

Experiência Global
Água, Uma Solução Química

Actividade
O pH das águas do *Planeta*

Este documento contém uma descrição da Actividade O pH das Águas do **Planeta** que faz parte da Experiência Global do Ano Internacional da Química, 2011.

Para esta actividade os alunos deverão recolher uma amostra de água local (mar, estuarina, rio, salobra, doce, etc.) da qual medirão o pH com indicadores corados em solução. Obtida a média de valores de uma turma de alunos, ela será introduzida na Base de Dados Global juntamente com detalhes informativos sobre a amostra de água e sobre a escola ou comunidade de que provêm.

Conteúdo

- Instruções para submissão dos resultados 1
- Instruções para a realização da Actividade (**Professor**) 2
- Folha de resultados do grupo (em branco) 3
- Folha da Actividade (**Aluno**) 4
- Notas para os Professores 5
- Actividades complementares 10
- Folha de resultados (Exemplo) 11
- Tabelas de Cores de Indicadores e Escala RGB (Red, Green and Blue/Vermelho, Verde e Azul) de Valores de Cores 12

Submissão de Resultados para a Base de Dados Global

Os participantes na Actividade deverão submeter a seguinte informação. Caso a informação tenha já sido submetida juntamente com uma das outras três actividades da Experiência Global, os resultados deverão estar acessíveis.

Data da recolha da amostra: _____

Identificação da fonte da amostra de água: _____

pH da água _____

Tipo de água: _____ (mar, estuarina, rio, salobra, doce, etc.)

Temperatura (°C): _____ (na recolha) _____ (durante a medição do pH)

Número de alunos envolvidos _____

Escola/grupo – Número de Registo: _____

Instruções para a realização da Actividade (Professor)

Descrição da Experiência

Os alunos devem trabalhar em pequenos grupos (geralmente dois) para medir o pH da água seleccionada. A Actividade envolve três partes:

- Medição do pH da amostra de água (ou de amostras de várias águas).
- Análise dos dados e submissão dos resultados.

Método

Parte A – Testar uma água local

1. Colocar etiquetas com números de 1 a 6 nos recipientes onde vão ser colocadas, para teste, os replicados das amostras de água; marcar um traço a 0,5 cm do fundo de cada recipiente.
2. Colocar a água em observação em três dos recipientes até à marca.
3. Adicionar três gotas de solução indicadora de **azul de bromotimol** à água de cada recipiente e misturar bem.
4. Usar a carta de cores do indicador para avaliar o valor de pH de cada solução; registar o valor com uma casa decimal.
5. Se o valor de pH da amostra de água for igual ou superior a 7,6, repetir o procedimento, também três vezes, com solução indicadora de **vermelho de m-cresol**.

Parte B – Analisar e submeter os Resultados

6. Decidir qual dos indicadores foi mais adequado para a medição de pH da amostra.
7. Calcular o valor médio do pH das três tomas da amostra de água usando os resultados do indicador mais adequado.
8. Reunir os resultados de todos os grupos da sala de aula ou da escola.
9. Com os resultados de todos os grupos calcular o valor médio de pH da amostra de água local.
10. Organizar a submissão do resultado à Base Global de Dados.

(OPCIONAL, Outras amostras de água)

11. Repetir o método, Partes A e B, para outras amostras de água disponíveis.
12. Enxaguar bem os recipientes com água destilada ou desmineralizada (ou água da que se vai medir a seguir) para evitar contaminações.

Materiais

- 6(seis) **recipientes** (tubos de ensaio; brancos ou transparentes incolores) para conterem uma *toma de água até 1 cm de altura*.
- Um **conta gotas** ou uma pipeta
- Um **esguicho** ou garrafa para a **água de enxaguamento**
- Solução **indicadora** de **azul de bromotimol** (*conforme as instruções*)
- Solução **indicadora** de **m-cresol** (*conforme as instruções*)
- Tabela de cores para os indicadores
- **Amostra de água local**

Opcional

- Outras amostras de águas
- Indicador universal



Folha de Resultados da Turma

Tomar nota dos valores médios de pH que cada grupo de alunos obteve para uma amostra de água local e outros tipos de água. Registrar a informação adicional solicitada para posterior submissão à Base de Dados da Experiência Global.

Grupo	Amostras de Água					
	Água Local	A	B	C	D	E
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						
11						
12						
13						
14						
15						
Média						

- Local de amostragem da água: _____
- Tipo de água: _____
- Data da amostragem: _____
- Temperatura: _____
- Número de alunos envolvidos: _____

Folha da Actividade (Aluno)

Nesta actividade o aluno mede pH para avaliar a acidez de uma água local. Valores de pH permitem comparação da acidez livre de várias águas. Com este exercício será possível reunir os resultados de todos os participantes a nível Mundial.



Parte A – Testar uma água local

- Colocar etiquetas com números de 1 a 6 nos recipientes onde vão ser colocadas, para teste, os replicados das amostras de água; marcar um traço a 0,5 cm do fundo de cada recipiente.
- Colocar a água em observação em três dos recipientes até à marca.
- Adicionar três gotas de solução indicadora de **azul de bromotimol** à água de cada recipiente e misturar bem.
- Usar a carta de cores do indicador para avaliar o valor de pH de cada solução; registar o valor com uma casa decimal.
- Se o valor de pH da amostra de água for igual ou superior a 7,6, repetir o procedimento, também três vezes, com solução indicadora de **vermelho de m-cresol**.

		Amostras de Água					
Teste	Indicador	Água local	A	B	C	D	E
1	Azul de bromotimol						
2							
3							
4	Vermelho de m-cresol						
5							
6							
Média							

Parte B – Analisar e submeter os Resultados

- Decidir qual dos indicadores foi mais adequado para a medição de pH da amostra.
- Calcular o valor médio do pH das três tomas da amostra de água usando os resultados do indicador mais adequado.
- Reunir os resultados de todos os grupos da sala de aula ou da escola.
- Com os resultados de todos os grupos calcular o valor médio de pH da amostra de água local. Organizar a submissão do resultado à Base Global de Dados.

Notas para o Professor

A Química é deste Mundo. É uma Ciência que nos diz directamente respeito, trata de nós e de todos os restantes sistemas materiais à nossa volta. O estudo da Química leva-nos a apercebermo-nos e a compreendermos fenómenos por vezes surpreendentes e úteis. Os ácidos constituem um dos primeiros grupos de substâncias que reconhecemos por algumas das suas propriedades e manifestações, por exemplo em casa (na cozinha e na lavagem da roupa), nas fábricas e no laboratório.

Esta actividade permitirá aos alunos explorar o conceito de acidez através da medição dos valores de pH de várias águas. Os alunos irão utilizar um dos métodos de medição de pH, verificar a sua sensibilidade e comentar a precisão dos resultados, que vão ser introduzidos na Base de Dados da Experiência Global, que oferecerá uma visão de resultados de todo o Mundo.

Realização da Actividade

As notas que se seguem destinam-se a apoiar os professores na condução da actividade "O pH das água do Planeta" com os seus alunos e referem os seguintes tópicos:

- Enquadramento e Objectivos da Actividade
- Níveis de Explicação
 - Nível introdutório - 1º Ciclo da Escola Básica (EB1)
 - 2º e 3º Ciclos da Escola Básica (EB 2,3)
 - Escola Secundária (ES)
- Materiais e Instrumentos
- Segurança
- Revisões sobre pH e acidez
- Actividades Complementares



Enquadramento e Objectivos da Actividade

A Actividade foi desenvolvida para ser parte do trabalho que já possa estar planeado sobre a Água. No entanto, os professores podem querer usá-la simplesmente para dar aos alunos a oportunidade de participarem e contribuírem para uma experiência científica internacional.

A informação fornecida e as sugestões apresentadas pretendem dar aos professores orientação na escolha de opções que se adequem ao tempo disponível e ao grau de conhecimento sobre acidez e pH adequado aos seus alunos.

Níveis de Explicação

Processo Científico:

- Medição de acidez e avaliação da qualidade dos dados.
- Interpretação de dados ambientais relativos a águas.
- Formulação de questões.
- Condução de pesquisa científica.

Tópicos de Química:

- Ácidos e bases.
- Reações químicas envolvendo ácidos e bases.
- pH e acidez.

Nível introdutório – 1º Ciclo da Escola Básica (EB1) – A actividade fornece, a este nível, uma excelente oportunidade para os alunos se familiarizarem com utilização de equipamentos muito simples e desenvolverem acuidade para comparação de cores.

Os alunos explorarão os conceitos de números decimais e de valores médios.

O tópico da Acidez é um dos mais importantes em Química e a que os alunos já têm alguma sensibilidade pelas experiências com os alimentos e produtos de limpeza. É também adequado para formular a distinção entre processos físicos e químicos, sendo uma das primeiras oportunidades para observar reacções químicas.

O grau de acidez de uma água pode ser associado com valores de pH, apesar de ser prematuro e desajustado relacioná-lo com espécies químicas e equilíbrios em solução. No entanto, surgirá naturalmente a ideia de que – pH mais baixo corresponde a maior grau de acidez e vice-versa – pH mais alto corresponde a menor acidez ou maior alcalinidade. O valor $\text{pH}=7$ é associado a *neutro*, pH inferior a 7 corresponde à região *ácida* e pH superior a 7 à região *básica*. Quanto mais afastado de 7 for o valor, mais perigosa se torna a manipulação.

2º e 3º Ciclos da Escola Básica (EB 2, 3) – Quando apropriado, as explicações incluirão os iões H^+ , ou H_3O^+ , e equações químicas simples.

Escola Secundária (ES) – As explicações abrangerão ácidos e bases fortes e fracos, bem como equilíbrios químicos simultâneos. Quando disponíveis, os valores de pH poderão ser obtidos por métodos alternativos ao dos indicadores corados, designadamente aparelhos medidores de pH.

Materiais e Instrumentos

Amostras de Água: As amostras de água podem ser recolhidas em garrafas vazias de água mineral (1,5 L é suficiente).

A amostra de água local, a estudar, pode ser recolhida do mar, de um rio, lago ou poça. Procurar-se-á que o local da amostragem e a origem da água seja bem conhecida e facilmente identificável por grupos de outras escolas, para promover a discussão.

A água deve ser testada o mais rapidamente possível após a recolha. No caso de os alunos quiserem testar águas de várias proveniências e tipos eles deverão ser encarregues de obterem as amostras. Caso não se possa realizar a Actividade de imediato e se optar por guardar a água alguns dias, deverá utilizar-se o frigorífico, devendo a garrafa com água ser trazida à temperatura ambiente antes de a abrir para ser usada.

Deverá ser acautelada a existência de indicador universal, cobrindo uma vasta gama de valores de pH, para a eventualidade de surgirem águas demasiadamente ácidas ou básicas. Deverão ser disponibilizadas as cartas de cores dos indicadores.

Indicadores: 0,01 g Azul de Bromotimol - vulgar em lojas de acessórios para aquários de água doce. 0,01 g Vermelho de *m*-Cresol - usado para testar águas do mar.

Em caso de necessidade, ou por opção, os professores de escolas básicas poderão associar-se com colegas de escolas secundárias que os poderão apoiar, nomeadamente com materiais e técnicas que não disponham.

Solução de Azul de Bromotimol:

Dissolver 0,01 g de azul de bromotimol em 15 mL de $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ NaOH. Depois de dissolvido adicionar água destilada, lentamente, até perfazer 250 mL (balão volumétrico). Guardar à temperatura ambiente.

Solução de Vermelho de *m*-Cresol:

Dissolver 0,01 g de vermelho de *m*-Cresol em 25 mL de $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ NaOH. Depois de dissolvido adicionar água destilada, lentamente, até perfazer 250 mL (balão volumétrico). Guardar à temperatura ambiente.

Segurança

O manuseamento normal das soluções de indicadores utilizadas nesta actividade não representa perigo. No entanto os reagentes sólidos podem provocar irritação dos tecidos, particularmente se ingeridos e deverão ser manipulados com cuidado aquando da preparação das respectivas soluções; no final, as mãos devem ser lavadas.

Revisões sobre pH e acidez

Os **ácidos** são muitas vezes as primeiras substâncias de cuja capacidade para participarem em reacções químicas as pessoas se apercebem. Muitos ácidos estão presentes em produtos de utilização doméstica, como sejam ácido acético no vinagre, ácido clorídrico em produtos de limpeza ou ácido cítrico nos limões. Outros, tais como os ácidos sulfúrico e fosfórico, são usados industrialmente e são produzidos aos milhões de toneladas por ano.

Os ácidos reagem com as **bases**, talvez menos conhecidas, mas igualmente importantes, como sejam amoníaco, bicarbonato de sódio e soda cáustica (hidróxido de sódio). Muitos dos ácidos e das bases identificados ocorrem naturalmente e são essenciais nos processos biológicos. A maior parte das reacções ácido-base ocorrem em **água**. Uma das propriedades da água é o facto de se poder comportar igualmente como ácido e como base, o que a torna útil para demarcar os ácidos das bases. A água actua como base ao reagir com ácidos e como ácido ao reagir com bases. Água pura e as soluções com a mesma acidez que a água são **neutras**. As reacções entre ácidos e base dão origem a sais e água e são conhecidas por reacções de neutralização, embora os sais possam ter características de ácido ou de base e as respectivas soluções não serem neutras.

ácido acético+bicarbonato de sódio \longrightarrow água+acetato de sódio+ dióxido de carbono

O sal, acetato de sódio, dissocia-se em solução aquosa, originando o ião acetato que é a base conjugada do ácido acético. Esta reacção ocorre em inúmeras situações, na cozinha, nas células do nosso corpo e em muitos outros processos naturais.

Força dos Ácidos – A extensão da reacção de ácidos, ou de bases, com água é uma medida da **força** do ácido ou da base. O ácido clorídrico, um ácido forte comum, existe no estômago e vende-se em estabelecimentos comerciais de droguaria. Reage de forma praticamente completa com água. Outros ácidos, tais como o ácido acético do vinagre, reagem com água apenas parcialmente e são ácidos fracos. As bases podem, de forma semelhante ser classificadas como fortes ou fracas.

A força de um ácido em solução, condiciona a acidez livre da solução, uma importante propriedade pois contém informação sobre algumas reacções químicas possíveis. Por exemplo, uma solução concentrada de ácido clorídrico é útil para limpar um pavimento dos restos de cimento de uma obra, mas ácido acético concentrado é muito menos eficaz. A diluição de uma solução de um ácido reduz a sua acidez, diminuindo perigo de salpicos; de forma análoga para soluções aquosas de bases.

Valores de pH – A acidez livre de uma solução exprime-se muitas vezes em termos da grandeza **pH**. A maioria das soluções têm valores de pH entre 1 e 14, mas podem ser encontradas situações de valores inferiores, mesmo abaixo de 0. Os valores mais baixos de pH, correspondem soluções de maior acidez livre.



Soluções concentradas de ácido fortes têm valores de pH muito baixos, podendo atingir valores negativos, como, por exemplo, com ácido sulfúrico. Bases fortes a concentrações elevadas têm os valores mais altos de pH podendo atingir valores superiores a 14. A água pura é neutra, tem $\text{pH}=7$ (a 25°C), que varia ligeiramente com a temperatura.

Os valores de pH são úteis, na medida em que exprimem a composição das soluções em termos de iões de hidrogénio. Veja-se o exemplo do ácido clorídrico:



os produtos da reacção são iões (partículas com carga eléctrica) e os

Iões Hidrónio, H_3O^+ , são responsáveis pelas propriedades ácidas.

Os ácidos formam uma categoria de substâncias com uma série de propriedades em comum pelo facto de darem origem a iões H_3O^+ .

No caso do ácido clorídrico, HCl, a ionização (formação de iões por reacção com a água) é praticamente completa e diz-se que é um **ácido forte**.

H_3O^+ ou H^+

É vulgar aludir, de forma simplificada, à concentração de hidrogeniões, H^+ , em ácidos, em vez dos iões hidrónio, H_3O^+ , que de facto existem em solução aquosa.

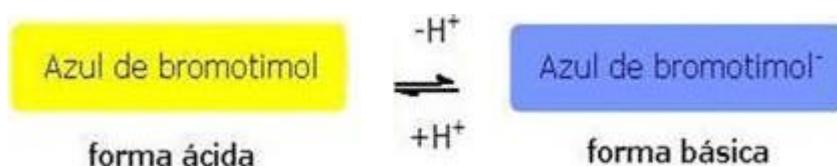
No caso do ácido acético, formam-se muito menos iões H_3O^+ , e a maior parte das moléculas de ácido acético permanece por ionizar.

Pela medição de pH pretende-se avaliar a concentração dos iões H_3O^+ . A gama de valores de concentração dos iões H_3O^+ , $[\text{H}_3\text{O}^+]$, é tão vasta, que é conveniente exprimi-la em termos de **potência** de base 10; daí o **p**. E como a maioria das soluções são diluídas, com concentrações abaixo de $1=10^0$, o expoente, x , é geralmente inferior a 0, ou seja, negativo, $= 10^{-x}$. Ao valor de x , corresponde o conceito de pH, $\text{pH}=x$. Algebricamente, esta transformação é equivalente ao cálculo do simétrico do logaritmo decimal de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Assim, a um $\text{pH}=8,5$ corresponde uma concentração de H_3O^+ mil, 10^3 , vezes mais baixa que a $\text{pH} 5,5$ (gama vulgar de valores para as águas naturais). Ao $\text{pH}=7$, de água pura, corresponde a concentração de iões de hidrogénio $10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$.

Medição de pH – As duas formas mais conhecidas para medir pH envolve **indicadores de pH corados** ou **aparelhos medidores de pH**.

Indicadores são ácidos ou bases fracas cuja cor muda quando participam em reacções ácido-base e perdem, ou ganham, um ião H^+ . As reacções são geralmente reversíveis entre as duas respectivas formas moleculares, de cores diferentes, a forma ácida (antes de perder H^+) e a forma básica (depois de perder H^+).



De uma forma geral e aproximada, numa mistura de substâncias coradas, uma cor sobressai da cor de outra espécie quando ela está numa concentração pelo menos 10 vezes superior; vê-se a cor da forma ácida quando ela está em concentração 10 vezes superior à da forma básica e vê-se a cor da forma básica quando ela está em concentração 10 vezes superior à da forma ácida, o que equivale a uma variação de $\text{pH} \pm 1$. Este intervalo de cerca de 2, em que se vê a mistura das duas cores, é a chamada zona de viragem do indicador. Para observar variações mais amplas de pH recorre-se a misturas convenientemente escolhidas de indicadores corados, como é o caso do indicador universal.

Aparelhos medidores de pH – funcionam com eléctrodos de membrana de vidro cujo potencial eléctrico depende do ião hidrogénio. As membranas de vidro são frágeis e requerem cuidada manipulação e conservação para uma duração de anos.



Os eléctrodos alteram-se com a idade e o uso e os aparelhos medidores de pH requerem calibração periódica, o que se faz com soluções **tampão** de referência, com pH conhecido. As soluções tampão são muitas vezes, para a gama média de valores

de pH, misturas de ácidos fracos e dos seus sais de base forte, ou misturas de bases fracas e dos seus sais de ácidos fortes. Podem ser preparadas no laboratório a partir dos reagentes, ou ser adquiridas comercialmente, na forma de pastilhas para dissolver em água, ou já preparadas.

Interpretação dos valores de pH

Os valores de pH obtidos na Actividade deverão ser analisados cuidadosamente, uma vez que há uma certa variabilidade devida a diferentes condições de observação, tais como luz, temperatura e materiais e instrumentos utilizados.

No caso de águas doces, com baixa concentração de iões de hidrogénio e de solutos em geral, a variabilidade de valores de pH pode ser elevada, muitas vezes entre 6,5 e 8,4. As águas do mar são tamponadas e a repetibilidade das leituras é melhor, com variações tipicamente entre 8,1 e 8,4.

As variações de temperatura provocam alteração no pH das soluções, logo das amostras de água, bem como na resposta dos eléctrodos sensores de pH, tanto maiores quanto mais elevadas forem as variações de temperatura.

Nas águas naturais, os valores de pH variam também ao longo do dia, como consequência da presença de seres vivos. A respiração dos organismos produz dióxido de carbono, CO_2 , que faz baixar o pH da amostra. Com a luz do dia aumenta a fotossíntese e reduz-se o nível de CO_2 .

As formações geológicas da zona também podem afectar o pH o pH das águas locais. Rochas calcárias, ricas em carbonato de cálcio, podem aumentar significativamente o pH da água. No caso da água do mar, o calcário e outros carbonatos contribuem para o valor usual de 8,3. Por sua vez o dióxido de carbono em concentrações crescentes na atmosfera, resultantes da queima dos combustíveis fósseis, dissolve-se mais na água, contribuindo para lhe diminuir ligeiramente o pH.

Actividades complementares

As actividades sugeridas constituem uma oportunidade para os alunos compreenderem melhor os conceitos de acidez e de pH:

- Provocar variações de pH, por exemplo, soprando para dentro de uma amostra de água.
- pH no dia-a-dia – medir o pH de líquidos de utilização doméstica (pH diz respeito a soluções aquosas; alusão a pH de outros materiais, como sejam solos, implica a medição do pH de uma sua solução criteriosamente definida).
- Indicadores naturais – Preparar indicadores de sumo de plantas, como, por exemplo, de couve roxa e explorar o seu funcionamento.
- Variação de pH – Medir pH em diferentes situações, por exemplo, ao longo das 24h do dia, da água da chuva, da água de uma poça ou piscina antes e depois de chover, etc.
- Outras.



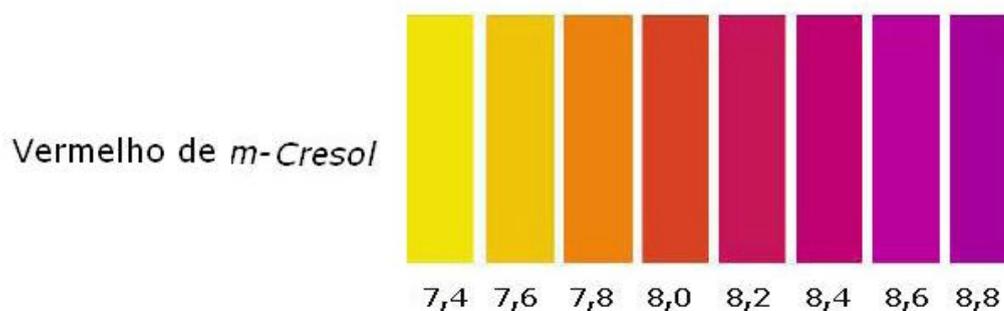
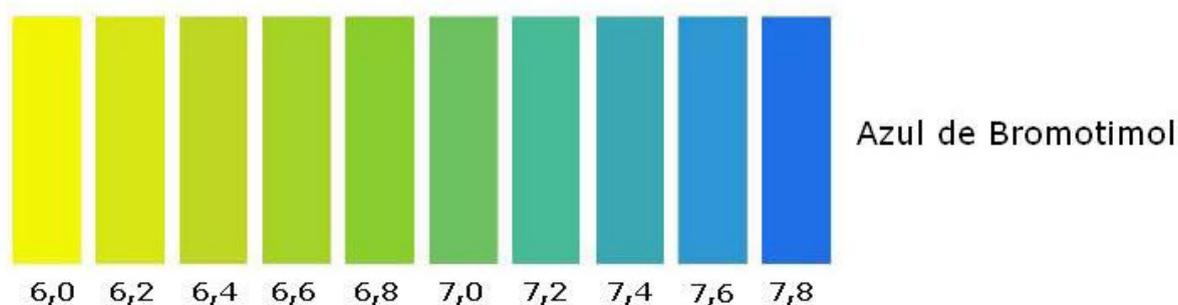
Folha de Resultados (Exemplo)

- Registrar o valor médio de pH obtido pelos alunos, de uma amostra de água local. Fazer o mesmo para águas de diferentes proveniências, se for caso disso.
- (Os valores apresentados como exemplo na tabela que se segue foram obtidos por 25 alunos de onze anos trabalhando em grupos de dois).

Grupo	Tipos de Água Testada					
	Água local Lago	A Torneira	B Aquário	C Mar	D	E
1	6,7	8,0	6,6	8,1		
2	6,9	7,9	6,5	8,0		
3	6,5	8,0	6,6	8,1		
4	6,7	8,0	6,7	8,2		
5	6,7	8,4	6,4	8,0		
6	6,9	8,1	6,3	8,0		
7	6,8	7,7	6,3	8,4		
8	6,8	8,0	6,5	8,1		
9	6,8	8,1	6,7	8,4		
10	6,7	8,1	6,7	8,3		
11	6,8	8,2	6,5	8,3		
12	6,6	7,8	6,6	8,1		
13	6,6	7,8	6,4	8,1		
14						
15						
Média	6,7	8,0	6,5	8,2		

- Água local: Rio Brisbane em frente da Escola Oxley- Austrália
- Tipo de água: Doce
- Data da amostragem: 14/02/2011
- Temperatura: 23,5 °C
- Número de alunos envolvidos: 25

Tabela de Indicadores Corados



Escala RGB de Valores Cores

pH	6,0	6,2	6,4	6,6	6,8	7,0	7,2	7,4	7,6	7,8	8,0	8,2	8,4	8,6	8,8
Azul de Bromotimol	241 231 19	216 231 19	189 215 35	165 210 38	137 206 44	108 192 95	70 185 149	57 166 180	44 150 210	30 110 230					
Vermelho de <i>m-Cresol</i>								240 227 7	239 195 7	237 130 13	215 66 35	198 20 88	189 1 113	186 2 154	166 2 154