

**LUIZ GOMES JUNIOR**

**KIT DE BAIXO CUSTO PARA AVALIAÇÃO DA POTABILIDADE DA ÁGUA  
EM ZONAS RURAIS**

Dissertação apresentada ao Curso de Mestrado em Ciências Agrárias do Instituto de Ciências Agrárias da Universidade Federal de Minas Gerais, como requisito parcial para a obtenção do grau de Mestre em Ciências Agrárias.

Orientador: Prof. Antônio Cleber da Silva Camargo

**Montes Claros**

**2010**

**G633k**      **Gomes Junior, Luiz.**  
**2010**      **Kit de Baixo Custo para Avaliação da Potabilidade da Água em**  
**Zonas Rurais / Luiz Gomes Junior. Montes Claros, MG: ICA/UFMG,**  
**2009.**  
80 f: il.

Dissertação (Mestrado em Ciências Agrárias, área de concentração em Agroecologia) Universidade Federal de Minas Gerais, 2010.

Orientador: Prof<sup>o</sup> Antônio Cleber da Silva Camargo.

Banca examinadora: Cândido Alves da Costa, Daniel Rodrigues Magalhães, Edson de Oliveira Vieira, Antônio Cleber da Silva Camargo.

Inclui bibliografia: f. 70-73.

1. Agroecologia – Águas subterrâneas. 2. Irrigação – Semiárido Minas Gerais. Camargo, Antônio Cleber da Silva. II. Universidade Federal de Minas Gerais, Instituto de Ciências Agrárias. III. Título.

CDU: 574

Elaborada pela BIBLIOTECA COMUNITÁRIA DO ICA/UFMG

**LUIZ GOMES JUNIOR**

**KIT DE BAIXO CUSTO PARA AVALIAÇÃO DA POTABILIDADE DA ÁGUA  
EM ZONAS RURAIS**

Aprovada em 25 de fevereiro de 2010.

---

Prof. Cândido Alves da Costa  
(UFMG)

---

Prof. Daniel Rodrigues Magalhães  
(UNIMONTES)

---

Prof. Edson de Oliveira Vieira  
(Co-Orientador - UFMG)

---

Prof. Antônio Cleber da S. Camargo  
(Orientador – UFMG)

**Montes Claros  
2010**

*Dedico a todos que  
lutam por um mundo  
0mais sustentável.*

## **AGRADECIMENTOS**

À minha esposa Claudimar, que sempre me incentivou a vencer os obstáculos, por mais insuperáveis que parecessem.

Aos meus dois filhos, Olliver e Hannah, que são a razão de minha vida e que me impulsionam cada vez que a vida me diz não.

Aos meus pais, Luiz e Terezinha, que me deram oportunidade de estudar.

Aos meus verdadeiros amigos, que onde estiverem, sei que estão orgulhosos deste momento.

Ao Instituto de Ciências Agrárias/UFMG, que me propiciou a desenvolver esta pesquisa.

Ao professor Antônio Cleber da Silva Camargo, a sua orientação.

Ao professor Edson de Oliveira Vieira, que me norteou para a apresentação desta pesquisa.

Ao professor Cândido Alves da Costa, por ser sempre solícito quando necessitado.

À assistente técnica, Tatiane Mangabeira, de grande ajuda, sem a qual não conseguiria realizar todos os testes laboratoriais.

## RESUMO

O objetivo desta pesquisa foi produzir um kit para a avaliação da qualidade de água, de simples funcionamento e baixo custo de confecção, para que o produtor rural possa realizar o monitoramento freqüente por meio de análises físico-químicas da água, para famílias da comunidade rural do Planalto, localizada no município de Montes Claros, região semiárida de Minas Gerais. O kit alternativo foi desenvolvido nos laboratórios da UFMG, que possibilitou a comparação de seus resultados com os dos métodos convencionais. Foram realizados testes para análises de parâmetros físico-químicos, em laboratório, com amostras de água, de maneira convencional e utilizando o kit, e posteriormente foi testada a eficiência do kit na comunidade do Planalto. Esse kit possibilitará averiguar a qualidade da água de forma rápida e “in loco”, diminuindo o risco de que a população situada na região de características semelhantes às da comunidade rural do Planalto consuma água de baixa qualidade.

**Palavras-chave:** Parâmetros físico-químicos. Qualidade da água. Monitoramento.

## ABSTRACT

This research aimed to produce a kit for evaluating water quality, of simple functioning and low cost of confection, so that the producer by himself can carry through the frequent monitoring by means of physical-chemical analyses of the water, for families of rural community from Planalto, in Montes Claros, semi-arid region of Minas Gerais. The alternative kit was developed at laboratories of the UFMG - Universidade Federal de Minas Gerais, that made possible the comparison of its results with the ones from conventional methods. Tests for analyses of physical-chemical parameters were carried out, in laboratory, with water samples, by conventional means and by the alternative kit, after that it was tested the kit's effectiveness in community from Planalto. This kit made possible to examine the water quality quickly and "in loco", decreasing the risk that population placed in region of similar characteristics to rural community from Planalto consummates water of low quality.

**Keyword:** Physical-chemical parameters. Water quality. Monitoring.

## LISTA DE ILUSTRAÇÕES

<b>FIGURA 1</b>	– Origem da água subterrânea e o ciclo hidrológico.....	<b>20</b>
<b>FIGURA 2</b>	– Esquema representativo de poços artesianos e freáticos.	<b>21</b>
<b>FIGURA 3</b>	– Transição de ligações duplas.....	<b>25</b>
<b>FIGURA 4</b>	– Equilíbrio núcleo benzênico/ núcleo quinóidico.....	<b>26</b>
<b>FIGURA 5</b>	– Equilíbrio enol /aldeído.....	<b>26</b>
<b>FIGURA 6</b>	– Equilíbrio ácido/básico da fenolftaleína.....	<b>27</b>
<b>FIGURA 7</b>	– Fórmula estrutural do vermelho de metila.....	<b>30</b>
<b>FIGURA 8</b>	– Fórmula estrutural do azul de bromotimol.....	<b>30</b>
<b>FIGURA 9</b>	– Fórmula estrutural da fenolftaleína.....	<b>31</b>
<b>FIGURA 10</b>	– Fórmula estrutural da amilose.....	<b>33</b>
<b>FIGURA 11</b>	– Conformação espacial da amilose.....	<b>33</b>
<b>FIGURA 12</b>	– Fórmula estrutural da amilopectina.....	<b>34</b>
<b>FIGURA 13</b>	– Interação do iodo com o amido.....	<b>35</b>
<b>FIGURA 14</b>	– Mudanças de coloração do indicador vermelho de metila nas suas faixas de viragem de pH( 4 a 6 ).....	<b>46</b>
<b>FIGURA 15</b>	– Mudanças de coloração do indicador vermelho de metila nas faixas de pH( 4 a 5 ) .....	<b>46</b>
<b>FIGURA 16</b>	– Mudanças de coloração do indicador vermelho de metila nas faixas de pH( 5 a 6 ) .....	<b>47</b>
<b>FIGURA 17</b>	– Mudanças de coloração do indicador azul de bromotimol nas suas faixas de viragem de pH( 6 a 8 ).....	<b>47</b>
<b>FIGURA 18</b>	– Mudanças de coloração do indicador de azul de bromotimol nas faixas de pH( 6 a 7 ).....	<b>47</b>
<b>FIGURA 19</b>	– Mudanças de coloração do indicador azul de bromotimol nas faixas de pH( 7 a 8 ).....	<b>48</b>
<b>FIGURA 20</b>	– Mudanças de coloração do indicador fenolftaleína nas suas faixas de viragem de pH( 8 a 10).....	<b>48</b>



<b>FIGURA 21</b> – Mudanças de coloração do indicador fenolftaleína nas faixas de pH( 8 a 9 ).....	<b>49</b>
<b>FIGURA 22</b> – Mudanças de coloração do indicador vermelho de metila nas faixas de pH ( 9 a 10 ) .....	<b>49</b>
<b>FIGURA 23</b> – Mudanças de coloração com todos indicadores nas faixas de pH ( 4 a 10 ) .....	<b>49</b>
<b>FIGURA 24</b> – Escala de variação colorimétrica para determinação de pH.....	<b>50</b>
<b>FIGURA 25</b> – Variações de concentrações de turbidez de 470 a 0 NTU	<b>53</b>
<b>FIGURA 26</b> – Escala de variação colorimétrica para a visualização de turbidez.....	<b>54</b>
<b>FIGURA 27</b> – Comparações de amostras de água que contêm soluções com íons ferro (amarela/alaranjada) e destilada (incolor) .....	<b>57</b>
<b>FIGURA 28</b> – Escala de variação colorimétrica para a visualização de cor.....	<b>58</b>
<b>FIGURA 29</b> – Amostras de cloro submetidas ao teste do amido.....	<b>61</b>
<b>FIGURA 30</b> – Amostras de cloro com valores máximo e mínimo.....	<b>61</b>
<b>FIGURA 31</b> – Escala de variação colorimétrica para a visualização do teor de cloro.....	<b>62</b>
<b>FIGURA 32</b> – Amostra sem nitrito (violeta) e amostra com nitrito 1.0mg/L (amarronzada) .....	<b>65</b>
<b>FIGURA 33</b> – Escala de variação colorimétrica para a visualização da presença ou da ausência de nitrito.....	<b>66</b>
<b>FIGURA 34</b> – Composição do kit alternativo.....	<b>75</b>
<b>GRÁFICO 1</b> – pH x porcentagem do indicador vermelho de metila.....	<b>29</b>
<b>GRÁFICO 2</b> – Correlação de Pearson entre os valores de pH reais(medidos em peagâmetro de bancada) e observados(medidos por meio do kit) .....	<b>52</b>
<b>GRÁFICO 3</b> – Porcentagens de acertos e de erros no teste de presença ou de ausência de turbidez.....	<b>56</b>

<b>GRÁFICO 4</b> – Porcentagens de acertos e de erros no teste de presença ou de ausência de cor.....	<b>60</b>
<b>GRÁFICO 5</b> – Correlação de Pearson entre os teores de cloro reais (preparados em laboratório químico) e observados (medidos por meio do kit) .....	<b>64</b>
<b>GRÁFICO 6</b> – Porcentagens de acertos e de erros no teste de presença ou de ausência de nitrito.....	<b>68</b>

## LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS

CF –	Concentração Final
C I –	Concentração Inicial
g –	Gramma
HA –	Fórmula molecular genérica de um ácido
H <sup>+</sup> –	Cátion Hidrogênio
Hin –	Indicador ácido
In –	Indicador
In <sup>+</sup> –	Cátion Indicador
In <sup>-</sup> –	Ânion Indicador
InOH –	Indicador básico
Ka –	Constante de dissociação do ácido
Kin –	Constante de dissociação do indicador
Kina –	Constante de dissociação do indicador ácido
Kinb –	Constante de dissociação do indicador básico
LAAE –	Laboratório de Análises de Água e Efluentes
mg/L –	Miligrama por Litro
Mol/L –	Nº de mol por Litro
OH <sup>-</sup> –	Ânion hidroxila ou oxidrila
pH –	Potencial Hidrogeniônico
UFMG –	Universidade Federal de Minas Gerais
UFPA –	Universidade Federal do Pará
UH –	Unidade de Hazen

UNESP – Universidade Estadual Paulista  
UNT – Unidade Nefelométrica de Turbidez  
VF – Volume Final  
VI – Volume Inicial  
VMP – Valor Máximo Permissível

## SUMÁRIO

<b>1</b>	<b>INTRODUÇÃO.....</b>	<b>15</b>
<b>2</b>	<b>OBJETIVOS.....</b>	<b>19</b>
<b>3</b>	<b>REFERENCIAL TEÓRICO.....</b>	<b>20</b>
3.1	Água subterrânea.....	20
3.2	Parâmetros de potabilidade.....	22
3.2.1	pH.....	22
3.2.1.1	Teoria de indicadores de pH.....	23
3.2.2	Turbidez.....	31
3.2.3	Cor.....	32
3.2.4	Cloro.....	32
3.2.4.1	Reação colorimétrica do Hipoclorito.....	32
3.2.5	Coliformes fecais.....	36
3.2.6	Nitrito.....	36
3.2.6.1	Reação colorimétrica do nitrito.....	37
<b>4</b>	<b>MATERIAL E MÉTODOS.....</b>	<b>38</b>
4.1	Preparo de soluções em laboratório para análise de pH.....	40
4.2	Preparo de suspensões em laboratório para análise de turbidez.....	40
4.3	Preparo de soluções em laboratório para análise de cor.....	41
4.4	Preparo de soluções em laboratório para análise de cloro.....	41
4.5	Preparo de soluções em laboratório para análise de nitrito.....	42
4.6	Teste do kit alternativo.....	43
4.6.1	Parâmetro pH.....	44
4.6.2	Parâmetro Turbidez.....	44

4.6.3	Parâmetro Cor.....	44
4.6.4	Parâmetro Cloro.....	44
4.6.5	Parâmetro Nitrito.....	45
<b>5</b>	<b>RESULTADOS E DISCUSSÃO.....</b>	<b>46</b>
5.1	Elaboração da escala colorimétrica de pH em laboratório e seu teste de eficiência em campo.....	46
5.1.1	Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de pH, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.1....	51
5.2	Elaboração da escala colorimétrica de turbidez em laboratório e seu teste de eficiência em campo.....	53
5.2.1	Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de turbidez em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.2.....	55
5.3	Elaboração da escala colorimétrica de cor em laboratório e seu teste de eficiência em campo.....	57
5.3.1	Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de cor, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.3.....	58
5.4	Elaboração da escala colorimétrica de cloro em laboratório e seu teste de eficiência em campo.....	60
5.4.1	Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de cloro, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.4.....	63
5.5	Medição dos Coliformes Fecais.....	65
5.6	Elaboração da escala colorimétrica de nitrito em laboratório e seu teste de eficiência em campo.....	65
5.6.1	Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de nitrito em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.5.....	66
<b>6</b>	<b>CONCLUSÃO.....</b>	<b>69</b>
	<b>REFERÊNCIAS.....</b>	<b>70</b>
	<b>APÊNDICE A – Composição do kit alternativo.....</b>	<b>74</b>

<b>APÊNDICE B</b> - Manual de instruções do kit alternativo.....	<b>76</b>
<b>APÊNDICE C</b> - Custo do kit alternativo completo.....	<b>78</b>
<b>ANEXO A</b> – Orçamento de análises de parâmetros de potabilidade de água feito pelo LAAE.....	<b>79</b>
<b>ANEXO B</b> – Comprovante de aprovação do projeto de pesquisa pelo Comitê de ética da UFMG.....	<b>80</b>

## 1 INTRODUÇÃO

A água é a molécula mais abundante da matéria viva. É considerada solvente universal, atuando como dispersante de inúmeros compostos orgânicos e inorgânicos. A água é, ainda, um importante veículo de transportes de substâncias, permitindo o contínuo intercâmbio de moléculas entre os líquidos extras e intracelulares. Essas considerações, entre outras, justificam o fato dela ser um dos componentes abióticos de maior importância para o mundo vivo.

Do ponto de vista econômico, a água ganhou importância desde a descoberta de que a produção de alimentos dependia da oferta de água usada no cultivo. Atualmente, a influência é sentida mais diretamente nos processos industriais, por constituir matéria-prima ou meio de operação no processo produtivo, além de favorecer o transporte de grande parte da matéria-prima, bem como dos produtos industrializados.

Embora o Brasil possua uma boa disponibilidade de água doce, o problema desse recurso é que apresenta características particulares em cada região do país. A região Norte apresenta a maior disponibilidade de água, mas sofre com condições sanitárias precárias. Na região Sudeste, há água suficiente, mas o crescimento da urbanização, industrialização e o crescimento populacional aumentaram o custo do tratamento de água, deixando esse recurso caro. Na região Sul, também ocorre a diminuição da disponibilidade da água, o aumento do custo de tratamento e a diversificação dos usos múltiplos. No Nordeste, o problema é a escassez, a contaminação por doenças e a falta de saneamento. A região Centro-Oeste possui estoques satisfatórios de água, mas esses podem estar ameaçados pelos fatores de degradação (TUNDISI, 2005).

A região semiárida do Brasil sofre com um processo natural de escassez de água. O norte de Minas Gerais, por suas características ambientais, se enquadra no semiárido brasileiro (CHIODI, 2009). Assim a população rural do norte de Minas sofre diretamente com a escassez e com a qualidade do recurso.



A qualidade da água ao redor do planeta Terra tem se deteriorado de forma crescente, especialmente nos últimos 50 anos. Problemas relacionados com a poluição da água se intensificaram no mundo, principalmente após a Segunda Guerra Mundial, quando foram observados aumentos significativos nos processos de urbanização e de industrialização.

Atualmente, a Comunidade Planalto formada por pequenos e médios agricultores, situada no município de Montes Claros MG, tem sido o local de atuação e de realização das pesquisas do Mestrado em Ciências Agrárias, área de concentração em Agroecologia, do Instituto de Ciências Agrárias da Universidade Federal de Minas Gerais – ICA/UFMG.

As condições climáticas da Comunidade Rural do Planalto município de Montes Claros MG são as mesmas que prevalecem no semiárido do nordeste brasileiro. A distribuição pluviométrica do semiárido nordestino brasileiro é sazonal, com variações acentuadas no tempo e no espaço, onde se configura a existência de uma estação seca prolongada e uma estação chuvosa, irregular, variando de três a quatro meses. A temperatura média anual é elevada. A região apresenta um índice pluviométrico médio anual de 800 mm e uma expressiva irregularidade pluviométrica, de um ano para outro. A região do semiárido do nordeste brasileiro é afetada também por fortes deficiências hídricas, ao longo da maior parte do ano, resultado de um balanço hídrico deficitário (TUNDISI, 2005).

No meio rural, as principais fontes de abastecimento de água são os poços rasos e nascentes, fontes bastante suscetíveis à contaminação (AMARAL *et al.*, 2003).

As famílias na Comunidade Rural do Planalto possuem basicamente quatro tipos de fontes de água: águas de poços artesianos, de nascentes, de rios e de cisternas. De acordo com Chiodi (2009), a grande maioria das famílias (78,3% das famílias entrevistada) geralmente utiliza duas fontes para satisfazerem suas necessidades domésticas e produtivas e as usa de forma combinada. Segundo esse mesmo autor, a água de poço artesiano tem como finalidade exclusiva o uso em atividades domésticas, e a água dos rios, o uso produtivo.

Conforme Chiodi (2009), para a maioria das famílias entrevistadas, a água de poço artesiano é que fornece a garantia de qualidade, pois para elas, essa água é protegida, por que fica embaixo da terra e livre de lançamento de dejetos, de lixo e de agrotóxicos, apesar das famílias dizerem não ter conhecimento da qualidade dessa água, porque nunca foram realizadas análises de potabilidade da mesma. Essas famílias anseiam por essas análises há muito tempo, o que se torna um desejo e uma necessidade urgente. De qualquer forma, a água de poço artesiano é a que atende ao maior número de pessoas nessa região.

Um diagnóstico participativo identificou, dentre outras necessidades, uma importante demanda em horticultura irrigada por meio de águas represadas e estocadas em 50 reservatórios com capacidade aproximada de 100 metros cúbicos cada um. Esses reservatórios podem ser locais de contaminação dessas águas que causarão doenças.

A maioria das doenças nas áreas rurais pode ser consideravelmente reduzida, desde que a população tenha acesso a água potável. Entretanto, um dos maiores problemas das fontes particulares é a ausência de monitoramento da qualidade da água consumida (MISRA, 1975).

De acordo com Freitas *et al.* (2001), as principais doenças de veiculação hídrica, transmitidas por águas contaminadas, são: a febre tifóide, cólera, salmonelose, shigelose, poliomielite, hepatite A, parasitoses, desenterias bacilares e amebianas, responsáveis por vários surtos epidêmicos e pelas elevadas taxas de mortalidade infantil e, pelo contato, como o banho ou simplesmente um nado, pode-se contrair otites, infecções cutâneas, oculares, nasais e de garganta (VASCONCELOS; AQUINO, 1995).

Cerca de vinte mil crianças menores de cinco anos morrem no Brasil devido à diarreias, vômitos e desnutrição causada pelo consumo de água contaminada. O número de vítimas de doenças de veiculação hídrica deve-se principalmente, à falta de saneamento básico, em 54,0% das residências do país (SILVA; SALGUEIRO, 2001).

A água potável e de boa qualidade é fundamental para a saúde e o bem-estar humano. Para que a água seja considerada potável, após o tratamento convencional os parâmetros físico-químicos e microbiológicos

(pH, Cor, turbidez, cloro, coliformes fecais e nitrito) deverão estar de acordo com a Portaria nº 518, do Ministério da Saúde, de 25 de março de 2004, que, dependendo do tipo de manancial, apresenta as normas e o padrão de potabilidade da água destinada ao consumo humano, a serem observadas em todo o território nacional (BRASIL, 2005).

Assim, houve a necessidade de criar um kit básico e de baixo custo, que através de reagentes específicos e com reações colorimétricas com mudanças de coloração permitisse uma análise dos parâmetros de potabilidade (com uma tabela dos parâmetros ideais para a qualidade da água e que indiquem a correspondência de valores obtidos e medidos de maneira alternativa pelo produtor rural, com os valores obtidos convencionalmente), com uma razoável precisão e possibilitar para o produtor rural um monitoramento mais frequente, evitando gastos maiores com laboratórios particulares. Para isso, foi necessário fazer as análises de maneira convencional e com o kit, para comparar a sua eficiência.

Para testar a eficiência do kit, escolheu-se os associados da Comunidade Rural do Planalto, para que depois, eles próprios, possam fazer monitoramentos e avaliar a qualidade da sua água consumida, realizando assim, um desejo antigo.

## **2 OBJETIVOS**

Esta pesquisa objetivou produzir e avaliar a eficiência de um kit alternativo para a análise da qualidade de água, para que o próprio produtor rural possa obter um monitoramento mais frequente da qualidade da água consumida.

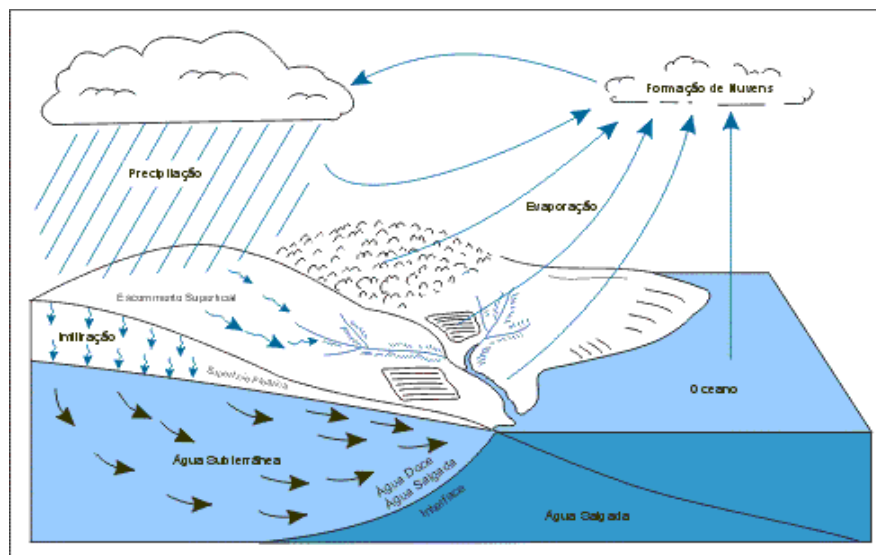
Quanto aos objetivos específicos, foram: aplicar métodos alternativos de simples funcionamento e baixo custo operacional para avaliação da qualidade de águas subterrâneas e represadas e/ou armazenadas; propiciar a caracterização da qualidade da água subterrânea e represada e/ou armazenada para consumo familiar e produtivo na Comunidade Rural do Planalto, município de Montes Claros - MG.

### 3 REFERENCIAL TEÓRICO

#### 3.1 Água subterrânea

Como descrito anteriormente, a comunidade em estudo, utiliza como principal fonte de consumo familiar a água de poço artesiano que segundo, a própria, é a que fornece a garantia de qualidade, somente pelo fato de ser subterrânea, assim se torna necessário discorrer sobre água subterrânea e sua qualidade.

Segundo Von Sperling (1996), a água, subterrânea representa aproximadamente 97% da água doce disponível para uso do homem. A sua origem se dá quando parte da água da chuva após atingir a superfície da Terra, se infiltra (FIG.1). Quando o solo atinge o seu ponto de saturação, ficando encharcado, a água passa a ter um escoamento superficial em direção aos vales. Dependendo da temperatura ambiente, uma parte da chuva volta à atmosfera na forma de vapor. A parcela da água que se infiltra vai dar origem à água subterrânea (ZIMBRES, 2009)<sup>1</sup>.



**FIGURA 1** - Origem da água subterrânea e o ciclo hidrológico

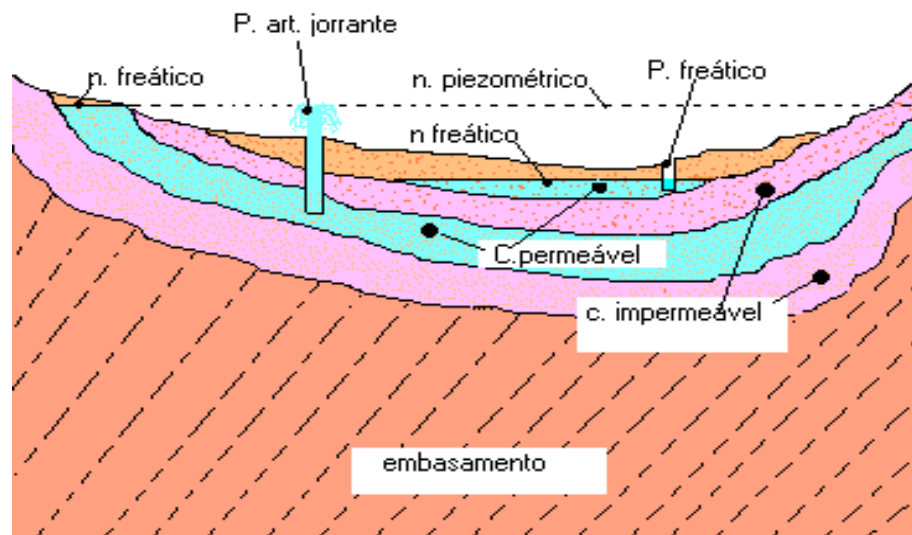
Fonte: COMPANHIA AMBIENTAL DO ESTADO DE SÃO PAULO - CETESB, 2009<sup>2</sup>.

<sup>1</sup> [www.dicionario.pro.br/dicionario/index.php/%C3%81gua\\_subterr%C3%A2nea](http://www.dicionario.pro.br/dicionario/index.php/%C3%81gua_subterr%C3%A2nea)

<sup>2</sup> [www.cetesb.sp.gov.br/Água/rios/esquemaagua.gif](http://www.cetesb.sp.gov.br/Água/rios/esquemaagua.gif)

A taxa de infiltração de água no solo depende de sua porosidade, da cobertura vegetal, da inclinação, do tipo de chuva, (ZIMBRES, 2009)<sup>3</sup>. Já que geralmente um solo menos argiloso, menos desmatado permite uma melhor infiltração. Uma chuva muito intensa em um solo inclinado dificulta a infiltração, pois o tempo para ocorrer tal processo é rápido.

De acordo com Silva e Araújo (2003), a água subterrânea pode ter sua captação no aquífero confinado ou artesiano, localizado entre duas camadas relativamente impermeáveis, o que diminui a sua contaminação, ou ter sua captação no aquífero não confinado (livre) ou freático, situado próximo à superfície, aumentando a possibilidade de contaminação, como ilustra a FIG.2. Em função do baixo custo e da facilidade de perfuração, a captação de água do aquífero livre, embora mais vulnerável à contaminação, é mais frequentemente utilizada no Brasil (FOSTER, 1993; SILVA, 1999 *citados por* SILVA; ARAÚJO, 2003).



**FIGURA 2** - Esquema representativo de poços artesianos e freáticos  
Fonte: ZIMBRES, 2009<sup>3</sup>.

A contaminação da água subterrânea por bactérias e vírus patogênicos pode ser oriunda de várias situações: o destino final do esgoto doméstico e industrial em fossas e em tanque sépticos, o descarte impróprio

<sup>3</sup> [http://www.dicionario.pro.br/dicionario/index.php/%C3%81gua\\_subterr%C3%A2nea](http://www.dicionario.pro.br/dicionario/index.php/%C3%81gua_subterr%C3%A2nea)

de resíduos sólidos urbanos e industriais, postos de combustíveis e de lavagem e a modernização da agricultura (SILVA ; ARAÚJO, 2003).

Na utilização de fossa séptica, por exemplo, por um produtor rural pode ocorrer a liberação de patógenos, que se infiltram e, se atingirem as águas subterrâneas, põem em risco a saúde não só dele, como de outros produtores vizinhos que consomem a água desse manancial.

Desse modo, com o conhecimento da água subterrânea e a conscientização da importância de sua preservação o homem tornar-se-á apto a não permitir que se faça o mesmo que se faz com as águas superficiais, que atualmente estão sendo transformadas em verdadeiros esgotos a céu aberto.

### **3.2 Parâmetros de potabilidade**

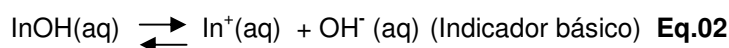
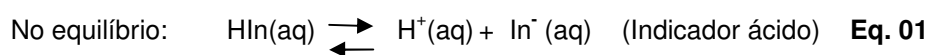
A água potável e de boa qualidade é fundamental para a saúde e o bem-estar humano. Para que a água seja considerada potável, após o tratamento convencional, os parâmetros físico-químicos e microbiológicos (pH, cor, turbidez, cloro, coliformes fecais e nitrito) deverão estar de acordo com a Portaria nº 518, do Ministério da Saúde, de 25 de março de 2004, que, dependendo do tipo de manancial, apresenta as normas e o padrão de potabilidade da água destinada ao consumo humano, a serem observadas em todo o território nacional (BRASIL, 2005).

#### **3.2.1 pH**

O pH é medido conforme uma escala que varia de 0 a 14, sendo considerado ácido, de 0 a 6, alcalino, de 9 a 14. Entre 6,0 e 9,0, considera-se neutro, o que é a condição ideal para os seres vivos. Por exemplo, a acidez e a alcalinidade da água são muito importantes para os seres aquáticos, sendo que esses seres não toleram um ambiente muito ácido (pH 4) e nem muito alcalino (pH 11) que são pontos letais, ou seja, estão adaptados a um ambiente neutro (ARANA, 2004).

### 3.2.1.1 Teoria de indicadores de pH

Para situações onde esse parâmetro seja medido, substâncias químicas que forneçam indicação colorimétrica são de extraordinário proveito, essas substâncias são chamadas indicadores. A primeira teoria sobre os indicadores, "teoria iônica dos indicadores", é creditada a W. Ostwald (1908) conforme Terra; Rossi (2005), tendo como base a teoria da dissociação eletrolítica iônica dos indicadores. Segundo essa teoria, os indicadores são bases ou ácidos fracos cuja cor das moléculas não-dissociadas difere da cor dos respectivos íons. Assim o indicador na forma ácida não dissociada [HIn] ou básica [InOH] teria uma cor diferente daquela que teriam seus íons, pela teoria de Ostwald, equações 01 e 02:



cor da forma  
não ionizada

cor da forma  
ionizada

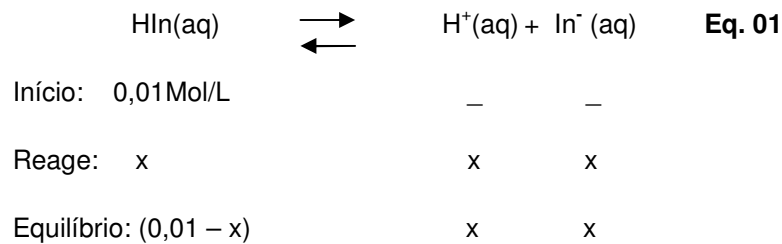
Assim, pode-se afirmar que o indicador ácido possui um átomo de hidrogênio que pode ser ionizado da estrutura não ionizada, essa situada em equilíbrio, com as suas estruturas iônicas. As estruturas ionizadas e não ionizadas estabelecem um equilíbrio o qual pode ser observado na equação 01. A coloração do indicador depende do seu pka como será demonstrado mais adiante. Então, quando o meio está ácido ( $\text{pH} < 7$ ), aumenta-se a concentração de íons  $[\text{H}^+]$ , há um deslocamento do equilíbrio para a esquerda e o indicador fica na sua forma molecular, devido ao efeito do íon comum. Nessa situação, a molécula está neutra e com uma coloração específica. Quando o meio está básico ( $\text{pH} > 7$ ), os íons hidrogênicos  $[\text{H}^+]$  do indicador são fortemente atraídos pelos grupos  $[\text{OH}^-]$  (hidroxila), para formarem água e nesse processo, são liberados os ânions do indicador, deslocando o equilíbrio para a direita para a forma ionizada, que possui coloração diferente da coloração da forma não ionizada (OSTWALD; M'GOWAN, 1908).



Já para indicador básico que possui hidroxila presa na estrutura não ionizada em equilíbrio com as suas estruturas iônicas, de acordo com a equação 02, quando o meio está básico ( $\text{pH} > 7$ ) aumenta-se a concentração de íons  $[\text{OH}^-]$ , há um deslocamento do equilíbrio para a esquerda. Nesse caso, o indicador fica na sua forma não ionizada, devido ao efeito do íon comum, situação em que a estrutura está neutra e com uma coloração específica. Quando o meio está ácido ( $\text{pH} < 7$ ), os grupos hidroxila  $[\text{OH}^-]$  do indicador são fortemente atraídos pelos grupos  $[\text{H}^+]$ , para formarem água e, neste processo, são liberados os cátions do indicador, deslocando o equilíbrio para a direita para a forma ionizada, que possui coloração diferente da coloração da forma não ionizada, (OSTWALD; M'GOWAN, 1908).

Então, conhecendo-se o valor da constante de ionização do indicador ( $K_{\text{in}}$ ) e a concentração do  $[\text{HIn}]$  ou do  $[\text{InOH}]$  pode-se otimizar o valor do pH em solução aquosa :

- Exemplo para um indicador ácido cujo valor  $K_{\text{in}_a} = 1 \times 10^{-6} \text{ Mol/L}$  e  $[\text{HIn}] = 0,01 \text{ Mol/L}$ , usando-se as equações 01, 03 e 04 respectivamente:



$$K_{\text{in}_a} = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad \text{Eq. 03}$$

$$1 \times 10^{-6} = \frac{[x][x]}{[0,01 - x]} \quad X = 1 \times 10^{-4} \text{ Mol/L portanto } [\text{H}^+] = 0,0001 \text{ Mol/L}$$

e por definição:

$$\text{pH} = - \log [\text{H}^+] \quad \text{Eq. 04}$$

assim  $\text{pH} = 4$  .

- E para o indicador básico, o raciocínio é análogo  $K_{in_b} = 1 \times 10^{-6} \text{ Mol/L}$  e  $[InOH] = 0,01 \text{ Mol/L}$ , usando-se as equações 02, 05, 06 e 04 respectivamente:

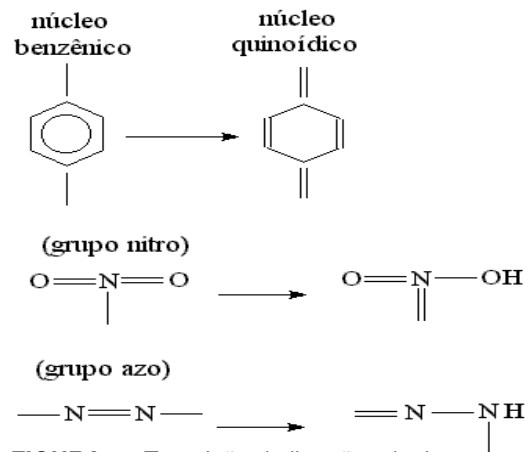
$$K_{in_b} = \frac{[In^+][OH^-]}{[InOH]} \quad \text{Eq. 05}$$

$X = 1 \times 10^{-4} \text{ Mol/L}$ , portanto  $[OH^-] = 1 \times 10^{-4} \text{ Mol/L}$  e como à  $25^\circ\text{C}$ :

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \quad \text{Eq. 06}$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-10} \text{ Mol/L} \quad \text{logo } \text{pH} = 10$$

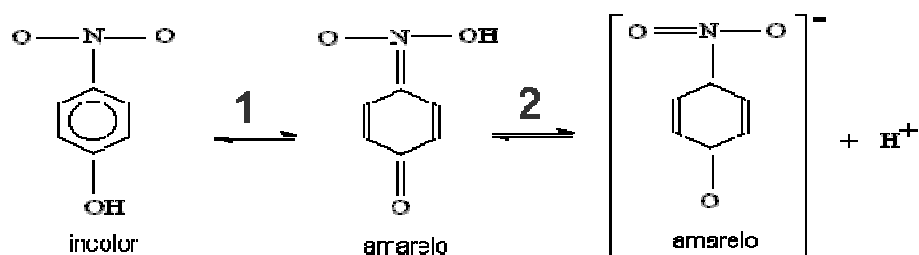
Porém essa teoria não consegue explicar o processo por onde as colorações aparecem ou desaparecem. Assim, utiliza-se a teoria cromófora para a formação das colorações, que é devido à presença de determinados grupos funcionais ou insaturações que transitam dentro das estruturas das moléculas. Como exemplos, seguem a transição de alguns grupos com ligação dupla, como mostra a FIG.3.



**FIGURA 3** - Transição de ligações duplas  
Fonte: UFPA, 2009<sup>4</sup>.

<sup>4</sup> [www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm](http://www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm)

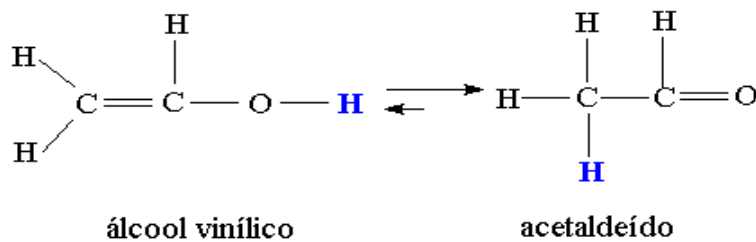
Devido a um rearranjo molecular, provocado por mudanças de pH do meio, acusa-se o aparecimento ou desaparecimento dos grupos cromóforos. Assim a teoria cromófora explica a mudança de coloração dos indicadores (UFPA, 2009)<sup>6</sup>. Nota-se, por meio da FIG.4, que o indicador compreende duas formas tautômeras, com colorações diferentes, em equilíbrio, no caso núcleo benzênico (forma não ionizada e incolor) em meio mais ácido e o núcleo quinóidico (forma ionizada e amarela) em meio mais básico.



**FIGURA 4** - Equilíbrio núcleo benzênico/ núcleo quinóidico  
Fonte: UFPA, 2009<sup>5</sup>.

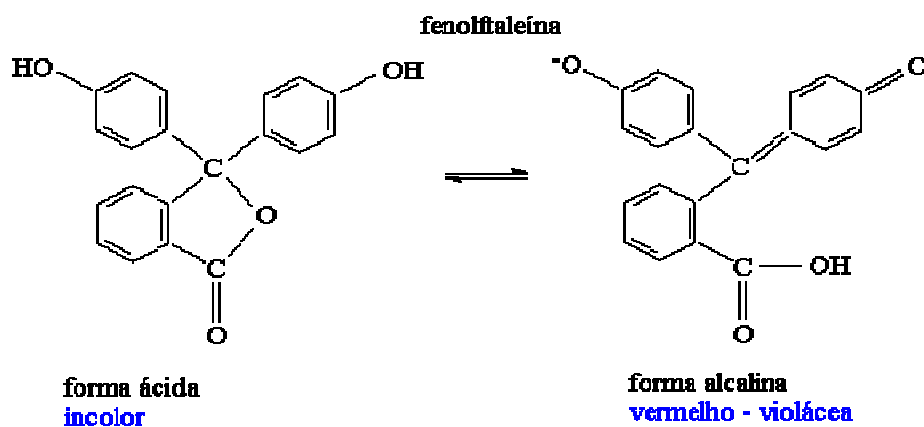
Observa-se que a forma tautômera amarela é um ácido. Em solução, há dois equilíbrios: o equilíbrio 1 (duas formas tautômeras) e o equilíbrio 2 (equilíbrio de ionização do tautômero ácido). A tautomeria é um tipo de isomeria plana em que os compostos que apresentam ligações duplas e/ou triplas cujas estruturas diferem, grandemente, uma da outra, pela disposição dos átomos, mas que se encontram em equilíbrio. Um exemplo mais simples de tautomeria envolve a diferenciação das moléculas pelo deslocamento de um átomo de hidrogênio que está ligado ao oxigênio (mais eletronegativo do que o carbono) para ligar-se ao carbono e, conseqüentemente, ocorre a transição da ligação dupla e o equilíbrio tende para a forma ácida mais fraca, por ser a mais estável, como na FIG.5.

<sup>5</sup> [www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm](http://www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm)



**FIGURA 5** - Equilíbrio enol /aldeído  
 Fonte: UFPA, 2009<sup>7</sup>.

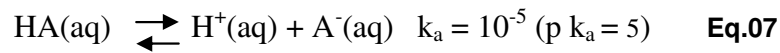
Um exemplo de indicador comum que segue essa teoria é a fenolftaleína, como ilustra a FIG.6:



**FIGURA 6** - Equilíbrio ácido/básico da fenolftaleína  
 Fonte: UFPA, 2009<sup>6</sup>.

<sup>6</sup> [www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm](http://www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm)

Segundo Tito e Canto (2009), os indicadores ácido-base, em meio aquoso, estabelecem equilíbrio entre uma forma protonada e uma forma desprotonada (equação 07). Considere-se o vermelho de metila, simbolizado por HA ( pka 5 e faixa de viragem 4 a 6 ) :



O GRAF.1 mostra a concentração das formas [HA] (vermelha) e [A<sup>-</sup>] (amarela), em função do pH do meio. A partir da equação 08 de equilíbrio do ácido:

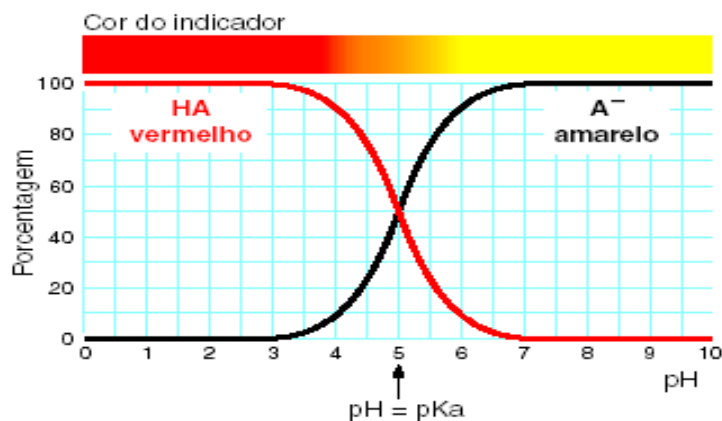
$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{Eq. 08 ,}$$

que, rearranjada, tem-se a equação :

$$\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{k_a}{[\text{H}^+]}$$

De acordo com a equação :

- se pH = 4, então  $[\text{H}^+] = 10^{-4}$  e  $[\text{HA}] = 10 \cdot [\text{A}^-]$  ;
- se pH = p<sub>k<sub>a</sub></sub> = 5, então  $[\text{H}^+] = 10^{-5}$  e  $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$  ;
- se pH= 6, então  $[\text{H}^+] = 10^{-6}$  e  $[\text{A}^-] = 10 \cdot [\text{HA}]$ .



**GRÁFICO 1** - pH x porcentagem do indicador vermelho de metila  
Fonte: PERUZZO; CANTO, 2009<sup>7</sup>.

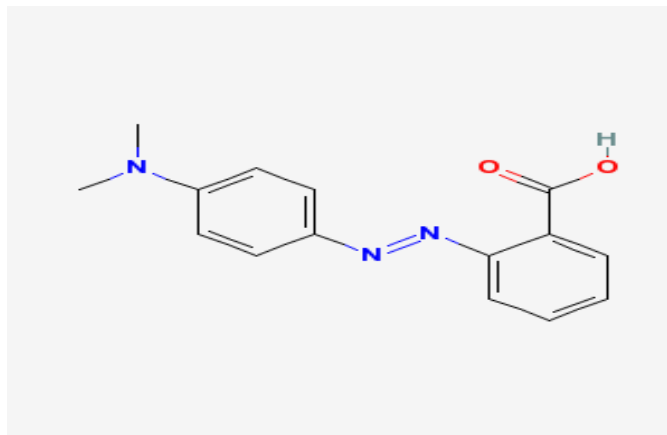
Como o pka do indicador vermelho de metila é 5, isso implica dizer que o  $k_a = 10^{-5}$  e na situação de  $\text{pH} = 4$  ( $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ ), tem-se a quantidade da forma molecular  $[\text{HA}]$  (vermelha) 10 vezes maior que a forma iônica  $[\text{H}^+]$  (amarela), prevalecendo portanto, a coloração vermelha. Já no  $\text{pH} = 5$  tem-se a quantidade da forma molecular  $[\text{HA}]$  (vermelha) exatamente igual a forma iônica  $[\text{H}^+]$  (amarela), aparecendo portanto a coloração alaranjada. E finalmente no  $\text{pH} = 6$  tem-se a quantidade da forma molecular  $[\text{HA}]$  (vermelha) 10 vezes menor que a forma iônica  $[\text{H}^+]$  (amarela), prevalecendo portanto a coloração amarela.

O GRAF.1 demonstra essas variações das colorações do indicador vermelho de metila, em função da variação do pH, que é parecida para os outros indicadores, mudando apenas a interseção das curvas que ocorre quando o pH se iguala ao pKa do indicador. Veja os outros indicadores utilizados nesta pesquisa e sua faixa de viragem:

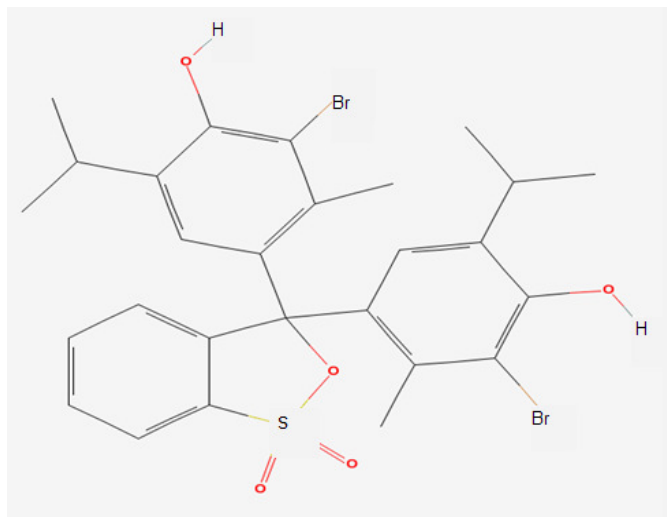
- Azul de bromotimol ( $\text{pKa} = 7$ ): faixa de viragem 6,0–8,0 ( $\text{pH} = 6$  amarela,  $\text{pH} = 7$  verde e  $\text{pH} = 8$  azul).
- Fenolftaleína ( $\text{pKa} = 9$ ): faixa de viragem 8,–10,0 ( $\text{pH} = 8$  incolor,  $\text{pH} = 9$  violeta claro e  $\text{pH} = 10$  violeta escuro).

<sup>7</sup> <http://www.moderna.com.br/didaticos/em/quimica/cotidiano/boletins/024.pdf>

Segue nas FIG. 7, 8 e 9 as estruturas dos três indicadores utilizados no preparo de um indicador universal que atendam a faixa de pH 4 a 10.



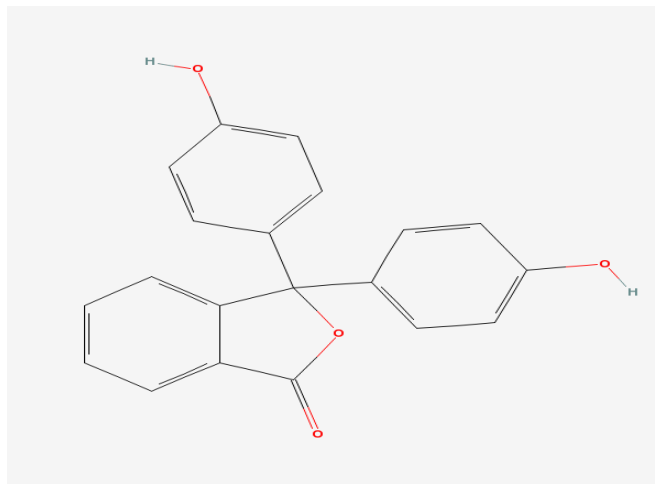
**FIGURA 7** - Fórmula estrutural do vermelho de metila  
Fonte: WOLFRANALPHA, 2009a<sup>8</sup>.



**FIGURA 8** - Fórmula estrutural do azul de bromotimol  
Fonte: WOLFRANALPHA, 2009b<sup>9</sup>.

<sup>8</sup><http://www.chemdrug.com/databases/dataimg/2/10303.png>

<sup>9</sup>[pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/image/structurefly.cgi?cid=6450&width=600&height=600](http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/image/structurefly.cgi?cid=6450&width=600&height=600)



**FIGURA 9** - Fórmula estrutural da fenolftaleína  
Fonte: WOLFRANALPHA, 2009c<sup>10</sup>.

O método convencional para uma medida de pH com precisão é a utilização de peagômetros de bancada eletrônicos /digitais ou portáteis, o que inviabiliza para um produtor rural o monitoramento constante desse parâmetro, devido ao seu alto custo e difícil manejo. Por isso a utilização de um indicador colorimétrico universal foi proposto como uma forma alternativa de avaliação do pH da água consumida. Esse aparelho foi utilizado na metodologia para comparação entre o teste convencional e o alternativo.

### 3.2.2 Turbidez

De acordo com Von Sperling(1996), partículas em suspensão determinam o grau de turbidez da água e podem ter origem orgânica ou inorgânica, estando mais comumente associadas à presença de algas e de argilas na água. Esgotos domésticos e efluentes industriais também conferem turbidez à água. O valor máximo permissível é 5 UNT (Unidade Nefelométrica de Turbidez) (BRASIL, 2005).

O turbidímetro é o aparelho digital e eletrônico que realiza o teste de maneira convencional, de alto custo e difícil manuseio para que uma pessoa leiga realizar um monitoramento mais freqüente. Esse aparelho foi utilizado

<sup>10</sup> [pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/summary/summary.cgi?cid=4764&loc=ec\\_rcs](http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/summary/summary.cgi?cid=4764&loc=ec_rcs).



na metodologia para obtenção de valores para escala colorimétrica de turbidez.

### 3.2.3 Cor

A água potável é incolor por isso caso haja coloração transparente, isso se deve a presença de partículas sólidas dissolvidas. Diz-se que essas partículas encontram-se em solução na água, e podendo ter origem em material orgânico (humus, algas, entre outros) ou inorgânico (compostos de ferro e manganês, etc.) (VON SPERLING,1996). O valor máximo permissível é de 15 UH (Unidade Hazen de cor) (BRASIL, 2005). O aparelho que mede a intensidade de cor é digital e eletrônico, que devido a seu alto custo dificulta a sua aquisição para a realização de testes diários. Não foi utilizado nenhum aparelho desse tipo para obtenção da escala colorimétrica de cor da água.

### 3.2.4 Cloro

Cloro é o termo usado tecnicamente, porém geralmente nos tratamentos de água o que se utiliza são dois tipos de sais: o Hipoclorito de Sódio ( $\text{NaClO}$ ) e o Hipoclorito de Cálcio ( $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ) que são os agentes bactericidas e responsáveis pela manutenção bacteriológica da água. O teor mínimo de cloro residual livre (BRASIL, 2005) é:

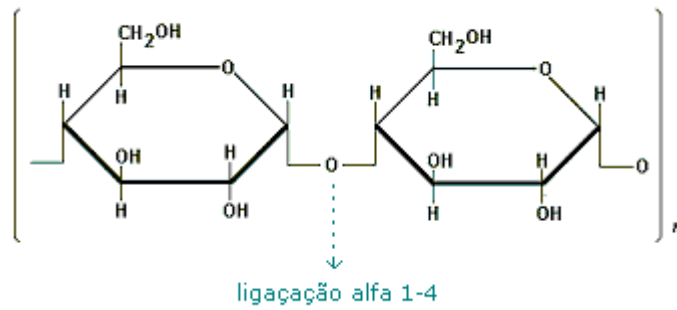
- . Após a desinfecção: 0,5 mg/L.
- . Rede de distribuição: 0,2 mg/L.
- . Teor máximo recomendado: 2,0 mg/L.

#### 3.2.4.1 Reação colorimétrica do Hipoclorito:

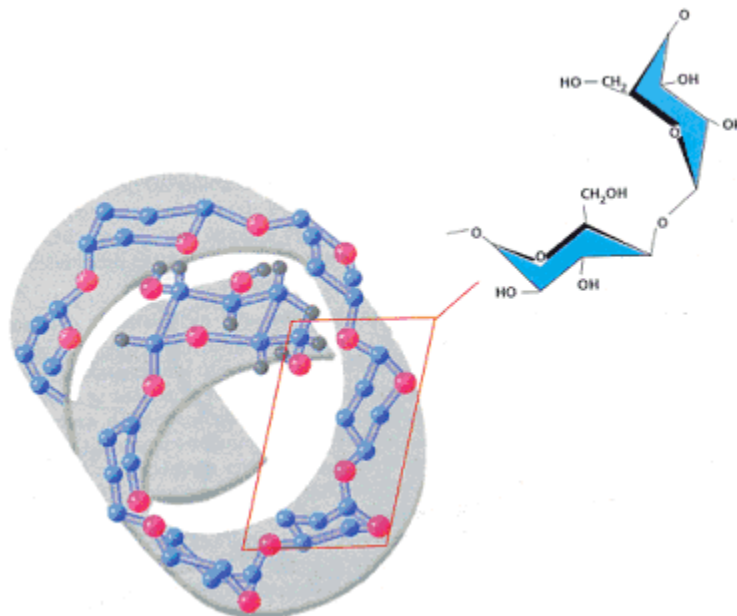
Para visualização colorimétrica do hipoclorito, um método alternativo é adicionar iodeto de potássio com amido. A reação entre o hipoclorito com o iodeto em solução aquosa promove a redução do hipoclorito em cloreto e a

oxidação do iodeto em iodo e o amido será o indicador (SOUZA; NEVES, 2009).

O amido é um homopolissacarídeo, composto estruturalmente por cadeias de **amilose** e **amilopectina** (FIG. 10, 11 e 12).



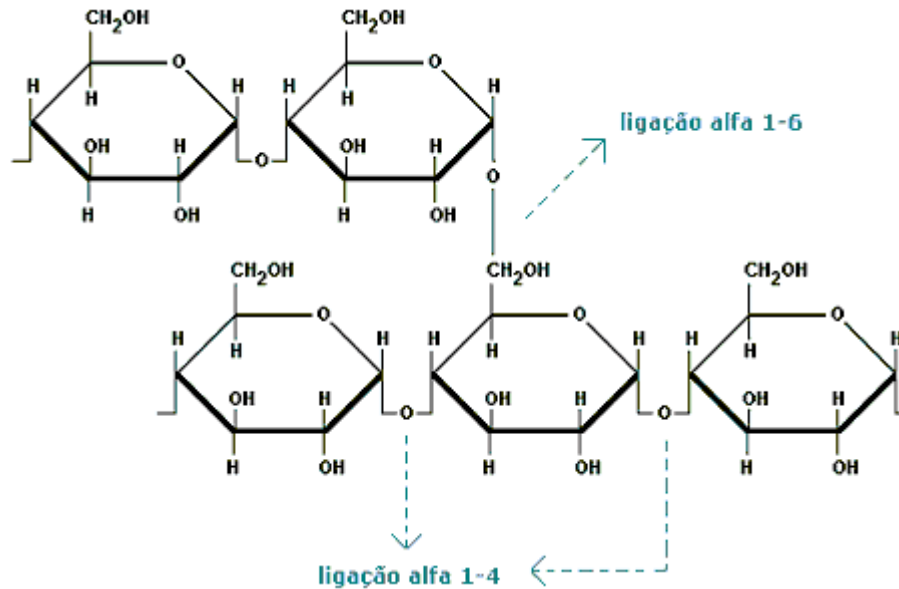
**FIGURA 10** - Fórmula estrutural da amilose  
Fonte: SOUZA; NEVES, 2009.



**FIGURA 11** - Conformação espacial da amilose  
Fonte: SOUZA; NEVES, 2009.

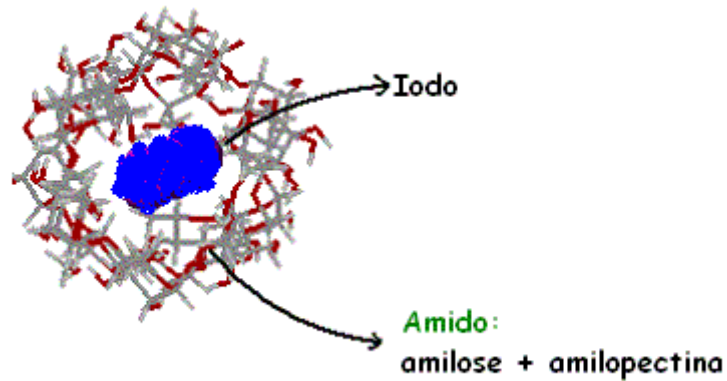
A estrutura da molécula da amilose é formada por unidades de glicose juntas por ligações glicosídicas do tipo alfa 1-4, de forma linear, obtendo uma conformação de hélice, formando um espaço interno (FIG. 11).

Já a estrutura da amilopectina apresenta dois tipos de ligações glicosídicas: a ligação entre as unidades de glicose é do tipo alfa 1-4 na mesma cadeia e, na união das cadeias, são ligações do tipo alfa 1-6, assumindo uma estrutura ramificada, como se nota na FIG.12:



**FIGURA 12** - Fórmula estrutural da amilopectina  
Fonte: SOUZA; NEVES, 2009.

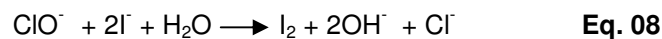
De acordo com a Souza e Neves (2009), moléculas de alto peso molecular podem sofrer reações de complexação, produzindo compostos coloridos. Assim, quando a amilose forma um complexo com o iodo, obtém-se um composto azul e quando a complexação é com a amilopectina, forma-se um composto vermelho. Portanto como o amido possui as duas estruturas, o complexo formado teria a coloração mista, porém o que se visualiza é uma coloração azul intensa, conforme ilustra a FIG. 13:



**FIGURA 13** - Interação do iodo com o amido  
 Fonte: SOUZA; NEVES, 2009.

A explicação para tal fenômeno é devido ao aprisionamento do iodo nas cadeias lineares da amilose, que é bem mais fácil de acontecer do que na amilopectina, que possui ramificações que dificultam a complexação. Assim prevalecerá a coloração da complexação da amilopectina.

Já que o surgimento de uma cor azul indica a presença de cloro e a ausência dessa cor, a inexistência de quantidade suficiente de cloro. Quanto mais intensa a cor azul quase preta, maior a concentração do cloro residual na água. A equação química pode ser representada da seguinte maneira como, na equação 08 (VOGEL, 1981):



Dessa forma quanto mais hipoclorito tiver, maior a produção de iodo ( $\text{I}_2$ ) e mais intensa será a cor azul, devido à reação de complexação do iodo com o amido.

Para determinação do teor de cloro de maneira convencional, o aparelho usado também é digital e eletrônico e de alto custo. Na metodologia utilizada não foi empregado nenhum aparelho desse e sim preparo de soluções para obtenção de valores e da escala colorimétrica do teor de cloro.

### 3.2.5 Coliformes fecais

A presença das bactérias coliformes fecais na água significa que essa água recebeu matérias fecais, ou esgotos. Por outro lado, são as fezes das pessoas doentes que transportam, para as águas ou para o solo, os micróbios causadores de doenças. Assim, se a água recebe fezes, ela pode muito bem estar recebendo micróbios patogênicos. Por isso, a presença de coliformes na água indica a presença de fezes e, portanto, a possível presença de seres patogênicos (CARMOUZE, 1994; KRAMER *et al.*, 1994 *citados por* GREGHI, 2005).

Indiretamente, a água pode ainda estar ligada à transmissão de algumas verminoses, como esquistossomose, ascaridíase, taeníase, oxiúriase e ancilostomíase. Segundo Azevedo (1991 *citado por* GUERRA, 2006), o cloro reage à água, podendo produzir compostos com capacidades diferentes de desinfecção. Em pH inferior a 6, essa reação produz o ácido cloroso (HClO), que é um excelente desinfetante, o que justifica por que a cloração é mais eficiente em águas com pH mais baixo. Para o controle e eliminação total desses coliformes totais ou fecais, basta o teor de cloro residual estar na faixa indicada pela Portaria 518 do Ministério da saúde e o pH um pouco abaixo de 6,8 (GUERRA, 2006). Portanto, não há necessidade de fazer uma análise microbiológica para determinar a presença de coliformes, e sim realizar tratamentos com adição de cloro e verificar, periodicamente, os teores e nunca deixar ficar abaixo do mínimo, que é 0,2mg/L.

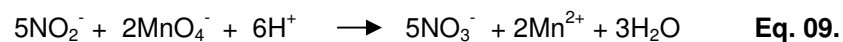
### 3.2.6 Nitrito

A presença de nitrito na água pode ser oriunda naturalmente como parte dos ciclos biogeoquímicos. Mesmo assim, a verificação da presença dele servirá, por exemplo, como indicativo se a água subterrânea já está sendo contaminada por esgotos domésticos, efluentes industriais e fertilizantes. O esgoto doméstico bruto, por exemplo, possui grandes concentrações de nitrogênio orgânico, com valores que podem variar de 15,0

a 30,0mg/L, devido ao alto volume de matéria orgânica (VON SPERLING, 1996). Esse nitrogênio é primeiramente mineralizado e, posteriormente, oxidado, sendo convertido inicialmente na amônia e depois em nitrito e em nitrato (CUNHA; FERREIRA, 2006)<sup>11</sup>. O nitrito em altas concentrações provoca a oxidação do íon  $\text{Fe}^{+2}$ , presente na molécula da hemoglobina em íon  $\text{Fe}^{+3}$  e, com isso, formando a meta-hemoglobina, que é incapaz de transportar oxigênio aos tecidos, podendo levar à morte o indivíduo que utilizar essa água (ARANA, 2004). O valor máximo permissível é 1 mg/L, de acordo com a Portaria 518 do Ministério da Saúde (BRASIL, 2005).

### 3.2.6.1 Reação colorimétrica do nitrito

Caso haja nitrito na amostra de água analisada e se juntar uma solução de permanganato de potássio acidulada (ácido clorídrico) de coloração violeta, terá como produto uma descoloração para marron devido a uma reação de oxi-redução, onde ocorrerá a oxidação do nitrito a nitrato e redução do permanganato ao cátion bivalente do manganês (marron), como sugere a equação química 09 (VOGEL, 1981):



Dessa forma, torna-se desnecessária a utilização de aparelhos digitais e eletrônicos economicamente inviáveis que são empregados de maneira convencional para a realização desses testes.

---

<sup>11</sup> [http://www.scielo.br/scielo.php?pid=S0102-311X2006000800020&script=sci\\_arttext](http://www.scielo.br/scielo.php?pid=S0102-311X2006000800020&script=sci_arttext)

#### 4 MATERIAL E MÉTODOS

O desenvolvimento do kit foi no Laboratório de Química do Instituto de Ciências Agrárias da Universidade Federal de Minas Gerais – UFMG, no período de março a agosto de 2009. Só depois de testado, foi levado para experiência em campo, objetivando avaliar a sua eficiência e propiciar a avaliação da qualidade da água na Comunidade Planalto, por métodos alternativos.

O kit alternativo mediu os parâmetros físico-químicos da potabilidade da água exigidos pela “tabela 9” da portaria 518 do Ministério da Saúde.

##### **Materiais utilizados:**

- Bico de Bunsen
- Peagômetro de bancada Sensoglass  
(faixa de medição : pH 0,00 a 14,00 / legibilidade : 0.01pH e 1 mV)
- Turbidímetro digital (Plus Microprocessado ALFAKIT Portátil, com faixa de medição de 0 a 1000 UNT e resolução de 0.01 UNT)
- Becker Satelit HS (1000 mL)
- Becker Satelit HS (100 mL)
- Balão volumétrico Satelit (2000 mL +/- 0,30 a 20°C)
- Balão volumétrico Satelit (1000 mL +/- 0,30 a 20°C)
- Balão volumétrico Satelit (100 mL +/- 0,03 a 20°C)
- Pipetas volumétricas de 1, 2, 5, 10 e 25 mL
- Pipetas graduadas de 1, 2, 5 e 10 mL
- Termômetro Incoterm L-250/06 (Faixa de Medição -10 a 250 °C)
- Balança Eletrônica F.A.-2104N Bioprecisa (Max.: 215g e Min.:0,0001g e erro 0,5mg)
- Conta-gotas
- Cubeta (20 mL) para teste de turbidez

**Reagentes utilizados :**

- Água destilada
- Vermelho de metila P.A. ACS, laboratório Synth
- Azul de bromotimol P.A. ACS, laboratório Synth
- Fenolftaleína P.A. ,laboratório Vetec
- Álcool etílico P.A. 95%, laboratório Ativa Química
- Ácido sulfúrico 0,1 mol/L
- Hidróxido de Sódio 0,1 mol/L
- Solução tampão (pH 4)
- Solução tampão (pH 7)
- Cloreto férrico 0,001 mol/L e 0,0001 mol/L
- Hipoclorito de Cálcio (65% p/p), laboratório Genco
- Iodeto de potássio P.A. (99% pureza) laboratório CRQ
- Amido solúvel P.A. laboratório Synth
- Permanganato de potássio P.A. ACS (99%) laboratório Synth
- Ácido clorídrico P.A. ACS (36,5 a 38%) laboratório Synth
- Nitrito de sódio P.A. ACS (99%) laboratório Cromoline



#### **4.1 Preparo de soluções em laboratório para análise de pH :**

O pH foi medido por um peagâmetro de bancada e também por um método alternativo, por meio de indicador universal ácido-base, que foi preparado em um becker de 100 mL de capacidade, dissolvendo-se 0,2 g de vermelho de metila, 0,1 g de azul de bromotimol e 0,1 g de fenolftaleína em 60 mL de álcool quente (60°C) e transferidos para um balão volumétrico de 100 mL de capacidade e completado o volume até o menisco com água destilada (TOKIO; ASSUNPÇÃO, 2001). A correlação com os valores do pH se deu com as colorações diferentes obtidas no laboratório.

Primeiro, calibrou-se o peagâmetro para cada teste com soluções tampões de pH igual a 4 e pH igual a 7 e utilizou-se uma solução 0,1 Mol/L de ácido sulfúrico. Para atingir o valor de pH igual a 4, medido no peagâmetro, foram adicionadas gotas de hidróxido de sódio 0,1 Mol/L. Obteve-se soluções de pH 4 até pH 10, numa escala de 0,1 em 0,1, totalizando 66 soluções em balões volumétricos de 100 mL de capacidade, todas com pH conferido pelo peagâmetro.

Para o teste alternativo foram utilizados 100 mL de solução com a mistura de indicadores: vermelho de metila (faixa de viragem pH 4 a 6), azul de bromotimol (faixa de viragem pH 6 a 8) e fenolftaleína (faixa de viragem pH 8 a 10). Foram adicionadas 5 gotas dessa solução em cada 100 mL das 66 soluções de pH diferentes em testes em triplicatas, obtendo colorações diversas para cada faixa de pH, como poderá ser verificado nos resultados, por meio das FIG. 14 a 23, obtendo-se uma escala colorimétrica, conforme ilustra a figura 24.

#### **4.2 Preparo de suspensões em laboratório para análise de turbidez:**

A turbidez foi medida num turbidímetro digital do Laboratório de Análises de Água e Efluentes e Limitada (LAAE). Para proceder às análises retirou-se 100 gramas de terra e dispersou-se em água em um becker de 1000 mL de capacidade e depois transferiu-se para um balão volumétrico de 1000 mL de capacidade completando o volume até o menisco com água

destilada e, dessa, passaram-se, aproximadamente 70 mL para um becker de 100 mL de capacidade e, desse, passou-se para uma cubeta de 20 mL para realizar a primeira análise no turbidímetro. Da dispersão original, foi realizada uma diluição com adição de água, para que o volume final fosse o dobro do inicial e, a partir dessa diluição, repetiu-se o procedimento e foram obtidas 12 diluições, que foram transferidas para um becker de 100 mL de capacidade e, desse para as cubetas de 20 mL, para a realização das análises em triplicatas, sendo que a última análise foi realizada somente com água destilada para o teste do branco e, em seguida, foram tiradas fotografias para a visualização dos resultados (FIG. 25), obtendo-se uma escala colorimétrica (FIG. 26).

#### **4.3 Preparo de soluções em laboratório para análise de cor:**

Utilizou-se duas soluções de cloreto férrico de 100 mL cada, uma de concentração 0.001 mol/L (alaranjada) e outra de concentração de 0.0001 mol/L (amarelada) e 100 mL de água destilada com mostra a FIG.27, e depois foi realizado duas diluições 1/10 de cada solução anterior com água destilada para evidenciar a presença e ausência da cor e obter uma escala colorimétrica (FIG.28).

#### **4.4 Preparo de soluções em laboratório para análise de cloro:**

Para a determinação do teor de cloro, foram feitas soluções com concentrações de 3 mg/L até 0,1 mg/L de 0,1 em 0,1 e de 0,1 mg/L até 0,01 mg/L de 0,01 em 0,01. Foi realizado o teste em branco. Realizou-se um total de 120 amostras para a análise de cloro.

Para o preparo da solução de 3 mg/L foram pesados 0.0128 g de Hipoclorito de Cálcio numa balança eletrônica e dissolvidos em um Becker de 100 mL de capacidade com água destilada e transferidos para um balão volumétrico de 2000 mL e completado o volume até o menisco com água destilada.

Depois de preparada a solução anterior foram retiradas 11 amostras de 100 mL cada, sendo que uma amostra ficou sendo a de 3 mg/L e às outras foi adicionada água destilada, realizando as diluições mencionadas anteriormente até 2 mg/L de 0,1 a 0,1, de acordo com os cálculos :

$$C_i V_i = C_f V_f \quad \text{Eq. 10}$$

$$3 \times 100 = 2.9 \times V_f$$

$$V_f = 103,45 \text{ mL}$$

Portanto a 100 mL de solução 3 mg/L adicionaram-se 3,45 mL de água destilada com o auxílio de pipetas volumétricas de 1 e 2 mL e uma pipeta graduada de 1 mL , repetindo esses cálculos até a concentração de 2 mg/L. A partir dessa solução, repete-se todo o procedimento realizado com a solução 3 mg/L, indo de 2 mg/L a 0,1 mg/L de 0,1 em 0,1 e depois de 0,1 mg/L até 0,01 mg/L de 0,01 em 0,01.

Depois de preparadas todas as diluições, para realizar os testes, foram coletados 100 mL de cada concentração e adicionados 1 pitada (0,15 g) de iodeto de potássio e 2 pitadas (0,3 g) de amido solúvel e tiradas fotografias (FIG 29,30 e 31), para a demonstração da variação da coloração, obtendo-se uma escala colorimétrica (FIG. 32).

#### **4.5 Preparo de soluções em laboratório para análise de nitrito:**

Para verificar a presença de “nitrito” no valor máximo permissível (1 mg/L) foi preparado 1 litro de uma solução de nitrito de sódio 1,5 mg/L. Dissolveu-se 1,5 mg de nitrito de sódio com água em um becker de 100 mL de capacidade e em seguida transferiu-se para um balão volumétrico de 1000 mL de capacidade completando o volume com água destilada até o menisco e reservou-se.

Para a visualização da presença do nitrito, preparou-se 100 mL de uma solução violeta, composta por uma mistura de 20 mL de solução de permanganato de potássio a 10% (massa/massa) com 80 mL de solução de

ácido clorídrico 0,1 Mol/L. Pesou-se 10 g de  $\text{KMnO}_4$  juntou-se com 90 g de água e, dessa, retirou-se 20 mL. A partir de 8,33 mL (pipetados com pipetas volumétricas de 1, 2 e 5 mL e pipeta graduada de 1 mL) e de uma solução de HCl P.A. (12mol/L) ,diluíu-se e preparou-se 1000 mL de solução 0,1 mol/L:

$$C_i V_i = C_f V_f \quad \text{Eq. 10}$$

$$12 \times V_i = 0,1 \times 1000$$

$$V_i = 8,33 \text{ mL}$$

Dessa solução, retirou-se 80 mL e adicionou-se com 20 mL da solução anterior e obteve-se 100 mL de solução de permanganato de potássio acidulada (indicadora e de coloração violeta).

Assim, retirou-se uma amostra de 50 mL de nitrito de sódio e uma amostra com água destilada e adicionaram-se 5 gotas da solução indicadora em cada, que rapidamente descorou e formou uma suspensão marrom na primeira amostra e nada ocorreu na segunda amostra, como verificado pela FIG. 33, nos resultados, obtendo-se duas faixas colorimétricas (FIG. 34).

#### 4.6 Teste do kit alternativo:

Com as cinco escalas colorimétricas: FIG. 24 (pH), FIG.26 (turbidez), FIG. 28 (cor), FIG. 32 (cloro) e FIG. 34 (nitrito) já padronizadas, as soluções de indicadores de pH e nitrito e mais os reagentes específicos para o cloro em seus devidos frascos e acessórios para medição, montou-se o kit alternativo. Assim, de posse desse kit e de soluções previamente preparadas com valores conhecidos dos parâmetros obtidos de maneira convencional, foi realizada uma pesquisa de campo na Comunidade do Planalto, onde 20 avaliadores produtores rurais testaram a eficiência do kit.

A metodologia utilizada para testar o kit:

**4.6.1 - Parâmetro pH:** de posse de 7 soluções (5 mL cada) contidas em 7 tubos de ensaio de 10 mL de capacidade cada e com valores de pH (4,5,6,7,8,9,10) foi pedido ao associado que aplicasse 5 gotas do indicador em cada tubo e agitasse e conferisse a coloração obtida com a escala colorimétrica de pH e anotasse o valor que ele encontrou. Em seguida, foi elaborada uma tabela com valores conhecidos e obtidos de maneira convencional (valor real) e valores obtidos pelos associados por meio do kit alternativo (valor observado) e foi feita a correlação de Pearson entre esses valores, sendo o coeficiente testado pelo teste t, conforme Banzatto e Kronka (2006).

**4.6.2 - Parâmetro Turbidez:** foram entregues dois tubos de ensaios de 10 mL de capacidade cada ao associado: um contendo 5mL de suspensão com terra (10UNT) e outro, 5 ml de água pura. Assim, de posse da escala colorimétrica de turbidez, ele marcava a presença ou a ausência de turbidez. O resultado obtido foi demonstrado entre acerto e erro e calculada a porcentagem de acertos, por meio da frequência absoluta e relativa e aplicado o teste do sinal de acordo com Gomes, (2000).

**4.6.3 - Parâmetro Cor:** foram entregues dois tubos de ensaios de 10 mL de capacidade cada ao associado: um contendo 5mL de solução de água, com coloração amarela transparente e outro, 5 ml de água pura. Assim, de posse da escala colorimétrica de cor, ele marcava a presença ou a ausência de cor. O resultado obtido foi demonstrado entre acerto e erro e calculada a porcentagem de acertos, por meio da frequência absoluta e relativa e aplicado o teste do sinal conforme Gomes, (2000).

**4.6.4 - Parâmetro Cloro:** de posse de 6 soluções (5 mL cada) contidas em 6 tubos de ensaio de 10 mL capacidade cada e com valores de cloro em mg/L ( 0, 0.1 , 0.2 , 1 , 2 , 3 ), foi pedido ao associado que adicionasse uma ponta de espátula rasa de iodeto de potássio e duas de amido em cada tubo e agitasse e conferisse a coloração obtida com a da escala colorimétrica de cloro e anotasse o valor que ele encontrou. Em seguida, foi elaborada uma

tabela com valores conhecidos e obtidos de maneira convencional (valor real) e valores obtidos pelos associados por meio do kit alternativo (valor observado) e foi feita a correlação de Pearson entre esses valores, sendo o coeficiente testado pelo teste t de acordo com Banzatto e Kronka (2006).

**4.6.5 - Parâmetro Nitrito:** foram entregues dois tubos de ensaios ao associado: um contendo solução de nitrito (1mg/L) VMP e outro, água pura. Assim, de posse das duas faixas colorimétricas de nitrito, ele marcava a presença ou a ausência de nitrito. O resultado obtido foi demonstrado entre acerto e erro e calculada a porcentagem de acertos, por meio da frequência absoluta e relativa e aplicado o teste do sinal de acordo com Gomes, (2000).

## 5 RESULTADOS E DISCUSSÃO

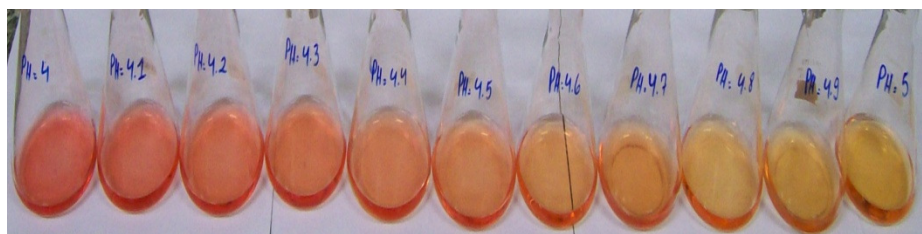
### 5.1 Elaboração da escala colorimétrica de pH em laboratório e seu teste de eficiência em campo:

Realizado no laboratório, as reações colorimétricas ocorreram adicionando 5 gotas do indicador de pH do kit em amostras com pH já determinado e conferido pelo peagãmetro ,como esperado, essas reações com as amostras seguiram a variação de coloração de cada indicador. Na faixa de pH = 4 a pH = 6, atuou o indicador vermelho de metila. Observando-se as fotos, pode-se notar a variação de coloração do vermelho até o amarelo do pH = 4 (vermelho), passando pelo pH = 5 (alaranjado) e chegando até o pH = 6 (amarelo) (FIG. 14) e a evolução de 0,1 a 0,1 do pH = 4 até pH = 5 (FIG. 15) e do pH = 5 até o pH =6 (FIG. 16).



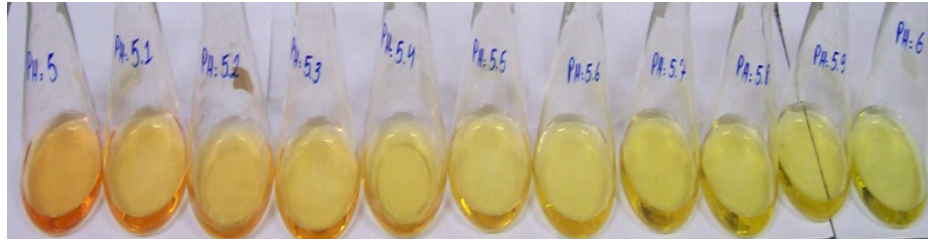
**FIGURA 14** - Mudanças de coloração do indicador vermelho de metila nas suas faixas de viragem de pH( 4 a 6 )

Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.



**FIGURA 15** - Mudanças de coloração do indicador vermelho de metila nas faixas de pH( 4 a 5 )

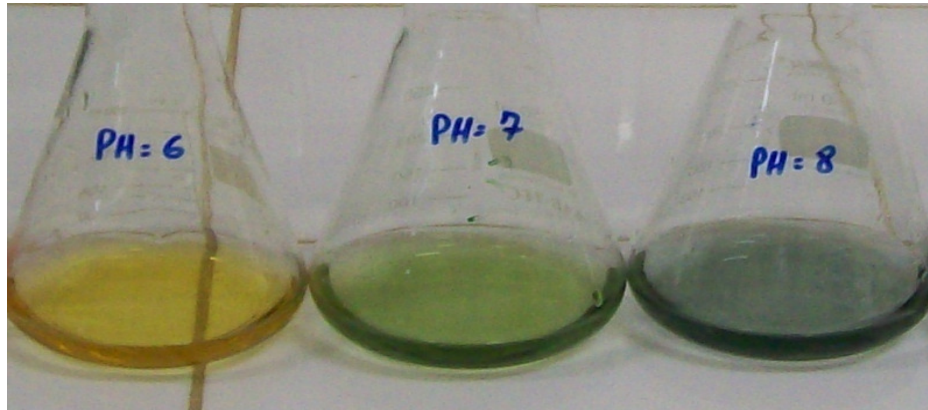
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.



**FIGURA 16** - Mudanças de coloração do indicador vermelho de metila nas faixas de pH( 5 a 6 )

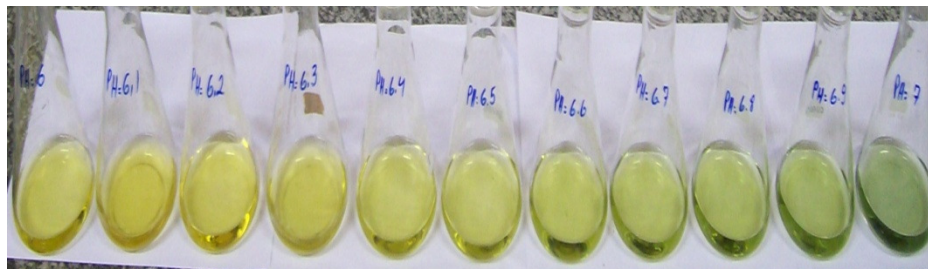
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

Na faixa de pH = 6 a pH = 8, atuou o indicador azul de bromotimol. Observando-se as fotos, pode-se notar a variação de coloração do amarelo até o azul do pH = 6 (amarelo), passando pelo pH = 7 (verde) e chegando até o pH = 8 (verde azulado, pequena interferência da fenolftaleína) (FIG. 17) e a evolução de 0,1 a 0,1 do pH = 6 até pH = 7 (FIG. 18) e do pH = 7 até o pH = 8 (FIG.19).



**FIGURA 17** - Mudanças de coloração do indicador azul de bromotimol nas suas faixas de viragem de pH( 6 a 8 )

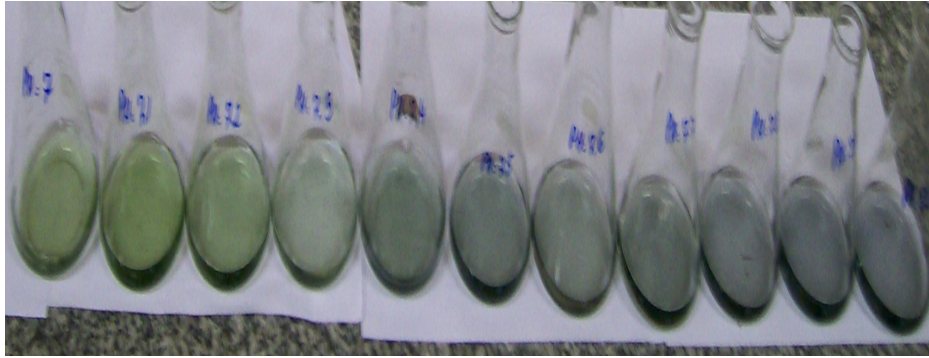
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.



**FIGURA 18** - Mudanças de coloração do indicador de azul de bromotimol nas faixas de pH( 6 a 7 )

Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.





**FIGURA 19** - Mudanças de coloração do indicador azul de bromotimol nas faixas de pH( 7 a 8 )

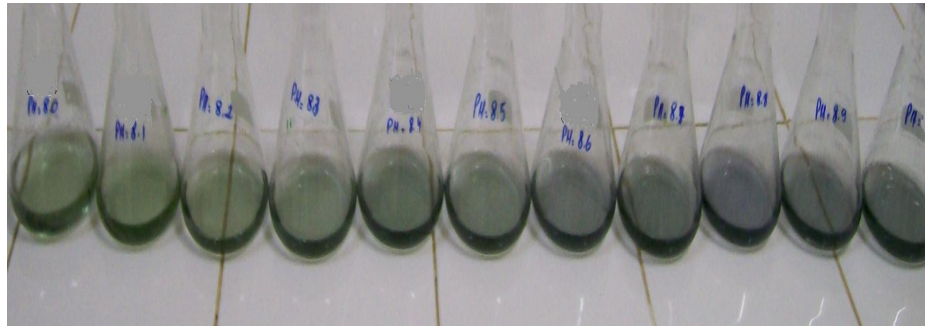
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

Na faixa de pH = 8 a pH = 10, atuou o indicador fenolftaleína. Observando-se as fotos, pode-se notar a variação de coloração verde azulada para violeta escuro, que deixou o meio anteriormente mais claro até violeta escuro, do pH = 8 (a faixa incolor da fenolftaleína, clareou o que seria a faixa azul do azul de bromotimol) passando pelo pH = 9 ( mais escuro) e chegando até o pH = 10 (violeta escuro,roxo) (FIG.20) e a evolução de 0,1 a 0,1 do pH = 8 até pH = 9 (FIG. 21) e do pH = 9 até o pH =10 (FIG. 22).



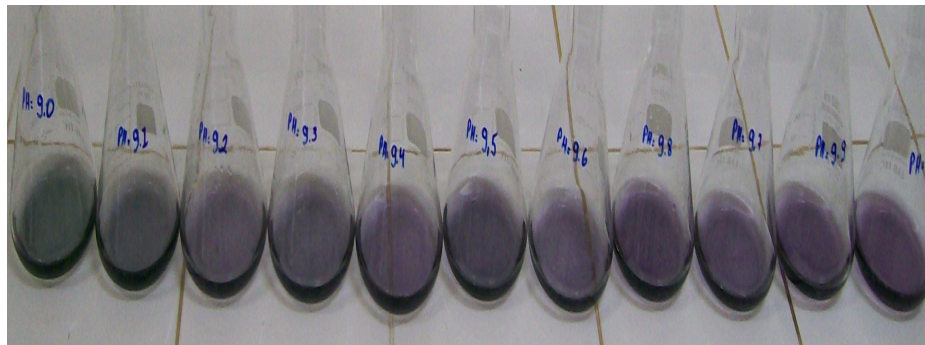
**FIGURA 20** - Mudanças de coloração do indicador fenolftaleína nas suas faixas de viragem de pH( 8 a 10)

Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.



**FIGURA 21** - Mudanças de coloração do indicador fenolftaleína nas faixas de pH (8 a 9)

Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.



**FIGURA 22** - Mudanças de coloração do indicador fenolftaleína nas faixas de pH (9 a 10)

Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

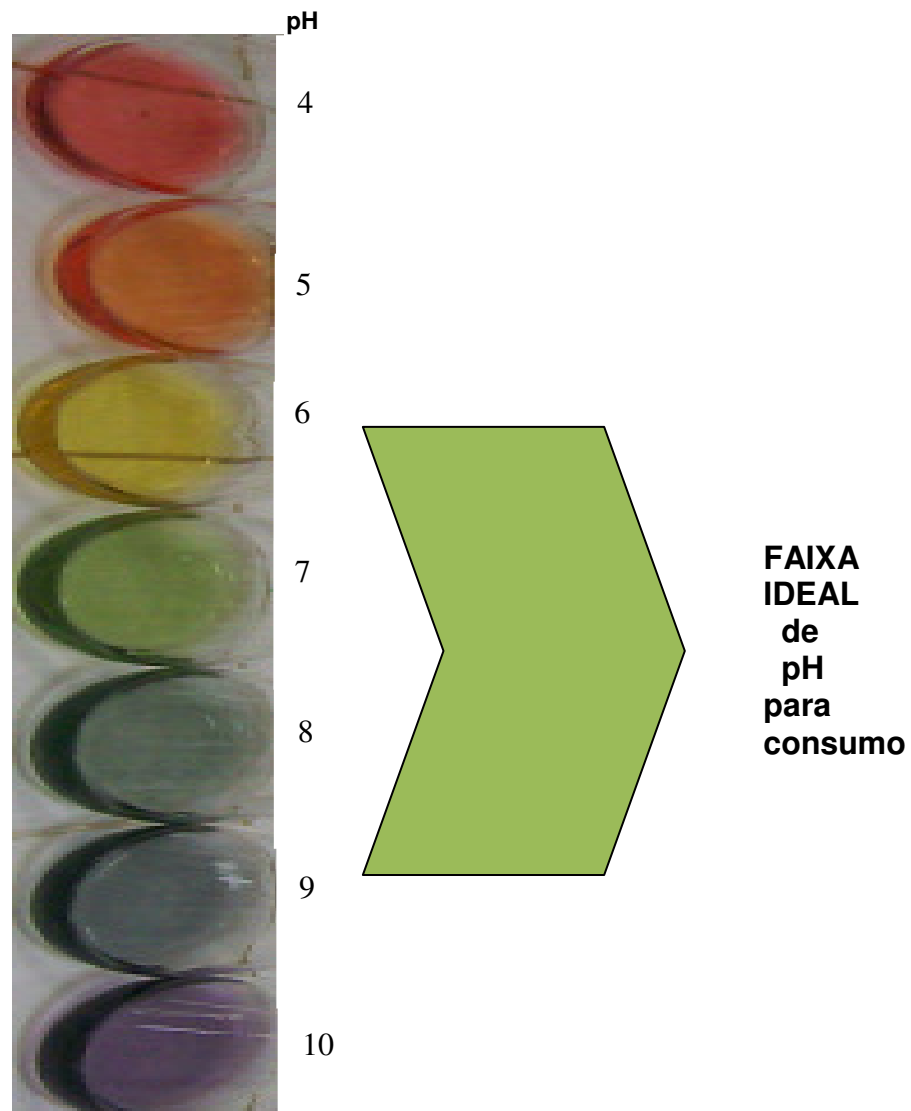
Assim, pôde-se estabelecer uma escala de variação de coloração do pH = 4 até pH = 10, como se ilustra a FIG. 23:



**FIGURA 23** - Mudanças de coloração com todos indicadores nas faixas de pH (4 a 10)

Fonte: Pesquisa de campo, junho de 2009.

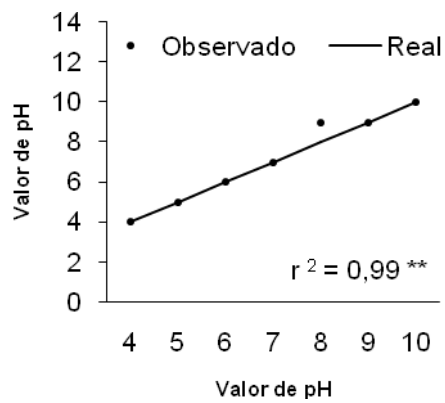
Dessa forma foi elaborada uma escala colorimétrica (FIG. 24), para avaliar o pH da água:



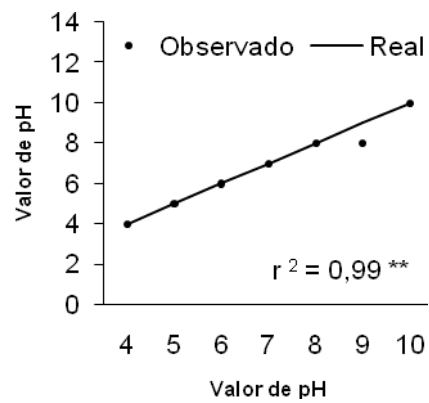
**FIGURA 24** - Escala de variação colorimétrica para determinação de pH  
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

### **5.1.1 Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de pH, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.1**

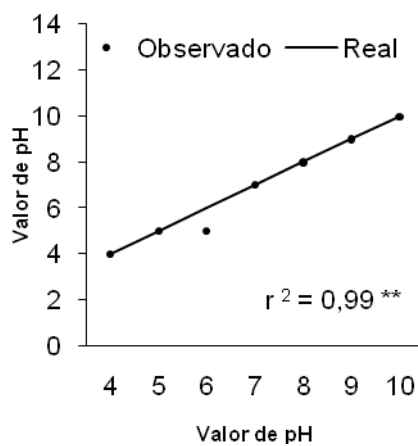
Foram solicitados vinte (20) associados para efetuarem os 7 (sete) testes, totalizando 140 (cento e quarenta), que desses apenas 5 (cinco) testes obtiveram um resultado diferente do esperado, como se observa no GRAF. 2. Pode-se observar também que o desvio foi em dois pontos (pH 6 e 8) somente para 1 (um) associado (GRAF. 2d) e em um ponto para os demais. Para 2 (dois) associados, o desvio foi no mesmo ponto (pH 8) (GRAF. 2a) e os outros 2 (dois), 1 (um) foi no ponto (pH 9) (GRAF. 2b) e o outro foi no ponto (pH 6) (GRAF. 2c). Nota-se que os pontos onde se cometeram os erros de análise não são os mesmos, deixando claro que não há nenhum valor na escala colorimétrica comprometedor. Outra análise é que a maioria dos erros cometidos se deu no intervalo de pH 8 e 9 da escala colorimétrica, justamente na faixa onde houve interferência do indicador azul de bromotimol com a fenolftaleína e não há muita nitidez na diferença de coloração (verde para verde azulado), o que não é muito relevante, pois esta faixa de pH está dentro dos parâmetros de potabilidade de acordo com a portaria 518 do Ministério da Saúde. O erro preocupante, mas ocorrido apenas em dois testes foi o cometido na análise do pH 6 que na escala colorimétrica é bem diferenciado (amarelo), o que poderia ser justificado por algum problema de visão do associado. Foi feita a correlação de Pearson entre esses valores, sendo o coeficiente testado pelo teste "t", sendo significativo a 1% o que demonstra a eficiência da escala colorimétrica do pH como se observa no GRAF.2.



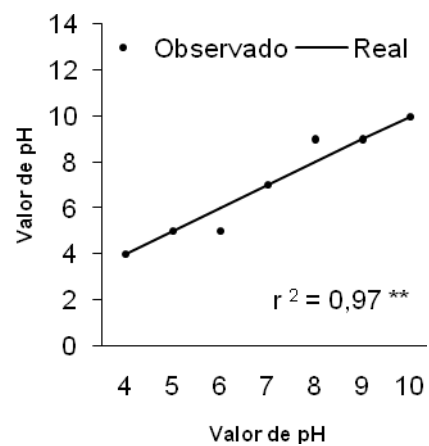
(a)



(b)



(c)



(d)

**GRÁFICO 2** - Correlação de Pearson entre os valores de pH reais (medidos em peagâmetro de bancada) e observados (medidos por meio do kit) pelos avaliadores onde houve erro de análise.

\*\* significativo a 1 % pelo teste "t",

(a) 2 associados,

(b) 1 associado,

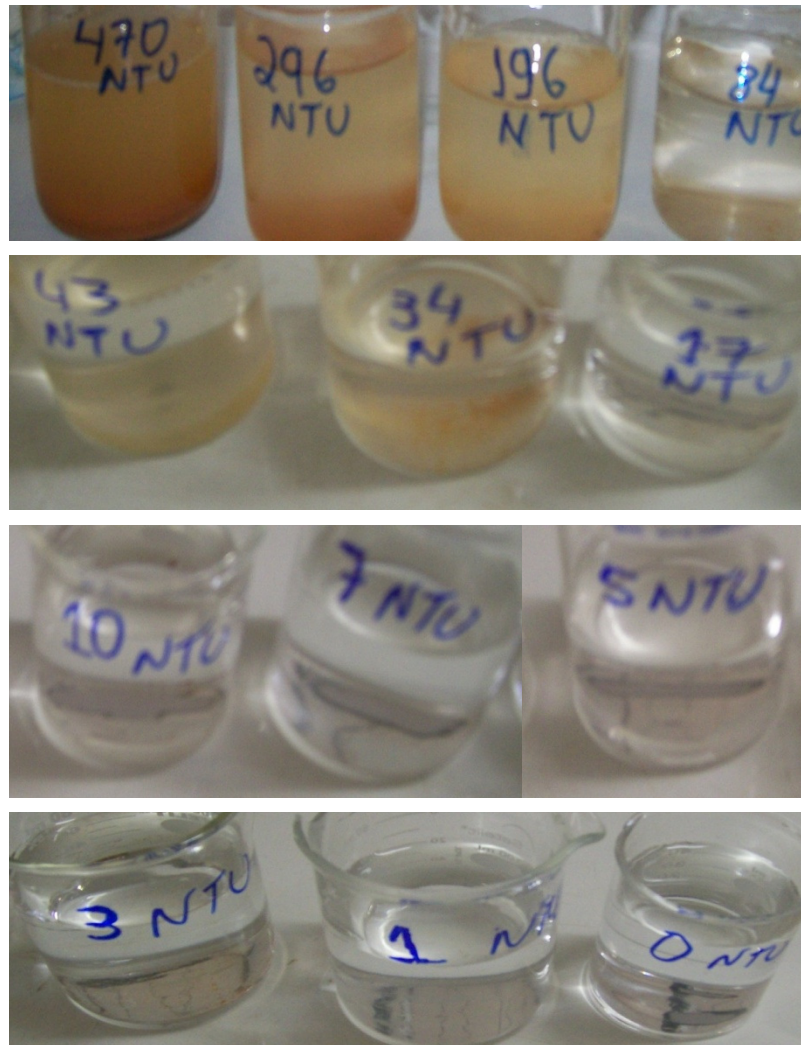
(c) 1 associado,

(d) 1 associado.

Fonte: Pesquisa de campo, junho de 2009.

## 5.2 Elaboração da escala colorimétrica de turbidez em laboratório e seu teste de eficiência em campo:

Medida num turbidímetro digital, as 12 dispersões diluídas apresentaram os seguintes valores (470, 296, 196, 84, 43, 34, 17, 10, 7, 5, 3 e 1 UNT) e a última análise foi realizada somente com água destilada para o teste do branco e em seguida foram tiradas fotografias para a visualização dos resultados na FIG.25:



**FIGURA 25** - Variações de concentrações de turbidez de 470 a 0 UNT  
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

Logo se criou uma escala colorimétrica (FIG.26), para avaliar a turbidez da água:

### Teor de TURBIDEZ em “UNT”



500

300

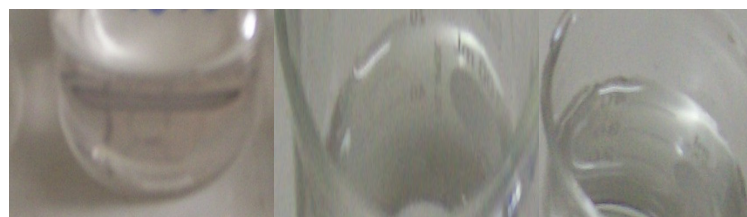
200



50

30

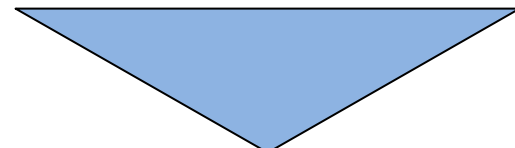
15



5

1

0



**FAIXA IDEAL DE TURBIDEZ  
( de 5 a 0 UNT )**

**FIGURA 26** - Escala de variação colorimétrica para a visualização de turbidez  
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

### 5.2.1 Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de turbidez, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.2

Foram solicitados vinte (20) associados para efetuarem os 2 (dois) testes, totalizando 40 (quarenta), que desses apenas 3 (três) testes obtiveram um resultado diferente do esperado, como se observa no GRAF. 3. Como o teste foi de presença e de ausência de turbidez, foi elaborado esse gráfico com as porcentagens de acertos e erros sendo que estes erros cometidos se deram sempre para identificar a presença. Uma comprovação da eficiência dessa escala colorimétrica, foi que na análise da ausência de turbidez, não houve nenhum erro, que é a condição ideal de potabilidade da água segundo a portaria 518 do Ministério da Saúde. Além disso, foi realizado o teste do sinal (EQ.11) e a diferença foi significativa a 1% como foi descrito abaixo, o que implica dizer que estatisticamente o nº de acertos foi bem maior do que o de erros, mostrando mais uma vez a eficiência da escala colorimétrica de turbidez.

Teste do sinal:

40 testes , identificando de :

“+“ → nº de acertos (37) e “-“ → nº de erros (3)

$$t = \frac{|2B - N| - 1}{\sqrt{N}} \quad \text{EQ.11}$$

$N \rightarrow$  nº de testes e  $B \rightarrow$  nº de acertos

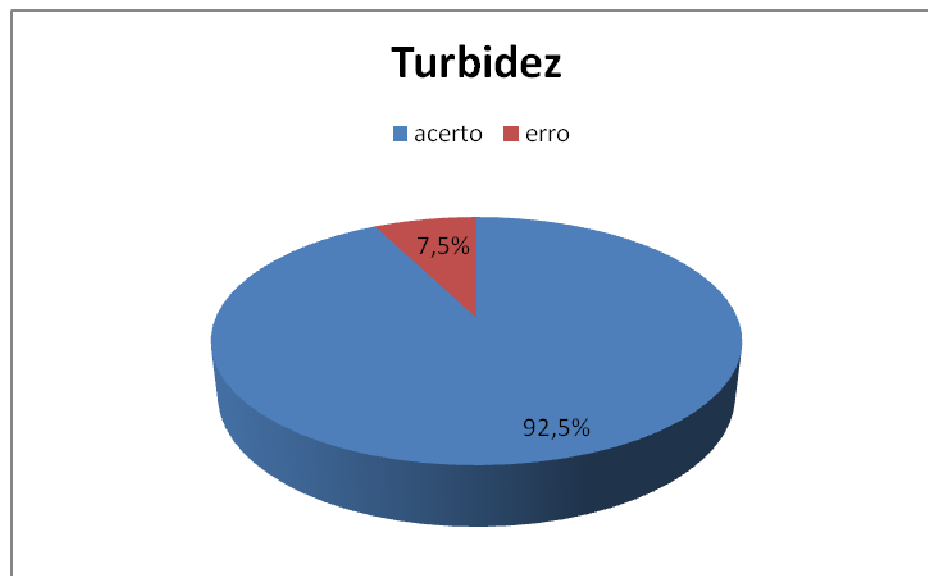
$$t = \frac{|2 \times 37 - 40| - 1}{\sqrt{40}}$$

$$t_{\text{calc.}} = 5,22$$

$$t_{\text{tab.1\%}} (co, gl) = 2,56$$

$t_{\text{calc.}} > t_{\text{tab.1\%}} \rightarrow$  a diferença foi significativa.

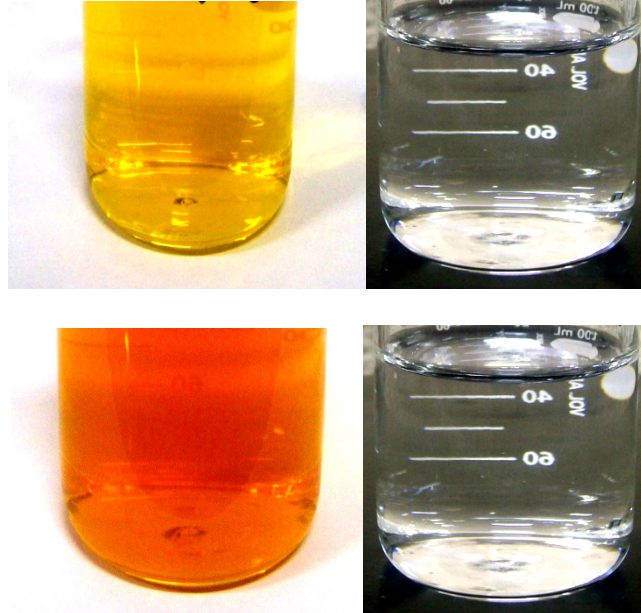




**GRÁFICO 3** - Porcentagens de acertos e de erros no teste de presença ou de ausência de turbidez  
Fonte: Pesquisa de campo, junho de 2009.

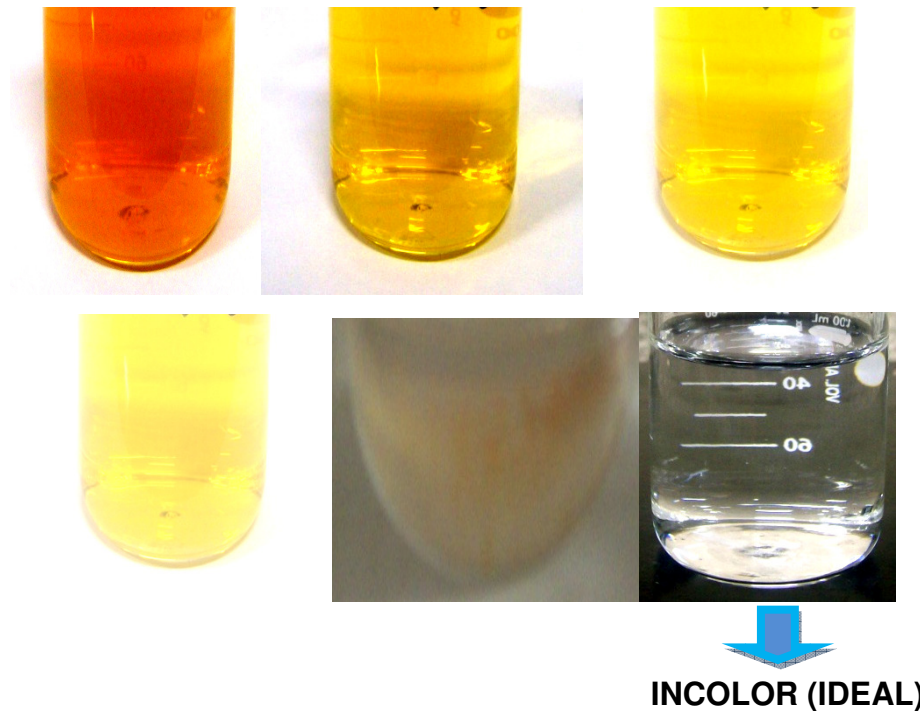
### 5.3 Elaboração da escala colorimétrica de cor em laboratório e seu teste de eficiência em campo:

Como a presença na água de partículas muito pequenas e em solução é que lhe confere **cor**, basta usar um frasco de vidro transparente e incolor com a água e confrontar contra a luz e se observar que a água está incolor e transparente, ela estaria ideal em termos de coloração (FIG.27).



**FIGURA 27** - Comparações de amostras de água que contêm soluções com ions ferro (amarela/alaranjada) e destilada (incolor)  
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

Logo, elaborou-se uma escala colorimétrica conforme ilustra a FIG. 28:



**FIGURA 28** - Escala de variação colorimétrica para a visualização de cor  
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

### **5.3.1 Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de cor, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.3**

Foram solicitados vinte (20) associados para efetuarem os 2 (dois) testes, totalizando 40 (quarenta), que desses apenas 4 (quatro) testes obtiveram um resultado diferente do esperado, como se observa no GRAF. 4. Como o teste também foi de presença e de ausência como o teste da turbidez, foi elaborado um gráfico com as porcentagens de acertos e erros sendo que estes erros cometidos se deram sempre para identificar a presença. A eficiência dessa escala colorimétrica, foi que na análise da ausência de cor, não houve nenhum erro, que é a condição ideal de potabilidade da água segundo a portaria 518 do Ministério da Saúde. Como na avaliação de eficiência da escala de turbidez, também foi realizado o teste do sinal (EQ.12) e a diferença foi significativa a 1% como descrito

abaixo, constatando que estatisticamente o nº de acertos foi bem maior do que o de erros, comprovando de novo a eficiência da escala colorimétrica da cor da água.

Teste do sinal:

40 testes , identificando de :

“+“ → nº de acertos (36) e “-“ → nº de erros (4)

$$t = \frac{|2B - N| - 1}{\sqrt{N}} \quad \text{EQ.12}$$

$N \rightarrow$  nº de testes e  $B \rightarrow$  nº de acertos

$$t = \frac{|2 \times 36 - 40| - 1}{\sqrt{40}}$$

$$t_{\text{calc.}} = 4,90$$

$$t_{\text{tab.}_{1\%}} (\text{co. gl}) = 2,56$$

$t_{\text{calc.}} > t_{\text{tab.}_{1\%}} \rightarrow$  a diferença foi significativa.

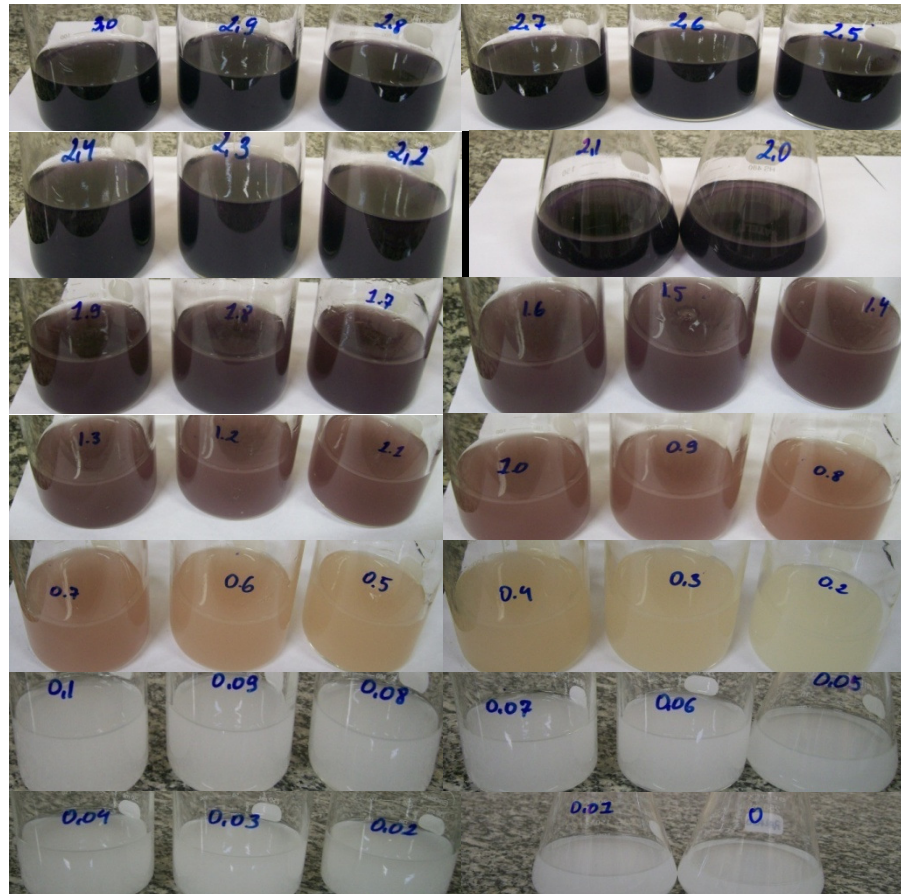


**GRÁFICO 4** - Porcentagens de acertos e de erros no teste de presença ou de ausência de cor

Fonte: Pesquisa de campo, junho de 2009.

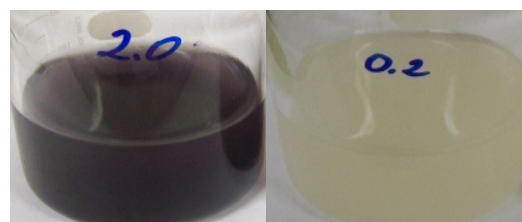
#### **5.4 Elaboração da escala colorimétrica de cloro em laboratório e seu teste de eficiência em campo:**

Seguindo a metodologia apresentada para a visualização do teor de cloro, os resultados obtidos para elaboração da escala colorimétrica foram satisfatórios. A reação de oxi-redução entre o hipoclorito e o iodeto ficou bastante evidenciada na presença do indicador amido, que no teor mais alto de hipoclorito, tornou o meio azul bem escuro quase preto e, à medida que foi diminuindo o teor e aproximando de zero, esse foi descolorindo e embranquecendo, como mostra a FIG. 29.



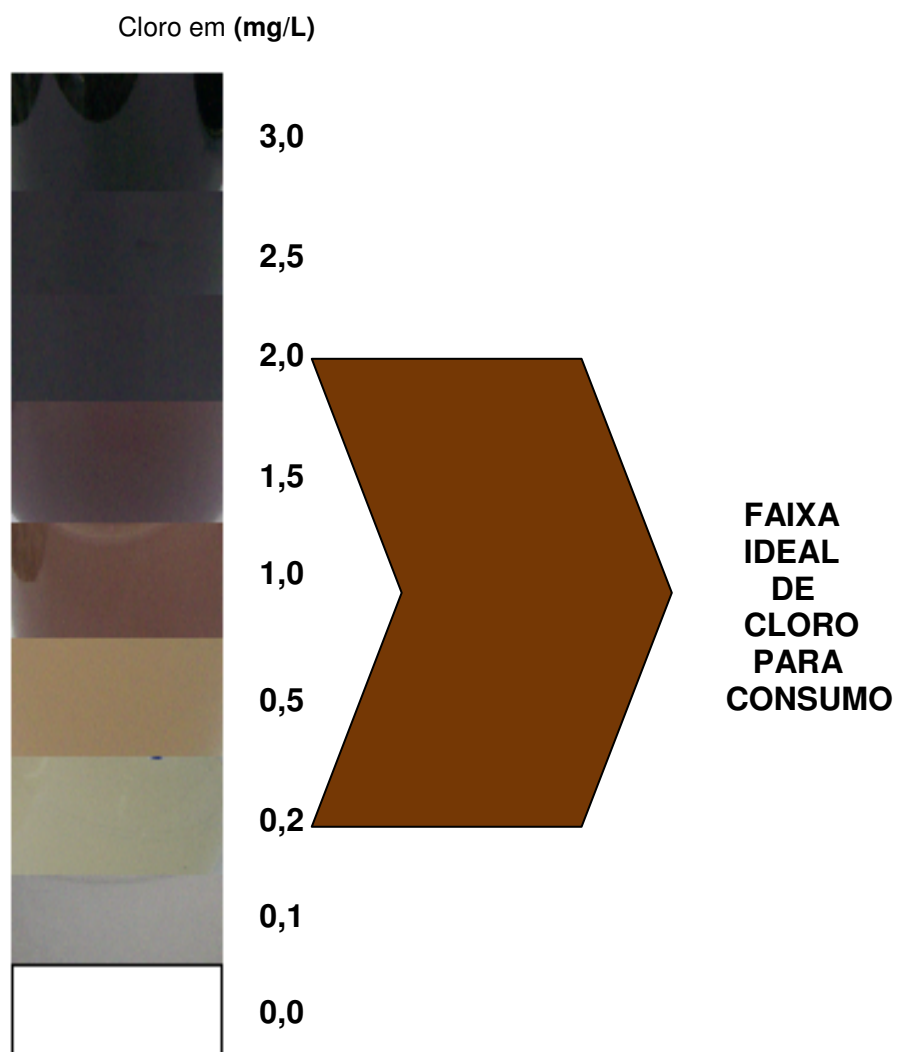
**FIGURA 29** - Amostras de cloro submetidas ao teste do amido  
 Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

É interessante salientar que o teor máximo de cloro é de 2 mg/L e o mínimo é de 0,2 mg/L (FIG. 30) conforme a portaria 518 do ministério da saúde.



**FIGURA 30** - Amostras de cloro com valores máximo e mínimo  
 Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

Assim, obteve-se a escala colorimétrica do cloro (FIG. 31):

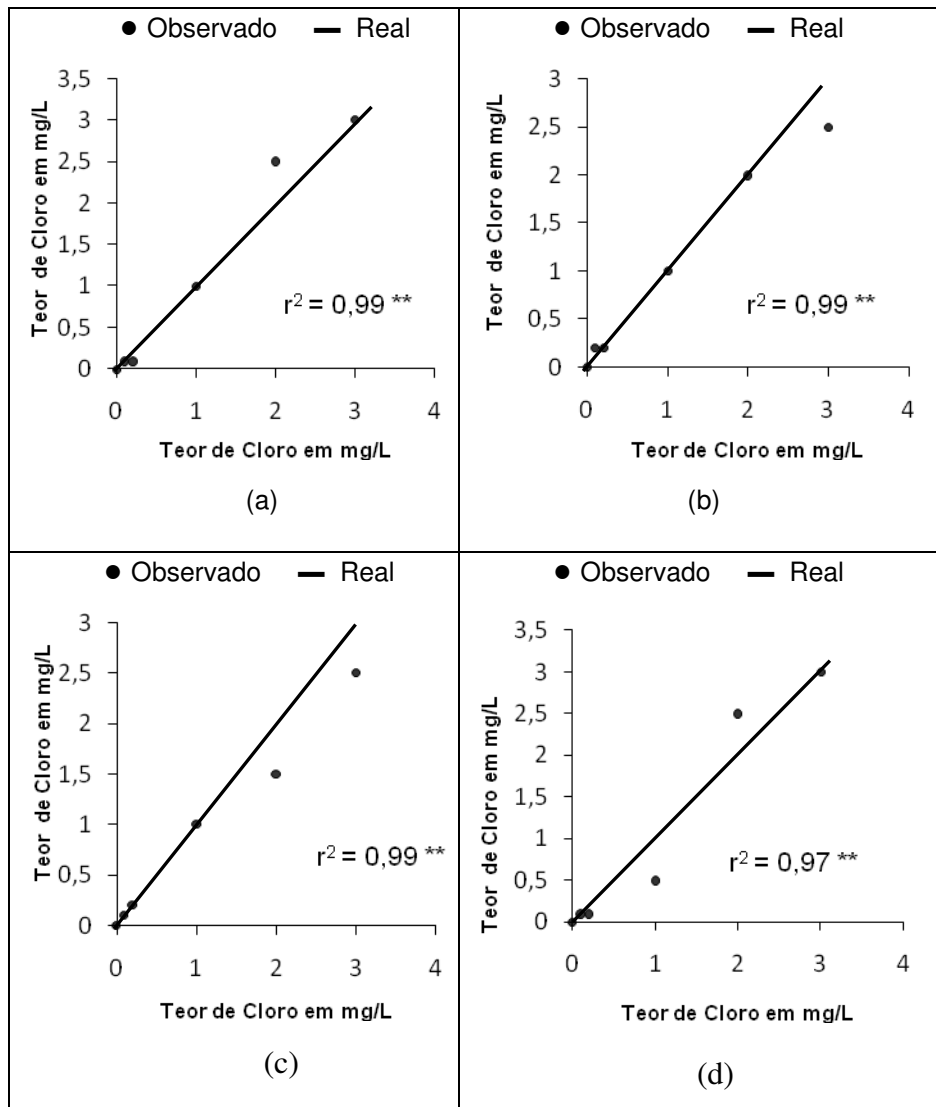


**FIGURA 31** - Escala de variação colorimétrica para a visualização do teor de cloro  
Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

#### **5.4.1 Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de cloro, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.4**

Foram solicitados vinte (20) associados para efetuarem os 6 (seis) testes, totalizando 120 (cento e vinte), que desses apenas 8 (oito) testes obtiveram um resultado diferente do esperado, como se observa no GRAF. 5. Pode-se observar também que o desvio foi em dois pontos para todos que realizaram o teste. Para 3 (três) associados, os desvios foram nos pontos (teor de cloro 0,2 e 2mg/L ) (GRAF. 5a). Para 2 (dois) associados, os desvios foram nos pontos (teor de cloro 0,1 e 3mg/L ) (GRAF. 5b). Para 2 (dois) associados, os desvios foram nos pontos (teor de cloro 2 e 3mg/L ) (GRAF. 5c). E para 1 (um), foi nos pontos (teor de cloro 1 e 2mg/L ) (GRAF. 5d). Nota-se, como na determinação de pH, que os pontos onde se cometeram os erros de análise não são os mesmos, e esses pequenos erros aconteceram na maioria deles, na faixa ideal de potabilidade de acordo com a portaria 518 do Ministério da Saúde, o que comprova a eficiência da escala pois nesses testes não houve nenhum erro para visualização de ausência de teor de cloro, o que seria comprometedor, já que se isso ocorresse, o associado obteria uma informação errônea de que haveria cloro e não teria uma ação bactericida na sua água de consumo. Foi feita também a correlação de Pearson entre esses valores, sendo o coeficiente testado pelo teste "t", sendo significativo a 1% o que demonstra novamente a eficiência da escala colorimétrica do pH como se observa no GRAF.5.





**GRÁFICO 5** - Correlação de Pearson entre os teores de cloro reais (preparados em laboratório químico) e observados (medidos por meio do kit) pelos avaliadores onde houve erro de análise.

\*\* significativo a 1 % pelo teste "t",

(a) 3 associados,

(b) 2 associados,

(c) 2 associados,

(d) 1 associado.

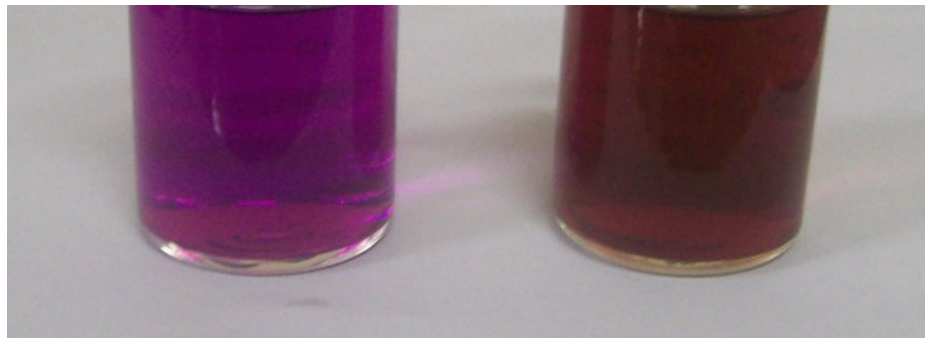
Fonte: Pesquisa de campo, junho de 2009.

### 5.5 Medição dos Coliformes Fecais:

Como já descrito em itens anteriores, basta fazer o controle do cloro e ter o teor entre o mínimo (0,2mg/L) e o máximo (2mg/l), para garantir a inexistência dos mesmos, (GUERRA, 2006).

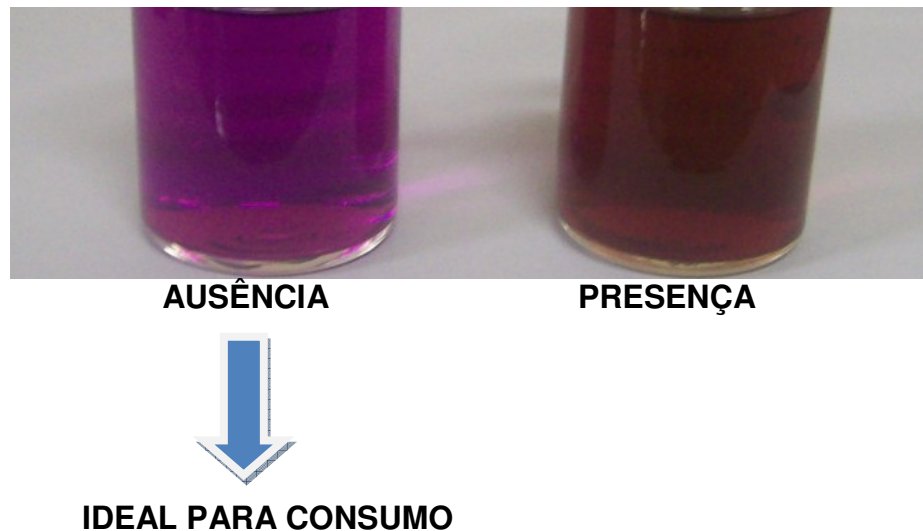
### 5.6 Elaboração da escala colorimétrica de nitrito em laboratório e seu teste de eficiência em campo:

Seguindo a metodologia apresentada para a visualização da presença de nitrito, os resultados obtidos foram excelentes para a elaboração da escala colorimétrica. A reação de oxidação do nitrito a nitrato na presença de permanganato de potássio acidulado foi bastante clara, como mostra a FIG.32. Percebe-se, nitidamente que, e quando não há nitrito, a coloração é violeta e quando tem-se o teor máximo permitido(1 mg/L), há descoloramento, tornando a dispersão amarronzada. Foram realizados testes com 5 amostras sem nitrito e 5 amostras com presença de nitrito (1 mg/L) em triplicatas, totalizando 30 amostras, para diminuir a margem de erro. Para a visualização do teste, foi elaborada uma escala colorimétrica de duas faixas apenas, conforme a FIG. 33.



**FIGURA 32** - Amostra sem nitrito (violeta) e amostra com nitrito 1.0mg/L (amarronzada)

Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.



**FIGURA 33** - Escala de variação colorimétrica para a visualização da presença ou da ausência de nitrito

Fonte: Pesquisa em laboratório, junho de 2009.

#### **5.6.1 Resultados dos testes da eficiência da escala colorimétrica de nitrito, em campo, seguindo a metodologia descrita no item 4.6.5**

Foram solicitados vinte (20) associados para efetuarem os 2 (dois) testes, totalizando 40 (quarenta), que desses apenas 1 (um) teste obteve um resultado diferente do esperado, como se observa no GRAF. 6. Como o teste também foi de presença e de ausência como o teste da turbidez e da cor foi elaborado um gráfico com as porcentagens de acertos e erro sendo que esse erro cometido se deu para identificar a presença de nitrito. A eficiência dessa escala colorimétrica foi a mais alta de todas, pois ela é composta só por duas faixas colorimétricas bem distintas. O único erro acontecido também pode se tentar se justificar por algum problema de visão do associado que realizou o teste, o que não comprometeu a escala, uma vez que para a condição ideal de potabilidade segundo a portaria 518 do Ministério da Saúde não houve nenhum erro. Como na avaliação de eficiência da escala de turbidez e da cor, também foi realizado o teste do sinal (EQ.13) e a diferença foi significativa a 1% como descrito abaixo, constatando que estatisticamente o nº de acertos

foi bem maior do que o de erros, comprovando mais uma vez a eficiência da escala colorimétrica do teor de nitrito.

Teste do sinal:

40 testes , identificando de :

“+” → nº de acertos (39) e “-” → nº de erros (1)

$$t = \frac{|2B - N| - 1}{\sqrt{N}} \quad \text{EQ.13}$$

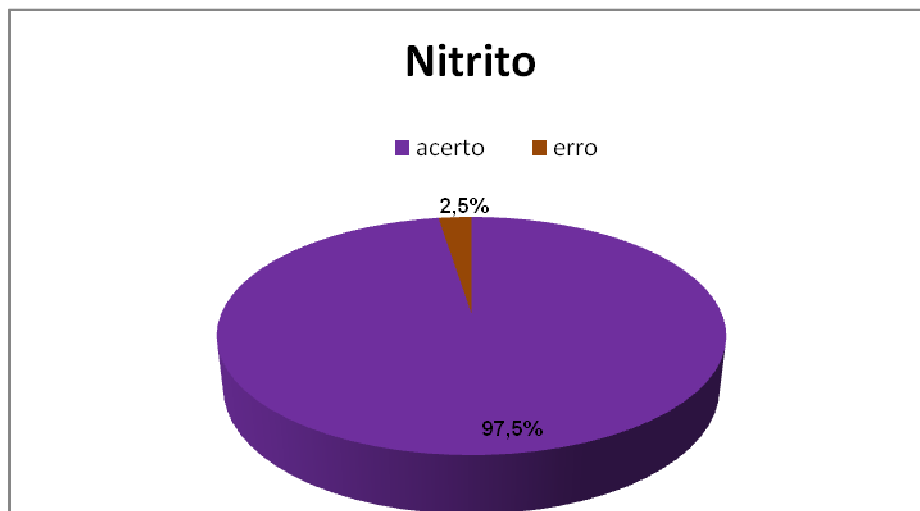
$N \rightarrow$  nº de testes e  $B \rightarrow$  nº de acertos

$$t = \frac{|2 \times 39 - 40| - 1}{\sqrt{40}}$$

$$t_{\text{calc.}} = 5,8$$

$$t_{\text{tab.}_{1\%}}(\infty, 91) = 2,56$$

$t_{\text{calc.}} > t_{\text{tab.}_{1\%}} \rightarrow$  a diferença foi significativa



**GRÁFICO 6** - Porcentagens de acertos e de erros no teste de presença ou de ausência de nitrito

Fonte: Pesquisa de campo, junho de 2009.

Os resultados dos testes feitos em laboratório e em campo comprovaram a eficiência do kit alternativo. A aplicabilidade dele em campo foi bem aceita e satisfatória.

Com o kit, o monitoramento da qualidade da água poderá ser mais frequente e as famílias da Comunidade Rural do Planalto, localizada no município de Montes Claros, região semiárida de Minas Gerais, poderão evitar, se efetuarem os tratamentos adequados, doenças de veiculação hídrica e ter uma água de qualidade para uso doméstico e produção agrícola familiar.

A validade dos reagentes do kit é de 6 (seis) meses e se utilizar diariamente esses reagentes, eles durariam no mínimo 1 (um) mês, o que daria para realizar 30 análises de cada parâmetro. É lógico, que se constatar algum parâmetro físico-químico fora da potabilidade e precisar de uma análise mais precisa, a do laboratório particular é melhor do que a do kit, porém para análises de monitoramento e acompanhamento diário esse se torna muito útil.

## 6 CONCLUSÃO

A produção de um kit de baixo custo para avaliação da potabilidade da água em zonas rurais foi alcançada com êxito. Com ele, será possível que um próprio consumidor possa caracterizar a qualidade da água para consumo familiar e produtivo, com razoável precisão, atendendo à portaria 518 do Ministério da Saúde, para esses tipos de mananciais.

Portanto, esse kit atenderá perfeitamente aos consumidores que necessitarão de um monitoramento da qualidade de água mais freqüente, com isso se detectar baixa qualidade nessa água consumida, podem evitar possíveis doenças de veiculação hídrica.

**REFERÊNCIAS**

AMARAL, L. A.; NADER FILHO, A.; ROSSI JUNIOR, O. D.; FERREIRA, F. L. A.; BARROS, L. S. S. Água de consumo humano como fator de risco à saúde em propriedades rurais. **Revista de Saúde Pública**, v. 37, n. 4, p. 510-514, ago. 2003.

ARANA, L. V. **Princípios químicos da água em aquicultura**. 2. ed. rev. e ampl. Florianópolis: UFSC. 2004.

AZEVEDO NETTO, J. M. **Manual de saneamento das cidades e edificações**. São Paulo: Pini, 1991 *apud* GUERRA, C. H. W. **Avaliação da eficiência do clorador simplificado por difusão na desinfecção da água para consumo humano em propriedades rurais na bacia do Ribeirão da Laje – Caratinga - MG**. 60 f. Mestrado (Meio Ambiente e Sustentabilidade) - Centro Universitário de Caratinga – UNEC, Caratinga, 2006. 2 v.

**BANZATTO**, D. A.; KRONKA, S. N. *Experimentação agrícola*. 4. ed. Jaboticabal: FUNEP, 2006. 237 p.

BRASIL. Ministério da Saúde. Secretaria de Vigilância em Saúde. Coordenação-Geral de Vigilância em saúde ambiental. **Portaria MS nº. 518/2004**. Brasília, DF: MS, 2005. 28 p.

CARMOUZE, J. P. **O Metabolismo dos ecossistemas aquáticos: fundamentos teóricos, métodos de estudo e análises químicas**. São Paulo: Edgard Blücher, 1994. 253 p. *apud* GREGHI, S. Q. **Avaliação da eficiência de métodos rápidos usados para detecção de coliformes totais e coliformes fecais em amostras de água, em comparação com a técnica de fermentação em tubos múltiplos**. 2005. 103 f. Dissertação (Mestrado em ciências dos Alimentos) - Faculdade de Ciências Farmacêuticas, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2005.

CHIODI, R. E. **Programas públicos e disponibilidade de água na região do Planalto, município de Montes Claros – MG**. 2009. 130 f. Dissertação (Mestrado em Agroecologia) – Instituto de Ciências Agrárias, Universidade Federal de Minas Gerais - ICA/UFMG, Montes Claros, 2009.

COMPANHIA AMBIENTAL DO ESTADO DE SÃO PAULO – CETESB. Secretaria de Estado do Meio Ambiente. **Ciclo das águas**. São Paulo: CETESB, 2009. Disponível em: <[www.cetesb.sp.gov.br/Água/rios/esque maagua.gif](http://www.cetesb.sp.gov.br/Água/rios/esque_maagua.gif)>. Acesso em: 20 out. 2009.

CUNHA, C. L. N.; FERREIRA, A. P.. Modelagem matemática para avaliação dos efeitos de despejos orgânicos nas condições sanitárias de águas ambientais. **Caderno de Saúde Pública**, v. 22, n. 8, p. 1715-1725, ago. 2006. Disponível em: <[http://www.scielo.br/scielo.php?pid=S0102-311X2006000800020&script=sci\\_arttext](http://www.scielo.br/scielo.php?pid=S0102-311X2006000800020&script=sci_arttext)>. Acesso em: 6 nov. 2009.

FOSTER, S. **Determinação do risco de contaminação das águas subterrâneas: um método baseado em dados existentes.** São Paulo: Instituto Geológico, 1993 *apud* SILVA, R. C. A.; ARAUJO, T. M. Qualidade da água do manancial subterrâneo em áreas urbanas de Feira de Santana (BA). **Ciência & Saúde Coletiva**, Rio de Janeiro, v. 8, n. 4, p. 1019-1028, 2003.

FREITAS, M. B.; BRILHANTE, O. M.; ALMEIDA, L. M. Importância da análise de água para a saúde pública em duas regiões do Estado do Rio de Janeiro: enfoque para coliformes fecais, nitrato e alumínio. **Caderno de Saúde Pública**, v. 17, n. 3, p. 651-660, maio/jun. 2001.

GOMES, F. P. **Curso de estatística experimental.** 14. ed. Piracicaba: Nobel, 2000. 467 p.

GREGHI, S. Q. **Avaliação da eficiência de métodos rápidos usados para detecção de coliformes totais e coliformes fecais em amostras de água, em comparação com a técnica de fermentação em tubos múltiplos.** 2005. 103 f. Dissertação (Mestrado em ciências dos Alimentos) - Faculdade de Ciências Farmacêuticas, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2005.

GUERRA, C. H. W. **Avaliação da eficiência do clorador simplificado por difusão na desinfecção da água para consumo humano em propriedades rurais na bacia do Ribeirão da Laje – Caratinga - MG.** 2006. 60 f. Mestrado (Meio Ambiente e Sustentabilidade) - Centro Universitário de Caratinga – UNEC, Caratinga, 2006. 2 v.

KRAMER, M. H.; HERWALDT, B. L.; CRAUN, G. F.; CALDERON, R. L.; JURANEK, D. D. Water- borne disease: 1993 and 1994. *American Water Works Association*, v. 88, p. 66-80, 1994 *apud* GREGHI, S. Q. **Avaliação da eficiência de métodos rápidos usados para detecção de coliformes totais e coliformes fecais em amostras de água, em comparação com a técnica de fermentação em tubos múltiplos.** 2005. 103 f. Dissertação (Mestrado em ciências dos Alimentos) - Faculdade de Ciências Farmacêuticas, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2005.

MACEDO, J. A. B. **Águas & águas.** São Paulo: Varela, 2001. 1.000 p.

MISRA, K. K. Safe water in rural areas. *International Journal Health Education*, v. 18, p. 53-59, 1975.

OSTWALD, W.; M'GOWAN, G. **The scientific foundations of analytical chemistry : Treated in an elementary manner.** 3. ed. Macmillan: Universidade da Califórnia, 1908.

PERUZZO, T.; CANTO, E. **Edição para professores: informe-se sobre a química.** São Paulo: Moderna, 2009. Disponível em: <<http://www.moderna.com.br/didaticos/em/quimica/cotidiano/boletins/024.pdf>>. Acesso em: 7 out. 2009.



SILVA, E. F.; SALGUEIRO, A. A Avaliação da qualidade bacteriológica de água de poços na região de Recife- PE. **Higiene Alimentar**, v. 15, p. 73-78, 2001.

SILVA, R. C. A. **Abrindo mão do direito ao consumo da água tratada: Feira de Santana – BA**. 1999. Monografia (Especialização em Direito Sanitário) - Departamento de Saúde, Universidade Estadual de Feira de Santana, 1999 *apud* SILVA, R. C. A.; ARAUJO, T. M. Qualidade da água do manancial subterrâneo em áreas urbanas de Feira de Santana (BA). **Ciência & Saúde Coletiva**, Rio de Janeiro, v. 8, n. 4, p. 1019-1028, 2003.

SILVA, R. C. A.; ARAUJO, T. M. Qualidade da água do manancial subterrâneo em áreas urbanas de Feira de Santana (BA). **Ciência & Saúde Coletiva**, Rio de Janeiro, v. 8, n. 4, p. 1019-1028, 2003.

SOUZA, K. A. F. D.; NEVES, V. A. **Experimentos de bioquímica: pesquisa de polissacarídeos: ração de iodo**. São Paulo: UNESO, 2009. Disponível em: <[www.fcfar.unesp.br/alimentos/bioquimica/praticas\\_ch/teste\\_amido.htm](http://www.fcfar.unesp.br/alimentos/bioquimica/praticas_ch/teste_amido.htm)>. Acesso em: 2 set. 2009.

TERRA, J.; ROSSI, A. V. Sobre o desenvolvimento da análise volumétrica e algumas aplicações atuais. **Química nova**, v. 28, n. 1, p. 166-171, 2005.

TITO, F. M. P.; CANTO, E. L. **Química na abordagem do cotidiano**. São Paulo: Moderna, 2009.

TOKIO, M.; ASSUNPÇÃO, R. M. V. **Manual de soluções reagentes & solventes**. São Paulo: Edgard Blucher, 2001.

TUNDISI, J. G. **Água no século XXI: enfrentando a escassez**. 2. ed. São Carlos: Rima Artes e Textos, 2005. 248 p.

UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARÁ – UFPA. **Indicadores de pH**. Pará: UFPA, 2009. Disponível em: <[www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm](http://www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm)>. Acesso em: 16 jun. 2009.

VASCONCELOS, J. C.; AQUINO, J. S. Análise microbiológica (potabilidade) da água consumida em escolas públicas de conjuntos habitacionais da zona oeste de Manaus- Amazonas. **Boletim do CEPPA**, Curitiba, v. 13, p. 119-124, 1995.

VOGEL, A. I. **Química analítica qualitativa**. 5. ed. São Paulo: Mestre Jou, 1981.

VON SPERLING, M. **Introdução à qualidade das águas e ao tratamento de esgotos**. 2. ed. Belo Horizonte: Departamento de Engenharia Sanitária e Ambiental; UFMG, 1996.

WOLFRANALPHA. 2009a. Disponível em: <<http://www.chemdrug.com/databases/dataimg/2/10303.png>>. Acesso em: 27 set. 2009.

WOLFRANALPHA. 2009b. Disponível em: <<http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/image/structurefly.cgi?cid=6450&width=600&height=600>>. Acesso em: 27 set. 2009.

WOLFRANALPHA. **Phenolphthalein - Compound Summary (Cid 4764)**. 2009c. Disponível em: <[http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/summary/summary.cgi?cid=4764&loc=ec\\_rcs](http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/summary/summary.cgi?cid=4764&loc=ec_rcs)>. Acesso em: 27 set. 2009.

ZIMBRES, E. Água subterrânea. In: DICIONÁRIO Enciclopédico Livre de Geociências. 2009. Disponível em: <[http://www.dicionario.pro.br/dicionario/index.php/%C3%81gua\\_subterr%C3%A2nea](http://www.dicionario.pro.br/dicionario/index.php/%C3%81gua_subterr%C3%A2nea)>. Acesso em: 21 out. 2009.

**APÊNDICE A – COMPOSIÇÃO DO KIT ALTERNATIVO (FIG. 34):**

O kit alternativo contém:

- 2 (dois) frascos de capacidade de 10 mL cada e com conta-gotas: um contendo indicador universal de pH e o outro, com solução de permanganato de potássio acidulada (teste para nitrito) ,devidamente etiquetados e com a validade de 6 (seis) meses ;
- 1 (um) frasco com 50 g de capacidade de iodeto de Potássio, devidamente etiquetado e com a validade de 6 (seis) meses;
- 1 (um) frasco com 100 g de capacidade de amido, devidamente etiquetado e com a validade de 6 (seis) meses;
- 5 (cinco) tubos de ensaios incolores e transparentes, com capacidade de 10 mL cada, para realizar os cinco testes de pH, turbidez, cor , cloro e nitrito;
- 2 (dois) medidores (tipo espátula), para realizar a medição dos reagentes iodeto de Potássio e amido;
- 1 (um) manual de instruções (APÊNDICE B);
- 5 (cinco) escalas colorimétricas identificadas, para confrontar e avaliar os parâmetros físico-químicos de potabilidade:
  - escala 01 – pH (FIG. 24);
  - escala 02 – turbidez (FIG. 26);
  - escala 03 - cor (FIG. 28);
  - escala 04 - cloro (FIG. 31);
  - escala 05 – nitrito (FIG. 33).



**APÊNDICE B – Manual de instruções do kit alternativo**

Manual de instruções:

**1º passo:**

Com um balde bem limpo, lave-o três vezes com a água do reservatório e, em seguida, colete a água no centro do reservatório. Essa água servirá para realizar todos os testes.

**2º passo:**

Medição do pH:

Com as mãos bem lavadas pegue o tubo de ensaio para medir o pH. Encha-o até faltar ao equivalente a um dedo para completá-lo com a água do balde. Em seguida, adicione 3 (três) gotas do indicador universal (etiquetada como “pH”) e agite até a coloração ficar homogênea. Depois compare a cor com as da escala colorimétrica (01) de pH e verifique qual o pH mais próximo.

**3º passo:**

Presença de turbidez e a cor:

Com as mãos bem limpas, pegue o recipiente identificado para medir a turbidez e a cor. Enchê-lo até faltar ao equivalente a um dedo para completá-lo com a água do balde. Depois, compare a turbidez com a escala colorimétrica (02) e a cor com a escala colorimétrica (03) e verifique a presença ou a ausência de turbidez e cor.

**4º passo:**

Medição do cloro:

Com as mãos bem limpas, pegue o tubo de ensaio para medir o cloro. Encha-o até faltar ao equivalente a um dedo para completá-lo com a água do balde. Em seguida, adicione 1 (uma) espátula rasa de Iodeto de Potássio e 2 (duas) rasas da outra espátula de amido e agite até a coloração ficar

homogênea. Depois, compare a cor com as da escala colorimétrica (04) de teor de cloro e verifique qual o teor mais próximo.

**5º passo:**

Presença de nitrito:

Com as mãos bem limpas, pegue o tubo de ensaio para medir o nitrito. Encha-o até faltar ao equivalente a um dedo para completá-lo com a água do balde. Em seguida, adicione 3 (três) gotas da solução de permanganato acidulada (etiquetada como "NITRITO"). Agite até a coloração ficar homogênea. Depois, compare a cor com a escala colorimétrica (05) e verifique a presença ou a ausência de nitrito.

**APÊNDICE C - Custo do kit alternativo completo:**

<b>MATERIAL</b>	<b>CAPACIDADE</b>	<b>UNIDADES</b>	<b>VALOR EM REAIS</b>
ESCALAS		5	0,50
SOLUÇÃO INDICADOR UNIVERSAL	10 mL		2,00
FRASCO COM CONTA-GOTAS	10 mL	2	2,00
FRASCO	50 g	2	2,00
TUBO DE ENSAIO	10 mL	4	2,00
MEDIDORES		2	0,50
MANUAL DE INSTRUÇÕES		1	0,50
IODETO DE POTÁSIO	50g		11,50
AMIDO	100g		0,50
SOLUÇÃO DE PERMANGANATO ACIDULADA	10 mL		3,50
<b>TOTAL</b>			<b>25,00</b>

**ANEXO A – Orçamento de análises de parâmetros de potabilidade de água feito pelo LAAE**

Enviado: Qua 6/01/10 09:30

A seguir abaixo o valor unitário de cada parametro.

- pH	R\$ 10,00
-CLORO	R\$ 25,00
-NITRITO(PRESENÇA DE ESGOTO)	R\$ 28,00
-COR	R\$ 17,00
-TURBIDEZ	R\$ 17,00
TOTAL	R\$ 97,00



**ANEXO B – Comprovante de aprovação do projeto de pesquisa (título original anterior à defesa de dissertação) pelo Comitê de ética da UFMG**



UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS  
COMITÊ DE ÉTICA EM PESQUISA - COEP

Parecer nº. ETIC 0561.0.203.000-09

**Interessado(a): Prof. Antonio Cleber da Silva Camargo  
Instituto de Ciências Agrárias - UFMG**

**DECISÃO**

O Comitê de Ética em Pesquisa da UFMG – COEP aprovou, no dia 21 de janeiro de 2010, após atendidas as solicitações de diligência, o projeto de pesquisa intitulado "**Formas alternativas da avaliação da qualidade de água subterrânea e represada na região semi-árida de Minas Gerais**" bem como o Termo de Consentimento. Livre e Esclarecido.

O relatório final ou parcial deverá ser encaminhado ao COEP um ano após o início do projeto.

**Profa. Maria Teresa Marques Amaral  
Coordenadora do COEP-UFMG**