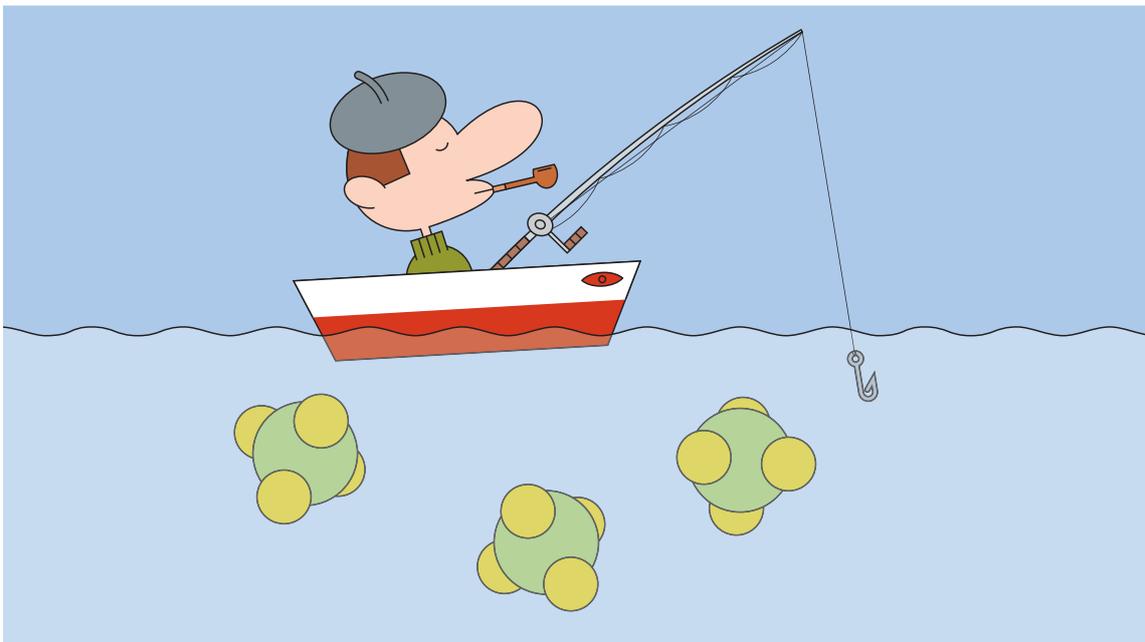
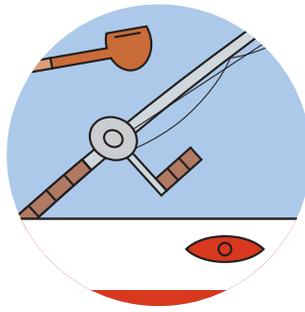


# LUGAR ao SAL

17

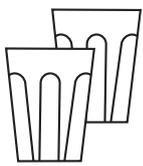
Sulfatos nesta água! Sim ou não?





## 17. Sulfatos nesta água! Sim ou não?

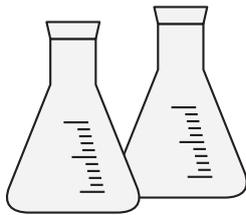
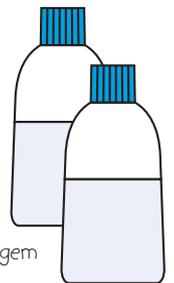
### o que necessitas



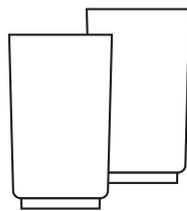
dois copos pequenos para medir o pH



colher de chá



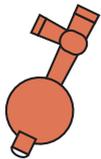
dois erlenmeyers



ou copos de vidro transparentes e resistentes ao calor com o volume mínimo de 250 ml

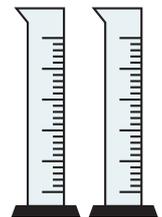
água do mar; água da marinha da troncalhada dos viveiros, algibés, caldeiros ou sobrecabeceiras; água de poços ou furos; ou de outra origem

água da torneira ou água mineral sem sulfatos



pompete ou tetina de borracha

duas varetas ou colheres para mexer



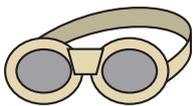
duas provetas graduadas de 250 ou 500 ml



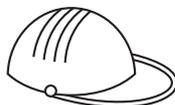
luvas



uma pipeta de pasteur



óculos de segurança

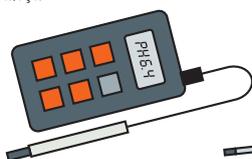


máscara

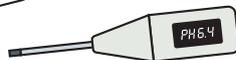
cloreto de bário di-hidratado sólido



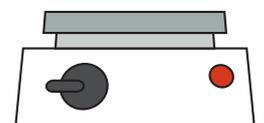
frasco com 100 ml de ácido clorídrico com a concentração aproximada de 2 mol/l

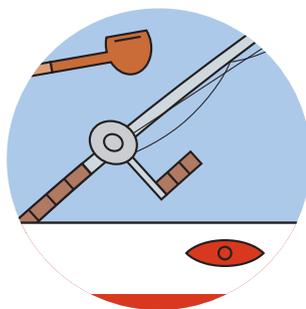


medidor de pH com respectivo eléctrodo combinado, ou sensor de pH ou papel indicador



placa de aquecimento





## 17. Sulfatos nesta água! Sim ou não?

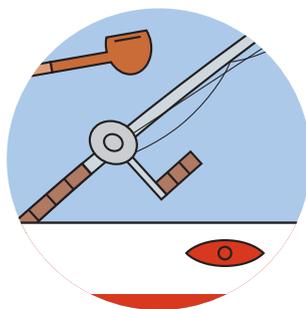
### o que deves fazer

1. Recolhe as amostras de água que necessitas para esta actividade procedendo de forma semelhante à descrita na actividade "Cristais de sal" na parte que diz "O que deves fazer".
2. Deita um pouco de uma das amostras de água num copo e mede o pH (com um aparelho medidor de pH, um sensor de pH ou papel indicador).
3. Mede 250 mL de uma desta amostra de água para um copo ou erlenmeyer, usando uma proveta.
4. Adiciona 5 ou 6 gotas do ácido clorídrico 2 mol/L mexendo a solução, até se obter um pH à volta de 3 (usando um aparelho medidor de pH, um sensor de pH ou papel indicador).
5. Leva a solução à ebulição e deixa ferver durante alguns minutos.
6. Adiciona à solução quente 1 colher de chá rasa de cloreto de bário di-hidratado e mexe bem.
7. Ferve a solução durante 5 a 10 minutos. Deixa arrefecer.
8. Repete todo o procedimento com outras amostras de água.
9. Repete os pontos de 2 a 7 com uma amostra de água da torneira.
10. Observa o que acontece em cada caso e regista.

### CUIDADOS DE SEGURANÇA:

O cloreto de bário causa irritação em contacto com mucosas e olhos. Devem-se usar óculos de segurança e proteger as vias respiratórias usando uma máscara.

O ácido clorídrico provoca queimaduras e é irritante para as vias respiratórias. Deve portanto usar-se luvas no seu manuseamento e proteger as vias respiratórias usando uma máscara e trabalhando num local ventilado, de preferência numa hote (nichó).



## 17. Sulfatos nesta água! Sim ou não? como explorar

### Amostra de água do mar ou outra

1. Regista o valor do pH medido inicialmente

---

2. Descreve o que observaste após a adição do cloreto de bário

---

---

---

### Amostra de água da torneira

3. Regista o valor do pH medido inicialmente

---

4. Descreve o que observaste após a adição do cloreto de bário

---

---

---

5. Escreve e acerta a equação química que traduz a reacção que ocorreu no erlenmeyer onde observaste as mudanças que registaste anteriormente.

---

**17. Sulfatos nesta água! Sim ou não?  
como explorar**

6. Qual é o nome do sólido que se formou? Qual era a sua cor?

---

---

7. Quais as amostras que continham ião sulfato? Explica porquê.

---

---

---

8. Investiga porque é que precisas que o pH da água seja igual ou inferior a 3 antes de adicionares o cloreto de bário

---

---

---

## 17. Sulfatos nesta água! Sim ou não?

Esta actividade pode ser realizada nas escolas pelos alunos a partir do 7º ano de escolaridade. A sua complexidade desaconselha a sua realização em casa visto que exige reagentes corrosivos e tóxicos que têm de ser usados num nicho, além de soluções à temperatura de ebulição.

Esta actividade tem como objectivos

- identificar a presença de ião sulfato dissolvido na água do mar ou de outra origem;
- observar a formação de precipitado (substância no estado sólido) e identificá-lo como uma fase sólida diferente dos reagentes.

Se este trabalho se realizar na zona costeira portuguesa pode-se recolher água do mar e fazer a determinação qualitativa do ião sulfato nesta água.

Se este trabalho se realizar em zonas do interior do país os professores podem sempre recorrer a algumas águas engarrafadas que contêm teores mensuráveis de sulfatos ou se estiverem perto de antigas regiões mineiras podem tentar recolher águas em poços da área mineira que devem ter pH bastante ácido.

O primeiro passo é determinar o pH das amostras de água pois para a água do mar este deve rondar o valor de 8 mas no caso das águas das zonas mineiras os valores de pH podem ser inferiores a 3 e, neste caso, já não precisam de ser acidificadas com ácido clorídrico. Aliás este tipo de águas denominam-se águas ácidas de minas e como o nome indica têm pH em geral bastante ácido e uma quantidade de ião sulfato que pode atingir valores de 1 g/L ou mesmo mais.

Sugere-se que os alunos comparem as amostras de água em que obtêm a formação de um sólido com uma amostra de água da torneira, que não deve conter sulfatos e por isso não deve originar qualquer sólido depois de acidulada a pH inferior a 3. Como se adiciona cloreto de bário sólido os alunos podem ser levados a concluir que o sólido branco que se forma é de cloreto de bário pois não sabem se ele é muito ou pouco solúvel em água. Ao realizarem a actividade com a amostra de água da torneira devem ser levados a concluir que o precipitado branco deve ser um sólido diferente do reagente sólido que adicionaram à água uma vez que neste caso não se forma qualquer precipitado, ainda que tenha também sido adicionado cloreto de bário.

O sulfato é precipitado como sulfato de bário, por adição de cloreto de bário a uma amostra de água previamente acidulada, com ácido clorídrico, a um valor de pH à volta de 3 e fervida para libertar o dióxido de carbono em solução. Qualquer água que se analise tem que ter um pH entre 2 e 3 antes da adição do cloreto de bário para que não precipite o carbonato de bário que também é muito pouco solúvel. A formação de precipitado poderia levar à conclusão errada de que existiriam sulfatos quando na verdade eram os carbonatos que se estava a identificar.