UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO
INSTITUTO DE QUÍMICA
CURSO DE GRADUAÇÃO EM OCENOGRAFIA
DISCIPLINA: Química Analítica – QFL1200
PROFESSOR: Juliano Carvalho Ramos
SEMESTRE: 2022.2

LISTA DE EXERCÍCIOS 3 - RESPOSTAS

1)

i) Nesta condição, tanto na curva a) como na curva b), temos excesso de titulado (analito) que no caso da curva a) representa excesso de I^- e Cl^- e na curva b) apenas excesso de I^-.

ii) No ponto de equivalência da curva a), teremos essenciamente todo o íon I^- sendo consumido estequiometricamente para a geração de AgI mas haverá excesso de Cl^-. Já no segundo ponto de equivalência, na curva em a), todo íon cloreto será consumido estequiometricamente para gerar o AgCl. A sequência de precipitação inica pelo AgI devido a menor solubildiade deste em relação ao AgCl.

Na curva b) como só há I^- como ânion, o ponto de equivalência é obtido quanto todo I^- reagir estequiométricamente com Ag^+ para gerar AgI.

iii) Após o primerio ponto de equivalência, na curva em a), teremos apenas excesso de Cl^- , e após o segundo ponto de equivalência, teremos excesso de Ag^+. Já para a curva em b), após o primeiro (e único) ponto de equivalência teremos apenas excesso de Ag^+.

ii) Quais são os valores esperados para pAg e pBr quando uma alíquota de 50,00 mL de

2)

a) pAg = Não é possivel calcular; pI = 1,398

b) pAg = 13,541; pI = 2,529

c) pAg = 11,819; pI = 4,250

d) pAg = pI = 8,035

e) pAg = 4,260; pI = 11,810

3) O método de Mohr refere-se a uma titulação de precitação na qual emprega-se o íon cromato (CrO_4^{2-}) como indicador visual do ponto final na titulação. Neste método, o titulante são os íon prata (Ag^+) comumente na forma do nitrato de prata ($AgNO_3$) e o analito preferencial a ser determinado são os íons cloreto (Cl^-), que quando combinados gera-se o cloreto de prata (AgCl), um sólido branco de baixa solubilidade. Logo após o ponto de equivalência, um pequeno excesso de Ag^+ (titulante) combina-se com o CrO_4^{2-} (indicador)

formando o cromato de prata (Ag_2CrO_4), um sólido iônico de baixa solubilidade o qual possui uma coloração vermelha, indicando o ponto final da titulação.

4) Para que a área superficial seja maior (quanto menor o tamanho das partículas, maior a área superficial que elas irão proporcionar), isso facilitará a verificação da mudança de cor durante o ponto final da titulação. Se as partículas forem muito grandes, haverá sedimentação dessas ao fundo do erlenmeyer, carregando com ela a cor da solução, já que a cor ficará apenas adsorvida (na superficie) do precipitado e não na solução.

5) A análise pode ser realizada do seguinte modo: adiciona-se um volume conhecido de $AgNO_3$ padronizado em excesso, em seguida realiza-se a titulação desta solução com tiocianato (SCN^-) padronizado, o meio deve ser acidificado com HNO_3 e emprega-se Fe^{3+} como indicador. No momento em que observar o surgimento da coloração vermelho-sangue (sutil), interrompe a titulação e verifica o volume consumido do titulante.

Para saber a concentração de NaI, considerando que o único haleto presente seja I^- na forma de NaI, com o volume consumido do titulante, sua concentração e estequiometria, podemos encontrar a quantidade (número de mols) de Ag^+ excedente na reação com NaI. Conhecendo o volume total adicionado de $AgNO_3$, e sua concentração, podemos saber a quantidade (número de mols) total de Ag^+ presente na reação. Com os dados citados acima, realizado a diferença (quantidade total – quantidade excedente) iremos saber quanto (número de mols) de Ag^+ efetivamente reagiu com NaI e por estequiometria e usando a massa molar, saberemos quanto de NaI está presente na amostra.

6) Não ocorreu a precipitação devido ao favorecimento da solubilidade do carbonato de prata em meio ácido. Pois o íon carbonato irá reagir com os prótons a fim de gerar monohidrogeno carbonato (bicarbonato) e eventualmente ácido carbônico (que também pode se decompor e gerar gás carbônico e água). Os equilíbrios abaixo justificam os relatos acima.

$$Ag_2CO_3\ (s) \leftrightharpoons 2\ Ag^+\ (aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

$$CO_3^{2-}(aq) + H^+(aq) \leftrightharpoons HCO_3^-(aq) + H^+(aq) \leftrightharpoons H_2CO_3(aq)$$

$$H_2CO_3\ (aq) \leftrightharpoons CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Portanto, conforme foi sendo gerado o sólido iônico de baixa solubilidade,ele foi se solubilizando. Isso irá se perpetuar até que majoritariamente todo ácido tenha sido consumido.

Uma outra possível explicação é a ínfima presença do caboronato no momento da adição do nitrato de prata, pois devido a presença do ácido nitrico, o carbonato de sódio é convertido a nitrato de sódio e ácido carbônico sendo este último instável, se decompondo em H_2O e CO_2, não havendo portanto quantidade apreciável de íons cabonato para reagir com os íons prata.

$$Na_2CO_3\ (aq) + HNO_3\ (aq) \rightarrow NaNO_3\ (aq) + H_2CO_3\ (aq)$$

$$H_2CO_3\ (aq) \leftrightharpoons CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$