

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

● Con datos do equilibrio

1. Nun recipiente de 2,0 dm³ introdúcese 0,043 moles de NOCl(g) e 0,010 moles de Cl₂(g). Péchase, quéntase ata unha temperatura de 30 °C e déixase que alcance o equilibrio, no que hai 0,031 moles de NOCl(g). Para o equilibrio: $\text{NOCl(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$, calcula:

- O grao de disociación.
- A concentración de cada gas.
- O valor da constante K_c .
- A presión parcial de cada gas.
- A presión total.
- O valor da 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 baseado na P.A.U. xuño 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) $p(\text{NOCl}) = 39$; $p(\text{Cl}_2) = 20$; $p(\text{NO}) = 15 \text{ kPa}$; e) $p = 74 \text{ kPa}$; f) $K_p = 0,173$.

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidad inicial de NOCl

Cantidad inicial de Cl₂

Cantidad de NOCl no equilibrio

Incógnitas

Concentración de cada gas no equilibrio

Constante do equilibrio das concentracións

Presións parciais de cada gas no equilibrio

Presión total no equilibrio

Constante do equilibrio das presións

Outros símbolos

Cantidad de gas que reaccionou

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

Lei de Dalton das presións parciais

Concentración da substancia X

Grao de disociación

Constantes do 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:

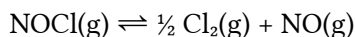
- a) Calcúlase a cantidade de NOCl que reaccionou

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

O grao de disociación vale:

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

b) Constrúese unha táboa para calcular as cantidades de produtos e reactivos no equilibrio a partir da estequiometría da 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	$\frac{0,012 \cdot 0}{2}$ =0,00600	0,0120	mol
Cantidad no equilibrio	n_e	0,0310		0,0160	0,0120	mol
Concentración no equilibrio	$[]_e$	$\frac{0,031 \cdot 0}{2}$ =0,0155		$\frac{0,016 \cdot 0}{2}$ =0,00800	$\frac{0,012 \cdot 0}{2}$ =0,00600	mol/dm ³

As concentracións no 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) Cálculase a constante de equilibrio:

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

d) Cálculanse as presións parciais de cada gas a partir das cantidades no equilibrio. Supoñendo comportamento ideal para os gases:

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

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

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

e) Cálculase la presión total pola lei 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) Cálculase a constante de equilibrio das presións K_p a partir das presións parciais:

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

Tamén podemos calculala da relación coa constante K_c :

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « \blacktriangle » (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

[Equilibrio en fase gas](#)

do capítulo:

Equilibrio químico

Equilibrio

[Equilibrio en fase gas](#)

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

	Reactivo A	+	Reactivo B	\rightleftharpoons	Produto C	+	Produto D	
Reacción axustada	NOCl			0,5	Cl ₂		NO	
Cantidade inicial	0,04				0,01			mol
Cantidade en equilibrio	0,03							mol
Temperatura	30 °C	Volume	2 dm ³	Presión total				
Calcular: Presión total								

Poderá ver:

RESULTADOS					
Cifras significativas: 3					
Cantidade	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	Grao de disociación α = 27,9 %			

2. Nun matraz de 1,5 dm³, no que se fixo o baleiro, introdúcese 0,08 moles de N₂O₄ e quéntase a 35 °C. Parte do N₂O₄ disóciase segundo a reacción: N₂O₄(g) \rightleftharpoons 2 NO₂(g) e cando se alcanza o equilibrio a presión total é de 2,27 atm. Calcula a porcentaxe de N₂O₄ disociado.
 Datos: R = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹ = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹; 1 atm = 101,3 kPa.

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

Rta.: α = 69 %.

Datos

Volume

Temperatura

Cantidade inicial de tetraóxido de dinitróxeno

Presión no equilibrio

Incógnitas

Porcentaxe de N₂O₄ disociado

Ecuacións

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Cifras significativas: 3

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

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

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

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

$$\alpha$$

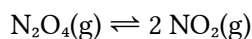
$$[X] = n(X) / V$$

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

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

Solución:

b) A ecuación química é:



Chamando x á cantidade de N_2O_4 que se disocia ata chegar ao equilibrio, pódese escribir:

		N_2O_4	\rightleftharpoons	2NO_2	
Cantidade inicial	n_0	0,0800		0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	\rightarrow	$2x$	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$0,0800 - x$		$2x$	mol

A cantidade total de gas no equilibrio será

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

Por outra banda, pódese calcular a cantidade de gas a partir da presión total

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

Despexando

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

A porcentaxe de N_2O_4 dissociado é:

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « \uparrow » (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

Equilibrio en fase gas

do capítulo:

Equilibrio químico

Equilibrio

Equilibrio en fase gas

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

D A T O S							
	Reactivo A +	Reactivo B	\rightleftharpoons	Producto C	+	Producto D	
Reacción axustada	N_2O_4			2	NO_2		
Cantidade inicial	0,08						mol
Cantidade en equilibrio							
Temperatura	35 °C	Volume	1,5 dm ³	Presión total	2,27 atm		

Poderá ver:

R E S U L T A D O S					
Cifras significativas: 3					
Cantidade	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	\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.)					
Grao de disociación $\alpha = 68,3 \%$					

3. Á temperatura de 35 °C dispoñemos, nun recipiente de 310 cm³ de capacidade, dunha mestura gasosa que contén 1,660 g de N_2O_4 en equilibrio con 0,385 g de NO_2 .
- a) Calcula a K_c da reacción de disociación do tetraóxido de dinitróxeno á temperatura de 35 °C.

b) A 150 °C, o valor numérico de K_c é de 3,20. Cal debe ser o volume do recipiente para que estean en equilibrio 1 mol de tetraóxido e dous moles de dióxido de nitróxeno?

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / (\text{K} \cdot \text{mol})$.

(P.A.U. xuño 07)

Rta.: a) $K_c = 0,0125$; b) $V = 1,25 \text{ dm}^3$.

Datos

Volume

Temperatura do apartado a)

Masa no equilibrio N_2O_4 a 35 °C

Masa no equilibrio NO_2 a 35 °C

Constante do equilibrio K_c' a 150 °C

Cantidade no equilibrio N_2O_4 a 150 °C

Cantidade no equilibrio NO_2 a 150 °C

Masa molar: dióxido de nitróxeno

tetraóxido de dinitróxeno

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 do equilibrio K_c a 35 °C

Volume do recipiente

K_c

V

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración da substancia X

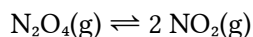
$$[X] = n(X) / V$$

Constante do 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 ecuación química é:



A expresión da constante de equilibrio:

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

As concentracións das especies no equilibrio son:

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

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

e o valor da constante de equilibrio a 35 °C é

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

b) Ao variar a temperatura, varía a constante de equilibrio. Volvendo escribir a expresión da constante á 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 onde:

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « \blacktriangleleft » (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

Equilibrio en fase gas

do capítulo:

Equilibrio químico

Equilibrio

Equilibrio en fase gas

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

	Reactivo A	+	Reactivo B	\rightleftharpoons	Producto C	+	Producto D
Reacción axustada	N_2O_4			2	NO_2		
Cantidade inicial							
Masa en equilibrio	1,66				0,39		g
Temperatura	Volume		Presión total				
35 °C	310 cm ³						

Nos resultados verá:

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

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

Para o apartado b) borre os datos numéricos e as súas unidades (seleccione co rato desde a cela baixo «Ecuación axustada» ata a cela onde se cruzan «Calcular» e «g» e faga clic no botón **Borrar datos**), e escriba os novos datos

Cantidade en equilibrio	1,000		2,000		mol
Temperatura	Volume	Presión total	K_c	Constante de concentracións	
150 °C			3,2		
Calcular:		Volume	total		

Agora verá:

Volume(total) = 1,25 dm³ en equilibrio

4. Nun recipiente pechado introdúcense 2,0 moles de CH_4 e 1,0 mol de H_2S á temperatura de 727 °C, establecéndose o seguinte 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 o equilibrio, a presión parcial do H_2 é 0,20 atm e a presión total é de 0,85 atm. Calcule:

- a) Os moles de cada substancia no equilibrio e o volume do recipiente.
b) O valor de K_c e 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

Cantidade inicial de metano

Cantidade inicial de sulfuro de hidróxeno

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 do hidróxeno no equilibrio

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Cantidade no equilibrio de cada substancia

Volume do recipiente

Constante do equilibrio K_c Constante do equilibrio K_p

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

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Concentración da substancia X

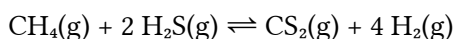
$$[X] = n(X) / V$$

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

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

Solución:

a) A ecuación química é:

Chamando x á cantidade de metano que reaccionou ata acadar o equilibrio podemos escribir

		CH ₄	2 H ₂ S	⇌	CS ₂	4 H ₂	
Cantidade inicial	n_0	2,00	1,00		0,0	0,0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	$2x$		x	$4x$	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$2,00 - x$	$1,00 - 2x$		x	$4x$	mol

No equilibrio haberá en total:

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

Da presión parcial do hidróxeno podemos deducir:

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

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

Da presión total podemos deducir:

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

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

Do sistema de dúas ecuacións con dúas incógnitas,

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

deducimos o volume V do recipiente e a cantidade x de metano que reaccionou ata acadar o equilibrio.

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

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

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

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

As cantidades das substancias no equilibrio son:

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

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

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

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

A constante de equilibrio en función das concentracións é:

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

(concentracións en mol/dm³)

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

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

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

Este problema non pode resolverse coa folla de cálculo.

● Coa constante como dato

1. Considera o seguinte proceso en equilibrio a 686 °C: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. As concentracións en equilibrio das especies son:

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

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

b) Se se engadise CO_2 para aumentar a súa concentración a 0,50 mol/dm³, cales serían as concentracións de todos os gases unha vez restablecido o equilibrio?

(P.A.U. set. 14)

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

Datos

Temperatura

Concentración no equilibrio de H_2

Concentración no equilibrio de CO_2

Concentración no equilibrio de H_2O

Concentración no equilibrio de

Concentración inicial de CO_2 no apartado b)

Incógnitas

Constante de equilibrio

Concentracións no novo equilibrio

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

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

$$K_c$$

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

Ecuacións

Concentración da substancia X

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

Constantes do 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) A constante de equilibrio K_c vale

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

b) Chamando x ás concentracións en mol/dm³ de CO₂ que reaccionan desde que a concentración de CO₂ é 0,50 mol/dm³ ata alcanzar o equilibrio, pódese 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 ou se forma	$[X]_r$	x	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	$[X]_{eb}$	$0,50 - x$	$0,045 - x$		$0,050 + x$	$0,040 + x$	mol/dm ³

A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

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

Resolvendo a ecuación de segundo grao dá dúas solucións. Unha delas (-0,79) non é válida, xa que supoñería a existencia de concentracións negativas no equilibrio. A outra solución é $x = 0,025 \text{ mol/dm}^3$.

As concentracións no equilibrio son:

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

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

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

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « \uparrow » (maiúsculas) mentres fai clic na cela:[Equilibrio en fase gas](#)

do capítulo:

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

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

D A T O S							
Reacción	Reactivo A +	Reactivo B	\rightleftharpoons	Produto C	+	Produto D	
	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	686 °C	Volume		Presión total			
Calcular:							

Escriba 6 en «Cifras significativas» para mellorar o resultado do apartado b), e obterá os 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 o apartado b) borre as concentracións en equilibrio e escriba as novas concentracións iniciais:

Cantidade inicial	0,5	0,05	0,05	0,04	mol/dm ³
Concentración en equilibrio					
Temperatura	686 °C	Volume	Presión total	K_c	Constante de concentracións
				0,516796	
Calcular:					

Os resultados son:

RESULTADOS					
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.)					

Cuestións e problemas das [Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Alguns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Actualizado: 15/03/24

Sumario

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

- Con datos do equilibrio..... 1*
1. Nun recipiente de 2,0 dm³ introdúcese 0,043 moles de NOCl(g) e 0,010 moles de Cl₂(g). Péchase, quéntase ata unha temperatura de 30 °C e déixase que alcance o equilibrio, no que hai 0,031 moles de NOCl(g). Para o equilibrio: $\text{NOCl(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$, calcula:.....1
 - a) O grao de disociación.....
 - b) A concentración de cada gas.....
 - c) O valor da constante K_c.....
 - d) A presión parcial de cada gas.....
 - e) A presión total.....
 - f) O valor da constante K_p.....
 2. Nun matraz de 1,5 dm³, no que se fixo o baleiro, introdúcese 0,08 moles de N₂O₄ e quéntase a 35 °C. Parte do N₂O₄ disóciase segundo a reacción: $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2\text{(g)}$ e cando se alcanza o equilibrio a presión total é de 2,27 atm. Calcula a porcentaxe de N₂O₄ disociado.....3
 3. Á temperatura de 35 °C dispoñemos, nun recipiente de 310 cm³ de capacidade, dunha mestura gasosa que contén 1,660 g de N₂O₄ en equilibrio con 0,385 g de NO₂.....4
 - a) Calcula a K_c da reacción de disociación do tetraóxido de dinitróxeno á temperatura de 35 °C.....
 - b) A 150 °C, o valor numérico de K_c é de 3,20. Cal debe ser o volume do recipiente para que estean en equilibrio 1 mol de tetraóxido e dous moles de dióxido de nitróxeno?.....
 4. Nun recipiente pechado introdúcese 2,0 moles de CH₄ e 1,0 mol de H₂S á temperatura de 727 °C, establecéndose o seguinte 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 o equilibrio, a presión parcial do H₂ é 0,20 atm e a presión total é de 0,85 atm. Calcule:.....6
 - a) Os moles de cada substancia no equilibrio e o volume do recipiente.....
 - b) O valor de K_c e K_p.....
- Coa constante como dato..... 8*
1. Considera o seguinte proceso en equilibrio a 686 °C: $\text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$. As concentracións en equilibrio das especies son: [CO₂] = 0,086 mol/dm³; [H₂] = 0,045 mol/dm³; [CO] = 0,050 mol/dm³ e [H₂O] = 0,040 mol/dm³.....8
 - a) Calcula K_c para a reacción a 686 °C.....
 - b) Se se engadise CO₂ para aumentar a súa concentración a 0,50 mol/dm³, cales serían as concentracións de todos os gases unha vez restablecido o equilibrio?.....