HOJA DE EJERCICIOS · QUÍMICA · 2.º DE BACHILLERATO

Equilibrio químico

Intenta cada ejercicio por tu cuenta, en el hueco de debajo. Las soluciones, paso a paso, están al final de la hoja. La teoría, los ejemplos explicados y un test rápido están en la guía: **metodonmv.com/profesores-clases-quimica/equilibrio-quimico/**

1 Escribe K_c y K_p para $\mathrm{CaCO_3}(s) \rightleftharpoons \mathrm{CaO}(s) + \mathrm{CO_2}(g)$.

2 En el equilibrio $2\,\mathrm{SO_2} + \mathrm{O_2} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{SO_3}$ hay $0{,}10$ M de $\mathrm{SO_2}$, $0{,}05$ M de $\mathrm{O_2}$ y $0{,}20$ M de $\mathrm{SO_3}$. Calcula K_c.

3 Para $\mathrm{A} + \mathrm{B} \rightleftharpoons \mathrm{C} + \mathrm{D}$, $K_c = 4$. Se mezclan 1 mol/L de A y 1 mol/L de B. Calcula las concentraciones en el equilibrio.

4 Para $\mathrm{H_2} + \mathrm{I_2} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{HI}$, $K_c = 64$. Una mezcla tiene $[\mathrm{H_2}] = 0{,}5$, $[\mathrm{I_2}] = 0{,}5$ y $[\mathrm{HI}] = 2{,}0$ mol/L. ¿Está en equilibrio? ¿Hacia dónde evoluciona?

5 En $2\,\mathrm{SO_2}(g) + \mathrm{O_2}(g) \rightleftharpoons 2\,\mathrm{SO_3}(g)$, con $\Delta H < 0$, ¿qué condiciones aumentan la cantidad de $\mathrm{SO_3}$ en el equilibrio?

6 Para $2\,\mathrm{SO_2} + \mathrm{O_2} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{SO_3}$ a 1000 K, $K_c = 280$. Calcula K_p.

7

SELECTIVIDAD DE MADRID · QUÍMICA · ORDINARIA 2024

Se introduce cierta cantidad de $\mathrm{COCl_2}$ en un recipiente de $1{,}0$ L a 500 K y $0{,}94$ atm, produciéndose su descomposición según la reacción $\mathrm{COCl_2}(g) \rightleftharpoons \mathrm{CO}(g) + \mathrm{Cl_2}(g)$. Sabiendo que a dicha temperatura el valor de K_p es $0{,}19$, calcule:

a) (0,5 puntos) La concentración molar inicial de $\mathrm{COCl_2}$. **b)** (0,75 puntos) Las concentraciones molares de cada especie en el equilibrio. **c)** (0,75 puntos) La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio.

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

8

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

En un recipiente se introduce $\mathrm{N_2O_4}$ a $0{,}10$ mol/L. Al llegar al equilibrio, $\mathrm{N_2O_4} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{NO_2}$, hay $0{,}12$ mol/L de $\mathrm{NO_2}$. Calcula K_c.

9

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

A 298 K, para $\mathrm{N_2O_4}(g) \rightleftharpoons 2\,\mathrm{NO_2}(g)$ se tiene $K_c = 4{,}6 \cdot 10^{-3}$. Calcula K_p.

10

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

Para $\mathrm{N_2O_4} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{NO_2}$, con $K_c = 0{,}36$, se mezclan $0{,}10$ mol/L de $\mathrm{N_2O_4}$ y $0{,}10$ mol/L de $\mathrm{NO_2}$. ¿Está en equilibrio? Si no, ¿hacia dónde evoluciona?

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98

SOLUCIONES

Equilibrio químico

1 Solo el CO_2 es gas: $K_c = [CO_2]$ y $K_p = p_{CO_2}$.

2 $$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]} = \frac{0{,}20^2}{0{,}10^2 \cdot 0{,}05} = \frac{0{,}04}{0{,}0005} = 80.$$

3 $$4 = \frac{x^2}{(1-x)^2} \Rightarrow 2 = \frac{x}{1-x} \Rightarrow 2 - 2x = x \Rightarrow x = \frac{2}{3} \approx 0{,}67.$$

$[C] = [D] = 0{,}67$ M y $[A] = [B] = 1 - 0{,}67 = 0{,}33$ M.

4 $$Q = \frac{2{,}0^2}{0{,}5 \cdot 0{,}5} = \frac{4}{0{,}25} = 16.$$

Como $Q = 16 < 64$, no está en equilibrio y evoluciona hacia la derecha, formando HI.

5 Aumentar la presión (hay 3 mol de gas a la izquierda y 2 a la derecha), añadir O_2 o SO_2, retirar SO_3 y **bajar** la temperatura (la reacción es exotérmica).

El catalizador no cambia la cantidad de SO_3 en el equilibrio, solo el tiempo en alcanzarlo.

6 $\Delta n = 2 - 3 = -1$.

$$K_p = K_c\,(RT)^{-1} = \frac{280}{0{,}082 \cdot 1000} = \frac{280}{82} \approx 3{,}4.$$

7 **a)** Los $0{,}94$ atm son la presión del $COCl_2$ antes de descomponerse. Con $p = c\,RT$:

$$c_0 = \frac{p}{RT} = \frac{0{,}94}{0{,}082 \cdot 500} = 0{,}0229 \text{ mol/L}$$

b) El enunciado da K_p y las concentraciones piden K_c. Como $\Delta n = 2 - 1 = 1$:

$$K_c = K_p\,(RT)^{-\Delta n} = \frac{0{,}19}{0{,}082 \cdot 500} = 4{,}63 \cdot 10^{-3}$$

Tabla en concentraciones: $[COCl_2] = 0{,}0229 - x$ y $[CO] = [Cl_2] = x$. Se sustituye en la expresión de K_c.

Sale una ecuación de segundo grado, $x^2 + 4{,}63 \cdot 10^{-3}x - 1{,}06 \cdot 10^{-4} = 0$, cuya raíz positiva es:

$$K_c = \frac{x^2}{0{,}0229 - x} = 4{,}63 \cdot 10^{-3} \;\Rightarrow\; x = 8{,}25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Concentraciones en el equilibrio: $[CO] = [Cl_2] = x = 8{,}25 \cdot 10^{-3} \approx 8{,}2 \cdot 10^{-3}$ mol/L y $[COCl_2] = 0{,}0229 - 0{,}00825 = 0{,}0147 \approx 0{,}015$ mol/L.

c) De nuevo $p = c\,RT$, con $RT = 0{,}082 \cdot 500 = 41$ L·atm/mol:

$$p_{CO} = p_{Cl_2} = 8{,}25 \cdot 10^{-3} \cdot 41 = 0{,}34 \text{ atm} \qquad p_{COCl_2} = 0{,}0147 \cdot 41 = 0{,}60 \text{ atm}$$

Comprobación: $K_p = \dfrac{0{,}34 \cdot 0{,}34}{0{,}60} = 0{,}19$, el valor del enunciado. (Si se redondea antes $[COCl_2]$ a $0{,}015$, sale $0{,}62$ atm, que es el valor del criterio oficial; la diferencia es solo de redondeo.)

Resultado: a) $0{,}023$ mol/L · **b)** $[COCl_2] = 0{,}015$ M y $[CO] = [Cl_2] = 0{,}0082$ M · **c)** $p_{COCl_2} = 0{,}60$ atm y $p_{CO} = p_{Cl_2} = 0{,}34$ atm

8 Del $\mathrm{NO_2}$ formado sacamos lo que reaccionó: cada 2 mol de $\mathrm{NO_2}$ salen de 1 mol de $\mathrm{N_2O_4}$, así que han reaccionado $0{,}12/2 = 0{,}06$ mol/L.

Queda $[\mathrm{N_2O_4}] = 0{,}10 - 0{,}06 = 0{,}04$ mol/L.

Sustituye en la expresión, con el coeficiente 2 como exponente:

$$K_c = \frac{[\mathrm{NO_2}]^2}{[\mathrm{N_2O_4}]} = \frac{0{,}12^2}{0{,}04} = \frac{0{,}0144}{0{,}04} = 0{,}36$$

Resultado: $K_c = 0{,}36$

9 Moles de gas: productos 2, reactivos 1. Entonces $\Delta n = 2 - 1 = 1$.

Aplica la relación:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n} = 4{,}6 \cdot 10^{-3} \cdot (0{,}082 \cdot 298)^1$$

$RT = 0{,}082 \cdot 298 = 24{,}4$, así que:

$$K_p = 4{,}6 \cdot 10^{-3} \cdot 24{,}4 \approx 0{,}11$$

Resultado: $K_p \approx 0{,}11$

10 Calcula Q con esas concentraciones:

$$Q = \frac{[\mathrm{NO_2}]^2}{[\mathrm{N_2O_4}]} = \frac{0{,}10^2}{0{,}10} = 0{,}10$$

Compara: $Q = 0{,}10 < K_c = 0{,}36$.

Hay poco $\mathrm{NO_2}$ para lo que pide el equilibrio: la reacción avanza hacia la derecha, formando $\mathrm{NO_2}$.

Resultado: No está en equilibrio ($Q < K_c$): evoluciona hacia los productos.

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98