

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA C/PE DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q1.2 – n.º 2

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 1: Equilíbrio Químico / 1.2: Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

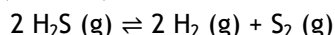
1.2.3. Quociente da reação

1.2.4. Alteração do estado de equilíbrio de um sistema reacional

Dados: Consulte as massas atómicas relativas necessárias na Tabela Periódica.

$$V_m(\text{PTN}) = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \quad | \quad N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

1. Considere o seguinte sistema, com $K_c = 2,4 \times 10^{-4}$, a 1100°C :



Num recipiente com $2,0 \text{ dm}^3$ de capacidade, a 1100°C , existem $0,80 \text{ mol}$ de H_2S , $0,040 \text{ mol}$ de H_2 e $0,10 \text{ mol}$ de S_2 . Verifique se o sistema está em equilíbrio e, caso não esteja, indique o sentido em que o sistema irá evoluir.

Cálculo das concentrações das espécies presentes no sistema:

$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{n}{V} = \frac{0,80}{2,0} = 0,40 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,040}{2,0} = 0,020 \text{ mol dm}^{-3}$$

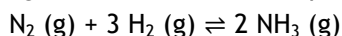
$$[\text{S}_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,10}{2,0} = 0,050 \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo do quociente da reação:

$$Q_c = \frac{[\text{H}_2]^2 \times [\text{S}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]^2} = \frac{0,020^2 \times 0,050}{0,40^2} = 1,25 \times 10^{-4}$$

Como o $Q_c < K_c$, o sistema não está em equilíbrio e vai evoluir no sentido da formação dos produtos da reação (reação direta) até que o equilíbrio seja atingido.

2. A constante de equilíbrio para a reação seguinte, a uma dada temperatura, é $4,0$.



Num recipiente fechado, com $2,00 \text{ L}$ de volume, introduziram-se, a essa temperatura, $1,00 \text{ mol}$ de N_2 , $1,00 \text{ mol}$ de H_2 e $3,00 \text{ mol}$ de NH_3 .

2.1. O sistema está em equilíbrio? Justifique.

2.2. Se no equilíbrio, a quantidade de NH_3 for de $2,70 \text{ mol}$, quais serão as quantidades das restantes espécies químicas presentes no equilíbrio?

2.1.

$$[\text{N}_2] = \frac{n}{V} = \frac{1,00}{2,00} = 0,500 \text{ mol dm}^{-3}; [\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{1,00}{2,00} = 0,500 \text{ mol dm}^{-3}; [\text{NH}_3] = \frac{n}{V} = \frac{3,00}{2,00} = 1,50 \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo do quociente da reação:

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} = \frac{1,50^2}{0,500 \times 0,500^3} = 36,0$$

Como o $Q_c > K_c$, o sistema não está em equilíbrio e vai evoluir no sentido da reação inversa até que o equilíbrio seja atingido.

2.2.

$V = 2,00 \text{ dm}^3$	$\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$		
n_i/mol	1,00	1,00	3,00
$\Delta n/\text{mol}$	$+x$	$+3x$	$-2x$
n_{eq}/mol	$1,00 + x$	$1,00 + 3x$	$3,00 - 2x$ $= 2,70$
	$1,00 + 0,15$ $= 1,15 \text{ mol}$	$1,00 + 3(0,15)$ $= 1,45 \text{ mol}$	$2,70 \text{ mol}$

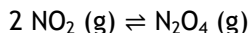
(Como evoluiu no sentido inverso, sai dos produtos e chega aos reagentes)

$$3,00 - 2x = 2,70$$

$$2x = 0,30 \Leftrightarrow x = 0,15 \text{ mol}$$

R: No equilíbrio existem $1,15 \text{ mol}$ de N_2 , $1,45 \text{ mol}$ de H_2 e $2,70 \text{ mol}$ de NH_3 .

3. A constante de equilíbrio, K_c , da reação traduzida pela equação química, a 418 K é 0,32.



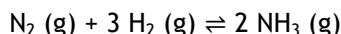
Num vaso reator de 2,0 L de capacidade, colocaram-se 0,50 mol de NO_2 e 0,30 mol de N_2O_4 . Nestas condições, o sistema químico estará em equilíbrio?

$$[\text{NO}_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,50}{2,00} = 0,25 \text{ mol dm}^{-3}; [\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{n}{V} = \frac{0,30}{2,00} = 0,15 \text{ mol dm}^{-3};$$

$$Q_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{0,15}{0,25^2} = 2,4$$

Como o $Q_c > K_c$, o sistema não está em equilíbrio e vai evoluir no sentido da reação inversa, ou seja, no sentido da formação de NO_2 , até que o equilíbrio seja atingido.

4. Num recipiente fechado de capacidade 5,0 dm³, uma mistura constituída por 1,0 mol de H_2 (g), 2,5 mol de N_2 (g) e 2,0 mol de NH_3 (g) encontra-se a 500 °C. A essa temperatura, a constante de equilíbrio da reação traduzida por:



é $K_c = 0,30$.

Selecione a opção correta.

- (A) As concentrações de N_2 (g), H_2 (g) e NH_3 (g) presentes na mistura são respetivamente 0,200 mol dm⁻³, 0,500 mol dm⁻³ e 0,400 mol dm⁻³.
 (B) O valor de Q_c é 0,20.
 (C) Como $Q_c < K_c$, o sistema reacional evolui no sentido da reação direta, com o consequentemente aumento da concentração de NH_3 (g).
 (D) Como $Q_c > K_c$, o sistema reacional evolui no sentido da reação inversa, com a consequente diminuição da concentração de NH_3 (g).

$$[\text{N}_2] = \frac{n}{V} = \frac{2,5}{5,0} = 0,50 \text{ mol dm}^{-3}; [\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{1,0}{5,0} = 0,20 \text{ mol dm}^{-3}; [\text{NH}_3] = \frac{n}{V} = \frac{2,0}{5,0} = 0,40 \text{ mol dm}^{-3} \text{ (A é falsa)}$$

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} = \frac{0,40^2}{0,50 \times 0,20^3} = 40 \text{ (B é falsa)}$$

$$Q_c > K_c \text{ (C é falsa)}$$

5. Num dado instante, introduziram-se num vaso reator de 1,00 L, a 24 °C, $4,50 \times 10^{-2}$ mol de NOBr (g), $1,05 \times 10^{-2}$ mol de NO (g) e $1,00 \times 10^{-2}$ mol de Br_2 (g). A esta temperatura, K_c é $3,07 \times 10^{-4}$. A equação química que traduz o equilíbrio é a seguinte:



Selecione a opção correta.

- (A) O sistema reacional evolui no sentido da reação inversa.
 (B) O sistema reacional evolui no sentido da reação direta.
 (C) O sistema reacional está em equilíbrio.
 (D) A concentração de NOBr (g) diminui até se atingir o equilíbrio.

Opção (A)

$$Q_c = \frac{[\text{NO}]^2 \times [\text{Br}_2]}{[\text{NOBr}]^2} \Leftrightarrow Q_c = \frac{\left(\frac{1,05 \times 10^{-2}}{1,00}\right)^2 \times \left(\frac{1,00 \times 10^{-2}}{1,00}\right)}{\left(\frac{4,50 \times 10^{-2}}{1,00}\right)^2} = 5,44 \times 10^{-4}$$

Como $Q_c > K_c$ o sistema progride no sentido da reação inversa.

Alteração do estado de equilíbrio de um sistema reacional

6. Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte.

Num sistema reacional com componentes gasosos, em equilíbrio...

- (A) Se a pressão aumentar o sistema vai evoluir no sentido da reação que faz aumentar o número de moléculas de componentes gasosos.
- (B) Se a concentração de um produto da reação diminuir o sistema vai evoluir no sentido da reação inversa, de modo a diminuir a concentração dos produtos da reação

(C) Se a temperatura aumentar, o sistema reacional vai evoluir no sentido da reação endotérmica.

(D) Se a temperatura diminuir, o sistema reacional vai evoluir no sentido da reação endotérmica.

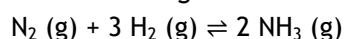
(A) Se a pressão aumenta, o sistema reacional evolui no sentido da reação que faz diminuir o número de moléculas gasosas;

(B) Se a concentração dos produtos da reação diminui, o sistema vai evoluir no sentido da reação direta de forma a aumentar a concentração desse produto da reação;

(C) Correta

(D) Se a temperatura diminuir o sistema reacional vai evoluir no sentido da reação exotérmica.

7. A reação exotérmica para a síntese do amoníaco é a seguinte:



Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte.

As condições de temperatura e pressão que otimizam o rendimento da reação química são...

(A) Baixa temperatura e baixa pressão.

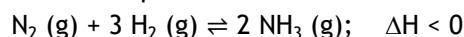
(B) Baixa temperatura e alta pressão.

(C) Alta temperatura e alta pressão.

(D) Alta temperatura e baixa pressão.

Opção B. A diminuição da temperatura favorece a reação exotérmica que é a reação direta. O aumento da pressão favorece a formação de menor número de moléculas gasosas, que é a reação direta.

8. A reação de síntese do amoníaco é traduzida por:



Esta reação apresenta, a 350 °C, um valor para a constante de equilíbrio, K_c , igual a $2,37 \times 10^{-3}$. Num determinado estado de equilíbrio, à temperatura referida, as concentrações são: $0,683 \text{ mol dm}^{-3}$ de N_2 , $8,80 \text{ mol dm}^{-3}$ de H_2 e $1,05 \text{ mol dm}^{-3}$ de NH_3 .

8.1. Refira o que acontece à produção de amoníaco, naquelas conduções, quando:

8.1.1. Aumenta a concentração de $\text{N}_2 (\text{g})$;

8.1.2. Diminui o volume do sistema;

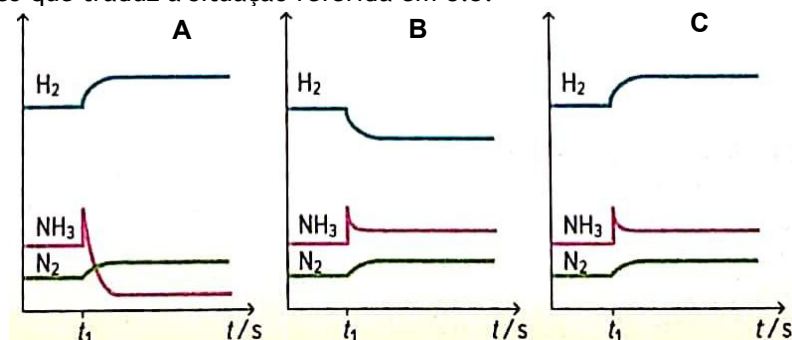
8.1.3. Aumenta a temperatura;

8.1.4. Se introduz um catalisador.

8.2. Verifique se o sistema reacional está em equilíbrio.

8.3. Considere que num dado instante t_1 se aumentou a concentração de amoníaco para $3,0 \text{ mol dm}^{-3}$, à mesma temperatura. Indique em que sentido evolui o sistema reacional até atingir um novo estado de equilíbrio. Justifique a sua resposta através do valor do quociente da reação, Q_c .

8.4. Escolha o gráfico que traduz a situação referida em 8.3.



8.5. À temperatura T_1 , as concentrações no equilíbrio para o mesmo sistema são: $0,800 \text{ mol dm}^{-3}$ de N_2 , $0,808 \text{ mol dm}^{-3}$ de H_2 e $9,18 \text{ mol dm}^{-3}$ de NH_3 .

8.5.1. Calcule a constante de equilíbrio, K_c , nestas condições.

8.5.2. Indique, justificando, se a temperatura T_1 é superior ou inferior a 350°C .

8.1.1. Aumentando a concentração de N_2 (g), o sistema vai evoluir no sentido da reação direta. Aumenta a produção de amoníaco.

8.1.2. Diminuindo o volume, a pressão aumenta, e o sistema evolui no sentido da reação que origina menor quantidade de moléculas gasosas, ou seja, no sentido da reação direta. Aumenta a produção de amoníaco.

8.1.3. Aumentando a temperatura, o sistema vai evoluir no sentido da reação endotérmica, ou seja, no sentido da reação inversa. Diminui a produção de amoníaco.

8.1.4. Não ocorre variação na produção de amoníaco.

8.2.

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} = \frac{(1,05)^2}{(0,683) \times (8,80)^3} = 2,37 \times 10^{-3}$$

Como $Q_c = K_c$ o sistema já está em equilíbrio.

8.3. No instante em que se introduz amoníaco de modo que a sua concentração seja $3,0 \text{ mol dm}^{-3}$, fica:

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} = \frac{(3,0)^2}{(0,683) \times (8,80)^3} = 1,9 \times 10^{-2}$$

Como $Q_c > K_c$, o sistema não está em equilíbrio. Como há excesso de produtos da reação, o sistema vai evoluir no sentido da reação inversa até atingir um novo estado de equilíbrio.

8.4. Opção correta é a (C)

(A) ao aumentar a concentração de amoníaco, no 2.º estado de equilíbrio, a concentração de amoníaco não pode ser menor que a concentração inicial;

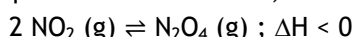
(B) ao aumentar a concentração de amoníaco, vai aumentar a concentração de H_2 (g) e de N_2 (g), de acordo com os coeficientes estequiométricos.

8.5.1.

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} = \frac{(9,18)^2}{(0,800) \times (0,808)^3} = 200$$

8.5.2. À temperatura T_1 , como $K_{c1} > K_c = 2,37 \times 10^{-3}$, foi favorecida a reação direta (deu mais produtos = K_c maior). Como a reação direta é exotérmica, esta reação é favorecida quando baixa a temperatura. Conclui-se que T_1 é inferior a 350°C .

9. Num recipiente fechado de capacidade $1,0 \text{ dm}^3$ são colocadas $2,0 \text{ mol}$ de NO_2 . O sistema atingiu o equilíbrio, à temperatura de 25°C , quando se formaram $0,50 \text{ mol}$ de N_2O_4 , de acordo com a equação seguinte:



Castanho Incolor

9.1. Calcule o valor da constante de equilíbrio à temperatura de 25°C .

9.2. Selecione a opção correta.

(A) Aquecendo a mistura reacional, a cor intensifica-se.

(B) Duplicando o volume, a concentração de N_2O_4 (g) aumenta.

(C) Removendo uma pequena quantidade de NO_2 (g), K_c aumenta.

(D) Elevando a pressão do sistema pela injeção de um gás nobre, a extensão da reação aumenta.

9.1.

$V = 1,0 \text{ dm}^3$	$2 \text{ NO}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$
n_i/mol	2,0		0
$\Delta n/\text{mol}$	$-2x =$		$+x$
n_{eq}/mol	$2,0 - 2x$ $= 2,0 - 2(0,50)$ $= 1,0 \text{ mol}$		$x = 0,50 \text{ mol}$

$$K_c = \frac{[N_2O_4]_e}{[NO_2]_e^2} \Leftrightarrow K_c = \frac{\left(\frac{0,50}{1,0}\right)}{\left(\frac{1,0}{1,0}\right)^2} = 0,50$$

NOTA: É obrigatório mostrar que estamos calculando o K_c usando concentração e não apenas quantidade química, senão este cálculo será avaliado com zero.

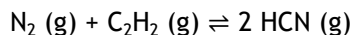
9.2. Opção (A). Aumentando a temperatura, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação endotérmica, a reação inversa, aumentando a concentração em NO_2 que é castanho. A cor intensifica-se.

As outras são incorretas porque: (B) duplicando o volume a pressão diminui, fazendo com que o equilíbrio se desloque no sentido do maior número de moléculas gasosas. Evolui no sentido da reação inversa, diminuindo a concentração em N_2O_4 .

(C) K_c só depende da temperatura;

(D) a injeção de um gás nobre não altera o equilíbrio, porque o gás não reage com nenhum dos componentes; A pressão total do sistema aumenta, mas a pressão parcial dos reagentes e produtos permanece inalterada, já que o gás nobre não participa do equilíbrio químico; Como a constante de equilíbrio K_c depende apenas da temperatura e não da pressão total, K_c não sofre alteração e a extensão da reação não muda.

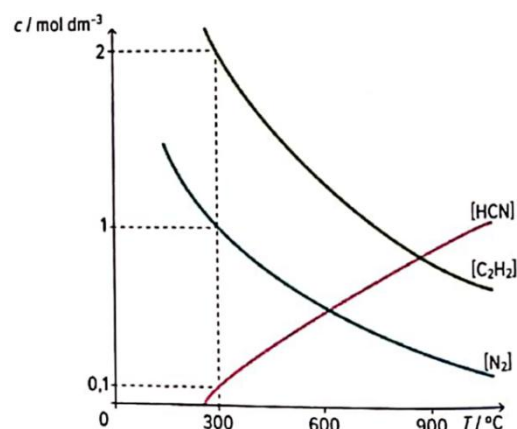
10. Um método de produção de cianeto de hidrogénio consiste em fazer reagir, sob determinadas condições, o nitrogénio, N_2 , com o etino, C_2H_2 , em fase gasosa, de acordo com a equação:



Considere o diagrama seguinte.

10.1. Determine a constante de equilíbrio, K_c , da reação de síntese de $HCN(g)$ à temperatura de $300^\circ C$

10.2. Explique por que a razão a reação de síntese de $HCN(g)$ é endotérmica.



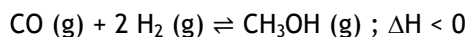
10.1.

$$K_c = \frac{[HCN]_e^2}{[N_2]_e \times [C_2H_2]_e} = \frac{(0,1)^2}{(1,0) \times (2,0)} = 5,0 \times 10^{-3}$$

10.2.

A partir da análise do gráfico, verifica-se que aumentando a temperatura, a concentração em HCN aumenta, ou seja, o sistema evolui no sentido da reação direta. Como quando se aumenta a temperatura evolui a reação endotérmica, podemos concluir que esta reação é endotérmica.

11. O metanol, CH_3OH , é um combustível alternativo que pode ser produzido, em condições adequadas, de acordo com a reação:



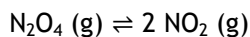
Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte.

Para aumentar o rendimento na produção de metanol, é necessário...

- (A) Diminuir a temperatura e aumentar a pressão sobre o sistema.
- (B) Aumentar a temperatura e a pressão sobre o sistema.
- (C) Diminuir a temperatura e a pressão sobre o sistema.
- (D) Aumentar a temperatura e diminuir a pressão sobre o sistema.

Opção A. Sendo a reação exotérmica, a diminuição de temperatura favorece a reação direta que é exotérmica. O aumento da pressão faz evoluir o sistema no sentido de formação de menor número de moléculas gasosas que, neste caso, é a reação direta. Ao evoluir no sentido direto irá aumentar o rendimento.

12. Num cilindro com pistão móvel, provido de torneira, estabeleceu-se o equilíbrio seguinte, mantendo-se a temperatura constante.



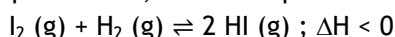
Selecione a opção correta.

(A) Reduzir o volume, por deslocamento do pistão fará com que haja menor produção de NO_2 (g) dentro do cilindro.

- (B) Introduzir mais NO_2 (g) dentro do cilindro pela torneira, mantendo o pistão fixo, fará com que haja maior produção de NO_2 (g) no cilindro.
- (C) Introduzir mais N_2O_4 (g) dentro do cilindro pela torneira, mantendo o pistão fixo, acarretará um deslocamento do sistema no sentido inverso, até o equilíbrio ser restabelecido.
- (D) Aumentar o volume, por deslocamento do pistão, acarretará um deslocamento do sistema no sentido inverso, até ao equilíbrio.

Opção (A). Reduzir o volume implica aumentar a pressão e o sistema evolui no sentido do menor número de moles gasosas. Neste caso é o sentido inverso diminuindo a produção de NO_2 .

13. O iodeto de hidrogénio pode ser obtido por síntese, traduzida por:



Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte.

O rendimento de obtenção de HI (g) aumenta quando...

(A) Se aumenta a pressão do sistema reacional.

(B) Se diminui a temperatura.

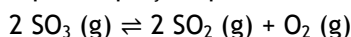
(C) Se adiciona uma pequena quantidade de iodo sólido que não se vaporiza.

(D) Se utiliza um vaso reator de capacidade dupla.

Opção B.

As outras são incorretas porque: (A) e (D) a variação da pressão não afeta o sentido do deslocamento do equilíbrio porque o número de moléculas gasosas dos reagentes é igual ao número de moléculas gasosas dos produtos. (C) o iodo sólido que não se vaporiza não aumenta a pressão (não introduz gases no sistema) e nada ocorre.

14. Considere o equilíbrio químico traduzido pela equação química:



cujas constantes de equilíbrio é $4,12 \times 10^{-3}$, a 1000 K.

14.1. Calcule o valor do quociente da reação relativo às seguintes concentrações iniciais:

$$[\text{SO}_3] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{SO}_2] = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{O}_2] = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

14.2. Preveja o sentido em que a reação progride até atingir um novo estado de equilíbrio, a 1000 K, e justifique a sua opção.

14.3. O aumento de pressão sobre o sistema reacional em equilíbrio, mantendo-se constante a temperatura, favorece a transformação de SO_3 em SO_2 ou de SO_2 em SO_3 ? Justifique.

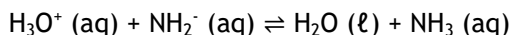
14.1.

$$Q_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(5,0 \times 10^{-3})^2 \times (3,0 \times 10^{-2})}{(2,0 \times 10^{-3})^2} = 0,188$$

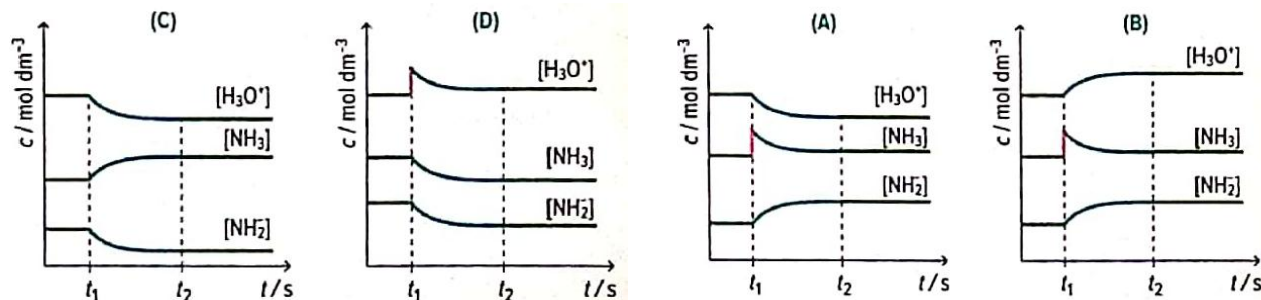
14.2. Como o $Q_c = 0,188$, maior do que o K_c , é necessário diminuir os produtos para baixar o Q_c logo irá progredir no sentido inverso até atingir um novo estado de equilíbrio.

14.3. Ao aumentar a pressão o sistema reacional irá se deslocar no sentido do menor número de moles gasosas, neste caso será para o sentido inverso, favorecendo a transformação de SO_2 em SO_3 .

15. Considere o equilíbrio seguinte:



Em relação a este equilíbrio, qual é o gráfico que traduz corretamente a variação das concentrações ao longo do tempo, quando se adiciona $\text{NH}_3 (\text{aq})$? Justifique.

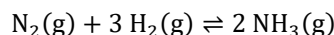


R: Gráfico B.

Aumenta a concentração de NH_3 , o sistema vai evoluir no sentido da reação inversa, aumentando a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{NH}_2^-]$.

Exame 2025 F2

16. A síntese de Haber-Bosch é um processo industrial de produção de amoníaco, $\text{NH}_3 (\text{g})$, a partir de dinitrogénio, $\text{N}_2 (\text{g})$, e di-hidrogénio, $\text{H}_2 (\text{g})$. Esta reação pode ser traduzida por:



Com o objetivo de maximizar a produção de $\text{NH}_3 (\text{g})$, a reação foi estudada em diferentes condições de pressão e de temperatura.

A tabela apresenta a fração molar do $\text{NH}_3 (\text{g})$, em equilíbrio, em determinadas condições de pressão e de temperatura.

Temperatura / °C	10 atm	100 atm	1000 atm
400	0,04	0,25	0,80
500	0,01	0,11	0,57
600	0,005	0,05	0,31

16.1. A quantidade de $\text{NH}_3 (\text{g})$, em equilíbrio, é maximizada quando se utiliza

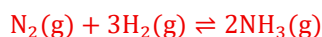
- (A) maior pressão e maior temperatura.
- (B) maior pressão e menor temperatura.
- (C) menor pressão e menor temperatura.
- (D) menor pressão e maior temperatura.

16.1 (B). A tabela fornece a fração molar de amoníaco, ou seja, o quociente entre a quantidade de amoníaco e a quantidade total da amostra, $\frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{total}}}$. Deste modo, devemos escolher o componente da tabela que apresenta o valor mais próximo de 1, que será quando a temperatura é 400 °C e 1000 atm.

16.2. Num reator indeformável, no qual se criou previamente o vácuo, colocaram-se 0,880 mol de cada um dos reagentes. Quando o equilíbrio foi atingido, existiam no reator 0,616 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$.

Conclua, considerando os dados da tabela, quais as condições de pressão e de temperatura em que foi realizada a experiência. Apresente todos os cálculos efetuados.

16.2.



	N_2	H_2	NH_3
Início / mol	0,880	0,880	0
Variação / mol	$-x$	$-3x$	$+2x$
Equilíbrio / mol	$0,880 - x$	$0,880 - 3x$	$2x$

Como no equilíbrio existem 0,616 mol de H_2 :

$$0,880 - 3x = 0,616 \Leftrightarrow 3x = 0,264 \Leftrightarrow x = 0,088 \text{ mol}$$

Logo:

$$n(\text{N}_2)_e = 0,880 - 0,088 = 0,792 \text{ mol}$$

$$n(\text{NH}_3)_e = 2 \times 0,088 = 0,176 \text{ mol}$$

A quantidade total no equilíbrio é: $n_{total} = 0,792 + 0,616 + 0,176 = 1,584 \text{ mol}$

A fração molar do amoníaco é:

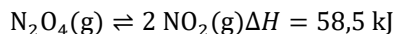
$$x_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{n_{total}} = \frac{0,176}{1,584} = 0,111$$

Comparando com a tabela, a fração molar mais próxima é 0,11, que corresponde a 500 °C e 100 atm.

Conclusão: a experiência foi realizada a 500 °C e 100 atm.

Exame Nacional de 2022 F2

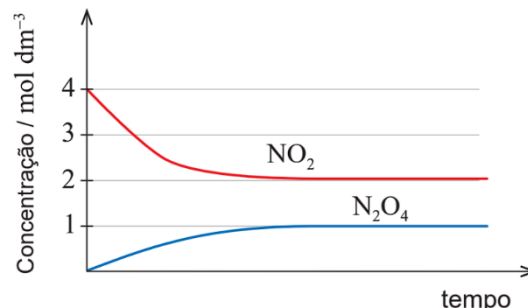
17. Considere o equilíbrio químico entre o tetróxido de dinitrogénio, N_2O_4 , e o dióxido de nitrogénio, NO_2 .



À temperatura de 25 °C, a constante de equilíbrio, K_c , é $4,63 \times 10^{-3}$.

Noutro reator, foi introduzido NO_2 . A figura mostra as variações das concentrações, em mol dm^{-3} , de $NO_2(g)$ e de $N_2O_4(g)$ até o equilíbrio ser atingido, à temperatura T.

Conclua, justificando, se a temperatura T é maior, menor ou igual a 25 °C.



No equilíbrio, pelo gráfico: $[NO_2]_e = 2,0 \text{ mol dm}^{-3}$ e $[N_2O_4]_e = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$

Para a reação considerada temos:

$$K_c(T) = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Leftrightarrow K_c(T) = \frac{(2,0)^2}{1,0} = 4,0$$

Como $K_c(25^\circ\text{C}) = 4,63 \times 10^{-3}$, então $K_c(T) > K_c(25^\circ\text{C})$

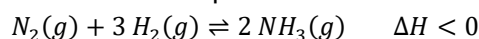
Logo, à temperatura T, a reação direta é muito mais extensa.

Como a reação direta é endotérmica, $\Delta H > 0$, o aumento da temperatura favorece a formação de NO_2 , aumentando o valor de K_c .

Conclusão: A temperatura T é maior do que 25 °C.

Exame 2019 F1

18. A reação de síntese do amoníaco pode ser traduzida por:

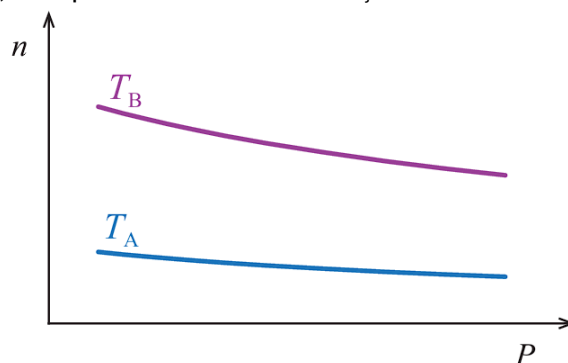


Considere um sistema fechado onde se encontram, em equilíbrio, as espécies envolvidas na reação considerada.

Na figura, apresentam-se os esboços dos gráficos da quantidade de equilíbrio, n , de uma daquelas espécies, em função da pressão, P , para duas temperaturas, T_A e T_B .

Conclua qual das temperaturas, T_A ou T_B , é menor, começando por verificar se a espécie a que o gráfico se refere é um reagente ou um produto da reação.

Apresente, num texto estruturado e com linguagem científica adequada, a fundamentação da conclusão solicitada.



(Vamos analisar primeiro a variação da pressão)

De acordo com a equação química apresentada, no sentido direto, passa-se de 4 mol de reagentes gasosos para 2 mol de produto gasoso.

Assim, segundo o princípio de Le Châtelier, o aumento da pressão favorece o sentido em que existe menor quantidade de matéria gasosa, ou seja, favorece a reação direta e a formação de NH_3 .

No gráfico, verifica-se que, para ambas as temperaturas, a quantidade da espécie diminui quando a pressão aumenta. Logo, essa espécie não pode ser um produto, porque os produtos seriam favorecidos pelo aumento da pressão. Conclui-se, então, que o gráfico se refere a um reagente.

A reação direta é exotérmica ($\Delta H < 0$). De acordo com o princípio de Le Châtelier, a diminuição da temperatura favorece o sentido exotérmico, aumentando a formação de NH_3 e consumindo mais reagentes. Observa-se ainda que, para a mesma pressão, a quantidade do reagente é menor a T_A do que a T_B . Isso significa que, a T_A , a reação direta é mais extensa, havendo maior consumo de reagentes.

Conclui-se, assim, que $T_A < T_B$, ou seja, T_A é a temperatura menor.