

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

Constante dos gases ideais

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 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 de equilibrio en función das presións

K_p

Outros símbolos

Cantidade de gas que reaccionou

n_r

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Lei de Dalton das presións parciais

$p_t = \sum p_i$

Concentración da substancia X

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

Grao de disociación

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

Constante 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:

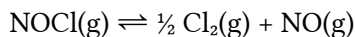
- a) Calcular a cantidade de NOCl que reaccionou:

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

Calcular o grao de disociación:

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

b) Construír 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	$0,0120 / 2 = 0,00600$	0,0120	mol
Cantidad no equilibrio	n_e	0,0310		0,0160	0,0120	mol

Calcular as concentracións no equilibrio dividindo as cantidades entre o volume:

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

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

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

c) Calcular a constante de equilibrio en función deas concentracións:

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

d) Calcular a presión parcial de cada gas a partir da cantidades no equilibrio. Supoñendo comportamento ideal para os gases, emprégase a ecuación de estado dos gases ideais: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

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

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,016 \text{ 0mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 2,02 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 20,2 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,199 \text{ atm}$$

$$p(\text{NO}) = \frac{n(\text{NO}) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,012 \text{ 0mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,51 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 15,1 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,149 \text{ atm}$$

e) Calcular a presión total pola lei 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 a constante de equilibrio en función das presións K_p a partir das presións parciais:

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

Pódese calcular tamén a partir dea relación coa constante K_c :

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

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

Pode obter as respostas na pestana «Equilibrio» da folia de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

		Reactivo A +	Reactivo B	\rightleftharpoons	Produto C	+	Produto D	
Reacción axustada		NOCl		0,5	Cl ₂		NO	
Cantidad inicial		0,043			0,01			
Cantidad en equilibrio		0,031						
Temperatura	T =	30 °C						

Volume	$V =$	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 Grao de disociación $\alpha = 27,9 \%$					

Para calcular as presións parciais, substitúa «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. Nun matraz de 1,5 dm³, no que se fixo o baleiro, introdúcense 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.
 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

Volume

Temperatura

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitróxeno

Presión no equilibrio

Constante dos gases ideais

IncógnitasPorcentaxe de N₂O₄ disociado**Ecuacións**

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

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

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

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

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

$$p = 2,27 \text{ atm} \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa/atm} = 2,30 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

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

$$\alpha$$

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

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

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

Solución:

b) Constrúese unha táboa, baixo a ecuación de disociación, na que se chama x á cantidade de N₂O₄ que se disocia, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as cantidades no equilibrio en función de x , restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais dos reactivos, e sumándoas ás dos produtos:

		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

Escribese a cantidade total de gas no equilibrio en función de x :

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

Por outra banda, pódese calcular a cantidade de gas a partir da presión total, supoñendo comportamento 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 coa ecuación anterior, calcúlase a cantidade de N_2O_4 que se dissociou:

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

Calcúlase a porcentaxe de N_2O_4 dissociado:

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

Pode obter as respostas na pestana «Equilibrio» da folia de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

		Reactivo A +	Reactivo B	\rightleftharpoons	Produto C	+ Produto D	
Reacción axustada		N_2O_4		2	NO_2		
Cantidade inicial		0,08					mol
Cantidade en equilibrio							
Temperatura	$T =$	35 °C					
Volume	$V =$	1,5 dm ³					

RESULTADOS:

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

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 no equilibrio NO₂ a 35 °CConstante do equilibrio K_c' a 150 °CCantidade no equilibrio N₂O₄ a 150 °CCantidade no equilibrio NO₂ a 150 °C

Masa molar: dióxido de nitróxeno

tetraóxido de dinitróxeno

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 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

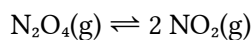
$$[X] = n(X) / V$$

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

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

Solución:

A 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:

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

Pode obter as respostas na pestana «Equilibrio» da folla de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

	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	$T = 35^\circ\text{C}$							
Volume	$V = 310\text{ cm}^3$							

RESULTADOS:

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		2	mol
Temperatura	$T = 150^\circ\text{C}$		Constante de concentracións	
Volume	$V =$		3,2	
Presión total	$p =$			
Calcular:				Volume total

RESULTADOS:

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 .

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

Cantidade inicial de metano

Cantidade inicial de sulfuro de hidróxeno

Presión parcial do hidróxeno no equilibrio

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Cantidade no equilibrio de cada substancia

Volume do recipiente

Constante do equilibrio K_c

Constante do equilibrio K_p

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

Concentración da substancia 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

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

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

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

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

Solución:

a) Constrúese unha táboa baixo a ecuación de reacción, na que se chama x á cantidade de CH_4 que reacciona, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as cantidades no equilibrio en función de x , restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándoas no caso dos produtos:

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

Escríbese a cantidade total de gas no equilibrio en función de x :

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

A presión parcial dun gas nunha mestura é a que exercería o gas se se atopase só no recipiente. Escríbese unha ecuación da cantidade no equilibrio de gas H_2 en función do volume, a partir da presión parcial do hidróxeno, supoñendo comportamento ideal:

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

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

Analogamente coa presión total:

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

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

Resólvese o sistema de dúas ecuacións con dúas incógnitas:

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

Divídese a segunda ecuación entre a primeira e calcúlase o volume V do recipiente e a cantidade x de CH_4 que reaccionou ata acadar o equilibrio.

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

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

As cantidades das substancias no equilibrio son:

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

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

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

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

Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

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

(concentracións en mol/dm³)

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

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

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

Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

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

Pode obter as respostas na pestana «Equilibrio» da folla de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

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

En RESULTADOS, elixa «Cantidade»:

Cantidade	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.)				
Volume(total) =	328 dm ³ en equilibrio			Grao de disociación α =	30,0 %

● 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)

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

Concentración en equilibrio		0,086		0,05		0,05		0,04	mol/dm ³
Temperatura	T =	686	°C						
Volume	V =								
Presión total	p =	0,85	atm						
Calcular:									

En RESULTADOS escriba 6 en «Cifras significativas» para mellorar o resultado do 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, 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	T =	686	°C						
Volume	V =								
Presión total	p =								
Constante de concentracións									
0,516796									

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](#).

Algúns cálculos fixéronse cunha [folia 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: 05/10/24

Sumario

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

<i>Con datos do equilibrio.....</i>	<i>1</i>
1. Nun recipiente de 2,0 dm ³ introdúcese 0,043 moles de NOCl(g) e 0,010 moles de Cl ₂ (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 dm ³ , no que se fixo o baleiro, introdúcese 0,08 moles de N ₂ O ₄ e quéntase a 35 °C. Parte do N ₂ O ₄ 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 N ₂ O ₄ disociado.....	3
3. Á temperatura de 35 °C dispoñemos, nun recipiente de 310 cm ³ de capacidade, dunha mestura gasosa que contén 1,660 g de N ₂ O ₄ en equilibrio con 0,385 g de NO ₂	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 CH ₄ e 1,0 mol de H ₂ S 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 H ₂ 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	
<i>Coa constante como dato.....</i>	<i>8</i>
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: [CO ₂] = 0,086 mol/dm ³ ; [H ₂] = 0,045 mol/dm ³ ; [CO] = 0,050 mol/dm ³ e [H ₂ O] = 0,040 mol/dm ³	8
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/dm ³ , cales serían as concentracións de todos os gases unha vez restablecido o equilibrio?.....	