



Técnico(a) Auxiliar de Saúde

- Manual de Formação -

Mod. FOR-MOD-MFOR.v01.7/15

www.regibio.com



Regibio - Formação e Consultadoria, Lda.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança – PORTUGAL
Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO GRANDE PORTO:
Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto – PORTUGAL
Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO:
Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu n.º 8-B, 3400-136 Oliveira do Hospital – PORTUGAL
Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL:
Avenida Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa – PORTUGAL
Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - geralsul@regibio.com



PROGRAMAS DE BASE

- Programas de base
- ALFABETIZAÇÃO

DESENVOLVIMENTO PESSOAL

- Desenvolvimento pessoal
- FORMAÇÃO DE PROFESSORES/FORMADORES E CIÊNCIAS DA EDUCAÇÃO

CIÊNCIAS DA EDUCAÇÃO

- Ciências da Educação
- Formação de professores e formadores de áreas tecnológicas

ARTES

- Audiovisuais e produção dos media

HUMANIDADES

- Artesanato
- HUMANIDADES
- Línguas e literaturas estrangeiras
- Língua e literatura materna

CIÊNCIAS SOCIAIS E DO COMPORTAMENTO

- Psicologia
- CIÊNCIAS EMPRESARIAIS

COMÉRCIO

- Marketing e publicidade
- Finanças, banca e seguros
- Contabilidade e fiscalidade
- Gestão e administração
- Secretariado e trabalho administrativo
- Enquadramento na organização/empresa
- Ciências empresariais - programas não classificados noutra área de formação

DIREITO

- Direito
- CIÊNCIAS DA VIDA
- Ciências do ambiente
- CIÊNCIAS FÍSICAS
- Ciências da terra

INFORMÁTICA

- Ciências informáticas
- Informática na ótica do utilizador
- ENGENHARIA E TÉCNICAS AFINS
- Metalurgia e metalomecânica
- Eletricidade e energia
- Eletrónica e automação
- Construção e reparação de veículos a motor
- INDÚSTRIAS TRANSFORMADORAS
- Indústrias alimentares
- ARQUITETURA E CONSTRUÇÃO
- Arquitetura e urbanismo
- Construção civil e engenharia civil
- AGRICULTURA, SILVICULTURA E PASCAS
- Produção agrícola e animal
- Floricultura e jardinagem
- Silvicultura e caça
- Piscas

SAÚDE

- Terapia e reabilitação
- Saúde - programas não classificados noutra área de formação
- SERVIÇOS SOCIAIS
- Serviços de apoio a crianças e jovens
- Trabalho social e orientação
- SERVIÇOS PESSOAIS
- Hotelaria e restauração
- Turismo e lazer
- Serviços domésticos
- SERVIÇOS DE TRANSPORTE
- Serviços de transporte
- PROTEÇÃO DO AMBIENTE
- Tecnologia de proteção do ambiente
- Ambientes naturais e vida selvagem
- SERVIÇOS DE SEGURANÇA
- Proteção de pessoas e bens
- Segurança e higiene no trabalho

Certificações/Homologações setoriais:





FICHA TÉCNICA

Título:

MANUAL DE FORMAÇÃO
UFCD 6710 - Reações de precipitação e
Equilíbrio Heterogéneo

Área:

Científica – Componente Química

Edição:

REGIBIO – FORMAÇÃO E CONSULTADORIA,
SOC. UNIP. LDA

Organização de Conteúdos:

Cristina Lopes

Coordenador da edição:

NOME DO COORDENADOR

Versão: X/XXXX

QUEM SOMOS

A Regibio - Formação Profissional e Consultadoria, é uma empresa certificada pela DGERT - Direção Geral do Emprego e das Relações do Trabalho, certificado nº 1232/2014, possuindo ainda certificação setorial / homologação por parte do IEFP - Instituto de Emprego e Formação Profissional, DRAPN - Direção Regional de Agricultura e Pescas do Norte, do IMTT - Instituto da Mobilidade e dos Transportes Terrestres, ACT - Autoridade para as Condições de Trabalho, entre outros, pertencendo à Associação Nacional das Entidades Formadoras (ANEF), Rede Rural Nacional (RRN) e Associação Transmontana para Transferência de Tecnologia (TRANSTEC).

Desde 2014 que a ANQEP - Agência para a Qualificação e Ensino Profissional autorizou o funcionamento do seu CQEP - Centro para a Qualificação e o Ensino Profissional, atual CQ - Centro Qualifica (autorizados em Bragança e Chaves), operando em rede com dezenas de outros organismos públicos e privados, sendo igualmente Entidade Formadora Externa do IEFP em Bragança, Chaves, Lisboa, Oliveira do Hospital e Porto.

Para além da atividade do departamento de formação profissional e do CQ, a REGIBIO desenvolve atividades no âmbito da consultadoria de investimento, sendo entidade consultora autorizada para a prestação de serviços de consultadoria no âmbito do PDR2020 e entidade acreditada para a prestação de serviços no âmbito dos Vales do COMPETE 2020.

Apoiando-se num crescimento sustentado, desenvolve as suas atividades em todo o espaço Nacional, tendo atualmente instalações e espaços formativos em Bragança, Porto, Lisboa e Oliveira do Hospital, estando igualmente envolvida em projetos transnacionais na Roménia, onde desenvolve atividade através de uma empresa devidamente Certificada nesse país, a R4 - Consultanta Si Formare Profissional.

A sua rede de parceiros nacional é bastante extensa e envolve algumas centenas de entidades que abrangem todos os setores de atividade económica, social, cultural e desportiva.

É missão da Regibio cumprir com rigor os contratos assumidos, excedendo as expectativas dos seus clientes, valorizando os seus colaboradores e contribuindo para a aquisição e consolidação de competências dos seus formandos, através da apresentação de projetos de formação, nas suas vertentes de formação cofinanciada e não financiada, intervindo em todos os momentos do processo formativo.

Na sua atuação, a Regibio disponibiliza recursos humanos e físicos que sustentam a organização, execução e gestão de ações de formação profissional, numa ótica de prestação de serviços técnicos, logísticos e administrativos. Promove ainda a adoção de soluções de racionalização dos processos de trabalho, suportados em sistemas e tecnologias de informação e comunicação.

É nosso objetivo que esses compromissos, na medida em que enquadram atitudes, comportamentos e condutas, sejam o reflexo da marca da Regibio e garantia de qualidade: nos prazos e rigor de execução, na eficiência e eficácia e também nas condições de trabalho.

www.regibio.com



GOVERNO DE
PORTUGAL

MINISTÉRIO DO TRABALHO,
SOLIDARIEDADE E SEGURANÇA SOCIAL



PORTUGAL
2020



UNIÃO EUROPEIA
Fundo Social Europeu



REPÚBLICA PORTUGUESA

REGIBIO - FORMAÇÃO E CONSULTADORIA, LDA.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança - PORTUGAL • Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO PORTO: Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto • Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO: Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu, n.8 B, 3400-136 Oliveira do Hospital • Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL: Av. Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa • Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - geralsul@regibio.com



Introdução	5
Mineralização das águas e o processo de dissolução	7
A água do mar – dissolução de sais e gases	7
O processo de dissolução	8
Solubilidade e Produto de Solubilidade	13
Solubilidade.....	13
Efeito da temperatura na solubilidade.....	14
Solubilidade de sais em água	15
Produto de solubilidade	16
Comparação de solubilidades usando os valores de K_{ps}	19
Reações de precipitação	21
Fatores que influenciam a solubilidade dos sais.....	23
Efeito do ião comum	23
Efeito do pH do meio.....	24
Formação de complexos.....	24
A solubilização e a precipitação são fenómenos naturais	24
Mineralização e desmineralização de águas.....	27
Dureza das águas.....	27
Obtenção de água doce por dessalinização	30
Bibliografia e Fontes.....	35



MINISTÉRIO DA AGRICULTURA, FLORESTAS E DESENVOLVIMENTO RURAL



www.regibio.com

REGIBIO - FORMAÇÃO E CONSULTADORIA, LDA.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança - PORTUGAL • Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO PORTO: Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto • Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO: Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu, n.8 B, 3400-136 Oliveira do Hospital • Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL: Av. Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa • Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - generalsul@regibio.com



ENTIDADE FORMADORA CERTIFICADA

REPÚBLICA PORTUGUESA

MINISTÉRIO DA AGRICULTURA,
FLORESTAS E DESENVOLVIMENTO RURAL

INSTITUTO DO EMPREGO
E FORMAÇÃO PROFISSIONAL

IMT INSTITUTO DA
MOBILIDADE E DOS
TRANSPORTES, I.P.

ACT
AUTORIDADE PARA AS
COMUNICAÇÕES DO TRABALHO

ORDEM
dos CONTABILISTAS
CERTIFICADOS

www.regibio.com

REGIBIO - FORMAÇÃO E CONSULTADORA, LDA.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança - PORTUGAL • Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO PORTO: Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto • Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO: Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu, n.8 B, 3400-136 Oliveira do Hospital • Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL: Av. Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa • Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - geralsul@regibio.com

Introdução

As reações de precipitação constituem um tipo de reação muito importante na química, em diversos aspetos. Alguns tipos de precipitação já foram usados até mesmo como “tinta invisível”, desde a I Guerra Mundial, para envio de mensagens secretas por espões e está relacionada também com as colunas calcárias em cavernas, chamadas estalactites e estalagmites. E, se alguma vez, já sofreu com as dores renais devido à presença de pedras nos rins, saiba que essas “pedras” também se formam por precipitação.

Nesta UFCD, de 25 horas, pretende-se que os formandos consigam: interpretar uma reação de solubilidade relativamente à formação de um composto pouco solúvel; identificar os conceitos associados ao equilíbrio de solubilidade; reconhecer os princípios de solubilidade de sólidos e gases em água; identificar os fenómenos que ocorrem no quotidiano e na indústria que afetam o equilíbrio dos ecossistemas.

A avaliação do módulo será efetuada através da realização de trabalhos que irão permitir aperfeiçoar a realização de pesquisas e avaliar as aprendizagens adquiridas pelos formandos. A avaliação é, contudo, contínua e o trabalho realizado sessão a sessão revela-se de extrema importância.

Bom trabalho!



MINISTÉRIO DA AGRICULTURA,
FLORESTAS E DESENVOLVIMENTO RURAL



INSTITUTO DO EMPREGO
E FORMAÇÃO PROFISSIONAL



INSTITUTO DA
MOBILIDADE E DOS
TRANSPORTES, I.P.



www.regibio.com

REGIBIO - FORMAÇÃO E CONSULTADORA, LDA.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança - PORTUGAL • Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO PORTO: Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto • Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO: Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu, n.8 B, 3400-136 Oliveira do Hospital • Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL: Av. Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa • Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - geralsul@regibio.com

Mineralização das águas e o processo de dissolução

A água do mar – dissolução de sais e gases

Na Natureza não existe “água pura”, uma vez que a própria água doce contém diversos solutos, embora numa percentagem muito inferior à que existe na água do mar. A água dos oceanos representa a quase totalidade da água à superfície da Terra e é salgada, porque contém uma quantidade relativamente elevada de sais minerais dissolvidos (mais de 3%), em especial cloreto de sódio.

As substâncias dissolvidas na água do mar são essencialmente inorgânicas e podem ter diversas proveniências: desgaste de rochas em contato com a água do mar, contato dos oceanos com a atmosfera que os envolve, transporte por rios que desaguam no mar, entre outros. Uma parte importante dessas substâncias terá resultado das emissões dos vulcões, outrora mais numerosos e mais ativos, sendo muitos deles submarinos. No entanto, a água do mar também tem uma pequena quantidade de substâncias orgânicas dissolvidas, provenientes de restos de organismos marinhos e de compostos orgânicos gasosos disseminados na atmosfera ou transportados pelos rios.

Dada a diversidade da composição da crosta terrestre, não é de admirar que haja variações da composição da água do mar de umas regiões para as outras. No entanto, é notável o facto de a quantidade de cloreto de sódio dissolvido não ter grandes variações e ser muito superior à quantidade total de todas as outras substâncias dissolvidas.

A **salinidade** corresponde à massa de resíduo seco (em gramas) existente em 1 kg de água do mar. Como a percentagem de substâncias dissolvidas na água do mar é da ordem dos 3,5%, isso equivale a dizer que a salinidade é de cerca de 35 g/kg.

Os principais sais dissolvidos na água do mar são o cloreto de sódio, o cloreto de magnésio, o sulfato de cálcio, o cloreto de potássio e o sulfato de potássio.

Os principais gases dissolvidos na água do mar são o oxigénio e o dióxido de carbono, uma vez que, não considerando o azoto, são os compostos mais abundantes na atmosfera. A quantidade de azoto na água do mar é muito pequena, porque este gás é quase insolúvel em água.

8

Conclui-se, portanto, que a composição química atual da água do mar foi estabelecida à custa das espécies químicas que ia dissolvendo – sais e gases.

O processo de dissolução

Uma **solução** é uma **mistura homogénea** de duas ou mais substâncias, em que uma é o **solvente** e as outras são os **solutos**. Os **solutos** são as substâncias dissolvidas e o **solvente** é a substância em que os solutos estão dissolvidos.

As soluções podem ser classificadas de acordo com o seu estado físico, em **soluções sólidas** (por exemplo, as ligas metálicas), **soluções líquidas** (por exemplo, a água salgada) e **soluções gasosas** (por exemplo, o ar atmosférico). As soluções líquidas, principalmente as aquosas, são as mais importantes, uma vez que constituem a quase totalidade das soluções com que lidamos no dia-a-dia.

Uma **dissolução** ou **solvatação** é um fenómeno em que há interação de um soluto com um solvente, com formação de uma **solução**.

A utilização de sal na preparação de um cozinhado ou a adição de açúcar ao leite ou ao café são exemplos de dissoluções realizadas no dia-a-dia.

Os solventes podem ser classificados em **solventes polares**, formados por moléculas polares (os centros de carga negativa e carga positiva não coincidem, pelo que o momento dipolar é diferente de zero) e em **solventes apolares**, formados por moléculas apolares (os centros de carga positiva e negativa são coincidentes, pelo que o momento dipolar é igual a zero).

Numa dissolução as partículas de soluto ficam rodeadas por partículas de solvente, o que implica que ocorram os três fenómenos seguintes:

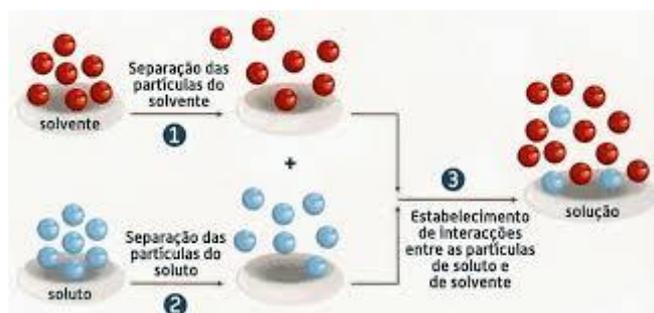
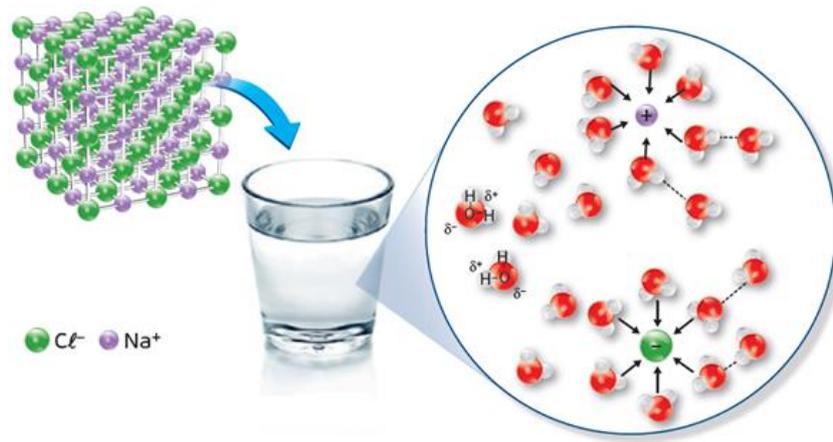


Figura 1 – Representação esquemática da dissolução de um soluto num solvente

Nas substâncias iónicas há atração eletrostática entre iões de carga oposta, com a formação de uma rede cristalina. Como a água é uma molécula polar, com o polo negativo situado no átomo de oxigénio e o polo positivo situado nos átomos de hidrogénio, apresenta uma excelente capacidade para dissolver substâncias iónicas. De facto, como se pode observar na figura 2, os compostos iónicos dissolvem-se em água porque os seus iões ficam rodeados por moléculas de água, cujos polos se orientam de modo a atraírem as cargas dos iões: os átomos de oxigénio ficam virados para os catiões e os de hidrogénio ficam virados para os aniões.



10

Figura 2 – Dissolução do cloreto de sódio em água.

Como podemos verificar, a natureza polar da água permite-lhe dissolver um elevado número de substâncias. Mas será que todas as substâncias se dissolvem em água? Viu-se que, pelo facto de ser polar, a água é um bom solvente de substâncias iónicas ou polares. No entanto, as substâncias que são apolares, como por exemplo, muitos compostos orgânicos, em geral não são solúveis em água. Para as dissolver é necessário utilizar solventes apolares como, por exemplo, o tetracloreto de carbono. Estas constatações são muitas vezes resumidas em expressões de uso corrente, como, por exemplo, “**semelhante dissolve semelhante**” ou “**polar dissolve polar e apolar dissolve apolar**”. É possível concluir, portanto, que a água não é um solvente universal: dissolve bem as substâncias polares, mas há muitas substâncias apolares (como o iodo) que não consegue dissolver.

A dissolução é um fenómeno de superfície em que é necessário um contato íntimo entre soluto e solvente. Por isso, é um processo que pode ser demorado, sobretudo em situações em que o solvente e o soluto estão em estados físicos diferentes. No caso mais vulgar da dissolução de um sólido em água, o contato entre as moléculas de água e o sólido que se pretende dissolver nem sempre é fácil. Todos os procedimentos que possam facilitar esse contato fazem com que a substância se dissolva mais depressa, como, por exemplo:



Figura 3 – Redução prévia do tamanho das partículas do sólido (o ideal é que esteja em pó)



Figura 4 – Agitação (para facilitar ainda mais o contato entre o sólido e o solvente)



MINISTÉRIO DA AGRICULTURA,
FLORESTAS E DESENVOLVIMENTO RURAL



INSTITUTO DO EMPREGO
E FORMAÇÃO PROFISSIONAL



INSTITUTO DA
MOBILIDADE E DOS
TRANSPORTES, I.P.



www.regibio.com

REGIBIO - FORMAÇÃO E CONSULTADORA, LDA.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança - PORTUGAL • Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO PORTO: Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto • Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO: Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu, n.8 B, 3400-136 Oliveira do Hospital • Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL: Av. Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa • Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - geralsul@regibio.com

Solubilidade e Produto de Solubilidade

Solubilidade

Consideremos a dissolução de açúcar num gobelé com água. A partir de certa quantidade não é possível dissolver mais açúcar (fica sólido por dissolver), por mais que se agite ou se aqueça a solução. Obteve-se uma **solução saturada** em açúcar. Este fenómeno verifica-se em todas as dissoluções: há uma quantidade máxima de soluto que é possível dissolver numa determinada quantidade de solvente; quando essa quantidade é atingida a solução fica saturada e o excesso de soluto fica por dissolver.

13

Chama-se **solubilidade, s** , à quantidade máxima de soluto que se dissolve numa determinada quantidade de solvente, a uma dada temperatura.

A solubilidade de um sólido num dado solvente líquido é atingida quando se estabelece um equilíbrio entre dois processos opostos: a **dissolução**, em que as partículas do sólido se dispersam no seio do solvente, e a **precipitação**, em que as partículas dissolvidas se reagrupam para regenerar o sólido. Note-se que é um equilíbrio diferente daqueles a que estamos habituados, uma vez que as espécies em equilíbrio estão em fases diferentes: em fase líquida (a solução) e em fase sólida (o sólido). Um equilíbrio deste tipo denomina-se **equilíbrio heterogéneo**.

Se a quantidade de composto dissolvido for inferior à sua solubilidade, a solução não está saturada: ainda é possível dissolver mais sólido, dizendo-se que é uma **solução não saturada**.

Por vezes é possível dissolver uma quantidade de composto superior à existente numa solução saturada, obtendo-se uma **solução sobressaturada**; a

situação atingida é instável, podendo ocorrer a qualquer momento a precipitação do excesso de composto dissolvido.



14

Figura 5 – Uma solução sobressaturada é instável; uma pequena perturbação (por exemplo o toque da superfície do líquido com uma vareta) pode provocar a imediata precipitação do soluto em excesso.

É possível verificar se uma solução está saturada, insaturada ou sobressaturada, observando o que acontece quando se lhe adiciona uma quantidade extra de soluto:

- solução não saturada – o soluto dissolve-se;
- solução saturada – o soluto não se dissolve;
- solução sobressaturada – fica mais soluto por dissolver do que o que se adicionou.

Nota 1: os conceitos de **solução saturada** e **solução concentrada** são diferentes. Por exemplo, uma solução saturada numa substância muito pouco solúvel tem uma concentração muito baixa nessa substância; pelo contrário, se uma substância for muito solúvel a sua concentração em solução pode ser elevada e mesmo assim a solução pode ainda não estar saturada.

Nota 2: a solubilidade é um conceito relativo, que depende do solvente considerado e da temperatura; quando nada se diz este respeito, parte-se do princípio de que o solvente é a água a 25 °C.

Efeito da temperatura na solubilidade

A solubilidade de um soluto é, como foi referido, igual à quantidade máxima

de soluto que se dissolve numa determinada quantidade de solvente, a uma dada temperatura. De facto, a solubilidade pode variar com a temperatura, pelo que o valor da temperatura deve ser sempre indicado.

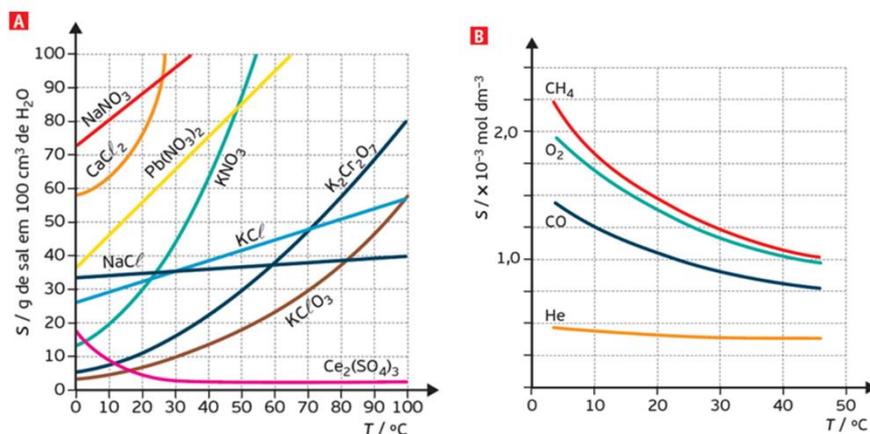


Figura 6 – Efeito da temperatura na solubilidade em água de alguns sais (A) e de compostos gasosos (B).

Em geral, a solubilidade dos sais em água aumenta com a temperatura. Uma das exceções é o sulfato de cério (III), $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, como se pode observar na figura 6. Pelo contrário, a solubilidade dos gases em água diminui quando a temperatura aumenta (por isso as bebidas gasosas libertam muito mais dióxido de carbono quando estão quentes do que quando estão frias).

Solubilidade de sais em água

A solubilidade de compostos iónicos pode ser determinada em laboratório, calculando a quantidade de composto que se dissolve numa certa quantidade de água. Embora o conceito de grau de solubilidade seja bastante relativo, poder-se-á considerar uma divisão dos compostos em:

- **solúveis** (muito solúveis e medianamente solúveis);
- **insolúveis**, quando têm uma solubilidade muito pequena.

A partir de valores determinados experimentalmente, verificou-se que a solubilidade de alguns compostos iónicos está relacionada com o posicionamento na Tabela Periódica dos elementos que constituem os seus iões. Tal facto permitiu a criação de tabelas como a que é apresentada seguidamente:

Iões que, em geral, originam compostos iónicos solúveis	Exceções
Catiões sódio, Na^+ , potássio, K^+ , e amónio, NH_4^+	Perclorato de potássio, KClO_4
Aniões cloreto, Cl^- , brometo, Br^- , e iodeto, I^-	Sais dos catiões prata, Ag^+ , chumbo(II), Pb^{2+} e dimercúrio(I), Hg_2^{2+}
Anião sulfato, SO_4^{2-}	Sulfatos diversos: de cálcio, CaSO_4 ; de estrôncio, SrSO_4 ; de bário, BaSO_4 ; de chumbo(II), PbSO_4 ; de prata, Ag_2SO_4 , e de dimercúrio(I), Hg_2SO_4
Aniões nitrato, NO_3^- , clorato, ClO_3^- , perclorato, ClO_4^- , e acetato, CH_3COO^-	Perclorato de potássio, KClO_4 , acetato de dimercúrio(I), $\text{Hg}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2$

Iões que, em geral, originam compostos iónicos pouco solúveis	Exceções
Anião hidróxido, OH^-	Hidróxidos de metais alcalinos e de estrôncio e bário são solúveis
Aniões fosfato, PO_4^{3-} , carbonato, CO_3^{2-}	Sais dos catiões de metais alcalinos e de amónio são solúveis
Aniões sulfureto, S^{2-}	Sais dos catiões de metais alcalinos e alcalinoterrosos e de amónio são solúveis

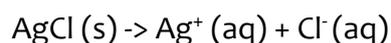
Tabela 1 – Sais solúveis e insolúveis

Produto de solubilidade

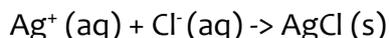
Será que todos os sais insolúveis têm o mesmo “grau de insolubilidade”, ou haverá uns que são mais insolúveis do que os outros?

Na verdade há sais insolúveis com solubilidades muito diferentes, o que tem algumas aplicações práticas importantes.

Consideremos que se coloca em água cloreto de prata, AgCl , que é um sal insolúvel (ver tabela 1). O termo insolúvel não significa solubilidade zero, mas sim uma solubilidade muito pequena, pelo que terá havido uma pequena quantidade de cloreto de prata que se dissolveu:



À medida que o AgCl se dissolve, vão aumentando as concentrações do anião cloreto e do catião prata na solução. Claro que estes dois iões em solução também podem reagir um com o outro para regenerar o cloreto de prata, um processo a que se chama **precipitação**:



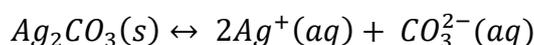
Com o tempo, a velocidade de dissolução do AgCl tem tendência a baixar e a velocidade de precipitação tem tendência a aumentar, uma vez que as concentrações dos iões também estão a aumentar.

Por fim, é atingido o estado de equilíbrio, quando a velocidade das duas reações se torna igual. É, portanto, um equilíbrio dinâmico, em que o sólido se está a dissociar nos seus iões e estes se ligam para formar o sólido:



É o chamado **equilíbrio de solubilidade**, que tem a particularidade de ser um **equilíbrio heterogéneo**, uma vez que as espécies em equilíbrio se encontram em fases diferentes: os iões na fase líquida e o sal na fase sólida.

Consideremos o seguinte equilíbrio:



Em que pretendemos calcular a constante do equilíbrio de solubilidade do carbonato de prata, Ag_2CO_3 , sabendo que a solubilidade deste sal em água é igual a $1,15 \times 10^{-4}$ mol/dm³. Para o fazer, começamos por escrever a expressão da constante deste equilíbrio:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+(\text{aq})]^2 \times [\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})]}{[\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s})]}$$

O denominador da constante é a concentração de carbonato de prata sólido. Ora, é evidente que a concentração de um sólido puro é sempre constante, qualquer

que seja a quantidade de sólido. Se esse valor constante for combinado com K, obtém-se uma nova constante, denominada **constante de produto de solubilidade**, ou, simplesmente, **produto de solubilidade**, uma vez que tem a forma de um produto e que se representa por K_{ps} .

$$K_{ps}(Ag_2CO_3) = [Ag^+(aq)]^2 \times [CO_3^{2-}(aq)]$$

18

Produto de solubilidade (K_{ps}) – produto das concentrações dos iões existentes numa solução saturada, elevadas aos respetivos coeficientes estequiométricos na equação de equilíbrio.

Para determinar o produto de solubilidade do sal, recorre-se a uma tabela “IVE”. Representando por S a solubilidade do sal (em mol/dm³)

c (mol/dm ³)	$Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$		
Inicial	Constante	0	0
Varição	---	+ 2S	+ S
Equilíbrio	Constante	2S	S

Substituindo estes valores na expressão do K_{ps} :

$$K_{ps}(Ag_2CO_3) = (2S)^2 \times S = 4S^3 = 4 \times (1,15 \times 10^{-4})^3 = 6,08 \times 10^{-12}$$

Como se viu no exemplo apresentado, existe uma relação direta entre a solubilidade e o produto de solubilidade, pelo que se for conhecido o valor de uma destas grandezas é possível calcular o valor da outra.

Comparação de solubilidades usando os valores de K_{ps}

O produto de solubilidade, para além de permitir determinar de um modo simples a solubilidade de um sal pouco solúvel, pode ser utilizado para comparar diretamente as solubilidades de vários sais, ou seja, para responder à seguinte questão: dados vários compostos pouco solúveis, qual será o mais insolúvel?

Para sais com uma composição estequiométrica idêntica, o sal menos solúvel é o que tem um menor valor de K_{ps} .

Mas será sempre possível comparar solubilidades a partir dos valores de K_{ps} ? A resposta é não. Para sais com composições estequiométricas diferentes, a relação entre as solubilidades pode ser diferente da relação entre os K_{ps} .



ENTIDADE FORMADORA CERTIFICADA

REPÚBLICA PORTUGUESA

MINISTÉRIO DA AGRICULTURA,
FLORESTAS E DESENVOLVIMENTO RURAL

INSTITUTO DO EMPREGO
E FORMAÇÃO PROFISSIONAL

IMT INSTITUTO DA
MOBILIDADE E DOS
TRANSPORTES, I.P.

ACT
AUTORIDADE PARA AS
COMUNICAÇÕES DO TRABALHO

ORDEM
dos CONTABILISTAS
CERTIFICADOS

www.regibio.com

REGIBIO - FORMAÇÃO E CONSULTADORA, LDA.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança - PORTUGAL • Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO PORTO: Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto • Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO: Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu, n.8 B, 3400-136 Oliveira do Hospital • Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL: Av. Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa • Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - geralsul@regibio.com

Reações de precipitação

Muitas vezes quando se misturam dois sais solúveis ocorre uma reação química da qual resulta um sal pouco solúvel. O sal pouco solúvel que se forma origina um depósito sólido que se chama **precipitado**.

As reações em que se formam sais pouco solúveis que originam precipitados chamam-se **reações de precipitação**.

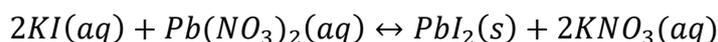
Seguem-se dois exemplos de reações de precipitação que ocorrem no laboratório:

- quando se mistura iodeto de potássio e nitrato de chumbo dissolvidos em água, observa-se a formação de um sólido amarelo que se vai depositando no tubo de ensaio. Os dois sais solúveis, iodeto de potássio, KI, e nitrato de chumbo, $Pb(NO_3)_2$,



Figura 7 – Uma reação de precipitação

Ocorre uma reação de precipitação representada pela seguinte equação química



- quando se mistura cloreto de sódio e nitrato de prata, dissolvidos em água, observa-se a formação de um sólido branco que se vai depositando no tubo de ensaio.

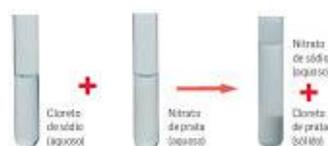
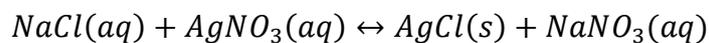


Figura 8 – Uma reação de precipitação

Também neste caso os dois sais solúveis cloreto de sódio, NaCl, e nitrato de prata, AgNO₃, em contato originam um sal pouco solúvel, cloreto de prata, AgCl, e outro sal solúvel nitrato de sódio, NaNO₃. Ocorre outra reação de precipitação representada pela seguinte equação química:



Fatores que influenciam a solubilidade dos sais

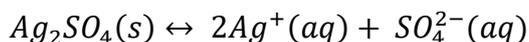
A única variável que afeta o valor das constantes de equilíbrio é a temperatura. Por isso, um valor de K_{ps} só tem significado se for indicada a temperatura a que foi calculado.

Mas há outras formas de modificar o estado de equilíbrio, e que podem ser explicadas pela Lei de Le Chatelier. Seguidamente vão ser analisadas três dessas formas: o efeito do ião comum, o efeito do pH do meio e o efeito da complexação.

23

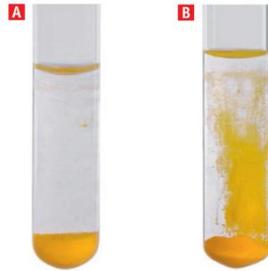
Efeito do ião comum

Consideremos, por exemplo, o equilíbrio de solubilidade do sulfato de prata em água:



Se forem adicionados à solução sais solúveis que contenham o catião prata, Ag^+ , ou o anião sulfato, SO_4^{2-} , (os iões comuns), o equilíbrio evolui no sentido de contrariar essa alteração, ou seja, no sentido inverso (da direita para a esquerda); portanto, vai haver uma diminuição da solubilidade deste composto.

Esta evolução também pode ser explicada utilizando o quociente de reação, Q . De facto, quando um sal está em equilíbrio com os seus iões em solução, $Q = K_{ps}$. A adição à solução de um dos iões comuns implica que Q se torne maior do que K_{ps} . Então, para que estes dois valores voltem a ficar iguais, é necessário que Q diminua, ou seja, que a concentração dos iões baixe, o que equivale ao deslocamento do equilíbrio para a esquerda. Chama-se “efeito do ião comum” à diminuição da solubilidade de um sal por adição à solução de um dos iões que o constituem.



24

Figura 9 - Se a uma solução saturada de cromato de chumbo (A) se adicionar anião cromato o equilíbrio deslocar-se-á no sentido da precipitação, aumentando a quantidade de sólido em equilíbrio com a solução (B).

Efeito do pH do meio

Se algum dos iões em que um composto se pode dissociar tiver propriedades ácidas ou alcalinas, a concentração desse ião irá variar com o pH do meio. Tal variação, tendo em consideração a Lei de Le Chatelier, vai afetar o valor da solubilidade.

Se um sal for formado por iões neutros, a sua solubilidade é independente do pH.

Formação de complexos

A complexação é outro tipo de reação em que podem estar envolvidos os iões resultantes da dissociação de um sal. Se algum desses iões for complexado, a sua composição baixa, pelo que a solubilidade do sal aumenta.

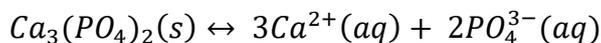
Um **ião complexo** é uma espécie em que um catião metálico central está ligado a uma ou mais moléculas ou iões.

A solubilização e a precipitação são fenómenos naturais

A solubilização e a precipitação são fenómenos que ocorrem normalmente na Natureza, inclusivamente nos seres vivos.

Por exemplo, o ataque resultante do esmalte dos dentes pelos alimentos

ácidos é uma reação de solubilização. Embora o esmalte tenha uma composição muito complexa, consideremos o seu componente principal, o fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$. A dissolução do fosfato de cálcio em água pode ser traduzida pela equação:



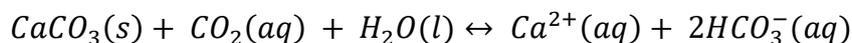
Como o anião fosfato, PO_4^{3-} é uma base, tem tanto mais tendência para reagir quanto mais ácido for o meio, pelo que a solubilidade do fosfato de cálcio aumenta com a acidez.

Como exemplo de uma reação de precipitação que pode ocorrer no nosso organismo pode referir-se a formação de cálculos renais, também designados por “pedras nos rins”. É um fenómeno que resulta da existência de concentrações elevadas de certos iões na urina, como o catião cálcio. A maior parte dos cálculos renais são formados por oxalato de cálcio, CaC_2O_4 .

Na Natureza, um exemplo notável da dissolução e precipitação de sais são as estalactites (pendentes do teto) e as estalagmites (que se desenvolvem a partir do chão). Estas formações calcárias podem ser observadas em muitas grutas e, por vezes, apresentam formas verdadeiramente espetaculares.

Como se formam e como crescem as estalactites e as estalagmites?

A formação de estalactites e de estalagmites está relacionada com o carbonato de cálcio, $CaCO_3$, que é o principal constituinte das denominadas rochas calcárias. As águas subterrâneas, contendo CO_2 , dissolvido atacam lentamente esse tipo de rochas, transformando o carbonato em hidrogenocarbonato:



Como o hidrogenocarbonato de cálcio é um pouco mais solúvel do que o carbonato de cálcio, as rochas calcárias vão sendo lentamente corroídas pela água subterrânea, com a formação de grutas. Quando a água atinge uma gruta liberta

dióxido de carbono para a atmosfera da gruta. Nessa altura o equilíbrio anterior desloca-se para a esquerda (lei de Le Chatelier) e dá-se a precipitação do carbonato de cálcio. Muitas vezes, a água entra nas grutas pelo teto, escorrendo sob a forma de pingos, e é a lenta precipitação do carbonato de cálcio, acumulada ao longo de milhares e milhares de anos, que acaba por dar origem às estalactites e às estalagmites. Por vezes, as duas formações acabam por se juntar, formando colunas.

Mineralização e desmineralização de águas

Dureza das águas

A **dureza de uma água** está relacionada com a quantidade de sais de metais alcalinoterrosos (cálcio e magnésio, pertencentes ao segundo grupo da tabela periódica) e de alguns metais pesados (ferro, alumínio e manganês) que a água contém. Atendendo a que o carbonato de cálcio é o principal sal responsável pela dureza da água, esta é expressa, geralmente, em partes por milhão (ppm) ou em miligramas por litro (mg/L) de carbonato de cálcio, CaCO_3 . Estas duas unidades de concentração são equivalentes, se a densidade relativa da água for igual a 1.

27

Atendendo à sua dureza, as águas podem ser classificadas como macias, moderadamente duras, duras ou muito duras (tabela 2)

Classificação	Dureza [CaCO_3] mg/dm ³
Água macia	<75
Água moderadamente dura	75-150
Água dura	150-300
Água muito dura	>300

Tabela 2 – Classificação das águas

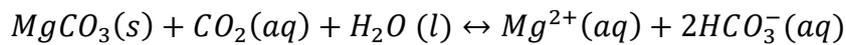
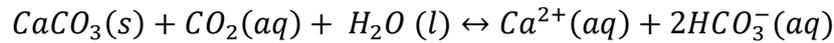
A dureza das águas e a composição química dos solos

A dureza de uma água está intimamente relacionada com a natureza geológica dos terrenos que atravessa. Nas regiões calcárias o constituinte principal das rochas é o CaCO_3 , e nas regiões dolomíticas é o $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$. Por isso, nessas regiões as águas são, geralmente, bastante duras, uma vez que contêm quantidades apreciáveis de catião cálcio e de catião magnésio. Pelo contrário, nas regiões

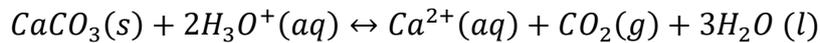
graníticas as rochas são muito pouco solúveis em água, pelo que as águas têm concentrações salinas muito baixas, sendo predominantemente macias.

As águas subterrâneas têm um contato mais íntimo e mais prolongado com as formações geológicas, pelo que, em geral, são mais duras do que as águas superficiais. É frequente terem uma maior quantidade de dióxido de carbono dissolvido, o que lhes confere um caráter mais ácido e, portanto, um maior poder solubilizante sobre as rochas calcárias.

28



No caso da queda de chuvas ácidas, o efeito solubilizante sobre os solos é ainda mais pronunciado:



Refira-se, por fim, que algumas indústrias químicas e de extração mineira podem ser responsáveis pela produção de águas residuais bastante duras.

Efeitos associados à dureza das águas

- **Na saúde humana** – as águas duras são uma fonte significativa de cálcio e magnésio, no que se refere à cobertura das nossas necessidades nutricionais. Mais ainda, há indícios de que os consumidores de águas duras têm menos problemas cardiovasculares. Pode-se concluir, portanto, que as águas duras são boas para beber e cozinhar;

- **No uso doméstico** – as águas duras são muito piores nas lavagens, para além de haver um maior consumo de sabão, produz-se pouca espuma e forma-se um depósito (a espuma), que fica agarrada à roupa e aos recipientes de lavagem (bacias, banheiras, etc);

Na indústria - a nível industrial, a formação de depósitos resultante da utilização de águas muito duras pode provocar problemas, como a diminuição da eficiência em sistemas de aquecimento ou de arrefecimento e a corrosão dos equipamentos, que pode levar ao rompimento de tubagens e a explosões.

Formas de minimizar os efeitos da dureza das águas

A formação de depósitos associada à utilização de águas duras é um problema que pode ser resolvido de duas formas: por redução da dureza da água ou por adição de certos produtos que impedem a precipitação dos carbonatos de cálcio e de magnésio.

- Redução da dureza de uma água usando sistemas de permuta iónica

A forma mais vulgar de remoção dos catiões cálcio e magnésio de uma água dura consiste em fazer passar essa água através de resinas de permuta de catiões, na forma sódica, isto é, resinas que têm uma parte aniónica ligada a catiões sódio. Quando as resinas são atravessadas por uma água dura, os catiões cálcio e magnésio vão ocupar o lugar dos catiões sódio e estes são arrastados pela água. Obtém-se, assim, uma água macia, uma vez que os catiões cálcio e magnésio foram substituídos pelo catião sódio, o qual não forma sais insolúveis.

As resinas vão perdendo capacidade de permuta iónica à medida que os seus catiões sódio vão sendo substituídos por catiões cálcio e magnésio. A certa altura as resinas têm de ser regeneradas, um procedimento que consiste em fazê-las atravessar por uma solução aquosa concentrada de um sal de sódio solúvel, como, por exemplo, o cloreto de sódio.

A redução da dureza por permuta iónica pode dar origem a um novo problema: o excesso de catião sódio na água. Por isso, a concentração deste ião tem que ser devidamente controlada, de modo a garantir que não ultrapassa os 300 mg/L,

valor acima do qual se pode tornar prejudicial à saúde.

- Redução dos efeitos da água dura por aditivos anticalcário

Outra forma de impedir a formação de depósitos calcários nas lavagens consiste em adicionar aos detergentes agentes de complexação, que reagem com o catião cálcio e o catião magnésio formando complexos solúveis. Deste modo esses catiões deixam de estar disponíveis para precipitar sob a forma de carbonatos. Um produto muito usado com esta finalidade é o EDTA, um ácido tetraprótico, que se pode representar de uma forma simplificada por H_4Y . A forma desprotonada deste ácido, Y^{4-} , reage com o catião cálcio ou com o catião magnésio, com a formação de complexo solúveis:



Os catiões cálcio e magnésio ficam “imobilizados” nestes complexos, deixando de ser possível a precipitação dos respetivos carbonatos.

Obtenção de água doce por dessalinização

Nos últimos 50 anos, o aumento da poluição, o crescimento da população e as alterações climáticas reduziram em mais de 50% a quantidade de água potável disponível por habitante.

A necessidade de obtenção de água doce a partir da água do mar é especialmente importante em muitas regiões áridas e em certas ilhas, onde não existem fontes suficientes de água doce. No entanto, este problema também se tem vindo a agravar nas regiões mais industrializadas, havendo cidades que já estão a começar a preparar os seus próprios sistemas de dessalinização de água do mar.

A **dessalinização** é um processo caro, uma vez que requer uma grande quantidade de energia para remover os sais existentes na água do mar. Não admira,

por isso, que o maior número de instalações de dessalinização se situe no médio Oriente: por um lado é uma zona onde há escassez de água doce; por outro lado, o mar está próximo e o custo de energia é mais baixo, dada a existência de grandes quantidades de petróleo.

Apesar de existirem diversos métodos para a dessalinização de água do mar, os dois métodos mais utilizados atualmente são a destilação e a osmose inversa.

- Destilação

O processo mais antigo para obter água doce a partir da água do mar é semelhante ao utilizado pela Natureza. No entanto, em vez de se dar a evaporação lenta da água por ação dos raios solares, transformando-se posteriormente em chuva, procede-se à sua vaporização por destilação, um processo muito mais rápido de obter água no estado de vapor.

O método de dessalinização da água do mar por destilação usado atualmente é a **evaporação flash**, assim denominada porque a vaporização da água é praticamente instantânea (como um flash): a solução líquida é aquecida e, quando está perto do seu ponto de ebulição, reduz-se bruscamente a pressão, o que faz com que se vaporize instantaneamente (o abaixamento de pressão faz baixar o ponto de ebulição). Como se pode observar no esquema apresentado na figura 10, o processo é muito simples, com a vantagem de o calor libertado durante a condensação do vapor ser aproveitado para começar a aquecer a água salgada que está a entrar continuamente no sistema.

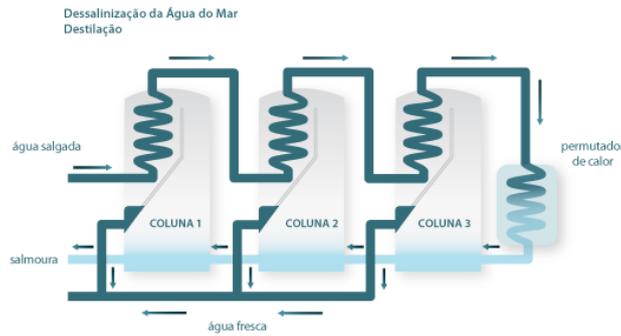


Figura 10 – Dessalinização da água do mar usando a evaporação “flash”

- Osmose inversa

A **osmose** é um processo que ocorre espontaneamente quando duas soluções estão separadas entre si por uma membrana semipermeável (pode ser atravessada pelo solvente mas não pelos solutos). A deslocação de solvente através da membrana dá-se do lado onde a concentração de solutos é menor para o lado onde a concentração de solutos é maior. No final, o nível do solvente é mais elevado do lado em que o soluto é mais concentrado (a pressão osmótica é dada pela diferença de altura do líquido de um e do outro lado da membrana).

O processo natural de osmose pode ser invertido desde que se aplique do lado onde o líquido está mais elevado uma força superior à correspondente pressão osmótica. Nesse caso, o fluxo de solvente dá-se em sentido oposto e o processo tem a designação de **osmose inversa**. (figura 11)

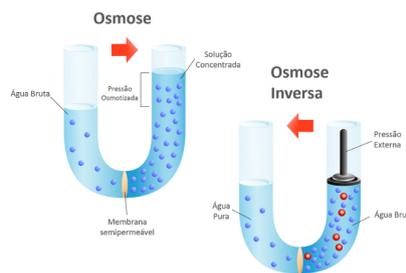


Figura 11 – Osmose e osmose inversa

A dessalinização por osmose inversa é mais barata, mais rápida e mais fácil de executar do que a destilação; no entanto, apresenta algumas desvantagens que é preciso ter em consideração:

- não é fácil produzir membranas permeáveis à água e impermeáveis às substâncias dissolvidas na água do mar, que consigam durar muito tempo nas condições de pressão em que têm de funcionar;
- na dessalinização de água do mar em grande escala é frequente o entupimento dos poros das membranas ao fim de algum tempo;
- as lavagens têm que ser muito frequentes, dada a rápida acumulação das partículas sólidas do lado da membrana que está em contato com a água do mar.

A água dessalinizada pode ser usada para fins domésticos, na indústria, na irrigação agrícola, em centrais de produção de energia, na reposição de lençóis naturais de água e para muitos outros fins. No entanto, para ser utilizada como bebida (água potável) tem que ser posteriormente sujeita a tratamentos apropriados, de forma a ficar dentro dos parâmetros normais (VMR) estabelecido para águas potáveis.



ENTIDADE FORMADORA CERTIFICADA

REPÚBLICA PORTUGUESA

MINISTÉRIO DA AGRICULTURA,
FLORESTAS E DESENVOLVIMENTO RURAL

INSTITUTO DO EMPREGO
E FORMAÇÃO PROFISSIONAL

IMT INSTITUTO DA
MOBILIDADE E DOS
TRANSPORTES, I.P.

ACT
AUTORIDADE PARA AS
COMUNICAÇÕES DO TRABALHO

ORDEM
dos CONTABILISTAS
CERTIFICADOS

www.regibio.com

REGIBIO - FORMAÇÃO E CONSULTADORA, LDA.

SEDE: Largo de São Tiago, n.º 15, 5300-689 Bragança - PORTUGAL • Tel (+351) 273 329 001/2 • Fax (+351) 273 329 003 • @ - geral@regibio.com

DELEGAÇÃO PORTO: Rua Júlio Dinis, n.º 561, 2.º Dto, sala 202, 4050-325 Porto • Tel (+351) 220 158 079 • Fax (+351) 220 937 421 • @ - geralnorte@regibio.com

DELEGAÇÃO CENTRO: Av. Dr. Adelino Júnior Mendes Abreu, n.8 B, 3400-136 Oliveira do Hospital • Tel (+351) 238 692 308 • Fax (+351) 238 094 031 • @ - geralcentro@regibio.com

DELEGAÇÃO LVT/SUL: Av. Fontes Pereira de Melo, n.º 30, 4.º andar, 1050-122 Lisboa • Tel (+351) 211 569 890 • Fax (+351) 211 313 902 • @ - geralsul@regibio.com

Bibliografia e Fontes

BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

<https://auladigital.leya.com>

<http://labvirtual.eq.uc.pt>

<https://www.petrochem.pt>

35

Figura 1 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Figura 2 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Figura 3 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Figura 4 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Figura 5 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Figura 6 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Figura 7 – <https://auladigital.leya.com>

Figura 8 – <https://auladigital.leya.com>

Figura 9 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel; RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Figura 10 - <http://labvirtual.eq.uc.pt>

Figura 11 – <https://www.petrochem.pt>

Tabela 1 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel;
RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

Tabela 2 - BARROS, Aquiles Araújo; MIGUELOTE, Lúcia; ROCHA, Maria Isabel;
RODRIGUES, Carla (2014) Química 11, Porto: Areal Editores.

