

B – Parâmetros físicos (propriamente ditos)**B₁ – Turvação ou turbidez**

A turvação traduz-se na dificuldade que uma água apresenta na transmissão da luz.

Esta dificuldade é devida à presença de materiais coloidais ou materiais insolúveis em suspensão, os quais existem, principalmente, nas águas superficiais.

Estes materiais são normalmente difíceis de decantar e filtrar, ocasionando depósitos nas condutas de água ou nos equipamentos e tubagens de processos industriais.

Quadro 4 – Caracterização da turvação de uma água com o poder de penetração da luz.

	Águas subterrâneas	Águas superficiais	Águas processuais
Teor em SiO ₂ (ppm)	< 1	< 10 operação de filtração eficiente	< 100 obstrução rápida dos filtros
Limite de transparência	4-5 m	1 m	10 cm

A turvação elimina-se por processos de coagulação, decantação e filtração.

B₂ – Condutividade e resistividade

A condutividade eléctrica de uma água (expressa-se em microsiemens por centímetro – $\mu\text{S}/\text{cm}$) é a medida da capacidade que essa água tem para conduzir a corrente eléctrica.

O seu valor pode ser considerado como uma medida da matéria total ionizável presente numa água, uma vez que a água pura ($0,0548 \mu\text{S}/\text{cm}$) pouco contribui para essa condutividade.

Quadro 5 – Valores da condutividade de algumas águas.

Origem da água	Condutividade ($\mu\text{S}/\text{cm}$)
Mar	51 000
Rio	10-3000
Poço	150-1000
Abastecimento	600-2000
Quimicamente pura a 25 °C	0,0548

A medida da condutividade eléctrica pode ser considerada um parâmetro de controlo da qualidade de uma água, desde que sejam verificadas algumas condições:

- as medições sejam efectuadas à mesma temperatura;
- a composição da água se mantenha relativamente constante;
- não se trate de contaminação orgânica por substâncias não ionizáveis.

A **resistividade** é a grandeza inversa da condutividade.

A unidade-padrão de resistência eléctrica é o ohm (Ω) e a **resistividade** da água expressa-se em megaohm x centímetro ($M\Omega\text{ cm}$).

B₃ – Temperatura

A **temperatura** da água é um parâmetro físico que é indispensável conhecer, uma vez que a sua variação interfere com outros parâmetros e pode afectar os processos de tratamento dessa água.

A **diminuição de temperatura** de uma água tem como consequências:

- aumento da densidade (fora do intervalo 0 e 4 °C (fig. 21);
- aumento da viscosidade;
- aumento da solubilidade dos gases e, em particular, do oxigénio;
- aumento do pH.

A sua **determinação deve ser realizada no próprio local de recolha da amostra** e imediatamente após a colheita, utilizando-se para o efeito um termómetro com uma blindagem especial que permita, no mínimo, leituras até 30 °C e graduado em 0,5 °C.

As leituras devem ser feitas correctamente, de modo a minimizar os erros (TLQ I).

B₄ – Sólidos totais – Salinidade

Os **sólidos totais dissolvidos** (STD) em águas naturais consistem em sais inorgânicos e outros materiais dissolvidos.

Estes sais são constituídos por **aniões**, tais como carbonatos, cloretos, sulfatos e nitratos, e **cátions**, tais como potássio, sódio, cálcio e magnésio.

Em condições ambientais normais existe um equilíbrio nas proporções destes compostos; se houver uma descarga de sólidos no sistema, quer de origem natural ou antropogénica, este equilíbrio é alterado e os efeitos deste excesso podem ser medidos.

Quadro 6 – Salinidade da água.

Uso da água	Limites da salinidade (mg/L)
Consumo humano	500 (50% de cloretos e 50% de sulfatos)
Irrigação	500-1000 (50% de cloretos e 50% de sulfatos)
Indústria	
Cervejas	500 para a cerveja <i>light</i> e 1000 para a preta
Papel	200 para papel fino e 500 para <i>Groundwood</i>
Água para caldeiras	50 a 3000 dependendo da pressão
Vida aquática	Variável, dependendo das condições naturais

Aplicação

2 Determinação de sólidos suspensos e de sólidos totais dissolvidos numa água

INTRODUÇÃO

A água pode conter sólidos em suspensão que lhe conferem uma aparência desagradável e que causa perturbações à vida aquática.

SEGURANÇA



A – Sólidos suspensos

MATERIAL

Balança de precisão $\pm 0,001$ g
Balão volumétrico de 500 mL
Cápsula
Equipamento para filtração em vácuo
Estufa
Exsicador
Papel de filtro
Pinça

REAGENTES (produtos)

Água a analisar

PROCEDIMENTO

1. Pesar o papel de filtro, após secagem em estufa a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ e arrefecimento em exsicador.
2. Filtrar a água a analisar contida no balão de 500 mL através do papel de filtro anterior.*
3. Colocar cuidadosamente o papel de filtro numa cápsula e secar em estufa a $105\text{ }^{\circ}\text{C}$; arrefecer em exsicador.
4. Pesar de novo o papel de filtro.
5. Calcular a quantidade de sólidos suspensos em mg dm^{-3} .
6. Elaborar o relatório.

B – Sólidos totais dissolvidos numa água

MATERIAL

Balança de precisão $\pm 0,001$ g
Balão volumétrico de 500 mL
Cápsula
Estufa
Exsicador
Papel de filtro
Placa de aquecimento
Pinça

REAGENTES (produtos)

Água a analisar

NOTA * Guardar a água filtrada para a determinação de sólidos dissolvidos.

PROCEDIMENTO

1. Pesar, rigorosamente, uma cápsula lavada e seca.
2. Evaporar cuidadosamente a água a analisar, contida no balão de 250 mL, transferindo-a, por pequenas porções, para a cápsula.
3. Passar o balão por pequenas porções de água destilada e evaporar à secura.
4. Colocar num exsicador e pesar após arrefecimento.
5. Determinar o valor do resíduo seco, em mg dm⁻³.
6. Elaborar o relatório.

5.2.2. Parâmetros químicos

A – pH

O pH é uma medida da concentração de iões H⁺(aq) e é definido pela relação:

$$\text{pH} = \log \left(\frac{1}{|\text{H}^+(\text{aq})|} \right)$$

O seu valor é uma medida da natureza ácida ou alcalina de uma solução aquosa e varia com a temperatura, de acordo com a figura 24.

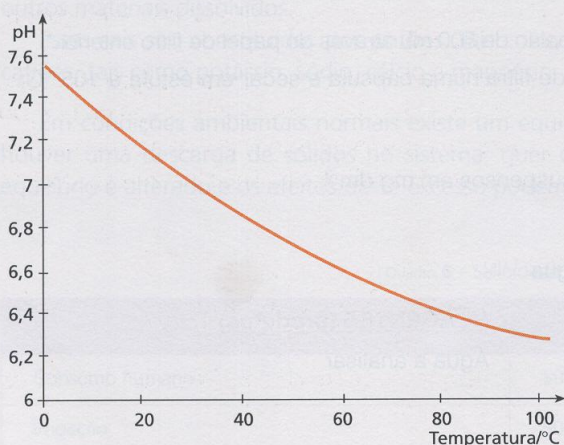


Fig. 24 – Variação do pH com a temperatura.

Quadro 7 – Valores do pH para diferentes usos.

Uso da água	Gama de pH
Agricultura	6,0-8,5
Regas	4,5-9,0
Consumo humano	5,0-9,0
Vida aquática (água doce)	6,5-9,0
Vida aquática (marinha)	6,5-8,5
Indústria	
Água para caldeiras	8,0
Cerveja	6,5-7,0
Águas de arrefecimento	6,5-7,5
Lavandarias	6,0-6,8
Rayon	7,8-8,3
Aço	6,8-7,0
Curtumes	6,8-8,0

A maioria das águas naturais tem um pH compreendido entre 6 e 8.

O valor do pH de uma água condiciona o seu uso, como se ilustra no quadro 7.

Aplicação

3 Medição do pH de vários tipos de águas

MATERIAL

Frascos para recolha de água
Soluções-tampão de pH conhecido
Medidor de pH de bancada

REAGENTES (produtos)

Água de consumo doméstico
Água desionizada
Água mineral
Água de um poço
Água do mar

PROCEDIMENTO

1. Seguir as instruções do aparelho de pH e fazer três determinações para cada amostra de água recolhida.
2. Determinar o valor mais provável do pH em cada situação.
3. Elaborar o relatório.

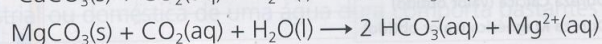
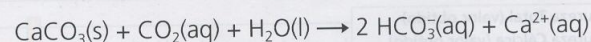
B – Dureza

A **dureza** de uma água é um parâmetro importante tanto nas águas domésticas como nas industriais.

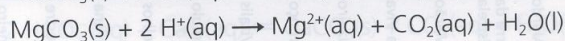
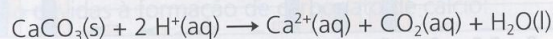
A dureza de uma água é devida principalmente à presença dos cátions cálcio e magnésio, embora associados a vestígios de outros cátions, como Fe^{2+} , Al^{3+} , Cu^{2+} ...

A quantidade de cátions Ca^{2+} e Mg^{2+} está associada à constituição dos solos que a água atravessa.

Os solos constituídos essencialmente por calcário (CaCO_3) e dolomite (CaCO_3 , MgCO_3) são muito pouco solúveis em água. No entanto, águas que transportam dióxido de carbono dissolvido, proveniente da atmosfera, exercem uma acção dissolvente dos solos de acordo com as equações:



Por outro lado, as águas existentes no solo podem ter também características ácidas, devido à decomposição da vegetação, dissolvendo também o calcário:



Assim, as águas que atravessam solos calcários apresentam elevadas concentrações de Ca^{2+} e Mg^{2+} , sendo designadas por **águas duras**.

As águas que atravessam solos basálticos, areníticos e graníticos são normalmente águas com baixas concentrações dos iões referidos, pelo que se designam por **águas macias**.

A dureza é expressa em **miligramas de carbonato de cálcio por litro**, o que se pode considerar equivalente a **ppm de CaCO_3** (considera-se a dureza devida apenas ao carbonato de cálcio).

Atendendo à dureza pode considerar-se a seguinte classificação:

- entre 50 e 100 ppm – **água ligeiramente dura**;
- entre 100 e 200 ppm – **água moderadamente dura**;
- superior a 200 ppm – **água dura**.

A água de consumo doméstico pode apresentar dureza variável, sendo o seu limite máximo permitido de 500 ppm.

É no entanto frequente encontrar águas com mais de 300 ppm de CaCO_3 , podendo atingir valores situados entre 1000 e 2000 ppm.

Em Portugal, a água apresenta **durezas** variáveis, como se ilustra no mapa.



Fig. 25

Quadro 8 – Limites de dureza para a água em algumas indústrias.

Uso da água para fins industriais	Limites de dureza (mg/L de CaCO_3)
Têxtil	120
Cerveja e refrigerantes	200
Pasta de papel	475
Petróleo	900
Química	1000
Material eléctrico	5000

No que respeita às águas minerais, a sua dureza é muito variável, como se pode ver pela figura 26.

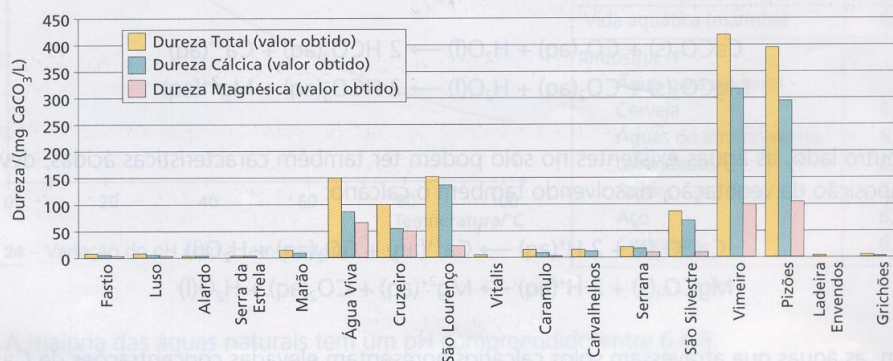


Fig. 26 – Dureza total, dureza cálcica e dureza magnésica.

B₁ – Tipos de dureza de uma água

Habitualmente referem-se três tipos de dureza:

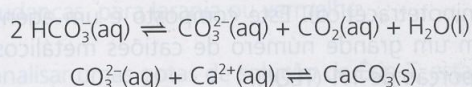
- dureza total;
- dureza permanente ou não carbonatada;
- dureza temporária.

Dureza total – corresponde à soma das concentrações de sais de cálcio e magnésio contidas na água.

Dureza permanente ou não carbonatada – é devida aos sais solúveis de cálcio e magnésio (sulfatos, cloretos...) que não são eliminados por ebulição.

Dureza temporária – é a diferença entre a dureza total e a dureza permanente e está associada aos iões HCO_3^- que se eliminam por ebulição.

A eliminação da dureza temporária, por ebulição, traduz-se pelas equações químicas:



A diminuição da dureza da água exige tratamentos, tais como:

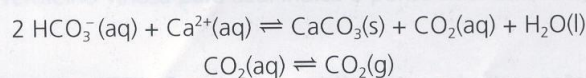
- desmineralização por troca iónica;
- descarbonatação com cal;
- ...

B₂ – Inconvenientes da utilização de uma água dura

A utilização industrial ou doméstica de uma água dura comporta bastantes inconvenientes:

1 – Em **instalações industriais**, onde exista produção de vapor ou que envolvam aquecimento de água, verifica-se o aparecimento de incrustações em tubos, caldeiras..., que dificultam a transferência de calor, diminuem a durabilidade dos mesmos e podem provocar explosões.

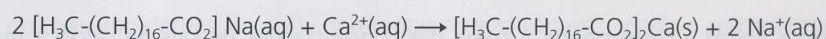
Estas incrustações são devidas à formação de carbonato de cálcio:



sendo o dióxido de carbono libertado da solução, deslocando o equilíbrio no sentido directo.

2 – No **consumo doméstico**, além de provocar incrustações nos tubos e máquinas de lavar, forma, com os sabões, sais insolúveis de cálcio e magnésio que precipitam na roupa, endurecendo-a, dificultando a lavagem e consumindo maior quantidade de sabão.

NOTA Os sabões são misturas de sais de sódio e potássio de ácidos orgânicos de longas cadeias carbonadas (palmitico, esteárico...) que reagem com os iões Ca^{2+} e Mg^{2+} segundo a equação:



Pelo que se disse, é imprescindível determinar, controlar e corrigir a dureza de uma água, já que a maioria das suas utilizações exige que ela seja macia.

B₃ – Determinação da dureza de uma água por volumetria de complexação

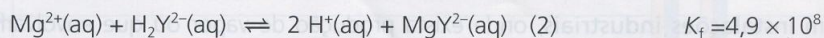
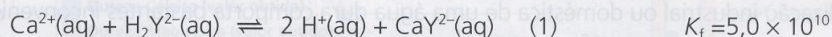
B_{3.1} – Generalidades

A determinação da dureza de uma água pode fazer-se por volumetria de complexação com EDTA (ácido etilenodiaminotetracético). Este composto é um agente complexante que forma compostos estáveis com um grande número de catiões metálicos polivalentes, em solução aquosa e sempre na proporção de 1:1 (TLQII).

O EDTA, H_4Y é um ácido poliprótico, de força intermédia nas duas primeiras protólises e fraco nas terceira e quarta.

Nas volumetrias de complexação, usa-se vulgarmente o sal dissódico de EDTA ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$) que se pode obter com um grau de pureza elevado e é muito solúvel em água.

A reacção deste sal com catiões metálicos, como por exemplo Ca^{2+} ou Mg^{2+} , pode traduzir-se pelo seguinte esquema:



As constantes de formação (K_f) dos complexos de CaY^{2-} e MgY^{2-} apresentam valores muito próximos, pelo que a titulação dos dois iões pode ser feita em simultâneo (dureza total).

NOTA Em soluções contendo apenas cálcio, o complexo Ca-EDTA é muito fraco, provocando apenas uma ligeira mudança de cor no final da titulação, pelo que é necessário adicionar uma pequena quantidade de Mg^{2+} na forma de Mg-EDTA ; normalmente a água a analisar dispensa esta adição.

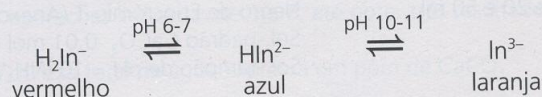
A solução de Na_2EDTA , como não é uma solução-padrão, deve ser titulada (após adição de Mg-EDTA , se necessário) com uma solução-padrão de carbonato de cálcio, com ajuste de pH (meio tampão), sendo o indicador adicionado logo de início. A solução muda de vermelho-vinosa para azul, no ponto final da titulação.

B_{3.2} – Indicadores metalocrómicos

Estes indicadores são compostos orgânicos coloridos que formam quelatos sempre de cor vermelho-vinosa, com catiões metálicos e na proporção 1:1.

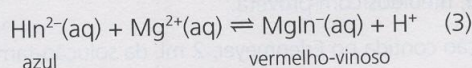
Na determinação da dureza total de uma água usa-se o **Negro de Ericrómio-T (Ério-T)**, que se pode representar genericamente por H_3In .

Em solução aquosa, e dependendo do pH do meio, o Ério-T pode apresentar-se sob a forma de diferentes iões, também com cores diferentes:



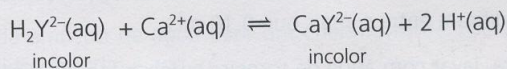
Nesta determinação deve manter-se o pH da solução próximo de 10 (**solução-tampão**), para permitir que no ponto final se verifique uma mudança de cor vermelho-vinosa para azul, muito mais nítida que as mudanças para laranja ou vermelho.

Ao adicionar à água a analisar umas gotas de solução de Ério-T, esta adquire a cor vermelho-vinosa do quelato catião metálico-indicador:



O Ério-T complexa no início da reacção o catião magnésio da solução, uma vez que a constante de formação deste quelato é mais elevada (1×10^7) do que a do catião cálcio ($2,6 \times 10^5$).

À medida que se adiciona o titulante (EDTA), forma-se primeiro o complexo com catião cálcio (maior constante de formação) segundo a equação (1):



Próximo do ponto final da titulação, o EDTA já reagiu com todo o catião cálcio e começa a complexar o catião magnésio, obrigando, pelo princípio de Le Châtelier, a reacção (3) a dar-se no sentido inverso, surgindo na solução o ião HIn^{2-} livre e de cor azul.

A mudança de cor vermelho-vinosa para azul indica o ponto final da titulação.

Aplicação

4 Determinação das durezas total e cálcica de uma água

SEGURANÇA



MATERIAL

Bureta
 Balança analítica
 Erlenmeyer de 250 mL
 Pipetas graduadas de 1 e 10 mL
 Pipetas volumétricas de 20 e 50 mL
 Pompete
 Provetas de 25 mL

REAGENTES (produtos)

Água desionizada
 MgCl_2 0,01 mol dm^{-3}
 Mg-EDTA 0,005 mol dm^{-3}
 $\text{Na}_2\text{-EDTA}$ 0,01 mol dm^{-3}
 Negro de Eriocrômio-T (Anexo)
 Sol.-padrão CaCO_3 0,01 mol dm^{-3}
 Sol.-tampão de pH = 10 ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$)

PROCEDIMENTO

A – Titulação da solução de $\text{Na}_2\text{-EDTA}$

1. Para um Erlenmeyer de 250 mL, previamente lavado e passado por água desionizada, medir com pipeta volumétrica 20,00 mL da solução-padrão de cálcio e adicionar 25 mL de água desionizada, medidos com proveta.
2. Adicionar, à solução contida no Erlenmeyer, 2 mL da solução-tampão de $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$, medidos com pipeta graduada e 6 gotas da solução de indicador (ou 20 mg de Ério-T).
3. Preparar uma bureta de 25 mL com a solução de $\text{Na}_2\text{-EDTA}$ a titular.
4. Da bureta, adicionar à solução contida no Erlenmeyer solução de $\text{Na}_2\text{-EDTA}$, gota a gota, até viragem da cor para azul, persistente à agitação intensa.
5. Repetir o ensaio até obter, pelo menos, três valores concordantes para o volume de titulante (que não difiram entre si mais que 0,10 mL).
6. Esvaziar a bureta, lavar com água da torneira e deixar tapada e com a torneira aberta.
7. Calcular a concentração da solução de $\text{Na}_2\text{-EDTA}$ atendendo a que:

$$1 \text{ mol } \text{CaCO}_3 < > 1 \text{ mol } \text{Ca}^{2+} < > 1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{-EDTA}$$
8. Elaborar um pré-relatório.

B – Determinação da dureza total

1. Pipetar 50,0 mL da amostra de água para um Erlenmeyer de 250 mL.

2. Adicionar 2 mL de solução-tampão e agitar.
3. Juntar 0,5 mL de solução Mg-EDTA $0,005 \text{ mol dm}^{-3}$.
4. Adicionar a quantidade de Ério-T necessária para dar à solução uma coloração vermelho-vinosa tênue mas suficiente para ser detectada e agitar.
5. Preparar uma bureta com a solução-padrão de $\text{Na}_2\text{-EDTA}$; adicionar, gota a gota, e com agitação contínua, solução da bureta até que a cor do titulado mude de vermelho-vinosa para azul (se necessitar de mais do que 20 mL de titulante, diluir convenientemente a amostra e repetir as operações descritas. Se necessitar de volumes muito baixos de titulante, duplicar as quantidades indicadas de todos os reagentes, incluindo a amostra de água).
6. Repetir as operações indicadas de 1 a 5, até obter três resultados concordantes.
7. Calcular a dureza total da água expressa em ppm de CaCO_3 .

C – Determinação da dureza em cálcio

MATERIAL

Almofariz
Balança semianalítica
Bureta
Erlenmeyer de 250 mL
Espátula
Frasco de vidro
Pipeta graduada de 10 mL
Pipeta volumétrica de 50 mL
Pompete

REAGENTES (produtos)

Água a analisar
Murexida (Anexo)
 $\text{Na}_2\text{-EDTA}$ $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$
 NaOH 2 mol dm^{-3}

PROCEDIMENTO

1. Pipetar 50,0 mL da amostra de água para um Erlenmeyer de 250 mL, adicionar 2 mL de solução de hidróxido de sódio e agitar.
2. Adicionar, aproximadamente, 0,25 g de murexida e agitar.
3. Adicionar, da bureta e agitando continuamente, solução-padrão de $\text{Na}_2\text{-EDTA}$, até a cor da solução mudar de rosa-salmão para violácea.
4. Repetir as operações indicadas de 1 a 3, até obter três resultados concordantes.
5. Calcular a dureza cálcica da água expressa em ppm de CaCO_3 .
6. Elaborar o relatório.