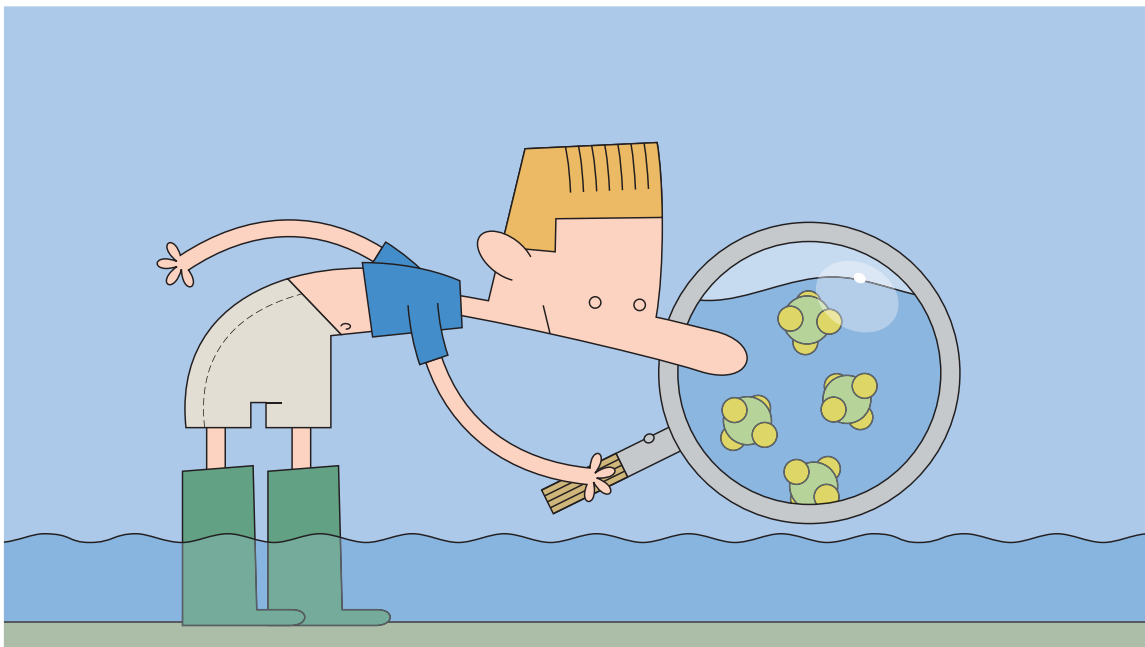
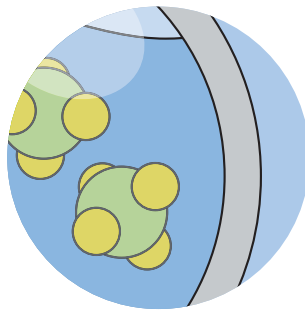


# LUGAR ao SAL

# 18

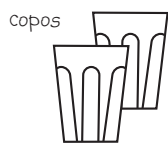
Quanto sulfato existe nesta água?





## 18. Quanto sulfato existe nesta água?

### o que necessitas



copos

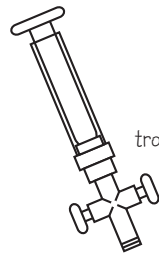


balança com uma precisão até ao miligrama (pelo menos)

erlenmeyer ou copo de vidro resistente ao calor, de 250 ou 500 ml



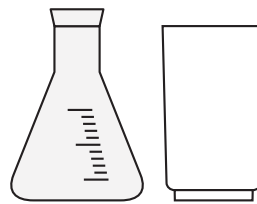
pompete



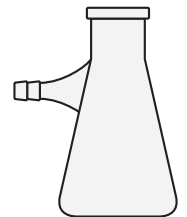
trompa de água ou bomba de vazio



colher de chá



funil de buchner



kitasato de pelo menos 500 ml



frasco para resíduos



varetas de vidro



borracha para adaptar o funil ao kitasato



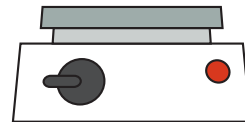
pipeta de pasteur e respectiva tetina



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



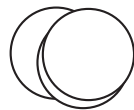
pipeta volumétrica de 100 ml



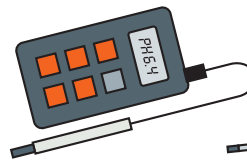
placa de aquecimento



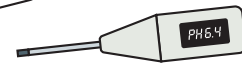
cloreto de bário di-hidratado sólido



papel de filtro lento (pouco poroso)

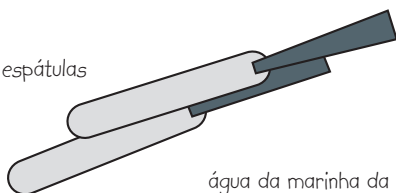


medidor de pH com respectivo eléctrodo combinado, ou sensor de pH ou papel indicador



vidros de relógio ou caixas de petri

espátulas



água da torneira

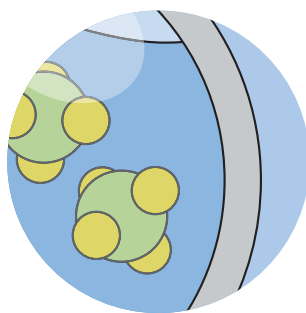
água mineral

água de poços ou furos, ou de outra origem

água do mar

água da marinha da troncalhada, dos viveiros, algibés, caldeiros ou sobrecabeceiras





## 18. Quanto sulfato existe nesta água?

### 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. Filtra a amostra de água do mar ou qualquer outra a estudar com um funil de Buchner (com filtro de papel para filtração lenta), colocado sobre um adaptador de borracha unido a um Kitasato ligado a uma trompa de água (em vazio) – filtração em vazio
3. Deita um pouco da amostra de água num copo e mede o pH (com um aparelho medidor de pH, um sensor de pH ou papel indicador)
4. Mede 100 mL de uma das amostras de água para um copo ou erlenmeyer, usando a pipeta volumétrica
5. Se o pH da água for superior a 3, adiciona algumas gotas do ácido clorídrico 2 mol/L, até se obter um pH à volta de 3 (confirma com o papel indicador de pH)
6. Leva a solução à fervura e deixa ferver durante alguns minutos
7. Adiciona à solução quente 1 colher de chá rasa de cloreto de bário sólido
8. Ferve a solução durante 5 a 10 minutos. Deixa arrefecer
9. Mede e regista a massa do vidro de relógio (ou da caixa de petri) e do papel de filtro para filtração lenta com o qual se realizará a filtração
10. Filtra com um funil de Buchner como indicado em 2
11. Lava o precipitado com a água mãe que se recolheu no Kitasato
12. Transfere o precipitado (junto com o papel de filtro) para o vidro de relógio ou caixa de petri

## 18. Quanto sulfato existe nesta água?

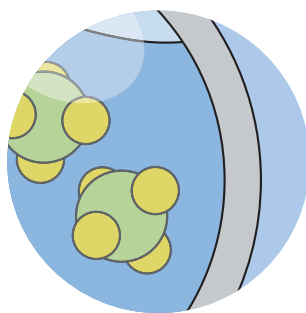
### o que debes fazer

13. Seca o papel de filtro com o filtrado a 110 °C até que a massa se mantenha constante (três medições contínuas de massa com o mesmo valor)
14. Mede e regista a massa do vidro de relógio (ou da caixa de petri), papel de filtro e sulfato de bário seco
15. Repete todo o procedimento com outros 100 mL da mesma amostra de água
16. Repete todo o procedimento com uma amostra de água da torneira

### 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/ou trabalhar num local ventilado, de preferência numa hote (nicho).



## 18. Quanto sulfato existe nesta água? como explorar

### A. Regista ...

pH inicial da amostra de água do mar ou outra = \_\_\_\_\_

Massa do vidro de relógio e do papel de filtro ( $m_0$ ) = \_\_\_\_\_ g

Massa do vidro de relógio, do papel de filtro e do sólido seco ( $m_1$ ) = \_\_\_\_\_ g

pH inicial da amostra de água da torneira = \_\_\_\_\_

### B. Calcula ...

1. A massa de sólido obtido em cada ensaio

\_\_\_\_\_

2. A massa (mg) de ião sulfato precipitado em cada ensaio

\_\_\_\_\_

3. A concentração mássica de ião sulfato (mg/L) determinada em cada um dos ensaios

\_\_\_\_\_

4. A concentração mássica de ião sulfato (mg/L) existente na amostra de água que analisaste, a partir dos vários valores que obtiveste em cada um dos ensaios, fazendo a média dos valores obtidos

\_\_\_\_\_

## 18. Quanto sulfato existe nesta água? como explorar

Para os alunos ao nível do ensino secundário

5. A quantidade (mol) de ião sulfato precipitado em cada ensaio

---

6. A concentração de ião sulfato (mol/L) existente na amostra de água que analisaste

---

7. Qual a concentração de ião sulfato que ficou em solução após a adição de cloreto de bário? Considera que uma colher de chá rasa contém 2,5 g de cloreto de bário di-hidratado.

---

8. Qual a quantidade de ião sulfato que existia nas amostras iniciais de água?

---

### C. Responde ...

- Descreve o que observaste após a adição do cloreto de bário à
  - amostra de água do mar ou outra
  - amostra de água da torneira
- Escreve e acerta a equação química que traduz a reacção que ocorreu no erlenmeyer onde observaste as mudanças que registaste anteriormente

---

---

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

---

---

**18. Quanto sulfato existe nesta água?**  
**como explorar**

- Compara a concentração mássica de ião sulfato com os valores máximos admissíveis para águas com diversas utilizações. A partir dos resultados que obtiveste para a concentração mássica do ião sulfato que utilização poderias dar à água?

---

---

Para os alunos ao nível do ensino secundário

- Neste processo analítico pode-se considerar que todo o ião sulfato presente na amostra de água analisada precipitou? Justifica.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

### 18. Quanto sulfato existe nesta água?

Esta actividade pode ser realizada nas escolas pelos alunos a partir do 8º ano de escolaridade. A sua complexidade desaconselha a realização em casa visto que exige reagentes corrosivos e tóxicos para além de soluções à temperatura de ebulição e filtrações em vazio.

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 e identificá-lo como uma fase sólida diferente dos reagentes;
- treinar a medição de massas e de volumes;
- introduzir de forma rudimentar a técnica analítica de determinação quantitativa baseada na gravimetria.

Se este trabalho se realizar na zona costeira portuguesa poder-se-á recolher água do mar e fazer a determinação quantitativa 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 zona que devem ter pH bastante ácido.

O primeiro passo é filtrar as amostras de águas para retirar as impurezas que poderão coprecipitar com o sulfato de bário.

É necessário determinar o pH das amostras de água pois para a água do mar este deve rondar o valor de 8 mas para as águas das zonas mineiras elas podem ter valores de pH 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. O pH da solução a estudar deve estar entre 2 e 3, pelo que se for inferior a 2 pode-se simplesmente diluir a amostra pois contém muito ião sulfato dissolvido e a quantidade de cloreto de bário que se propõe adicionar não será suficiente para reagir com todo o ião sulfato existente nessa água.

Sugere-se que os alunos comparem as amostras de água em que obtêm precipitado com uma amostra de água da torneira que não deve conter sulfatos e por isso não deve originar nenhum precipitado depois de acidulada a pH inferior a 3. Consultar a página "Para os educadores" da actividade "Sulfatos nesta água! Sim ou não?" para conhecerem a justificação deste procedimento.

Um outro procedimento analítico correcto seria medir com a balança 100,0 g (ou outra massa) de amostra de água. Na verdade a utilização de 250,0 g de água seria muito melhor para minorar os erros na determinação da massa de sulfato de bário. No caso de se utilizarem massas em vez de volumes os resultados viriam ou em molalidade (quantidade de soluto/massa de solvente ( $m_b = n_b/m_\lambda$ ) (mol soluto/kg solvente)) ou em fracção em massa (massa do soluto/massa da solução ( $w_b = m_b/\sum m_i$ )).



### 18. Quanto sulfato existe nesta água?

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. Ferve-se após adição do cloreto de bário para aumentar as dimensões das partículas de sulfato de bário. O precipitado obtido é filtrado, lavado com água mãe, seco a 110 °C e determinada a sua massa como sulfato de bário anidro.

#### Sugestões de resposta:

massa de sulfato de bário

$$m = m_1 - m_0$$

$$n (\text{sulfato de bário}) = m (\text{sulfato de bário}) / M (\text{sulfato de bário})$$

$$n (\text{ião sulfato precipitado}) = n (\text{sulfato de bário})$$

$$m (\text{ião sulfato precipitado}) = n (\text{ião sulfato precipitado}) * M (\text{ião sulfato})$$

em que  $n$  representa quantidade de substância (unidade mole e símbolo mol),  $m$  representa a massa (grama) e  $M$  representa a massa molar da espécie referida (símbolo da unidade g/mol)

Ao nível do ensino secundário podem ainda colocar-se as seguintes questões, na sequência da análise da água do mar:

$$n (\text{ião bário na solução final}) = n (\text{ião bário inicial}) - n (\text{ião bário precipitado na forma de sulfato de bário})$$

$$\begin{aligned} n (\text{ião bário inicial}) &= n (\text{cloreto de bário}) \\ &= m (\text{cloreto de bário}) / M (\text{cloreto de bário di-hidratado}) \end{aligned}$$

$$C (\text{ião bário em solução}) = n (\text{ião bário em solução}) / V (\text{solução})$$

$$\begin{aligned} K_s &= C (\text{ião bário em solução}) * C (\text{ião sulfato em solução}) \\ C (\text{ião sulfato final em solução}) &= K_s / C (\text{ião bário em solução}) \end{aligned}$$

$$[K_s = 9,9 * 10^{-9}]$$

$$n (\text{ião sulfato final em solução}) = C (\text{ião sulfato final em solução}) * V (\text{solução})$$

$$n (\text{ião sulfato inicial}) = n (\text{ião sulfato precipitado}) + n (\text{ião sulfato final em solução})$$

Pode-se considerar que todo o ião sulfato precipitou, visto que  $n (\text{ião sulfato precipitado}) \gg n (\text{ião sulfato final em solução})$

Se as medições forem todas feitas com uma balança os cálculos são ligeiramente diferentes. Para se apresentar de forma correcta os resultados em molalidade tem que se conhecer pelo menos a quantidade de cloreto de sódio que está dissolvido na água do mar para se poder calcular a massa de solvente. Para a apresentação dos resultados em fracção em massa não é preciso esta informação porque o denominador é a massa total da solução.