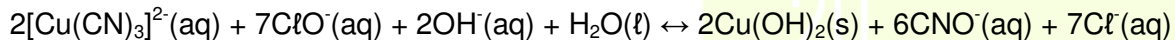


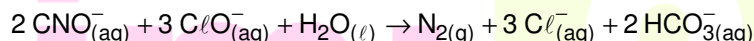
Lista de exercícios - Bloco 2 - Aula 29 - Equilíbrio Químico - Deslocamento de equilíbrio

1. (Fac. Santa Marcelina - Medicina 2017) Em indústrias de galvanização, os efluentes são comumente contaminados com íons metálicos provenientes das cubas eletrolíticas. Esses íons podem ser eliminados dos efluentes por precipitação, formando hidróxidos metálicos insolúveis.

A equação a seguir representa a precipitação de íons Cu^{2+} :



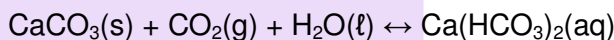
Os íons fulminato (CNO^{-}) produzidos na reação podem ser eliminados do efluente por adição de íons hipoclorito, conforme a equação a seguir:



a) De acordo com o princípio de Le Chatelier, a adição de um ácido ao efluente favorecerá ou prejudicará a precipitação dos íons Cu^{2+} ? Justifique sua resposta.

b) Considerando $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, calcule o volume de gás nitrogênio produzido quando 10 mols de CNO^{-} são eliminados de um efluente, a 1 atm e a uma temperatura de 300 K .

2. (Espcex (Aman) 2017) Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio (CaCO_3), produzido por eles mesmos. O carbonato de cálcio em contato com a água do mar e com o gás carbônico dissolvido pode estabelecer o seguinte equilíbrio químico para a formação do hidrogenocarbonato de cálcio:



Considerando um sistema fechado onde ocorre o equilíbrio químico da reação mostrada acima, assinale a alternativa correta.

a) Um aumento na concentração de carbonato causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

b) A diminuição da concentração do gás carbônico não causará o deslocamento do equilíbrio químico da reação.

c) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido direto da reação, o de formação do produto.

d) Um aumento na concentração de carbonato causará, simultaneamente, um deslocamento do equilíbrio nos dois sentidos da reação.

e) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

3. (Ime 2017) Considere a reação, em equilíbrio, de produção do alvejante gasoso dióxido de cloro, que ocorre em um sistema reacional:



Nessa situação, assinale a alternativa correta.

a) A adição de mais clorito de sódio ao sistema desloca o equilíbrio da reação, de forma a produzir mais alvejante gasoso.

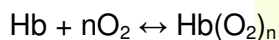
b) A razão entre as constantes de equilíbrio K_P/K_C é igual a $0,0820568 \cdot T$, em que T é a temperatura do sistema reacional, medida em kelvin.

c) A retirada parcial de cloreto de sódio do sistema desloca o equilíbrio da reação, de forma a produzir menos alvejante gasoso.

d) A constante de equilíbrio K_P é igual à constante de equilíbrio K_C .

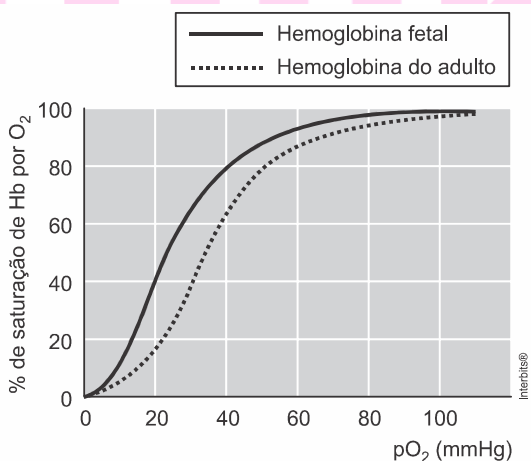
e) Para duas diferentes temperaturas do sistema reacional, desde que elevadas e compatíveis com a manutenção do equilíbrio, o valor numérico da constante de equilíbrio K_P é o mesmo, mantendo inalterada a produção de alvejante gasoso.

4. (Fuvest 2017) A hemoglobina (Hb) é a proteína responsável pelo transporte de oxigênio. Nesse processo, a hemoglobina se transforma em oxi-hemoglobina ($Hb(O_2)_n$). Nos fetos, há um tipo de hemoglobina diferente da do adulto, chamada de hemoglobina fetal. O transporte de oxigênio pode ser representado pelo seguinte equilíbrio:



em que Hb representa tanto a hemoglobina do adulto quanto a hemoglobina fetal.

A figura mostra a porcentagem de saturação de Hb por O_2 em função da pressão parcial de oxigênio no sangue humano, em determinado pH e em determinada temperatura.



A porcentagem de saturação pode ser entendida como:

$$\% \text{ de saturação} = \frac{[Hb(O_2)_n]}{[Hb(O_2)_n] + [Hb]} \times 100$$

Com base nessas informações, um estudante fez as seguintes afirmações:

- I. Para uma pressão parcial de O_2 de 30 mmHg, a hemoglobina fetal transporta mais oxigênio do que a hemoglobina do adulto.
- II. Considerando o equilíbrio de transporte de oxigênio, no caso de um adulto viajar do litoral para um local de grande altitude, a concentração de Hb em seu sangue deverá aumentar, após certo tempo, para que a concentração de $Hb(O_2)_n$ seja mantida.
- III. Nos adultos, a concentração de hemoglobina associada a oxigênio é menor no pulmão do que nos tecidos.

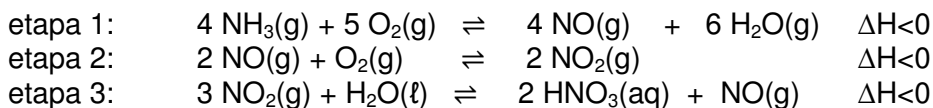
Note e adote:

_ $pO_2(\text{pulmão}) > pO_2(\text{tecidos})$.

É correto apenas o que o estudante afirmou e

- a) I.
- b) II.
- c) I e II.
- d) I e III.
- e) II e III.

5. (Unifesp 2016) Na indústria, a produção do ácido nítrico (HNO_3) a partir da amônia (NH_3) se dá em três etapas:



A fim de verificar as condições que propiciam maior rendimento na produção de NO na etapa 1, um engenheiro realizou testes com modificações nos parâmetros operacionais desta etapa, indicadas na tabela.

teste	modificações da etapa 1
1	aquecimento e aumento de pressão
2	aquecimento e diminuição de pressão
3	resfriamento e aumento de pressão
4	resfriamento e diminuição de pressão

- a) Com base nas três etapas, escreva a equação balanceada para a reação global de obtenção do ácido nítrico cujos coeficientes estequiométricos são números inteiros. Essa reação tem como reagentes NH_3 e O_2 e como produtos HNO_3 , H_2O e NO , sendo que o coeficiente estequiométrico para o HNO_3 é 8.
 b) Qual teste propiciou maior rendimento na produção de NO na etapa 1? Justifique sua resposta.

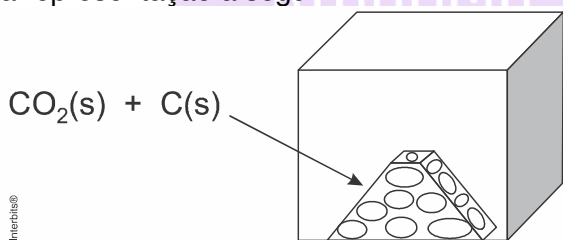
6. (Unicid - Medicina 2016) O metanol, CH_3OH , é utilizado como solvente, anticongelante, material de partida para outros produtos químicos e também na produção de biodiesel. Considere a seguinte reação:



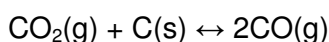
(<http://qnint.sbgq.org.br>. Adaptado.)

- a) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio (K_c) dessa reação e calcule o seu valor para um sistema em que, nas condições de equilíbrio as concentrações de metanol, monóxido de carbono e hidrogênio sejam $0,145 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, respectivamente.
 b) Considerando o princípio de Le Chatelier, o que acontece no sistema em equilíbrio quando a pressão é aumentada? Justifique sua resposta.

7. (Ime 2016) Em um reservatório de volume de $6,0 \text{ l}$, submetido a vácuo, introduz-se uma mistura física de $79,2 \text{ g}$ de gelo seco, solidificado em pequenos pedaços, com 30 g de carvão mineral em pó, conforme a representação a seguir.



Esse sistema sob determinadas condições atinge o seguinte equilíbrio

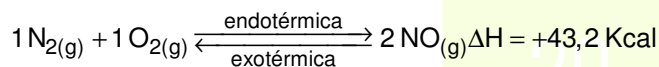


onde se observa que:

- a fase gasosa tem comportamento de gás ideal;
- o volume de carvão mineral final é desprezível;
- a 1100 K a constante de equilíbrio da reação é $K_p = 22$;
- a 1000 K a massa específica da fase gasosa no reservatório é igual a 14 g/l .

Com base nessas informações, calcule a constante de equilíbrio, K_p , da reação a 1000 K . Estabeleça se a reação entre o $\text{CO}_2(\text{g})$ e o $\text{C}(\text{s})$ é exotérmica ou endotérmica, justificando sua resposta.

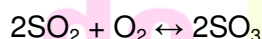
8. (Unisc 2016) Considerando a reação a seguir,



O único fator que provoca seu deslocamento para a direita é

- a adição do gás NO .
- o aumento de pressão sobre o sistema.
- a retirada de N_2 gasoso do sistema.
- a diminuição da pressão do sistema.
- o aumento da temperatura sobre o sistema.

9. (Usf 2016) O sistema gasoso a seguir representa um importante equilíbrio químico existente na atmosfera terrestre, especialmente em regiões bastante poluídas com emissão do dióxido de enxofre que é derivado da combustão de determinados combustíveis.



Para esse equilíbrio químico, determine

- a expressão que representa a constante de equilíbrio para esse sistema, em função de suas concentrações molares.
- o valor da constante de equilíbrio sabendo que a reação iniciou com 50 g de SO_2 e com quantidade suficiente de O_2 em um recipiente de $2,0\text{ L}$ e atingiu o equilíbrio após 40% de transformação dos reagentes em produto.
- Dados valores das massas em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{O} = 16,0$ e $\text{S} = 32,0$.
- quais ações podem ser realizadas no sistema, considerando variações de pressão e concentração, para aumentar a quantidade de produto formado.

10. (Uepg 2016) Amônia gasosa (NH_3) foi obtida em um recipiente a 25°C , onde se adicionou $1,0\text{ mol}$ de $\text{N}_{2(\text{g})}$ e $3,0\text{ mols}$ de $\text{H}_{2(\text{g})}$. Considerando a reação e a condição de equilíbrio do sistema, assinale o que for correto.

01) A reação é representada pela equação $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$

02) A constante de equilíbrio pode ser expressa como $K_C = [\text{NH}_3]^3 / [\text{N}_2]^2 [\text{H}_2]$.

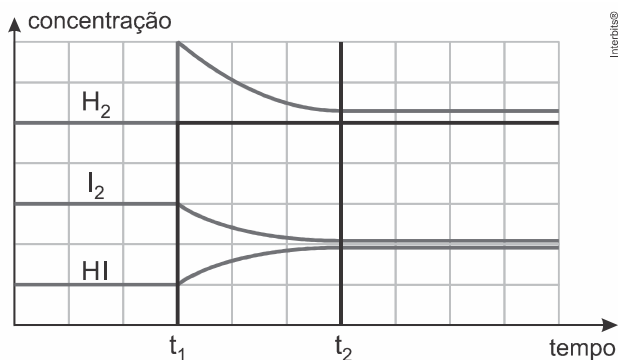
04) Se no equilíbrio $[\text{NH}_3] = [\text{N}_2] = [\text{H}_2] = 2,0\text{ mol/L}$, então $K_C = 0,25$.

08) A retirada de gás amônia do sistema desloca o equilíbrio para a esquerda.

16) A formação de $0,1\text{ mol}$ de NH_3 indica que em condições de estequiometria reagiu $0,3\text{ mol}$ de N_2 .

11. (Pucpr 2016) O Princípio de Le Chatelier infere que quando uma perturbação é imposta a um sistema químico em equilíbrio, este irá se deslocar de forma a minimizar tal perturbação.
Disponível em: brasilecola.com/exercicios-quimica/exercicios-sobre-principio-le-chatelier.htm

O gráfico apresentado a seguir indica situações referentes à perturbação do equilíbrio químico indicado pela equação $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$



A partir da equação química apresentada e da observação do gráfico, considerando também que a reação é endotérmica em favor da formação do ácido iodídrico, a dinâmica do equilíbrio favorecerá

- a formação de iodo quando da adição de gás hidrogênio.
- o consumo de iodo quando da adição de gás hidrogênio.
- a diminuição na quantidade de ácido iodídrico quando do aumento da temperatura.
- o aumento na quantidade das substâncias simples quando ocorrer elevação da pressão total do sistema.
- formação de gás hidrogênio na reação direta a partir de t_1 , em virtude da adição de ácido iodídrico.

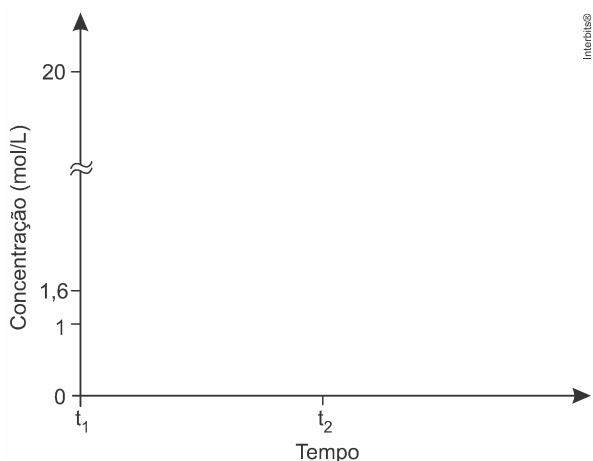
12. (Fuvest 2016) A oxidação de SO_2 a SO_3 é uma das etapas da produção de ácido sulfúrico.



Em uma indústria, diversas condições para essa oxidação foram testadas. A tabela a seguir reúne dados de diferentes testes:

Número do teste	Reagentes	Pressão (atm)	Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)
1	$\text{SO}_2(\text{g}) +$ excesso de $\text{O}_2(\text{g})$	500	400
2	excesso de $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$	500	1000
3	excesso de $\text{SO}_2(\text{g}) +$ ar	1	1000
4	$\text{SO}_2(\text{g}) +$ excesso de ar	1	400

- Em qual dos quatro testes houve maior rendimento na produção de SO_3 ? Explique.
- Em um dado instante t_1 , foram medidas as concentrações de SO_2 , O_2 , e SO_3 em um reator fechado, a 1000°C , obtendo-se os valores: $[\text{SO}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$; $[\text{O}_2] = 1,6 \text{ mol/L}$; $[\text{SO}_3] = 20 \text{ mol/L}$. Considerando esses valores, como é possível saber se o sistema está ou não em equilíbrio? No gráfico abaixo, represente o comportamento das concentrações dessas substâncias no intervalo de tempo entre t_1 e t_2 , considerando que, em t_2 , o sistema está em equilíbrio químico.



Note e adote:
Para a reação dada,
 $K_c = 250$ a 1000°C

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:
Leia o texto para responder à(s) questão(ões).

Experiência – Escrever uma mensagem secreta no laboratório

Materiais e Reagentes Necessários

- Folha de papel
- Pincel fino
- Difusor
- Solução de fenolftaleína
- Solução de hidróxido de sódio $0,1 \text{ mol/L}$ ou solução saturada de hidróxido de cálcio

Procedimento Experimental

Utilizando uma solução incolor de fenolftaleína, escreva com um pincel fino uma mensagem numa folha de papel.

A mensagem permanecerá invisível.

Para revelar essa mensagem, borrife a folha de papel com uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio, com o auxílio de um difusor.

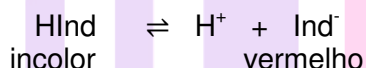
A mensagem aparecerá magicamente com a cor vermelha.

Explicação

A fenolftaleína é um indicador que fica vermelho na presença de soluções básicas, nesse caso, uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio.

<<http://tinyurl.com/o2vav8v>> Acesso em: 31.08.15. Adaptado.

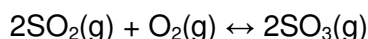
13. (Fatec 2016) A fenolftaleína atua como um indicador ácido-base por ser um ácido fraco, que em solução alcoólica, apresenta a cor das moléculas não-dissociadas, HInd , diferente da cor dos respectivos íons, Ind^- .



A leitura da mensagem no experimento descrito é possível porque a presença de íons OH^- na solução de fenolftaleína promove deslocamento do equilíbrio para a

- direita, devido à diminuição do grau de ionização da fenolftaleína.
- direita, devido ao aumento da concentração de íons H^+ .
- direita, devido ao consumo de íons H^+ pelos íons OH^- .
- esquerda, devido ao consumo de íons H^+ pelos íons OH^- .
- esquerda, devido à diminuição do grau de ionização da fenolftaleína.

14. (Uepg 2015) Considerando a equação em equilíbrio, de síntese do SO_3



As constantes de equilíbrio, K_c , para essa reação em diferentes temperaturas são as seguintes:

K_c	Temperatura (K)
100	1000
2	1200

Com base nessa equação e os fatores que podem afetar o seu equilíbrio, assinale o que for correto.

01) Para melhorar o rendimento dessa reação pode-se diminuir a concentração de $\text{SO}_{2(g)}$ ou de $\text{O}_{2(g)}$.

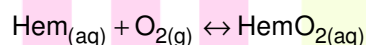
02) Para que essa reação atinja o equilíbrio mais rapidamente, pode-se aumentar a concentração de $\text{SO}_{2(g)}$ ou de $\text{O}_{2(g)}$.

04) Para melhorar o rendimento dessa reação pode-se aumentar o volume do recipiente em que a reação ocorre e, desta forma, diminuir a pressão.

08) A síntese do SO_3 é uma reação exotérmica.

16) Para melhorar o rendimento dessa reação deve-se abaixar a temperatura.

15. (Ucs 2015) O oxigênio presente no ar atmosférico, ao chegar aos pulmões, entra em contato com a hemoglobina (Hem) do sangue, dando origem à oxiemoglobina (HemO_2), que é responsável pelo transporte de O_2 até as células de todo o organismo. O equilíbrio químico que descreve esse processo pode ser representado simplificada pela equação química abaixo.

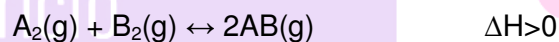


À medida que uma pessoa se desloca para locais de _____ altitude, a quantidade e a pressão parcial de O_2 no ar vai _____ e esse equilíbrio vai se deslocando para a _____. Em função disso, a pessoa sente fadiga e tontura, e pode até morrer em casos extremos. O corpo tenta reagir produzindo mais hemoglobina; esse processo, porém, é lento e somente se conclui depois de várias semanas de “ambientação” da pessoa com a altitude. É interessante notar que os povos nativos de lugares muito altos, como o Himalaia, desenvolveram, através de muitas gerações, taxas de hemoglobina mais elevadas que a dos habitantes à beira-mar. Esse fenômeno proporciona uma boa vantagem, por exemplo, aos jogadores de futebol da Bolívia, em relação aos seus adversários estrangeiros, quando disputam uma partida na cidade de La Paz, a mais de 3.600m de altitude.

Assinale a alternativa que preenche correta e respectivamente, as lacunas acima.

- a) maior – aumentando – esquerda
- b) maior – diminuindo – esquerda
- c) menor – diminuindo – esquerda
- d) menor – diminuindo – direita
- e) maior – aumentando – direita

16. (Mackenzie 2014) Considere o processo representado pela transformação reversível equacionada abaixo.



Inicialmente, foram colocados em um frasco com volume de 10 L, 1 mol de cada um dos reagentes. Após atingir o equilíbrio, a uma determinada temperatura T, verificou-se experimentalmente que a concentração da espécie $\text{AB}_{(g)}$ era de 0,10 mol/L.

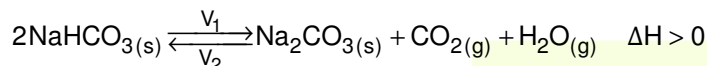
São feitas as seguintes afirmações, a respeito do processo acima descrito.

- I. A constante K_C para esse processo, calculada a uma dada temperatura T, é 4.
- II. A concentração da espécie $\text{A}_{2(g)}$ no equilíbrio é de 0,05 mol/L.
- III. Um aumento de temperatura faria com que o equilíbrio do processo fosse deslocado no sentido da reação direta.

Assim, pode-se confirmar que

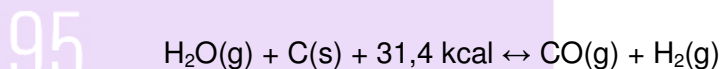
- a) é correta somente a afirmação I.
- b) são corretas somente as afirmações I e II.
- c) são corretas somente as afirmações I e III.
- d) são corretas somente as afirmações II e III.
- e) são corretas as afirmações I, II e III.

17. (Uepg 2014) O bicarbonato de sódio sólido é usado como fermento químico porque se decompõe termicamente, formando gás carbônico, de acordo com a reação representada pela equação química abaixo. Sobre essa reação, assinale o que for correto.



- 01) A expressão para a constante de equilíbrio, expressa em termos de concentração, é $K_c = [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]$.
 02) O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de V_1 .
 04) O aumento de pressão desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de V_1 .
 08) A adição de gás carbônico desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de V_1 .
 16) Se as pressões parciais do CO_2 e da H_2O forem, respectivamente, 0,5 e 0,5 atm, o valor da constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais (K_p), será 1.
18. (Udesc 2014) Para a reação em equilíbrio $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -22\text{kcal}$ assinale a alternativa que **não** poderia ser tomada para aumentar o rendimento do produto.
- Aumentar a concentração de H_2
 - Aumentar a pressão
 - Aumentar a concentração de N_2
 - Aumentar a temperatura
 - Diminuir a concentração de NH_3

19. (Espcex (Aman) 2013) Considere a seguinte reação química em equilíbrio num sistema fechado a uma temperatura constante:



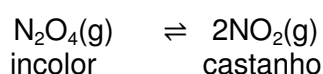
A respeito dessa reação, são feitas as seguintes afirmações:

- A reação direta trata-se de um processo exotérmico;
- O denominador da expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração molar (K_c) é igual a $[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{C}]$;
- Se for adicionado mais monóxido de carbono ($\text{CO}(\text{g})$) ao meio reacional, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, no sentido dos reagentes;
- O aumento na pressão total sobre esse sistema não provoca deslocamento de equilíbrio.

Das afirmações feitas, utilizando os dados acima, está(ão) correta(s):

- Todas.
- apenas I e II.
- apenas II e IV.
- apenas III.
- apenas IV.

20. (Pucsp 2013) A conversão do tetróxido de dinitrogênio em dióxido de nitrogênio é representada pela seguinte equação:



Em um experimento didático, um aluno determinou as constantes de equilíbrio em função das pressões parciais (K_p) dessa reação, como ilustra a tabela.

Tabela: Constantes de equilíbrio (K_p) para a reação de dissociação do N_2O_4 .

Temperatura (K)	K_p
300	1,0
400	48
500	$1,7 \cdot 10^3$

No relatório desse aluno sobre o experimento foram encontradas as seguintes afirmações:

- I. A 300 K, a pressão parcial do N_2O_4 é igual à pressão parcial do NO_2 .
- II. A coloração dos gases N_2O_4 e NO_2 em equilíbrio dentro de um balão imerso em água em ebulição é mais escura que em um balão imerso em banho de gelo.
- III. Mantida a temperatura de 300 K, ao diminuir o volume do balão em que os gases NO_2 e N_2O_4 se encontram em equilíbrio, obtém-se uma nova condição de equilíbrio com $K_p < 1,0$.
- IV. A reação de dissociação do N_2O_4 em NO_2 é endotérmica.

Estão corretas somente as afirmações

- a) I e III.
- b) II e IV.
- c) III e IV.
- d) I, II e III.
- e) II, III e IV.

95

Am
Amerício

igo