

**UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO**  
ESCOLA SUPERIOR DE AGRICULTURA "LUIZ DE QUEIROZ"  
DEPARTAMENTO DE CIÊNCIAS EXATAS  
**LCE 151 – FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÂNICA E ANALÍTICA**

**GABARITO - PROVA 01 – 07/10/2008**

1. Uma solução foi preparada por meio da dissolução de 1,42 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  em 100 mL de água; calcule a concentração molar de sódio nessa solução.

**Resolução:**

Conforme as massas molares fornecidas, tem-se que a massa molar do sal  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  é igual a  $142 \text{ g mol}^{-1}$ . Desse modo, o número de mols de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dissolvidos será igual a  $1,42 \text{ g} / 142 \text{ g mol}^{-1} = 0,01 \text{ mol}$ .

A dissociação do sulfato de sódio pode ser representada pela seguinte equação:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ; portanto a dissociação de 1 mol do sal dá origem a 2 mols de  $\text{Na}^+$ ; assim a dissociação de 0,01 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dará origem a 0,02 mol de  $\text{Na}^+$ .

Como o volume da solução é igual a 100 mL ou 0,1 L, tem-se que a concentração molar de sódio na mesma será  $0,02 \text{ mol} / 0,1 \text{ L} = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Resposta:  $[\text{Na}^+] = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$**

2. A partir de uma SOLUÇÃO A de cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) retirou-se uma alíquota de 25 mL que foi transferida para balão volumétrico de 250 mL cujo volume foi completado com água (SOLUÇÃO B). Considerando-se que a concentração de  $\text{Zn}^{2+}$  na SOLUÇÃO B era igual a  $65 \mu\text{g mL}^{-1}$ , calcule a concentração molar de  $\text{Zn}^{2+}$  na SOLUÇÃO A.

**Resolução:**

A SOLUÇÃO B foi preparada por meio da diluição da SOLUÇÃO A; o fator de diluição  $F$ , calculado por meio da relação entre o volume final (250 mL) e a alíquota (25 mL) corresponde a  $F = 250 \text{ mL} / 25 \text{ mL} = 10$ . Portanto a concentração de  $\text{Zn}^{2+}$  na SOLUÇÃO A é dez vezes maior que na SOLUÇÃO B e igual a  $650 \mu\text{g mL}^{-1}$  ou  $650 \times 10^{-3} \text{ mg mL}^{-1}$ . De acordo com o dado fornecido, a massa molar do  $\text{Zn}^{2+}$  é igual a  $65 \text{ g mol}^{-1}$  ou  $65 \text{ mg mmol}^{-1}$ ; assim, o número de mmols de  $\text{Zn}^{2+}$  contido em cada mL da SOLUÇÃO A será igual a  $650 \times 10^{-3} \text{ mg mL}^{-1} / 65 \text{ mg mmol}^{-1} = 0,01 \text{ mmol mL}^{-1} = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Resposta:  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$**

3. Explique a seguinte afirmativa: a diferença entre os valores de concentração analítica e de atividade de um íon diminui à medida que a solução aquosa que contém esse íon é diluída.

À medida que uma solução que contém íons é diluída a sua força iônica  $\mu$  diminui e a probabilidade de formação de aglomerados iônicos também diminui. Desse modo os valores dos coeficientes de atividade  $\gamma$  dos íons aumentam tendendo a 1. Como  $\gamma_i = a_i / M_i$  em que  $a_i$  corresponde à atividade do íon  $i$  e  $M_i$  à concentração analítica do íon  $i$  tem-se que  $a_i$  tende a  $M_i$  à medida que a solução é diluída ( $\gamma_i$  tende a 1) e assim a diferença entre os valores de atividade e de concentração analítica diminui à medida que a solução é diluída.

4. Segundo a teoria de ácidos e bases proposta por Arrhenius qual deveria ser o valor de pH de uma solução de NaF? Por que o valor de pH de uma solução de NaF não apresenta esse valor?

*A teoria de ácidos e bases proposta por Arrhenius postula que ácido é toda substância que em meio aquoso sofre ionização liberando exclusivamente prótons  $H^+$  como cátions ao passo que base é toda substância que em meio aquoso ioniza-se liberando exclusivamente hidroxilas ( $OH^-$ ) como ânions. Desse modo, segundo a teoria de Arrhenius a dissolução de fluoreto de sódio (NaF) em água não deveria alterar o equilíbrio  $H^+ / OH^-$  da mesma e o valor de pH deveria permanecer igual ao da água pura ( $pH = 7$ ). Todavia, ao se medir em laboratório o valor de pH de soluções aquosas de NaF em diferentes concentrações observa-se que os mesmos apresentam-se maiores que 7,0 tendo-se portanto soluções alcalinas. Isso ocorre porque o íon fluoreto estabelece um equilíbrio com o ácido HF haja vista o mesmo apresentar ionização parcial ( $K_a = 6,8 \times 10^{-4}$ ). Desse modo tem-se que  $F^- + H_2O \leftrightarrow HF + OH^-$ , reação que explica o comportamento alcalino das soluções aquosas de NaF.*

5. Calcule o valor de pH de uma solução de  $HNO_3$  0,2 mol  $L^{-1}$ .

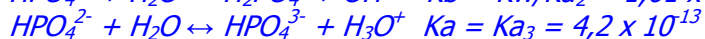
*Considerando-se que não houve fornecimento do valor da constante de ionização  $K_a$ , subentende-se que o ácido nítrico ( $HNO_3$ ) é um ácido forte. Desse modo, e considerando-se que a relação estequiométrica de ionização é de 1 mol de  $HNO_3$  para 1 mol de  $H^+$ , tem-se que:  $pH = -\log [H^+] = -\log 0,2 \approx 0,7$ .*

**Resposta:  $pH \approx 0,7$**

6. Sem calcular o valor de pH indique se as seguintes soluções serão ácidas, neutras ou alcalinas explicando a sua resposta.

a.  $Na_2HPO_4$

*A dissociação do sal monohidrógenofosfato de sódio ( $Na_2HPO_4$ ) dá origem aos íons  $Na^+$  e  $HPO_4^{2-}$ ; o cátion  $Na^+$  é aprótico e o ânion  $HPO_4^{2-}$  tem comportamento anfiprótico ou anfólito:*



*Embora o ânion  $HPO_4^{2-}$  atue simultaneamente como ácido e base, sua atuação como base é mais intensa ( $K_b > K_a$ ) e portanto a solução será alcalina ( $pH > 7$ ).*

b.  $NH_4Cl$

*A dissociação do sal cloreto de amônio ( $NH_4Cl$ ) dá origem aos íons  $NH_4^+$  e  $Cl^-$ . O ânion  $Cl^-$  é aprótico e o cátion  $NH_4^+$  atua como ácido pelo fato de estabelecer um equilíbrio com a base fraca  $NH_3$  ( $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ ):  $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_3O^+$ . Desse modo a solução de  $NH_4Cl$  será ácida ( $pH < 7$ ).*

c.  $CH_3-COONa$

*A dissociação do sal acetato de sódio ( $CH_3-COONa$ ) dá origem aos íons  $Na^+$  e  $CH_3-COO^-$ . O cátion  $Na^+$  é aprótico e o ânion  $CH_3-COO^-$  atua como base pelo fato de estabelecer um equilíbrio com o ácido fraco  $CH_3-COOH$  ( $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$ ):  $CH_3-COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3-COOH + OH^-$ . Desse modo a solução de  $CH_3-COONa$  será alcalina ( $pH > 7$ ).*

**d. NaCl**

*A dissociação do sal cloreto de sódio ( NaCl) dá origem aos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . ambos apróticos; portanto a solução de NaCl será neutra ( $\text{pH} = 7$ ).*

**7.** O que é uma solução tampão, quais são seus componentes fundamentais e qual deve ser a proporção ideal entre suas concentrações molares? Apresente um exemplo de solução tampão e as reações tampão nela ocorrentes quando da adição de  $\text{H}^+$  e de  $\text{OH}^-$ .

*Uma solução tampão é aquela que sofre pequena variação quanto ao seu valor de pH quando da adição de íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$ . Seus componentes fundamentais correspondem à reserva de ácido, que neutraliza íons  $\text{OH}^-$  adicionados, e à reserva de base, responsável pela neutralização dos íons  $\text{H}^+$  adicionados. Idealmente, tanto a reserva de ácido quanto à reserva de base devem apresentar concentrações molares iguais, o que é conseguido por meio da mistura de um ácido fraco com um sal que contém o ânion desse ácido ou de uma base fraca com um sal que contém o cátion dessa base. Com isso os membros do par conjugado ácido-base responsável pelo efeito tampão têm capacidades iguais de neutralização de íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$ . Como exemplo de solução tampão tem-se a obtida pela mistura de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) com acetato de sódio ( $\text{CH}_3\text{-COONa}$ ) cujas reações tampão podem ser representadas pelas seguintes equações:*



**8.** Como se procede à escolha do indicador ácido-base mais apropriado para uma análise química baseada na volumetria de neutralização?

*A volumetria de neutralização é baseada na reação  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ; quando a proporção estequiométrica da reação de neutralização é atingida tem-se o chamado ponto de equivalência da titulação ao qual corresponde um valor de pH no meio aquoso em que se processa a referida reação. A detecção do ponto de equivalência é efetuada por meio do uso de reagentes auxiliares denominados indicadores, os quais correspondem a ácidos fracos cujas formas protonada ( $\text{HInd}$ ) e desprotonada ( $\text{Ind}^-$ ) apresentam cores diferentes. A mudança de cor do indicador ocorre entre os valores de pH correspondentes a  $\text{pKa} \pm 1$ , em que  $\text{pKa}$  corresponde ao logaritmo do inverso do valor da constante de ionização  $K_a$  do indicador. Desse modo, o indicador a ser usado em uma titulação ácido-base é aquele cujo intervalo  $\text{pKa} \pm 1$  contemple o valor de pH correspondente ao ponto de equivalência estequiométrico da reação de neutralização em estudo.*

**Dados:**

Massas molares ( $\text{g mol}^{-1}$ ): Na = 23; S = 32; O = 16; Zn = 65, Cl = 35,5

HF  $K_a = 6,8 \times 10^{-4}$

$\text{H}_3\text{PO}_4$ :  $K_{a1} = 7,5 \times 10^{-3}$ ;  $K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$ ;  $K_{a3} = 4,2 \times 10^{-13}$

$\text{NH}_3$ :  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$

$\text{CH}_3\text{-COOH}$ :  $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$