

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

Cifras significativas: 3

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

$$T = 30 \text{ °C} = 303 \text{ K}$$

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

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

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

Incógnitas

Concentración de cada gas en el equilibrio

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

Constante del equilibrio de las concentraciones

$$K_c$$

Presiones parciales de cada gas en el equilibrio

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

Presión total en el equilibrio

$$p$$

Constante del equilibrio de las presiones

$$K_p$$

Otros símbolos

Cantidad de gas que reaccionó

$$n_r$$

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración de la sustancia X

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

Grado de disociación

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

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

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

Solución:

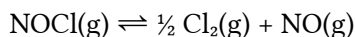
a) Se calcula la cantidad de NOCl que reaccionó

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

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 ou se forma	n_r	0,0120	\rightarrow	$\frac{0,012}{2} = 0,00600$	0,0120	mol
Cantidad no equilibrio	n_e	0,0310		0,0160	0,0120	mol

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:

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

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 \(es\)](#)

Las instrucciones para lo manejo de esta hoja de cálculo pueden verse en el enlace [instrucciones](#).

Para ir a la hoja donde resolver un problema de equilibrio en fase gas, puede elegir una de estas opciones:

- Busque la pestaña  Equilibrio en la zona inferior. Si no está a la vista, pulse varias veces en el icono ► de la pestaña  ◀ ◀ ► ►, situada en la zona inferior izquierda, hasta que aparezca por la derecha la pestaña  Equilibrio. Luego Pulse sobre esa pestaña.

- Vaya al índice, buscando el enlace [Índice](#) en la zona superior derecha y pulsando la tecla [Ctrl] mientras presiona sobre [Índice](#). En el índice, pulse la tecla [Ctrl] mientras presiona sobre a celda [Equilibrio en fase gas](#) de **Equilibrio químico**.

Escriba las fórmulas químicas en las celdas de color blanco con borde verde y los datos en las celdas de color blanco con borde azul. Pulse en las celdas de color naranja para elegir entre las opciones que se presentan.

DATOS:

		Reactivo A +	Reactivo B	\rightleftharpoons	Producto C +	Producto D	
Reacción ajustada		NOCl		0,5	Cl ₂	NO	
Cantidad inicial		0,043			0,01		
Cantidad en equilibrio		0,031					
Temperatura	T =	30 °C					
Volumen	V =	2 dm ³					
Presión total	p =						
Calcular:							Presión total

RESULTADOS:

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 %

Para calcular las presiones parciales, sustituya «Cantidad» por «Presión»

Presión	NOCl(g)	\rightleftharpoons 0,5	Cl ₂ (g) +	NO(g)	
inicial	0,535		0,124	0	atm
reacciona	0,149	\rightarrow	0,0749	0,149	atm
equilibrio	0,386		0,199	0,149	atm

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.: $\alpha = 69 \%$

b)

Datos

Volumen

Temperatura

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitrógeno

Presión en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Porcentaje de N₂O₄ disociado

Cifras significativas: 3

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

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

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

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

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

α

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante de 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:

b) Se construye una tabla, bajo la ecuación de disociación, en la que se llama x a la cantidad de N_2O_4 que se disocia, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las cantidades en el equilibrio en función de x , restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos:

		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

Se escribe la cantidad total de gas en el equilibrio en función de x :

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

Por otra parte, se puede calcular la cantidad de gas a partir de la presión total, suponiendo comportamiento ideal:

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

Comparando con la ecuación anterior, se calcula la cantidad de N_2O_4 que se disoció:

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

Se calcula el porcentaje de N_2O_4 disociado:

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

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

DATOS:

	Reactivo A +	Reactivo B	\rightleftharpoons	Producto C +	Producto D	
Reacción ajustada	N_2O_4		2	NO_2		
Cantidad inicial	0,08					mol
Cantidad en equilibrio						
Temperatura	$T =$	35 °C				
Volumen	$V =$	1,5 dm ³				

RESULTADOS:

Cantidad	$N_2O_4(g)$	$\rightleftharpoons 2$	$NO_2(g)$	
inicial	0,0800		0	mol
reacciona	0,0547	\rightarrow	0,109	mol
equilibrio	0,0253		0,109	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 cm³ de capacidad, de una mezcla gaseosa que contiene 1,660 g de N₂O₄ en equilibrio con 0,385 g de NO₂.
- 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 del apartado a)

Masa en el equilibrio N₂O₄ a 35 °C

Masa en el equilibrio NO₂ a 35 °C

Constante del equilibrio K_c' a 150 °C

Cantidad en el equilibrio N₂O₄ a 150 °C

Cantidad en el equilibrio NO₂ a 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)

Concentración de la sustancia X

$$n = m / M$$

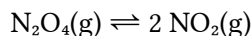
$$[X] = n(X) / V$$

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:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{(0,027)^2}{0,058} = 0,0125$$

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 \(es\)](#)

DATOS;

	Reactivo A	+	Reactivo B	⇌	Producto C	+	Producto D
Reacción ajustada	N ₂ O ₄			2	NO ₂		
Cantidad inicial							
Masa en equilibrio	1,66				0,39		g
Temperatura	T =	35 °C					
Volumen	V =	310 cm ³					

RESULTADOS:

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		2	mol
Temperatura	T =	150 °C		Constante de concentraciones
Volumen	V =		3,2	
Presión total	p =			
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) ⇌ 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

Presión parcial del hidrógeno en el equilibrio

Cifras significativas: 3

$T = 727 \text{ °C} = 1000 \text{ K}$

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

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

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

Datos

Presión total en el equilibrio

Cifras significativas: 3

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

Incógnitas

Cantidad en el equilibrio de cada sustancia

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

Volumen del recipiente

$$V$$

Constante del equilibrio K_c

$$K_c$$

Constante del equilibrio K_p

$$K_p$$

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Concentración de la sustancia X

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

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

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

Solución:

a) Se construye una tabla bajo la ecuación de reacción, en la que se llama x a la cantidad de CH_4 que reacciona, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las cantidades en el equilibrio en función de x , restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos:

		CH_4	$2 \text{H}_2\text{S}$	\rightleftharpoons	CS_2	4H_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

Se escribe la cantidad total de gas en el equilibrio en función de x :

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

La presión parcial de un gas en una mezcla es la que ejercería el gas si se encontrara solo en el recipiente. Se escribe una ecuación de la cantidad en equilibrio de gas H_2 en función del volumen, a partir de la presión parcial del hidrógeno, suponiendo comportamiento ideal:

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

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

Análogamente con la presión total:

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

$$3,00 + 2x = 0,0104 \cdot V$$

Se resuelve el sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas:

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

Se divide la segunda ecuación entre la primera y se calcula el volumen V del recipiente y la cantidad x de CH_4 que reaccionó hasta conseguir el equilibrio.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,0104 \cdot V}{0,00244 \cdot V} = 4,25 \Rightarrow 3,00 + 2x = 17,0x \Rightarrow x = 0,200$$

$$V = \frac{4x}{0,00244} = \frac{4 \cdot 0,200}{0,00244} = 328$$

Las cantidades de las sustancias en el equilibrio son:

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

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

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

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

Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

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

(concentraciones en mol/dm³)

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

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

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

Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

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

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

DATOS:

Reacción ajustada		CH ₄	2	H ₂ S		CS ₂	4	H ₂	
Cantidad inicial		2		1					mol
Presión en equilibrio								0,2	atm
Temperatura	T =	727	°C						
Volumen	V =								
Presión total	p =	0,85	atm						
Calcular:									total

En RESULTADOS, elija «Cantidad»:

Cantidad	SbCl ₅ (g)		⇌	SbCl ₃ (g) +	Cl ₂ (g)	mol
inicial	2,00	1,00		0	0	mol
reacciona	0,200	0,400	→	0,200	0,800	mol
equilibrio	1,80	0,600		0,200	0,800	mol
Constantes	K _c = 1,17 · 10 ⁻⁶ (Conc. en mol/L)					
	K _p = 0,00790 (p en atm.)					
Volumen(total) =	328 dm ³ en equilibrio			Grado de disociación α = 30,0 %		

● 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:

$[\text{CO}_2] = 0,086 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_2] = 0,045 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}] = 0,050 \text{ mol/dm}^3$ 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 $0,50 \text{ mol/dm}^3$, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez restablecido el equilibrio?

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $K_c = 0,517$; b) $[\text{CO}_2] = 0,47$; $[\text{H}_2] = 0,020$; $[\text{CO}] = 0,075$ 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)

Cifras significativas: 2

$T = 686 \text{ °C} = 959 \text{ K}$

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

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

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

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

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

Incógnitas

Constante de equilibrio

K_c

Concentraciones en el nuevo equilibrio

$[\text{H}_2]_{eb}$, $[\text{CO}_2]_{eb}$, $[\text{H}_2\text{O}]_{eb}$, $[\text{CO}]_{eb}$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

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

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

Solución:

a) La constante de equilibrio K_c vale

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e}{[\text{H}_2]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = \frac{0,040 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,050 \text{ mol/dm}^3}{0,045 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,086 \text{ mol/dm}^3} = 0,52 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

b) Llamando x a las concentraciones en mol/dm^3 de CO_2 que reaccionan desde que la concentración de CO_2 es $0,50 \text{ mol/dm}^3$ hasta alcanzar el equilibrio, se puede escribir:

		CO_2	H_2	\rightleftharpoons	CO	H_2O	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$	0,50	0,045		0,050	0,040	mol/dm^3
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	x	x	\rightarrow	x	x	mol/dm^3
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_{eb}$	$0,50 - x$	$0,045 - x$		$0,050 + x$	$0,040 + x$	mol/dm^3

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

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_{eb} \cdot [\text{CO}]_{eb}}{[\text{CO}_2]_{eb} \cdot [\text{H}_2]_{eb}} = \frac{(0,040 + x) \cdot (0,050 + x)}{(0,50 - x) \cdot (0,045 - x)} = 0,52$$

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:

$$[\text{CO}_2]_{eb} = 0,475 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eb}} = 0,020 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eb}} = 0,065 \text{ mol/dm}^3$$

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

DATOS:

Reacción ajustada		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	T =	686	°C						
Volumen	V =								
Presión total	p =	0,85	atm						
									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.)						

b) Borre, en DATOS, 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	T =	686	°C	Constante de concentraciones					
Volumen	V =	0,516796							
Presión total	p =								

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: 30/09/24

Sumario

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

<i>Con datos del equilibrio.....</i>	<i>1</i>
1. En un recipiente de 2,0 dm ³ se introducen 0,043 moles de NOCl(g) y 0,010 moles de Cl ₂ (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
a) El grado de disociación.....	
b) La concentración de cada gas.....	
c) El valor de la constante K _c	
d) La presiones parcial de cada gas.....	
e) La presión total.....	
f) El valor de la constante K _p	
2. En un matraz de 1,5 dm ³ , en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N ₂ O ₄ y se calienta a 35 °C. Parte del N ₂ O ₄ 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 ₂ O ₄ disociado.....	3
3. A La temperatura de 35 °C disponemos, en un recipiente de 310 cm ³ de capacidad, de una mezcla gaseosa que contiene 1,660 g de N ₂ O ₄ en equilibrio con 0,385 g de NO ₂	5
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?.....	
4. En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de CH ₄ y 1,0 mol de H ₂ 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 ₂ es 0,20 atm y la presión total es de 0,85 atm. Calcula:.....	6
a) Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.....	
b) El valor de K _c y K _p	
<i>Con la constante como dato.....</i>	<i>9</i>
1. 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: [CO ₂] = 0,086 mol/dm ³ ; [H ₂] = 0,045 mol/dm ³ ; [CO] = 0,050 mol/dm ³ y [H ₂ O] = 0,040 mol/dm ³	9
a) Calcula K _c para la reacción a 686 °C.....	
b) Si se añadiese CO ₂ para aumentar su concentración a 0,50 mol/dm ³ , ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez restablecido el equilibrio?.....	