



**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

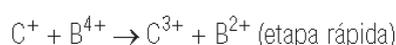
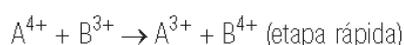
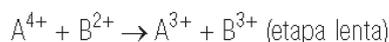
Data: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

Professora: Thamiris Cid

Aluno: \_\_\_\_\_

Volume 6 – página 51

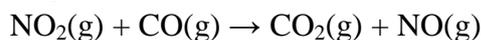
11. (ITA – SP) Considere o seguinte mecanismo de reação genérica:



Com relação a esse mecanismo, assinale a opção errada:

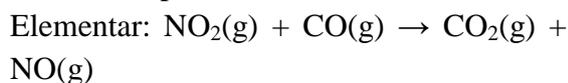
- A reação global é representada pela equação  $C^+ + 2 A^{4+} \rightarrow C^{3+} + 2 A^{3+}$ .
- $B^{2+}$  é catalisador.
- $B^{3+}$  e  $B^{4+}$  são intermediários da reação.
- A Lei de Velocidade é descrita pela equação  $v = k [C^+] [A^{4+}]$ .
- A reação é de segunda ordem.

12. (UNIMONTES – MG) Em temperaturas inferiores a 500 K, a reação entre o monóxido de carbono e o dióxido de nitrogênio, cuja equação de velocidade ( $v$ ) é dada por  $v = k \cdot [NO_2]^2$ , é representada pela equação:

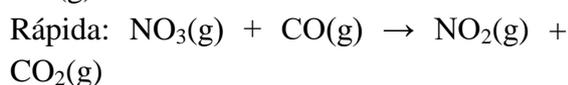
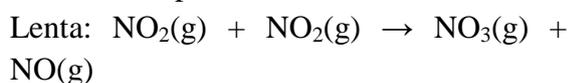


Dados os mecanismos I, II, III e IV:

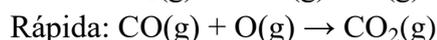
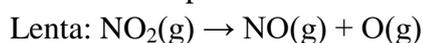
I – Uma etapa.



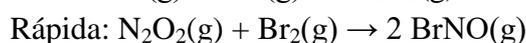
II – Duas etapas.



III – Duas etapas.



IV – Duas etapas.



O mecanismo que está de acordo com a equação e velocidade obtida no experimento é:

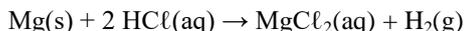
- IV
- III
- II**
- I

13. (UFPE) Na tentativa de se estudar o mecanismo da reação de formação de dióxido de nitrogênio, a partir de NO e oxigênio:  $2 NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO_2(g)$ , dois experimentos foram feitos. Quando a concentração de NO foi duplicada, a velocidade da reação tornou-se quatro vezes maior. Quando as concentrações de NO e  $O_2$  foram duplicadas, a velocidade aumentou oito vezes. De acordo com esses resultados, é correto afirmar que a Lei de Velocidade obtida experimentalmente e a ordem total da reação são, respectivamente:

- $v = k [NO]^2 [O_2]$  e ordem total = 3.
- $v = k [NO]^2 [O_2]$  e ordem total = 2.
- $v = k [NO]^2 [O_2]^2$  e ordem total = 4.
- $v = k [NO]^4 [O_2]^8$  e ordem total = 12.
- $v = k [NO] [O_2]$  e ordem total = 2.

Hora do estudo – página 59

16. (UFAM) O quadro abaixo mostra situações experimentais realizadas por um estudante sobre a reação:



Reação	Massa de Mg(g)	Forma do Mg(s)	Concentração do ácido em mol L <sup>-1</sup>	Temperatura (°C)
1	2,0	barra	0,2	20
2	2,0	pó	0,2	20
3	2,0	barra	0,4	60
4	2,0	pó	0,4	60

Considere as seguintes afirmativas:

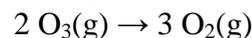
- I. A velocidade da reação 4 é maior que a da reação 2.
- II. A velocidade da reação 3 é igual a da reação 4.
- III. A velocidade da reação 1 é igual a da reação 2.
- IV. A velocidade da reação 2 é menor que a da reação 1.
- V. A velocidade da reação 3 é maior que a da reação 1.

A opção que apresenta as afirmativas corretas é:

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

27. (UFRN) A camada de ozônio é considerada a camada protetora do planeta Terra, pois controla a passagem de raios ultravioletas, que, em excesso, são considerados prejudiciais aos seres vivos. Ambientalistas, pesquisadores e outros grupos da sociedade vêm observando o aumento da incidência desses raios sobre a Terra. A decomposição do ozônio constitui um processo natural que pode ser acelerado pela presença de poluentes atmosféricos. A equação a seguir representa o equilíbrio da

transformação espontânea do ozônio em oxigênio:



Supõe-se que o processo dessa reação de decomposição ocorra em duas etapas, segundo o mecanismo:  
 1.ª etapa: rápida, reversível  $\text{O}_3\text{(g)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + \text{O(g)}$   
 2.ª etapa: lenta  $\text{O}_3\text{(g)} + \text{O(g)} \rightarrow 2 \text{O}_2\text{(g)}$

A lei que expressa a velocidade da decomposição do ozônio é:

- a)  $v = k [\text{O}_2]^2$
- b)  $v = k [\text{O}_3]$
- c)  $v = k [\text{O}_3] \cdot [\text{O}]$
- d)  $v = k [\text{O}_2] \cdot [\text{O}]$

32. (UFC – CE) A tabela abaixo apresenta os resultados obtidos para o estudo cinético de uma reação química elementar genérica na forma  $a \text{A} + b \text{B} + c \text{C} \rightarrow \text{D} + \text{E}$ :

Experimento	[A]	[B]	[C]	Velocidade da reação / mol L <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup>
1	0,10	0,10	0,10	$8,0 \cdot 10^{-4}$
2	0,20	0,10	0,10	$1,6 \cdot 10^{-3}$
3	0,10	0,20	0,10	$1,6 \cdot 10^{-3}$
4	0,10	0,10	0,20	$3,2 \cdot 10^{-3}$

A partir desses resultados, determine a Lei da Velocidade da reação.

$$v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}] \cdot [\text{C}]^2$$



**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

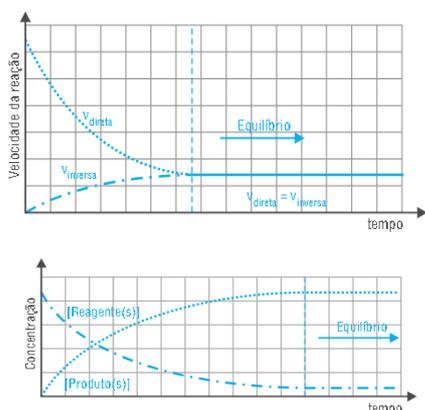
Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_

Professora: Thamis Cid

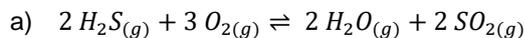
Aluno: \_\_\_\_\_

Volume 7 – página 13

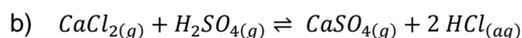
1. Em uma reação, o equilíbrio é atingido no momento em que a velocidade da reação direta se iguala à velocidade da reação inversa. Isso ocorre quando as concentrações do(s) reagente(s) e do(s) produto(s), sob temperatura constante, não se alteram. Por meio de representações gráficas, demonstre a situação de equilíbrio.



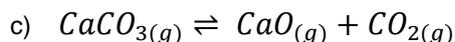
2. Represente a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração e de pressão parcial para as reações reversíveis:



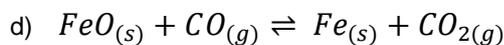
$$K_c = \frac{[H_2O]^2 \cdot [SO_2]^2}{[H_2S]^2 \cdot [O_2]^3} \quad K_p = \frac{(p_{H_2O})^2 \cdot (p_{SO_2})^2}{(p_{H_2S})^2 \cdot (p_{O_2})^3}$$



$$K_c = \frac{[HCl]^2}{[CaCl_2] \cdot [H_2SO_4]}$$



$$K_c = [CO_2] \quad K_p = (p_{CO_2})$$



$$K_c = \frac{[CO_2]}{[CO]} \quad K_p = \frac{(p_{CO_2})}{(p_{CO})}$$



$$K_c = \frac{[CO_2]}{[Ca(HCO_3)_2]}$$

3. Com a expressão da constante de equilíbrio representada em cada item, escreva a reação reversível à qual está relacionada.

a)  $K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$



b)  $K_p = \frac{(p_{PCl_2}) \cdot (p_{Cl_2})}{(p_{PCl_5})}$



c)  $K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2}) \cdot (p_{I_2})}$



d)  $K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}$



e)  $K_p = \frac{(p_{CO}) \cdot (p_{H_2O})}{(p_{H_2}) \cdot (p_{CO_2})}$



f)  $K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})}$





**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

Data: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

Professora: Thamiris Cid

Aluno: \_\_\_\_\_

Volume 7 – página 15

5. (UNIRIO – RJ) Um dos graves problemas ambientais que enfrenta a sociedade é, sem dúvida, a poluição causada por poluentes oriundos da queima de combustíveis fósseis, originando assim precipitação de chuvas ácidas. Um dos equilíbrios envolvidos na formação deste tipo de poluição pode ser representado pela equação:  $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)} + 2SO_{2(g)}$ . Considerando, hipoteticamente, uma situação atmosférica onde estão presentes em equilíbrio: 3 mol/L de  $SO_2$ , 4 mol/L de  $O_2$  e 4 mol/L de  $SO_3$ , o valor da constante de equilíbrio seria:

- a)  $\frac{9}{4}$   
 b)  $\frac{2}{3}$   
 c)  $\frac{1}{2}$   
 d)  $\frac{4}{9}$   
 e) 1,0

7. (UEG – GO) Diz-se que uma reação reversível atinge um equilíbrio químico quando as velocidades das reações direta e inversa se igualam. É importante notar que toda reação reversível sempre chega a um equilíbrio, embora isso possa demorar um tempo maior ou menor. De acordo com a teoria de equilíbrio químico, foi elaborado o seguinte problema:

Em um recipiente de 1 litro são introduzidos 5,0 mol de  $N_2O_4$ , que se transformam em  $NO_2$ . Uma vez atingido o equilíbrio,  $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ , resta no sistema 1,3 mol de reagente.

Faça o que se pede:

- a) Dê a expressão da constante de equilíbrio da equação acima.

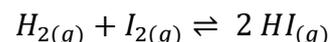
$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

- b) Calcule a constante de equilíbrio ( $K_c$ ) desse experimento.

	$N_2O_{4(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2NO_{2(g)}$
<b>Início</b>	5 mol/L	$\rightleftharpoons$	0
<b>Reage/Forma</b>	3,7 mol/L	$\rightleftharpoons$	7,4 mol/L
<b>Equilíbrio</b>	1,3 mol/L	$\rightleftharpoons$	7,4 mol/L

Hora do Estudo – página 25

6. (UEM – PR) Em um recipiente de 500 mL, encontram-se, em condições de equilíbrio, 10 mol/L de  $H_{2(g)}$  e 0,01 mol/L de  $I_{2(g)}$ . Qual é a concentração do  $HI_{(g)}$ , sabendo-se que, nas condições do experimento, a constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é  $10^{-3}$ ?



- a) 50 mol/L  
 b) 100 mol/L  
 c) 0,1 mol/L  
 d) 5 mol/L  
 e) 0,01 mol/L



**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_

Professora: **Thamiris Cid**

Aluno: \_\_\_\_\_

**OBS.: Gabarito ao final dos exercícios**

**Volume 7 – página 21**

1. As lâmpadas halógenas, como as dicróicas, apresentam o mesmo princípio que as lâmpadas incandescentes comuns. Porém, em termos de economia, oferecem mais luz com potência menor ou igual. A luz mais branca, uniforme e brilhante, possibilita realçar as cores e os objetos com maior eficiência energética.



Essas lâmpadas incandescentes apresentam um filamento de tungstênio contido em um bulbo com gás inerte e uma pequena quantidade de halogênio, iodo ou bromo. A presença de um desses elementos diminui a deposição de tungstênio, que se desprende do filamento durante a passagem de corrente elétrica, conforme o equilíbrio químico:



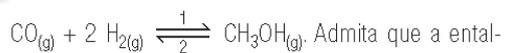
Com base nessas informações, indique o sentido do deslocamento do equilíbrio quando ocorre o resfriamento do bulbo. Justifique sua resposta.

2. (IFCE) O monóxido de carbono é formado, quando o dióxido de carbono reage com o carbono sólido (grafita).



Que é mais favorável à formação do monóxido de carbono, a temperatura elevada ou a temperatura mais baixa? Justifique a resposta.

3. (UFRJ) A reação de síntese do metanol a partir de monóxido de carbono e hidrogênio é:

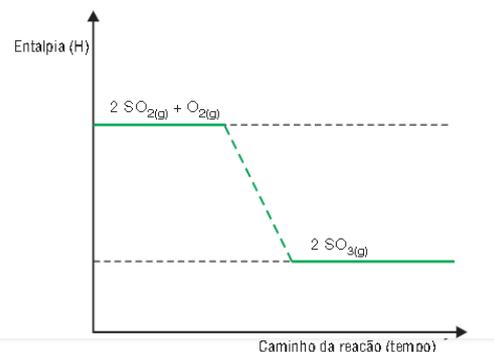


Admita que a entalpia-padrão dessa reação seja constante e igual a  $-90 \text{ kJ/mol}$  de metanol formado e que a mistura reacional tenha comportamento de um gás ideal. A partir de um sistema inicialmente em equilíbrio, explique como aumentos independentes de temperatura e pressão afetam o equilíbrio dessa reação.

4. O ácido sulfúrico é utilizado como matéria-prima na fabricação de fertilizantes, detergentes, explosivos, papel, corantes, cosméticos e baterias de automóveis. Tem uso intenso nas indústrias metalúrgicas, petroquímicas e de galvanoplastia. Em virtude dessa intensa aplicabilidade, é considerado o mais importante entre os ácidos. Tem ação altamente desidratante e corrosiva. Sua manipulação deve ser sempre cautelosa, pois, uma vez em contato com a pele, pode provocar graves queimaduras.



Uma das etapas da fabricação desse ácido consiste na reação do dióxido de enxofre com o oxigênio para formar o trióxido de enxofre.



Pela análise do diagrama, responda às questões.

- a) Com o objetivo de favorecer o rendimento da reação, que alteração deve ser realizada com a temperatura do sistema? Justifique sua resposta.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

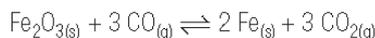
- b) Ao manter a temperatura constante e diminuir a pressão do sistema, para qual sentido o equilíbrio é deslocado? Justifique sua resposta.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

5. O principal minério de ferro encontrado no Brasil é a hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), considerada de boa qualidade em razão dos baixos índices de fósforo e enxofre. A partir desse minério, é possível obter ferro em fornos siderúrgicos, conforme a equação:



Determine o sentido do deslocamento do equilíbrio quando:

- a) for adicionado  $\text{CO}_{(g)}$  ao sistema;  
 b) for retirado  $\text{CO}_{2(g)}$  do sistema;  
 c) houver aumento na pressão sobre o sistema. Justifique sua resposta.
6. (UFES) Compostos nitrogenados são utilizados em diversos segmentos da sociedade. Na produção agrícola, por exemplo,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  e  $\text{H}_2\text{NCONH}_2$  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:



Dado:  $K_c = 1,5 \cdot 10^{-5}$  (500 °C)

De acordo com os dados acima,

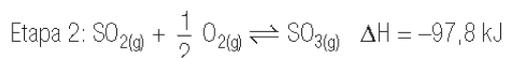
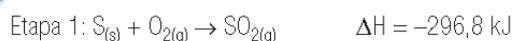
- a) escreva a expressão da constante de equilíbrio ( $K_c$ ) para essa reação e explique o efeito da temperatura sobre o equilíbrio;  
 b) explique por que o processo Haber-Bosh é mais vantajoso, industrialmente, quando são utilizadas pressões elevadas.
7. A flatulência é a saída de gases intestinais produzidos principalmente pela digestão dos alimentos. Entre os vários gases intestinais que podem ser produzidos durante a digestão encontram-se gases sem cheiro, como o dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), o oxigênio ( $\text{O}_2$ ), o nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e o metano ( $\text{CH}_4$ ). O odor desagradável da flatulência é decorrente das bactérias existentes no intestino, que liberam pequenas quantidades de compostos contendo enxofre, como o gás sulfídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ), o metanotiol ( $\text{H}_3\text{C-S-H}$ ), o dimetil sulfeto ( $\text{H}_3\text{C-S-CH}_3$ ) e mercaptanas.

O sistema gasoso envolvendo alguns gases intestinais é dado pela seguinte expressão da constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}$$

De acordo com essa informação, responda às questões.

- a) Qual é a equação química que representa o sistema em equilíbrio?  
 b) Qual é o efeito do aumento da pressão total sobre esse sistema?
8. (UEPA) O trióxido de enxofre constitui um dos poluentes atmosféricos proveniente da queima de derivados de petróleo, como a gasolina e o óleo *diesel*, que possuem enxofre como impureza. Sua formação se dá segundo as etapas:



Com base na análise das etapas 1 e 2, responda ao que se pede:

- a) Na etapa (1), que efeito provoca na energia de ativação a adição de um catalisador?  
 b) Cite 3 fatores que na etapa (2), alterando o estado de equilíbrio, provocam aumento da concentração de  $\text{SO}_3$ .  
 c) Em qual etapa a reação é mais exotérmica?

## GABARITO

- Como a energia dos reagentes é maior que a energia do produto (reação exotérmica), a diminuição da temperatura pelo resfriamento do bulbo desloca o equilíbrio no sentido da reação direta.
- De acordo com a equação, a produção do monóxido de carbono por meio do dióxido de carbono sólido é favorecida pelo aumento da temperatura do sistema, pois a reação direta é endotérmica.

3. Pelas informações, a reação direta (1) é exotérmica ( $\Delta H < 0$ ). Assim, o aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação inversa (endotérmica). Já o aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido em que há menor quantidade de matéria dos gases (contração do volume). E, pelo equilíbrio apresentado, no sentido do produto (reação direta).
4. a) Como a variação de entalpia é negativa, a reação é exotérmica no sentido da reação direta. Portanto, para aumentar a concentração de  $\text{SO}_{3(g)}$ , é necessário diminuir a temperatura do sistema.  
 b) A diminuição da pressão desloca o equilíbrio no sentido da reação em que ocorre o aumento da quantidade de matéria dos gases, ou seja, para a expansão do volume. Nesse caso, no sentido da reação inversa
5. a) A adição de CO ao sistema desloca o equilíbrio no sentido da reação direta, favorecendo à produção de ferro.  
 b) a remoção de  $\text{CO}_2$  do sistema desloca o equilíbrio no sentido da reação direta, favorecendo à produção de ferro.  
 c) O aumento da pressão total sobre o sistema, nessa equação, não desloca o equilíbrio, pois o número de moléculas no estado gasoso é o mesmo em ambos os sentidos.
6. a) 
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$
  
 A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação direta (produto), pois a reação é exotérmica ( $\Delta H < 0$ ). Ao contrário, o aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação inversa.  
 b) O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido em que há menor quantidade de matéria dos gases (contração do volume). Nesse caso, no sentido da formação do produto (reação direta).
7. a) 
$$\text{CS}_{2(g)} + 4\text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{S}_{(g)}$$
  
 b) O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido da reação em que ocorre uma diminuição da quantidade de matéria dos gases (contração do volume), ou seja, para o sentido da reação direta.
8. a) A adição de um catalisador em uma reação química provoca diminuição na energia de ativação.  
 b) Para aumentar a concentração de  $\text{SO}_3$ , é possível diminuir a temperatura, aumentar a concentração de  $\text{SO}_2$ , aumentar a concentração de  $\text{O}_2$ , aumentar a pressão do sistema, retirar  $\text{SO}^3$  à medida que ele for sendo produzido.  
 c) A reação é mais exotérmica na etapa 1, pois a energia liberada é maior.



**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

Data: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

Professora: Thamiris Cid

Aluno: \_\_\_\_\_

Volume 7 – página 41

3. Determine o pH e o pOH de um suco de tomate cuja concentração de íons hidrogênio é igual a 0,001 mol/L. Classifique essa solução em meio ácido, neutro ou básico.

$$\begin{aligned} [H^+] &= 0,001 = 10^{-3} \text{ mol/L} & \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= -\log [H^+] & \text{pOH} &= 14 - 3 \\ \text{pH} &= -(\log 10^{-3}) & \text{pOH} &= 11 \\ \text{pH} &= 3 \therefore \text{meio ácido} \end{aligned}$$

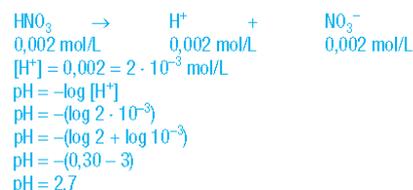
$$\begin{aligned} [H^+] &= 8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \\ \text{pH} &= -\log [H^+] \\ \text{pH} &= -(\log 8 \cdot 10^{-6}) \\ \text{pH} &= -(\log 8 + \log 10^{-6}) \\ \text{pH} &= -(\log 2^3 + \log 10^{-6}) \\ \text{pH} &= -(3 \log 2 + \log 10^{-6}) \\ \text{pH} &= -(3 \cdot 0,3 - 6) \\ \text{pH} &= 5,1 \therefore \text{meio ácido} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pOH} &= 14 - 5,1 \\ \text{pOH} &= 8,9 \end{aligned}$$

4. Uma solução de vinagre apresenta pH = 3. Determine as concentrações dos íons hidrogênio e hidroxila presentes nessa solução.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] \\ 3 &= -\log [H^+] \\ [H^+] &= 10^{-3} \text{ mol/L} \\ K_w &= [H^+] \cdot [OH^-] \\ 1 \cdot 10^{-14} &= 10^{-3} \cdot [OH^-] \\ [OH^-] &= 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

7. Sabendo que o ácido nítrico se ioniza completamente, determine o pH e o pOH de uma solução de HNO<sub>3</sub> com concentração igual a 0,002 mol/L.



$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pOH} &= 14 - 2,7 \\ \text{pOH} &= 11,3 \end{aligned}$$

5. Uma alíquota de água do mar tem pH = 8. Calcule a concentração de íons hidroxila presente nessa amostra e indique se a solução é ácida, neutra ou básica.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 8 \therefore \text{solução básica} & \text{pOH} &= -\log [OH^-] \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 & 6 &= -\log [OH^-] \\ \text{pOH} &= 14 - 8 & [OH^-] &= 10^{-6} \text{ mol/L} \\ \text{pOH} &= 6 \end{aligned}$$

6. Calcule o pOH da solução cuja concentração hidrogeniônica é igual a  $8 \cdot 10^{-6}$  mol/L. Classifique-a em meio ácido, neutro ou básico. (Dado:  $\log 2 = 0,3$ )



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

Data: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

Professora: Thamiris Cid

Aluno: \_\_\_\_\_

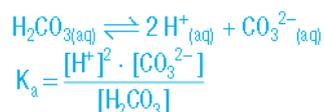
Volume 7 – página 41

9. Por meio das equações de ionização ou de dissociação iônica em solução aquosa para os eletrólitos representados a seguir, escreva as suas constantes de equilíbrio.

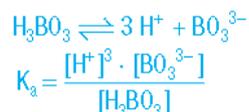
a)  $H_2S$



b)  $H_2CO_3$



c)  $H_3BO_3$



10. (UFLA – MG) Em um frasco estão contidos 1 000 mL de uma solução de um ácido fraco hipotético HA.

a) Escreva a equação de ionização de HA em água e indique em que sentido o equilíbrio está deslocado.



Por ser um ácido fraco, o equilíbrio está deslocado no sentido da reação inversa.

b) Dê a expressão que define a constante de ionização desse ácido.

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

c) O que ocorre com o equilíbrio se um sal hipotético BA for adicionado à solução?

Se um sal BA for adicionado à solução, ocorre um aumento da concentração do íon em comum  $A^-$ . Isso faz com que o equilíbrio seja deslocado no sentido da reação inversa.

11. Com os valores das constantes de ionização ( $K_a$ ) dos ácidos, organize-os em ordem decrescente de força.

Ácido hipobromoso (HBrO)  $K_a = 2,0 \cdot 10^{-9}$

Ácido hipoiódico (HIO)  $K_a = 2,3 \cdot 10^{-11}$

Ácido carbônico ( $H_2CO_3$ )  $K_a = 4,3 \cdot 10^{-7}$

Ácido sulfuroso ( $H_2SO_3$ )  $K_a = 1,5 \cdot 10^{-2}$

Quanto maior é o valor de  $K_a$ , mais forte é o ácido. Portanto, a ordem decrescente quanto à força é:  $H_2SO_3 > H_2CO_3 > HBrO > HIO$ .

12. (UFPE) Analisando a tabela a seguir, com valores de constantes de basicidade,  $K_b$ , a 25 °C para diversas bases, podemos afirmar que:

Base	$K_b$
Dimetilamina, $(CH_3)_2NH$	$5,4 \cdot 10^{-4}$
Amônia, $NH_3$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Hidróxido de zinco, $Zn(OH)_2$	$1,2 \cdot 10^{-9}$
Piridina, $C_5H_5N$	$1,8 \cdot 10^{-9}$
Anilina, $C_6H_5NH_2$	$4,3 \cdot 10^{-10}$

a) a amônia é uma base mais fraca que o hidróxido de zinco.

b) a anilina é a base mais forte.

- c) a piridina e a amônia têm a mesma força básica.
- d) a dimetilamina é a base mais forte.
- e) a anilina é mais básica que a piridina.

13. (UESPI) Os halogênios pertencem a uma classe de elementos com acentuada reatividade. Estão presentes na composição química de muitos ácidos como o HF, HCl, HBr e HI. Considerando os dados mostrados na tabela a seguir:

Equilíbrio de transferência de prótons	Constante de acidez a 25 °C
$\text{HF}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{F}^-_{(aq)}$	$3,5 \cdot 10^{-4}$
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$	$\cong 1,0 \cdot 10^7$
$\text{HBr}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Br}^-_{(aq)}$	$\cong 1,0 \cdot 10^9$
$\text{HI}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{I}^-_{(aq)}$	$\cong 3,0 \cdot 10^9$

é correto afirmar que:

- a) o ácido com maior capacidade de liberar  $\text{H}_3\text{O}^+$  é o HBr.
- b) o ácido clorídrico, ao sofrer ionização, apresenta mais espécies não ionizadas.
- c) a ordem de acidez crescente é:  $\text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI} < \text{HF}$ .
- d) o ácido iodídrico é mais fraco que o ácido bromídrico.
- e) o ácido fluorídrico é o ácido mais fraco



**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

Data: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

Professora: **Thamiris Cid**

Aluno: \_\_\_\_\_

Volume 7 – página 43

14. Determine a constante de ionização de um monoácido HA, de concentração 0,2 mol/L, sabendo que esse ácido apresenta grau de ionização 0,2%

$$K_a = \alpha^2 \cdot [ ]$$

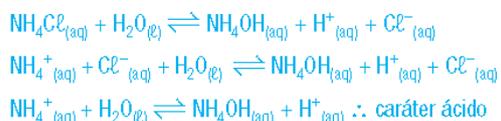
$$K_a = (2 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 0,2$$

$$K_a = 8 \cdot 10^{-7}$$

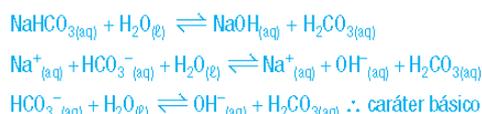
Página 50

1. Para os sais indicados a seguir, escreva, se houver, as equações de hidrólise e indique o caráter da solução.

- a)  $\text{NH}_4\text{Cl}$



- b)  $\text{NaHCO}_3$



- c)  $\text{K}_2\text{SO}_4$

**Não ocorre hidrólise.**

2. Com base na força do ácido e da base que deriva o sal correspondente, indique o seu caráter.

- a)  $\text{NaCl}$

**$\text{NaOH}$  (base forte) +  $\text{HCl}$  (ácido forte)  
 $\therefore$  caráter neutro**

- b)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

**$\text{Al}(\text{OH})_3$  (base fraca) +  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido forte)  
 $\therefore$  caráter ácido**

- c)  $\text{FeBr}_2$

**$\text{Fe}(\text{OH})_2$  (base fraca) +  $\text{HBr}$  (ácido forte)  
 $\therefore$  caráter ácido**

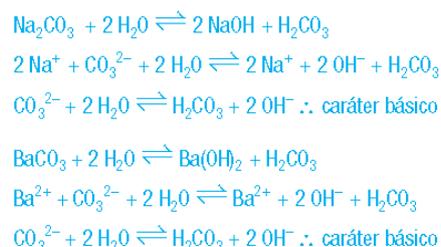
- d)  $\text{KNO}_3$

**$\text{KOH}$  (base forte) +  $\text{HNO}_3$  (ácido forte)  
 $\therefore$  caráter neutro**

- e)  $\text{NaClO}$

**$\text{NaOH}$  (base forte) +  $\text{HClO}$  (ácido fraco)  
 $\therefore$  caráter básico**

3. Na ausência de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) dissolvido, a basicidade de algumas águas minerais pode ser atribuída a sais como o carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e o carbonato de bário ( $\text{BaCO}_3$ ), presentes em sua composição. Justifique essa característica escrevendo as equações de hidrólise desses sais.



4. (UFRN) Antônio presta serviços de manutenção em piscinas, aproveitando os conhecimentos adquiridos no Ensino Médio. No processo de cloração da água, ele utiliza hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ), um sal originário de base forte e ácido fraco. Ao dissolver certa quantidade dessa substância na água de uma piscina, o valor do pH:

- a) diminui, pela acidificação da solução;  
b) aumenta, pela ionização do sal;  
c) **aumenta, pela hidrólise do sal;**

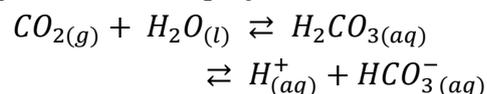
- d) diminui, pela neutralização da solução.
5. (UEMA) Os sais têm sido de grande utilidade na correção do pH de solos. Culturas como arroz e milho necessitam de solos básicos, o que não é comum no Brasil. Sais como o bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ), cloreto férrico ( $\text{FeCl}_3$ ) e nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ), apesar de pertencerem à mesma função química, apresentam reações de hidrólise diferentes, o que os classifica, respectivamente, em sais de reações:
- básica; ácida; neutra.
  - ácida; básica; neutra.
  - neutra; ácida; básica.
  - básica; neutra; ácida.
  - ácida; neutra; básica.
6. (UFMG) A cor das hortênsias depende da acidez do solo. A cor azul predomina em pH menor que 5,5 e a cor rosa, em pH maior que 6,5. Três vasos, contendo o mesmo tipo de solo com pH igual a 7,5, foram tratados para o cultivo de hortênsias, da seguinte forma:
- Vaso I – adição de  $\text{CaCO}_3$  (sal de comportamento básico em meio aquoso)
- Vaso II – adição de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (sal de comportamento ácido em meio aquoso)
- Vaso III – adição de  $\text{KNO}_3$  (sal de comportamento neutro em meio aquoso)
- Assim sendo, é correto afirmar que a predominância da cor azul pode ocorrer:
- apenas nos vasos I e III;
  - apenas nos vasos II e III;
  - apenas no vaso II;
  - apenas no vaso I.
7. (UFSCAR – SP) Em um laboratório químico, um aluno identificou três recipientes com as letras A, B e C. Utilizando água destilada (pH = 7), o aluno dissolveu quantidades suficientes para obtenção de soluções aquosas 0,1 mol/L de cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , acetato

de sódio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , e cloreto de amônio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , nos recipientes A, B e C, respectivamente. Após a dissolução, o aluno mediu o pH das soluções dos recipientes A, B, C. Os valores corretos obtidos foram, respectivamente,

- = 7, > 7 e < 7
- = 7, < 7 e > 7
- > 7, > 7 e > 7
- < 7, < 7 e < 7
- = 7, = 7 e < 7

8. (UFSCAR – SP) Em um experimento de laboratório, um aluno adicionou algumas gotas do indicador azul de bromotimol em três soluções aquosas incolores: A, B e C. A faixa de pH de viragem desse indicador é de 6,0 a 7,6, sendo que o mesmo apresenta cor amarela em meio ácido e cor azul em meio básico. As soluções A e C ficaram com coloração azul e a solução B ficou com coloração amarela. As soluções A, B e C foram preparadas, respectivamente, com:
- $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e  $\text{NaClO}$ ;
  - $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{HCl}$  e  $\text{NaOH}$ ;
  - $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{HCl}$  e  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;
  - $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaHCO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;
  - $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaHCO}_3$  e  $\text{NaOH}$ .

9. (UNIFESP) O metabolismo humano utiliza diversos tampões. No plasma sanguíneo, o principal deles é o equilíbrio entre ácido carbônico e íon bicarbonato, representado na equação:



A razão  $\frac{\text{HCO}_3^-}{\text{H}_2\text{CO}_3}$  é  $\frac{20}{1}$

Considere duas situações:

I. No indivíduo que se excede na prática de exercícios físicos, ocorre o acúmulo de ácido lático, que se difunde rapidamente para o sangue, produzindo cansaço e câibras.

II. O aumento da quantidade de ar que ventila os pulmões é conhecido por hiperventilação, que tem como consequência metabólica a hipocapnia, diminuição da concentração de gás carbônico no sangue.

- a) O que ocorre com a razão  $\frac{HCO_3^-}{H_2CO_3}$  no plasma sanguíneo do indivíduo que se excedeu na prática de exercícios físicos? Justifique.

De acordo com a situação I, quando um indivíduo se excede na prática de exercícios físicos, ocorre um acúmulo de ácido láctico, que se difunde para o sangue, aumentando a concentração de íons  $H^+_{(aq)}$ . Esse aumento faz com que o equilíbrio seja deslocado no sentido da reação inversa, produzindo  $H_2CO_{3(aq)}$  e consumindo  $HCO_3^-_{(aq)}$ . Com isso, a razão  $\frac{HCO_3^-}{H_2CO_3}$  no plasma diminui.

- b) O que ocorre com o pH do sangue do indivíduo que apresenta hipocapnia? Justifique.

Hipocapnia é a diminuição da concentração de gás carbônico no sangue. Portanto, um indivíduo submetido a essa alteração apresenta uma perturbação no sistema-tampão do plasma sanguíneo. Como a concentração de gás carbônico diminui, o equilíbrio é deslocado no sentido da reação inversa, consumindo o íon  $H^+_{(aq)}$ . Dessa forma, o meio se torna menos ácido, ou seja, o pH aumenta.