

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

Cantidade inicial de NOCl

Cantidade inicial de Cl₂

Cantidade de NOCl no 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 no equilibrio

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

Constante do equilibrio das concentracións

$$K_c$$

Presións parciais de cada gas no equilibrio

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

Presión total no equilibrio

$$p$$

Constante do equilibrio das presións

$$K_p$$

Outros símbolos

Cantidade de gas que reaccionou

$$n_r$$

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Lei de Dalton das presións parciais

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración da substancia X

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

Grao de disociación

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

Constantes do 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:

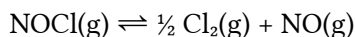
- a) Calcúlase a cantidade de NOCl que reaccionou

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

O grao de disociación vale:

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

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	$\frac{0,0120}{2}$ =0,00600	0,0120	mol
Cantidad no equilibrio	n_e	0,0310		0,0160	0,0120	mol
Concentración no equilibrio	$[\]_e$	$\frac{0,0310}{2}$ =0,0155		$\frac{0,0160}{2}$ =0,00800	$\frac{0,0120}{2}$ =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:

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

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

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

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

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

e) 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 :

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{p_e(\text{NO}) \cdot p_e^{1/2}(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{NOCl})} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T)^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} \cdot (R \cdot T)^{1/2} = K_c \cdot \sqrt{R \cdot T} \\ K_p &= K_c \cdot \sqrt{R \cdot T} = 0,0346 \cdot \sqrt{0,082 \cdot 303} = 0,173 \text{ (presións en atm)} \end{aligned}$$

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

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « \triangleleft » (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

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

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

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

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

$$\alpha$$

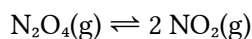
$$[X] = n(X) / V$$

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

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

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 disociado 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

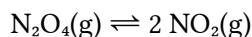
$$[X] = n(X) / V$$

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

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

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 « \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	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 concentracions	
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

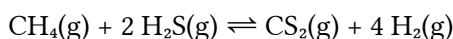
$$[X] = n(X) / V$$

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:

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

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

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:

Cantidad 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 [Probos 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](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

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: 17/07/24

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?.....