

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 presión 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

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

$$T = 30 \text{ °C} = 303 \text{ K}$$

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

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

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

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

Incógnitas

Concentración de cada gas en el equilibrio

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

Constante de equilibrio en función 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 de equilibrio en función de las presiones

$$K_p$$

Otros símbolos

Cantidad de gas que reaccionó

$$n_r$$

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

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

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:

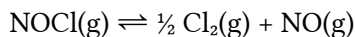
a) Calcular la cantidad de NOCl que reaccionó:

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

Calcular el grado de disociación:

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

b) Construir 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	$\frac{0,012 \cdot 0}{2} = 0,00600$	0,0120	mol
Cantidad no equilibrio	n_e	0,0310		0,0160	0,0120	mol

Calcular las concentraciones en el equilibrio dividiendo las cantidades entre el volumen:

$$[\text{NOCl}]_e = 0,0310 / 2 = 0,0155 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = 0,0160 / 2 = 0,00800 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NO}]_e = 0,0120 / 2 = 0,00600 \text{ mol/dm}^3$$

c) Calcular la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

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

d) Calcular la presión parcial de cada gas a partir de la cantidad en el equilibrio. Suponiendo comportamiento ideal para los gases, se usa la ecuación de estado de los gases ideales: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

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

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

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

e) Se calcula la presión total por la ley de Dalton, $p_t = \sum p_i$:

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

f) Calcular 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 se puede calcular a partir de la relación con la constante K_c :

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

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

Puede obtener las respuestas en la pestaña «Equilibrio» de la hoja de cálculo [Química \(es\)](#). [Instrucciones](#). En DATOS, escriba:

	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 $\alpha = 27,9 \%$					

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

IncógnitasPorcentaje de N₂O₄ disociado**Ecuaciones**

Concentración de la sustancia X

Ecuación de estado de los gases ideales

Constante de equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$ **Cifras significativas: 3**

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

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

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

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

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

$$\alpha$$

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

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

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

Solución:

b) Se construye una tabla, bajo la ecuación de disociación, en la que se llama x a la cantidad de N₂O₄ 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	2NO_2	
Cantidad inicial	n_0	0,0800		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	\rightarrow	$2x$	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,0800 - x$		$2x$	mol

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

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

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:

$$x = 0,135 - 0,080 = 0,055 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_4$$

Se calcula el porcentaje de N_2O_4 disociado:

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

Puede obtener las respuestas en la pestaña «Equilibrio» de la hoja de cálculo [Química \(es\). Instrucciones](#). En DATOS, escriba:

	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	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	\rightleftharpoons	2	$\text{NO}_2(\text{g})$	
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 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 del apartado a)

Masa en el equilibrio N_2O_4 a 35 °C

Cifras significativas: 3

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

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

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

DatosMasa en el equilibrio NO_2 a 35 °CConstante del equilibrio K_c' a 150 °CCantidad en el equilibrio N_2O_4 a 150 °CCantidad en el equilibrio NO_2 a 150 °CMasa molar: dióxido de nitrógeno
tetraóxido de dinitrógeno**Cifras significativas: 3**

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

$$K_c' = 3,20$$

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

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

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

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

IncógnitasConstante del equilibrio K_c a 35 °C

$$K_c$$

Volumen del recipiente

$$V$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración de la sustancia X

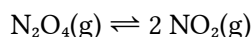
$$[X] = n(X) / V$$

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:

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

Puede obtener las respuestas en la pestaña «Equilibrio» de la hoja de cálculo [Química \(es\)](#). [Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

	Reactivo A	+	Reactivo B	\rightleftharpoons	Producto C	+	Producto D	
Reacción ajustada	N_2O_4			2	NO_2			
Cantidad inicial								
Masa en equilibrio	1,66				0,39			g
Temperatura	$T = 35^\circ\text{C}$							
Volumen	$V = 310\text{ cm}^3$							

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	$T = 150^\circ\text{C}$		Constante de concentraciones	
Volumen	$V =$		3,2	
Presión total	$p =$			
Calcular:				Volumen total

RESULTADOS:

Volumen(total) = 1,25 dm³ en equilibrio

4. En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de CH_4 y 1,0 mol de H_2S a la temperatura de 727°C , estableciéndose el siguiente equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$. 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:

a) Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.

b) El valor de K_c y K_p .

Constante de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ (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

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

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

Cifras significativas: 3

$T = 727^\circ\text{C} = 1000 \text{ K}$

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

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

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

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

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

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

V

K_c

K_p

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

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

EcuacionesConstantes 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:

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

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

Se resuelve el sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas:

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

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:

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

Puede obtener las respuestas en la pestaña «Equilibrio» de la hoja de cálculo [Química \(es\). Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

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	$K_c = 1,17 \cdot 10^{-6}$ (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 $[\text{H}_2\text{O}] = 0,065 \text{ mol/dm}^3$

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:									

En RESULTADOS escriba 6 en «Cifras significativas» para mejorar el resultado del apartado b):

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						
Volumen	$V =$					0,516796			
Presión total	$p =$								
Constante de concentraciones									

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/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: 05/10/24

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 presión 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	4
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>8</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	8
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?.....	