afirmaciones siguientes relacionadas con el cociente de reacción (Q_c o Q_p , según corresponda) son correctas (C) o incorrectas (I). Justificar las respuestas.

- a) “El cociente de reacción y la constante de equilibrio siempre tienen el mismo valor numérico.”
- b) “El cociente de reacción puede tener valor 0 (cero).”
- c) “Si $Q_c \neq K_c$ (o bien $Q_p \neq K_p$), el valor numérico del cociente de reacción cambia progresivamente desde el momento inicial hasta que se alcanza el equilibrio.”

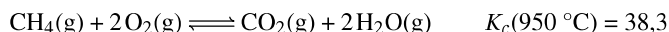
10.16 En un recipiente rígido de 10,0 dm³ que contenía aire [esencialmente, una mezcla de N₂(g) y O₂(g)] a 305 K se agregó monóxido de nitrógeno gaseoso. La composición de la mezcla gaseosa inicial resultó ser: 0,320 mol de N₂, 0,0800 mol de O₂ y 0,200 mol de NO. Sabiendo que a dicha temperatura ocurre la reacción representada por:



¿cuál de las opciones siguientes podría corresponder a las concentraciones de los gases que constituyen el sistema un tiempo después de su mezclado? Justificar.

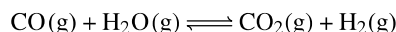
- a) [N₂] = 0,0320 M; [O₂] = 0,00800 M; [NO] = 0,0200 M;
- b) [N₂] > 0,0320 M; [O₂] > 0,00800 M; [NO] < 0,0200 M;
- c) [N₂] > 0,0320 M; [O₂] > 0,00800 M; [NO] = 0 M.

10.17 En una cámara de combustión de paredes rígidas y a 950 °C, tiene lugar la reacción representada por:



En un momento dado, se determinó la concentración de los componentes de la mezcla de gases dentro de la cámara, obteniéndose los valores siguientes: [CH₄] = 0,200 M; [O₂] = 2,40 M; [CO₂] = 1,80 M y [H₂O] = 3,60 M. Determinar si, para una muestra extraída de la cámara de combustión unos minutos más tarde, la concentración de metano será mayor, menor o igual a 0,200 M. Justificar.

10.18 Dada la reacción química representada por la ecuación:



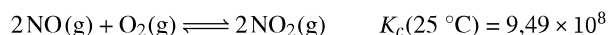
- a) Escribir la constante de equilibrio expresada en presiones parciales.
- b) ¿Qué relación existe entre K_p y K_c para esta reacción?
- c) La constante de equilibrio K_c es 7,30 a 500 °C. Determinar si las mezclas gaseosas siguientes contenidas en un recipiente rígido de 10,0 dm³ están en equilibrio químico a esa temperatura. En caso contrario, determinar cuál es el sentido en que avanzará la reacción hasta alcanzar dicho estado de equilibrio.
 - 1) CO: 0,500 mol, H₂O: 0,400 mol, CO₂: 1,00 mol, H₂: 2,00 mol.
 - 2) CO: 1,00 mol, H₂O: 0,400 mol, CO₂: 0,600 mol, H₂: 0,200 mol.

10.19 La reacción representada por la ecuación química: $\text{H}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HCl(g)}$ es exotérmica. Considerar una mezcla de los tres gases en equilibrio químico dentro de un recipiente rígido. ¿Qué ocurrirá con la cantidad de HCl(g) en la mezcla luego de realizar cada uno de los cambios siguientes?:

- a) se agrega H₂(g) a temperatura constante;
- b) se extrae Cl₂(g) a temperatura constante;
- c) se aumenta la temperatura.

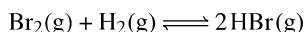
En cada caso, mencionar si el valor de K_c aumenta, disminuye o permanece constante. Justificar las respuestas.

- 10.20** Al quemar combustibles fósiles se liberan muchas sustancias al ambiente, entre ellas el NO y el NO₂. El NO producido puede combinarse a su vez con el oxígeno atmosférico y generar más NO₂ según:



Las concentraciones de equilibrio en un experimento realizado a 230 °C fueron: [NO] = 0,0542 M, [O₂] = 0,127 M y [NO₂] = 15,55 M.

- a) Calcular K_c y K_p a 230 °C.
 b) Indicar qué ocurrirá con la cantidad de NO₂ a volumen constante si:
 1) se aumenta la presión parcial de NO a temperatura constante;
 2) se aumenta la temperatura.
- 10.21** La tabla siguiente informa valores de K_c a temperaturas distintas para la reacción de síntesis de bromuro de hidrógeno gaseoso a partir de los gases bromo e hidrógeno, representada por:



Temperatura / K	K_c
300	$1,90 \times 10^{17}$
500	$1,30 \times 10^{10}$
1000	$3,80 \times 10^4$

Indicar:

- a) la expresión de K_c ;
 b) el valor de K_p a 500 K;
 c) si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica. Justificar.
 d) ¿a qué temperatura tiene mayor rendimiento la obtención de bromuro de hidrógeno? Justificar.

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 10.1:** Gráfico izquierdo: conversión “total”. Gráfico derecho: conversión parcial.
10.2: a) (C); b) (I); c) (I); d) (C); e) (C); f) (I).
10.3: a) $K_c = [\text{HBr}]_{\text{eq}}^2 / ([\text{Br}_2]_{\text{eq}} [\text{H}_2]_{\text{eq}})$; b) $3,80 \times 10^4$.
10.4: $K_c = 6,25$.
10.5: 0,130 M.
10.6: a) $n(\text{PCl}_3) = 18,7$ mol; b) sí; c) no.
10.7: a) $[\text{SO}_2] = 0,344$ M y $[\text{O}_2] = 0,172$ M; b) 0,154; c) 6,49; d) SO₂: de 6,00 a 5,16 mol; O₂: de 3,00 a 2,58 mol; SO₃: de 0 a 0,840 mol.
10.8: a) 6,76; CO : de 0 a 0,0520 M, [O₂]: de 0,100 M a 0,126 M, [CO₂]: de 0,100 M a 0,0480 M.
10.9: [N₂O₄]: de 0,500 M a 0,300 M; [NO₂]: de 0 a 0,400 M.
10.10: a) $n(\text{CO}_2) = 0,626$ mol, $n(\text{H}_2) = 1,63$ mol, $n(\text{CO}) = n(\text{H}_2\text{O}) = 0,374$ mol;
 b) $n(\text{PCl}_3) = 1,93$ mol, $n(\text{Cl}_2) = 0,934$ mol, $n(\text{PCl}_5) = 0,0660$ mol; c) $n(\text{HI}) = 1,89$ mol, $n(\text{H}_2) = 0,0610$ mol, $n(\text{I}_2) = 1,06$ mol.
10.11: a) $K_p = p(\text{N}_2)p^2(\text{H}_2\text{O})/(p^2(\text{NO})p^2(\text{H}_2))$; $K_c = [\text{N}_2][\text{H}_2\text{O}]^2/([\text{NO}]^2[\text{H}_2]^2)$; b) $K_p = K_c(\text{RT})^{-1}$.
10.12: a) $p(\text{Cl}_2) = 0,743$ atm; b) $p(\text{Cl}_2) = 0,452$ atm.
10.13: a) $x(\text{CO}) = 0,300$; b) $x(\text{CO}) = 0,330$.
10.14: $K_p = 0,108$.
10.15: a) I; b) C; c) C.
10.16: (b).
10.17: menor.
10.18: a) $K_p = p(\text{CO}_2)p(\text{H}_2)/(p(\text{CO})p(\text{H}_2\text{O}))$; b) $K_p = K_c$; c) 1) $Q_c = 10 > K_c$, a reactivos; 2) $Q_c = 0,300 < K_c$, a productos.
10.19: a) $n(\text{HCl})$ aumenta, K_c permanece constante; b) $n(\text{HCl})$ disminuye, K_c permanece constante; c) $n(\text{HCl})$ disminuye, K_c disminuye.

10.20: a) $K_c = 6,48 \times 10^5$, $K_p = 1,57 \times 10^4$; b) 1) aumenta; 2) disminuye.

10.21: a) $K_c = [\text{HBr}]^2/([\text{Br}_2][\text{H}_2])$; b) $K_p = 1,30 \times 10^{10}$; c) exotérmica; d) 300 K.