

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

● Con datos del equilibrio

1. En un recipiente de 2,0 dm³ se introducen 0,043 moles de NOCl(g) y 0,010 moles de Cl₂(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 Cl₂

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:

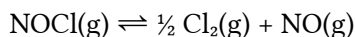
a) Se calcula la cantidad de NOCl que reaccionó

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

El grado de disociación vale:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{0,0120 \text{ mol reacc.}}{0,0430 \text{ mol inic.}} = 0,279 = 27,9 \%$$

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	$\frac{0,0120}{2}$ =0,00600	0,0120	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	0,0310		0,0160	0,0120	mol
Concentración en el equilibrio	$[\]_e$	$\frac{0,0310}{2}$ =0,0155		$\frac{0,0160}{2}$ =0,00800	$\frac{0,0120}{2}$ =0,00600	mol/dm ³

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{NOCl}]_e = 0,0155 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = 0,00800 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NO}]_e = 0,00600 \text{ mol/dm}^3$$

c) Se calcula la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} = \frac{0,00600 \cdot \sqrt{0,00800}}{0,0155} = 0,0346 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

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

$$p(\text{NOCl}) = \frac{n(\text{NOCl}) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0310 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 3,91 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 39,1 \text{ kPa} = 0,386 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0160 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 2,02 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 20,2 \text{ kPa} = 0,199 \text{ atm}$$

$$p(\text{NO}) = \frac{n(\text{NO}) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0120 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,51 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 15,1 \text{ kPa} = 0,149 \text{ atm}$$

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 :

$$K_p = \frac{p_e(\text{NO}) \cdot p_e^{1/2}(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{NOCl})} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T)^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} \cdot (R \cdot T)^{1/2} = K_c \cdot \sqrt{R \cdot T}$$

$$K_p = K_c \cdot \sqrt{R \cdot T} = 0,0346 \cdot \sqrt{0,082 \cdot 303} = 0,173 \text{ (presiones en atm)}$$

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 ₂		NO	
Cantidad inicial	0,04				0,01			mol
Cantidad en equilibrio	0,03							mol
Temperatura	30 °C		Volumen	2 dm ³		Presión total		
Calcular: Presión total								

Podrá ver:

RESULTADOS					
Cifras significativas: 3					
Cantidad		NOCl(g)	\rightleftharpoons 0,5	Cl ₂ (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 α =	27,9 %

2. En un matraz de 1,5 dm³, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N₂O₄ y se calienta a 35 °C. Parte del N₂O₄ se disocia según la reacción: N₂O₄(g) \rightleftharpoons 2 NO₂(g) y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,27 atm. Calcula el porcentaje de N₂O₄ 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 N₂O₄ disociado

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Cifras significativas: 3

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

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

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

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

$$\alpha$$

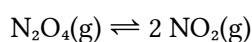
$$[X] = n(X) / V$$

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

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

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="mol"/>
Cantidad en equilibrio	<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"/>		

Podrá ver:

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

3. A La temperatura de 35 °C disponemos, en un recipiente de 310 cm³ 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 N_2O_4 a 35 °C

Masa en el equilibrio NO_2 la 35 °C

Constante del equilibrio K_c' a 150 °C

Cantidad en el equilibrio N_2O_4 a 150 °C

Cantidad en el equilibrio 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

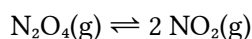
$$[X] = n(X) / V$$

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

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{(0,027)^2}{0,0582} = 0,0125$$

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 ₂ O ₄			2	NO ₂		
Cantidad inicial							
Masa en equilibrio	1,66				0,39		g
Temperatura	35 °C	Volumen	310 cm ³	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 dm³ en equilibrio

4. En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de CH₄ y 1,0 mol de H₂S a la temperatura de 727 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio: CH₄(g) + 2 H₂S(g) \rightleftharpoons CS₂(g) + 4 H₂(g). Una vez alcanzado el equilibrio, la presión parcial del H₂ 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**

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

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

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

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

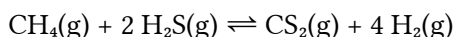
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

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

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

Solución:

La) La ecuación química es:

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

		CH ₄	2 H ₂ S	⇌	CS ₂	4 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:

$$n_e = \frac{p_e \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,850 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,0104 \cdot V \text{ mol}$$

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

Del sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas,

$$\left. \begin{array}{l} 4x = 0,00244 \cdot V \\ 3,00 + 2x = 0,0104 \cdot V \end{array} \right\}$$

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

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

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

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

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

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/dm³)

Se consideramos comportamiento ideal para los gases, podemos escribir:

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

$$K_p = 1,2 \cdot 10^{-6} \cdot (0,082 \cdot 1000)^2 = 0,0079 \text{ (presiones en atm)}$$

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 CO_2 para aumentar su concentración a 0,50 mol/dm³, ¿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 H_2

Concentración en el equilibrio de CO_2

Concentración en el equilibrio de H_2O

Concentración en el equilibrio de CO

Concentración inicial de 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

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

b) Llamando x a las concentraciones en mol/dm³ de CO₂ que reaccionan desde que la concentración de CO₂ es 0,50 mol/dm³ hasta alcanzar el equilibrio, se puede escribir:

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

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 ₂		H ₂		CO		H ₂ O
Cantidad inicial							
Concentración en equilibrio	0,086		0,05		0,05		0,04 mol/dm ³

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 ₂ (g) +	H ₂ (g)	⇌	CO(g) +	H ₂ O(g)
inicial					mol/dm ³
reacciona					mol/dm ³
equilibrio	0,0860000	0,0450000		0,0500000	0,0400000 mol/dm ³
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 ³
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 ₂ (g) +	H ₂ (g)	⇌	CO(g) +	H ₂ O(g)
inicial	0,500	0,0450		0,0500	0,0400 mol/dm ³
reacciona	0,0251	0,0251	→	0,0251	0,0251 mol/dm ³
equilibrio	0,475	0,0199		0,0751	0,0651 mol/dm ³
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](#), y del [traductor de la CIXUG](#).

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: 17/07/24

Sumario

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

- Con datos del equilibrio.....1*
- En un recipiente de 2,0 dm³ se introducen 0,043 moles de NOCl(g) y 0,010 moles de Cl₂(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 dm³, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N₂O₄ y se calienta a 35 °C. Parte del N₂O₄ 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 N₂O₄ disociado.....3
 - A La temperatura de 35 °C disponemos, en un recipiente de 310 cm³ de capacidad, de una mezcla gaseosa que contiene 1,660 g de N₂O₄ en equilibrio con 0,385 g de NO₂.....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 CH₄ y 1,0 mol de H₂S 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 H₂ 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: [CO₂] = 0,086 mol/dm³; [H₂] = 0,045 mol/dm³; [CO] = 0,050 mol/dm³ y [H₂O] = 0,040 mol/dm³.....8
 - Calcula K_c para la reacción a 686 °C.....
 - Si se añadiese CO₂ para aumentar su concentración a 0,50 mol/dm³, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez restablecido el equilibrio?.....