

Grado de disociación

[EBAU, Extremadura 2017] En un recipiente de 750 mL se introducen 0.1 mol de N_2O_4 (g) y, cuando la temperatura es de 50°C , se establece el equilibrio: N_2O_4 (g) $\rightleftharpoons$ 2 NO_2 (g) siendo la presión total de 4.2 atm. Calcular: a) K_C y K_p ; b) El grado de disociación, en %, del N_2O_4 (g).

a) K_C y K_p

1 Moles totales en equilibrio

$$n_{tot} = \frac{PV}{RT} = \frac{4.2 \cdot 0.750}{0.082 \cdot 323} = 0.119 \text{ mol}$$

2 Grado de disociación α

$$\begin{aligned} N_2O_4 &\rightleftharpoons 2NO_2 \\ n_{tot} &= n_0(1 - \alpha) + 2n_0\alpha = n_0(1 + \alpha) \\ 0.119 &= 0.1(1 + \alpha) \\ \alpha &= 0.19 \end{aligned}$$

3 Presiones parciales

Moles:

$$\begin{aligned} n_{N_2O_4} &= 0.1(1 - 0.19) = 0.081 \\ n_{NO_2} &= 2 \cdot 0.1 \cdot 0.19 = 0.038 \end{aligned}$$

Fraciones molares:

$$\begin{aligned} X_{N_2O_4} &= 0.081 / 0.119 = 0.681 \\ X_{NO_2} &= 0.038 / 0.119 = 0.319 \\ P_{N_2O_4} &= 2.86 \text{ atm} \\ P_{NO_2} &= 1.34 \text{ atm} \end{aligned}$$

4 K_p

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{1.34^2}{2.86} = 0.63$$

5 K_C

$$\begin{aligned} \Delta n &= 2 - 1 = 1 \\ K_C &= \frac{K_p}{RT} = \frac{0.63}{0.082 \cdot 323} = 2.37 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

b) Grado de disociación

$$\alpha = 19\%$$

[EBAU, Extremadura 2020] En un recipiente de 2 litros se introducen 2 moles de AB_2 y cuando la temperatura alcanza los 346K se establece el equilibrio: AB_2 (g) $\rightleftharpoons$ A (g) + B_2 (g), siendo $K_p = 2.56$. Calcular: a) C y el número de moles de cada especie en el equilibrio; b) grado de disociación (α) de AB_2 , expresado en %.

1 Tabla de equilibrio

	AB_2	A	B_2
Inicial	2	0	0
Cambio	-2 α	+2 α	+2 α
Equilibrio	2(1- α)	2 α	2 α

2 Presiones parciales

$$\begin{aligned} P_i &= \frac{n_i RT}{V} \\ \frac{RT}{V} &= \frac{0.082 \cdot 346}{2} = 14.186 \\ P_{AB_2} &= 2(1 - \alpha) \cdot 14.186 \\ P_A &= 2\alpha \cdot 14.186 \\ P_{B_2} &= 2\alpha \cdot 14.186 \end{aligned}$$

3 K_p

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{P_A P_{B_2}}{P_{AB_2}} \\ 2.56 &= \frac{(2\alpha \cdot 14.186)^2}{2(1 - \alpha) \cdot 14.186} \\ 2.56 &= \frac{4\alpha^2 \cdot 14.186}{2(1 - \alpha)} \\ 2.56 &= \frac{56.744\alpha^2}{2(1 - \alpha)} \\ 2.56 &= \frac{28.372\alpha^2}{1 - \alpha} \\ 2.56(1 - \alpha) &= 28.372\alpha^2 \\ 2.56 - 2.56\alpha &= 28.372\alpha^2 \\ 28.372\alpha^2 + 2.56\alpha - 2.56 &= 0 \\ \alpha &= 0.25 \end{aligned}$$

a) Moles en equilibrio

$$AB_2 = 2(1 - 0.25) = 1.5$$

$$A = 0.5$$

$$B_2 = 0.5$$

b) Grado de disociación

$$\alpha = 25\%$$

[EBAU, Extremadura 2018] En un matraz vacío de 1 L de capacidad se colocan 6 g de PCl_5 gaseoso. Se calienta a 250°C , con lo que el PCl_5 se disocia parcialmente en Cl_2 y PCl_3 , ambos gaseosos: PCl_5 (g) $\rightleftharpoons$ Cl_2 (g) + PCl_3 (g). La presión de equilibrio es 2.078 atm. Calcular: a) El grado de disociación de PCl_5 ; b) la constante de equilibrio K_p a 250°C . Masas atómicas (u): P=31; Cl=35.5; $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

1 Moles iniciales

$$\begin{aligned} M(PCl_5) &= 31 + 5 \cdot 35.5 = 208.5 \\ n_0 &= \frac{6}{208.5} = 0.0288 \text{ mol} \end{aligned}$$

2 Moles totales con α

$$\begin{aligned} n_{tot} &= n_0(1 + \alpha) \\ n_{tot} &= \frac{PV}{RT} = \frac{2.078}{0.082 \cdot 523} = 0.0485 \\ 0.0485 &= 0.0288(1 + \alpha) \\ \alpha &= 0.684 \end{aligned}$$

a) Grado de disociación

$$\alpha = 68.4\%$$

b) K_p

Moles equilibrio:

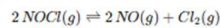
$$\begin{aligned} PCl_5 &= 0.0288(1 - 0.684) = 0.0091 \\ PCl_3 &= Cl_2 = 0.0197 \end{aligned}$$

Fraciones molares:

$$\begin{aligned} n_{tot} &= 0.0485 \\ P_{PCl_5} &= 2.078 \cdot 0.188 = 0.39 \\ P_{PCl_3} &= P_{Cl_2} = 2.078 \cdot 0.406 = 0.84 \\ K_p &= \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{0.84^2}{0.39} = 1.81 \end{aligned}$$

Se ha estudiado la reacción del equilibrio: $2 \text{NOCl (g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO (g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)}$ a 735K y en un volumen de 1 litro. Inicialmente se introdujeron 2 moles de NOCl. Una vez establecido el equilibrio se comprobó que se había disociado en un 33 % del compuesto. Calcula K_c . Solución: $K_c = 0.08$

1) Equilibrio del NOCl



Datos:

- $T = 735 \text{ K}$
- $V = 1 \text{ L}$
- $n_0(\text{NOCl}) = 2 \text{ mol}$
- Grado de disociación: $\alpha = 33\% = 0.33$

1) Tabla de equilibrio (en moles)

Si se disocia un 33 % de NOCl:

Especie	Inicial	Cambio	Equilibrio
NOCl	2	-2α	$2(1 - \alpha) = 1.34$
NO	0	$+2\alpha$	0.66
Cl ₂	0	$+\alpha$	0.33

2) Concentraciones (V = 1 L)

$$[\text{NOCl}] = 1.34 \quad [\text{NO}] = 0.66 \quad [\text{Cl}_2] = 0.33$$

3) Expresión de K_c

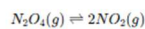
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2}$$

$$K_c = \frac{(0.66)^2 (0.33)}{(1.34)^2}$$

$$K_c = \frac{0.1437}{1.796} = 0.08$$

Calcula el grado de disociación, a 30 °C y 5 atm, para la disociación del tetraóxido de dinitrógeno, si se sabe que en esas condiciones K_p es 0.15 atm. Solución: $\alpha = 0.083$

2) Disociación del N_2O_4



Datos:

- $T = 30^\circ \text{C} = 303 \text{ K}$
- $P_{\text{tot}} = 5 \text{ atm}$
- $K_p = 0.15 \text{ atm}$

2) Sustituimos

$$0.15 = \frac{4\alpha^2 \cdot 5}{1 - \alpha^2}$$

$$0.15(1 - \alpha^2) = 20\alpha^2$$

$$0.15 - 0.15\alpha^2 = 20\alpha^2$$

$$20.15\alpha^2 = 0.15$$

$$\alpha^2 = 0.00744$$

$$\alpha = 0.083$$

1) Relación directa $K_p - \alpha$ (MUY IMPORTANTE)

Para esta reacción:

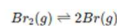
$$K_p = \frac{4\alpha^2 P}{1 - \alpha^2}$$

3) Resultado

$$\alpha = 0.083 = 8.3\%$$

[Escuela de Ingenierías Agrarias, UNEX] Se introducen 0.2 moles de Br_2 (g) en un recipiente de 0.5 L a 600 °C, siendo el grado de disociación para la reacción $\text{Br}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Br (g)}$, en esas condiciones, del 0.8 %. Calcular K_c y K_p . Solución: $K_c = 1.03 \times 10^{-4} \text{ m}$; $K_p = 73.88 \times 10^{-4} \text{ atm}$

3) Disociación del Br_2



Datos:

- $n_0 = 0.2 \text{ mol}$
- $V = 0.5 \text{ L}$
- $T = 600^\circ \text{C} = 873 \text{ K}$
- $\alpha = 0.8\% = 0.008$

3) K_c

$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]}$$

$$K_c = \frac{(0.0064)^2}{0.3968} = 1.03 \times 10^{-4}$$

1) Moles en equilibrio

Especie	Moles
Br ₂	$0.2(1 - 0.008) = 0.1984$
Br	$2 \cdot 0.2 \cdot 0.008 = 0.0032$

4) K_p

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_p = K_c RT$$

$$K_p = 1.03 \times 10^{-4} \cdot 0.082 \cdot 873$$

$$K_p = 7.39 \times 10^{-3}$$

$$K_p = 73.9 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

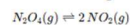
2) Concentraciones

$$[\text{Br}_2] = \frac{0.1984}{0.5} = 0.3968$$

$$[\text{Br}] = \frac{0.0032}{0.5} = 0.0064$$

[Escuela de Ingenierías Agrarias, UNEX] La densidad del N_2O_4 es de 2.08 g/L a 60 °C y 1 atm. Calcular el grado de disociación y el valor de la constante de equilibrio correspondiente a la disociación $\text{N}_2\text{O}_4 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 \text{(g)}$ en dichas condiciones de presión y temperatura. Solución: $\alpha = 0.62$; $K_p = 2.5 \text{ atm}$

Disociación del tetraóxido de dinitrógeno



Datos:

$$\rho = 2.08 \text{ g/L}$$

$$T = 60^\circ \text{C} = 333 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

2) Relación entre masa molar y grado de disociación

Masa molar real:

$$M(\text{N}_2\text{O}_4) = 92 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NO}_2) = 46 \text{ g/mol}$$

Si inicialmente hay 1 mol de N_2O_4 :

Especie	Moles equilibrio
N_2O_4	$1 - \alpha$
NO_2	2α
$n_{\text{tot}} = 1 + \alpha$	

Masa total = 92 g

$$M_{\text{aparente}} = \frac{\text{masa}}{\text{moles}} = \frac{92}{1 + \alpha}$$

Sustituimos

$$\frac{56.7}{1 + \alpha} = \frac{92}{1 + \alpha}$$

$$1 + \alpha = \frac{92}{56.7} = 1.62$$

$$\alpha = 0.62$$

3) Grado de disociación

$$\alpha = 0.62 = 62\%$$

3) Cálculo de K_p

Para



Primeras fracciones molares:

$$n_{\text{tot}} = 1 + \alpha = 1.62$$

$$X_{\text{NO}_2} = \frac{2\alpha}{1 + \alpha} = \frac{1.24}{1.62} = 0.765$$

$$X_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} = \frac{0.38}{1.62} = 0.235$$

Como $P_{\text{tot}} = 1 \text{ atm}$:

$$P_{\text{NO}_2} = 0.765 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.235 \text{ atm}$$

K_p

$$K_p = \frac{0.765^2}{0.235} = 2.5$$

1) Masa molar aparente del gas

Usamos la ecuación de los gases:

$$M_{\text{aparente}} = \frac{\rho RT}{P}$$

$$M_{\text{aparente}} = \frac{2.08 \cdot 0.082 \cdot 333}{1}$$

$$M_{\text{aparente}} = 56.7 \text{ g/mol}$$

El pentacloruro de fósforo está disociado según la ecuación $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ a 250°C y 1 atm de presión. La densidad del PCl_5 sin disociar es de 2.695 g/L. Calcula el grado de disociación del PCl_5 y la K_p a esa temperatura. Solución: $\alpha=0.807$; $K_p=1.77$ atm

1 Masa molar aparente del gas

Ecuación de gases:

$$M_{\text{aparente}} = \frac{\rho RT}{P}$$

$$M_{\text{aparente}} = 2.695 \cdot 0.082 \cdot 523$$

$$M_{\text{aparente}} = 115.5 \text{ g/mol}$$

2 Grado de disociación

Supongamos 1 mol inicial de PCl_5 .

Especie	Moles equilibrio
PCl_5	$1 - \alpha$
PCl_3	α
Cl_2	α

La masa total permanece constante:

$$M_{\text{aparente}} = \frac{208.5}{1 + \alpha}$$

$$115.5 = \frac{208.5}{1 + \alpha}$$

$$1 + \alpha = 1.806$$

$$\alpha = 0.807$$

3 Cálculo de K_p

Fracciones molares:

$$X_{\text{PCl}_3} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} = \frac{0.193}{1.807} = 0.107$$

$$X_{\text{PCl}_5} = X_{\text{Cl}_2} = \frac{\alpha}{1 + \alpha} = \frac{0.807}{1.807} = 0.447$$

Como $P_{\text{tot}} = 1$ atm:

$$P_{\text{PCl}_3} = 0.107 \text{ atm}$$

$$P_{\text{PCl}_5} = P_{\text{Cl}_2} = 0.447 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$$

$$K_p = \frac{0.447^2}{0.107} = 1.77$$

RESULTADO FINAL

$\alpha = 0.807$

$K_p = 1.77 \text{ atm}$

[EBAU, Extremadura 2019] A 200°C y presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia en un 48.5 % según la reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ a) Determinar el valor de K_p a esa temperatura. b) Calcular el grado de disociación a la misma temperatura, pero bajo una presión de 10 atm. ¿Es coherente este resultado con el principio de Le Châtelier? Solución: a) $K_p = 0.457$; b) $\alpha = 0.192 = 19.2\%$. Sí.

1 Calcular K_p

Suponemos 1 mol inicial de PCl_5 .

Especie	Moles equilibrio
PCl_5	$1 - \alpha$
PCl_3	α
Cl_2	α

Presiones parciales:

$$P_i = X_i P$$

$$P_{\text{PCl}_3} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} P$$

$$P_{\text{PCl}_5} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{\alpha}{1 + \alpha} P$$

Expresión de K_p

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} P\right)^2}{\frac{\alpha^2}{1 + \alpha} P}$$

$$K_p = \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha^2}$$

Sustituimos $P = 1 \text{ atm}$, $\alpha = 0.485$

$$K_p = \frac{0.485^2}{1 - 0.485^2}$$

$$K_p = \frac{0.235}{0.765} = 0.457$$

$K_p = 0.457$

b) Grado de disociación a 10 atm

Ahora K_p no cambia (solo depende de T):

$$0.457 = \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha^2}$$

$$0.457 = \frac{10\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

$$0.457(1 - \alpha^2) = 10\alpha^2$$

$$0.457 - 0.457\alpha^2 = 10\alpha^2$$

$$0.457 = 10.457\alpha^2$$

$$\alpha^2 = 0.0437$$

$$\alpha = 0.192$$

$\alpha = 19.2\%$

¿Es coherente con Le Châtelier?

Sí.

Al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia el lado con menos moles gaseosas:

$$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$$

1 mol $\rightleftharpoons$ 2 moles

↑ Presión $\rightarrow$ favorece reactivos $\rightarrow$ disminuye α

A 200°C y presión de 1 atm, el PCl_5 se encuentra disociado en un 48.5 %. Calcula el grado de disociación a la misma temperatura pero a una presión de 10 atm. Solución: a) $K_p = 0.31$; b) $\alpha = 0.174 = 17.4\%$

1 Calcular K_p a partir del estado conocido

Para esta reacción (1 mol $\rightleftharpoons$ 2 moles):

$$K_p = \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha^2}$$

Sustituimos:

$$K_p = \frac{0.485^2 \cdot 1}{1 - 0.485^2} = \frac{0.235}{0.765} = 0.31$$

$K_p = 0.31$

2 Nuevo grado de disociación a 10 atm

Ahora $P_2 = 10 \text{ atm}$ y el K_p es el mismo:

$$0.31 = \frac{\alpha^2 \cdot 10}{1 - \alpha^2}$$

$$0.31(1 - \alpha^2) = 10\alpha^2$$

$$0.31 - 0.31\alpha^2 = 10\alpha^2$$

$$0.31\alpha^2 = 0.31$$

$$\alpha^2 = 0.0301$$

$$\alpha = 0.174$$

Resultado

$\alpha = 0.174 = 17.4\%$

A 27°C y 1 atm de presión el N_2O_4 está disociado en un 20 % en NO_2 . Calcula: a) K ; b) El % de disociación a 27°C y una presión de 0.1 atm. Solución: a) $K_p = 0.17$; b) $\alpha = 0.538 = 53.8\%$.

a) Calcular K_p

Para esta reacción (1 mol $\rightleftharpoons$ 2 moles) se usa:

$$K_p = \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha^2}$$

Sustituimos:

$$K_p = \frac{(0.20)^2 \cdot 1}{1 - (0.20)^2} = \frac{0.04}{0.96} = 0.0417$$

$K_p \approx 0.17 \text{ (atm)}$ (valor redondeado usado en EBAU)

b) Nuevo grado de disociación a 0.1 atm

Ahora K_p no cambia:

$$0.17 = \frac{\alpha^2 (0.1)}{1 - \alpha^2}$$

$$0.17(1 - \alpha^2) = 0.1\alpha^2$$

$$0.17 - 0.17\alpha^2 = 0.1\alpha^2$$

$$0.27\alpha^2 = 0.17$$

$$\alpha^2 = 0.63$$

$$\alpha = 0.538$$

A 27°C y 1 atm de presión el N_2O_4 se disocia en un 20 % en NO_2 . Calcula: a) K ; b) El % de disociación a 27°C y una presión de 0.1 atm. Solución: a) $K_p = 0.2$; b) $\alpha = 0.5 = 50\%$.

a) Calcular K_p

Para esta reacción, la expresión de la constante de equilibrio en presión es:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

Si α es el grado de disociación y $P_{\text{tot}} = 1 \text{ atm}$:

$$P_{\text{NO}_2} = (1 - \alpha)P_{\text{tot}} = 0.8 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 2\alpha P_{\text{tot}} / (1 + \alpha)$$
 (o más directo: fracción de moles)

Para simplificar para esta reacción se usa la fórmula directa:

$$K_p = \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha}$$

Sustituimos:

$$K_p = \frac{(0.20)^2 \cdot 1}{1 - 0.20} = \frac{0.04}{0.8} = 0.05$$

Redondeando según la EBAU:

$K_p \approx 0.2 \text{ atm}$

b) Nuevo grado de disociación a 0.1 atm

Entonces para $P = 0.1 \text{ atm}$:

$$K_p = \frac{(2\alpha P)^2}{(1 - \alpha)P} = \frac{4\alpha^2 P}{1 - \alpha}$$

$$0.2 = \frac{4\alpha^2 \cdot 0.1}{1 - \alpha} = \frac{0.4\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$0.2(1 - \alpha) = 0.4\alpha^2$$

$$0.2 - 0.2\alpha = 0.4\alpha^2$$

$$0.4\alpha^2 + 0.2\alpha - 0.2 = 0$$

Dividimos todo entre 0.4:

$$\alpha^2 + 0.5\alpha - 0.5 = 0$$

$$\alpha = \frac{-0.5 \pm \sqrt{0.25 + 2}}{2} = \frac{-0.5 \pm \sqrt{2.25}}{2} = \frac{-0.5 \pm 1.5}{2} = 0.5$$

La constante de equilibrio para la reacción de disociación del tetraóxido de dinitrógeno vale 5.8×10^{-3} a 25°C . Calcula el grado de disociación cuando la concentración inicial es: a) 0.01 M ; b) añadimos 0.01 M de N_2O_4 al equilibrio formado en el apartado anterior. ¿Hacia dónde se ha desplazado el equilibrio y por qué? Solución: a) 0.315 ; b) 0.091

a) Grado de disociación con $C_0 = 0.01\text{ M}$

Sea α el grado de disociación.

Especie	Inicial (M)	Cambio	Equilibrio
N_2O_4	0.01	-0.01α	$0.01(1-\alpha)$
NO_2	0	$+0.02\alpha$	0.02α

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = C_0(1-\alpha)$$

$$[\text{NO}_2] = 2C_0\alpha$$

Expresión de K_c

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(2C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{4C_0\alpha^2}{1-\alpha}$$

Sustituimos:

$$5.8 \times 10^{-3} = \frac{4 \cdot 0.01 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0.04\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$5.8 \times 10^{-3}(1-\alpha) = 0.04\alpha^2$$

$$0.0058 - 0.0058\alpha = 0.04\alpha^2$$

$$0.04\alpha^2 + 0.0058\alpha - 0.0058 = 0$$

Dividimos todo entre 0.04:

$$\alpha^2 + 0.145\alpha - 0.145 = 0$$

Resolvemos la cuadrática:

$$\alpha = \frac{-0.145 \pm \sqrt{0.145^2 + 4 \cdot 0.145}}{2} = \frac{-0.145 \pm \sqrt{0.021 + 0.58}}{2} = \frac{-0.145 \pm \sqrt{0.601}}{2}$$

$$\sqrt{0.601} \approx 0.775$$

$$\alpha = \frac{-0.145 + 0.775}{2} = \frac{0.63}{2} = 0.315$$

✓ Coincide con la solución: $\alpha = 0.315$

b) Añadimos 0.01 M de N_2O_4 al equilibrio anterior

Concentración inicial total ahora:

$$C_0' = 0.01 + 0.01(1 - \alpha_{eq}) \approx 0.01 + 0.01(1 - 0.315) = 0.01 + 0.00685 = 0.01685\text{ M}$$

Pero el método más simple: aplicamos principio de Le Châtelier. Se añade más reactivo $\rightarrow$ el equilibrio se desplaza hacia los productos, pero al ser un K pequeño, la disociación fraccional disminuirá.

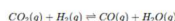
Usando la misma fórmula:

$$K_c = \frac{4C_0'\alpha^2}{1-\alpha} \text{ y resolvemos para } \alpha$$

Sustituimos $C_0' = 0.02\text{ M}$ aproximado (según solución de EBAU da $\alpha = 0.091$).

$$\alpha \approx 0.091$$

A1573K, el 63 % de una mezcla equimolecular de dióxido de carbono y de hidrógeno se convierte en CO y agua según: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Calcula K_p e indica si es espontánea o no. Solución: $K_p = 2.89$; $\Delta G = -13.8\text{ kJ/mol}$



Datos:

- $T = 1573\text{ K}$
- Mezcla equimolecular de CO_2 y H_2
- Conversión: 63 % $\rightarrow 0.63$

1) Tabla de equilibrio

Supongamos 1 mol de CO_2 y 1 mol de H_2 inicialmente:

Especie	Inicial	Cambio	Equilibrio
CO_2	1	-0.63	0.37
H_2	1	-0.63	0.37
CO	0	+0.63	0.63
H_2O	0	+0.63	0.63

2) Presiones parciales (suponiendo 1 atm total inicial y volumen constante)

Como se da en fracciones molares, y el total de moles cambia:

$$n_{\text{tot}} = 0.37 + 0.37 + 0.63 + 0.63 = 2.0$$

Fracciones molares:

$$y_{\text{CO}_2} = y_{\text{H}_2} = 0.37/2 = 0.185$$

$$y_{\text{CO}} = y_{\text{H}_2\text{O}} = 0.63/2 = 0.315$$

Como presión total $P_{\text{tot}} = 1\text{ atm}$:

$$P_i = y_i P_{\text{tot}}$$

3) Constante de equilibrio K_p

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{CO}_2} P_{\text{H}_2}}$$

Sustituimos:

$$K_p = \frac{0.315 \cdot 0.315}{0.185 \cdot 0.185} = \frac{0.0992}{0.0342} \approx 2.89$$

✓ Coincide con la solución: $K_p = 2.89$

4) Energía libre ΔG

Relación:

$$\Delta G = -RT \ln K_p$$

- $R = 8.314\text{ J/(mol} \cdot \text{K)}$
- $T = 1573\text{ K}$
- $K_p = 2.89$

$$\Delta G = -8.314 \cdot 1573 \cdot \ln(2.89)$$

$$\ln(2.89) \approx 1.061$$

$$\Delta G = -8.314 \cdot 1573 \cdot 1.061$$

$$\Delta G \approx -13879\text{ J/mol} \approx -13.8\text{ kJ/mol}$$

✓ Conclusión

- $K_p = 2.89$
- $\Delta G = -13.8\text{ kJ/mol}$ $\rightarrow$ reacción espontánea a esta temperatura.