

## EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

### ● Con datos del equilibrio

1. En un recipiente de 2,0 dm<sup>3</sup> se introducen 0,043 moles de NOCl(g) y 0,010 moles de Cl<sub>2</sub>(g). Se cierra, se calienta hasta una temperatura de 30 °C y se deja que alcance el equilibrio, en el que hay 0,031 moles de NOCl(g). Para el equilibrio:  $\text{NOCl(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$ , calcula:
- El grado de disociación.
  - La concentración de cada gas.
  - El valor de la constante  $K_c$ .
  - La presiones parcial de cada gas.
  - La presión total.
  - El valor de la constante  $K_p$
- Dato:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$  *Problema modelo basado na P.A.U. jun. 15*
- Rta.:** a)  $\alpha = 27,9 \%$ ; b)  $([\text{NOCl}]_e = 0,0155; [\text{Cl}_2]_e = 0,00800; [\text{NO}]_e = 0,00600) \text{ mol/dm}^3$ ;  
 c)  $K_c = 0,035$ ; d)  $(p(\text{NOCl}) = 39; p(\text{Cl}_2) = 20; p(\text{NO}) = 15) \text{ kPa}$ ; y)  $p = 74 \text{ kPa}$ ; f)  $K_p = 0,173$

#### Datos

Gas: Volumen

Temperatura

Cantidad inicial de NOCl

Cantidad inicial de Cl<sub>2</sub>

Cantidad de NOCl en el equilibrio

#### Incógnitas

Concentración de cada gas en el equilibrio

Constante del equilibrio de las concentraciones

Presiones parciales de cada gas en el equilibrio

Presión total en el equilibrio

Constante del equilibrio de las presiones

#### Otros símbolos

Cantidad de gas que reaccionó

#### Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

Ley de Dalton de las presiones parciales

Concentración de la sustancia X

Grado de disociación

Constantes del equilibrio:  $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

#### Cifras significativas: 3

$$V = 2,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 30 \text{ °C} = 303 \text{ K}$$

$$n_0(\text{NOCl}) = 0,0430 \text{ mol NOCl}$$

$$n_0(\text{Cl}_2) = 0,0100 \text{ mol Cl}_2$$

$$n_e(\text{NOCl}) = 0,0310 \text{ mol NOCl}$$

$$[\text{NOCl}]_e, [\text{Cl}_2]_e, [\text{NO}]_e$$

$$K_c$$

$$p(\text{NOCl}), p(\text{Cl}_2), p(\text{NO})$$

$$p$$

$$K_p$$

$$n_r$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p_t = \sum p_i$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

#### Solución:

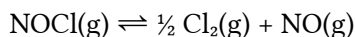
a) Se calcula la cantidad de NOCl que reaccionó

$$n_r = n_e - n_0 = 0,0310 - 0,0430 = -0,0120 \text{ mol NOCl}$$

El grado de disociación vale:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{0,012 \text{ 0mol reacc.}}{0,043 \text{ 0mol inic.}} = 0,279 = 27,9 \%$$

b) Se construye una tabla para calcular las cantidades de productos y reactivos en el equilibrio a partir de la estequiometría de la reacción



		NOCl	$\rightleftharpoons$	$\frac{1}{2} \text{Cl}_2$	NO	
Cantidad inicial	$n_0$	0,0430		0,0100	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	$n_r$	0,0120	$\rightarrow$	$\frac{0,012 \text{ 0}}{2}$ =0,00600	0,0120	mol
Cantidad en el equilibrio	$n_e$	0,0310		0,0160	0,0120	mol
Concentración en el equilibrio	$[\ ]_e$	$\frac{0,031 \text{ 0}}{2}$ =0,0155		$\frac{0,016 \text{ 0}}{2}$ =0,00800	$\frac{0,012 \text{ 0}}{2}$ =0,00600	mol/dm <sup>3</sup>

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$\begin{aligned} [\text{NOCl}]_e &= 0,0155 \text{ mol/dm}^3 \\ [\text{Cl}_2]_e &= 0,00800 \text{ mol/dm}^3 \\ [\text{NO}]_e &= 0,00600 \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

c) Se calcula la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} = \frac{0,00600 \cdot \sqrt{0,00800}}{0,0155} = 0,034 \text{ } \epsilon \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

d) Se calculan las presiones parciales de cada gas a partir de las cantidades en el equilibrio. Suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p(\text{NOCl}) = \frac{n(\text{NOCl}) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,031 \text{ 0mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 3,91 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 39,1 \text{ kPa} = 0,386 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,016 \text{ 0mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 2,02 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 20,2 \text{ kPa} = 0,199 \text{ atm}$$

$$p(\text{NO}) = \frac{n(\text{NO}) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,012 \text{ 0mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,51 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 15,1 \text{ kPa} = 0,149 \text{ atm}$$

e) Se calcula la presión total por la ley de Dalton:

$$p = p(\text{NOCl}) + p(\text{Cl}_2) + p(\text{NO}) = 39,1 \text{ [kPa]} + 20,2 \text{ [kPa]} + 15,1 \text{ [kPa]} = 74,4 \text{ kPa} = 0,734 \text{ atm}$$

f) Se calcula la constante de equilibrio de las presiones  $K_p$  a partir de las presiones parciales:

$$K_p = \frac{p_e(\text{NO}) \cdot p_e^{1/2}(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{NOCl})} = \frac{0,149 \cdot \sqrt{0,199}}{0,386} = 0,173 \text{ (presiones en atm)}$$

También podemos calcularla de la relación con la constante  $K_c$ :

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{p_e(\text{NO}) \cdot p_e^{1/2}(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{NOCl})} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T)^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} \cdot (R \cdot T)^{1/2} = K_c \cdot \sqrt{R \cdot T} \\ K_p &= K_c \cdot \sqrt{R \cdot T} = 0,034 \cdot \sqrt{0,082 \cdot 303} = 0,173 \text{ (presiones en atm)} \end{aligned}$$

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « $\uparrow$ » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:

[Equilibrio en fase gas](#)

del capítulo:

**Equilibrio químico**

Equilibrio

[Equilibrio en fase gas](#)

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

	Reactivo A	+	Reactivo B	$\rightleftharpoons$	Producto C	+	Producto D	
Reacción ajustada	NOCl			0,5	Cl <sub>2</sub>		NO	
Cantidad inicial	0,04				0,01			mol
Cantidad en equilibrio	0,03							mol
Temperatura	30 °C		Volumen	2 dm <sup>3</sup>		Presión total		
Calcular: Presión total								

Podrá ver:

RESULTADOS					
Cifras significativas: 3					
Cantidad		NOCl(g)	$\rightleftharpoons$ 0,5	Cl <sub>2</sub> (g) +	NO(g)
inicial		0,0430		0,0100	0 mol
reacciona		0,0120	$\rightarrow$	0,00600	0,0120 mol
equilibrio		0,0310		0,0160	0,0120 mol
Constantes $K_c = 0,0346$ (Conc. en mol/L)					
$K_p = 0,173$ (p en atm.)					
Presión (total) = 0,734 atm en equilibrio					
Grado de disociación $\alpha = 27,9 \%$					

2. En un matraz de 1,5 dm<sup>3</sup>, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> y se calienta a 35 °C. Parte del N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> se disocia según la reacción: N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>(g)  $\rightleftharpoons$  2 NO<sub>2</sub>(g) y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,27 atm. Calcula el porcentaje de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> disociado.

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

(A.B.A.U. extr. 19)

**Rta.:**  $\alpha = 69 \%$

#### Datos

Volumen

Temperatura

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitrógeno

Presión en el equilibrio

#### Incógnitas

Porcentaje de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> disociado

#### Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

Ecuación de estado de los gases ideales

Constante del equilibrio:  $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

#### Cifras significativas: 3

$$V = 1,50 \text{ dm}^3 = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

$$n_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,0800 \text{ mol}$$

$$p = 2,27 \text{ atm} = 2,30 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\alpha$$

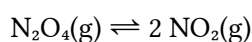
$$[X] = n(X) / V$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$$

#### Solución:

b) La ecuación química es:



Llamando  $x$  a la cantidad de  $N_2O_4$  que se disocia hasta llegar al equilibrio, se puede escribir:

		$N_2O_4$	$\rightleftharpoons$	$2 NO_2$	
Cantidad inicial	$n_0$	0,0800		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	$n_r$	$x$	$\rightarrow$	$2 x$	mol
Cantidad en el equilibrio	$n_e$	$0,0800 - x$		$2 x$	mol

La cantidad total de gas en el equilibrio será

$$n_t = 0,0800 - x + 2 x = 0,0800 + x$$

Por otra parte, se puede calcular la cantidad de gas a partir de la presión total

$$n_t = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,30 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 308 \text{ K}} = 0,135 \text{ mol gas}$$

Despejando

$$x = 0,135 - 0,080 = 0,055 \text{ mol de } N_2O_4 \text{ que se disocian}$$

El porcentaje de  $N_2O_4$  disociado es:

$$\alpha = \frac{n_r}{n_0} = \frac{0,055}{0,080} = 0,69 = 69 \%$$

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « $\uparrow$ » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:

**Equilibrio en fase gas**

del capítulo:

**Equilibrio químico**    Equilibrio    **Equilibrio en fase gas**

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

D A T O S							
	Reactivo A +	Reactivo B	$\rightleftharpoons$	Producto C +	Producto D		
Reacción ajustada	<input type="text" value="N2O4"/>	<input type="text" value=""/>		<input type="text" value="2"/>	<input type="text" value="NO2"/>	<input type="text" value=""/>	
Cantidad inicial	<input type="text" value="0,08"/>	<input type="text" value=""/>		<input type="text" value=""/>	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value="mol"/>
Cantidad en equilibrio	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value=""/>		<input type="text" value=""/>	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value=""/>
Temperatura	<input type="text" value="35 °C"/>	Volumen	<input type="text" value="1,5 dm³"/>	Presión total	<input type="text" value="2,27 atm"/>	<input type="text" value=""/>	

Podrá ver:

R E S U L T A D O S						
Cifras significativas: <input type="text" value="3"/>						
Cantidad	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value="N2O4(g)"/>	$\rightleftharpoons$	<input type="text" value="2"/>	<input type="text" value="NO2(g)"/>	<input type="text" value=""/>
inicial	<input type="text" value="0,0800"/>	<input type="text" value=""/>		<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value="mol"/>
reacciona	<input type="text" value="0,0547"/>	<input type="text" value=""/>	$\rightarrow$	<input type="text" value="0,109"/>	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value="mol"/>
equilibrio	<input type="text" value="0,0253"/>	<input type="text" value=""/>		<input type="text" value="0,109"/>	<input type="text" value=""/>	<input type="text" value="mol"/>
Constantes $K_c = 0,314$ (Conc. en mol/L)						
$K_p = 7,95$ (p en atm.)						
Grado de disociación $\alpha = 68,3 \%$						

3. A La temperatura de 35 °C disponemos, en un recipiente de 310 cm<sup>3</sup> de capacidad, de una mezcla gaseosa que contiene 1,660 g de  $N_2O_4$  en equilibrio con 0,385 g de  $NO_2$ .
- a) Calcula la  $K_c$  de la reacción de disociación del tetraóxido de dinitrógeno a la temperatura de 35 °C.

b) 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)  $V = 1,25 \text{ dm}^3$

### Datos

Volumen

Temperatura apartado a)

Masa en el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_4$  a 35 °C

Masa en el equilibrio  $\text{NO}_2$  la 35 °C

Constante del equilibrio  $K_c'$  a 150 °C

Cantidad en el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_4$  a 150 °C

Cantidad en el equilibrio  $\text{NO}_2$  la 150 °C

Masa molar: dióxido de nitrógeno

tetraóxido de dinitrógeno

### Cifras significativas: 3

$$V = 310 \text{ cm}^3 = 0,310 \text{ dm}^3$$

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

$$m_e(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,660 \text{ g N}_2\text{O}_4$$

$$m_e(\text{NO}_2) = 0,385 \text{ g NO}_2$$

$$K_c' = 3,20$$

$$n_e(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,00 \text{ mol N}_2\text{O}_4$$

$$n_e(\text{NO}_2) = 2,00 \text{ mol NO}_2$$

$$M(\text{NO}_2) = 46,0 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{N}_2\text{O}_4) = 92,0 \text{ g/mol}$$

### Incógnitas

Constante del equilibrio  $K_c$  a 35 °C

Volumen del recipiente

$K_c$

$V$

### Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración de la sustancia X

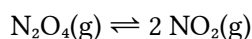
$$[X] = n(X) / V$$

Constante del equilibrio:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$$

### Solución:

La ecuación química es:



La expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e}$$

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[\text{NO}_2]_e = \frac{0,385 \text{ g NO}_2}{0,310 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46,0 \text{ g NO}_2} = 0,027 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_e = \frac{1,660 \text{ g N}_2\text{O}_4}{0,310 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{92,0 \text{ g N}_2\text{O}_4} = 0,058 \text{ mol/dm}^3$$

y el valor de la constante de equilibrio a 35 °C es

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{(0,027)^2}{0,058} = 0,012$$

b) Al variar la temperatura, varía la constante de equilibrio. Volviendo a escribir la expresión de la constante a la temperatura de 150 °C

$$K'_c = 3,20 = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{\left(\frac{2,00}{V}\right)^2}{\left(\frac{1,00}{V}\right)} = \frac{4,00}{V}$$

de donde:

$$V = 4,00 / 3,20 = 1,25 \text{ dm}^3$$

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « $\uparrow$ » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:

[Equilibrio en fase gas](#)

del capítulo:

**Equilibrio químico**    Equilibrio    [Equilibrio en fase gas](#)

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

	Reactivo A	+	Reactivo B	$\rightleftharpoons$	Producto C	+	Producto D
Reacción ajustada	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>			2	NO <sub>2</sub>		
Cantidad inicial							
Masa en equilibrio	1,66				0,39		g
Temperatura	35 °C	Volumen	310 cm <sup>3</sup>	Presión total			

En los resultados verá:

Constantes  $K_c = 0,0125$  (Conc. en mol/L)

$K_p = 0,317$  (p en atm.)

Para el apartado b) borre los datos numéricos y sus unidades (seleccione con el ratón desde la celda bajo «Ecuación ajustada» hasta la celda donde se cruzan «Calcular» y «g» y haga clic en el botón

**Borrar datos**.) y escriba los nuevos datos

Cantidad en equilibrio	1,000		2,000		mol
Temperatura	150 °C	Volumen		Presión total	
				$K_c$	Constante de concentraciones
				3,2	
Calcular:	Volumen	total			

Ahora verá:

Volumen(total) = 1,25 dm<sup>3</sup> en equilibrio

4. En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de CH<sub>4</sub> y 1,0 mol de H<sub>2</sub>S a la temperatura de 727 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio: CH<sub>4</sub>(g) + 2 H<sub>2</sub>S(g)  $\rightleftharpoons$  CS<sub>2</sub>(g) + 4 H<sub>2</sub>(g). Una vez alcanzado el equilibrio, la presión parcial del H<sub>2</sub> es 0,20 atm y la presión total es de 0,85 atm. Calcula:

- a) Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.  
b) El valor de  $K_c$  y  $K_p$ .

(A.B.A.U. ord. 20)

**Rta.:** a)  $n_e(\text{CH}_4) = 1,80 \text{ mol}$ ;  $n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,60 \text{ mol}$ ;  $n_e(\text{CS}_2) = 0,200 \text{ mol}$ ;  $n_e(\text{H}_2) = 0,800 \text{ mol}$ ;  $V = 328 \text{ dm}^3$ ;  
b)  $K_p = 0,0079$ ;  $K_c = 1,2 \cdot 10^{-6}$

#### Datos

Temperatura

Cantidad inicial de metano

Cantidad inicial de sulfuro de hidrógeno

#### Cifras significativas: 3

$T = 727 \text{ °C} = 1000 \text{ K}$

$n_0(\text{CH}_4) = 2,00 \text{ mol CH}_4$

$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 \text{ mol H}_2\text{S}$

**Datos**

Presión parcial del hidrógeno en el equilibrio

Presión total en el equilibrio

**Incógnitas**

Cantidad en el equilibrio de cada sustancia

Volumen del recipiente

Constante del equilibrio  $K_c$ Constante del equilibrio  $K_p$ **Ecuaciones**

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

Constantes del equilibrio:  $la\text{ La} + b\text{ B} \rightleftharpoons c\text{ C} + d\text{ D}$ **Cifras significativas: 3**

$$p_e(\text{H}_2) = 0,200 \text{ atm}$$

$$p_e = 0,850 \text{ atm}$$

$$n_e(\text{CH}_4), n_e(\text{H}_2\text{S}), n_e(\text{CS}_2), n_e(\text{H}_2)$$

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

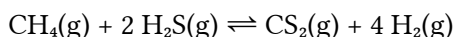
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

**Solución:**

La) La ecuación química es:

Llamando  $x$  a la cantidad de metano que reaccionó hasta conseguir el equilibrio podemos escribir

		$\text{CH}_4$	$2 \text{H}_2\text{S}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CS}_2$	$4 \text{H}_2$	
Cantidad inicial	$n_0$	2,00	1,00		0,0	0,0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	$n_r$	$x$	$2x$		$x$	$4x$	mol
Cantidad en el equilibrio	$n_e$	$2,00 - x$	$1,00 - 2x$		$x$	$4x$	mol

En el equilibrio habrá en total:

$$n_e = (2,00 - x) + (1,00 - 2x) + x + 4x = 3,00 + 2x$$

De la presión parcial del hidrógeno podemos deducir:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_e(\text{H}_2) = \frac{p_e(\text{H}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,200 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,00244 \cdot V \text{ mol H}_2$$

$$4x = 0,0244 \cdot V$$

De la presión total podemos deducir:

$$n_e = \frac{p_e \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,850 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,0104V \text{ mol}$$

$$3,00 + 2x = 0,104 \cdot V$$

Del sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas,

$$\left. \begin{array}{l} 4x = 0,00244 \cdot V \\ 3,00 + 2x = 0,104 \cdot V \end{array} \right\}$$

deducimos el volumen  $V$  del recipiente y la cantidad  $x$  de metano que reaccionó hasta conseguir el equilibrio.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,0104V}{0,00244 \cdot V} = 4,25$$

$$3,00 + 2x = 17,0x$$

$$x = 0,200 \text{ mol}$$

$$V = 328 \text{ dm}^3$$

Las cantidades de las sustancias en el equilibrio son:

$$n_e(\text{CH}_4) = 2,00 - x = 2,00 - 0,200 = 1,80 \text{ mol CH}_4$$

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 - 2x = 1,00 - 2 \cdot 0,200 = 0,60 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$n_e(\text{CS}_2) = x = 0,200 \text{ mol CS}_2$$

$$n_e(\text{H}_2) = 4 \cdot x = 0,800 \text{ mol H}_2$$

La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot [\text{H}_2\text{S}]_e^2} = \frac{\frac{n_e(\text{CS}_2)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2)}{V}\right)^4}{\frac{n_e(\text{CH}_4)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2\text{S})}{V}\right)^2} = \frac{n_e(\text{CS}_2) \cdot n_e^4(\text{H}_2)}{n_e(\text{CH}_4) \cdot n_e^2(\text{H}_2\text{S})} \cdot \frac{1}{V^2} = \frac{0,200 \cdot 0,800^4}{1,80 \cdot 0,60^2} \cdot \frac{1}{328^2} = 1,2 \cdot 10^{-6}$$

(concentraciones en mol/dm<sup>3</sup>)

Se consideramos comportamiento ideal para los gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{p_e(\text{CS}_2) \cdot p_e^4(\text{H}_2)}{p_e(\text{CH}_4) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{S})} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2]_e \cdot R \cdot T)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e \cdot R \cdot T)^2} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot ([\text{H}_2]_e)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e)^2} \cdot (R \cdot T)^2 = K_c \cdot (R \cdot T)^2$$

$$K_p = 1,2 \cdot 10^{-6} \cdot (0,082 \cdot 1000)^2 = 0,007 \text{ (presiones en atm)}$$

Este problema no puede resolverse con la hoja de cálculo.

### ● Con la constante como dato

1. Considera lo 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:

$$[\text{CO}_2] = 0,086 \text{ mol/dm}^3; [\text{H}_2] = 0,045 \text{ mol/dm}^3; [\text{CO}] = 0,050 \text{ mol/dm}^3 \text{ y } [\text{H}_2\text{O}] = 0,040 \text{ mol/dm}^3.$$

a) Calcula  $K_c$  para la reacción a 686 °C.

b) Si se añadiese  $\text{CO}_2$  para aumentar su concentración a 0,50 mol/dm<sup>3</sup>, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez restablecido el equilibrio?

(P.A.U. Set. 14)

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

#### Datos

Temperatura

Concentración en el equilibrio de  $\text{H}_2$

Concentración en el equilibrio de  $\text{CO}_2$

Concentración en el equilibrio de  $\text{H}_2\text{O}$

Concentración en el equilibrio de  $\text{CO}$

Concentración inicial de  $\text{CO}_2$  en el apartado b)

#### Incógnitas

Constante de equilibrio

#### Cifras significativas: 2

$$T = 686 \text{ °C} = 959 \text{ K}$$

$$[\text{H}_2]_e = 0,045 \text{ mol/dm}^3 \text{ H}_2$$

$$[\text{CO}_2]_e = 0,086 \text{ mol/dm}^3 \text{ CO}_2$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,040 \text{ mol/dm}^3 \text{ H}_2\text{O}$$

$$[\text{CO}]_e = 0,050 \text{ mol/dm}^3 \text{ CO}$$

$$[\text{CO}_2]_0 = 0,50 \text{ mol/dm}^3 \text{ CO}_2$$

$$K_c$$



**Incógnitas**

Concentraciones en el nuevo equilibrio

 $[H_2]_{eb}, [CO_2]_{eb}, [H_2O]_{eb}, [CO]_{eb}$ **Ecuaciones**

Concentración de la sustancia X

 $[X] = n(X) / V$ Constante del equilibrio:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ 

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$$

**Solución:**a) La constante de equilibrio  $K_c$  vale

$$K_c = \frac{[H_2O]_e \cdot [CO]_e}{[H_2]_e \cdot [CO_2]_e} = \frac{0,040 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,050 \text{ mol/dm}^3}{0,045 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,086 \text{ mol/dm}^3} = 0,52 \quad (\text{concentraciones en mol/dm}^3)$$

b) Llamando  $x$  a las concentraciones en mol/dm<sup>3</sup> de CO<sub>2</sub> que reaccionan desde que la concentración de CO<sub>2</sub> es 0,50 mol/dm<sup>3</sup> hasta alcanzar el equilibrio, se puede escribir:

		CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	$\rightleftharpoons$	CO	H <sub>2</sub> O	
Concentración inicial	$[X]_0$	0,50	0,045		0,050	0,040	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	$x$	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración en el equilibrio	$[X]_{eb}$	$0,50 - x$	$0,045 - x$		$0,050 + x$	$0,040 + x$	mol/dm <sup>3</sup>

La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[H_2O]_{eb} \cdot [CO]_{eb}}{[CO_2]_{eb} \cdot [H_2]_{eb}} = \frac{(0,040 + x) \cdot (0,050 + x)}{(0,50 - x) \cdot (0,045 - x)} = 0,52$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado da dos soluciones. Una de ellas (-0,79) no es válida, ya que supondría la existencia de concentraciones negativas en el equilibrio. La otra solución es  $x = 0,025 \text{ mol/dm}^3$ . Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[CO_2]_{eb} = 0,475 \text{ mol/dm}^3$$

$$[H_2]_{eb} = 0,020 \text{ mol/dm}^3$$

$$[CO]_{eb} = 0,075 \text{ mol/dm}^3$$

$$[H_2O]_{eb} = 0,065 \text{ mol/dm}^3$$

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « $\uparrow$ » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:[Equilibrio en fase gas](#)

del capítulo:

**Equilibrio químico**    Equilibrio    [Equilibrio en fase gas](#)

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

D A T O S							
	Reactivo A		Reactivo B	$\rightleftharpoons$	Producto C	+	Producto D
Reacción	CO <sub>2</sub>		H <sub>2</sub>		CO		H <sub>2</sub> O
Cantidad inicial							
Concentración en equilibrio	0,086		0,05		0,05		0,04 mol/dm <sup>3</sup>

Temperatura	Volumen	Presión total	
686 °C			

Calcular:

Escriba 6 en «Cifras significativas» para mejorar el resultado del apartado b), y obtendrá los resultados:

RESULTADOS					
Cifras significativas:					6
Concentración	CO <sub>2</sub> (g) +	H <sub>2</sub> (g)	⇌	CO(g) +	H <sub>2</sub> O(g)
inicial					mol/dm <sup>3</sup>
reacciona					mol/dm <sup>3</sup>
equilibrio	0,0860000	0,0450000		0,0500000	0,0400000 mol/dm <sup>3</sup>
Constantes $K_c = 0,516796$ (Conc. en mol/L)					
$K_p = 0,516796$ (p en atm.)					

Para el apartado b) borre las concentraciones en equilibrio y escriba las nuevas concentraciones iniciales:

Cantidad inicial	0,5	0,05	0,05	0,04 mol/dm <sup>3</sup>
Concentración en equilibrio				

Temperatura	Volumen	Presión total	$K_c$	Constante de concentraciones
686 °C			0,516796	

Calcular:

Los resultados son:

RESULTADOS					
S Cifras significativas:					3
Concentración	CO <sub>2</sub> (g) +	H <sub>2</sub> (g)	⇌	CO(g) +	H <sub>2</sub> O(g)
inicial	0,500	0,0450		0,0500	0,0400 mol/dm <sup>3</sup>
reacciona	0,0251	0,0251	→	0,0251	0,0251 mol/dm <sup>3</sup>
equilibrio	0,475	0,0199		0,0751	0,0651 mol/dm <sup>3</sup>
Constantes $K_c = 0,517$ (Conc. en mol/L)					
$K_p = 0,517$ (p en atm.)					

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](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 15/03/24

## Sumario

### EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

- Con datos del equilibrio..... 1*
- En un recipiente de 2,0 dm<sup>3</sup> se introducen 0,043 moles de NOCl(g) y 0,010 moles de Cl<sub>2</sub>(g). Se cierra, se calienta hasta una temperatura de 30 °C y se deja que alcance el equilibrio, en el que hay 0,031 moles de NOCl(g). Para el equilibrio:  $\text{NOCl(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$ , calcula:.....1
    - El grado de disociación.....
    - La concentración de cada gas.....
    - El valor de la constante  $K_c$ .....
    - La presiones parcial de cada gas.....
    - La presión total.....
    - El valor de la constante  $K_p$ .....
  - En un matraz de 1,5 dm<sup>3</sup>, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> y se calienta a 35 °C. Parte del N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> se disocian según la reacción:  $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2\text{(g)}$  y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,27 atm. Calcula el porcentaje de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> disociado.....3
  - A La temperatura de 35 °C disponemos, en un recipiente de 310 cm<sup>3</sup> de capacidad, de una mezcla gaseosa que contiene 1,660 g de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> en equilibrio con 0,385 g de NO<sub>2</sub>.....4
    - 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?.....
  - En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de CH<sub>4</sub> y 1,0 mol de H<sub>2</sub>S a la temperatura de 727 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{CH}_4\text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{S(g)} \rightleftharpoons \text{CS}_2\text{(g)} + 4 \text{H}_2\text{(g)}$ . Una vez alcanzado el equilibrio, la presión parcial del H<sub>2</sub> es 0,20 atm y la presión total es de 0,85 atm. Calcula:.....6
    - Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.....
    - El valor de  $K_c$  y  $K_p$ .....
- Con la constante como dato..... 8*
- Considerla lo siguiente proceso en equilibrio a 686 °C:  $\text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$ . 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  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,040 \text{ mol/dm}^3$ .....8
    - Calcula  $K_c$  para la reacción a 686 °C.....
    - Si se añadiese CO<sub>2</sub> para aumentar su concentración a 0,50 mol/dm<sup>3</sup>, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez restablecido el equilibrio?.....