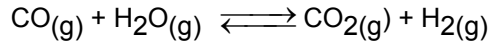


## QUÍMICA

Prof. Sheila

### EQUILÍBRIO MOLECULAR

1. Considere o equilíbrio, em fase gasosa,

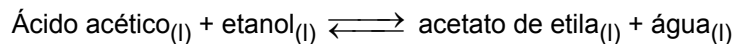


cuja constante K, à temperatura de 430 °C, é igual a 4. Em um frasco de 1,0 L, mantido a 430°C, foram misturados 1,0 mol de CO, 1,0 mol de H<sub>2</sub>O, 3,0 mol de CO<sub>2</sub> e 3,0 mol de H<sub>2</sub>. Esperou-se até o equilíbrio ser atingido. Em qual sentido, no de formar mais CO ou de consumi-lo, a rapidez da reação é maior, até se igualar no equilíbrio? Justifique.

Calcule as concentrações de equilíbrio de cada uma das espécies envolvidas (Lembrete: 4 = 2<sup>2</sup>).

**Obs.:** Considerou-se que todos os gases envolvidos têm comportamento de gás ideal.

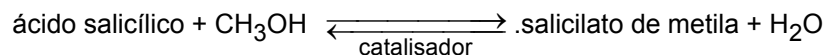
2. Ácido acético e etanol reagem reversivelmente, dando acetato de etila e água.



A 100°C, a constante de equilíbrio vale 4.

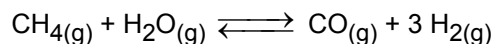
- Calcule a quantidade, em mol, de ácido acético que deve existir no equilíbrio, a 100°C, para uma mistura inicial contendo 2 mol de acetato de etila e 2 mol de água.
  - Partindo-se de 1,0 mol de etanol, para que 90% dele se transformem em acetato de etila, a 100°C, calcule a quantidade de ácido acético, em mol, que deve existir no equilíbrio. Justifique sua resposta com cálculos.
3. O metanol (H<sub>3</sub>COH) é um produto com elevada toxidez, podendo provocar náusea, vômito, perturbação visual, confusão mental e conduzindo à morte em casos mais graves de intoxicação. Em alguns países ele é utilizado como combustível, em especial em competições automobilísticas, e pode ser obtido industrialmente pela reação do monóxido de carbono com o hidrogênio.
- Escreva a equação química para a reação do monóxido de carbono com o hidrogênio, produzindo o metanol, e a expressão para a constante de equilíbrio para esta reação no estado gasoso.
  - Mantidas as demais condições constantes, qual o efeito esperado do aumento da pressão sobre a produção do metanol neste processo? Justifique.

4. A obtenção do salicilato de metila em laboratório pode ser feita conforme a seguinte equação:



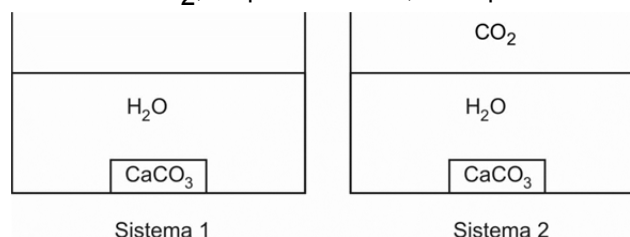
No intuito de se obter uma alta conversão do ácido salicílico ao salicilato de metila, realiza-se a reação utilizando-se o metanol como solvente. Baseado na equação de equilíbrio da reação apresentada justifique este procedimento.

5. Na crise energética, a produção de gás natural (metano) tem sido bastante incentivada. Além de combustível, o metano tem outras aplicações industriais, entre elas, a produção de hidrogênio com base na seguinte reação:

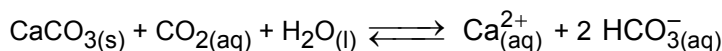
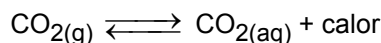
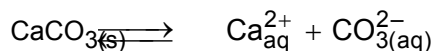


$$\Delta H^\circ = +216,9 \text{ kJ/mol}$$

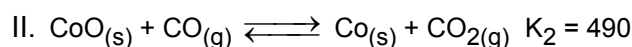
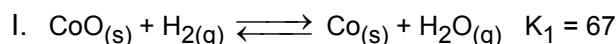
- A reação absorve ou desprende calor? Justifique.
  - Escreva a equação que representa a constante de equilíbrio para essa reação.
  - Em que direção a reação se deslocará se, após o equilíbrio estabelecido, ocorrer uma falha de processo e a pressão de H<sub>2</sub>O(g) diminuir? Justifique sua resposta.
6. Considere os dois sistemas, **1** e **2**, observados por iguais períodos de tempos, em que as partes aquosas estão em equilíbrio com o ar e com o CO<sub>2</sub>, respectivamente, à temperatura ambiente.



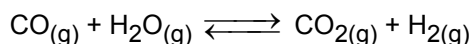
São dados os equilíbrios:



- a) Explique o motivo pelo qual a solubilização do carbonato de cálcio no sistema **1** é consideravelmente menor do que no sistema **2**.
- b) Explique por que, se o sistema **2** fosse resfriado, a quantidade de  $\text{CaCO}_3$  dissolvida seria maior do que se o sistema fosse mantido à temperatura ambiente.
7. Cobalto pode ser obtido a partir de seu óxido, por redução com hidrogênio ou com monóxido de carbono. São dadas as equações representativas dos equilíbrios e suas respectivas constantes a  $550^\circ\text{C}$ .



- a) Mostre como se pode obter a constante ( $K_3$ ) do equilíbrio representado por

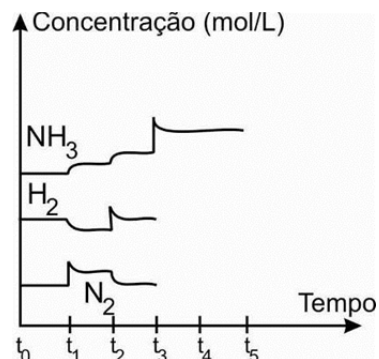


a  $550^\circ\text{C}$ , a partir das constantes dos equilíbrios I e II.

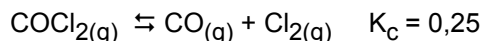
- b) Um dos processos industriais de obtenção de hidrogênio está representado no item **a**. A  $550^\circ\text{C}$ , a reação, no sentido da formação de hidrogênio, é exotérmica. Para este processo, discuta a influência de cada um dos seguintes fatores:
- aumento de temperatura;
  - uso de catalisador;
  - variação da pressão.

8. O gráfico ao lado representa alterações na concentração das espécies  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  e  $\text{NH}_3$  que estão em equilíbrio no instante  $t_0$ , sob pressão e temperatura constante. Analise o gráfico e responda:

- a) Que substância foi adicionada ao sistema em  $t_1$ ?
- b) Que variação sofre a constante de equilíbrio  $K_c$ , quando variam as concentrações em  $t_2$ ?
- c) Como variam as concentrações de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  em  $t_3$ ?
- d) Como variam as concentrações de  $\text{NH}_3$  e de  $\text{H}_2$  em  $t_4$ , quando  $\text{N}_2$  é retirado?

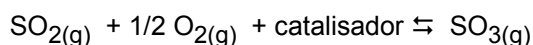


9. Um recipiente de 1 L contém 1 mol de  $\text{COCl}_2$  em equilíbrio com 1 mol de  $\text{CO}$  e 0,25 mol de  $\text{Cl}_2$ , conforme a equação:



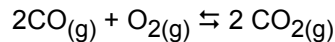
- a) Dobrando-se o número de moléculas de cada um dos três gases, o sistema não continuará em equilíbrio. Justifique esse fato.
- b) Se o recipiente contiver 2 mol de  $\text{CO}(\text{g})$  e 0,5 mol de  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , calcule quantos mols de  $\text{COCl}_2(\text{g})$  deverá haver no recipiente para que o sistema esteja em equilíbrio.

10. A obtenção de  $\text{SO}_3(\text{g})$  pode ser representada pela seguinte equação:



A formação do  $\text{SO}_3(\text{g})$ , por ser exotérmica, é favorecida a baixas temperaturas (temperatura ambiente). Entretanto, na prática, a obtenção do  $\text{SO}_3(\text{g})$ , a partir do  $\text{SO}_2(\text{g})$  e  $\text{O}_2(\text{g})$ , é realizada a altas temperaturas ( $420^\circ\text{C}$ ). Justifique essa aparente contradição.

11. A pressão de um sistema gasoso constituído por  $\text{CO}_2$ ,  $\text{O}_2$  e  $\text{CO}$ , em equilíbrio:



É de 2 atm, em uma dada temperatura. Sabendo que, no sistema em questão, há 30% de  $\text{CO}_2$  e 20% de  $\text{O}_2$ , em volume, calcule:

- A pressão parcial de  $\text{CO}$ .
- A constante de equilíbrio do sistema considerado, em termos de pressão.

12. Em um recipiente indeformável de 10 L são colocados 46 g de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ . O sistema é aquecido até  $27^\circ\text{C}$ , ocorrendo a reação representada pela equação  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ . Sabendo que, a essa temperatura, o grau de dissociação do  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  é igual a 20%, calcule a pressão parcial de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  no sistema. (Massas atômicas: N = 14; O = 16.)

13. Considere os seguintes dados referentes às reações químicas representadas por:

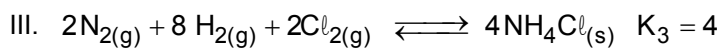
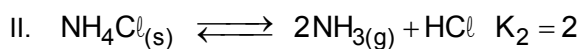
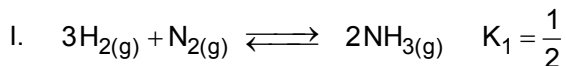
- $\text{A} \rightarrow \text{B}$ ; velocidade da reação =  $v_1$ ;
- $\text{B} \rightarrow \text{A}$ ; velocidade da reação =  $v_2$ ;

Em cada instante  $v_1 = k_1[\text{A}]$  e  $v_2 = k_2[\text{B}]$ , sendo que  $k_1$  e  $k_2$  são constantes.

- A partir dessas informações explique como se obtém a expressão da constante de equilíbrio de  $\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$ .
- Qual o valor dessa constante de equilíbrio se  $k_2 = 10 k_1$ ?

14. Verifica-se que, a  $200^\circ\text{C}$ , o equilíbrio  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , apresenta grau de dissociação igual a 80%. Sabendo que a pressão total é igual a 4 atm, determine o valor de  $K_p$ .

15. Dada as reações que estão em equilíbrio numa temperatura "T".



Se em um recipiente de volume igual a um litro e numa temperatura "T" adicionar-mos 2 mols de  $\text{H}_2$ , 2 mols de  $\text{Cl}_2$  e 8 mols de  $\text{HCl}$ . Podemos afirmar que as concentrações molares de cada componente da reação  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$  no equilíbrio, será:

### RESOLUÇÕES EQUILÍBRIO MOLECULAR

$$1. Q_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{3 \cdot 3}{1 \cdot 1} = 9$$

Como  $Q_c < K_c = 4$ , a reação deve caminhar para esquerda para atingir o equilíbrio.

	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$			
Início	1 mol/L	1 mol/L	3 mol/L	3 mol/L
$\Delta$	+x	+x	-x	-x
Equilíbrio	(1 + x) mol/L	(1 + x) mol/L	(3 - x) mol/L	(3 - x) mol/L

$$\text{Logo: } \frac{(3-x) \cdot (3-x)}{(1+x) \cdot (1+x)} = 4 \quad \therefore \frac{(3-x)}{(1+x)} = 2 \quad \therefore \boxed{x = 0,33 \text{ mol/L}}$$

Respostas:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 1,33 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 2,67 \text{ mol/L}$$

2.

a)

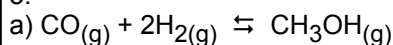
Ac. Acético + etanol $\rightleftharpoons$ acetato de etila + água				
Início	0	0	2 mol	2 mol
$\Delta$	+x	+x	-x	-x
Equilíbrio	$\frac{x \text{ mol}}{v \text{ L}}$	$\frac{x \text{ mol}}{v \text{ L}}$	$\frac{(2-x) \text{ mol}}{v \text{ L}}$	$\frac{(2-x) \text{ mol}}{v \text{ L}}$

Simplificando os volumes:  $4 = \frac{(2-x) \cdot (2-x)}{x \cdot x} \therefore x = 0,67 \text{ mol}$

$$b) K_C = \frac{[\text{acetato de etila}] \cdot [\text{água}]}{[\text{Ác. acético}] \cdot [\text{etanol}]}, \quad 4 = \frac{0,9 \cdot 0,9}{[\text{Ác. acético}] \cdot 0,1}$$

$$[\text{Ác. acético}] = 2,025 \text{ mol / L}$$

3.



$$K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2}$$

b) Pressões elevadas deslocam o equilíbrio no sentido de “menor volume”, ou seja, para a produção de  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

4. Um aumento na concentração de metanol desloca o equilíbrio para direita, no sentido da produção de salicilato de metila (reação direta).

5.

a) A reação direta absorve calor, pois  $\Delta H > 0$ .

$$b) K_C = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

c) A diminuição na pressão parcial da  $\text{H}_2\text{O}(g)$  faz com que o equilíbrio se desloque no sentido inverso, ou seja, para esquerda, no sentido da formação de  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CH}_4$ .

6.

a) O  $\text{CO}_2(g)$ , em contato com a  $\text{H}_2\text{O}$ , produz  $\text{CO}_2(aq)$  que desloca o equilíbrio “3”, no sentido de dissolver o  $\text{CaCO}_3(s)$  (para direita), aumentando a solubilização.

b) Ao diminuir a temperatura o  $\text{CO}_2(g)$  se transforma em  $\text{CO}_2(aq)$ . Aumentando a concentração do  $\text{CO}_2(aq)$ , desloca-se o equilíbrio “3”, no sentido de dissolver o  $\text{CaCO}_3$ .

7.

a) Invertendo a equação “I” e somando com a equação “II”, chega-se a equação “III”.

$$K_3 = \frac{1}{K_1} \cdot K_2 \therefore K_3 = \frac{1}{67} \cdot 490 \therefore K_3 = 7,31$$

b) O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido inverso (para esquerda). O catalisador não desloca o equilíbrio.

Este equilíbrio não sofre influencia da pressão.

8.

a)  $\text{N}_2$

b) A constante “ $K_C$ ” só varia com a temperatura, portanto, pela adição de “ $\text{H}_2$ ”, “ $K_C$ ” não varia.

c) As concentrações de “ $\text{N}_2$ ” e “ $\text{H}_2$ ” aumentam.

d) A concentração de “ $\text{H}_2$ ” aumenta e a de “ $\text{NH}_3$ ” diminui.

9.

$$a) Q_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{2 \cdot 0,5}{2} = 0,5 \neq K_c = 0,25$$

$$b) K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \Rightarrow 0,25 = \frac{2 \cdot 0,5}{x} \therefore \boxed{x = 0,25 \text{ mol/L}}$$

10. Uma reação exotérmica é favorecida pela diminuição de temperatura, ou seja, o rendimento é aumentado pela diminuição da temperatura. Se o processo é realizado em altas temperaturas, é porque não existe a preocupação com o rendimento do processo. A preocupação, então, deve ser apenas com a velocidade da reação. Quando a temperatura é elevada, a velocidade da reação aumenta, independente se a reação é exotérmica ou endotérmica.

11.

a) 50% em volume é de CO, logo, 50% da pressão é de CO, o que corresponde a  $p_{\text{CO}} = 1 \text{ ATM}$ .

$$b) p_{\text{total}} = 2 \text{ ATM} \begin{cases} 30\% \text{ de } \text{CO}_2 \rightarrow p_{\text{CO}_2} = 0,6 \text{ ATM} \\ 20\% \text{ de } \text{O}_2 \rightarrow p_{\text{O}_2} = 0,4 \text{ ATM} \\ 50\% \text{ de } \text{CO} \rightarrow p_{\text{CO}} = 1 \text{ ATM} \end{cases}$$

$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}_2})^2}{(p_{\text{CO}})^2 \cdot p_{\text{O}_2}} = \frac{(0,6)^2}{(1)^2 \cdot 0,4} = 0,9 \text{ atm}^{-1}$$

$$12. n_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{46 \text{ g}}{92 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$	
Início	0,5 mol	0
$\Delta$	-0,1 mol	+0,2 mol
Equilíbrio	0,4 mol	0,2 mol

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot v = n_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot R \cdot T$$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot 10 = 0,4 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$\boxed{p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,984 \text{ atm}}$$

13.

$$a) V_1 = V_2 \\ K_1 [A] = K_2 [B]$$

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[B]}{[A]}$$

$$b) K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{K_1}{10K_1} = \frac{1}{10} = 0,1$$

14.

	$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$		
Início	x mol	0	0
$\Delta$	-0,8x mol	+0,8x mol	+0,8x mol
Equilíbrio	0,2x mol	0,8x mol	0,8x mol
Total=	1,8x mol		
$p_{\text{total}}=$	4 atm		

$$4 \text{ atm} - 1,8x \text{ mol} \\ p_{\text{PCl}_5} - 0,2 \text{ mol}$$

$$\boxed{p_{\text{PCl}_5} = 0,44 \text{ atm}}$$

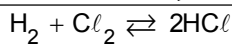
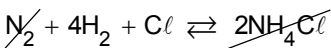
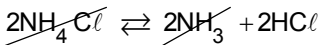
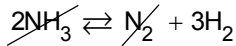
4 atm — 1,8x mol  
 pPC<sub>ℓ3</sub> — 0,8x mol

$$pPC_{\ell_3} = 1,78 \text{ atm}$$

a)  $pPC_{\ell_3} = pPC_{\ell_2}$

15. Inventar a equação "I".  
 Multiplicar a equação "II" por 2.  
 Dividir a equação "III" por 2.

Logo:



$$K_1 = \frac{1}{2} \therefore K'_1 = 2$$

$$K_2 = 2 \therefore K'_2 = 2^2 = 4$$

$$K_3 = 4 \therefore K'_3 = \sqrt{4} = 2$$

$$\text{Logo: } K_p = \frac{pPC_{\ell_3} \cdot pPC_{\ell_2}}{pPC_{\ell_5}} = \frac{1,78 \cdot 1,78}{0,44} = 7,2 \text{ atm}$$

$$K_c = K'_1 \cdot K'_2 \cdot K'_3$$

$$K_c = 2 \cdot 4 \cdot 2 = 16$$

$$\text{Logo: } Q_c = \frac{[HCl]^2}{[H_2] \cdot [Cl_2]} = \frac{(8)^2}{(2) \cdot (2)} = 16 = K_c$$

Como já está em equilíbrio, temos:

$$[H_2] = 2 \text{ mol/L}$$

$$[Cl_2] = 2 \text{ mol/L}$$

$$[HCl] = 8 \text{ mol/L}$$

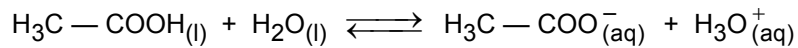
É importante saber utilizar a tabela abaixo:

TABELA DE LOGARÍTMOS

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	00	04	08	11	15	18	20	23	26	28
2	30	32	34	36	38	40	42	43	45	46
3	48	49	51	52	53	54	56	57	58	59
4	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69
5	70	71	72	72	73	74	75	76	76	77
6	78	79	79	80	81	81	82	83	83	84
7	85	85	86	86	87	88	88	89	89	90
8	90	91	91	92	92	92	93	94	94	95
9	95	96	96	97	97	98	98	99	99	100

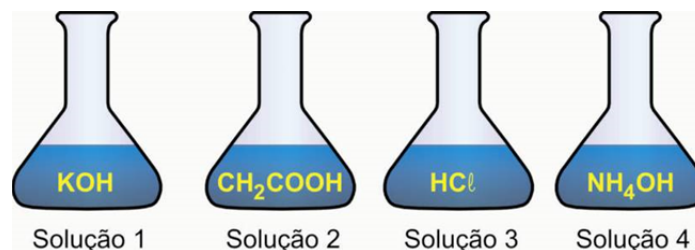
**EQUILÍBRIO DE ÁCIDO E BASE SÉRIE CASA**

- Uma solução de ácido acético 0,050 mol/L apresenta um grau de dissociação ( $\alpha$ ) 0,4% à temperatura de 25°C. Para esta solução, à temperatura mencionada, calcule:
  - O valor da constante de equilíbrio;
  - A concentração do íon acetato;
  - Calcule a constante de ionização de um ácido monoprotico 0,05mol/L que está 20% ionizado.
- Ao se dissolver 0,1 mol de ácido acético (massa molar igual a 60 g/mol) em água suficiente para completar 1 litro de solução, constata-se que 0,06 grama do ácido acético se ioniza.
  - Qual o grau de ionização do ácido nessas condições?
  - Qual o valor da constante de ionização do ácido nessas condições?
  - Qual seria o grau de ionização se o ácido tivesse concentração igual a 0,001mol/L?
- Calcule a constante de ionização do ácido nitroso  $HNO_2(aq)$ , à temperatura de 25 °C, sabendo que, numa solução aquosa de concentração de 0,02mol/L a essa temperatura, a porcentagem de moléculas do ácido que se encontram ionizadas é igual a 15%.
- No vinagre ocorre o seguinte equilíbrio:



Que efeito provoca nesse equilíbrio a adição de uma substância básica? Justifique sua resposta.

5. Uma solução aquosa de Amônia.  $\text{NH}_3_{(aq)}$ , apresenta concentração em quantidade de matéria igual a 0,1 mol/L. sabendo-se que a constante de dissociação da substância na temperatura em que foi feita a experiência é  $2,0 \cdot 10^{-5}$ , calcule a concentração de íons oxidrila  $\text{OH}^-_{(aq)}$  na solução. Qual o pH?  
Dado:  $\log 2 = 0,3$  e  $\log 3 = 0,48$
6. Calcule a concentração em quantidade de matéria de ácido sulfídrico  $\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$ , em uma solução, sabendo-se que nessa solução o ácido apresenta grau de ionização igual a 0,01% e que a constante de ionização na mesma temperatura, é  $7,2 \cdot 10^{-10}$ . Calcule a  $[\text{S}^{2-}]$  nessa solução, sabendo que  $K_{a2}(\text{HS}^{1-}) = 2 \cdot 10^{-13} \text{mol/L}$ .
7. 80,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio de concentração 0,250 mol/L, são parcialmente neutralizados por 20,0 mL, de uma solução de ácido nítrico de concentração 0,500 mol/L.
  - a) Escreva a equação química da reação de neutralização.
  - b) Calcule o pH da solução após a adição do ácido.
  - c) Qual seria o pH se adicionássemos 40mL de solução de ácido nítrico 0,5mol/L na solução inicial de hidróxido de potássio?
8. A concentração hidrogeniônica de uma solução constitui um critério para determinar a acidez, a basicidade ou a neutralidade do meio. Uma solução é ácida quando a concentração hidrogeniônica é superior a  $10^{-7}$  e, conseqüentemente, a concentração de  $\text{OH}^-$  é inferior a  $10^{-7}$ , de maneira que o produto das duas concentrações permanece constante, ou seja,  $10^{-14}$  a 25 °C.
9. Considere as quatro soluções aquosas abaixo todas de concentração 0,01 M.



Faça o que se pede:

- a) Usando a numeração dos frascos, coloque as quatro soluções em ordem crescente de pH.
  - b) Estando o soluto da solução 1 totalmente dissociado, calcule o pH dessa solução.
  - c) Qual solução, frasco 1 ou frasco 4, contendo o mesmo volume, é capaz de neutralizar maior quantidade de ácido?
  - d) Supondo duas soluções de mesmo pH, uma de HCl e outra de HCN, em qual delas foi dissolvido maior quantidade de ácido para um mesmo volume? Qual delas é capaz de neutralizar maior quantidade de base?
10. Julgue falsa ou verdadeira e justifique cada uma das seguintes afirmações:
    - I. Quando a  $K_{eq} > 1$ , significa que, no equilíbrio, a concentração dos reagentes é maior que a dos produtos.
    - II. Sempre um meio neutro apresentará  $\text{pH} = 7$ .
    - III. Só poderemos transformar um meio neutro em alcalino, se adicionarmos uma base ao mesmo (meio).
    - IV. O valor da  $K_{eq}$  é alterado com a variação da temperatura.
    - V. Se o pH de uma solução neutra é  $-\frac{1}{2} \log n$ , poderemos afirmar que a  $[\text{OH}^-] = \sqrt{n}$ .
  11. A amônia ainda é um gás incolor de odor intenso. Quando dissolvida em água, recebe o nome de hidróxido de amônio.
    - a) Calcule o pH da solução de hidróxido de amônio  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , nas condições ambientes. Considere, em seu cálculo, o valor da constante de ionização da amônia igual a  $2,0 \cdot 10^{-5}$  e despreze a auto-ionização da água.
    - b) Escreva o nome da forma geométrica da molécula da amônia e classifique o tipo de ligação interatômica nela presente, a partir da diferença de eletronegatividade.

12. Considere soluções aquosas diluídas, obtidas pelo borbulhamento, em água, de:
- dióxido de carbono ..... solução A;
  - dióxido de enxofre ..... solução B;
  - amônia..... solução C;
  - cloreto de hidrogênio ..... solução D.
- a) Escreva as equações químicas que representam as reações que ocorrem com cada um desses gases na água.
- b) Indique as soluções aquosas que, a 25°C, têm pH < 7 e as que têm pH > 7.
13. O ácido láctico (CH<sub>3</sub>CHOHCO<sub>2</sub>H) é produzido no corpo humano, como parte normal do metabolismo, e sua remoção se dá através do fígado, o qual é, também, responsável pelo metabolismo do álcool etílico. Se o indivíduo ingere bebida alcoólica em demasia, o metabolismo do ácido láctico pode não ser eficiente, acarretando o acúmulo desta substância no organismo, originando a sensação de fadiga, que contribui para as indesejadas sensações de embriaguez e "ressaca".
- a) Sendo o ácido láctico um ácido monoprótico, isto é, apresenta somente um hidrogênio ionizável, escreva a equação que representa o equilíbrio de dissociação deste ácido em água.
- b) Se uma solução aquosa de ácido láctico 0,10 mol · L<sup>-1</sup> apresenta valor de pH = 2,00, qual a concentração de íons H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> nesta solução?

### GABARITO – EQUILÍBRIO DE ÁCIDO E BASE SÉRIE CASA

- 1.
- a)  $8 \cdot 10^{-7}$  mol/L                      b)  $2 \cdot 10^{-4}$  mol/L                      c)  $2,5 \cdot 10^{-3}$  mol/L
- 2.
- a) 0,1 %                                      b)  $10^{-7}$  mol/L                                      c) 1%
3.  $K_a = 3,5 \cdot 10^{-3}$  mol/L
4. A adição de base neutralizada parte do "H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>", fazendo com que o equilíbrio seja deslocado para a direita no sentido de repor "H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>", com isso haverá gasto da espécie "H<sub>3</sub>C — COOH" e formação da espécie "H<sub>3</sub>C — COO<sup>-</sup>".
5.  $[\text{OH}^-] = 1,4 \cdot 10^{-3}$  mol/L e pH = 11,15
6.  $M = 7,2 \cdot 10^{-2}$  mol/L de H<sub>2</sub>S e  $[\text{S}^{2-}] = 2 \cdot 10^{-13}$  mol/L
- 7.
- a)  $\text{KOH}_{(\text{aq})} + \text{HNO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{KNO}_{3(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
- b) pH = 13
- c) pH = 7
- 8.
- a) ordem crescente de pH:
- |                |   |                        |   |                    |   |               |
|----------------|---|------------------------|---|--------------------|---|---------------|
| HCl            | < | CH <sub>3</sub> — COOH | < | NH <sub>4</sub> OH | < | KOH           |
| Ácido<br>Forte |   | Ácido<br>fraco         |   | Base<br>fraca      |   | Base<br>forte |
- b) pH = 12
- c) A neutralidade não depende da força da base e sim do número de mols da mesma na solução. Como possuem mesmo números de mols, neutralizam a mesma quantidade de ácido.
- d) Para que o HCN<sub>(aq)</sub> possua um pH igual ao do HCl<sub>(aq)</sub>, deve-se dissolver uma quantidade muito maior de HCN para um determinado volume de solução.

Logo:

Número de mols de HCN > número de mols de HCl
---

para que atinjam o mesmo pH



Se existe maior quantidade de HCN, esta solução conseguirá neutralizar uma maior quantidade de base que a solução de HCl.

9.

I. Falso.  $K_{eq} = \frac{[Prod.]}{[Reag.]}$ , logo,  $K_{eq} > 1$  indica mais produto e menos reagente.

II. Falso. Apenas a 25 °C, onde  $K_w = 10^{-14}$ .

III. Falso. Pode-se adicionar um óxido das famílias **1A** e **2A** que darão origem a bases ou adicionar um sal derivado de base forte / ácido fraco, que sofrerá hidrólise deixando o meio básico.

IV. Verdadeiro. Somente a "T" altera o valor de "Keq".

V. Se a solução é neutra,  $pH = pOH = -\frac{1}{2} \log n = -\log(OH^-)$ .

Resolvendo, temos

$$-\frac{1}{2} \log n = -\log[OH^-]$$

$$\log n^{1/2} = \log[OH^-]$$

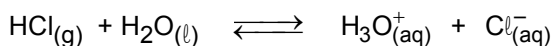
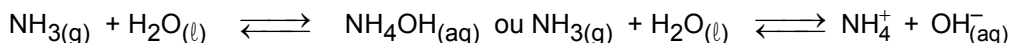
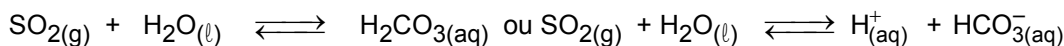
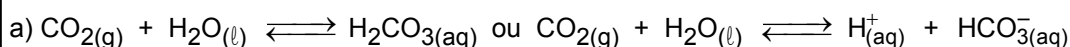
$$\boxed{\sqrt{n} = [OH^-]} \quad \text{verdadeiro}$$

10.

a) pH = 11

b) Geometria trigonal piramidal, com ângulos de 107°, arranjo tetraédrico ( $sp^3$ ) e pode fazer ligações de hidrogênio.

11.

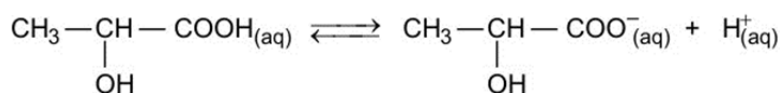


b) pH < 7 : soluções "A", "B" e "D"

pH > 7 : solução "C"

12.

a)



b)  $[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-2}$  mol/L

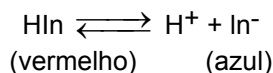
### HIDRÓLISE SALINA – EXERCÍCIOS SÉRIE CASA

1. Leia o seguinte trecho de um diálogo entre Dona Benta e seus netos, extraído de um dos memoráveis livros de Monteiro Lobato, "Serões de Dona Benta":

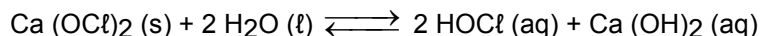
- "- ... Toda matéria ácida tem a propriedade de tornar vermelho o papel de tornassol.
- ... A matéria básica não tem gosto ácido e nunca faz o papel de tornassol ficar vermelho...
- E os sais?
- Os sais são o produto da combinação dum ácido com uma base. ...
- E de que cor os sais deixam o tornassol?
- Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. ..."

a) Explique como o papel de tornassol fica vermelho em meio ácido, sabendo que o equilíbrio para o indicador

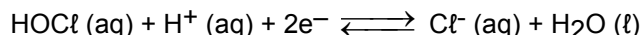
impregnado no papel pode ser representado como:



- b) Identifique uma parte do diálogo em que há um conceito químico errado. Justifique sua resposta.
2. Para evitar o crescimento de algas e bactérias, costuma-se adicionar desinfetantes na água de piscinas. Dentre eles, o hipoclorito de cálcio é muito utilizado. A dissolução do hipoclorito na água é acompanhada da reação representada pela equação:



Sabe-se ainda que a semi-reação



é a responsável pelo efeito desinfetante do HOCl.

- a) Qual é o efeito do uso contínuo de  $\text{Ca}(\text{OCl})_2$  sobre o pH da água de uma piscina submetida a este tratamento? Justifique.
- b) O tratamento desta piscina deve incluir, portanto, o ajuste ocasional do pH para próximo de 7,4, a fim de evitar irritações nos olhos, peles e ouvidos. Responda, usando uma equação química, se o ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico (HCl) ou de carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) na água desta piscina.
3. Em princípio, a fluorita ( $\text{CaF}_2$ ) poderia ser usada na fluoretação da água, pois sua solução saturada apresenta uma concentração de íons fluoreto superior a 1mg/L (1ppm), que é a concentração recomendada na água de consumo. A fluorita não é usada para a fluoretação, pois a sua solubilização é lenta e difícil de ser conseguida. No entanto, sua solubilidade aumenta quando se adicionam sais de alumínio à água.

- a) Mostre que a concentração de  $\text{F}^-$  numa solução saturada de  $\text{CaF}_2$  é superior a 1 ppm.

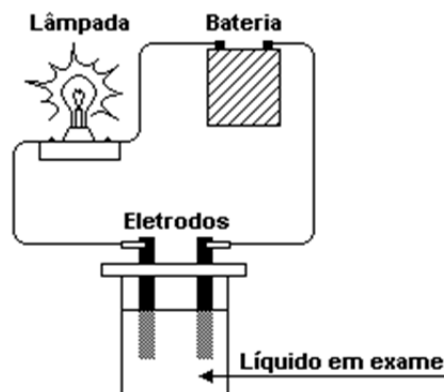
Dados:

$$K_{\text{ps}} \text{ do } \text{CaF}_2 \text{ a } 25^\circ\text{C} = 3,2 \cdot 10^{-11}.$$

Massa molar do F = 19g/mol.

- b) Explique, usando apenas equações químicas representativas, por que a solubilidade aumenta com a adição de sais de alumínio, sabendo-se que o  $\text{Al}^{3+}$  hidrolisa e que o HF é um ácido fraco.
4. Um experimento simples, sempre presente em feiras de ciências, demonstra a condutividade elétrica das soluções. A figura a seguir mostra que o circuito elétrico se fecha quando os eletrodos são postos em contato com material condutor. Estando esses eletrodos imersos numa solução, a lâmpada brilha com intensidade proporcional à passagem da corrente. Portanto, quanto maior a concentração de íons livres na solução testada, maior a condutividade elétrica e também a luminosidade da lâmpada.

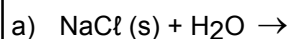
Com o objetivo de apresentar esse experimento numa feira de ciências, um estudante preparou quatro soluções aquosas, cada uma com um dos solutos a seguir, diluídos na mesma concentração:



- I. Ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) –  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- II. Ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ) –  $K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$
- III. Fenol ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ) –  $K_a = 1,3 \cdot 10^{-10}$
- IV. Hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) –  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Tendo em vista as propriedades dessas soluções,

- a) Indicar, justificando, quais soluções apresentam, respectivamente, a maior e a menor condutividade elétrica;
  - b) Explicar o que acontece com a luminosidade da lâmpada, quando se adiciona água destilada à solução IV (hidróxido de amônio);
  - c) Explicar, considerando o estado de equilíbrio, o que acontece com a luminosidade da lâmpada quando a solução de ácido acético (resultante de uma ionização endotérmica) é aquecida.
5. Complete as equações abaixo e classifique as soluções resultantes como ácida, básica ou neutra. Justifique sua resposta.

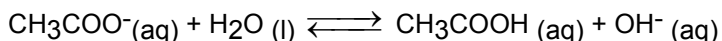


- c)  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- d)  $\text{Na}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
6. Numa estação de tratamento de água, uma das etapas do processo tem por finalidade remover parte do material em suspensão e pode ser descrita como adição de sulfato de alumínio e de cal, seguida de repouso para a decantação.
- a) Quando o sulfato de alumínio -  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  - é dissolvido em água, forma-se um precipitado branco gelatinoso, constituído por hidróxido de alumínio. Escreva a equação balanceada que representa esta reação.
- b) Por que é adicionada cal -  $\text{CaO}$  - neste processo? Explique, usando equações químicas.
7. Dadas três soluções aquosas a  $25^\circ\text{C}$ :  $\text{NaCl}$  (solução I),  $\text{NaF}$  (solução II) e  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (solução III).
- a) Apresente a ordem crescente de acidez para estas três soluções.
- b) Justifique sua resposta para o item a através do uso de equações químicas.
8. Durante a produção de cachaça em alambiques de cobre, é formada uma substância esverdeada nas paredes, chamada de azinhavre [ $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ ], resultante da oxidação desse metal. Para limpeza do sistema, é colocada uma solução aquosa de caldo de limão que, por sua natureza ácida, contribui para a decomposição do azinhavre.
- a) Escreva a equação química para a reação do azinhavre com um ácido fraco, HA, em solução aquosa.
- b) Considerando soluções aquosas de carbonato de sódio, de cloreto de sódio e de hidróxido de sódio, alguma delas teria o mesmo efeito sobre o azinhavre? Por quê?
9. Considere o equilíbrio químico que se estabelece a partir de uma solução de acetato de sódio  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  em meio aquoso, sabendo que o seu grau de hidrólise é  $0,1\%$ .
- a) Preencha corretamente a tabela ao lado com as concentrações em  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{OH}^-$ . Considere constante a concentração de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- |                                 | $\text{CH}_3\text{COO}^-$ | $\text{CH}_3\text{COOH}$ | $\text{OH}^-$ |
|---------------------------------|---------------------------|--------------------------|---------------|
| no início                       |                           |                          |               |
| quantidade consumida ou formada |                           |                          |               |
| no equilíbrio                   |                           |                          |               |
- b) Qual é o valor da constante de hidrólise para a solução de acetato de sódio  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  na condição de equilíbrio?
10. Em um recipiente que contém  $50,00 \text{ mL}$  de uma solução aquosa  $0,100 \text{ mol/L}$  em HCN foram adicionados  $8,00 \text{ mL}$  de uma solução aquosa  $0,100 \text{ mol/L}$  em NaOH. Dado:  $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$ .
- a) Calcule a concentração de íons  $\text{H}^+$  da solução resultante, deixando claros os cálculos efetuados e as hipóteses simplificadoras.
- b) Escreva a equação química que representa a reação de hidrólise dos íons  $\text{CN}^-$ .
11. A amônia é um insumo para a indústria química.
- a) ESCREVA a equação química balanceada que representa o sistema em equilíbrio resultante da reação do íon amônio,  $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ , com água, que forma amônia aquosa,  $\text{NH}_3(\text{aq})$ .
- b) ESCREVA a expressão da constante de equilíbrio, K, da reação indicada no item "a", em função das concentrações das espécies nela envolvidas.
- c) O valor da constante de equilíbrio, K, expressa no item "b", é igual a  $1 \cdot 10^{-9}$ .  
CALCULE o valor do pH em que a concentração de  $\text{NH}_4^+$  e a de  $\text{NH}_3$ , em uma solução aquosa de cloreto de amônio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , são iguais. (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)
- d) Compare o valor da constante de equilíbrio, K, calculada no item "c", com o da constante de equilíbrio,  $K_w$ , da reação  $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ ;  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ .  
Responda se uma solução aquosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  é ácida, neutra ou básica. JUSTIFIQUE sua resposta.
12. Sabendo que a constante de dissociação do hidróxido de amônio e a do ácido cianídrico em água são, respectivamente,  $K_b = 1,76 \cdot 10^{-5}$  ( $\text{p}K_b = 4,75$ ) e  $K_a = 6,20 \cdot 10^{-10}$  ( $\text{p}K_a = 9,21$ ), determine a constante de hidrólise e o valor do pH de uma solução aquosa  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de cianeto de amônio.

13. Considere os seguintes sais:  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  e  $\text{NaCN}$ , cujas soluções aquosas de mesma concentração têm diferentes valores de pH. No que se refere a essas soluções, assinale o que for correto.

01) A solução de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  é neutra, pois não apresenta hidrólise.

02) A reação de hidrólise do  $\text{CH}_3\text{COONa}$  é a seguinte:



04) A ordem crescente de pH das soluções de  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  e  $\text{NaCN}$  é,  $\text{pH NH}_4\text{Br} < \text{pH K}_2\text{SO}_4 < \text{pH NaCN}$ .

08) A constante de hidrólise para o  $\text{NaCN}$  pode ser escrita da seguinte maneira  $k_h = \frac{[\text{Na}^+][\text{CN}^-]}{[\text{NaCN}]}$

16) A solução de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  é ácida, pois um dos produtos da hidrólise é o  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

#### Texto para a próxima questão:

Vestibular, tempo de tensões, de alegrias, de surpresas... Naná e Chuá formam um casal de namorados. Eles estão prestando o Vestibular da Unicamp 2001. Já passaram pela primeira fase e agora se preparam para a etapa seguinte. Hoje resolveram rever a matéria de Química. Arrumaram o material sobre a mesa da sala e iniciaram o estudo:

- Será que estamos preparados para esta prova? - pergunta Naná.

- Acho que sim! - responde Chuá. - O fato de já sabermos que Química não se resume à regra de três e à decoração de fórmulas nos dá uma certa tranquilidade.

- Em grande parte graças à nossa professora - observa Naná.

- Bem, vamos ao estudo!

14. Naná responde prontamente; afinal a danada é craque em Química. Veja só o experimento e as perguntas que ela propõe a Chuá:

- Quando em solução aquosa, o cátion amônio,  $\text{NH}_4^+$ , dependendo do pH, pode originar cheiro de amônia, em intensidades diferentes. Imagine três tubos de ensaio, numerados de 1 a 3, contendo, cada um, porções iguais de uma mesma solução de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Adiciona-se, no tubo 1 uma dada quantidade de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  e agita-se para que se dissolva totalmente. No tubo 2, coloca-se a mesma quantidade em moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e também se agita até a dissolução. Da mesma forma se procede no tubo 3, com a adição de  $\text{NaHCO}_3$ . A hidrólise dos ânions considerados pode ser representada pela seguinte equação:



Os valores das constantes das bases  $K_b$  para acetato, carbonato e bicarbonato são, na sequência:

$5,6 \cdot 10^{-10}$ ,  $5,6 \cdot 10^{-4}$  e  $2,4 \cdot 10^{-8}$ . A constante  $K_b$  da amônia é  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

a) Escreva a equação que representa a liberação de amônia a partir de uma solução aquosa que contém íons amônio.

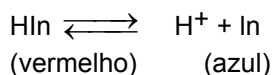
b) Em qual dos tubos de ensaio se percebe cheiro mais forte de amônia? Justifique.

c) O pH da solução de cloreto de amônio é maior; menor ou igual a 7,0? Justifique usando equações químicas.

### RESOLUÇÃO

#### Resposta da questão 1:

a) Considere o equilíbrio:



Em meio ácido há excesso de íons  $\text{H}^+$ , o equilíbrio é deslocado no sentido de formação de  $\text{HIn}$ , portanto o papel apresentará uma cor vermelha.

b) No diálogo a parte em que há um conceito de química errado:

" - E de que cor os sais deixam o tornassol?

- Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. ..."

Há um erro, pois, há sais de caráter ácido, neutro e básico, isto é, um sal de caráter ácido, quando dissolvido em água, torna o meio ácido e, portanto, o papel de tornassol teria a cor vermelha. Um sal de caráter básico deixaria o papel de tornassol com uma cor azul.

**Resposta da questão 2:**

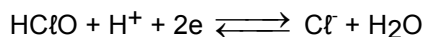
a) O uso contínuo de  $\text{Ca}(\text{OCl})_2$  sobre o pH da água de uma piscina causa:

- Hidrólise do sal.

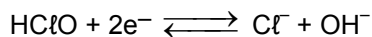
Esse processo aumenta o pH, já que o meio tende a ficar básico devido a hidrólise do  $\text{ClO}^-$  que produz  $\text{OH}^-$ .

- A ação oxidante do ácido hipocloroso.

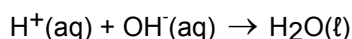
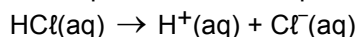
A semi-reação fornecida indica que a ação oxidante do  $\text{HClO}$  também causa aumento do pH, pois consome  $\text{H}^+$ .



A ação oxidante do  $\text{HClO}$  também pode ser representada pela equação:



b) O ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ):

**Resposta da questão 3:**

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$$

$$3,2 \cdot 10^{-11} = x \cdot (2x)^2$$

$$x = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{F}^-] = 2 \cdot 2,0 \cdot 10^{-4} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

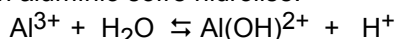
$$19 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mol de F}^-$$

$$x \text{ g} \quad \text{-----} \quad 4,0 \cdot 10^4 \text{ mol de F}^-$$

$$x = 7,6 \cdot 10^3 \text{ g}$$

Portanto a concentração de  $\text{F}^-$  numa solução saturada de  $\text{CaF}_2$  é superior a 1 ppm.

b) O íon alumínio sofre hidrólise:



O  $\text{H}^+$  formado se combina com o  $\text{F}^-$  do equilíbrio de solubilidade para formar um ácido fraco ( $\text{HF}$ ), deslocando o equilíbrio para direita e aumentando a solubilidade de  $\text{CaF}_2(\text{s})$ .

**Obs.:** Na verdade sabemos que o  $\text{HF}$  é um ácido moderado, mas estamos respeitando o enunciado.

**Resposta da questão 4:**

a) quanto maior o  $K_a$ , maior o grau de ionização do ácido. O mesmo vale para o  $K_b$  em relação ao grau de dissociação das bases.

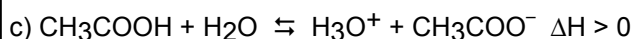
Então:

maior condutividade  $\rightarrow \text{HClO}_2$

menor condutividade  $\rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

b)

A adição de água, espécie péssima condutora, provoca uma diminuição na quantidade de íons livres em solução aquosa, em relação ao total de partículas de soluto e solvente na solução, diminuindo a condutibilidade e a luminosidade da lâmpada.

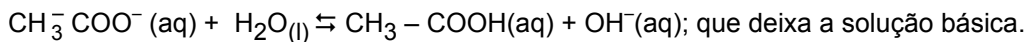


A reação endotérmica é favorecida com o aumento da temperatura. Portanto, o aquecimento da solução de ácido acético aumenta o grau de ionização e, conseqüentemente, aumenta a luminosidade.

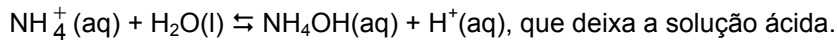
**Resposta da questão 5:**

a)  $\text{NaCl}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$ ; não é uma reação química. Ocorre apenas a dissociação do sal. A solução final é neutra, pois não ocorre hidrólise.

b)  $\text{H}_3\text{CCOONa}(s) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{CCOOH}(aq) + \text{Na}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$ , ou ainda:



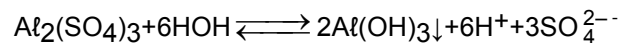
c)  $\text{NH}_4\text{Cl}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-(aq)$ , ou ainda:



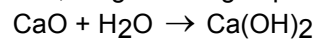
d)  $\text{Na}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{OH}^-(aq) + 1/2\text{H}_2(g)$ , o  $\text{OH}^-$  deixa a solução básica.

**Resposta da questão 6:**

a) hidrólise do  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ :



b) A cal é um óxido de caráter básico e, portanto, reage com água produzindo  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



O hidróxido de cálcio formado, eleva o pH, pois neutraliza o  $\text{H}^+$ , fazendo com que o equilíbrio se desloque para direita, formando mais precipitado de  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

**Resposta da questão 7:**

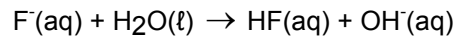
a)  $\text{NaF}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$

b)  $\text{NaCl}(s) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$

Não ocorrerá hidrólise de nenhum dos íons, portanto, o meio será neutro.



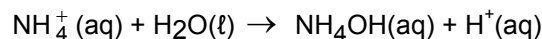
Ocorrerá a hidrólise do íon  $\text{F}^-$ :



Portanto, o meio será básico.



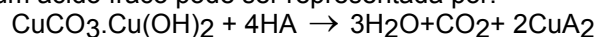
Ocorrerá a hidrólise do íon  $\text{NH}_4^+$ :



Portanto, o meio será ácido.

**Resposta da questão 8:**

a) A reação do azinhavre com um ácido fraco pode ser representada por:



b) Uma solução para ter o mesmo efeito de um ácido fraco sobre o azinhavre tem que ter caráter ácido. Podemos observar que:

Carbonato de sódio:

$\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ ; a reação forma  $\text{OH}^-$  e apresentaria caráter básico, logo não teria efeito sobre o azinhavre.

Cloreto de sódio: não sofre hidrólise  $\rightarrow$  solução neutra, logo não teria efeito sobre o azinhavre.

$\text{NaOH} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ; a solução apresentaria caráter básico, logo não teria efeito sobre o azinhavre.

**Resposta da questão 9:**

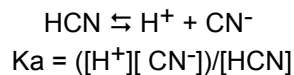
a)

	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{OH}^-$
no início	0,1	0	0
quantidade consumida ou formada	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
no equilíbrio	$0,0999 \approx 0,1$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$

b)  $K_h = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

**Resposta da questão 10:**

Tampão formado possui  $[\text{CN}^-] = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$  e  $[\text{HCN}] = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ . Logo;



Substituindo os valores analisados:

$$6,2 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}^+] \times (8 \cdot 10^{-4}/V)}{(4,8 \cdot 10^{-3}/V)}$$

$$[\text{H}^+] = 3,72 \cdot 10^{-9} = 0,0372 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Para a água, teremos:

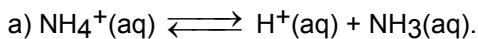
$$[\text{H}^+]_{\text{(água)}} = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ M (25 }^\circ\text{C e 1 atm).}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{(total)}} = [\text{H}^+]_{\text{(água)}} + [\text{H}^+]_{\text{(HCN)}}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{(total)}} = 1,00 \cdot 10^{-7} + 0,0372 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{(total)}} = 1,0372 \cdot 10^{-7} \approx 1,04 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

b) A reação de hidrólise dos íons  $\text{CN}^-$  é dada por:  $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{HOH}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ .

**Resposta da questão 11:**

b)  $K = \frac{[\text{H}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$ .

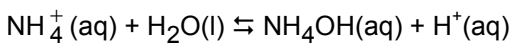
c)  $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3] = X$

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{H}^+].X}{X}$$

$$K = [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-9}, \text{ então } \text{pH} = 9.$$

d)  $K$  (item c)  $> K_w$ .



A solução é ácida devido à presença de  $\text{H}^+$ .

**Resposta da questão 12:**

Hidrólise salina do cianeto de amônio (sal de ácido fraco e base fraca)

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{K_b}}$$

$$[\text{H}^+] = 5,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

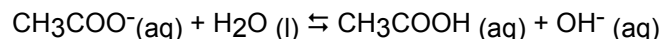
$$\text{pH} = 9,23$$

**Resposta da questão 13:** 01 + 02 + 04 = 07

Teremos:

A solução de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  é neutra, pois não apresenta hidrólise.

A reação de hidrólise do  $\text{CH}_3\text{COO}^-\text{Na}^+$  é a seguinte:



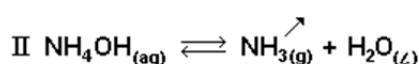
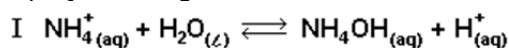
A ordem crescente de pH das soluções de  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  e  $\text{NaCN}$  é,  $\text{pH } \text{NH}_4\text{Br} < \text{pH } \text{K}_2\text{SO}_4 < \text{pH } \text{NaCN}$ .

A constante de hidrólise para o  $\text{NaCN}$  pode ser escrita da seguinte maneira  $k_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$ .

A solução de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  não é ácida, pois a hidrólise do  $\text{CO}_3^{2-}$  produz  $\text{OH}^-$ .

**Resposta da questão 14:**

a) Observe as equações a seguir:

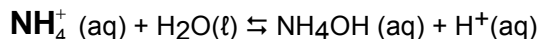


b) Percebe-se cheiro mais forte de amônia no tubo 2.

A adição de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  torna o meio mais básico (maior  $K_b$ ), o que provoca maior consumo de  $\text{H}^+$ , deslocando o equilíbrio I para a direita e favorecendo a formação de  $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$ , que por sua vez se decompõe produzindo mais amônia ( $\text{NH}_3$ ).

c) O cloreto de amônio é um sal de caráter ácido, pois é proveniente de um ácido forte ( $\text{HCl}$ ) e uma base fraca ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ).

Logo a sua hidrólise salina origina uma solução ácida ( $\text{pH} < 7$ ):



### SOLUÇÃO TAMPÃO – EXERCÍCIOS SÉRIE CASA

1. Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4g de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  e 0,10L de solução aquosa 0,080mol/L de  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Sendo assim, determine:

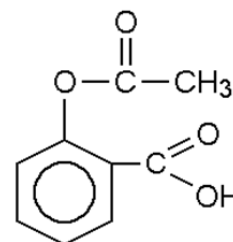
Dados: ( $\text{H}=1$ ;  $\text{N}=14$ ;  $\text{O}=16$ )

- o pH desta solução;
- o pH após adição de 700ml de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos.

Dados:  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

15. O ácido acetil-salicílico (AAS) é um ácido fraco com a seguinte fórmula estrutural plana:

O AAS é absorvido pelo organismo em sua forma iônica. Essa absorção é dificultada pelo pH do estômago. Os melhores medicamentos que contêm AAS são aqueles conhecidos como "tamponados", ou seja, a eles são adicionadas substâncias, como o carbonato de magnésio, que alteram o pH.

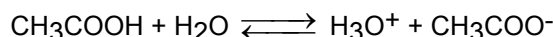


- Explique por que a absorção do AAS é dificultada pelo pH do estômago. Justifique utilizando equações químicas.
- Explique por que o termo "tamponado" não está adequadamente utilizado para descrever o medicamento em questão.

16. Para uma solução estoque preparada por meio da diluição de 0,10 mol de um ácido fraco HA em um litro de água, a experiência mostrou que o ácido está 1 % ionizado, a  $25^\circ\text{C}$ . Uma porção de 100,0 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.

- Escreva a expressão da constante de ionização do ácido HA.
- Comparando a solução estoque com a solução após a adição do sal, a concentração dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  aumentou, diminuiu ou permaneceu constante? Justifique sua resposta.
- 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.

17. Uma solução tampão pode ser obtida, misturando-se soluções de ácido acético e acetato de sódio, o que constitui um tampão ácido cujo equilíbrio pode ser representado da seguinte maneira:



Considere que um tampão seja preparado misturando-se 100mL de solução de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,50 mol/L e 100mL de solução  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$  0,5mol/L.

Sabendo-se que para o ácido em questão  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$  e  $\text{p}K_a = 4,74$ , informe:

- o pH da solução tampão;
- o pH da solução resultante após adição de 30mL de solução de  $\text{NaOH}$  1mol/L, na solução tampão do item "a";
- o pH da solução resultante após adição de 30mL de solução de  $\text{HCl}$  1mol/L, na solução tampão do item "a".
- Quais os limites do tampão do item "a" para adição de  $\text{NaOH}$  e de  $\text{HCl}$ ?
- Calcule o pH da nova solução obtida, ao se adicionar 0,06mol de  $\text{NaOH}$  no tampão do item "a" e em seguida completarmos com água até 1L de solução.

18. Dosagens das atividades de enzimas séricas são corriqueiras em um laboratório bioquímico e fornecem informações importantes sobre o estado de saúde dos animais. As enzimas séricas devem trabalhar em ambiente tamponado.

- Defina o que é uma solução tampão. Dê um exemplo de solução tampão.
- Em um tampão de  $\text{pH} = 9$ , qual seria a razão entre as concentrações de  $\text{NH}_3$  e  $\text{NH}_4^+$ .  
Dado:  $K_b$  do  $\text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$  mol/L



## RESOLUÇÕES

**Resposta da questão 1:**

a)  $\text{pH} = 8,26$

$$\text{b) } [\text{SAL}] = 6,4/80 \cdot 0,8 = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{BASE}] = 0,08 \cdot 0,1 / 0,8 = 0,01 \text{ mol/L}$$

$\text{pH} = 14 - 4,74 - \log 0,1/0,01$

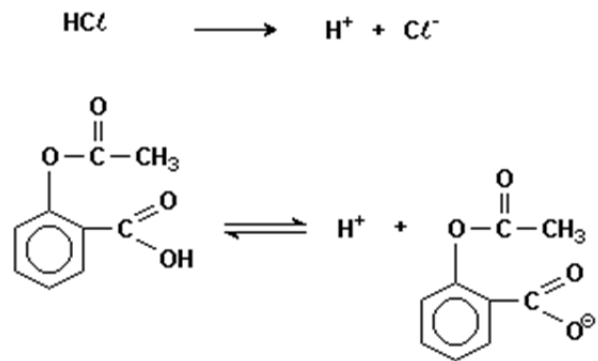
portanto,  $\text{pH} = 9,26 - \log 10$ 

$\text{pH} = 8,26$

**Resposta da questão 2:**

a) O pH do estômago é baixo por causa da presença do HCl, um ácido forte. Assim, o AAS, um ácido fraco, encontra-se, predominantemente, em sua forma não ionizada devido ao deslocamento de equilíbrio para esquerda.

b) Porque um tampão é constituído pela associação de um ácido fraco com um de seus sais, na verdade é constituído por um par conjugado de Bronsted-Lowry. Esses sistemas impedem mudanças bruscas no valor do pH do meio, mantendo-o razoavelmente constante.

**Resposta da questão 3:**

a)  $K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

b) Após a adição do sal, teremos um aumento na concentração de  $\text{A}^-$ , e conseqüentemente o equilíbrio se desloca para esquerda, gastando  $\text{H}_3\text{O}^+$  e aumentando o pH da solução.

c) Solução tampão é, em geral, uma solução de um ácido fraco e de um sal derivado desse ácido. Uma solução tampão apresenta pequenas variações de pH.

**Resposta da questão 4:**

a)  $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = 4,74 + \log 0,50/0,50 = 4,74$

b)  $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = 4,74 + \log 0,08/0,02 = 5,34$

c)  $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = 4,74 + \log 0,02/0,08 = 4,14$

d) o tampão tem como limites a adição de 0,05mol de HCl ou 0,05mol de NaOH, o que consumiria completamente o ácido ou o sal do tampão e cessaria seu efeito.

e) teríamos um excesso de 0,01mol de NaOH em 1L, logo a  $[\text{OH}^{1-}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$ . Teremos um  $\text{pOH} = 2$  e um  $\text{pH} = 12$ , a  $25^\circ\text{C}$ .

**Resposta da questão 5:**

a) Solução tampão é aquela que praticamente ao sofre variação de pH quando adicionamos uma pequena quantidade de ácido ou base fortes.

c)  $\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1/18$

## KPS – SÉRIE CASA

**Para refletir:** Qual é mais insolúvel:

a) AgCl ( $K_{ps} = 1 \cdot 10^{-10}$ ) ou AgBr ( $K_{ps} = 1 \cdot 10^{-16}$ )?

b) AgCl ( $K_{ps} = 1 \cdot 10^{-10}$ ) ou  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ( $K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$ )?

1. A solubilidade do iodeto de chumbo II, em água, é de  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ . Calcule o  $K_{ps}$  do sal.

2. O pH de uma solução saturada de  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  é 8,7. Calcule o seu  $k_{ps}$ .

Dado:  $\log 1,26 = 0,1$

3. Quantos gramas de  $\text{CaSO}_4$  serão dissolvidos em 600 mL de água? Dado:  $K_{ps} \text{ CaSO}_4 = 4 \cdot 10^{-4} (\text{mol/L})^2$

4. Qual a solubilidade molar do  $\text{CaCO}_3$  em solução 0,50 mol/L de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Dado:  $K_{ps} \text{CaCO}_3 = 9 \cdot 10^{-9}$ .
5. Quantos mols de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  se dissolvem em 1,0 L de  $\text{AgNO}_3$  0,10 mol/L?  
Dado:  $K_{ps} \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 2 \cdot 10^{-12}$
6. Diga se nas misturas abaixo haverá ou não formação de precipitado?
- a) 1L de solução com  $\text{CaCl}_2$  0,025 mol e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0,0050 mol  
Dado:  $K_{ps} \text{CaCO}_3 = 9 \cdot 10^{-9} (\text{mol/L})^2$
- b) 1L de solução com  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  0,010 mol e  $\text{CaCl}_2$  0,030 mol.  
Dado:  $K_{ps} \text{PbCl}_2 = 1,6 \cdot 10^{-5} (\text{mol/L})^3$
7. Qual o pH mínimo necessário para causar formação de um precipitado de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  em uma solução 0,010 mol/L de  $\text{FeCl}_3$ ? Dado:  $K_{ps} \text{Fe}(\text{OH})_3 = 1 \cdot 10^{-36} (\text{mol/L})^4$
8. Que volume de solução saturada de  $\text{HgS}$  contém um único íon  $\text{Hg}^{2+}$ ?  
Dado:  $K_{ps} \text{HgS} = 1 \cdot 10^{-54}$
9. Quantos gramas de  $\text{NaF}$  devem ser adicionados a 1,0 L de solução, para reduzir a solubilidade molar do  $\text{BaF}_2$  para  $4 \cdot 10^{-4}$  mol/L?  
Dado:  $K_{ps} \text{BaF}_2 = 4 \cdot 10^{-6}$
10. Qual a concentração molar do íon que primeiro se precipita, no momento em que o segundo precipitado começar a se formar, quando adicionarmos  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  gradativamente em uma solução com  $\text{Pb}^{2+}$  0,010 mol/L e  $\text{Ba}^{2+}$  0,010 mol/L?  
Dados:  $K_{ps} \text{PbCrO}_4 = 1,8 \cdot 10^{-14}$   
 $K_{ps} \text{BaCrO}_4 = 2,4 \cdot 10^{-10}$
11. É possível dissolver 0,47 g de  $\text{MgC}_2\text{O}_4$  em uma porção de 500 mL de uma solução de  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  0,0020 mol/L. Qual o  $K_{ps}$  do  $\text{MgC}_2\text{O}_4$ ?
12. Qual a solubilidade do  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  em um solução 0,10 mol/L de  $\text{NH}_3$ ?  
Dados:  $K_{ps} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 1,2 \cdot 10^{-11}$   
 $K_b \text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$
13. O gesso é formado por  $\text{CaSO}_4$ , Suponha que haja uma fenda no teto, através da qual escorrega água numa vazão de 2,0 L/dia. Se o gesso, nesse teto, tem 1,50 cm de espessura, quanto tempo levaria para abrir um orifício circular de 1 cm de raio?  
Suponha que a densidade do gesso seja de 0,97g/cm<sup>3</sup>. Dado:  $K_{ps} \text{CaSO}_4 = 2 \cdot 10^{-4}$ .
14. O coeficiente de solubilidade do iodato de chumbo II,  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ , é  $4,0 \cdot 10^{-5}$  mol/L, a 25 °C. Calcule:
- a) o valor do  $K_{ps}$  desse sal;
- b) a concentração mínima de  $\text{Pb}^{2+}_{(aq)}$  necessária para precipitar iodato de chumbo numa solução de concentração igual a 0,1 mol/L de íons  $\text{IO}_3^-_{(aq)}$ .
15. A presença de íon de mercúrio II,  $\text{Hg}^{2+}_{(aq)}$ , em água de rios, lagos e oceanos é bastante prejudicial aos seres vivos. Uma das maneiras de se diminuir a quantidade de  $\text{Hg}^{2+}_{(aq)}$  dissolvido é provocar a sua reação com o íon sulfeto, já que a constante do produto de solubilidade do  $\text{HgS}_{(aq)}$  é  $9 \cdot 10^{-52} (\text{mol/L})^2$  a 25°C. Trata-se portanto de um sal pouquíssimo solúvel, Baseando-se somente nesse dado, responda:
- a) Que volume de água, em dm<sup>3</sup>, seria necessário para que se pudesse encontrar um único íon  $\text{Hg}^{2+}_{(aq)}$  em uma solução saturada de  $\text{HgS}_{(aq)}$ ?
- b) O volume de água existente na Terra é de, aproximadamente,  $1,4 \cdot 10^{21}$  L. Esse volume é suficiente para solubilizar um mol de  $\text{HgS}_{(aq)}$ ? Justifique

16. A constante do produto de solubilidade do tiocianato de prata,  $\text{AgSCN}_{(s)}$ , é igual a  $1,0 \cdot 10^{-12} \text{ (mol/l)}^2$ , a  $25^\circ\text{C}$ . Com base nessa informação, calcule a massa de sal que irá se dissolver em 250mL de água nesta temperatura.
17. Em determinada temperatura, 15 mL de água dissolvem, no máximo,  $1,5 \cdot 10^{-5}$  mol do sal fluoreto de bário,  $\text{BaF}_{2(s)}$ . Nessa temperatura, que valor terá a concentração em quantidade de matéria de íons fluoreto,  $\text{F}_{(aq)}^{1-}$ , numa solução aquosa saturada deste sal?
18. O coeficiente de solubilidade do cloreto de prata,  $\text{AgCl}_{(s)}$ , em água, é igual a  $5 \cdot 10^{-3}$  g/L de  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Nessa temperatura, para dissolver 5g de  $\text{AgCl}_{(s)}$ , quantos litros de água serão necessários?
19. Fosfato de cálcio,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2_{(s)}$ , é um dos principais constituintes dos cálculos renais (“pedras nos rins”). Esse composto precipita e se acumula nos rins. A concentração média de íons  $\text{Ca}_{(aq)}^{2+}$  excretados na urina é igual a  $2 \cdot 10^{-3}$  mol/L. Calcule a concentração de íons  $\text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$  que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio. Produto de solubilidade do fosfato de cálcio:  $K_{ps} = 1 \cdot 10^{-25} \text{ (mol/L)}^5$  e  $\sqrt{0,125} = 0,354$ .
20. O uso de pequenas quantidades de flúor adicionado à água potável diminuiu sensivelmente a incidência de cáries dentárias. Em geral, adiciona-se um sal solúvel de flúor, de modo que se tenha 1 parte por milhão (1ppm) de íons, o que equivale a uma concentração  $\text{F}_{(aq)}^{1-}$  de  $5 \cdot 10^{-5}$  mol de íons  $\text{F}_{(aq)}^{1-}$  por litro de água.
- a) Se a água contiver também íons  $\text{Ca}_{(aq)}^{2+}$  dissolvidos, numa concentração igual a  $2 \cdot 10^{-4}$  mol/L, ocorrerá precipitação de  $\text{CaF}_2_{(s)}$ ? Justifique sua resposta.
- b) Calcule a concentração máxima de íons  $\text{Ca}_{(aq)}^{2+}$  que pode estar presente na água contendo 1 ppm de íons  $\text{F}_{(aq)}^{1-}$ , sem que ocorra a precipitação do  $\text{CaF}_2_{(s)}$ .  
Dado:  $K_{ps}$  do  $\text{CaF}_2 = 1,5 \cdot 10^{-10} \text{ (mol/L)}^3$ .
21. (Desafio) Adiciona-se nitrato de prata pouco a pouco em uma solução 0,10mol/L em  $\text{Cl}^{1-}$  e 0,10mol/L em  $\text{Br}^{1-}$ . Qual é a concentração de  $\text{Ag}^+$  necessária para provocar:  
Dado:  $K_{ps} \text{ AgCl} = 1 \cdot 10^{-10}$   
 $K_{ps} \text{ AgBr} = 1 \cdot 10^{-14}$
- a) a precipitação de  $\text{AgBr}$
- b) a precipitação de  $\text{AgCl}$
- c) qual a concentração de íons  $\text{Br}^-$  em solução no momento em que o  $\text{AgCl}$  começa a precipitar?
- d) qual o % de íons  $\text{Br}^{1-}$  que precipitou antes que o  $\text{AgCl}$  comece a precipitar?
22. (Desafio) Adiciona-se lentamente  $\text{NaI}$  sólido a uma solução 0,010mol/L em  $\text{Cu}^+$  e 0,010mol/L em  $\text{Ag}^+$ .  
Dados:  $K_{ps} \text{ AgI} = 5 \cdot 10^{-17}$        $K_{ps} \text{ CuI} = 5 \cdot 10^{-12}$ .
- a) qual composto começa a precipitar primeiro? Demostre com cálculos.
- b) qual a concentração de  $\text{Ag}^+$  em solução quando o  $\text{CuI}$  começar a precipitar?
- c) qual a %  $\text{Ag}^+$  que neste ponto ainda está dissolvido?
23. (Desafio) Determine o intervalo de pH adequado à separação de  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{Zn}^{2+}$  por precipitação do  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , sendo inicialmente uma solução 0,10mol/L em  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{Zn}^{2+}$ .  
Dados:  $K_{ps} \text{ Fe}(\text{OH})_3 = 1 \cdot 10^{-36}$   
 $K_{ps} \text{ Zn}(\text{OH})_2 = 1 \cdot 10^{-14}$

### GABARITO – KPS SÉRIE CASA

01.  $K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-8} \text{ (mol/L)}_3$
02.  $K_{ps} = 6,3 \cdot 10^{-17} \text{ (mol/L)}_3$
03. 1,632 g de  $\text{CaSO}_4$



04.  $1,8 \cdot 10_{-8}$  mol/L
05.  $2 \cdot 10_{-10}$  mol/L
06. a) Precipita                      b) Precipita
07.  $\text{pH} > 2,67$
08. 1666,67 litros
09. 4,2 g de NaF
10.  $[\text{Pb}_{2+}] = 7,5 \cdot 10_{-7}$  mol/L
11.  $K_{ps} = 8,74 \cdot 10_{-5}$  (mol/L) $_2$
12.  $6,67 \cdot 10_{-6}$  mol/L
13. 1,2 dias
14. a)  $K_{ps} = 2,56 \cdot 10_{-13}$                       b)  $[\text{Pb}_{2+}] > 2,56 \cdot 10_{-11}$  mol/L
15. a) 55,56 litros                      b) não é suficiente ( $3,3 \cdot 10_{25}$  L)
16.  $4,15 \cdot 10_{-5}$  g
17.  $[\text{F}_{-}] = 2 \cdot 10_{-3}$  mol/L
18. 1000 L de água
19.  $[\text{PO}_4^{-3}] > 3,54 \cdot 10_{-9}$  mol/L
20. a) não precipita                      b)  $[\text{Ca}_{2+}] = 0,06$  mol/L
21.     a)  $[\text{Ag}_{+}] > 10_{-13}$  mol/L b)  $[\text{Ag}_{+}] > 10_{-9}$  mol/L  
       c)  $[\text{Br}_{-}] = 10_{-5}$  mol/L                      d) 99,99 %
22.  
a) AgI  
b)  $[\text{Ag}_{+}] = 10_{-7}$  mol/L  
c)  $10_{-3}$  % dissolvido
23.      $2,33 < \text{pH} < 7,5$