



Determinação do teor de Cloreto total na água consumida pelos discentes do IFMA - Campus Zé Doca (método de Mohr)¹

Erlane Santana Macedo²; Eduardo Guimarães Teixeira³; Geovane Ferreira da Silva⁴.

¹Pesquisa já concluída.

^{2,3 e 4}Discentes do curso Técnico em Análises Químicas do IFMA - Campus Zé Doca.

Resumo: O íon cloreto é um componente fundamental dos fluidos do corpo humano, desempenhando, entre outros, um papel essencial na regulação osmótica ao nível celular, porém em excesso esse íon pode desencadear um efeito laxativo, por isso é necessário que haja um controle de concentração de Cl^- através do tratamento de água. Um dos métodos mais utilizados em laboratórios para analisar a concentração de íons cloretos é o método de Mohr que é um processo de volumetria de precipitação em que utiliza-se o AgNO_3 $0,1\text{molL}^{-1}$ como solução padrão e o K_2CrO_4 como indicador. O objetivo desse estudo foi determinar o teor de cloreto na água consumida pelos discentes e comparar com o teor permitido pelo Ministério de saúde, permitindo dessa forma analisar se essa água consumida encontra-se de acordo com os padrões. Para tanto realizou-se os procedimentos necessários do método de Mohr e notou-se, através dos cálculos, que o teor encontrado de $0,038286\text{ mg/L}$ está em conformidade com a portaria nº 518/2004 do Ministério da Saúde que estabelece o teor de 250 mg/L como o valor máximo de cloretos permitido para água potável.

Palavras-chave: Água, método de Mohr, teor de cloretos

Introdução

A química analítica ocupa-se com os métodos de determinação da composição química da matéria, classifica-se a química analítica como qualitativa ou quantitativa. Sendo que os métodos qualitativos correspondem a identidade das espécies atômicas e moleculares da amostra. Um método quantitativo compõe as informações numéricas da quantidade relativa de um ou vários componentes da amostra (SKOOG et al, 2001 pág. 1).

A titulação é um procedimento em que um reagente padrão (que tem concentração conhecida) é adicionado a uma solução de concentração desconhecida até que a reação entre os dois seja considerada completa (SKOOG et al, 2007 pág. 322). O primeiro registro de uso do termo titulação ocorreu em 1832, num trabalho de Gay-Lussac sobre um método para a determinação de prata a partir de uma reação com uma solução de NaCl padrão (TERRA, 2012).

As titulações de precipitação baseiam-se na formação de um composto pouco solúvel, essas titulações são usadas principalmente para análises de haletos como o Cl^- e íons metálicos como o Ag^+ (BACCAN et al, 1979 pág.77).

Dentre os processos volumétricos de precipitação, os mais importantes são os que empregam solução de AgNO_3 que são chamados de métodos argentimétricos, o método de Mohr é um método argentimétrico em que a solução neutra é titulada com AgNO_3 , em presença de K_2CrO_4 , que atua como indicador (UTFPR, 2012). A maneira mais conveniente de saber se uma titulação é viável ou não, é através da curva de titulação, que baseia-se no valor do potencial ou concentração de determinado íon em função do volume gasto de titulante (BACCAN et al, 1979 pág. 69).

As reações de precipitação dependem muito das diferenças dos valores do produto de solubilidade que pode ser medido em K_{ps} (constante do produto de solubilidade para uma dada temperatura). O K_{ps} é calculado como o produto das concentrações molares dos íons existentes em uma solução saturada, onde cada concentração é elevada a um expoente igual ou respectivo coeficiente do íon na correspondente equação de dissociação, é o K_{ps} de um eletrólito pouco solúvel que estabelece o critério para a formação de um precipitado, ou seja, haverá precipitado quando o K_{ps} for ultrapassado (CESAR, 2012). Tais compreensões são necessárias na determinação do teor de íon cloreto na água.

Geralmente os cloretos estão presentes em águas brutas e tratadas em diferentes concentrações e estão presentes na forma de cloretos de sódio, cálcio e magnésio. Porém concentrações altas de cloreto podem restringir o uso da água em razão do sabor que eles conferem e do efeito laxativo que eles podem provocar, devido a isso a portaria nº 518/2004 do Ministério da Saúde estabelece o teor de 250 mg/L como o valor máximo de cloretos permitido para água potável (FUNASA, 2009).

O IFMA - Campus Zé Doca, de acordo com os dados disponíveis no próprio campus, abrange uma estrutura com aproximadamente 50 professores, 27 técnicos administrativos e 1160 alunos, sendo referência na



educação da cidade. Diante disso, o presente trabalho manteve-se na perspectiva de determinar o teor de cloreto total na água consumida pelos alunos do IFMA- Campus Zé Doca comparando-se com o teor permitido pelo Ministério de Saúde, e fazendo uso do conhecimento de produto de solubilidade e solubilidade em quantidade de matéria entender como ocorre o procedimento.

Material e Métodos

Tabela1: materiais e soluções utilizadas durante o procedimentos.

MATERIAIS	REAGENTES	SOLUÇÕES
Béquer 250 mL	Água consumida pelos discentes	AgNO ₃ 0,1molL ⁻¹
Bureta 10 mL		K ₂ CrO ₄ 5% (m/v)
Conta Gotas		
Erlenmeyer 100 mL		
Proveta 50 mL		
Suporte universal		

Iniciou-se o procedimento coletando-se com auxílio do béquer a água a ser titulada. Com o auxílio da proveta mediu-se 20 mL da água e transferiu-se para o erlenmeyer de 100 mL e em seguida adicionou-se 1 gota de K₂CrO₄ 5% (m/v).

Montou-se a bureta no suporte universal e preencheu-se com AgNO₃ 0,1molL⁻¹. Abriu-se a torneira da bureta deixando a solução padrão gotejar no erlenmeyer até que a solução problema contida nele adquira uma coloração vermelho tijolo. Ao atingir esse ponto verificou-se o volume do titulante usado para completar a reação. Repetiu-se esse procedimento três vezes com o intuito de verificar a variação do volume e consequentemente obter maior exatidão nos resultados.

Montou-se as equações resultantes e calculou-se a solubilidade molL⁻¹ dos precipitados (Eq. 1):

$$S = n\sqrt{Kps} \quad \text{Eq. 1}$$

Calculou-se o teor de cloretos em mg/L (Eq. 2):

$$mg / LCl = \frac{[a.n.35,45]}{[mL da amostra]} \quad \text{Eq. 2}$$

Sendo que (a), corresponde a média do volume de titulante gasto na amostra e n a normalidade do titulante. Sendo o cálculo da normalidade (Eq. 3) é a relação entre a molaridade e a constante K:

$$n = m.K \quad \text{Eq. 3}$$

Montou-se a curva de titulação baseada em três pontos principais, o ponto antes da titulação, o ponto de equivalência e o ponto após a titulação.

Resultados e Discussão

Ao adicionar-se o K₂CrO₄ na água percebeu-se uma mudança de cor para amarelo. A medida que o AgNO₃ entra em contato com a solução, os íons de Ag⁺ reagem com os íons de Cl⁻ (Eq. 4):



O composto formado é o AgCl que é um sal branco e pouco solúvel e devido a isso precipita-se, porém essa reação não é visualizada, daí a necessidade do indicador para auxiliar na visualização do final da titulação que acontece quando todo o cloreto foi consumido pelo AgNO₃ (Eq. 5):



Como todo o cloreto foi consumido, o primeiro excesso de Ag⁺ reage com o CrO₄⁻² formando o AgCrO₄ que também é um sal pouco solúvel e forma um precipitado vermelho tijolo indicando que a titulação terminou. A



seqüência que ocorre a precipitação dos sais pode ser explicada pela sua solubilidade em quantidade de matéria. Sendo o K_{ps} do $AgCl$ $1,82 \cdot 10^{-10}$ temos (Eq. 6):

$$\begin{aligned}
 K_{ps} AgCl &= [Ag^{+1}] [Cl^{-1}] && \text{Eq. 6} \\
 K_{ps} AgCl &= S^2 \\
 S &= \sqrt{K_{ps}} \\
 S &= \sqrt{1,82 \cdot 10^{-10}} \\
 S &= 1,3 \cdot 10^{-5}
 \end{aligned}$$

Sendo o K_{ps} do $AgCrO_4$ $1,12 \cdot 10^{-12}$, pode-se determinar sua solubilidade (Eq. 7):

$$\begin{aligned}
 K_{ps} AgCrO_4 &= [Ag^{+1}]^2 [CrO_4^{-2}] && \text{Eq. 7} \\
 K_{ps} AgCrO_4 &= S^3 \\
 S &= \sqrt[3]{K_{ps}} \\
 S &= \sqrt[3]{1,12 \cdot 10^{-12}} \\
 S &= 6,5 \cdot 10^{-5}
 \end{aligned}$$

Percebe-se que a solubilidade do $AgCrO_4$ é maior que a solubilidade do $AgCl$, isso explica por que a precipitação do $AgCrO_4$ só ocorre depois da precipitação do $AgCl$.

A fim de obter um resultado representativo da análise, calculou-se a média aritmética (Tabela 2) dos volumes de titulante consumido durante a análise em triplicata.

Tabela 2: Volumes de titulantes gastos nas titulações.

Titulação	Volumes de $AgNO_3$ em mL	\bar{x} dos volumes em mL
1º	0,25	
2º	0,20	0,216
3º	0,20	

Através dos dados disponíveis calculou-se os três pontos principais da curva de titulação (Eq.8), (Eq. 9) e (Eq. 10) que corresponde ao ponto antes da titulação quando o volume de titulante é igual a 0, ao ponto de equivalência quando o volume de titulante gasto é 0,216 e ao ponto após a titulação quando há um excesso de Ag^+ vale ressaltar que na Eq. 10 utilizou-se o volume de 0,217 pois corresponde ao ponto em que há um excesso de titulante:

$$\begin{aligned}
 [Ag^{+1}] &= 0,1 mol L^{-1} \rightarrow pAg = -\log [Ag^{+1}] = 1,0 && \text{Eq. 8} \\
 K_{ps} &= [Ag^{+1}] [Cl^{-1}] = 1,82 \cdot 10^{-10} \\
 -\log[Ag^{+1}] \cdot -\log[Cl^{-1}] &= -\log(1,82 \cdot 10^{-10}) \\
 pAg + pCl &= 9,74 \\
 pCl &= 9,74 - pAg \\
 pCl &= 9,74 - 1,0 \\
 pCl &= 8,74
 \end{aligned}$$

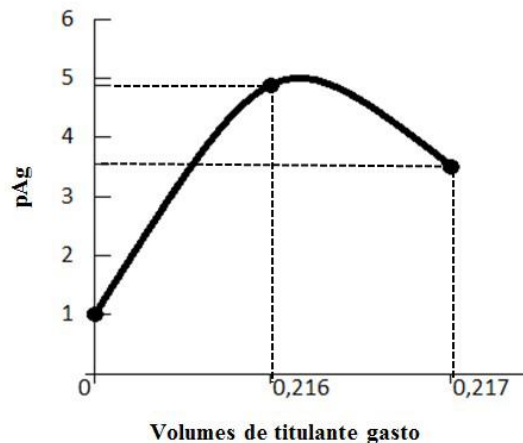
$$\begin{aligned}
 [Ag^{+1}] &= [Cl^{-1}] && \text{Eq. 9} \\
 pAg + pCl &= 9,74 \\
 2p &= 9,74 \\
 p &= 9,74 \div 2 \\
 p &= 4,96 \\
 pAg &= pCl = 4,96
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 &0,217 mL \text{ de } AgNO_3 \text{ a } 0,1 mol L^{-1} \\
 &0,217 \cdot 0,1 = 0,0217 mmol \\
 \text{quantidade de } AgCl \text{ utilizada} &= 0,0216 mmol \\
 \text{Excesso} &= 0,0217 - 0,0216 = 0,0001 && \text{Eq. 10}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 [Ag^{+1}] \text{ após a adição: } & 0,0001 \\
 0,216 + 0,217 & = 2,3 \cdot 10^{-4} \\
 pAg = -\log(0,00023) & = 3,63 \\
 pCl = 9,74 - 3,63 & = 6,11
 \end{aligned}$$

Através dos cálculos realizados pode-se montar a curva de titulação (figura 1):

Figura 1: Curva de titulação de cloretos com uma solução de $AgNO_3$.



Comparando-se o ponto de equivalência e o ponto em que há um excesso de titulante percebe-se que ocorre uma variação de pAg de 1,63. Quanto maior for essa mudança mais favorável é a titulação, pois provoca um menor erro para uma diferença de pAg no ponto de equivalência e no ponto final.

A partir dos dados obtidos durante o experimento, calculou-se o teor de íons cloreto presente na amostra (Eq. 11):

$$mg/LCl = \frac{[0,216 \cdot 0,135,45]}{[20]} \quad \text{Eq. 11}$$

$$mg /LCl = 0,038286$$

O teor de cloreto encontrado na água consumida pelos discentes do IFMA- Zé Doca está dentro dos padrões permitido pelo Ministério de Saúde.

Conclusões

A pesquisa possibilitou o conhecimento sobre solubilidade e produto de solubilidade, mostrando a interação de outros conteúdos em um único tipo de análise. O método de Mohr utilizado permitiu a determinação do teor de cloro na amostra, o resultado obtido mostrou-se satisfatório e o teor de cloretos encontrado, 0,038286 mg/L, está dentro do limite permitido, portanto a água do IFMA- Campus Zé Doca não apresenta riscos a saúde relacionados ao teor de cloretos.

Literatura citada

BACCAN, Nivaldo. ANDRADE, João Carlos. GODINHO. Oswaldo E. S. BARONE, José Salvador. **Química Analítica Quantitativa Elementar**. 1º Ed. pág. 69 e 77. São Paulo: Edgard Blücher, 1979.

CESAR, Paulo. **Portal de estudos em química: Equilíbrio Químico**. Encontrado em <www.profpc.com.br/equilibrio_quimico.htm> Acesso em 21 de FEV. de 2012.

FUNDAÇÃO NACIONAL DE SAÚDE. **Manual prático de análise da água** 3º Ed. pág. 43. Brasília: Fundação Nacional de Saúde, 2009.



SKOOG, Douglas A. HOLLER, James F. NIEMAN, Timothy A. **Princípios de Análisis Instrumental** pág. 1. 5ª Edición. Madrid: Concepción Fernández Madrid, 2001.

SKOOG, Douglas A. WEST, Donal M. HOLLER. F. James. CROUCH. Stanley R. **Fundamentos de Química Analítica** pág. 322, 324 e 342. São Paulo: Thonson, 2007.

TERRA, Juliana. ROSSI, Adriana Vitorino. **História da titulação**. Disponível em <<http://www.scielo.br/scielo>> Acesso em 03 de FEV, 2012.

UNIVERSIDADE TECNOLÓGICA FEDERAL DO PARANÁ. **Análise volumétrica: volumetria de precipitação**. Encontrado em <http://pessoal.utfpr.edu.br/jcrazevedo/arquivos/pratica12_tit_precip.pdf> Acesso em 20 de FEV. de 2012.