



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

APOSTILA DE RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO

São Mateus/ES

2020

EXERCÍCIOS DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

1. (Exer. 33. Cap. 9, ATKINS, 2007, p. 454) Um balão de reação de 0,500 L, em 700K, contém $1,20 \times 10^{-3}$ mol $SO_2(g)$, $5,0 \times 10^{-4}$ mol $O_2(g)$ e $1,0 \times 10^{-4}$ mol $SO_3(g)$. A 700K, $K_c = 1,7 \times 10^6$ para o equilíbrio $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$. (a) Calcule o quociente de reação Q_c . (b) Será que mais $SO_3(g)$ tenderá a se formar?

2. (Exer. 15. Lista de exercícios sobre Eq.Químico, UFES. DCN, 2014/1) Carbamato de amônio, $NH_4CO_2NH_2(s)$, decompõe-se por aquecimento segundo a equação $NH_4CO_2NH_2(s) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + CO_2(g)$. Colocando-se certa quantidade do sólido num frasco rígido a 25°C, constata-se que a pressão total de equilíbrio é 0,117 atm. Qual o valor de K_p para a equação dada? Qual deve ser a pressão adicional de CO_2 para que, no novo equilíbrio, a pressão de NH_3 reduza-se à metade do valor original?

3. (Exer. 16. Lista de exercícios sobre Eq.Químico, UFES. DCN, 2014/1) A certa temperatura $K_c = 7,5$ para a reação representada pela equação: $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$. Se 2,0 mols de NO_2 são colocados num frasco de 2 litros para reagir, quais serão as concentrações de equilíbrio de NO_2 e N_2O_4 ? Quais serão as novas concentrações de equilíbrio se o volume do frasco for dobrado?

4. (Exer. 22. Lista de exercícios sobre Eq.Químico, UFES. DCN, 2014/1) 1,5 mol de $POCl_3$ é colocado num recipiente de 0,5 litros a 400°C, estabelecendo-se o equilíbrio segundo a equação $POCl_3(g) \rightleftharpoons POCl(g) + Cl_2(g)$ com $K_c = 0,248$. Calcule o número de

mols de $POCl$ que deve ser adicionado ao sistema de maneira a produzir uma concentração de equilíbrio de Cl_2 igual a 0,5 mol/L.

5. (Exer. 41. Cap. 15, BROWN, 2005, p. 561) Para a reação $I_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2 IBr_{(g)}$, $K_{eq}=280$ a $150\text{ }^\circ\text{C}$. Suponha que 0,500 mol de IBr em um frasco de 1,00 L atinja o equilíbrio a $150\text{ }^\circ\text{C}$. Quais são as pressões parciais de IBr , I_2 e Br_2 no equilíbrio?

RESOLUÇÕES COMENTADAS DOS EXERCÍCIOS DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

1) Um balão de reação de 0,500 L, em 700K, contém $1,20 \times 10^{-3}$ mol $SO_2(g)$, $5,0 \times 10^{-4}$ mol $O_2(g)$ e $1,0 \times 10^{-4}$ mol $SO_3(g)$. A 700K, $K_c = 1,7 \times 10^6$ para o equilíbrio $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$. (a) Calcule o quociente de reação Q_c . (b) Será que mais $SO_3(g)$ tenderá a se formar?

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: constante de Equilíbrio Químico, quociente reacional e concentração das substâncias na mistura.

Para começar a resolução do exercício é importante entender o que se pede e analisar como as informações dadas pelo exercício podem ser utilizadas para se chegar no resultado da questão. Vamos à primeira pergunta (letra a):

- O que a questão pede: o quociente de reação (Q_c).
- Informações fornecidas pela questão:

Temperatura) 700K

Volume do balão) 0,5 L

n° de mols SO_2) $1,20 \times 10^{-3}$ mol $SO_2(g)$

n° de mols O_2) $5,0 \times 10^{-4}$ mol $O_2(g)$

n° de mols SO_3) $1,0 \times 10^{-4}$ mol $SO_3(g)$


Reação de equilíbrio) $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$


À princípio podemos representar da seguinte forma a constante de equilíbrio para a equação acima:

$$K_{eq} = \frac{[SO_3]^2}{([SO_2]^2 \times [O_2])}$$

Se houver **dúvidas** de como **expressar a constante de equilíbrio**, o assunto pode ser facilmente revisado no apostila sobre o conteúdo teórico de **Equilíbrio Químico** disponível na **página deste projeto !!!**

Visite: <https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/materiais-de-apoio>.

A partir das informações de nº de mols tanto dos produtos e dos reagentes podemos calcular suas respectivas concentrações e em seguida calcular o quociente reacional .

 Quociente reacional: expressa a razão entre as concentrações dos produtos e dos reagentes em qualquer estágio da reação.

SO_3)

$$\text{Concentração } (SO_3) = n^\circ \text{ de mols } (SO_3) \div \text{volume do frasco}$$

$$\text{Concentração } (SO_3) = 1,0 \times 10^{-4} \div 0,5$$

$$\text{Concentração } (SO_3) = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

SO_2)

$$\text{Concentração } (SO_2) = n^\circ \text{ de mols } (SO_2) \div \text{volume do frasco}$$

$$\text{Concentração } (SO_2) = 1,2 \times 10^{-3} \div 0,5$$

$$\text{Concentração } (SO_2) = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

O_2)

$$\text{Concentração } (O_2) = n^\circ \text{ de mols } (O_2) \div \text{volume do frasco}$$

$$\text{Concentração } (O_2) = 5,0 \times 10^{-4} \div 0,5$$

$$\text{Concentração } (O_2) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

A partir desses dados de concentração podemos calcular o quociente reacional (Q):

$$K_{eq} = [SO_3]^2 \div ([SO_2]^2 \times [O_2])$$

$$Q = [SO_3]^2 \div ([SO_2]^2 \times [O_2])$$

$$Q = [2,0 \times 10^{-4}]^2 \div ([2,4 \times 10^{-3}]^2 \times [1,0 \times 10^{-3}])$$

$$Q = 6,94$$

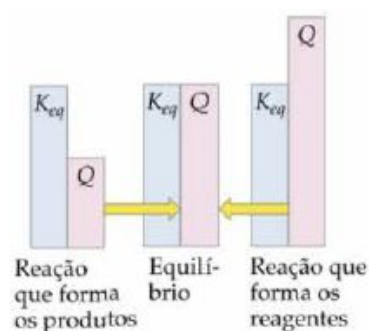
Se houver dúvidas, o assunto sobre quociente reacional pode ser revisado no conteúdo de Equilíbrio Químico!

Na página deste projeto está disponível uma **apostila** sobre o conteúdo teórico de **Equilíbrio Químico** e você pode usá-lo para fazer esta **revisão!!!**

Visite: <https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/materiais-de-apoio>.

Sabendo que o valor da constante de equilíbrio da reação ($K_c=1,7 \times 10^6$) possui um valor maior do que quociente reacional nesse estágio da reação ($Q=6,94$), é importante saber comparar as ordens de grandeza do K_c e Q (pois elas indicam como varia o sentido da reação à medida que ela tende ao equilíbrio), a fim de facilitar a compreensão da questão, veja na Figura 1:

Figura 1. Gráfico que estabelece comparação entre ordens de grandeza relativas do quociente reacional e a constante de equilíbrio.

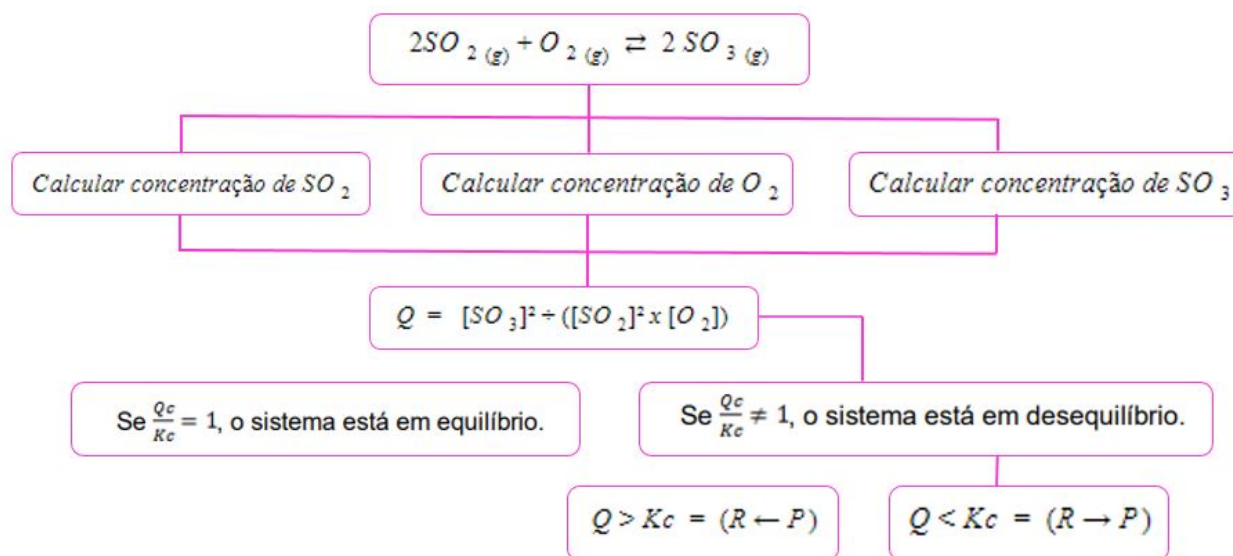


Fonte: BROWN, 2005, p.546.

Sendo assim, infere-se que a reação prossegue no sentido do equilíbrio pela formação de SO_3 a partir do SO_2 e O_2 , isto é, a reação prossegue da esquerda para a direita. Portanto, mais $SO_3(g)$ tenderá a se formar.

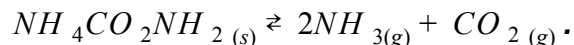
★ Você pode conferir o passo a passo da resolução dessa questão no organograma abaixo!!! ★

Organograma do passo a passo da Questão 1.



Fonte: elaborado pelo autor.

2) **Carbamato de amônio**, $NH_4CO_2NH_2(s)$, **decompõe-se por aquecimento segundo a equação:**



Colocando-se certa quantidade do sólido num frasco rígido a 25°C, constata-se que a pressão total de equilíbrio é 0,117 atm. Qual o valor de K_p para a equação dada? Qual deve ser a pressão adicional de CO_2 para que, no novo equilíbrio, a pressão de NH_3 reduza-se à metade do valor original?

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: estequiometria da reação, equilíbrio químico, pressão total e pressões parciais dos gases no sistema e Princípio de Le Châtelier.



Para a resolução dessa questão é muito importante perceber que o reagente e os produtos da reação $NH_4CO_2NH_2(s) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + CO_2(g)$ estão em fases diferentes (o sistema consiste em um sólido em equilíbrio com duas espécies em fase gasosa), dando, portanto, origem ao chamado equilíbrio heterogêneo, e para escrevermos a expressão da constante de equilíbrio para esse processo, não expressamos a concentração do sólido, uma vez que os sólidos puros, os líquidos puros e os solventes não são incluídos na expressão da constante de equilíbrio.

Se houver **dúvidas**, o assunto sobre **equilíbrios heterogêneos** pode ser revisado no capítulo 15 (pg:541), que se trata do **Equilíbrio Químico** do livro **“Química: a ciência central, BROWN, Theodore”**.

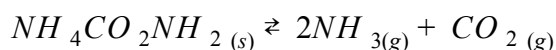
Sabendo disso, vamos à primeira pergunta:

- O que a questão pede: o valor de K_p para a equação dada.
- Informações trazidas pela questão:

Temperatura) 25°C → 298,15 K

Pressão total) 0,117 atm

Decomposição do carbamato de amônio segundo a equação:



Com base no bloco “É IMPORTANTE SABER” podemos representar da seguinte forma a constante de equilíbrio para a equação acima:

$$K_p = [NH_3]^2 \times [CO_2]$$

Para começarmos a resolução do exercício, primeiro construiremos uma tabela de equilíbrio (Tabela 1) com base na estequiometria da reação para encontrar as pressões parciais no equilíbrio das espécies NH_3 e CO_2 , e as usaremos para calcular a constante de equilíbrio (K_p).

Usa-se a estequiometria da reação para expressar as pressões parciais dos produtos em termos de X, uma vez que as pressões parciais do NH_3 e CO_2 variam de maneira a estabelecer o equilíbrio:

Tabela 1: Tabela de equilíbrio inicial.

Dados	$NH_4CO_2NH_2(s)$	$2NH_{3(g)}$	$CO_{2(g)}$
Inicial	-	0 atm	0 atm
Variação	-	+2X atm	+X atm
Equilíbrio	-	+2X atm	+X atm

Observação: a reação da questão é uma **reação de decomposição**, dessa forma o sólido adicionado no frasco rígido tende a se decompor e formar os dois gases como produtos da reação, por essa razão, e de acordo com a **estequiometria da reação**, a pressão parcial de CO_2 varia de forma a aumentar em um valor de X, e a pressão parcial de NH_3 aumenta em 2X. Além disso, não existem entradas na tabela sob $NH_4CO_2NH_2(s)$ porque ele não aparece na expressão da constante de equilíbrio.

É nesse momento que conseguiremos utilizar a informação da pressão total de equilíbrio (0,117 atm) dada pela questão, uma vez que a pressão total é igual a soma das pressões parciais dos gases do sistema em equilíbrio, então se faz possível calcular o valor de “X” por meio dessa relação existente:

$$P(\text{total}) = P(\text{NH}_3) + P(\text{CO}_2)$$

$$0,117 = (2X) + (X)$$

$$0,117 = 3X$$

$$X = 0,039 \text{ atm}$$

Sendo $X = 0,039 \text{ atm}$, as pressões parciais do NH_3 e do CO_2 são respectivamente:

$$\text{NH}_3) 2X = 2 \times 0,039 = 0,078 \text{ atm}$$

$$\text{CO}_2) X = 0,039 \text{ atm}$$

Em segundo lugar, a substituição dos valores das pressões parciais das espécies no equilíbrio, na expressão de K_p leva a:

$$K_p = [\text{NH}_3]^2 \times [\text{CO}_2]$$

$$K_p = [0,078]^2 \times [0,039]$$


$$K_p = 0,000237$$

0,000237 é, portanto, o valor de K_p para a equação dada.

Agora vamos à segunda pergunta:

- O que a questão pede: a pressão de CO_2 que deve ser adicionada ao sistema para que, no novo equilíbrio, a pressão de NH_3 reduza-se à metade do valor original.
- Informações trazidas pela questão: o valor original de NH_3 no equilíbrio é 0,078 atm, então a metade do valor original é igual à 0,039 atm.

Primeiro, construiremos novamente uma tabela de equilíbrio (Tabela 2) com base na estequiometria da reação, onde Y é a pressão de CO_2 que deve ser adicionada ao sistema. Nesse sentido, uma vez que a pressão do CO_2 aumenta a partir da adição de Y , sendo esse gás um dos produtos da reação, esta se deslocará de forma a restabelecer o equilíbrio pelo consumo

de parte da substância adicionada ($R \leftarrow P$), de acordo com o princípio de Le Châtelier .

Em seguida, usa-se a estequiometria da reação para expressar a variação das pressões parciais dos produtos em termos de W , uma vez que para restabelecer o equilíbrio da reação a pressão parcial de CO_2 varia, sendo reduzida em um valor de W , e a pressão parcial de NH_3 é reduzida em um valor de $2W$.



Princípio de Le Châtelier → Quando uma perturbação exterior é aplicada a um sistema em equilíbrio dinâmico, ele tende a se ajustar para reduzir ao mínimo o efeito da perturbação.

Se houver **dúvidas**, o assunto sobre os **princípios de Le Châtelier** pode ser revisado no capítulo 15 (pg:549), que se trata do **Equilíbrio Químico** do livro “**Química: a ciência central, BROWN, Theodore**”.

Tabela 2: Tabela de equilíbrio após perturbação no sistema.

Dados	$NH_4CO_2NH_2(s)$	$2NH_{3(g)}$	$CO_{2(g)}$
Inicial	-	0,078 atm	(0,039 + Y) atm
Varição	-	-2W atm	-W atm
Equilíbrio	-	0,039 atm	((0,039 + Y) - W) atm

Em segundo lugar, perceba que o valor do NH_3 no equilíbrio foi dado pela questão **0,039 atm**, então podemos calculamos o valor de W :

NH_3)

$$0,078 - 2W = 0,039$$

$$2W = 0,078 - 0,039$$

$$W = 0,0195 \text{ atm}$$

Sendo $W = 0,0195 \text{ atm}$, então:

CO_2)

$$\text{Pressão no eq. } (CO_2) = (0,039 + Y) - W$$

$$\text{Pressão no eq. } (CO_2) = (0,039 + Y) - 0,0195$$

$$\text{Pressão no eq. } (CO_2) = 0,0195 + Y$$

Por fim, tendo os valor da pressão parcial do NH_3 no equilíbrio e usando o K_p anteriormente calculado, a pressão de CO_2 que deve ser adicionada ao sistema poderá ser calculada:

$$K_p = [NH_3]^2 \times [CO_2]$$

$$0,000237 = [0,039]^2 \times [0,0195 + Y]$$

$$Y + 0,0195 = 0,1558$$

$$Y = 0,136 \text{ atm}$$

0,136 atm é, portanto, a pressão de CO_2 que deve ser adicionada ao sistema para que, no novo equilíbrio, a pressão de NH_3 reduza-se à metade do valor original.

3) A certa temperatura $K_c = 7,5$ para a reação representada pela equação: $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$. Se 2,0 mols de NO_2 são colocados num frasco de 2 litros para reagir, quais serão as concentrações de equilíbrio de NO_2 e N_2O_4 ? Quais serão as novas concentrações de equilíbrio se o volume do frasco for dobrado?

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: estequiometria da reação, equilíbrio químico e Princípio de Le Châtelier.

Para começar a resolução do exercício é importante entender o que se pede e analisar como as informações dadas pelo exercício podem ser utilizadas para se chegar no resultado da questão. Vamos à primeira pergunta:

- O que a questão pede: as concentrações de equilíbrio do NO_2 e N_2O_4 .
- Informações fornecidas pela questão:

K_c) 7,5

nº de mols) 2,0 mols de NO_2

Volume do frasco) 2 litros

Reação de equilíbrio) $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

À princípio podemos representar da seguinte forma a constante de equilíbrio para a equação acima:

$$K_{eq} = [N_2O_4] \div [NO_2]^2$$

A partir das informações de nº de mols de NO_2 e volume do frasco, podemos calcular a concentração inicial de NO_2 :

$$\text{Concentração } (NO_2) = n^\circ \text{ de mols } (NO_2) \div \text{volume do frasco}$$

$$\text{Concentração } (NO_2) = 2 \div 2$$

$$\text{Concentração } (NO_2) = 1 \text{ mol/L}$$

Em seguida, construímos uma tabela (Tabela 3) na qual colocamos a concentração inicial do NO_2 e por meio dela poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio do produto e do reagente em termos de X, uma vez que as concentrações do NO_2 e N_2O_4 variam de maneira a estabelecer o equilíbrio:

Tabela 3: Tabela de equilíbrio após perturbação no sistema.

Dados	$2NO_2(g)$	$N_2O_4(g)$
Inicial	1 mol/L	0 mol/L
Varição	-2X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(1- 2X) mol/L	+X mol/L

Se houver **dúvidas** à respeito da **construção desta tabela**, na página deste projeto está disponível uma **apostila** sobre o conteúdo teórico de **Equilíbrio Químico**, e você pode usá-la para fazer esta revisão!!!

Visite: <https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/materiais-de-apoio>.

A partir daqui, a substituição desses valores de equilíbrio na expressão da constante de equilíbrio (K_c) leva a:

$$K_{eq} = [N_2O_4] \div [NO_2]^2$$

$$K_c = [X] \div [1 - 2X]^2$$

$$7,5 = [X] \div [1 - 4X + 4X^2]$$

$$7,5 - 30X + 30X^2 = X$$

$$30X^2 - 31X + 7,5 = 0$$

A resolução dessa equação quadrática leva a duas soluções para X:

$$[X] = [-(-31) \pm \sqrt{(-31)^2 - (4 \times 30 \times 7,5)}] \div (2 \times 30)$$

$$[X] = 0,647 \text{ mol/L ou } 0,387 \text{ mol/L}$$

Quando substituimos a primeira dessas soluções, $[X] = 0,647 \text{ mol/L}$, nas expressões das concentrações no equilíbrio, encontramos uma concentração negativa de NO_2 . Uma concentração negativa não tem

significado químico, logo rejeitamos essa solução. Usamos a outra solução, $[X] = 0,387 \text{ mol/L}$, para encontrar as concentrações no equilíbrio:

NO_2)

$$\text{Concentração no eq. } (NO_2) = (1 - 2X)$$

$$\text{Concentração no eq. } (NO_2) = 1 - (2 \times 0,387)$$

$$\text{Concentração no eq. } (NO_2) = 0,226 \text{ mol/L}$$

N_2O_4)

$$\text{Concentração no eq. } (N_2O_4) = (X)$$

$$\text{Concentração no eq. } (N_2O_4) = 0,387 \text{ mol/L}$$

Agora vamos à segunda pergunta:

- O que a questão pede: as novas concentrações de equilíbrio quando o volume do frasco é dobrado, ou seja, de 2 litros para 4 litros.
- Informações trazidas pela questão: as concentrações iniciais NO_2 e N_2O_4 no frasco de 2 litros, que são: 0,226 mol/L e 0,387 mol/L respectivamente.

Uma vez que o volume do frasco será dobrado, as concentrações vão mudar. Contudo, a massa dos gases não se alteram. Sabemos também que a concentração é igual à razão entre o número mols e o volume do frasco ($C = n \div V$), e se reorganizarmos a fórmula temos $n = C \times V$! Então, a partir daí podemos calcular as concentrações dos gases no frasco de volume dobrado com a seguinte fórmula:

$$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

Dedução da fórmula:



nº de mol = massa do produto ÷ Massa Molar ($n = m \div MM$), então $\rightarrow m = n \times MM$.

$$m_{\text{inicial}} = m_{\text{final}}$$

$$n_{\text{inicial}} \times MM_{\text{inicial}} = n_{\text{final}} \times MM_{\text{final}}$$

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

$$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

Se houver dúvidas nessa parte da resolução da questão, esse assunto pode ser revisado no conteúdo de Soluções!

Na página deste projeto está **disponível uma apostila** sobre o conteúdo teórico de **Soluções** e você pode usá-lo para fazer esta **revisão!!!**

Visite: <https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/materiais-de-apoio>.

Então, calcula-se as concentrações dos gases no frasco de volume dobrado:

$C(NO_2)_{\text{frasco de 4L}}$

$$C(NO_2)_i \times V_i = C(NO_2)_f \times V_f$$

$$0,226 \times 2 = C(NO_2)_f \times 4$$

$$0,226 \times 2 = C(NO_2)_f \times 4$$

$$C(NO_2)_f = 0,113 \text{ mol/L}$$

$C(N_2O_4)_{\text{frasco de 4L}}$

$$C(N_2O_4)_i \times V_i = C(N_2O_4)_f \times V_f$$

$$0,387 \times 2 = C(N_2O_4)_f \times 4$$

$$0,387 \times 2 = C(N_2O_4)_f \times 4$$

$$C(N_2O_4)_f = 0,1935 \text{ mol/L}$$

Tendo, portanto, os valores das concentrações, construímos mais uma tabela (Tabela 4), na qual colocamos as informações de concentração iniciais dos produtos e reagentes no frasco de 4 litros, e por meio dela poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio do produto e do reagente em termos de X, uma vez que as concentrações do NO_2 e N_2O_4 variam de maneira a estabelecer o equilíbrio:

Tabela 4: Tabela de equilíbrio.

Dados	$2NO_2(g)$	$N_2O_4(g)$
Inicial	0,113 mol/L	0,1935 mol/L
Varição	+2X mol/L	-X mol/L
Equilíbrio	(0,113 + 2X) mol/L	(0,1935 - X) mol/L

? **Por que a concentração do N_2O_4 varia negativamente?** ?

Veja que pela estequiometria da reação a concentração de N_2O_4 está em excesso:



$$2 - 1$$

$$0,113 - Y$$

$$Y = 0,0565 \text{ mol/L}$$

O valor inicial de N_2O_4 é 0,1935 mol/L, que é maior do que o necessário ($Y=0,0567$ mol/L). Isto é, a concentração do N_2O_4 está em excesso.

Por esta razão a reação se desloca no sentido de consumir o produto da reação que está em excesso, reduzindo em um valor de X a concentração do N_2O_4 e aumentando em 2X a concentração de NO_2 .

A partir daqui, a substituição dos valores das concentrações no equilíbrio na expressão da constante de equilíbrio (K_c) leva a:

$$K_{eq} = [N_2O_4] \div [NO_2]^2$$

$$K_c = [0,1935 - X] \div [0,113 + 2X]^2$$

$$7,5 = [0,1935 - X] \div [0,0128 + 0,452X + 4X^2]$$

$$30X^2 + 3,39X + 0,096 = 0,1935 - X$$

$$30X^2 + 4,39X - 0,0975 = 0$$

A resolução dessa equação quadrática leva a duas soluções para X:

$$[X] = \frac{-(4,39) \pm \sqrt{(4,39)^2 - (4 \times 30 \times (-0,0975))}}{2 \times 30}$$

$$[X] = 0,0196 \text{ mol/L ou } -0,1659 \text{ mol/L}$$

O segundo resultado dessas soluções, $[X] = -0,1659 \text{ mol/L}$, é uma concentração negativa, e uma concentração negativa não tem significado químico, logo rejeitamos essa solução. Usamos a outra solução, $[X] = 0,0196 \text{ mol/L}$, para encontrar as concentrações no equilíbrio (quando o volume do frasco é dobrado):

NO_2)

$$\text{Concentração no eq. } (NO_2) = (0,113 + 2X)$$

$$\text{Concentração no eq. } (NO_2) = 0,113 + (2 \times 0,0196)$$

$$\text{Concentração no eq. } (NO_2) = 0,1522 \text{ mol/L}$$

N_2O_4)

$$\text{Concentração no eq. } (N_2O_4) = (0,1935 - X)$$

$$\text{Concentração no eq. } (N_2O_4) = (0,1935 - 0,0196)$$

$$\text{Concentração no eq. } (N_2O_4) = 0,1739 \text{ mol/L}$$

4) 1,5 mol de $POCl_3$ é colocado num recipiente de 0,5 litros a $400^\circ C$, estabelecendo-se o equilíbrio segundo a equação $POCl_3(g) \rightleftharpoons POCl(g) + Cl_2(g)$ com $K_c=0,248$. Calcule o número de mols de $POCl$ que deve ser adicionado ao sistema de maneira a produzir uma concentração de equilíbrio de Cl_2 igual a 0,5 mol/L

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: estequiometria da reação, equilíbrio químico e Princípio de Le Châtelier.

Para começar a resolução do exercício é importante entender o que se pede e analisar como as informações dadas pelo exercício podem ser utilizadas para se chegar no resultado da questão. Vamos à primeira pergunta:

- O que a questão pede: o número de mols de $POCl$ que deve ser adicionado ao sistema inicialmente em equilíbrio de maneira a produzir uma concentração de equilíbrio de Cl_2 igual a 0,5 mol/L.
- Informações fornecidas pela questão:

$K_c=0,248$

nº de mols de $POCl_3 = 1,5$ mols

Volume do recipiente = 0,5 litros

Temperatura = $400^\circ C$

Reação de equilíbrio) $POCl_3(g) \rightleftharpoons POCl(g) + Cl_2(g)$

À princípio podemos representar da seguinte forma a constante de equilíbrio para a equação acima:

$$K_{eq} = ([POCl] \times [Cl_2]) \div [POCl_3]$$

A partir das informações de nº de mols de $POCl_3$ e do volume do recipiente, podemos calcular a concentração inicial de $POCl_3$:

$$\text{Concentração } (POCl_3) = \text{nº de mols } (POCl_3) \div \text{volume do frasco}$$

$$\text{Concentração } (POCl_3) = 1,5 \div 0,5$$

$$\text{Concentração } (POCl_3) = 3 \text{ mol/L}$$

Em seguida, construímos uma tabela (Tabela 5) na qual colocamos a concentração inicial do $POCl_3$ e por meio dela poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio do produto e do reagente em termos de X, uma vez que as concentrações do $POCl$ e Cl_2 variam de maneira a estabelecer o equilíbrio:

Tabela 5: Tabela de equilíbrio inicial.

Dados	$POCl_3 (g)$	$POCl (g)$	$Cl_2 (g)$
Inicial	3 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Variação	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(3 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A partir daqui, a substituição desses valores de equilíbrio na expressão da constante de equilíbrio (K_c) leva a:

$$K_{eq} = ([POCl] \times [Cl_2]) \div [POCl_3]$$

$$K_c = ([POCl] \times [Cl_2]) \div [POCl_3]$$

$$0,248 = ([X] \times [X]) \div [3 - X]$$

$$0,744 - 0,248X = X^2$$

$$X^2 + 0,248X - 0,744 = 0$$

A resolução dessa equação quadrática leva a duas soluções para X:

$$[X] = [-(0,248) \pm \sqrt{(0,248)^2 - (4 \times 1 \times (-0,744))}] \div (2 \times 1)$$

$$[X] = 0,746 \text{ mol/L ou } -0,994 \text{ mol/L}$$

O segundo resultado dessas soluções, $[X] = -0,994 \text{ mol/L}$, é uma concentração negativa, e uma concentração negativa não tem significado químico, logo rejeitamos essa solução. Usamos a outra solução, $[X] = 0,746 \text{ mol/L}$, para encontrar as concentrações no equilíbrio:

$POCl_3$)

$$\text{Concentração no eq. } (POCl_3) = (3 - X)$$

$$\text{Concentração no eq. } (POCl_3) = 3 - (0,746)$$


$$\text{Concentração no eq. } (POCl_3) = 2,254 \text{ mol/L}$$

$POCl$)

$$\begin{aligned} \text{Concentração no eq. } (POCl) &= X \\ \text{Concentração no eq. } (POCl) &= 0,746 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Cl_2)

$$\begin{aligned} \text{Concentração no eq. } (Cl_2) &= X \\ \text{Concentração no eq. } (Cl_2) &= 0,746 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Agora, construiremos novamente uma tabela de equilíbrio (Tabela 6) com base na estequiometria da reação, onde Y é a concentração de $POCl$ após a adição de um número de mols desconhecido de $POCl$ (será calculado mais a frente) ao sistema inicialmente em equilíbrio. Nesse sentido, uma vez que a concentração de $POCl$ aumenta a partir da adição de um número de mols (ainda desconhecido), sendo esse gás um dos produtos da reação, esta se deslocará de forma a restabelecer o equilíbrio pelo consumo de parte da substância adicionada ($R \leftarrow P$), de acordo com o princípio de Le Châtelier . Além disso é importante lembrar que a adição de $POCl$ é feita com a intenção de produzir uma concentração de equilíbrio de Cl_2 igual a **0,5** mol/L.

Em seguida, usa-se a estequiometria da reação para expressar a variação das concentrações do reagente e dos produtos em termos de Z uma vez que para restabelecer o equilíbrio da reação as concentrações do $POCl$ e do Cl_2 variam igualmente sendo reduzidas em um valor de Z , e a concentração do $POCl_3$ aumenta em um valor de Z .

Tabela 6: Tabela de equilíbrio após perturbação no sistema.

Dados	$POCl_3(g)$	$POCl(g)$	$Cl_2(g)$
Inicial	2,254 mol/L	(Y) mol/L	0,746 mol/L
Variação	+Z mol/L	-Z mol/L	-Z mol/L
Equilíbrio	(2,254+Z) mol/L	(Y - Z) mol/L	+0,5 mol/L

Ao analisar a tabela acima, percebe-se que é possível calcularmos o valor de **Z** a partir da concentração de Cl_2 no equilíbrio:

$$\text{Concentração no eq. } (Cl_2) = (0,746 - Z)$$

$$0,5 = 0,746 - Z$$

$$Z = 0,246 \text{ mol/L}$$

Sendo $Z = 0,246 \text{ mol/L}$, então:

$POCl_3$)

$$\text{Concentração no eq. } (POCl_3) = (2,254 + Z)$$

$$\text{Concentração no eq. } (POCl_3) = 2,254 + 0,246$$

$$\text{Concentração no eq. } (POCl_3) = 2,5 \text{ mol/L}$$

$POCl$)

$$\text{Concentração no eq. } (POCl) = (Y - Z)$$

$$\text{Concentração no eq. } (POCl) = (Y - 0,246) \text{ mol/L}$$

Por fim, tendo os valores das concentrações de $POCl_3$ e Cl_2 no equilíbrio e usando o K_c , a concentração de $POCl$ que deve ser adicionada ao sistema poderá ser calculada:

$$K_{eq} = ([POCl] \times [Cl_2]) \div [POCl_3]$$

$$K_c = ([POCl] \times [Cl_2]) \div [POCl_3]$$

$$0,248 = ([Y - 0,246] \times [0,5]) \div [2,5]$$

$$0,62 = [Y - 0,246] \times [0,5]$$

$$1,24 = Y - 0,246$$

$$Y = 1,486 \text{ mol/L}$$

Y é a concentração de $POCl$ após a adição de um número de mols desconhecido de $POCl$.

Por fim, tendo os valores da concentração de $POCl$ antes do equilíbrio ser perturbado, (1) $[POCl] = 0,746 \text{ mol/L}$, e sua concentração final, após a adição de alguns mols de $POCl$, (2) $[Y] = 1,486 \text{ mol/L}$, podemos calcular a quantidade de mols existente na concentração (1) e (2), e a variação desta quantidade é igual ao **“número de mols de $POCl$ que deve ser adicionado ao sistema inicialmente em equilíbrio de maneira a produzir uma concentração de equilíbrio de Cl_2 igual a $0,5 \text{ mol/L}$ ”** (a pergunta da questão):

$$(1) [POCl] = 0,746 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Concentração}] = n^\circ \text{ de mols} \div \text{volume}$$

$$[0,746] = n^\circ \text{ de mols} \div 0,5$$

$$n^\circ \text{ de mols de } POCl (1) = 0,373 \text{ mol}$$

$$(2) [Y] = 1,486 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Concentração}] = n^\circ \text{ de mols} \div \text{volume}$$

$$[1,486] = n^\circ \text{ de mols} \div 0,5$$

$$n^\circ \text{ de mols de } POCl (2) = 0,743 \text{ mol}$$

Portanto:

$$n^\circ \text{ de mols } (2) - n^\circ \text{ de mols } (1) = n^\circ \text{ de mols adicionado}$$

$$0,743 - 0,373 = n^\circ \text{ de mols adicionado}$$

$$n^\circ \text{ de mols adicionado} = 0,37 \text{ mol}$$

5) Para a reação $I_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2 IBr_{(g)}$, $K_{eq}=280$ a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$.
Suponha que $0,500\text{ mol}$ de IBr em um frasco de $1,00\text{ L}$ atinja o equilíbrio a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$. Quais são as pressões parciais de IBr , I_2 e Br_2 no equilíbrio?)

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: estequiometria da reação, equilíbrio químico e lei dos gases ideais.

Para começar a resolução do exercício é importante entender o que se pede e analisar como as informações dadas pelo exercício podem ser utilizadas para se chegar no resultado da questão. Vamos à primeira pergunta:

- O que a questão pede: as pressões parciais de IBr , I_2 e Br_2 no equilíbrio.
- Informações fornecidas pela questão:

$K_{eq}= 280$

n° de mols iniciais de $IBr = 0,5\text{ mols}$

Temperatura no equilíbrio= $150^{\circ}\text{C} \rightarrow 423,15\text{K}$

Volume do frasco = 1 litro

Reação de equilíbrio) $I_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2 IBr_{(g)}$

Podemos iniciar a questão calculando a concentração de IBr :

$$\text{Concentração (IBr)} = n^{\circ}\text{mols (IBr)} \div \text{volume do frasco}$$

$$\text{Concentração (IBr)} = 0,5 \div 1$$

$$\text{Concentração (IBr)} = 0,5\text{ mol/L}$$

Tendo, portanto, o valor da concentração do IBr , produto da reação de equilíbrio, construímos uma tabela (Tabela 7), na qual colocamos a informação da concentração inicial do produto no frasco de 1 litro , e por meio dela poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio do produto e dos reagentes em termos de X , uma vez que as concentração desses variam de maneira a estabelecer o equilíbrio:

Tabela 7: Tabela de equilíbrio.

Dados	$I_2(g)$	$Br_2(g)$	$2 IBr(g)$
Inicial	0 mol/L	0 mol/L	0,5 mol/L
Varição	+X mol/L	+X mol/L	-2X mol/L
Equilíbrio	+X mol/L	+X mol/L	(0,5 - 2X) mol/L

A partir daqui, a substituição desses valores de equilíbrio na expressão da constante de equilíbrio (K_c) leva a:

$$K_{eq} = [IBr]^2 \div ([I_2] \times [Br_2])$$

$$K_c = [IBr]^2 \div ([I_2] \times [Br_2])$$

$$280 = [0,5 - 2X]^2 \div ([X] \times [X])$$

$$280X^2 = 0,25 - 2X + 4X^2$$

$$276X^2 + 2X - 0,25 = 0$$

A resolução dessa equação quadrática leva a duas soluções para X:

$$[X] = \frac{-(-2) \pm \sqrt{(-2)^2 - (4 \times 276 \times (-0,25))}}{2 \times 276}$$

$$[X] = 0,0267 \text{ mol/L ou } -0,0339 \text{ mol/L}$$

O segundo resultado dessas soluções, $[X] = -0,0339 \text{ mol/L}$, é uma concentração negativa, e uma concentração negativa não tem significado químico, logo rejeitamos essa solução. Usamos a outra solução, $[X] = 0,0267 \text{ mol/L}$, para encontrar as concentrações no equilíbrio:

IBr)

$$\text{Concentração no eq. (IBr)} = (0,5 - 2X)$$

$$\text{Concentração no eq. (IBr)} = 0,5 - (2 \times 0,0267)$$

$$\text{Concentração no eq. (IBr)} = 0,4466 \text{ mol/L}$$

I_2)

$$\begin{aligned} \text{Concentração no eq. } (I_2) &= X \\ \text{Concentração no eq. } (I_2) &= 0,0267 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Br_2)

$$\begin{aligned} \text{Concentração no eq. } (Br_2) &= X \\ \text{Concentração no eq. } (Br_2) &= 0,0267 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Nessa parte da questão temos as concentrações no equilíbrio do produto e dos reagentes, agora precisamos voltamos ao que a questão pede: as pressões parciais de IBr , I_2 e Br_2 no equilíbrio. Sendo assim, a partir das concentrações e da condição de temperatura no equilíbrio sob as quais estes gases se encontram (423,15 K) podemos utilizar a equação de estado dos gases ideais para calcular as pressões parciais de cada um dos gases:

IBr)

T= 423,15 K

Concentração de IBr = 0,4466 mol/L

R) 0,082 atm. L. K⁻¹.mol⁻¹

P) ???

$$\begin{aligned} P \times V &= n \times R \times T \\ P &= (n \div V) \times R \times T \\ P &= [\text{concentração}] \times R \times T \\ P (IBr) &= (0,4466) \times 0,082 \times 423,15 \\ P (IBr) &= 15,49 \text{ atm} \end{aligned}$$

I_2)

T= 423,15 K

Concentração de $I_{Br} = 0,0267 \text{ mol/L}$

R) $0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

P) ???

$$P \times V = n \times R \times T$$
$$P = (n \div V) \times R \times T$$
$$P(I_2) = (0,0267) \times 0,082 \times 423,15$$
$$P(I_2) = 0,926 \text{ atm}$$

Br_2)

T= 423,15 K

Concentração de $I_{Br} = 0,0267 \text{ mol/L}$

R) $0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

P) ???

$$P \times V = n \times R \times T$$
$$P = (n \div V) \times R \times T$$
$$P(Br_2) = (0,0267) \times 0,082 \times 423,15$$
$$P(Br_2) = 0,926 \text{ atm}$$

FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é

online e de fácil acesso!

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**.3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965p

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. Prentice-Hall, 2005.

MENDES, A. **Lista de exercícios sobre Equilíbrio Químico**. Espírito Santo, 2014/1. (Apostila).