

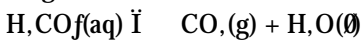
- EQUILÍBRIO QUÍMICO -

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Uerj 2006) - As soluções-tampão são utilizadas para regular a acidez de alguns sistemas, pois resistem às variações do pH quando pequenas quantidades de um ácido ou de uma base são adicionadas a esses sistemas.

- Os tampões têm importante função nos processos químicos e biológicos, como, por exemplo, a de impedir grandes variações do pH do sangue.

- Um dos sistemas que contribuem para o tamponamento do sangue é constituído pelas substâncias H_2CO_3 e NaHCO_3 . As equações químicas a seguir representam os equilíbrios dessas substâncias no sangue.



- O pH desse sistema-tampão pode ser calculado pela seguinte expressão:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log_{10} \left[\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \right]$$

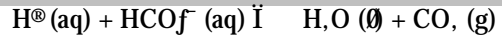
- No sangue, a concentração de ácido carbônico varia com a pressão parcial do CO_2 .

1. Considere o pH fisiológico e o pK_a iguais a 7,4 e 6,1, respectivamente. Para que esse pH seja mantido, a razão $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$ deverá ser igual a:

- 0,1
- 2,5
- 10,0
- 20,0

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufpel 2006) Os fabricantes de guloseimas têm avançado no poder de sedução de seus produtos, uma vez que passaram a incorporar substâncias de caráter ácido (ácido málico e ácido cítrico) e de caráter básico (bicarbonato de sódio) aos mesmos. Criaram balas e gomas de mascar em que o sabor inicial é azedo, graças principalmente, aos ácidos presentes e que, após alguns minutos de mastigação, começam a produzir uma espuma brilhante, doce e colorida que, acumulando-se na boca, passa a transbordar por sobre os lábios - essa espuma é uma mistura de açúcar, corante, saliva e bolhas de gás carbônico liberadas pela reação dos cátions hidrônio, H_3O^+ ou simplesmente H^+ (provenientes da ionização dos ácidos málico e cítrico na saliva), com o ânion bicarbonato, conforme a equação:

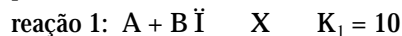


OBS: Geralmente o açúcar usado é o comum ou sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) que por hidrólise, no tubo digestivo humano, transforma-se em glicose e frutose, ambas de fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ - esses são os glicídios provenientes da sacarose que entram na corrente sanguínea e que, dissolvidos no soro, chegam até as células para supri-las com energia.

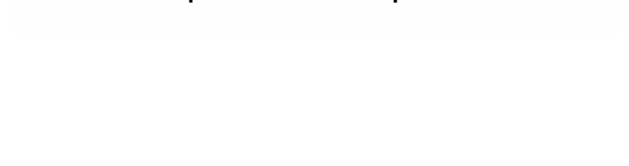
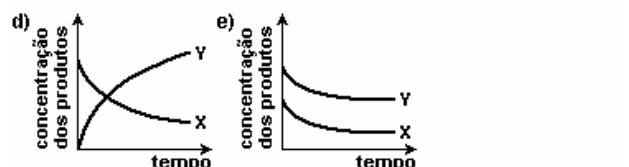
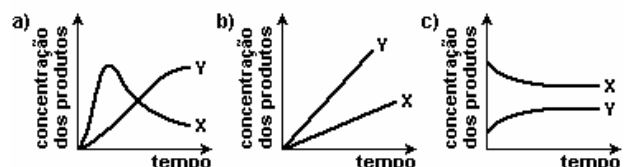
2. A reação entre o H^+ e o ânion bicarbonato formando gás carbônico e água, mostrada no texto é:

- irreversível e apresentaria maior rendimento de CO_2 , na presença de mais íons OH^- .
- irreversível e apresentaria menor rendimento de CO_2 , na presença de mais íons H^+ .
- irreversível e apresentaria maior rendimento de CO_2 , na presença de mais íons H^+ .
- reversível e apresentaria menor rendimento de CO_2 , na presença de mais íons H^+ .
- reversível e apresentaria menor rendimento de CO_2 , na presença de mais íons OH^- .

3. (Fatec 2006) Considere um sistema fechado que contém inicialmente apenas os reagentes A e B. Essas substâncias podem reagir entre si formando dois produtos diferentes:



A rapidez da reação 1 é muito maior que a rapidez da reação 2. Entretanto, observa-se que a constante de equilíbrio para a reação 2 é muito maior que para a reação 1. Assim, se observarmos a variação nas quantidades de X e Y dentro do recipiente e esperarmos tempo suficiente para que o sistema atinja o equilíbrio, essa variação poderá ser representada por um gráfico como:



4. (Puc-rio 2007) Considere o equilíbrio entre os íons cromato (CrO_4^{2-}) e dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) em solução aquosa, descrito a seguir.



Assinale a alternativa INCORRETA.

- O número de oxidação do cromo nos íons cromato e dicromato é o mesmo e igual a 6+.
- Ao se diminuir o pH da solução, o equilíbrio se desloca favorecendo a formação de íon cromato.
- A expressão da constante de equilíbrio para esta reação é $K = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}$.
- Ao se elevar a temperatura da solução, o valor da constante de equilíbrio se alterará.
- O cromo é um metal de transição.

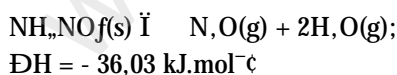
5. (Pucmg 2006) Considere o equilíbrio químico a seguir:



Num reator fechado, estão presentes no equilíbrio 0,5 mol de N_2O_4 , 0,35 mol de NO e 0,20 mol de O_2 . À temperatura constante, adiciona-se 0,05 mol de N_2O_4 . É CORRETO afirmar que as concentrações das espécies presentes no novo equilíbrio em relação ao equilíbrio anterior:

- não mudaram.
- são superiores para N_2O_4 , superiores para NO e superiores para O_2 .
- são inferiores para N_2O_4 , superiores para NO e superiores para O_2 .
- são inferiores para N_2O_4 , inferiores para NO e inferiores para O_2 .

6. (Pucrs 2004) O monóxido de dinitrogênio, quando inalado em pequenas doses, produz uma espécie de euforia, daí ser chamado de gás hilariante. Ele pode ser obtido por meio da decomposição do nitrato de amônio, conforme equação representada a seguir:



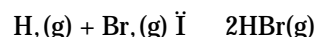
Com relação a essa reação em equilíbrio, está correto afirmar que

- a produção de monóxido de dinitrogênio aumenta com o aumento de temperatura.
- a adição de um catalisador aumenta a formação do gás hilariante.
- o equilíbrio químico é atingido quando as concentrações dos produtos se igualam.

d) um aumento na concentração de água desloca o equilíbrio químico no sentido da reação de formação do monóxido de dinitrogênio.

e) uma diminuição na concentração de monóxido de dinitrogênio desloca o equilíbrio químico no sentido da reação de decomposição do nitrato de amônio.

7. (Unesp 2005) Sabendo que a reação representada pela equação



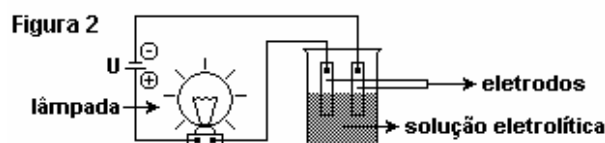
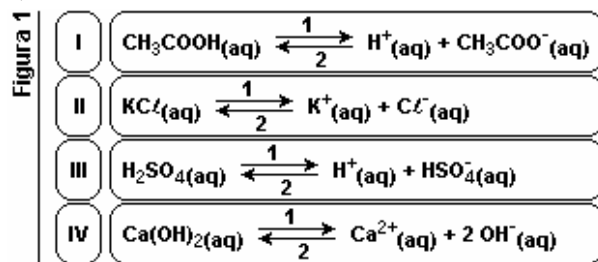
é exotérmica, é correto afirmar que o equilíbrio

- se deslocará para a esquerda, no sentido da formação do H_2 e do Br_2 , com o aumento da pressão.
- se deslocará para a direita, no sentido de formação do HBr, com o aumento da pressão.
- se deslocará para a direita, no sentido de formação do HBr, com o aumento da temperatura.
- se deslocará para a direita, no sentido da formação do HBr, com a diminuição da temperatura.
- não é alterado por mudanças apenas na temperatura do sistema.

8. (Uerj 2006) Numa aula experimental, foram preparadas quatro soluções eletrolíticas com a mesma concentração de soluto e as mesmas condições adequadas para o estabelecimento de um estado de equilíbrio (figura 1).

A seguir, cada uma dessas soluções foi submetida a um teste de condutividade elétrica.

Observe a seguir o esquema do teste realizado (figura 2).



A solução na qual a posição de equilíbrio está acentuadamente deslocada no sentido 2, e provocará, quando submetida ao teste, menor intensidade luminosa da lâmpada, é a de número:

- I
- II
- III
- IV

9. (Ufal 2007) Sobre a produção de ácido nítrico, uma das etapas de síntese compreende a reação exotérmica representada a seguir:



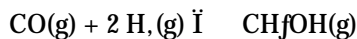
Considere as afirmações.

- I. A posição do equilíbrio não é alterada pela variação da temperatura.
- II. A posição do equilíbrio é deslocada na direção dos reagentes (esquerda) pelo aumento da pressão no sistema onde a reação ocorre.
- III. A liquefação da água provoca o deslocamento do equilíbrio na direção dos produtos (direita).

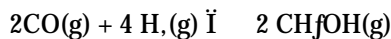
Está correto o que se afirma em

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

10. (Ufes 2004) A constante de equilíbrio K_Y é igual a 10,50 para a seguinte reação, a 227 °C:



O valor de K_Y para a reação abaixo, na mesma temperatura, é

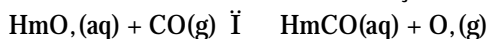


- a) 3,25
- b) 5,25
- c) 10,50
- d) 21,00
- e) 110,25

11. (Uff 2005) Recomenda-se aos fumantes que abandonem o vício, já que, dentre os vários produtos formados pela queima do fumo está o monóxido de carbono. Esse composto não reage com a água, pois se trata de um óxido neutro; porém, reage com a hemoglobina que existe no sangue, impedindo-a de transportar o oxigênio para as várias partes do organismo.

De acordo com a OMS, em ambientes fechados, o monóxido de carbono à concentração de 10% é fatal em dois minutos. "Época", 09/06/2003 (adaptado)

O equilíbrio se estabelece com base na reação



sendo o valor de $K = 210$.

Estima-se que os pulmões de um fumante estejam expostos a uma concentração de CO igual a $2,2 \times 10^{-5}$ mol/L e de O₂, igual a $8,8 \times 10^{-4}$ mol/L. Nesse caso, a razão entre a concentração de hemoglobina ligada ao monóxido de carbono [HmCO] e a concentração de hemoglobina ligada ao oxigênio [HmO₂] está contida na opção:

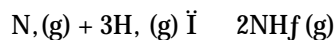
- a) $5,25 \times 10^{-5}$
- b) $4,00 \times 10^{-4}$
- c) $4,00 \times 10^{-3}$
- d) $2,50 \times 10^{-5}$
- e) $5,75 \times 10^{-4}$

12. (Ufmg 2006) Um tubo de vidro fechado contém NO, gasoso em equilíbrio com o N₂O, gasoso, a 25°C. Esse tubo é aquecido até 50°C e, então, observa-se uma diminuição da concentração do N₂O.

É CORRETO afirmar que, no processo descrito, parte da energia fornecida no aquecimento é utilizada para

- a) favorecer a ocorrência da reação exotérmica.
- b) diminuir a agitação térmica das moléculas.
- c) quebrar ligações covalentes.
- d) diminuir o número de moléculas no tubo.

13. (Ufpr 2006) Por milhares de anos, os compostos de nitrogênio têm sido adicionados ao solo para aumentar a produtividade das safras de alimentos. Antigamente, o único modo efetivo era adicionar "nitrogênio orgânico", isto é, adubo. No século XIX, tornou-se prática comum, nos Estados Unidos e Europa Ocidental, o uso de nitrato de sódio (NaNO₃), importado do Chile. Em 1908, Fritz Haber, na Alemanha, demonstrou que o nitrogênio atmosférico podia ser fixado por reação com hidrogênio, formando amônia. A reação que Haber usou era:



$$\Delta H = -92,4 \text{ kJ e } K_c = 5 \times 10^6 \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

O processo Haber é hoje o principal processo não-natural de produção de nitrogênio fixado no mundo, mas sua viabilidade depende da escolha de condições sob as quais nitrogênio e hidrogênio reagirão rapidamente para produzir amônia com alto rendimento. Com base nessas informações e na expressão da constante de equilíbrio ($K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$), considere as seguintes afirmativas acerca da reação de produção de amônia:

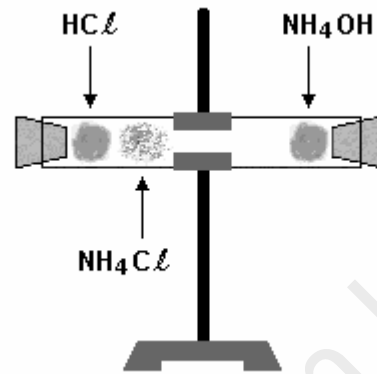
- I. O valor de K_c indica que à temperatura ambiente a produção de amônia é favorecida.
- II. Baixas pressões diminuem a produção de amônia.
- III. Altas temperaturas aumentam a produção de amônia.
- IV. A entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

14. (Ufm 2004) A figura adiante ilustra, de forma simplificada, a experiência a seguir: em cada extremidade de um tubo de vidro, é colocado um chumaço de algodão. Um chumaço é umedecido com solução concentrada de ácido clorídrico e o outro com solução concentrada de hidróxido de amônio. O tubo de vidro é tampado com rolhas. Em seguida, forma-se uma nuvem esbranquiçada de partículas sólidas de cloreto de

amônio, ocorrendo um aquecimento no tubo. A reação química que acontece no interior do tubo é um processo reversível.



Considerando as informações acima, pode-se dizer que, se aumentarmos a temperatura do sistema, será favorecida

- a) a formação dos reagentes.
- b) a reação exotérmica.
- c) a diminuição da pressão.
- d) a formação do sal.

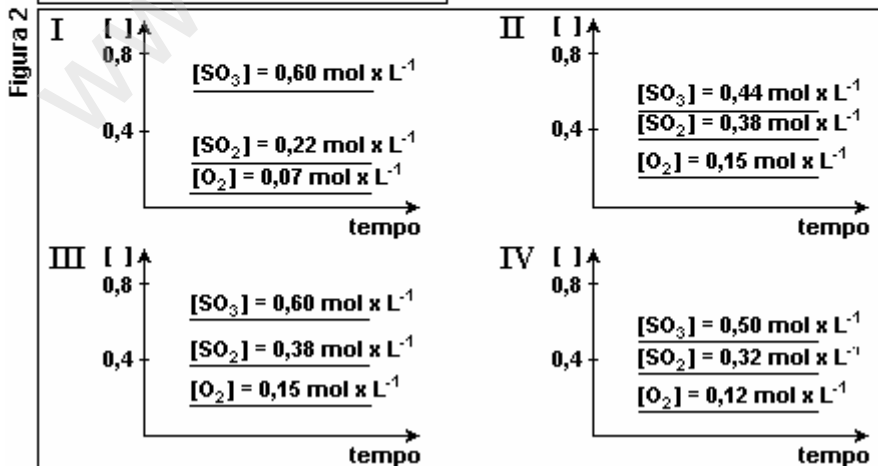
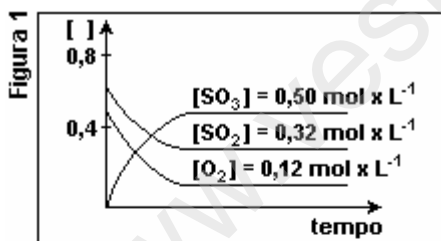
15. (Uerj 2005) A equação química, a seguir, representa uma das etapas da obtenção industrial do ácido sulfúrico.



Medindo-se as concentrações de cada substância desta reação em função do tempo, sob temperatura constante, obtém-se o gráfico da Figura 1.

Após ter sido atingido o estado de equilíbrio, foram retiradas quatro amostras desse sistema, mantendo-se constantes as condições de equilíbrio. Cada uma dessas amostras foi submetida a uma ação diferente.

Observe, os gráficos da Figura 2 que representam os resultados obtidos em cada amostra

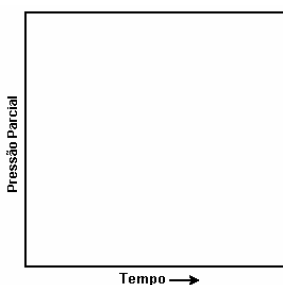


Os resultados das ações de aquecimento e de adição de catalisador estão indicados, respectivamente, pelos gráficos de números:

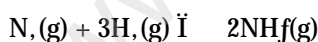
- a) I e III
- b) I e IV
- c) II e IV
- d) III e II

16. (Ufc 2006) Considere a seguinte mistura em equilíbrio: $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ com as seguintes pressões parciais: $P_{\text{H}_2} = 0,01 \text{ atm}$, $P_{\text{N}_2} = 0,001 \text{ atm}$, $P_{\text{NH}_3} = 0,004 \text{ atm}$.

- a) Calcule a constante de equilíbrio em função das pressões parciais, K_p , para essa reação.
- b) Considere que após 5 minutos do equilíbrio ser atingido, é adicionado $\text{H}_2(\text{g})$, de modo que sua pressão parcial é elevada para $0,10 \text{ atm}$. Desenhe um gráfico, mostrando o perfil qualitativo das pressões parciais de todas as espécies presentes em função do tempo.



17. (Ufes 2007) Compostos nitrogenados são utilizados em diversos segmentos da sociedade. Na produção agrícola, por exemplo, NH_3 , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, e H_2NCONH_2 , são utilizados como adubos. Para suprir a demanda desses compostos, Fritz Haber e Carl Bosh desenvolveram um processo industrial que converte o nitrogênio atmosférico em amônia. Esse processo, conhecido como Haber-Bosh, pode ser representado através da equação química.



$$\Delta H = -92,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Dado: } K_c = 1,5 \times 10^{-4} \text{ (500 } ^\circ\text{C)}$$

De acordo com os dados anteriores,

- a) escreva a expressão da constante de equilíbrio (K_c) para essa reação e explique por que o aumento da temperatura diminui o valor da constante de equilíbrio;
- b) calcule a concentração de equilíbrio de NH_3 , em mol/L, a $500 \text{ } ^\circ\text{C}$, a partir da mistura de $1,0 \text{ mol}$ de N_2 e $3,0 \text{ moles}$ de H_2 , em um recipiente de $1,0 \text{ L}$;

c) explique por que o processo Haber-Bosh é mais vantajoso, industrialmente, quando são utilizadas pressões elevadas.

18. (Ufla 2007) O NO (monóxido de nitrogênio) é um poluente atmosférico formado a temperaturas elevadas pela reação de N_2 e O_2 . A uma determinada temperatura, a constante de equilíbrio para a reação é igual a $5,0 \times 10^{-4}$. Nessa temperatura, as concentrações de equilíbrio são: $[\text{NO}] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{N}_2] = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

Pergunta-se:

- a) Qual a concentração molar de O_2 , nas condições de equilíbrio?
- b) Sabendo-se que a constante de velocidade para reação direta é igual a $2,0 \times 10^{-5}$, nas condições descritas anteriormente, calcule a constante de velocidade para a reação inversa.

19. (Unesp 2006) O cloro (grupo 17 da classificação periódica) é um gás irritante e sufocante. Misturado à água, reage produzindo os ácidos clorídrico e hipocloroso - que age como desinfetante, destruindo ou inativando os microorganismos.

- a) Identifique os reagentes e os produtos desta reação e forneça suas fórmulas químicas.
- b) A água de lavadeira é uma solução aquosa de hipoclorito e o ácido muriático é uma solução concentrada de ácido clorídrico. Ambos podem ser utilizados separadamente na limpeza de alguns tipos de piso. Explique a inconveniência, para a pessoa que faz a limpeza, de utilizar uma mistura destes dois produtos.

20. (Ufu 2006) Para uma solução estoque preparada por meio da diluição de $0,10 \text{ mol}$ de um ácido fraco HA em um litro de água, a experiência mostrou que o ácido está 1% dissociado, a $25 \text{ } ^\circ\text{C}$. Uma porção de $100,0 \text{ mL}$ desta solução estoque foi transferida para um béquer e, a seguir, foi adicionada uma certa quantidade de cristais do sal solúvel em água, NaA. Sabendo-se que Na é átomo de sódio e que A é a representação genérica do ânion de um ácido fraco, faça o que se pede.

- a) Escreva a constante de dissociação do ácido HA.
- b) Comparando a solução estoque com a solução após a adição do sal, a concentração dos íons H_3O^+ aumentou, diminuiu ou permaneceu constante? Justifique sua resposta.
- c) No béquer, após a adição dos cristais de NaA, foi formada uma solução-tampão. Dê uma definição para essa solução-tampão e as equações principais dos equilíbrios químicos existentes no béquer.

