

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: NOCl(g) ⇌ ½ Cl₂(g) + 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) $[\text{NOCl}]_e = 0,0155$; $[\text{Cl}_2]_e = 0,00800$; $[\text{NO}]_e = 0,00600$ mol/dm³;

c) $K_c = 0,035$; d) $p(\text{NOCl}) = 39$; $p(\text{Cl}_2) = 20$; $p(\text{NO}) = 15$ kPa; e) $p = 74$ 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

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

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:

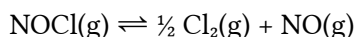
a) Calcular a cantidade de NOCl que reaccionou:

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

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:

$$\begin{aligned} [\text{NOCl}]_e &= 0,0310 / 2 = 0,0155 \text{ mol/dm}^3 \\ [\text{Cl}_2]_e &= 0,0160 / 2 = 0,00800 \text{ mol/dm}^3 \\ [\text{NO}]_e &= 0,0120 / 2 = 0,00600 \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

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

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} = \frac{0,00600 \cdot \sqrt{0,00800}}{0,0155} = 0,034 \text{ 6 (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

d) Calcular a presión parcial de cada gas a partir das 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 :

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{p_e(\text{NO}) \cdot p_e^{1/2}(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{NOCl})} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T)^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} \cdot (R \cdot T)^{1/2} = K_c \cdot \sqrt{R \cdot T} \\ K_p &= K_c \cdot \sqrt{R \cdot T} = 0,034 \text{ 6} \cdot \sqrt{0,082 \cdot 303} = 0,173 \text{ (presiones en atm)} \end{aligned}$$

As respostas poden obterse 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	$V =$	<input type="text" value="2"/>	dm^3	<input type="text"/>
Presión total	$p =$	<input type="text"/>		
				Calcular: <input type="text" value="Presión"/> <input type="text" value="total"/>

RESULTADOS:

Cantidad	NOCl(g)	$\rightleftharpoons 0,5$	Cl ₂ (g) +	NO(g)	<input type="text"/>
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)	<input type="text"/>
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: 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.: $\alpha = 69 \%$.

b)

Datos

Volume

Temperatura

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitróxeno

Presión no equilibrio

Constante dos gases ideais

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

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

$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$

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

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

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

α

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

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

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

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

Esríbese 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 disociou:

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

Calcúlase a porcentaxe de N_2O_4 disociado:

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

As respostas poden obterse 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	$T = 35 \text{ }^\circ\text{C}$					
Volume	$V = 1,5 \text{ dm}^3$					

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 $35 \text{ }^\circ\text{C}$ dispoñemos, nun recipiente de 310 cm^3 de capacidade, dunha mestura gasosa que contén $1,660 \text{ g}$ de N_2O_4 en equilibrio con $0,385 \text{ g}$ de NO_2 .

- Calcula a K_c da reacción de disociación do tetraóxido de dinitróxeno á temperatura de $35 \text{ }^\circ\text{C}$.
- A $150 \text{ }^\circ\text{C}$, 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 $35 \text{ }^\circ\text{C}$

Cifras significativas: 3

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

$T = 35 \text{ }^\circ\text{C} = 308 \text{ K}$

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

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 °CMasa 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)

Concentración da substancia X

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

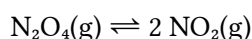
$$n = m / M$$

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

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

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:

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

As respostas poden obterse na pestana «Equilibrio» da folla de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

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

RESULTADOS:

Constantes $K_c = 0,0125$	(Conc. en mol/L)
$K_p = 0,317$	(p en atm.)

Para 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	°C	Constante de concentracións				
Volumen	V =			3,2				
Presión total	p =							
							Calcular: Volumen	total

RESULTADOS:

Volumen(total) =	1,25 dm ³ en equilibrio
------------------	------------------------------------

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: CH₄(g) + 2 H₂S(g) ⇌ CS₂(g) + 4 H₂(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:
- Os moles de cada substancia no equilibrio e o volumen do recipiente.
 - 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
- Volumen 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

- $T = 727 \text{ °C} = 1000 \text{ K}$
- $n_0(\text{CH}_4) = 2,00 \text{ mol CH}_4$
- $n_0(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 \text{ mol H}_2\text{S}$
- $p_e(\text{H}_2) = 0,200 \text{ atm}$
- $p_e = 0,850 \text{ atm}$
- $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

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

V

K_c

K_p

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

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

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:

$$n_e = \frac{p_e \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,850 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,010 \text{ 4V mol}$$

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

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.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,104 \cdot V}{0,00244 \cdot V} = 4,25 \Rightarrow 3,00 + 2x = 17,0x \Rightarrow x = 0,200$$

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

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:

$$K_c = \frac{[CS_2]_e \cdot [H_2]_e^4}{[CH_4]_e \cdot [H_2S]_e^2} = \frac{\frac{n_e(CS_2)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(H_2)}{V}\right)^4}{\frac{n_e(CH_4)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(H_2S)}{V}\right)^2} = \frac{n_e(CS_2) \cdot n_e^4(H_2)}{n_e(CH_4) \cdot n_e^2(H_2S)} \cdot \frac{1}{V^2} = \frac{0,200 \cdot 0,800^4}{1,80 \cdot 0,60^2} \cdot \frac{1}{328^2} = 1,2 \cdot 10^{-6}$$

(concentracións en mol/dm³)

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

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

$$K_p = \frac{p_e(CS_2) \cdot p_e^4(H_2)}{p_e(CH_4) \cdot p_e^2(H_2S)} = \frac{[CS_2]_e \cdot R \cdot T \cdot ([H_2]_e \cdot R \cdot T)^4}{[CH_4]_e \cdot R \cdot T \cdot ([H_2S]_e \cdot R \cdot T)^2} = \frac{[CS_2]_e \cdot ([H_2]_e)^4}{[CH_4]_e \cdot ([H_2S]_e)^2} \cdot (R \cdot T)^2 = K_c \cdot (R \cdot T)^2$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

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

As respostas poden obterse 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		0	0	mol
reacciona	0,200	→	0,200	0,800	mol
equilibrio	1,80		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: $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$. As concentracións en equilibrio das especies son:

$$[CO_2] = 0,086 \text{ mol/dm}^3; [H_2] = 0,045 \text{ mol/dm}^3; [CO] = 0,050 \text{ mol/dm}^3 \text{ e } [H_2O] = 0,040 \text{ mol/dm}^3.$$

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) $[CO_2] = 0,47$; $[H_2] = 0,020$; $[CO] = 0,075$ e $[H_2O] = 0,065 \text{ mol/dm}^3$.

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:

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 concentraciónns en equilibrio, e escriba as novas concentraciónns iniciais:

Cantidad inicial		0,5		0,05		0,05		0,04	mol/dm ³
Concentración en equilibrio									
Temperatura	T =	686	°C			Constante de concentraciónns			
Volume	V =					0,516796			
Presión total	p =								

RESULTADOS:

Cifras significativas:

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](#).

Algúns 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: 04/10/24

Sumario

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:.....1
 - 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
 - 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
 - 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
 - Calcula a K_c da reacción de disociación do tetraóxido de dinitróxeno á temperatura de 35 °C.....
 - 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?.....
 - 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
 - Os moles de cada substancia no equilibrio e o volume do recipiente.....
 - O valor de K_c e K_p
- Coa constante como dato*..... 8
- 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: $[\text{CO}_2] = 0,086 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_2] = 0,045 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}] = 0,050 \text{ mol/dm}^3$ e $[\text{H}_2\text{O}] = 0,040 \text{ mol/dm}^3$ 8
 - Calcula K_c para a reacción a 686 °C.....
 - 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?.....