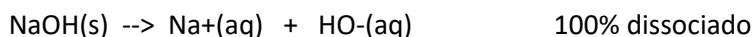


Questão 3.1) Calcular a massa de hidróxido de sódio (NaOH) necessária para preparar 50 mL de uma solução com concentração de 0,1 mol/L (massa molar (MM) do NaOH = 40 g/mol) (apostila pg 18). Descrever o preparo da solução.



1o.) calcular n. mol (n) de NaOH em 50 mL, sabendo que a molaridade (M) da solução preparada é de 0.1 mol/L

$$M = n \text{ do soluto (NaOH)} / V \text{ em Litro da solução a ser preparada}$$

$$n = M * V = 0.1 * 0.050 \quad n = \quad 0,0050 \text{ mol de NaOH}$$

2o.) mas 0,005 mol de NaOH corresponde a que massa ?

sabendo que $n = \text{massa do soluto (m)} / \text{MM do soluto}$

$$m = 0.005 * 40 \quad m = \quad 0,200$$

Assim serão necessários 0.200 g de NaOH no preparo de 50 mL a 0.1 mol/L

3o.) Descrição do preparo de acordo com apostila de aula pratica (cada um escreve do seu jeito). É necessário descrever em forma de paragrafo e não em tópicos como no roteiro de aula praticas

Questão 3.2) Calcular o volume de NaOH 0,1 mol/L (preparado na questão 1) necessário para preparar 100 mL de uma solução de concentração 0,001 mol/L. (apostila pg 18). Descrever o preparo o preparo da solução.

Neste caso, os calculos são de diluição de solução

$$M_1V_1 = M_2V_2 \quad 100 \text{ mL} = 0.100 \text{ L}$$

$$0.1 V_1 = 0.100 * 0.001 \quad V_1 = \quad 0,001000 \text{ L ou } 1,0 \text{ mL}$$

Assim, é necessário 1,0 mL da solução NaOH 0.1 mol/L para preparar 100 mL de NaOH 0.001 mol/L

Descrição do preparo de acordo com apostila de aula pratica (cada um escreve do seu jeito). É necessário descrever em forma de paragrafo e não em tópicos como no roteiro de aula praticas

Questão 3.3) Calcular o volume de ácido clorídrico (HCl) necessário para preparar 50 mL de uma solução com concentração de 0,1 mol/L. Dados: massa molar (MM) do HCl = 36,5 g/mol, densidade = 1,18 g/mL e %(m/m) = 36,5%. (apostila pg 19). Descrever o preparo da solução.

1o) calcular o n. de mol de HCl contido em 50 mL a 0,1 mol/L

$$M = n/V \quad n = 0.1 * 0.050 = 0.0050 \text{ mol de HCl}$$

2o.) calcular a massa de HCl presente em 0.0050 mol

$$n = \text{massa (g)}/MM \quad \text{massa} = 0.0050 * 36.5 = 0.1825 \text{ g de HCl}$$

3o.) Calcular a massa da solução (original) de HCl que corresponde a 0.1825 g de HCl

sabendo que HCl (original ou estoque) não é puro e está a 36.5% em m/m
isso quer dizer que em 100 g de HCl estoque contem 36.5 g de HCl

assim: por regra de três -> se em 100g de solução há 36.5 g de HCl,
0.1825 g de HCl corresponde a X g de solução

$$x = 100 * 0.1825 / 36.5 \quad x = 0.500$$

serão 0.500 g de solução original de HCL necessarios para
preparar 50 mL de HCl 0.1 mol/L

4o.) calcular o volume de HCL estoque que corresponde a 0.500 g desta solução

sabendo a densidade da solução = 1.18 g/mL, calcula-se o volume

$$d = m/v \quad v = 0.500 / 1.18 = 0.423729 \text{ mL}$$

assim,, serão necessarios 0.424 mL de HCl estoque (36.5% m/m) para
preparar 50 mL de HCl 0,1 mol/L

Descrição do preparo de acordo com apostila de aula pratica (cada um escreve
do seu jeito). É necessario descrever em forma de paragrafo e não em tópicos como
no roteiro de aula praticas

Questão 3.4) Calcular o volume de HCl 0,1 mol/L (preparado na questão 3) necessário para preparar 100 mL de uma solução de concentração 0,002 mol/L. (apostila pg 19). Descrever o preparo da solução.

Neste caso, os calculos são de diluição de solução

$$M1V1 = M2V2 \quad 100 \text{ mL} = 0.100 \text{ L}$$

$$0.1 V1 = 0.100 * 0.002 \quad V1 = 0.002000 \text{ L ou } 2,0 \text{ mL}$$

Assim, é necessário 2,0 mL da solução HCl 0.1 mol/L para preparar 100 mL de HCl 0.002 mol/L

Descrição do preparo de acordo com apostila de aula pratica (cada um escreve do seu jeito). É necessário descrever em forma de paragrafo e não em tópicos como no roteiro de aula praticas

Questão 4.1.1) Preencher a tabela após calcular os valores teóricos das massas dos produtos da decomposição por aquecimento do clorato de potássio, sabendo que a massa de Clorato de potássio do experimento 1 é 0,5000 gramas e que a massa deste composto no experimento 2 é de 0,7500 gramas. (apostila pg 14). Utilizar aqui cálculos com algarismos significativos.

Valores Teóricos
1º. Experimento Massa (g) de KClO_3 = 0,5000 Massa (g) de KCl = Massa (g) de O_2 = K teórico =
2º. Experimento Massa de KClO_3 = 0,7500 Massa (g) de KCl = Massa (g) de O_2 = K teórico =



1o.) determinar a massa dos compostos contida na estequiometria da reação

n = massa/MM	massa de KClO ₃ =	245,100 g
	de KCl =	149,103 g
	de O ₂ =	95,9700 g

2o.) determinar a massa de KCl e de O₂ a partir de 0.5000 g de KClO₃

KCl	245,100	-----	149,103
	0,5000	-----	x

x = 0,30417 g de KCl no 1o. Experimento

02	245,100	-----	95,970
	0,5000	-----	x

x= 0,19578 g de O₂ no 1o. Experimento

3o.) calcular a relação K

$$K = \text{massa de KClO}_3 / \text{massa de KCl}$$

$$k = 1,6438 \text{ para o 1o. Experimento}$$

4o) determinar a massa de KCl e de O₂ a partir de 0.7500 g de KClO₃

$$\begin{array}{ccc} \text{KCl} & 245,100 & \text{-----} & 149,1026 \\ & 0,75 & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,45625 \text{ g de KCl no 2o. Experimento}$$

$$\begin{array}{ccc} \text{O}_2 & 245,1 & \text{-----} & 95,97 \\ & 0,75 & \text{-----} & x \end{array}$$

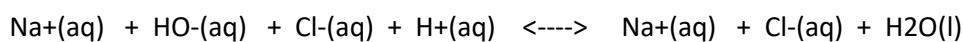
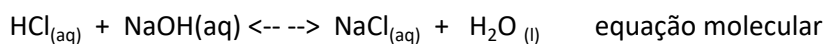
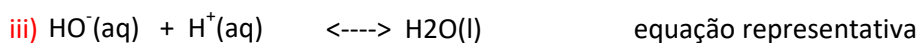
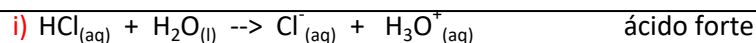
$$x = 0,29367 \text{ g de O}_2 \text{ no 2o. Experimento}$$

3o.) calcular a relação K

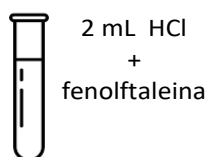
$$K = \text{massa de KClO}_3 / \text{massa de KCl}$$

$$k = 1,6438 \text{ para o 2o. Experimento}$$

Para estudar a reação ácido-base, no referido roteiro de aula pratica, emprega o ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH) em molaridade iguais na presença de fenolftaleína.

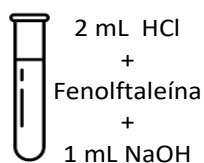


b.1)



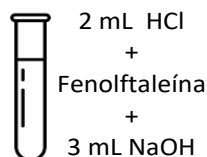
Cor: _____

b.2)



Cor: _____

b.3)



Cor: _____

tubo 1) incolor, pois o meio é ácido. Fenolftaleína em meio ácido predomina a sua forma protonada que é incolor

tubo 2) incolor, adição de NaOH (1mL) reagiu com a metade do HCl e o meio continua ácido

tubo 3) rosa, pois a adição de NaOH (3mL) reagiu com todo HCl (2mL) e teve excesso de NaOH



o excesso de base no meio (HO⁻) reagiu com H⁺, diminuindo a [H⁺] no meio pelo princípio de Le Chatelier, deslocou o equilíbrio da equação da fenolftaleína para direita. Assim predomina a desprotonada (In⁻) da fenolftaleína que confere a cor rosa ao meio

Questão 4.2.2) Reação de precipitação (apostila pg 21).

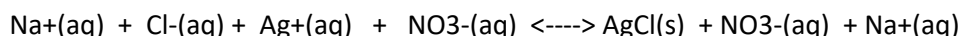
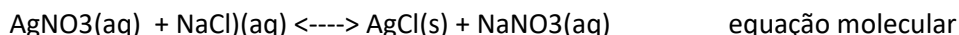
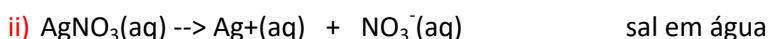
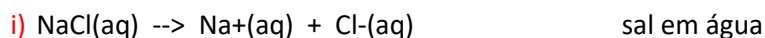
Para estudar reações de precipitação escolheu a reação entre cloreto de sódio (NaCl) e nitrato de prata (AgNO₃) ambas na mesma concentração. De acordo com o exposto pede:

a) Equações químicas para:

i) dissociação de NaCl, mostrar a equação química para NaCl em água (só NaCl);

ii) dissociação de AgNO₃ montar a equação química para AgNO₃ em água (só AgNO₃);

iii) equação química para reação de precipitação, montar a equação química para a reação de precipitação decorrente dos reagentes NaCl e AgNO₃ (3 tipos de equações: equação molecular; equação iônica e equação representativa)



Questão 4.2.3) Reação de ácido-base com desprendimento de gás (apostila pg 22).

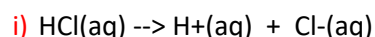
Para estudar reações que envolvem desprendimento de gás emprega-se a reação entre ácido clorídrico e bicarbonato de sódio (NaHCO_3). De acordo com o exposto pede-se:

a) Equações químicas para:

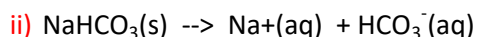
i) ionização do HCl, mostrar a equação química para HCl em água;

ii) dissociação do sal NaHCO_3 em água, montar a equação química para NaHCO_3 em água;

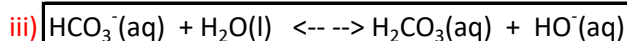
iii) equação química para reação de formação do gás, montar a equação química para a reação de precipitação decorrente dos reagentes HCl e NaHCO_3 (3 tipos de equações: equação molecular; equação iônica e equação representativa)



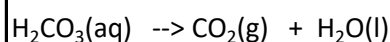
ionização do ácido



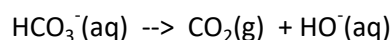
dissociação do sal



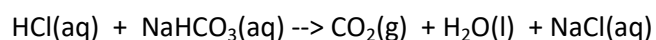
reação hidrolise



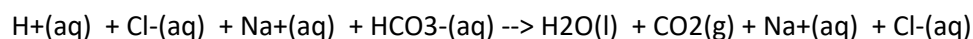
decomposição do H_2CO_3



eq. Representativa



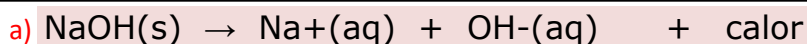
eq. Molecular



4.2.4.1) para estudar a liberação de calor emprega-se, no referido experimento, adição de NaOH sólido em água. De acordo com o exposto pede-se:

a) equação química que representa a ionização de NaOH em água

b) Neste procedimento ocorre reação química? Em caso positivo mostra a equação química. Explicar a liberação de calor

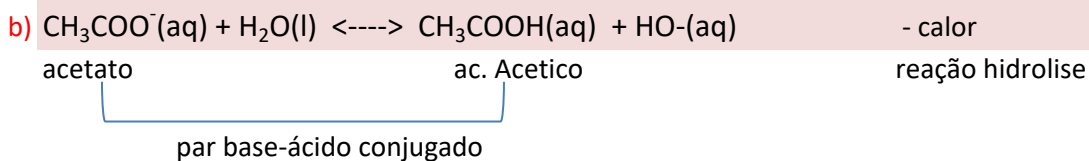
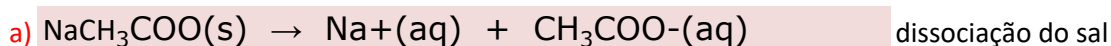


b) não é uma reação química e sim uma ionização do sólido em água, gerando íons. A quebra da ligação iônica libera energia. Processo exotérmico

4.2.4.2) para estudar a absorção de calor emprega-se, no referido experimento, adição de acetato de sódio (NaCH_3COO) sólido em água. De acordo com o exposto pede-se:

a) equação química que representa a ionização de NaCH_3COO em água

b) Neste procedimento ocorre reação química? Em caso positivo mostra a equação química. Explicar a absorção de calor



ocorre a reação de hidrolise porque o acetato é conjugado com um ácido fraco, o ácido acético. Na reação de hidrólise quebra a molécula de água e forma uma ligação covalente entre o H^+ (da água) com O^- (do acetato)

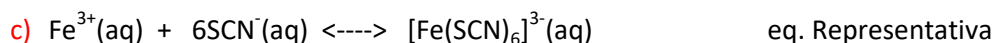
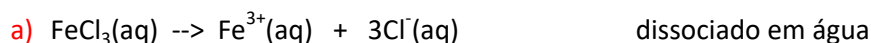
Este processo requer energia para ocorrer

Para estudar reações de complexação emprega-se, no referido experimento, os reagentes cloreto de férrico (FeCl_3) e tiocianato de amônio (NH_4SCN), tendo como produto uma mistura de íons complexos.

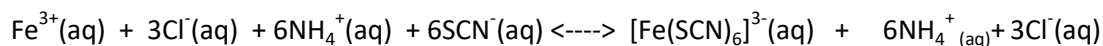
a) mostrar a equação química para cloreto férrico em água;

b) montar a equação química para tiocianato de amônio em água;

c) montar a equação química para a reação de complexação decorrente da mistura dos reagentes citados (3 tipos de equações: equação molecular; equação iônica e equação representativa)



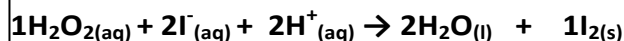
eq. Molecular



eq. Ionica

Para estudar reações de óxido-redução emprega-se a reação em meio ácido, a reação entre

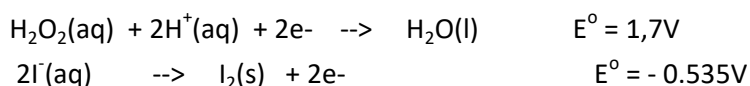
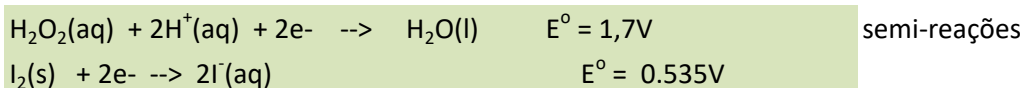
Para estudar reações de oxido-redução emprega-se a reação em meio ácido, a reação entre iodeto (I^-) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2) gera os produtos iodo (I_2) e água (H_2O), de acordo com a equação:



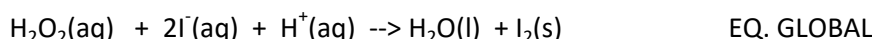
a) buscar na literatura as semi-reações para composição da equação global, mostrar passo a passo até montar a equação global;

b) No presente estudo utiliza-se 2 tubos de ensaios, adiciona-se iodeto de potássio (KI), ácido sulfúrico (H_2SO_4) em ambos os tubos, porém, no primeiro adiciona-se peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e no segundo água (H_2O).

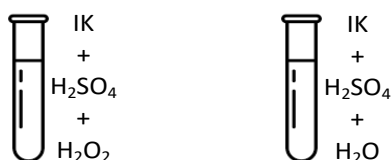
a)



1,165

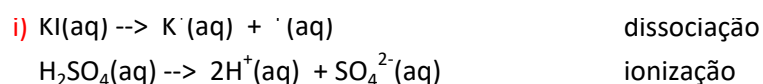


Pede-se: i) montar as equações químicas para a dissociação do iodeto de potássio e da ionização do ácido sulfúrico; ii) relacionar a equação global de oxido-redução montada acima com os reagentes presentes nos tubos; iii) explicitar a diferença entre os ensaios do tubo 1 e tubo 2; iv) após um determinado tempo adiciona-se solução de amido em ambos os tubos com a finalidade de indicar a presença de I_2 no meio reacional, por meio do aparecimento da roxo-azulada. De acordo com o exposto discutir a previsibilidade de cor roxo-azulada nos tubos de ensaio. Elucidar a resposta com equação química.



Tubo 1

Tubo 2



ii) a reação química irá acontecer entre o iodeto, que cede 2 eletrons, e peróxido de hidrogenio que recebe 2 eletrons. O iodeto oxida formando Iodo solido e o peróxido de hidrogenio reduz formando água. Está reação ocorre em meio ácido (ácido sulfurico)

iii no tubo 2 não possui o reagente H2O2, assim não ocorrerá reação quimica

iv) no tubo 1 aparecerá a cor azul e no tubo não (não ocorreu a reação de formação de I_2 amido + iodo $\rightarrow$ produto colorido (azul) devido uma interação entre iodo e amido