



Universidade de Aveiro
2013

Departamento de Química

**Maria José Rangel e
Osório de Valdoleiros**

**Material Didático para o Curso Profissional de
Análise Laboratorial**



Maria José Rangel e Osório de Valdoleiros **Material Didático para o Curso Profissional de Análise Laboratorial**

Dissertação apresentada à Universidade de Aveiro para cumprimento dos requisitos necessários à obtenção do grau de Mestre em Química Analítica, ramo Química Analítica e Qualidade, realizada sob a orientação científica da Doutora Maria Eduarda Bastos Henriques dos Santos, Professora Auxiliar do Departamento de Química da Universidade de Aveiro e da Doutora Maria Isabel Queiroz de Macedo, Professora Auxiliar do Departamento de Química da Universidade de Aveiro

À tua memória, porque foste importante para mim e sempre que alguém mencionar o teu nome, eu sei que irei viajar até ti.

o júri

presidente

Prof^o. Doutor Artur Manuel Soares da Silva

Professor Catedrático do Departamento de Química da Universidade de Aveiro

Prof^a. Doutora Maria Isabel Queiroz de Macedo

Professora Auxiliar do Departamento de Química da Universidade de Aveiro

Prof^a. Doutora Olga Manuela Simão Filipe

Professora Adjunta do Departamento: Ciências Exatas e do Ambiente da Escola Superior Agrária de Coimbra

agradecimentos

No decorrer deste trabalho foram muitas as pessoas que me apoiaram, incentivaram e contribuíram para a sua realização, às quais não posso deixar de manifestar o meu mais sincero obrigada:

Às minhas orientadoras Prof^a Doutora Eduarda Santos e Prof^a Doutora Isabel Macedo pela orientação científica, pela atenção dispensada, pela preciosa ajuda, pelos caminhos que me levaram a percorrer... um muito obrigada.

Ao Prof^o. Doutor Artur Silva pela pessoa excepcional.

À Prof^a. Doutora Ana Cavaleiro pelas suas palavras de amizade e de estímulo.

Ao Prof^o. Doutor Augusto Tomé por aquela “famosa carta”.

À Dra. Teresa Caldeira pela atenção que sempre me dispensou

Aos meus amigos e colegas Teresa Páscoa e Hugo Martinho pela sua preocupação com a elaboração do meu horário.

À minha sobrinha Inês um “obrigada miúda”.

Um obrigada muito especial à minha família por todo o apoio e paciência e essencialmente por que sem eles eu era “nada”.

palavras-chave

Contextualização, abordagem por projeto, qualidade de água para consumo humano

resumo

Esta dissertação tem como objetivo a elaboração de materiais didáticos para os alunos dos Cursos Profissionais de Técnico de Análise Laboratorial. O objetivo principal é colmatar lacunas que se verificam pela inexistência de manuais, permitindo uma melhor articulação entre o espaço da sala de aula e as tarefas realizadas pelos estudantes fora desta.

O material didático gira em torno do tema “Qualidade da Água” pois é uma unidade temática que se adapta à motivação dos alunos.

Para minimizar as dificuldades inerentes ao ensino da Química, mais concretamente, ao de Análises Químicas elaborou-se um projeto que envolve o controlo de alguns parâmetros físico-químicos da água para consumo humano. Os conceitos e métodos analíticos que normalmente são apresentados de modo fragmentado passam a ser naturalmente necessários à continuação do projeto, contextualizando desta forma o conhecimento.

Este trabalho encontra-se em três capítulos. O primeiro capítulo é uma introdução aos cursos profissionais em geral particularizando-se de seguida para curso de Análise Laboratorial. O segundo capítulo incide sobre metodologias de ensino onde sugerimos a metodologia de projeto para o desenvolvimento do tema central e apresentamos sugestões para o aperfeiçoamento do mesmo. No terceiro capítulo apresentamos materiais de suporte à lecionação de algumas unidades didáticas.

keywords

Contextualization, project approach, quality of human consumption water

abstract

The aim of this project is to create didactic supporting material for students attending vocational, education and training of laboratorial analysis technician. Given the lack of manuals and text books, the main goal of this work is to allow a better coordination between the classroom activities and the tasks done by students outside the classroom.

The supporting material is about water quality, a theme that adapts to the student motivation.

To minimize the difficulties associated with the teaching of chemistry and, more specifically, chemical analysis, we created a project concerning the control of some physical and chemical parameters of the water used for human consumption. The concepts and analytical methods that are normally fragmented become naturally necessary for the project maintenance, in this way contextualizing the knowledge.

This work is divided in three chapters. The first chapter is an introduction to professional courses in general and laboratorial analysis in particular. The second chapter is about teaching methodologies, where we suggest the project methodology for the development of the core topic and introduce suggestions for its improvement. In the third chapter, we present supporting materials to the teaching of some didactic units.

ÍNDICE

LISTA DE SIGLAS.....	iv
ÍNDICE DE FIGURAS.....	vi
ÍNDICE DE TABELAS.....	viii
ÍNDICE DE QUADROS	ix
INTRODUÇÃO.....	1

CAPÍTULO I

CURSOS PROFISSIONAIS

1.1 INTRODUÇÃO	4
1.2 PLANO CURRICULAR DOS CURSOS PROFISSIONAIS	5
1.3 AVALIAÇÃO.....	7
1.4 PROVA DE APTIDÃO PROFISSIONAL	9
1.5 CONCLUSÃO DO CURSO.....	10
1.6 CURSO PROFISSIONAL DE TÉCNICO DE ANÁLISE LABORATORIAL.....	11
1.7 A DISCIPLINA DE ANÁLISES QUÍMICAS	13

CAPÍTULO II

CONTEXTUALIZAÇÃO COMO METODOLOGIA DE ENSINO

2.1 INTRODUÇÃO	17
2.2 CONSTRUÇÃO DE UNIDADES DIDÁTICAS NO CONTEXTO “QUALIDADE DA ÁGUA PARA CONSUMO HUMANO”	18
2.2.1 DEFINIÇÃO DA “SITUAÇÃO - PROBLEMA”	18
2.2.2 DEFINIÇÃO DAS UNIDADES DIDÁTICAS	22

CAPÍTULO III

MATERIAL DE SUPORTE À LECIONAÇÃO DE ALGUMAS UNIDADES
DIDÁTICAS

3.1 UNIDADE DIDÁTICA I – SOLUÇÕES.....	24
3.1.1 UNIDADES DE MASSA E VOLUME	24
3.1.2 O QUE SÃO SOLUÇÕES.....	27
3.1.3 FORMAS DE EXPRESSAR A COMPOSIÇÃO QUANTITATIVA DAS SOLUÇÕES	29
3.1.4 PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES	38
3.1.4.1 SOLUÇÕES RIGOROSAS E NÃO RIGOROSAS	39
3.1.4.2 CÁLCULOS PARA A PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES	41
3.1.4.3 MATERIAL PARA PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES	47
3.1.4.4 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL PARA A PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES	57
3.2. UNIDADE DIDÁTICA II – CONCEITO DE CALIBRAÇÃO.....	60
3.3 UNIDADE DIDÁTICA III – RADIAÇÃO ELETROMAGNÉTICA, COR E ESPECTROFOTOMETRIA	69
3.3.1 RADIAÇÃO ELETROMAGNÉTICA.....	69
3.3.2 COR.....	73
3.3.3 ESPECTROFOTOMETRIA	76
3.3.3.1 LEI DE BEER.....	84
3.3.3.2 VALIDADE DA LEI DE BEER.....	87
3.3.3.3 COMO SELECIONAR O COMPRIMENTO DE ONDA ADEQUADO À ANÁLISE DE UM DETERMINADO COMPONENTE	87
3.3.3.4 DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DO FERRO	89
3.4 UNIDADE DIDÁTICA IV – ERROS, EXATIDÃO E PRECISÃO E LIMITE DE DETEÇÃO.....	92
3.4.1 ERROS	93
3.4.2 EXATIDÃO E PRECISÃO	97
3.4.2 LIMITE DE DETEÇÃO.....	99
3.5 UNIDADE DIDÁTICA V – EXPLORAÇÃO DO DEC-LEI 306/2007	101
CONCLUSÃO.....	110

BIBLIOGRAFIA 112

LINKS RECOMENDADOS 116

ANEXO I

Correspondência entre os níveis de qualificação do Quadro Nacional de Qualificações e o tipo de Certificação de Nível não Superior Atualmente Atribuída..... 119

ANEXO II

Ficha de Autoavaliação nos cursos profissionais 120

ANEXO III

EDITAL -Qualidade da Água para Consumo Humano - 1º Trimestre de 2013..... 121

LISTA DE SIGLAS

ASTM – Sociedade Americana para Materiais e Testes

C – Concentração

C_{i-1} - Concentração da solução anterior

CET - Curso de Especialização Tecnológica

C_i – Concentração da solução i

C_m – Concentração da solução mãe

d – Densidade

E – Erro absoluto

EPA – Agência de Proteção Ambiental

E_r – Erro relativo

FCT – Formação em Contexto de Trabalho

IRAR – Instituto Regulador de Águas e Resíduos

IUPAC – União Internacional de Química Pura Aplicada

LBSE – Lei de Bases do Sistema Educativo

m – Massa

m_s – Massa de solução

m_s – Massa de soluto

n – Quantidade de substância

n_s – Quantidade de substância de soluto

PAP – Prova de Aptidão Profissional

TAL – Técnico de Análise Laboratorial

V – Volume

V_{ifinal} – Volume final da solução i

V_{ipip} – Volume de solução i pipetado

VP – Valor paramétrico

V_{pip} – Volume pipetado

x_i – Valor da medida

x_v – Valor considerado como verdadeiro

λ – Comprimento de onda

ÍNDICE DE FIGURAS

Fig. 1 - Perfil tipo do aluno que frequenta os cursos profissionais.....	5
Fig. 2 - Simulação de concentração de uma solução	30
Fig. 3 - Diluições sucessivas	45
Fig. 4 – Diluição de uma solução a partir da solução mãe.....	46
Fig. 5 – Material para medir volumes	48
Fig. 6 – Pipeta volumétrica.....	48
Fig. 7 – Leitura do nível do líquido num tubo estreito	50
Fig. 8 – Soluções com diferentes concentrações preparadas a partir da “solução mãe”	61
Fig. 9 – Comparação da cor da solução amostra com as cores das soluções padrão.....	62
Fig. 10 – Gráfico do sinal em função da concentração	63
Fig. 11 - Folha de Excel para a reta de calibração	65
Fig. 12 – Reta de calibração	66
Fig. 13 – Determinação da concentração da solução de concentração desconhecida	67
Fig. 14- Procedimento para a construção da reta de calibração na calculadora gráfica	68
Fig. 15 – Representação de uma onda.....	70
Fig. 16 – (a) Representação de uma onda com frequência ν_1 e comprimento de onda λ_1 (b) Representação de uma onda com frequência $\nu_2 > \nu_1$ e comprimento de onda $\lambda_2 < \lambda_1$	71
Fig. 17- Espectro eletromagnético.....	72
Fig. 18 – Região visível e respetivas ondas.....	72
Fig. 19 – Decomposição da luz branca através do prisma	73
Fig. 20 – Disco de Newton.....	74

Fig. 21 – Intensidade da radiação antes e depois de atravessar a amostra	77
Fig. 22- Esquema dos componentes principais de um espectrofotômetro	78
Fig. 23 - Esquema de um monocromador de prisma	79
Fig. 24 - Esquema do funcionamento interno de um espectrofotômetro	80
Fig. 25- Relação entre a concentração de uma solução e a luz absorvida	81
Fig. 26 - Relação entre a distância percorrida pelo feixe de luminoso e a luz absorvida pela solução	81
Fig. 27 - Comparação das curvas de absorvância e transmitância em função da concentração.....	82
Fig. 28 -Folha de Excel para o cálculo da absorvância a partir da transmitância	83
Fig. 29 – Gráficos da %T e da absorvância de uma solução de sulfato de cobre em função do caminho ótico	83
Fig. 30 - Gráfico da absorvância em função da concentração.....	87
Fig. 31 – Absorvância de KMnO_4 em função do comprimento de onda.....	88
Fig. 32 - Ilustração da exatidão e precisão	98

ÍNDICE DE TABELAS

Tabela 1 - Distribuição das Horas de Formação.....	6
Tabela 2 – Unidades de massa e volume	25
Tabela 3 - Contagem de algarismos significativos	53
Tabela 4 - Relação aproximada entre absorção de luz e cor	75
Tabela 5 - Diluições a partir da solução padrão de ferro de 10 mg/L.....	91
Tabela 6 – Exemplo de alguns valores paramétricos para águas de consumo humano.....	103
Tabela 7 – Alguns exemplos de frequência mínima de amostragem e de análise da água	104
Tabela 8 - Cores em amostras de água.....	107
Tabela 9 - Amostras analisadas	108
Tabela 10 – Valores paramétricos para a água destinada ao consumo humano.....	108

ÍNDICE DE QUADROS

Quadro 1 - Matriz Curricular dos Cursos Profissionais	6
Quadro 2 – Módulos obrigatórios e seus conteúdos	14
Quadro 3 – Módulos de Aplicação Específica	15
Quadro 4 – Critério de escolha do solvente para o mesmo estado físico da solução	28
Quadro 5 - Critério de escolha do solvente para misturas de dois líquidos	29
Quadro 6 - Formas de exprimir a composição quantitativa de soluções	34
Quadro 7 – Classificação dos reagentes quanto ao grau de pureza	40

INTRODUÇÃO

A prática docente eficaz e motivadora passa pela utilização de recursos, manuais e/ou registos, que incentivem e facilitem aos alunos a construção e consolidação das suas aprendizagens. Como exemplo, podemos referir a preparação de uma aula experimental por um grupo turma. Nesta, é exigida a consulta e estudo de um protocolo experimental e de textos de apoio que ajudem os discentes na integração de conhecimentos, bem como, na observação dos fenómenos que ocorrem e sua explicação.

Desta perceção integral de fenómenos observados no decorrer de experiências, vem o “know how”, tão importante para o futuro desempenho a nível laboral e motivador da necessidade de aquisição de novos conhecimentos.

Nos cursos profissionais os professores deparam-se com alunos com percursos anteriores bastante heterogéneos, por exemplo: alunos provenientes de Cursos de Educação e Formação (CEF) de nível II (equivalente ao 9º ano de escolaridade) nos quais os planos curriculares não contemplam a disciplina de Ciências Físico-Química o que agrava a lecionação de alguns conteúdos por parte do professor da componente técnica; alunos que tenham transitado até ao 9º ano de escolaridade sempre com retenções à disciplina de Ciências Físico-Química.

Em face do exposto, pretendemos fazer a elaboração de materiais didáticos que permitam um enquadramento dos programas lecionados nos cursos profissionais com o trabalho realizado por professores e alunos em sala de aula. Esta tarefa a que nos propomos tem como objetivo colmatar lacunas que se verificam pela inexistência de manuais, programas demasiado exigentes e bibliografia inadequada.

Segundo Hanna Westbroek. (Westbroek, et al. 2010) as atividades para serem significativas devem satisfazer duas condições essenciais: deve-se motivar os alunos para que atinjam uma determinada meta e dar-lhes as ferramentas para a atingir. Ora, regra

geral, os alunos não sabem qual o objetivo de aprenderem determinados conteúdos ou de fazerem determinadas experiências.

A produção de materiais didáticos pode ser considerada como uma sequência de atividades que no mínimo deve envolver, pelo menos, quatro momentos: análise, desenvolvimento, implementação e avaliação.

Ao fazermos a análise estamos a partir de uma apreciação das necessidades dos alunos. Podemos entender as suas necessidades quando levamos em consideração as características pessoais dos alunos, os seus desejos e expectativas. Também para que a aprendizagem ocorra é necessário que o material entregue ao aluno esteja adequado ao seu nível de conhecimento do conteúdo a ser tratado.

O momento de desenvolvimento parte dos objetivos que são definidos depois da análise. Os objetivos devem ser claramente definidos porque ajuda o aluno pois este fica a saber o que se espera dele.

Manter o aluno motivado durante e após a atividade de ensino tem sido uma das grandes metas da educação, especialmente para os cursos profissionais, e é uma das preocupações básicas na construção de materiais didáticos. A atividade deve despertar a sua curiosidade e mantê-lo interessado no tema.

Quando o próprio professor prepara o material para os seus alunos, a implementação dá-se de um modo intuitivo. O professor pode, oralmente, explicar aos seus alunos o que deve ser feito.

A avaliação pode ser feita através da observação direta do trabalho dos alunos com o material que lhes é fornecido, pois o que é mais importante é o que eles fazem.

A contextualização é um fator importante no ensino/aprendizagem, pois quando os conteúdos a serem aprendidos não têm uma ligação a algo que se conheça teremos um ensino/aprendizagem mecânico.

Se o ensino for feito a partir de um contexto apropriado as questões e os problemas surgem com naturalidade para os alunos e, por outro lado, encaram-nos como importantes para a sua aprendizagem.

A qualidade da água de abastecimento público é uma unidade temática que se adapta à motivação dos alunos para atingirem uma determinada meta, proporcionando uma aprendizagem sobre como a química, na verdade, funciona em sociedade sendo ainda esperado que seja um tema que atraia os alunos porque os afeta pessoalmente (Bulte, et al. 2006). Escolhemos assim a temática da qualidade da água para o enquadramento de alguns conteúdos programáticos da disciplina de Análises Químicas do curso profissional de Técnico de Análise Laboratorial.

CAPÍTULO I

CURSOS PROFISSIONAIS

1.1 INTRODUÇÃO

Os cursos profissionais, de acordo com o artigo 6º da LBSE (Lei n.º 46/86, de 8 de Janeiro 1986) “*são uma modalidade do nível secundário de educação que conferem equivalência ao ensino secundário regular¹ e que se caracterizam por promoverem aprendizagens de competências viradas para o exercício de uma profissão*”.

Neste contexto a sua matriz curricular destina-se a incentivar os jovens a completar o 12º ano, motivando-os para a conclusão do ensino secundário, ao mesmo tempo que faz uma transição suave entre a escola e o mundo de trabalho, no qual irão ingressar a breve trecho, uma vez que ao longo da sua formação os alunos irão estagiar em empresas, contando assim com a colaboração de empresas da região para a aplicação prática das suas aprendizagens.

Esta alternativa ao sistema regular tem como público-alvo jovens com idade não superior a 25 anos e o 9º ano de escolaridade (ou equivalente) completo, cujo objetivo imediato é a inserção no mercado de trabalho Estes jovens focalizam os seus interesses em atividades de componente mais prática do que teórica e regra geral pertencem a níveis socioeconómicos desfavorecidos.

Tendo em conta a nossa experiência profissional e a informação a que temos acesso sobre requerimentos de mudanças de matrículas no final do primeiro período ou no final do ano letivo, definiríamos, à priori, o seguinte perfil tipo do aluno que frequenta esta via de ensino:

¹ Considera-se ensino regular os cursos científico-humanísticos

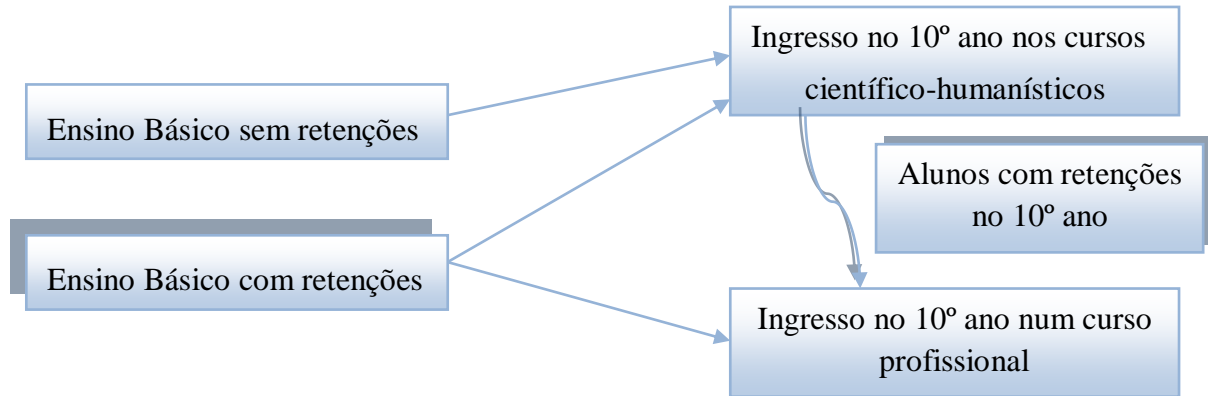


Fig. 1 - Perfil tipo do aluno que frequenta os cursos profissionais

Muitos alunos, tendo tido um percurso escolar mediano (sem retenções), arriscam ingressar num curso científico humanístico de ciências e tecnologias, pois são estes que oferecem um leque mais alargado de escolhas e são socialmente mais valorizados. No entanto, perante as dificuldades que esta área científica apresenta aos alunos, após reiteradas tentativas de obter sucesso, uma percentagem acaba por abandonar a escola ou mudar de percurso formativo, transitando para um curso profissional. O ensino profissional ainda é considerado com um certo desprestígio, porquanto a entrada no mesmo é o resultado de um certo insucesso escolar e é reduzido o número de alunos que escolhe esta via como primeira opção.

1.2 PLANO CURRICULAR DOS CURSOS PROFISSIONAIS

A organização da matriz curricular dos cursos profissionais encontra-se no quadro seguinte:

Quadro 1 - Matriz Curricular dos Cursos Profissionais

COMPONENTES DE FORMAÇÃO	DISCIPLINAS	TOTAL DE HORAS (10º - 11º - 12º)
SOCIOCULTURAL	Português	320
	Língua Estrangeira I, II ou III ²	220
	Área de Integração	220
	Tecnologias de Informação e Comunicação	100
	Educação Física	140
CIENTÍFICA	2 a 3 disciplinas ³	500
TÉCNICA	3 a 4 disciplinas ⁴	1180
	Formação em Contexto de Trabalho (FCT)	420

(Decreto-lei 50/2011, de 8 de Abril 2011)

O total de horas de formação diz respeito aos 3 anos do ciclo de formação sendo a sua gestão da competência da escola.

Exemplificando para o caso da disciplina de Física e Química, integrada na componente de formação científica:

Tabela 1 - Distribuição das Horas de Formação

	10º ANO	11º ANO	12º ANO
ESCOLA A	100	100	---
ESCOLA B	80	80	40

A escola B faz uma distribuição de horas, por ano letivo, sem a preocupação com o facto de esta disciplina estar sujeita a exame nacional, caso o aluno opte por prosseguir estudos.

A componente sociocultural e a Formação em Contexto de Trabalho (FCT)., da componente técnica, são comuns a todos os cursos.

² Se o aluno tiver estudado apenas uma língua estrangeira, no ensino básico, iniciará uma segunda língua

³ Em função das qualificações profissionais a adquirir

⁴ Disciplinas de natureza tecnológica, técnica e prática estruturantes da qualificação profissional visada

A componente sociocultural tem como fim contribuir para a construção da identidade pessoal, social e cultural dos jovens (Decreto Lei n.º 74/2004, de 26 de Março 2004). Dá uma formação base na área da Língua Materna e na Língua Estrangeira. Possui ainda a disciplina de Área de Integração onde são trabalhadas as competências de socialização laboral, trabalho em equipa, decisão participada, relação necessária entre trabalho e formação, numa perspetiva de educação para a cidadania.

A FCT é realizada no segundo e terceiro ano de formação com 210 horas em cada ano. Segundo a Portaria n.º 550 – C/2004, (Portaria n.º 550-C/2004, de 21 de Maio 2004) a FCT “*é um conjunto de atividades profissionais desenvolvidas sob coordenação e acompanhamento da escola e visa a aquisição ou o desenvolvimento de competências técnicas, relacionais e organizacionais relevantes para o perfil de desempenho do formando no final do curso. Realiza-se em posto de trabalho em empresas ou noutras organizações, sob a forma de experiências de trabalho, por períodos de duração variável ao longo da formação, ou sob a forma de estágio, em etapas intermédias ou na fase final do curso*”.

A consecução destes objetivos implica que a responsabilidade formativa seja partilhada entre a escola e outros agentes aptos a proporcionar aos formandos condições de aprendizagem prática em contexto real.

1.3 AVALIAÇÃO

As aprendizagens são organizadas em módulos que permitem uma maior flexibilidade ao longo do percurso escolar, na medida em que a sua escolha fica ao critério do professor. As escolas têm a possibilidade de gerir de forma flexível a inclusão dos módulos ao longo dos cursos nos diferentes anos.

Os módulos são considerados estanques, isto é, o aluno progride sem obrigatoriedade de ter tido aprovação no(s) módulo(s) anteriores. Dependendo dos

Regimentos (instrumento de autonomia) das escolas, é possível que um aluno transite, por exemplo, para o décimo primeiro ano com vários módulos em atraso, não estando especificado por lei nenhum limite máximo. O mesmo não acontece com o ensino regular, em que os alunos não podem transitar de ano com mais de duas disciplinas em atraso.

A avaliação tem que atender às várias dimensões que estruturam a aprendizagem: a diversidade sociocultural dos alunos, os diferentes estilos de aprendizagem, várias competências que o currículo desenvolve e a natureza das áreas do conhecimento e as respetivas tarefas. Deste modo torna-se necessário utilizar uma variedade de técnicas, instrumentos e estratégias de avaliação que demonstrem realmente aquilo que os alunos sabem e são capazes de fazer.

Assim, a avaliação dos módulos das diferentes disciplinas, pode ser feita através de testes escritos e/ou trabalhos de pesquisa, relatórios de trabalhos práticos, relatórios de visitas de estudo, trabalhos de projeto, grelhas de observação. Isto porque tem como pressuposto que é necessário avaliar não só conhecimentos, mas também capacidades, atitudes e valores. É necessário conhecer as características dos processos e não apenas as dos resultados, isto é, avaliar todas as etapas em que se evidencia a progressão do aluno e não somente a classificação dos testes.

O saber ser e estar são muito valorizadas neste tipo de ensino atendendo a que um dos objetivos do curso é a inserção, a curto prazo, no mercado de trabalho. É necessário formar profissionais com competências científicas e técnicas, mas que possuam também um conjunto de atitudes e valores que favoreçam a integração profissional. O seu peso na nota final da disciplina varia de escola para escola, mas é sempre superior à dos cursos científico-humanísticos.

A avaliação da Formação em Contexto de Trabalho (FCT) é contínua e formativa, ou seja, consiste no acompanhamento da aprendizagem de cada aluno, traduzindo-se de forma descritiva e qualitativa.

Para tal utilizam-se grelhas de observação permitindo assim registar a frequência dos comportamentos e observar a progressão dos mesmos. Em geral regista-se a assiduidade, a pontualidade, a iniciativa, o relacionamento interpessoal, o rigor e qualidade do trabalho. Estes parâmetros são obtidos numa escala qualitativa diretamente convertível

numa classificação quantitativa. A avaliação tem também em consideração o relatório de estágio elaborado pelo aluno.

A classificação final totalizará a avaliação da entidade de acolhimento com uma ponderação de 90%, e a avaliação do relatório, com uma ponderação de 10%.

As empresas aparecem como parceiros essenciais no processo de avaliação, em plano de igualdade com as escolas. A informação do responsável pelo estágio é considerada mais importante do que a do orientador da escola.

1.4 PROVA DE APTIDÃO PROFISSIONAL

A Prova de Aptidão Profissional (PAP) é um elemento fundamental no percurso do aluno uma vez que é transdisciplinar, integradora de todos os saberes e capacidades desenvolvidas ao longo da formação e que pretende integrar dois contextos de formação espaço-escola e espaço-mundo de trabalho, contextualizar a formação dos alunos nas realidades locais permitindo um melhor conhecimento destas e dos seus potenciais e aperfeiçoar competências, atitudes e conhecimentos, facilitadores do acesso a um emprego e a uma carreira.

A PAP pode assumir diferentes formas:

projeto pessoal e profissional em que há um investimento de saberes e competências adquiridas ao longo da sua formação e que se desenvolva em articulação direta com o mundo de trabalho;

somatório de pequenos projetos desenvolvidos pelos alunos ao longo dos três anos da formação;

projetos realizados em laboratório, simulação de dados, relacionados com o futuro desempenho profissional;

outras formas que o aluno encontre e que o diretor de curso considere que estão no espírito do regulamento da PAP, tendo a aprovação do Conselho Pedagógico.

A título de exemplo numa determinada Escola os alunos propuseram como tema para a PAP:

Material de medição usado em Laboratórios de Química;

Controlo de Qualidade na indústria agroalimentar;

Doenças e Riscos associadas aos Técnicos de Análise Laboratorial;

Análise do teor de ferro de um comprimido;

Segurança no Laboratório de Química;

Montagem de um Laboratório: requisitos;

Funcionamento e Manutenção de alguns aparelhos em Laboratórios de Química;

Determinação do teor de sacarose em diferentes tipos de laranjas.

A Prova de Aptidão Profissional (PAP) deve assumir o carácter de projeto interdisciplinar e culmina na apresentação perante um júri, das competências e saberes desenvolvidos ao longo da formação.

1.5 CONCLUSÃO DO CURSO

A conclusão do curso obriga à aprovação em todas as disciplinas, na formação em contexto de trabalho (FCT) e na Prova de Aptidão Profissional (PAP) obtendo dois diplomas: um de conclusão de qualificação profissional de nível 4 (Anexo 1), e outro de conclusão de estudos secundários que lhe permite aceder ao ensino superior, mediante a realização de exames previstos no regulamento de acesso ao ensino superior, ou para um curso de especialização tecnológica (CET). Estes cursos têm, portanto, dupla certificação, uma vez que é atribuído o diploma do 12º ano e o diploma de qualificação profissional de nível 4.

Para além do referido, para conclusão do curso deve ser considerada a assiduidade do aluno, a qual não pode ser inferior a 90% da carga horária do conjunto dos módulos de cada disciplina e a 95% da carga horária da Formação em Contexto de Trabalho (FCT).

1.6 CURSO PROFISSIONAL DE TÉCNICO DE ANÁLISE LABORATORIAL

O curso profissional de Técnico de Análise Laboratorial (TAL) foi criado em 2004 e inclui-se na família profissional de Química e na área de Engenharia Química de acordo com a classificação aprovada pela Portaria 316/2001 (Portaria n.º 316/2001, de 2 de Abril 2001). Também se encontra regulamentado no Catálogo Nacional de Qualificações (CNQ) na Área de Atividade de Tecnologias de Processos Químicos e na Saída Profissional de Técnico de Análise Laboratorial (Agência Nacional para a Qualificação e o Ensino Profissional s.d.).

De acordo com a Portaria n.º 890/2004 (Portaria 890/2004, de 21 de Julho 2004) “o técnico de Análise Laboratorial (TAL) é o profissional qualificado para no domínio dos princípios e das técnicas de análise qualitativa, quantitativa e instrumental, realizar ensaios, registar e interpretar os resultados, selecionando os métodos e as técnicas mais adequadas, para aplicação em contexto laboratorial e/ou em processos químicos”.

Segundo a mesma Portaria as atividades fundamentais a desempenhar por estes técnicos são:

- 1. Identificar e realizar os principais ensaios e análises por sector de atividade;**
- 2. Aplicar as técnicas de análise química e selecionar as que melhor se adaptam à resolução de um dado problema;**
- 3. Recolher e preparar amostras de substâncias e produtos a analisar;**
- 4. Realizar ensaios físico-químicos e/ou microbiológicos;**
- 5. Realizar análises qualitativas, quantitativas e instrumentais;**
- 6. Relacionar métodos e técnicas analíticas a cada processo/atividade;**
- 7. Interpretar resultados de ensaios e análises propondo soluções de alteração dos parâmetros;**
- 8. Criticar resultados de ensaios e análises;**
- 9. Realizar tratamento e processamento de dados informaticamente;**
- 10. Medir e controlar variáveis dos processos físico-químicos e/ou biológicos;**

-
11. Colaborar na definição e pôr em prática normas de segurança, saúde e ambiente e qualidade;
 12. Armazenar e classificar produtos químicos tendo em conta a análise de risco do produto;
 13. Realizar a gestão de stocks de reagentes;
 14. Realizar gestão de resíduos tóxicos e/ou perigosos;
 15. Identificar processos e tecnologias dos diversos subsectores da indústria química.
-

(Portaria 890/2004, de 21 de Julho 2004)

Assim, após a conclusão do curso o aluno poderá exercer a sua atividade na indústria química, farmacêutica e agroalimentar e em empresas de análises de qualidade de água, ar e dos solos, comercialização de reagentes químicos ou tratamento de resíduos tóxicos.

A matriz curricular segue o esquema geral que foi apresentada no Quadro 1 (página. 6), comum a todos os cursos profissionais. Neste curso há duas disciplinas da área científica, Matemática (300 h) e Física e Química (200 h), e quatro disciplinas da área técnica: Química Aplicada (250 h), Tecnologia Química (180 h), Qualidade, Segurança e Ambiente (130 h) e Análises Químicas (620 h).

A disciplina de **Química Aplicada** tem como objetivo a compreensão de reações orgânicas e bioquímicas, abordando Química Orgânica, Bioquímica e Microbiologia (Programa da Disciplina de Química Aplicada 2006).

A disciplina de **Tecnologia Química** aborda a tecnologia química industrial com incidência em fluidos e equipamentos utilizados na indústria nomeadamente reatores químicos, colunas de destilação, turbinas industriais (Programa da Disciplina de Tecnologia Química 2006).

A disciplina de **Qualidade, Segurança e Ambiente** para além da metrologia congrega três áreas transversais – Qualidade, Segurança e Ambiente (Programa da Disciplina de Qualidade, Segurança e Ambiente 2006).

A disciplina de **Análises Químicas** será desenvolvida na secção seguinte deste capítulo.

1.7 A DISCIPLINA DE ANÁLISES QUÍMICAS

Esta é a disciplina fundamental do curso, pois o seu objetivo é a abordagem da Química Analítica, nomeadamente no que diz respeito aos parâmetros, técnicas, metodologias e equipamentos a utilizar num determinado processo analítico, quer qualitativo, quer quantitativo. A disciplina tem um cariz essencialmente prático, com a realização de atividades experimentais, imprescindíveis para o aluno aprender a manusear materiais e equipamentos, e a aplicar técnicas de análise laboratorial para que, no final do curso, consiga trabalhar de forma autónoma.

As competências a adquirir, na disciplina de Análises Químicas são, de acordo com o programa oficial:

Compreender os fenómenos científicos e sua estruturação sob a forma de conceitos, leis e teorias;

Conhecer as bases teóricas das diferentes técnicas analíticas;

Identificar os diferentes materiais e equipamentos de laboratório;

Aplicar técnicas de amostragem e de análise baseadas em normas e metodologias;

Desenvolver a capacidade de adaptação a novas técnicas e equipamentos;

Associar os conceitos científicos às suas aplicações nas técnicas de análise química;

Desenvolver as capacidades de pesquisa, análise, organização e apresentação de informação, demonstrando rigor científico;

Desenvolver atitudes de autonomia, tolerância, cooperação e solidariedade;

Desenvolver a capacidade de trabalho em grupo;

Reconhecer a importância das regras de segurança e de higiene num laboratório, assim como dos impactos ambientais associados.

(Programa da Disciplina de Análises Químicas 2006)

Como já referimos, as disciplinas dos cursos profissionais estão organizadas por módulos. A disciplina de Análises Químicas inclui um conjunto de quinze módulos obrigatórios, a que corresponde uma carga horária total de 470 h, e três módulos de aplicação específica nas áreas de biotecnologia, polímeros e ambiente. Cada um dos módulos de aplicação específica tem carga horária de 150 h e as escolas podem lecionar

apenas um ou misturar conteúdos dos três nas proporções que considerarem mais adequadas, tendo sempre em consideração a sua relevância para uma maior empregabilidade e o sucesso profissional, desde que o número total de horas não ultrapasse 150.

Os programas dos primeiros quinze módulos e dos módulos de aplicação específica estão apresentados no Quadro 2 e 3 respetivamente.

Quadro 2 – Módulos obrigatórios e seus conteúdos

Módulos / Duração	Conteúdos
Módulo 1 Introdução ao trabalho laboratorial (30 h)	<i>Regras de segurança no laboratório. Material de laboratório: vidro, porcelana, metal, madeira e plástico. Características e utilização do material. Reagentes em Análises Químicas. Toxicidade e incompatibilidade. Noções de massa e volume. Determinações rigorosas e não rigorosas de volumes. Trabalhar em vidro Bolear Afilar Cortar Dobrar. Algarismos significativos. Expressão de resultados. O relatório no trabalho laboratorial.</i>
Módulo 2 Operações unitárias no laboratório (36 h)	<i>Massa volúmica e densidade relativa de sólidos e líquidos. Fases da matéria e mudanças de fase Ponto de fusão; Ponto de ebulição. Amostragem. Peneiração. Agitação. Decantação. Centrifugação. Filtração a pressão normal; Filtração a pressão reduzida. Aquecimento. Secagem. Cristalização. Solubilidade. Soluções saturadas e sobressaturadas. Destilação: Tipos de destilação. Extração líquido-líquido (ampolas de decantação). Extração sólido-líquido (aparelho Soxhlet). Recristalização. Maceração. Coagulação e floculação. Diálise e osmose. Cromatografia.</i>
Módulo 3 Preparação de soluções (36 h)	<i>Preparação de soluções a partir de substâncias primárias e de substâncias secundárias. Preparação de soluções de ácidos, bases e sais. Preparação de soluções coloidais. Diluição de soluções. Concentração molar ou molaridade (mol/dm^3); Concentração mássica (g/dm^3); Percentagem massa-massa ($\%m/m$); Percentagem massa-volume ($\%m/v$); Percentagem volume-volume ($\%v/v$); Equivalente-grama/dm^3; Partes por milhão (ppm); Partes por bilião (ppb). Relação concentração / densidade. Aplicações numéricas.</i>
Módulo 4 Análise quantitativa (20 h)	<i>Análise quantitativa. Reagentes e especificação de qualidade. Tipos de análises. Análise volumétrica. Gravimetria. Análise instrumental. Operações unitárias: Pesagem; Secagem; Solubilização; Medição de volumes. Cálculo e expressão de resultados.</i>
Módulos 5 e 6 Volumetria Ácido-base (36 h + 36 h)	<i>Análise volumétrica. Volumetria ácido-base. Revisões sobre reações ácido-base. Cálculo teórico dos valores do pH e pOH. Medição instrumental do pH. Titulações. Ponto de equivalência. Cálculo do valor do pH ao longo da titulação. Titulação de um ácido forte com base forte. Titulação de um ácido forte com base fraca. Curvas de titulação. Titulação ácido fraco com base forte. Titulação de ácido fraco com base fraca. Titulação de ácido poliprótico com base forte. Curvas de titulação. Preparação de soluções padrão. Soluções tampão. Preparação de soluções tampão. Determinação da acidez de uma determinada amostra. Determinação da alcalinidade de uma determinada amostra. Doseamento de misturas alcalinas pelo método de Wardner.</i>
Módulo 7 Volumetria de precipitação (36 h)	<i>Solubilidade de um sólido iónico. Equilíbrio heterogéneo. Revisões sobre solubilidade e precipitação. Produto de solubilidade e formação de precipitados. Cálculo teórico dos valores de solubilidade e produto de solubilidade. Fatores que influenciam a solubilidade de um sal. Análise volumétrica. Curvas de titulação. Método de Mohr. Método de Charpentier-Volhard. Método de Fajans. Indicadores de volumetria de precipitação.</i>
Módulo 8 Volumetria de complexação (30 h)	<i>Análise volumétrica. Compostos de coordenação. Nomenclatura dos compostos de coordenação. Estabilidade dos compostos de coordenação. Fatores que influenciam a complexação de um metal ou ião metálico. Quelação. Agentes quelantes. Aplicação do agente quelante EDTA. Dureza da água ou amostra. Dureza total. Dureza temporária. Dureza permanente. Dureza cálcica.</i>
Módulos 9 e 10 Volumetria redox (30 h + 30 h)	<i>Análise volumétrica. Revisões sobre reações redox. Agentes redutores e oxidantes. Cálculo teórico do potencial redox de uma determinada reação. Cálculo do ponto de equivalência de uma titulação redox. Variação do potencial numa titulação redox. Permanganometria. Dicromatometria. Iodometria.</i>
Módulo 11	<i>Precipitação: Efeito do ião comum; Formação de iões complexos; Influência do pH do</i>

Módulos / Duração	Conteúdos
Análise gravimétrica (36 h)	<i>meio; Temperatura; Solvente; Dimensões das partículas do precipitado; Co-precipitação. Filtração. Lavagem. Secagem e calcinação. Fator de análise. Doseamentos de espécies.</i>
Módulo 12 Potenciometria (20 h)	<i>Separação entre os métodos clássicos de análise química e os métodos instrumentais de análise. Seleção de um método de análise. Estudo da potenciometria. Estudo da condutimetria.</i>
Módulo 13 Métodos óticos (36 h)	<i>Refratometria – Refratómetro de ABBÉ. Polarimetria – Polarímetro. Espectrofotometria de absorção (UV/VIS). Espectroscopia de emissão (fotometria de chama). Espectroscopia de absorção atómica. Técnicas hífenadas de aplicação analítica.</i>
Módulo 14 Métodos cromatográficos (22 h)	<i>Cromatografia em papel. Cromatografia em coluna. Cromatografia gás – líquido (G.L.C.). Cromatografia líquida – líquido (H.P.L.C.).</i>
Módulo 15 Análise de substâncias (36 h)	<i>Análise de substâncias – técnicas, metodologias e aparelhos utilizados. (Consolidação das aprendizagens dos módulos anteriores)</i>
BIBLIOGRAFIA RECOMENDADA	
BUENO, Willie (1978), <i>Química Geral</i> . São Paulo: McGraw-Hill. GONÇALVES, M. L., <i>Métodos Instrumentais para Análise de Soluções</i> .+ Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian. SIMÕES, Teresa; QUEIRÓS, Maria Alexandra; SIMÕES, Maria Otilde (2003), <i>Técnicas Laboratoriais de Química – Bloco I, II e III</i> . Porto: Porto Editora. SKOOG and West, <i>Fundamentals of Analytical Chemistry</i> , 7th ed. Saunders College Publishing.	

(Programa da Disciplina de Análises Químicas 2006)

Quadro 3 – Módulos de Aplicação Específica

Módulos / Duração	Conteúdos
Biotecnologia	<i>Introdução à química dos alimentos (24), qualidade alimentar (21), transgenia, biodiversidade e biossegurança (18), materiais poliméricos (21) controlo de qualidade de materiais poliméricos (36), controlo de qualidade da embalagem (30).</i>
Polímeros	<i>Introdução e conceitos fundamentais de polímeros (27), características estruturais dos polímeros (24), polímeros comuns e de engenharia (27), propriedades das poliolefinas (27), estabilização das poliolefinas (24), processos de transformação de polímeros (21).</i>
Ambiente	<i>Parâmetros físicos “in situ” e amostragem de águas (24), parâmetros por volumetria de ácido-base e de precipitação (24), parâmetros por volumetrias de complexação e de oxidação-redução (36), parâmetros por métodos óticos (36), parâmetros relativos a nutrientes (30).</i>

(Programa da Disciplina de Análises Químicas 2006)

A ambição dos objetivos e conteúdos da disciplina e a incompatibilidade do perfil do aluno que escolhe esta via de ensino é uma constatação. Alguns dos temas visados nos programas apresentam uma componente científica demasiado exigente para o nível dos alunos que normalmente frequentam os cursos profissionais.

De ressaltar que estes estudantes são muitas vezes oriundos de percursos paralelos, como Cursos de Educação e Formação (CEF) de nível II (equivalente ao 9º ano de escolaridade), cujos planos curriculares não contemplam a disciplina de Ciências Físico-Químicas, o que dificulta a lecionação de alguns conteúdos da componente técnica.

A bibliografia indicada abrange livros de nível básico e de nível universitário. Nenhum destes livros corresponde a um manual escolar adaptado à especificidade da disciplina.

Os livros da extinta disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química abordam a maioria dos métodos analíticos referidos no programa, sob uma perspectiva de aplicação prática mas não orientada para o exercício profissional destes técnicos. A título de exemplo, podemos referir que os trabalhos práticos estão formulados de uma forma que não prepara os alunos para mais tarde, nas empresas, lidarem com a análise e aplicação de normas e métodos padrão (normas ISO e outras), situação que muito provavelmente terão de enfrentar. Além disso, os fundamentos teóricos dos métodos são abordados de forma muito superficial, onde a grande maioria dos conteúdos programáticos da disciplina de Análises Químicas não é abordada. Pelo contrário, a restante bibliografia é de nível universitário e aborda os assuntos com um grau de profundidade demasiado exigente para este nível de formação.

Assim, no presente trabalho, propomos uma metodologia e alguns materiais didáticos de apoio para abordagem de alguns dos conteúdos programáticos da disciplina de Análises Químicas

CAPÍTULO II

CONTEXTUALIZAÇÃO COMO METODOLOGIA DE ENSINO

2.1 INTRODUÇÃO

Os alunos que frequentam os cursos profissionais apresentam, regra geral, um elevado grau de desmotivação, sendo um dos fatores a falta de perspectivas futuras dessas aprendizagens.

A contextualização no ensino da química serve-se dos fenómenos quotidianos como suporte aos conhecimentos teóricos numa tentativa de os tornar mais interessantes. Deverá ser utilizada unicamente para introduzir conteúdos teóricos com a finalidade de cativar a atenção do aluno, e estimular a sua curiosidade (competências motivacionais) (Wartha et al. 2013). Se o aluno obtiver um alto nível de motivação para aprender melhorará o seu desempenho, concentrar-se-á na tarefa pela atividade em si, por esta ser interessante e envolvente.

Em suma, contextualizar não é citar exemplos do quotidiano, mas promover a integração entre o conhecimento científico e o contexto, ajudando a que esta relação favoreça a solução de problemas reais.

Propomos, assim, que as atividades práticas sejam desenvolvidas usando uma metodologia de projeto na qual a aprendizagem é iniciada a partir de uma "situação-problema" que surge e oferece condições necessárias para uma aprendizagem mais significativa, estimulando o interesse dos alunos através do confronto com os problemas

concretos da comunidade, criando oportunidades para planejar, cooperar e, principalmente, comprometendo-os na construção do conhecimento e da cidadania (Menezes et al. 2003).

Sendo a água um componente essencial à vida, escolhemo-la como tema aglutinador pois, nos diferentes contextos relacionados com a mesma, como o impacto ambiental causado pelo Homem, permite-nos a abordagem de diversos conteúdos da disciplina de Análises Químicas.

Assim, definimos uma “situação - problema” relacionada com a qualidade da água para consumo humano, apresentamo-la aos alunos, e a partir daí vão surgindo perguntas que definirão as várias unidades didáticas e a sua sequência e interligação.

2.2 CONSTRUÇÃO DE UNIDADES DIDÁTICAS NO CONTEXTO “QUALIDADE DA ÁGUA PARA CONSUMO HUMANO”

2.2.1 DEFINIÇÃO DA “SITUAÇÃO - PROBLEMA”

A “situação - problema” que propomos é “A Qualidade da Água para consumo humano é importante?”

Vamos então começar por pensar um pouco sobre a importância da água e da sua qualidade. Poderemos apresentar o tema fornecendo o texto que se segue aos alunos e levando-os a analisá-lo e refletir sobre ele, colocando uma série de perguntas, a que os alunos deverão responder, sob orientação do professor

“Cerca de 70% do planeta é constituído por água. A água é uma substância muito importante para a vida e sem ela não existiria nenhuma forma de vida na Terra.

Apenas cerca de 3% da água é aproveitada para consumo humano. Devido à escassez de água já houve vários conflitos entre muitos países, entre eles, Turquia e Iraque pelas águas do Eufrates, Síria, Israel e Jordânia pelas águas do rio Jordão (Perdigão 2011).

Desde a mais remota antiguidade que a relação entre a qualidade da água e doenças era intuitivamente suspeitada ou admitida, mas só a partir de meados do século XIX ficou cientificamente provada aquando da epidemia de cólera em Londres em 1854. Foi John Snow que descobriu que a cólera, doença cujos sintomas principais são febre alta, diarreia e vômitos, era transmitida pelo consumo de água contaminada com bactérias *Vibrio Cholerae* (Dantas 2011). Há várias outras doenças que podem ser transmitidas através do consumo de água contendo outros tipos de bactérias, como por exemplo a febre tifoide (*SalmonellaTyphi*).

A escassez de água dificulta a higiene do homem e a do ambiente, permitindo a disseminação de enfermidades associadas à falta de higiene. Assim, a incidência de certas doenças diarreicas, do tipo shigelose, varia inversamente à quantidade de água disponível “per capita”, mesmo que essa água seja de qualidade muito boa (Dantas 2011). Ainda recentemente surgiu um surto de cólera em Angola.

Nos países em que foram adotadas práticas eficientes de purificação da água para consumo humano verificou-se a irradicação da cólera e o declínio de incidência de outras doenças transmitidas por bactérias na água.

No entanto, nem só os microrganismos que possam estar presentes na água podem provocar efeitos nefastos na saúde humana.

Ao longo do tempo a água tem sido utilizada para finalidades muito diferentes. O desenvolvimento urbano (crescimento das cidades, concentração das populações e aumento das redes de esgotos), e as atividades agrícola e industrial podem contribuir para introduzir produtos químicos que podem deteriorar a qualidade da água.

Como exemplo da atividade industrial podemos focar o caso de Minamata. Em 1930, em Minamata, no Japão, foi instalada uma indústria que utilizava mercúrio como catalisador. Durante trinta anos foram despejadas centenas de toneladas de mercúrio

elementar na sua baía. O mercúrio após ser metilado por bactérias transforma-se em metilmercúrio. Esta é uma forma altamente tóxica do mercúrio, tendo contaminado os peixes que eram consumidos pelos habitantes locais. Foram identificados uma grande variedade de efeitos nas pessoas expostas como perda de visão, audição, fala e controlo motor, fraqueza nos músculos, andar oscilante, visão tunelada, fala embargada e comportamento anormal e também má formação congénita em filhos de mães que foram afetadas. Aproximadamente quarenta por cento dos indivíduos contaminados morreram. Sintomas idênticos também foram observados em gatos. Inicialmente os habitantes pensaram tratar-se de uma doença desconhecida, mas pesquisadores da Universidade Kumamoto chegaram à conclusão que se tratava de envenenamento por substâncias tóxicas, tendo concluído que o mercúrio era a substância tóxica em causa (OMS, 2008).

A água, tendo uma elevada capacidade de dissolver substâncias, é facilmente contaminada por impurezas, o que reduz a sua qualidade. Algumas dessas impurezas podem ser nocivas para a saúde de quem ingere a água. Mesmo impurezas inodoras, incolores e insípidas podem ser tóxicas, por vezes, em quantidades muito pequenas. Note-se que no caso da contaminação das águas em Minamata os habitantes não se aperceberam de quaisquer alterações da água

Mas não se pense que todas as substâncias químicas são indesejáveis na água. Uma água boa para consumo humano não é água pura sem substâncias dissolvidas. Por exemplo a total ausência de iodo na água pode provocar o aparecimento do bócio. Há também que referir que há substâncias cuja presença pode ser benéfica ou prejudicial dependendo da quantidade.

Por exemplo o fluoreto é uma substância que ocorre naturalmente na água sendo benéfica para a saúde pois reduz a incidência de cáries quando apresenta níveis de concentração compreendidos entre 0,5 e 1,0 mgL⁻¹. No entanto, a exposição excessiva pode causar fluorese dental, que é caracterizada por manchar, escurecer e corroer o esmalte dos dentes. Quando há uma exposição prolongada com níveis anormais, ou seja, acima de 10 mg L⁻¹ pode causar fluorose esquelética (havendo também fatores como deficiência de cálcio ou desnutrição) A fluorose esquelética tem incidência na China, Índia e África do Sul (OMS 2008).”

A análise deste texto seria acompanhada de um conjunto de perguntas, como por exemplo:

- ↳ A Terra poderia ser chamada de Planeta Água?
- ↳ Apesar de ser o composto predominante à superfície da Terra, a água é um bem escasso?
- ↳ A água poderá constituir um perigo para a saúde?
- ↳ Porque é que a água é facilmente contaminada?
- ↳ Uma água transparente e sem cheiro poderá ser imprópria para consumo humano?
- ↳ Quais as possíveis consequências da utilização da água que contenha substâncias químicas em concentrações nocivas?
- ↳ Uma água para consumo humano não deve ter substâncias químicas dissolvidas?
- ↳ Quais são as principais fontes de contaminação das águas?
- ↳ Para onde vão os medicamentos que tomamos?
- ↳ Como poderemos saber se uma água é boa para o consumo humano?

E, na sequência destas perguntas, e das três últimas em particular, apresentamos uma notícia sobre a deteção de concentrações residuais de medicamentos e cafeína na água de Lisboa.

Detectados resíduos mínimos de medicamentos e cafeína na água de Lisboa

A EPAL encontrou medicamentos, como antibióticos e anti-inflamatórios, e cafeína na água que abastece Lisboa. As quantidades são residuais e estão longe de constituir um perigo para a saúde. Mas a empresa começou a testar regularmente as nove substâncias detectadas. O objectivo é controlar o efeito que os químicos que consumimos podem ter na nossa saúde quando vão parar à água que bebemos

No final dos anos 90, os cientistas americanos fizeram uma descoberta inquietante. As solhas macho que nadavam na Baía de Seattle tinham uma proteína que só costumava estar presente nas fêmeas com ovos. Um estudo veio a concluir que esta metamorfose se devia à presença na água de hormonas femininas. A culpa era dos resíduos deixados pelas pilulas contraceptivas.

Estes peixes feminizados foram a primeira prova de que os resíduos de medicamentos, hormonas e produtos de higiene pessoal na água podiam ter efeitos claros na saúde de animais e humanos. E desde essa altura que os cientistas tentam perceber que vestígios ficam na água que bebemos de todos os produtos químicos que produzimos e consumimos.

Se é certo que, quer através de descargas quer através de excreções de animais e humanos todos estes produtos acabam nas ETAR (Estações de Tratamento de Águas Residuais), os investigadores querem perceber se os químicos vão mesmo parar à água para consumo.

De todas as substâncias testadas, foram encontradas nove, das quais só cinco estão em concentrações possíveis de quantificar pelos métodos de análise existente. “Encontrámos cafeína, antibióticos e anti-convulsionantes”, explica Maria João Benoliel, responsável pelo laboratório da EPAL, que olha para os resultados com alívio. “Estamos a falar de nanogramas por litro. São quantidades muito pequenas, todas abaixo dos níveis encontrados, por exemplo, em França ou nos Estados Unidos, com excepção para a cafeína que está em valores semelhantes”. Nenhuma das amostras analisadas pela EPAL continha vestígios de hormonas.

... que papel podem ter estes resíduos de produtos que ficam na água no desenvolvimento de algumas doenças. Os cientistas querem entender, por exemplo, se o aumento do cancro dos testículos e a diminuição da qualidade do esperma em alguns países pode estar relacionado com a poluição da água com resíduos de produtos como pilulas contraceptivas, shampoos, maquiagem e produtos de limpeza de pele.

....

“Até hoje, a única substância que encontramos acima dos valores limite na água da EPAL foi o ferro, que não é prejudicial à saúde”, garante Maria João Benoliel, explicando que o único motivo pelo qual a empresa controla esta substância não tem que ver com os efeitos nos humanos, mas sim na roupa. “Controlamos, porque deixa a água amarela e isso estraga a roupa”.

in semanário Sol

Esperamos, com este texto, estimular a curiosidade dos alunos e cativar a sua atenção, pois ele aborda questões da qualidade da água num contexto que nos parece ser do seu interesse.

Sugerimos que se levantem algumas questões como por exemplo “Concordas com a afirmação da responsável da EPAL quando afirma que olha para os resultados com alívio. Ao concordares ou discordares apresenta uma justificação”

Estas estratégias têm como finalidade a aquisição de competências do tipo conceptual e processual.

Os alunos ficarão com a noção de que a atividade humana gera resíduos e estes, em contato com o meio ambiente podem proporcionar efeitos indesejáveis e nocivos aos seres vivos. Estamos aqui a introduzir o conceito de poluente e que o maior ou menor índice de poluição depende da concentração desses no meio ambiente (Braga 2002).

2.2.2 DEFINIÇÃO DAS UNIDADES DIDÁTICAS

Com este texto levamos os alunos a pôr várias questões que serão respondidas na forma de unidades didáticas. Explicamos de seguida como foram estabelecidas as unidades didáticas e a sua sequência e interligação.

O autor do texto diz que foram analisadas várias substâncias e refere-se a concentrações em nanograma por litro. É altura de introduzir os conceitos de unidades de massa e de volume - com os prefixos para quantidades muito pequenas -, soluto, solvente, solução, concentração de soluções e modos de as exprimir. E a propósito vem o material de laboratório utilizado na preparação de soluções e seu procedimento experimental. É a **unidade didática I**, cujo material de apoio se apresenta na secção 3.1.

A unidade didática I fará também a ponte com a introdução do conceito de calibração. Para isso, os alunos preparam meia dúzia de soluções coradas com concentrações dadas (quantificáveis por espectrofotometria) e é-lhes dada uma solução de concentração desconhecida, do mesmo soluto. Por comparação visual da intensidade da cor, pede-se-lhes que determinem em que gama de concentrações se encontra essa solução. E a concentração rigorosa, poderão dizer? E aqui introduz-se o conceito de calibração. É a **unidade didática II**, cujo material de apoio se apresenta na secção 3.2.

Agora, que já aprenderam o básico sobre calibração e tratamento de dados, lança-se-lhes o desafio de determinar a concentração da solução de concentração desconhecida atrás referida, de que sabiam apenas o intervalo. E é aqui que entra a **unidade didática III**, sobre radiação eletromagnética, cor e espectrofotometria, cujo material de apoio se apresenta também na secção 3.3.

A propósito da precisão das medidas no material utilizado na preparação de soluções (cuja abordagem é feita na unidade didática I), surge a necessidade de consolidar e desenvolver os conceitos de erros aleatórios e sistemáticos, rigor, precisão. É a **unidade didática IV**, cujo material de apoio se apresenta na secção 3.4.

Voltando ao texto, à frase “de todas as substâncias testadas, foram encontradas nove, das quais só cinco estão em concentrações possíveis de quantificar pelos métodos de análise existentes”, introduzimos a noção de limite de deteção, cujo material de apoio se apresenta também na secção 3.4.

Voltando novamente ao texto, a frase “A única substância que encontrámos acima do valor limite foi o ferro” leva-nos à explicação da noção de valor limite, quem o define, com base em quê. Aqui podemos fazer referência ao Decreto-Lei 306/2007 que regula a qualidade da água de abastecimento urbano, cuja exploração poderia ser feita como se indica na **unidade didática V**, cujo material de apoio se encontra na secção 3.5

CAPÍTULO III

MATERIAL DE SUPORTE À LECIONAÇÃO DE ALGUMAS UNIDADES DIDÁTICAS

3.1 UNIDADE DIDÁTICA I – SOLUÇÕES

Nos textos apresentados aos alunos (página 20) e do semanário Sol (página 21), é dito que as concentrações encontradas são da ordem de miligrama por litro e nanograma por litro, pelo que teremos necessidade de introduzir os conceitos unidades de massa e volume e respetivos prefixos.

No texto da página 20 quando se fala em “dissolver” há necessidade de introduzir os conceitos de soluto, solvente e solução e posteriormente apresentar as formas de exprimir a composição quantitativa de uma solução.

Ao introduzirmos a noção de solução inevitavelmente iremos falar da sua preparação, assim como os cálculos envolvidos e os materiais utilizados.

3.1.1 UNIDADES DE MASSA E VOLUME

Como podes verificar a partir dos dois textos fornecidos, as unidades ali indicadas são o miligrama por litro e o nanograma por litro, pelo que terás de aprender as unidades

de massa e volume mais utilizadas em química analítica. Estas estão apresentadas na tabela seguinte:

Tabela 2 – Unidades de massa e volume

PREFIXO			MASSA Múltiplos/submúltiplos de grama		VOLUME Múltiplos/submúltiplos de litro	
Símbolo	Nome	Potência	Símbolo	Nome	Símbolo	Nome
N	nano	10^{-9}	ng	Nanograma	nL	Nanolitro
μ	micro	10^{-6}	μg	Micrograma	μL	Microlitro
M	mili	10^{-3}	mg	Miligrama	mL	Mililitro
D	deci	10^{-1}	dg	Decigrama	dL	Decilitro
-	-	10^0	-	-	-	-
K	quilo	10^3	kg	Quilograma	kL	Quilolitro

De acordo com o Sistema Internacional (SI) de medida, o metro cúbico é a unidade padrão das medidas de volume. Se tiveres um cubo com 1 dm de lado cheio de água, verificas que o volume de água contida no cubo é um litro. Então poderás afirmar que:

$$1 \text{ dm}^3 \equiv 1 \text{ L}$$

E do mesmo modo terias:

$$1 \text{ m}^3 \equiv 1,0 \times 10^3 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 \equiv 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ cm}^3 \equiv 1,0 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$1 \text{ mm}^3 \equiv 1,0 \times 10^{-6} \text{ L}$$

EXERCÍCIO 1: Converte 1000 milhões de μg em kg

μ é prefixo que indica 10^{-6} , logo, $1\mu\text{g} = 1 \times 10^{-6} \text{ g}$

$$1000 \text{ milhões} = 1000 \times 10^6 = 10^3 \times 10^6 = 10^9$$

então, 1000 milhões de μg é o mesmo que $10^9 \mu\text{g}$

Ora, 1000 milhões de μg é $10^9 \mu\text{g}$ e $1\mu\text{g} = 1 \times 10^{-6} \text{g}$

então 1000 milhões de μg será igual a $10^9 \times 1 \times 10^{-6} \text{g} = 1 \times 10^3 \text{g}$

e $1 \times 10^3 \text{g} = ??? \text{kg}$

10^3 corresponde ao prefixo k, então $1 \times 10^3 \text{g} = 1 \text{kg}$

Donde concluímos que:

1000 milhões de $\mu\text{g} = 1 \text{kg}$

EXERCÍCIO 2: Quanto é 1 milhão de mg expresso em kg?

1 milhão = 1×10^6 , logo 1 milhão de mg é $1 \times 10^6 \text{mg}$

m é o prefixo que indica 10^{-3} , logo, $1 \text{mg} = 1 \times 10^{-3} \text{g}$

então 1 milhão de mg é $1 \times 10^6 \times 10^{-3} \text{g} = 1 \times 10^3 \text{g}$

Ora, 10^3 é traduzido pelo prefixo kilo, logo $1 \times 10^3 \text{g} = 1 \text{kg}$

então 1 milhão de mg é o mesmo que 1 kg

EXERCÍCIO 3: Converte 10,05 mL em μL

Através da tabela 2 verificas que 1 μL corresponde a 10^{-3}mL . Então 10,05 mL irão corresponder a $10.05 \times 10^3 \mu\text{L}$

$$1 \mu\text{L} \quad \text{—————} \quad 10^{-3} \text{mL}$$

$$x \mu\text{L} \quad \text{—————} \quad 10,05 \text{mL}$$

$$x = 10.05/10^{-3} \mu L$$

$$x = 10,05 \times 10^3 \mu L$$

EXERCÍCIO 4: Converte 20 ng em mg [R: $2,0 \times 10^{-5}$ mg]

EXERCÍCIO 5: Converte 11,1 dL em L [R: 1,11 L]

3.1.2 O QUE SÃO SOLUÇÕES

Quando no texto da página 20 se afirma “a água tendo uma elevada capacidade de dissolver substâncias...” poder-se-á perguntar:

→ Quando se dissolve substância o que se obtém?

Para responderes a esta pergunta terás necessidade de saber o que é uma solução assim como os conceitos de soluto e solvente.

Uma solução é uma mistura homogénea de duas ou mais substâncias. A substância presente em maior quantidade é o solvente e a(s) presente(s) em menor quantidade o(s) soluto(s). Nota que, em química quando nos referimos a quantidades estamos a falar de quantidade de substância, cuja unidade é a mole (mol).

As soluções podem ser gasosas (ex. ar), sólidas (certas ligas metálicas, ex. latão – solução de zinco em cobre) ou líquidas (ex. água do mar). Por convenção, sempre que não se explicita o estado físico deduz-se que se trata de uma solução líquida.

- ↪ Indica mais exemplos de soluções que utilize diariamente.

As soluções líquidas são especialmente interessantes. A água, em particular, desempenha um papel de solvente importante em inúmeras situações correntes. Basta lembrar que, no corpo humano, a água é o solvente do sangue. A água é também o constituinte que existe em maior percentagem nas células da maioria dos tecidos. Com a água como solvente, têm-se soluções aquosas.

- ↪ Porque se pode considerar a água o solvente universal?

Nem sempre é evidente numa solução qual das substâncias é o soluto e qual o solvente. Para esclarecimento de algumas situações duvidosas podem ser utilizados os seguintes critérios:

- ↪ O solvente é a substância que apresenta o mesmo estado físico da solução (nas mesmas condições de temperatura e pressão em que se encontra a solução);

Quadro 4 – Critério de escolha do solvente para o mesmo estado físico da solução

	SOLVENTE	SOLUTO
Açúcar em água	Água (líquido)	Açúcar (sólido)
Oxigénio em água	Água (líquido)	Oxigénio (gás)
Verniz em acetona	Acetona (líquido)	Verniz

- ↪ Se os constituintes da solução estão no mesmo estado físico mas em diferentes quantidades químicas, o solvente é, como dissemos já, o que está em maior proporção; no caso de estarem nas mesmas proporções, o solvente será o mais volátil.

Quadro 5 - Critério de escolha do solvente para misturas de dois líquidos

	SOLVENTE	SOLUTO
$\frac{2 \text{ mol de água}}{1 \text{ mol de álcool}}$	Água	Álcool
$\frac{1 \text{ mol de água}}{2 \text{ mol de álcool}}$	Álcool	Água
$\frac{1 \text{ mol de água}}{1 \text{ mol de álcool}}$	Álcool	Água

Ao ato de misturar homogeneamente o soluto com o solvente chama-se **dissolução**.

3.1.3 FORMAS DE EXPRESSAR A COMPOSIÇÃO QUANTITATIVA DAS SOLUÇÕES

Agora que já sabes o que é uma solução, vais aprender o significado de “estamos a falar de nanograma por litro” (texto página 21) e “acima dos 10 mg L⁻¹” (texto página 20)

Em ambas as frases tens uma unidade de massa a dividir por uma unidade de volume. Esta é uma das formas de exprimir a concentração de soluções. A **concentração** de soluto numa solução indica-nos a quantidade de soluto presente numa dada quantidade de solução. A forma mais usual de exprimir a proporção de um dado soluto numa solução é através da sua **concentração molar**, também designada por **molaridade**.

Por exemplo, se 1 L de uma solução aquosa contém 2 mol de sal de cozinha (cloreto de sódio), a concentração de sal na solução é 2 mol/L ou 2 M (2 molar)

Para entenderes melhor o conceito de concentração, usa o simulador (<http://phet.colorado.edu/pt/simulation/beers-law-lab>)

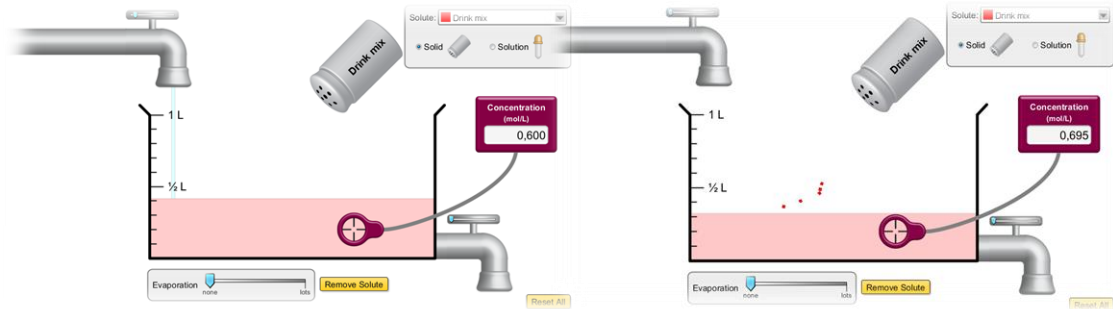


Fig. 2 - Simulação de concentração de uma solução

Coloca o sensor na solução. Depois de teres experimentado atentamente as várias hipóteses, completa as frases seguintes

Quando o volume de solução aumenta por adição de solvente, a concentração _____

Quando o volume de solução duplica por adição de solvente, a concentração _____

Quando o volume de solução diminui por remoção (evaporação) de solvente, a concentração _____

Quando o volume de solução diminui para metade por remoção (evaporação) de solvente, a concentração _____

Quando se adiciona soluto, a concentração _____

Quando se tira uma parte da solução, a concentração _____

Daqui se pode concluir que se pode diminuir a concentração da solução por _____ de solvente e se pode aumentar a concentração por _____ de soluto ou por _____ de solvente.

EXERCÍCIO 6: Dissolve-se 1,26 g de AgNO_3 (nitrato de prata) em 250 mL de água. Calcula a concentração molar da solução de nitrato de prata em mol L^{-1} e mmol L^{-1} (Christian 1980).

1.º Determinação da quantidade de substância, n , de AgNO_3 presente em 1,26 g

$$M(\text{AgNO}_3) = 169,9 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \therefore \quad n = \frac{1,26 \text{ g}}{169,9 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$n = 7,42 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2.º Calcular a concentração molar (ou molaridade) da solução

$$C = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} \quad \therefore \quad C = \frac{7,42 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,250 \text{ L}}$$

$$C = 0,0297 \text{ mol L}^{-1}$$

3.º Reduzir mol L^{-1} e mmol L^{-1} (se tiveres dúvidas consulta o quadro 4)

$$0,0297 \text{ mol L}^{-1} = 0,0297 \times 10^3 \text{ mmol L}^{-1} = 29,7 \text{ mmol L}^{-1}$$

Logo, a concentração da solução é $29,7 \text{ mmol L}^{-1}$

EXERCÍCIO 7: Dissolveram-se 23,4 g de cloreto de sódio em água, de modo a obter uma solução $1,00 \text{ mol dm}^{-3}$. Qual o volume da solução preparada. [R: 0,400 L]

A concentração também pode ser expressa em massa de soluto por massa de solução (m/m). É o caso de soluções comerciais de ácidos concentrados. Por exemplo, a concentração (m/m) de HCl comercial é em geral 370 g/kg. Isto significa que 1kg de

solução contém 370g de soluto, HCl, ou, dito de outra maneira, há 370g de HCl em 1000g de solução.

Uma outra forma de indicar a concentração de um soluto é indicar quantas partes de soluto estão presentes num dado número de partes de solução. Quando nos referimos a partes, estamos a falar de massa ou volume.

Por exemplo, a concentração pode ser expressa em **percentagem**. **Se indicares que é percentagem (m/m), isso significa que é percentagem em massa de soluto por massa de solução**, ou seja, massa de soluto por 100 unidades de massa de solução. Por exemplo, uma solução de NaOH 15% (m/m) contém 15 g de NaOH em 100 g de solução, ou 15 mg em 100 mg de solução. Se nos referirmos a **percentagem em volume (%V/V)**, teremos volume de soluto por 100 unidades de volume de solução. Por exemplo, uma solução de álcool (etanol) em água 10% (v/v) contém 10 mL de álcool em 100 mL de solução, ou 10 L de álcool em 100 L de solução ou ainda 10 μ L de álcool em 100 μ L de solução.

Quando as soluções são muito diluídas, ou seja, quando as concentrações são muito pequenas, dá muito jeito exprimir as concentrações em ppm (partes por milhão) e ppb (partes por bilião). Para entenderes melhor a explicação abaixo, consulta a tabela 2.

ppm

1 ppm é uma parte por milhão (10^6)

1 parte de soluto por 1 milhão de partes de solução.

Então, temos 1 mg de soluto em 1 milhão de mg de solução.

Viste atrás que 1 milhão de mg é igual a 1kg.

Então 1 ppm é 1 mg de soluto em 1 kg de solução

$$\mathbf{1\text{ppm} = 1\text{mg/kg}}$$

Do mesmo modo, para ppm (V/V), sabemos que 1 L tem 1 milhão de μ L

Logo,

$$\mathbf{1\text{ppm} = 1\mu\text{L/L}}$$

ppb

E agora 1 ppb, uma parte por bilião, 1 parte por mil milhões (10^9)

1 ppb é uma parte por mil milhões

1 parte de soluto por 1000 milhões de partes de solução.

Então, suponhamos que temos 1 μg

Para ter concentração em ppb, essa quantidade de soluto, 1 μg , tem de estar em 1000 milhões de μg de solução.

1 μg de soluto em 1000 milhões de μg de solução

Viste atrás que 1000 milhões de μg é 1kg.

Então 1 ppb é 1 μg de soluto em 1 kg de solução

$$\mathbf{1\text{ppb} = 1 \mu\text{g}/\text{kg}}$$

Do mesmo modo, para ppb (V/V), sabemos que 1 L tem 1 bilião de nL

Logo,

$$\mathbf{1\text{ppb} = 1\text{nL}/\text{L}}$$

Quadro 6 - Formas de exprimir a composição quantitativa de soluções

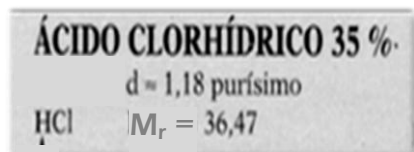
DESIGNAÇÃO	DEFINIÇÃO	UNIDADES
Concentração ou molaridade	$C = \frac{n_s}{V_s}$ <p>Quantidade de matéria de soluto Volume de solução</p>	mol dm ⁻³
Percentagem em massa	$\% m/m = \frac{m_s}{m_s} \times 100$ <p>Massa de soluto Massa de solução</p>	% m/m
Partes por milhão	$\text{ppm} = \frac{m_s}{m_s} \times 10^6$ <p>ou</p> $\text{ppm} = \frac{V_s}{V_s} \times 10^6$	ppm
Partes por bilião	$\text{ppb} = \frac{m_s}{m_s} \times 10^9$ <p>ou</p> $\text{ppb} = \frac{V_s}{V_s} \times 10^9$	ppb
Percentagem em massa /volume	$\% m/V = \frac{m_s}{V_s} \times 100$ <p>Massa de soluto Volume de solução</p>	% m/V
Percentagem em volume	$\% V/V = \frac{V_s}{V_s} \times 100$ <p>Volume de soluto Volume de solução</p>	% V/V
Concentração mássica	$C_M = \frac{m_s}{V_s}$ <p>Massa de soluto Volume de solução</p>	g dm ⁻³

(Rubinson et al. 2001) (Skoog, et al. 2007)

EXERCÍCIO 8: Determina a concentração do ácido clorídrico a 35% em mol dm⁻³.

HCl 35%(m/m): 35g de HCl em 100 g de solução

Qual o volume ocupado por 100 g de solução?



$$d = m/V \quad \Leftrightarrow \quad 1,18 \frac{g}{mL} = \frac{100 g}{V} \Leftrightarrow V = \frac{100 g}{1,18 g/mL} = 84,7 mL = 84,7 cm^3$$

Qual a quantidade química de HCl (mol) correspondente a 35g?

$$n = m/M \quad \Leftrightarrow \quad n = 35 g / 36,47 g mol^{-1}$$

$$n = 0,96 mol$$

Então, qual é a concentração molar da solução concentrada de HCl?

$$C = n/v \quad \Leftrightarrow \quad C = 0,96 mol / 0,0847 dm^3$$

$$C = 11 mol dm^{-3}$$

Logo a concentração expressa será $11 mol dm^{-3}$

EXERCÍCIO 9: 0,892 g de cloreto de potássio (KCl) são dissolvidos em 54,6 g de água. Qual a percentagem em massa de KCl na solução? (Chang 2010)

A percentagem em massa pode ser escrita através de:

$$\% m/m = \frac{m_s}{m_s} \times 100$$

Onde m_s é a massa de soluto e m_s é a massa de solução, logo

$$\% m/m = \frac{0,892}{0,892+54,6} \times 100$$



Não te esqueças que a massa de solução é igual à massa de soluto mais a massa de solvente

percentagem em massa de $KCl = 1,61 \%$

EXERCÍCIO 10: Calcula a massa de solvente de uma solução que contém 30 g de soluto e cuja composição é de 40% (m/m).

$$\% m/m = \frac{m_s}{m_S} \times 100 \quad \therefore \quad 40 = \frac{30 \text{ g}}{(30+x) \text{ g}} \times 100$$

$$x = 45 \text{ g}$$

EXERCÍCIO 11: Qual a concentração de uma solução, em ppm, se 0,020 g de cloreto de sódio forem dissolvidos em 1000 g de solução?

$$ppm = \frac{m_s}{m_S} \times 10^6 \quad \therefore \quad \frac{0,020 \text{ g}}{1000 \text{ g}} \times 10^6$$

$$20 \text{ ppm}$$

Podemos também exprimir a quantidade de soluto em massa e a quantidade de solução em volume. Temos então concentração expressa em massa de soluto por unidade de volume de solução (**m/v**).

Por exemplo, se 1,0 mL de uma solução aquosa contém 0,051 g de cloreto de sódio, a concentração de cloreto de sódio na solução é 0,051 g/mL. Podemos ter a massa e o volume em quaisquer unidades. Se 1 L de uma solução aquosa contém 0,051 g de cloreto de sódio, a concentração de cloreto de sódio na solução é 0,051 g/L, ou 51 mg/L.

Como vimos há pouco, as concentrações de soluções são muitas vezes expressas em partes de soluto por partes de solução: em partes de soluto por 100 partes de solução (%), em partes de soluto por um milhão de partes de solução (ppm) ou em partes de soluto por um bilião de partes de solução (ppb). E, para cada um dos casos, podemos ter relação mássica (m/m) ou relação em volume (V/V).

Vamos agora ver a relação entre **massa de soluto e volume de solução, m/V**.

Ora, as soluções aquosas de concentrações não muito elevadas têm densidade igual à da água, ou seja 1 kg/L ou 1 g/mL (1L de água pesa 1kg e 1 mL de água pesa 1g).

Assim, podemos dizer que 1 % (1g em 100g), quando expresso em m/V é 1 g de soluto em 100 mL de solução (substitui-se 100g por 100 mL, visto que 100 g de solução ocupam o volume de 100 mL)

$$\mathbf{1\% \text{ (m/V)} = 1\text{g em } 100 \text{ mL}}$$

E, do mesmo modo, 1 ppm (1mg/kg) é 1 mg de soluto em 1 L de solução

$$\mathbf{1\text{ppm (m/V)} = 1\text{mg/L}}$$

E 1 ppb (1 µg em 1 kg) é 1 µg de soluto em 1 L de solução

$$\mathbf{1\text{ppb (m/V)} = 1\mu\text{g/L}}$$

EXERCÍCIO 12: Uma solução contém íons Cu^{2+} numa concentração de $3,0 \times 10^{-4}$ M. Qual a concentração dos íons Cu^{2+} em ppm (m/V)?

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg de soluto} / \text{L de solução}$$

Como nos é dada a concentração de íons Cu^{2+} em mol/L, temos que passar a quantidade de substância (mol) para massa (g) e de seguida reduzir g para mg.

Consultando a Tabela Periódica temos o valor da massa atômica do Cu que é igual a 63.55 g/mol.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{-----} & 63,55 \text{ g} \\ 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 1,9 \times 10^{-2} \text{ g Cu}^{2+}$$

Como queremos mg temos que multiplicar aquele resultado por 1000 → 19 mg

Logo $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol de Cu}^{2+} / \text{L} = 19 \text{ ppm Cu}^{2+}$

EXERCÍCIO 13: Uma solução contém 10 mg / L de íons Ba^{2+} . Qual será a concentração de íons bário, em ppm, nessa solução? [R: 10 ppm]

3.1.4 PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES

Quando se pretende preparar uma determinada solução é necessário calcular as quantidades de soluto e de solventes requeridas, e tomar conhecimento de eventuais características de toxicidade, efeito corrosivo e inflamabilidade quer dos compostos a serem usados, quer da solução resultante a fim de se poderem tomar as necessárias precauções para evitar possíveis acidentes.

Uma vez calculada a quantidade de composto a utilizar tem que se proceder à sua medição, por pesagem (sólidos ou líquidos) ou medição de volumes (líquidos) a qual deve ser feita com o rigor necessário e suficiente, adequado à utilização posterior da solução.

Quando se pretende preparar uma solução podemos seguir a seguinte sequência geral:

- 1º. Saber se a solução é rigorosa ou não;
- 2º. Efetuar os cálculos numéricos necessários para determinar a quantidade de soluto que se vai dissolver, com o número de algarismos significativos adequado a cada caso;

3°. Efetuar as medições das quantidades (massas ou volumes) determinadas anteriormente, utilizando os aparelhos de medição adequados;

↪ Balança técnica (sensibilidade ± 0.01 g) e proveta → **solução não rigorosa**

↪ Balança analítica (sensibilidade ± 0.0001 g), balão volumétrico, pipeta → **solução rigorosa**

4°. Preparar a solução de acordo com a técnica experimental adequada ao rigor pretendido e ao processo de preparação em causa.

3.1.4.1 SOLUÇÕES RIGOROSAS E NÃO RIGOROSAS

De acordo com a primeira etapa da sequência apresentada acima, primeiro precisamos de saber se a solução é ou não rigorosa. Para isso vamos necessitar de conhecer os diferentes graus de pureza dos reagentes, o significado de reagente higroscópico assim como o material a ser utilizado.

Todos os reagentes contêm impurezas, no entanto, as impurezas podem ser eliminadas (embora nunca a cem por cento) por diversos processos de purificação, que conduzem a graus de pureza variáveis e adequados à utilização que se pretende dar ao reagente. Quanto maior o grau de pureza, maior o custo.

Em relação ao grau de pureza os reagentes podem ser classificados como mostra o quadro 7.

Quadro 7 – Classificação dos reagentes quanto ao grau de pureza

Classificação dos reagentes	Utilização
Técnicos	Destinados a fins industriais correntes, com um grau de pureza não muito elevado.
Puros	Destinados a preparações laboratoriais correntes. Não são adequados a operações que envolvam técnicas especiais de análise.
Food Grade (Grau Alimentício)	Destinados ao uso como aditivos intencionais na indústria de alimentos.
USP (Insumo Farmoquímico) (Grau Farmacêutico)	A sigla USP significa United States Pharmacopeia (Farmacopéia dos Estados Unidos) e é atribuída a matérias-primas que podem ser utilizadas tanto para uso externo como para uso interno (podem ser ingeridas).
P.A. (Para Análise)	Destinados a análises mais exigentes. Indicam teores máximos de impurezas.
Cromatograficamente Puros	Destinados a processos analíticos altamente sensíveis, como a cromatografia. Indicam teores máximos de impurezas.
Espectrograficamente Puros	Destinados à análise espectroscópica. Possuem grau de pureza ainda superior aos anteriores

<http://www.quimidrol.com.br/site/pt/dicas/?l=quimico&d=33>

O facto de teres um reagente no estado puro à tua disposição facilita a preparação de uma solução com molaridade definida, pois pesa-se uma fração determinada da mol, dissolvendo-se a massa pesada num solvente apropriado (normalmente H₂O) e completando-se a solução até um volume conhecido. Quando não se tens o reagente na forma pura, como é o caso da maior parte dos hidróxidos preparam-se inicialmente soluções que tenham aproximadamente a concentração desejada.

Podes preparar, algumas soluções, pesando rigorosamente o composto correspondente, e dissolvendo-o no solvente, ficando imediatamente conhecida a sua concentração. Estas soluções são designadas **soluções padrão**. Um reagente adequado à preparação de uma solução padrão deve ser:

- i) Fácil de purificar e secar
- ii) Inalterável ao ar durante a pesagem (não higroscópico, não oxidável e não ter capacidade de absorver o CO₂ atmosférico).
- iii) Prontamente solúvel
- iv) Possuir uma massa molar elevada (de modo a minimizar erros de pesagem)

São exemplos destas substâncias o carbonato de sódio, Na_2CO_3 , o hidrogenoftalato de potássio, $\text{KH}(\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4)$, o oxalato de sódio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, o cloreto de potássio, KCl , o cloreto de sódio, NaCl e o óxido de arsénio III, As_2O_3 .

Quando os reagentes de partida não obedecem a estas condições, as soluções uma vez preparadas devem ser aferidas ou padronizadas, isto é, deve-se determinar a sua concentração rigorosa. O NaHO , por exemplo, em contacto com o dióxido de carbono atmosférico reage, formando-se o carbonato de sódio, o que altera a concentração de NaHO em solução. O NaHO também é higroscópico pois tem a capacidade de absorver água do meio ambiente.

3.1.4.2 CÁLCULOS PARA A PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES

Uma solução pode ser preparada pesagem partir do soluto ou por diluição de uma solução mais concentrada.

Por exemplo, partindo-se de uma substância sólida (**soluto**) terá que saber qual a massa de substância que se deve utilizar. Vejamos alguns exemplos:

EXERCÍCIO 14: Calcula a massa de cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$) necessária para preparar 500 ml de solução $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$.

1.º Determinação da quantidade de substância de cafeína necessária para a preparação do volume pedido.

$$C = \frac{n}{v} \quad \therefore \quad n = C \times v$$

$$n = 0,10 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,500 \text{ dm}^3$$

$$n = 0,050 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2$$

2.º Determinação da massa correspondente a 0,050 mol de cafeína

$$M (C_8H_{10}N_4O_2) = 194 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m = n \times M \quad \therefore \quad m = 0,050 \text{ mol} \times 194 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m = 9,7 \text{ g } C_8H_{10}N_4O_2$$

Logo são necessários 9,7 g $C_8H_{10}N_4O_2$

Ou, usando regras de três simples: 0,10 mol dm^{-3} significa que por cada dm^3 de solução existem 0,10 mol de soluto (cafeína), logo em 0,500 dm^3 de solução existem x mol de soluto.

$$\begin{array}{r} 1 \text{ dm}^3 \quad \text{—————} \quad 0,10 \text{ mol} \\ 0,500 \text{ dm}^3 \quad \text{—————} \quad x \\ x = 0,050 \text{ mol} \end{array}$$

Como sabes a massa molar da cafeína é 194 g/mol, ou seja, 1 mole de cafeína tem a massa de 194 g, então em 0,050 mol existem x g de cafeína.

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad 194 \text{ g} \\ 0,050 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad x \\ x = 9,7 \text{ g} \end{array}$$

EXERCÍCIO 15: Calcular a massa de sulfato de cobre pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) necessária para preparar 250 ml de uma solução 5% (m/V) neste sal.

Em 100 ml de solução teremos 5 g de sal, portanto, em 250 ml de solução teremos 12,5 g do sal.

EXERCÍCIO 16: Pretende-se preparar 250 ml de solução aquosa de liotironina ($C_{15}H_{11}I_3NaNO_4$), medicamento que pode ser usado no tratamento do bócio, cuja concentração é $25 \mu\text{mol L}^{-1}$ a partir do composto sólido ($M = 672.96 \text{ g/mol}$). Calcula a massa de liotironina a pesar.

Temos primeiro que reduzir μmol a mol (se tiveres dificuldades vai à página 25 consultar a tabela) e de seguida calcular a quantidade de substância de sólido que é necessário dissolver em 250 ml de solução. Assim

$$\begin{array}{r} 25 \times 10^{-6} \text{ mol} \quad \text{—————} \quad 1 \text{ dm}^3 \\ x \quad \text{—————} \quad 0,250 \text{ dm}^3 \\ x = 6,25 \times 10^{-6} \text{ mol} \end{array}$$

De seguida vamos calcular a massa correspondente às $6,25 \times 10^{-6} \text{ mol}$ de $C_{15}H_{11}I_3NaNO_4$.

$$M(C_{15}H_{11}I_3NaNO_4) = 672.96 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad 672.96 \text{ g} \\ 6,25 \times 10^{-6} \text{ mol} \quad \text{—————} \quad x \\ x = 0,0042 \text{ g} = 4,2 \text{ mg} \end{array}$$

EXERCÍCIO 17: Acede aos seguintes “links” e resolve as questões levantadas.

<http://highered.mcgraw->

[hill.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::525::530::/sites/dl/free/0073511072/322633/Making a Solution.swf::Making](http://highered.mcgraw-hill.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::525::530::/sites/dl/free/0073511072/322633/Making%20a%20Solution.swf::Making)

<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/storage/recursos/1343/atividade3/atividade3.htm>

EXERCÍCIO 18: Calcula a massa de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) necessária para preparar 250 ml de uma solução $0,216 \text{ mol dm}^{-3}$. [R: 15,9 g]

Dissemos atrás que uma solução pode ser preparada a partir do soluto ou a partir de uma solução mais concentrada. Vimos o 1º caso, vamos agora ver o segundo.

Quando a uma solução com uma determinada concentração se adiciona solvente, o volume da solução aumenta, e conseqüentemente a sua concentração diminui (revê o simulador referido na página 30) a este processo dá-se o nome de **diluição da solução**.

Quando se realiza a diluição, a quantidade de substância do soluto mantém-se, pelo que podemos afirmar que a quantidade de substância da solução diluída é igual à quantidade de substância da solução concentrada:

$$n \text{ (solução concentrada)} = n' \text{ (solução diluída)}$$

Se o volume da solução aumentar cinco vezes, a sua concentração fica cinco vezes menor e diz-se então, que o fator de diluição é cinco. Podemos, então dizer que o fator de diluição é igual à razão entre o volume final e o volume inicial, isto é:

$$\text{Fator de diluição} = \frac{\text{Volume final}}{\text{Volume inicial}} \Leftrightarrow f = \frac{v_f}{v_i}$$

A resolução destes problemas de diluição baseia-se no facto de que a quantidade de substância é igual antes e depois da diluição.

Uma solução pode ser diluída quer por adição de solvente, quer por adição de uma outra solução do mesmo soluto.

EXERCÍCIO 19: Calcula o volume de solução concentrada de ácido clorídrico (35% (m/m), $d = 1.18 \text{ kg dm}^{-3}$) necessário para preparar 500 ml de solução $0.1000 \text{ mol dm}^{-3}$ desse ácido.

1º. Determinação da concentração de ácido clorídrico 35% (já resolveste anteriormente) $\rightarrow 11 \text{ mol dm}^{-3}$

2º. Determinação do volume de ácido clorídrico concentrado necessário

A quantidade de substância é igual antes e depois da diluição, então:

$$n_i = n_f$$

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$11 \text{ mol L}^{-1} \times V_i = 0,1000 \text{ mol L}^{-1} \times 0,500 \text{ L}$$

$$V_i = 4,420 \times 10^{-3} \text{ L} = 4,420 \text{ ml}$$

Para entenderes melhor o conceito de diluição volta a usar o simulador referido na página 29 (<http://phet.colorado.edu/pt/simulation/concentration>)

A partir de uma solução de concentração conhecida, C_m , a que chamaremos solução mãe, prepara-se outra mais diluída, de concentração C_1 . A partir desta podemos preparar outra, de concentração C_2 , por diluição, e assim sucessivamente.

A concentração de cada solução, i , é dada por

$C_i = C_{i-1} \times V_{i \text{ pip}} / V_{i \text{ final}}$ em que C_i e C_{i-1} são as concentrações da solução em causa, solução i , e da anterior, solução $i-1$, respetivamente, $V_{i \text{ pip}}$ é o volume de solução pipetada e $V_{i \text{ final}}$ é o volume final de solução i .

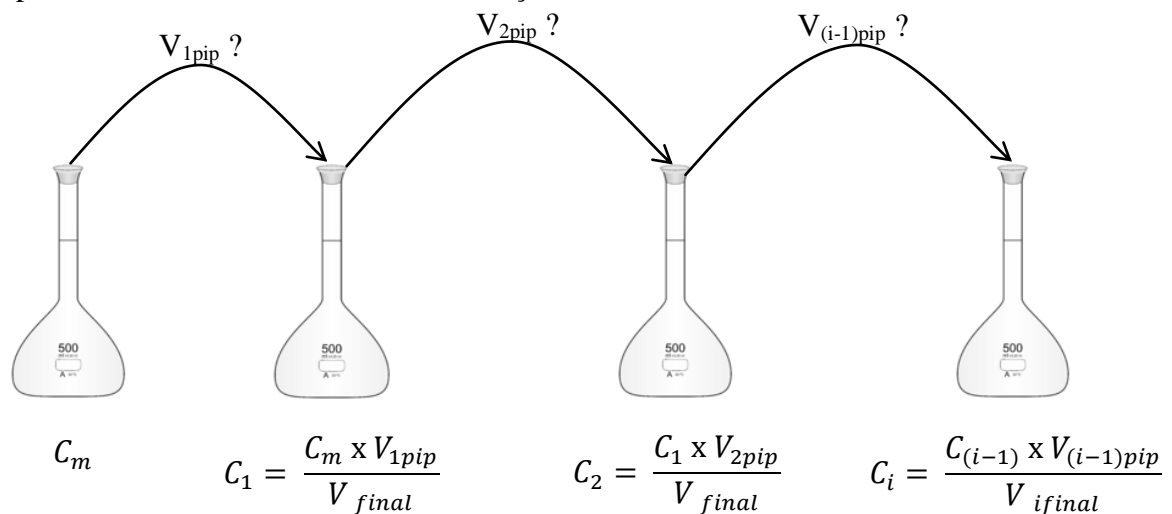


Fig. 3 - Diluições sucessivas

Também se pode preparar soluções a partir da solução mãe variando os volumes a pipetar (V_{pip}) para o mesmo volume final (V_{final}), sendo as suas concentrações dadas por:

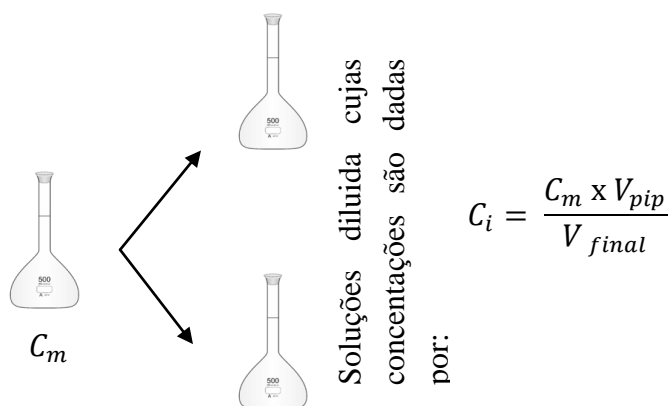


Fig. 4 – Diluição de uma solução a partir da solução mãe

EXERCÍCIO 20: Calcular o volume de solução de ácido sulfúrico $5,0 \text{ mol dm}^{-3}$ necessário para preparar 250 ml de uma solução $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$ do mesmo ácido. [R: 5,0 ml]

EXERCÍCIO 21: Clica no link seguinte e responde às questões levantadas

http://highered.mcgraw-hill.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::525::530::/sites/dl/free/0073511072/322633/10_prep_solu_dilution.swf::Preparing

A interdisciplinaridade com a disciplina de Inglês é fundamental para a resolução deste exercício.

3.1.4.3. MATERIAL PARA PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES

De acordo com a terceira etapa da sequência apresentada na página 39 terás que efetuar as medições de massas ou volumes. Para isso precisas de conhecer o material de laboratório e de saber o rigor com que se fazem as medições.

Para perceberes melhor o que é o rigor da medição lê o seguinte texto:

“Supondo que um amigo teu tem, na casa dele, um muro que ele considera baixo. Um dia pergunta-te que altura é que calculas que o muro tem. Olhas e comparas o muro com a tua altura, esticas o braço etc., e conclus que tem dois metros. O teu amigo decide mandar colocar mais uma fila de tijolos e assim como um tijolo tem 5 cm de altura, com mais 1 cm de reboque o muro, segundo o teu amigo, fica com 2,06 m.

Provavelmente irás explicar ao teu amigo que a tua estimativa foi grosseira, que o muro pode ter 1,80 m, 2,10 m ou 2.20 m e não se pode somar 0.06 m a um valor cuja precisão não chega à casa dos centímetros, pois o resultado não tem nenhum significado, ou seja, com mais uma fila de tijolos a tua estimativa do muro continuaria a ser de uns dois metros” (Constantino et al. 2004).

No exemplo anterior, ao estimares a altura do muro, seria incorreto dizeres que era 2,00 m pois não a estimaste com esse rigor. Assim, o último zero não tem nenhum significado. Quando registas o resultado de uma medição deves fazê-lo com o número de algarismos significativos correto, o qual corresponde a todos os algarismos certos mais o primeiro incerto.

No laboratório tens material de vidro para medir volumes e preparar soluções. O rigor desse material não é todo o mesmo. Então, quando registas o volume medido com determinado material, deves indicar esse volume com o número de algarismos significativos correto.

Na figura 5 podes ver algum material de vidro usado no laboratório para medir volumes:



Fig. 5 – Material para medir volumes

Na Figura 6 podes ver o que está escrito numa pipeta volumétrica de 50 mL



Fig. 6 – Pipeta volumétrica

Qual a temperatura indicada? O pensas ser o seu significado?⁵

Haveria algum problema de medir 50 ml de água a 50° C com esta pipeta volumétrica?⁶

Além da temperatura a pipeta tem gravado a capacidade, a tolerância, o tempo de escoamento e a classe. O que pensas ser o significado de:

↳ ± 0,05?

↳ 15 s?

↳ AS

Voltando à tolerância: atendendo a que a tolerância da pipeta volumétrica é ± 0,05 mL, a incerteza está na centésima do mL. Então, ao registares o volume medido com a pipeta volumétrica deverias escrever 50,00 mL.

Primeiro algarismo incerto

Volume	50,00 mL
Tolerância	± 0,05 mL

ATIVIDADE 1: Reúne uma pipeta graduada, uma proveta, um balão volumétrico e uma bureta. Consultando as indicações no próprio material ou a tabela com as tolerâncias fornecida pelo professora, responde às seguintes questões:

⁵ O que nos levaria a dizer que só se pode medir volumes, com este material, de líquidos ou soluções que estejam a 20° C (o volume pode ser considerado constante para pequenas variações de temperatura).

⁶ O que nos levaria a falar da dilatação e contração do vidro. Uma vez que tal aconteça deixamos de ter o material calibrado para aquela temperatura e consequentemente, também, chamar à atenção para não se dever colocar o material em estufas ou frigoríficos.

- ↳ Compara as tolerâncias dos diferentes materiais e refere se o facto de terem tolerâncias diferentes implica ou não terem rigores diferentes.
- ↳ Regista, com base na tolerância, o volume com o número correto de algarismos significativos. A incerteza está em que casa decimal?

Do material que usaste, verificaste que as pipetas volumétricas, os balões volumétricos e as buretas são o material que permite medir volumes com mais rigor. Mas, o erro que cometes na medição do volume só será inferior à tolerância se medires corretamente. Vamos então ver como deves proceder para medir volumes com o material da figura 5.

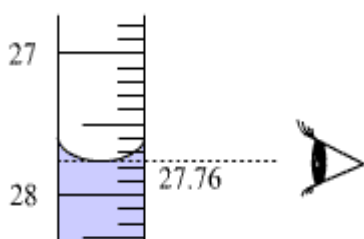


Fig. 7 – Leitura do nível do líquido num tubo estreito

Para uma utilização correta de qualquer um daqueles materiais deves proceder como exemplificado na figura 7.

Deverás ler pela linha tangente ao menisco, estimando 1/10 da menor escala.



Para veres como deves manusear uma **bureta** acede ao seguinte link:
http://www.google.pt/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=1&ved=0CC0QFjAA&url=http%3A%2F%2Feduca.fc.up.pt%2Fficheiros%2Fcv_experiencias%2F192%2Fdocumentos%2F191%2Fapresentacao%25201.ppt&ei=RJ2wU5fkOIPT0QXUiYHIAg&usg=AFQjCNGhTrkyMuv1V6awPXLNRPxkSdR1g&bvm=bv.5796

7247,d.Yms

Balão volumétrico:

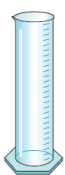


Antes de utilizares o balão volumétrico é bom certificares se ele está devidamente limpo. Este procedimento é feito enchendo todo o balão com água e observar atentamente o seu escoamento. Se por acaso gotículas ou uma película não

uniforme de água estiverem nas paredes internas do recipiente, será necessária uma limpeza específica. Após a limpeza, não seques na estufa (calor), devido ao perigo irreversível de mudança de volume, como discutido anteriormente.

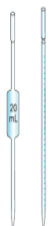
Para encher um balão volumétrico deve-se usar-se um funil, introduzindo o líquido até um pouco abaixo da marca e completar o volume com o auxílio de um frasco de esguicho.

Proveta:



Sendo um instrumento de medição aproximada deve-se escolher uma proveta de capacidade igual ou ligeiramente superior ao volume que se pretende medir. Para medir 30 ml deve-se usar uma proveta de 50 mL, 250 mL ou 500 mL?

Pipeta volumétrica:



Para veres como deves manusear uma pipeta graduada e volumétrica acede aos seguintes links:

<http://www.youtube.com/watch?v=Be2fHGBZhzY>

<http://www.youtube.com/watch?v=rfodQM3C8B0>

O que nos leva a ensinar a trabalhar com pompetes

<http://www.youtube.com/watch?v=OohXqEXU00o>

http://www.e-escola.pt/pagina_popup.asp?id=1067

↪ Acede ao link abaixo indicado e verifica: se há diferença nos procedimentos. Em caso afirmativo assinala essas diferenças.

↳ Nos vídeos apresentados consideras que há erros de manuseamento?

<http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#4.2.- Medida de volumen>

Voltando aos algarismos significativos no registo dos volumes medidos com o material volumétrico:

Supõe que mediste 50 mL com a pipeta volumétrica da figura 6. Já viste que devias registar esse volume com 4 algarismos significativos: 50,00 mL. Como registarias esse volume em litros?

0,05000 L

O rigor da medição não muda pelo facto de alterares as unidades em que exprimes o volume medido. Logo, o número de algarismos significativos continua a ser 4.

Podes, portanto, concluir que o número de algarismos significativos é independente da posição da vírgula. Assim os números 36,05 - 3,605 - 0,003605 têm todos quatro algarismos significativos.

Se o volume medido numa bureta fosse $10,05 \text{ cm}^3$ os dois zeros são algarismos significativos. Há quatro algarismos significativos (três certos e um duvidoso).

Se converteres para dm^3 obténs 0,01005. O número de algarismos significativos não pode aumentar pelo facto de se mudar de unidades, pelo que os dois zeros iniciais não são significativos, mas se converteres para mm^3 , obténs 10050 em que o último zero não é significativo (pois ficaria com cinco algarismos significativos). Nestes casos, o melhor processo para evitar situações duvidosas é escrever os números na forma exponencial y $\times 10^a$ (sendo a um número inteiro positivo ou negativo) em que todos os zeros que aparecem em y são significativos.

Os valores, do exemplo anterior, escritos nesta forma, são, respetivamente:

$$10,05 \text{ cm}^3$$

$$1,005 \times 10^{-2} \text{ dm}^3$$

$$1,005 \times 10^4 \text{ mm}^3$$

Podemos resumir o que anteriormente se disse através da seguinte tabela 3:

Tabela 3 - Contagem de algarismos significativos

Valor	Número de algarismos significativos	Observações
5,630	4	Zero à direita da vírgula com significado
0,270	3	Zero à direita com significado mas o zero à esquerda da vírgula sem significado
0,0004	1	Todos os zeros à esquerda da vírgula sem significado
1,0007	5	Todos os algarismos com significado
8,1 x 10 ⁷	2	Valor em notação científica. Apenas se consideram os algarismos antes do expoente
2 x 10 ⁻⁷	1	
3,60 x 10 ³	3	
3600	2 ou 3 ou 4	Os zeros podem estar apenas a indicar a posição da vírgula. Situação duvidosa que se deve evitar

Voltando à segunda etapa apresentada na página 38 “efetuar cálculos... com o número de algarismos significativos adequados a cada caso” irás agora aprender que ao executares cálculos é necessário exprimir os resultados de tal modo que, por um lado, todos os algarismos dados sejam significativos e que, por outro lado, não se desprezem algarismos significativos.

ADIÇÃO E SUBTRAÇÃO

O número de algarismos significativos do resultado é o mesmo da parcela que tiver menor número de casas decimais.

Se se seguir esta regra obtém-se no resultado como último algarismo um algarismo de valor duvidoso, precedido por uma série de algarismos conhecidos com certeza.

Exemplo:

$$640 + 58,702 - 10,55 = 688,152 \quad (\text{errado})$$

$$640 + 58,702 - 10,55 = 688 \quad (\text{correcto})$$

MULTIPLICAÇÃO E DIVISÃO

O número de algarismos significativos no resultado de uma série de multiplicações e divisões é igual ao número de algarismos significativos no fator ou divisor que tiver o menor número de algarismos significativos.

Ignoram-se, porém, ao procurar o fator ou divisor com menor número de algarismos significativos, os fatores e divisores que não resultem de medições experimentais, isto é, as chamadas constantes.

Exemplo:

$$0,0245 : 126,904 = 0,0002 \quad (\text{errado})$$

$$0,0245 : 126,904 = 1,93 \times 10^{-4} \quad (\text{correto})$$

EXERCÍCIO 22: Calcula a quantidade de substância existentes nos seguintes volumes de solução $0,1000 \text{ mol dm}^{-3}$ de HCl (Baccan et al. 1979).

a) 25,00 ml

$$n = 25,00 \times 10^{-3} \text{ dm}^{-3} \times 0,1000 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$n = 2,500 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

b) 25,0 ml

$$n = 25,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^{-3} \times 0,1000 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$n = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

c) 25 ml

$$n = 25 \times 10^{-3} \text{ dm}^{-3} \times 0,1000 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$n = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

LOGARITMO

Número de casas decimais igual ao número de algarismos significativos do número original:

$$\log(9,57 \times 10^4) = 4,981$$

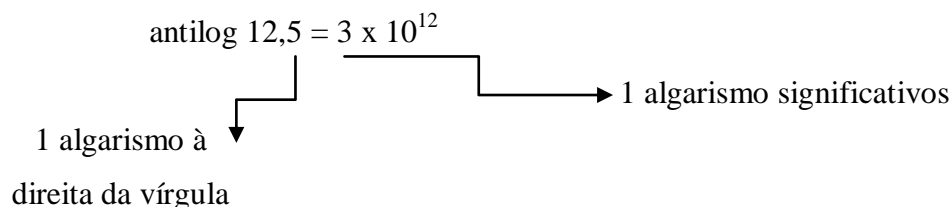
↓

3 algarismos significativos

→ 3 algarismos significativos
à direita da vírgula

ANTILOGARITMO

Número de algarismos significativos é igual ao número de casas decimais do número original



ARREDONDAMENTOS

A aplicação das regras anteriores exige que faça arredondamentos; ou nos valores iniciais que têm mais algarismos significativos que o resultado do cálculo, ou neste último, se feito a partir de valores numéricos não arredondados.

Os arredondamentos devem ser feitos do seguinte modo (Norma Portuguesa NP - 37/1961 1961):

1. O último algarismo retido deve ser aumentado de uma unidade se o número constituído pelos algarismos desprezados for maior do que 5

Exemplo:

$$12,457 \rightarrow 12,46$$

2. Se este for inferior a 5, o último algarismo retido deve ser deixado tal e qual.

Exemplo:

$$35,324 \rightarrow 35,32$$

3. Se o número constituído pelos algarismos desprezados for igual a 5, deve-se aumentar de uma unidade o último algarismo que se conserva, se este for ímpar, ou deixá-lo tal com está se ele for par.

Exemplo:

$$42,375 \rightarrow 42,38$$

$$89,485 \rightarrow 89,48$$

Nos cálculos intermédios deve manter-se um algarismo a mais para evitar erros de arredondamento.

EXERCÍCIO 23: Quantos algarismos significativos contem os seguintes números? Indica quais os zeros significativos?

0,216

90,7

800,0

0,0670

[R: 0,216 - 3 algarismos significativos; 90,7 - 3 algarismos significativos; o zero é significativo; 800,0 - 4 algarismos significativos: todos os zeros são significativos; 0,0670 - 3 algarismos significativos; o último zero é significativo.]

EXERCÍCIO 24: Arredonda os seguintes valores até às décimas:

23,66

23,64

23,65

23,55

3.1.4.4 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL PARA A PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES

Assim, para te ajudar na técnica da preparação das soluções visiona os vídeos apresentados nos seguintes links:

- ↪ Para preparares **soluções não rigorosa** (concentração aproximada) a partir de um sólido ou de um líquido:

[http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#4.3.1. Disoluciones de concentración aproximada](http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#4.3.1)

[http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#Preparación de una disolución de concentración APROXIMADA a partir de un líquido](http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#Preparación%20de%20una%20disolución%20de%20concentración%20APROXIMADA%20a%20partir%20de%20un%20líquido)

http://www.e-escola.pt/pagina_popup.asp?id=1062

- ↪ Para preparares **soluções rigorosa** (concentração exata) a partir de um sólido ou de um líquido:

[http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#4.3.2. Disoluciones de concentración exacta](http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#4.3.2)

[http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#Preparación de una disolución concentrada a partir de un líquido](http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#Preparación%20de%20una%20disolución%20concentrada%20a%20partir%20de%20un%20líquido)

http://www.e-escola.pt/pagina_popup.asp?id=1068

EXERCÍCIO 25:

- a) A cada uma das imagens de A a L associa, seleccionando uma afirmação de a a l.
- b) Ordena as imagens já legendadas para que constituem a sequência de operações necessárias à preparação de uma solução.

c) A solução assim preparada será uma solução não rigorosa? Justifica.

- Dissolver o soluto com água destilada.
- Efetuar os cálculos necessários de forma a determinar a massa de soluto.
- Lavar o gobelé, três vezes, com pequenas porções de água destilada, transferindo as águas de lavagem para o balão volumétrico.
- Aquecer se necessário. Deixar arrefecer.
- Transferir a solução para um balão volumétrico de capacidade igual ao volume de solução que se pretende preparar.
- Recorrendo a uma balança, medir a massa de soluto necessária.
- Lavar o funil e retirá-lo.
- Transferir a solução para um frasco.
- Agitar o balão volumétrico para homogeneizar a solução.
- Tapar e rotular o frasco, armazenando-o de seguida num lugar próprio.
- Completar o volume com água destilada até ao traço de referência do balão
- Enxaguar, com um pouco de solução, um frasco bem lavado.

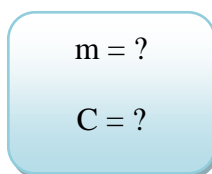
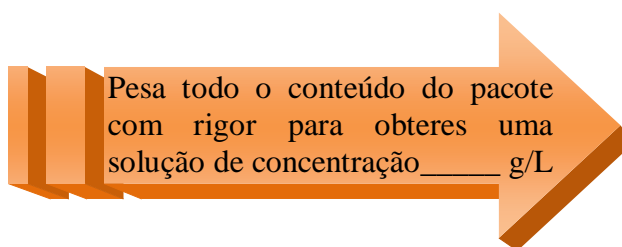
3.2. UNIDADE DIDÁTICA II – CONCEITO DE CALIBRAÇÃO

Para que possas entender o que é a calibração vamos voltar à secção 3.1.4.2 aquando da introdução do conceito de diluição.

Vais realizar uma atividade que tem como objetivo principal determinar a gama de concentração de uma solução de concentração desconhecida por comparação visual da cor, preparando uma série de soluções padrão. Por exemplo, se a solução de concentração desconhecida tiver uma cor mais intensa que a que tem $X \text{ g / L}$, mas mais ténue que uma que tenha $Y \text{ g / L}$, podemos admitir que a concentração da solução em estudo estará compreendida entre os valores X e Y (Alexéev 1979).

ATIVIDADE 2

Objetivo: Preparação de várias soluções de sumo de laranja e por comparação visual da cor determinar a gama de concentração de uma solução desconhecida⁷.



- ↳ Explica como obtiveste o valor da massa de soluto.
- ↳ Como obtiveste o valor da concentração?

⁷ Os alunos serão questionados no início da atividade por forma a adotar o procedimento correto: pesar com rigor o sumo em pó, e seguir os passos necessários para a preparação rigorosa da solução de sumo num balão volumétrico.

Esta solução, a partir da qual vais preparar as restantes designa-se por “solução-mãe”.

Prepara mais seis soluções de acordo com o esquema da figura 8.

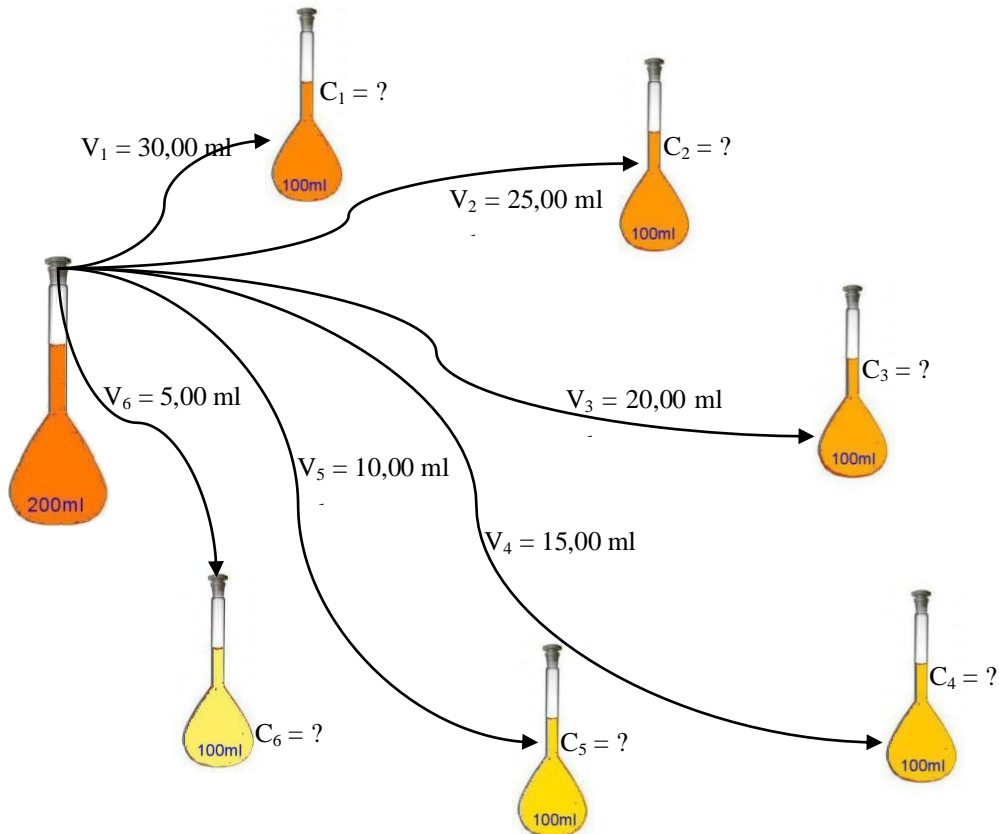
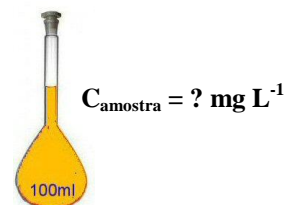


Fig. 8 – Soluções com diferentes concentrações preparadas a partir da “solução mãe”

↪ Explica como obtiveste os valores das concentrações?

A solução amostra será fornecida pela professora.



Poderás dizer qual a concentração da solução amostra? Intuitivamente poderás dizer que a concentração de uma substância colorida, dissolvida num solvente incolor, é

proporcional à intensidade da cor da solução. Desse modo a intensidade da cor é uma medida da concentração da solução. Com base na observação visual da cor poderás afirmar que a solução de concentração desconhecida estará compreendida entre C₃ e C₄. No entanto, não podes afirmar com exatidão qual é a concentração.

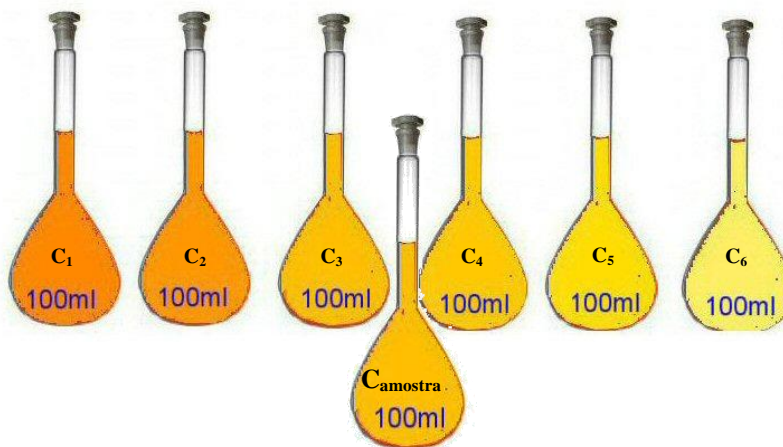


Fig. 9 – Comparação da cor da solução amostra com as cores das soluções padrão

Para isso há métodos de análise que se baseiam numa comparação quantitativa da cor.

Estes métodos recorrem ao uso de instrumentos que dão um “sinal analítico” e baseiam-se no facto de haver uma relação entre a concentração e o “sinal analítico” que o instrumento nos dá. Geralmente essa relação é linear, isto é:

$$y = m x + b$$

onde y é o sinal medido e x a concentração do analito⁸ (m é o declive da reta e b é a ordenada na origem).

Para obteres a equação da reta tens que preparar uma série de soluções rigorosas de concentração conhecida (soluções padrão). Foi o que fizeste quando preparaste as soluções de sumo de laranja.

⁸São os componentes de uma amostra a ser determinados (Skoog, et al. 2007)

Há instrumentos que te permitem medir a intensidade da cor de uma solução. Esses instrumentos dão-te um “sinal analítico” que é proporcional à concentração. Como verás mais adiante, esse sinal chama-se absorvância. Então, supõe que medias o “sinal analítico” (Absorvância) das soluções. Obterias um valor que corresponderá à concentração da solução.

Se medires o “sinal analítico” (Absorvância) de cada uma das soluções podes fazer um gráfico em que colocas os valores da concentração no eixo do xx e o valor do sinal analítico no eixo dos yy. Obterias um gráfico como o da figura 10, que representa a relação entre o sinal analítico (y) e a concentração (x), com seis pontos experimentais que correspondem a seis pares de valores sinal analítico (y) / concentração (x).

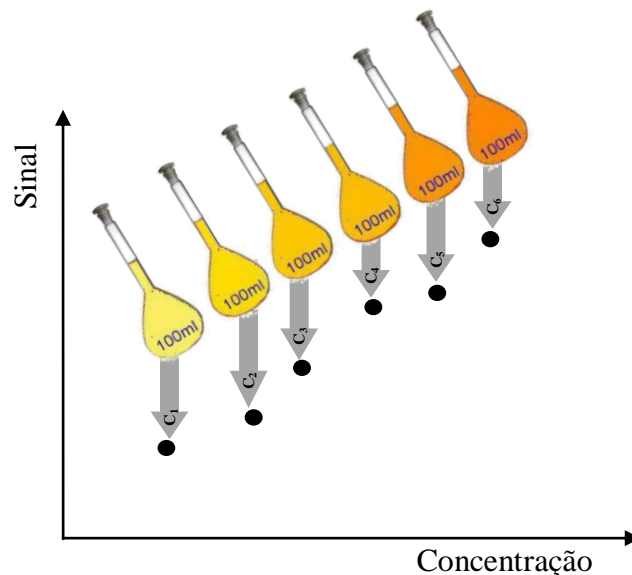


Fig. 10 – Gráfico do sinal em função da concentração

Podes verificar, usando uma régua, que não é possível traçar uma reta que passe simultaneamente por todos os pontos. Qualquer reta que decidires escolher deixará de fora alguns pontos e as várias retas que escolheste têm inclinações diferentes.

Isto deve-se ao facto de os valores experimentais das medições terem sempre alguma incerteza associada.

Então é preciso encontrar a reta que melhor se ajusta aos pontos experimentais. Isso faz-se em geral usando o método dos mínimos quadrados e a reta denomina-se coloquialmente “reta dos mínimos quadrados”. Há programas de computador e de calculadoras gráficas que calculam a equação da reta dos mínimos quadrados. Introduzimos os valores de x e y de cada ponto experimental e o programa calcula a equação da reta que melhor se ajusta a esse conjunto de pares de valores: $y = m x + b$, ou seja, dá-nos o valor de m e de b .

Vamos então atribuir valores arbitrários ao sinal analítico e fazer o gráfico utilizando o Excel ou a calculadora gráfica.

O uso do Excel é muito útil para este tipo de gráficos. Para tal procede do seguinte modo (Miller 1984):

- A. Constrói uma tabela com os valores de x na coluna A e os valores de y na coluna B;
- B. Seleciona os valores de x e y e em seguida clica no separador Inserir e escolhe a opção gráficos;
- C. No tipo de gráfico selecionar Dispersão XY;
- D. Clica com o rato do lado direito sobre um dos pontos e seleciona Linha de Tendência;
- E. Na opção Formatar Linha de Tendência, ativa Mostrar a Equação do Gráfico e Mostrar o Valor de R ao quadrado no gráfico. Clica em OK.

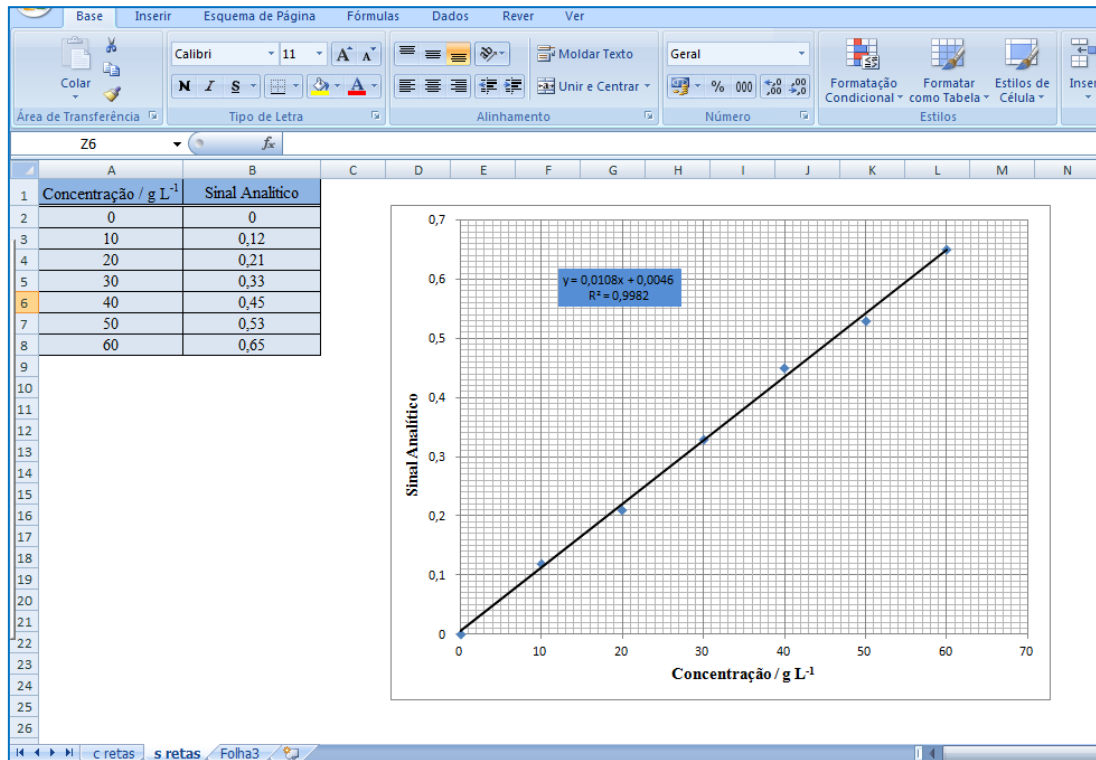


Fig. 11 - Folha de Excel para a reta de calibração

Quando estás a trabalhar com o Excel e executas o item E obténs automaticamente as seguintes informações:

↪ $y = 0,0108x + 0,0046$ → equação da reta de calibração

↪ $R^2 = 0,9982$ → coeficiente de determinação. É um indicador de linearidade.

Quanto mais perto de um estiver, melhor será o ajuste.

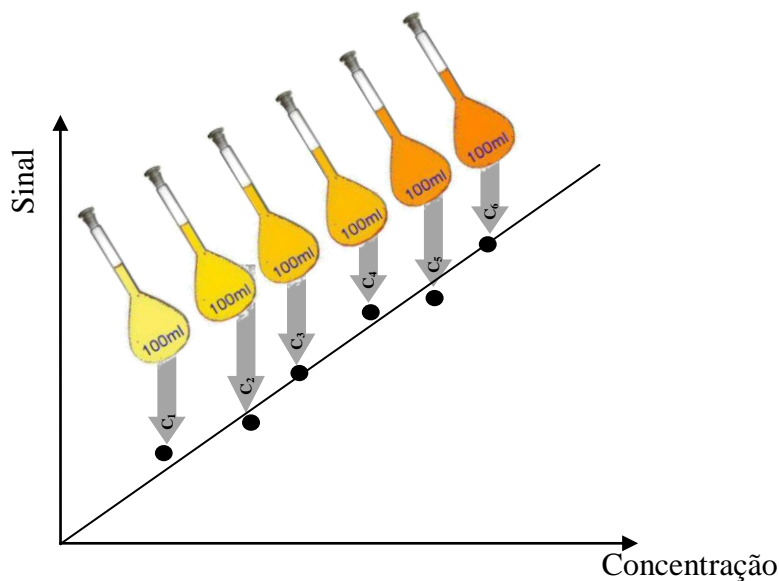


Fig. 12 – Reta de calibração

Esta reta que estabelece a relação entre o sinal analítico e a concentração de soluções padrão chama-se **reta de calibração**

Depois de teres obtido a reta de calibração vais determinar a concentração da solução desconhecida. Poderás determinar esse valor graficamente ou analiticamente.

- ↪ Graficamente: basta traçares uma linha paralela ao eixo do x para $y =$ valor do sinal analítico até à reta de calibração. Nesse ponto de interseção traças agora uma linha paralela ao eixo do y até encontrares o eixo do x e lês o valor assim obtido.
- ↪ Analiticamente: basta substituíres na equação da reta de calibração o valor do sinal analítico (y) e resolveres a equação em ordem a x .

O cálculo das concentrações desconhecidas a partir de dados experimentais é, em geral, relativamente fácil, particularmente com os computadores e as calculadoras gráficas. Vamos então regressar ao Excel.

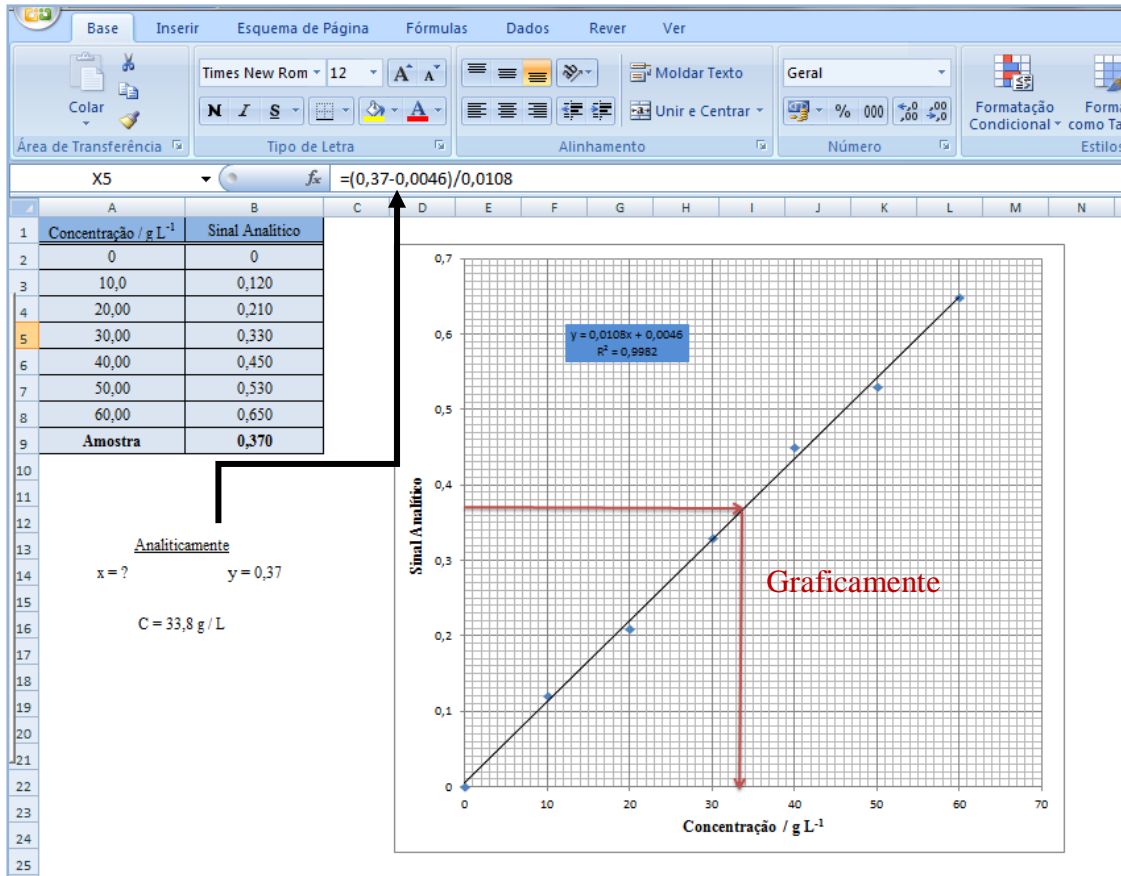


Fig. 13 – Determinação da concentração da solução de concentração desconhecida

Para obteres o valor da concentração (x) tens que substituir o valor do sinal analítico 0,37 (y) na equação da reta, ou seja, $0,37 = 0,0108x + 0,0046$

Agora obtiveste o valor com exatidão, enquanto que com base na observação visual da cor obtinhas uma gama de concentrações.

Vamos agora fazer o gráfico da reta de calibração mas usando a calculadora gráfica. Segue o procedimento a seguir descrito para a calculadora TEXAS TI- 84 PLUS:

- ↪ Pressiona a tecla **STAT**, seleciona 1:Edit e introduz os valores de x e y criando as listas L₁ e L₂ respetivamente;
- ↪ Pressiona a tecla **2nd** [STAT PLOT], escolhe 1:PLOT;
- ↪ Seleciona On;
- ↪ Pressiona a tecla **STAT**, seleciona CALC e escolhe 4: LinReg(ax + b)

↪ Pressiona, para visualizar o gráfico, **GRAPH**

À medida que fores pressionando aquelas teclas as imagens que aparecem no display estão esquematizadas na figura 14.

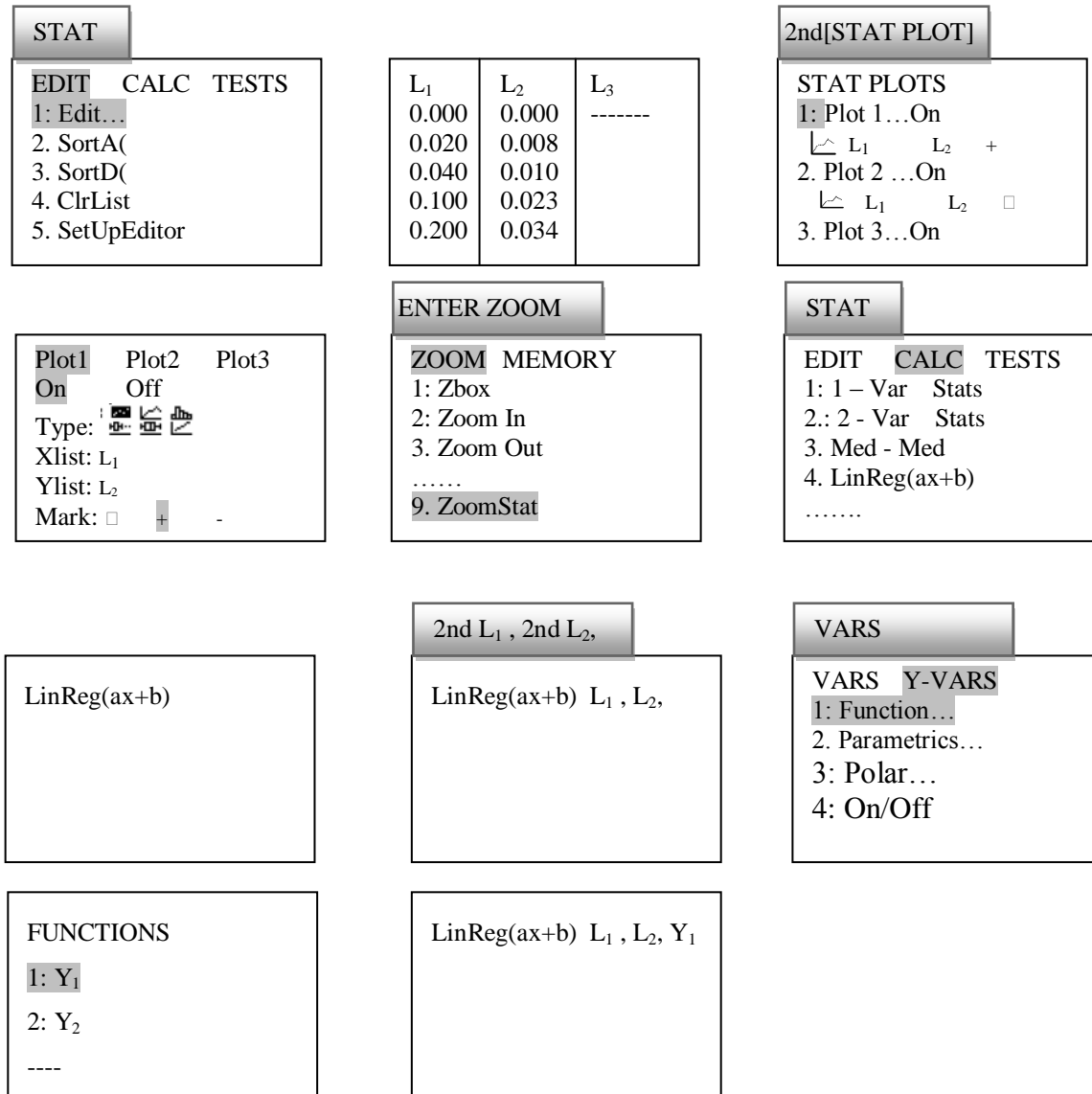


Fig. 14- Procedimento para a construção da reta de calibração na calculadora gráfica

3.3 UNIDADE DIDÁTICA III – RADIAÇÃO ELETROMAGNÉTICA, COR E ESPETROFOTOMETRIA

3.3.1 RADIAÇÃO ELETROMAGNÉTICA

A radiação eletromagnética é uma forma de energia que é transmitida através do espaço a velocidades enormes. Denominamos a radiação eletromagnética nas regiões do UV/visível, e algumas vezes no infravermelho (IV), como luz, embora corretamente, o termo deveria referir-se somente à radiação visível.

Muitas das propriedades da radiação eletromagnética podem ser descritas como uma onda (modelo ondulatório) com parâmetros como comprimento de onda, frequência, velocidade e amplitude (Skoog, et al. 2007) (Skoog, et al. 2001).

O modelo ondulatório falha quando se considera os fenômenos associados com a absorção e emissão de energia radiante. Para esses processos, a radiação eletromagnética pode ser tratada como um fluxo de partículas discretas ou pacotes discretos de energia chamados **fotões**⁹ em que a energia do fotão é proporcional à frequência da radiação. Estas formas de visualizar a radiação como partículas e como ondas não se excluem mutuamente, mas complementam-se (Skoog, et al.2007) (Skoog, et al. 2001).

Na figura 15 podes ver a representação de uma onda na qual está assinalada a amplitude (altura da onda) e o comprimento de onda (distância entre dois máximos ou mínimos sucessivos de uma onda).

⁹ É uma partícula de radiação eletromagnética que tem massa zero e energia $h\nu$

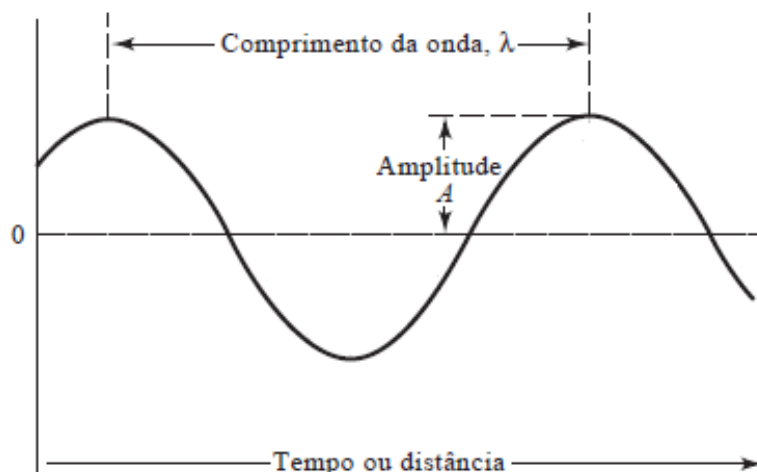


Fig. 15 – Representação de uma onda

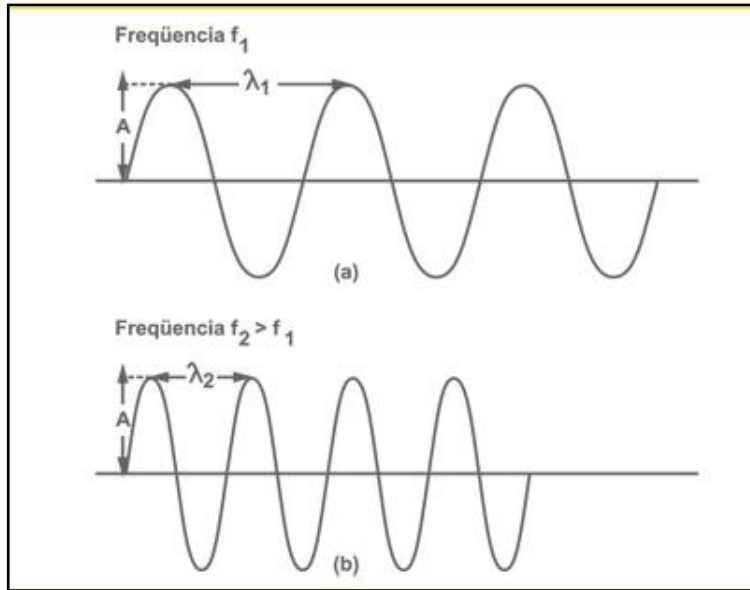
Como a radiação eletromagnética atua como uma onda, pode ser classificada em termos do seu comprimento de onda (λ) ou da sua frequência¹⁰ (ν) as quais estão relacionadas pela seguinte equação (Owen 2000) (Skoog, et al. 2007):

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

em que ν é a frequência (s^{-1} ou Hz), c é a velocidade da luz, no vácuo, ($3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$) e λ o comprimento de onda (m).

Como podes verificar pela equação acima a frequência é inversamente proporcional ao comprimento de onda, isto é, quando um aumenta o outro diminui.

¹⁰ Número de oscilações por unidade de tempo.



Amplitude = A
 Frequência = ν ou f
 Comprimento de onda: λ

**Fig. 16 – (a) Representação de uma onda com frequência ν_1 e comprimento de onda λ_1
 (b) Representação de uma onda com frequência $\nu_2 > \nu_1$ e comprimento de onda $\lambda_2 < \lambda_1$**

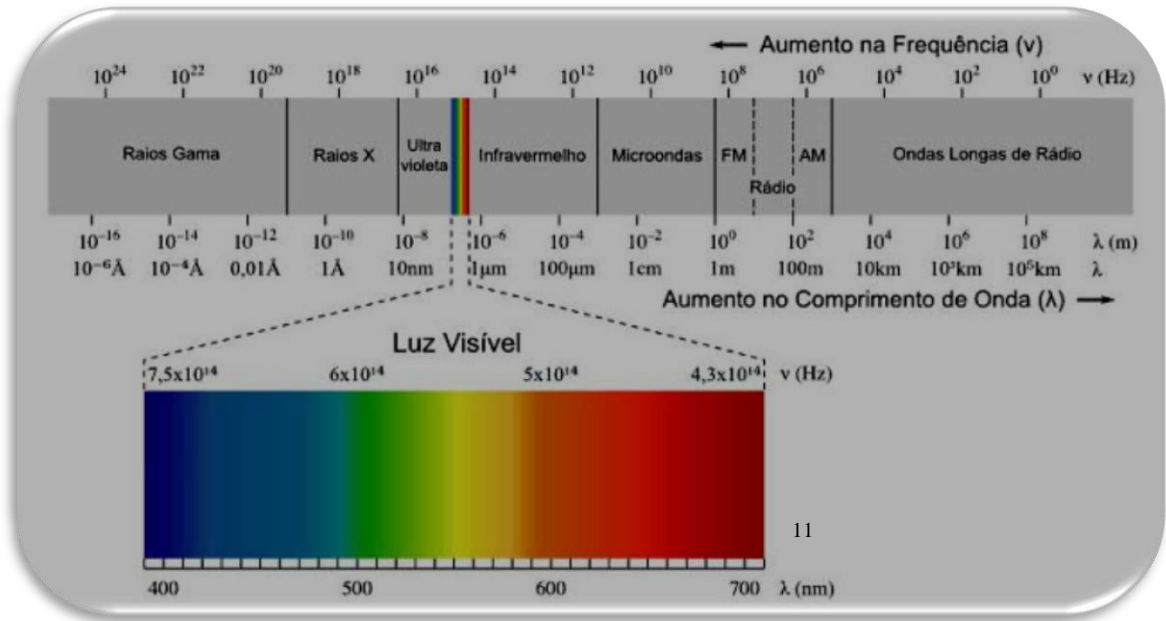
Em muitas interações entre a radiação e a matéria, é útil considerar a luz como sendo constituída por fótons. Podemos relacionar a energia de um fóton com o seu comprimento de onda e a sua frequência através da seguinte equação:

$$E = h \nu = h \frac{c}{\lambda}$$

em que E é a energia (J), h a constante de Planck ($6,62 \times 10^{-34}$ Js) e ν a frequência (s^{-1}).

Como podes verificar tanto a energia como a frequência são inversamente proporcionais ao comprimento de onda (Rubinson, et al. 2001).

O espectro eletromagnético cobre uma vasta gama de energias (frequências) e, portanto, de comprimentos de onda como podes verificar pela figura 17.



(<http://www.aprenderciencias.com/2011/10/uma-onda-eletromagnetica-na-faixa-do.html>)

Fig. 17- Espectro eletromagnético

A radiação visível faz parte de uma pequena parte do espectro eletromagnético como podes observar pela figura 18.

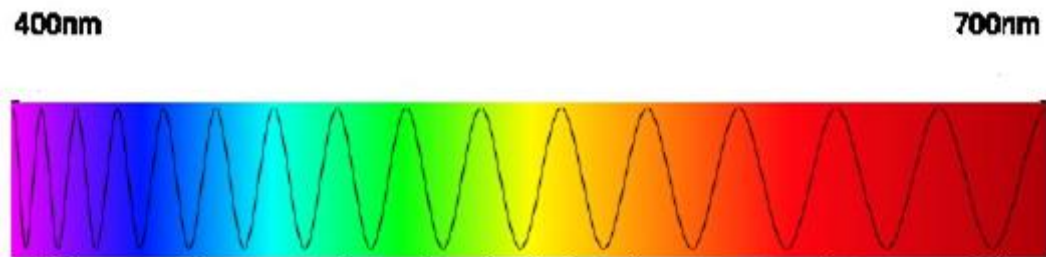


Fig. 18 – Região visível e respetivas ondas

→ A energia será maior para $\lambda = 400$ nm ou para $\lambda = 700$ nm? Justifica

De acordo com a equação anterior radiações com pequenos comprimentos de onda têm energia elevada. Ora a luz ultravioleta tem um comprimento de onda pequeno, logo uma energia elevada.

¹¹ Em espectroscopia UV-Vis o comprimento de onda normalmente é expresso em nanómetros

Quando a radiação interatua com a matéria, podem ocorrer vários processos como reflexão e absorção, entre outros. Geralmente quando se estudam os espectros UV-visível pretende-se que ocorra apenas absorção

3.3.2 COR

Vamos então analisar por que certas substâncias são coloridas e por que podem ter cores diferentes.

Como se referiu anteriormente, a radiação visível abrange todas as ondas eletromagnéticas com comprimentos de onda entre 400 nm e 700 nm. A cada comprimento de onda corresponde uma cor diferente. Como sabes, a luz do sol é luz branca. A luz branca é a mistura de todas as cores e há processos que permitem separar as várias cores que compõem a luz branca. Por exemplo, se colocares um prisma de vidro em frente ao sol ou de uma lâmpada que usas em casa, consegues ver as cores do arco-íris.

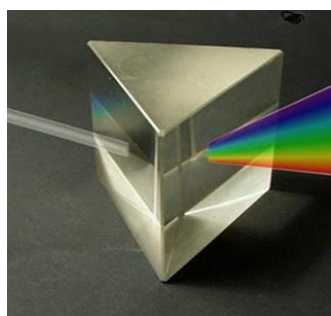


Fig. 19 – Decomposição da luz branca através do prisma

Isto acontece porque a luz branca vai-se decompor em luz monocromática conhecida como as sete cores do arco-íris

De facto, quando se forma o arco-íris, consegues ver as cores que constituem a luz branca do sol e o que está a acontecer é que as gotículas de água na atmosfera estão a atuar como o prisma de vidro.

Na figura 20 está representado um disco de Newton, que te permite verificar que a luz branca é uma mistura de cores.

Este disco é pintado com as mesmas cores que compõem o espectro de luz branca, ou seja, as sete cores do arco-íris.



Fig. 20 – Disco de Newton

↳ O que acontece quando é rodado a uma velocidade elevada?

Podes confirmar a tua resposta clicando no seguinte link:

http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=RApBCt7SXm0

As substâncias são coloridas porque absorvem luz visível. Desse modo, a luz que emerge de uma substância só vai ter os comprimentos de onda que ela não absorveu.

A retina verá, então, mais fortemente as cores que não são absorvidas. O preto existirá quando a substância (ou mistura de substâncias) absorve todas as cores da luz visível.

Cada substância absorve um padrão de cores específico. Desse modo, o padrão de cores absorvido determinará a cor final da substância.

Pode-se concluir que a cor de uma substância ou mistura de substâncias é a luz que ela **não** absorveu, isto é, a cor da substância é a cor correspondente aos comprimentos de onda que ela reflete ou que deixa passar através de si, no caso de substâncias transparentes. Por exemplo, uma substância que é amarela aos nossos olhos tem como cor mais fortemente absorvida o azul. Uma substância azul tem como cor complementar o amarelo, que é a cor mais fortemente absorvida.

Tabela 4 - Relação aproximada entre absorção de luz e cor

(nm)	Cor visível	Cor da radiação absorvida
400-435	verde, verde-amarelado	violeta
435-480	Amarelo	azul
480-490	Laranja	azul esverdeado
490-500	Vermelho	verde azulado
500-560	Púrpura	verde
560-580	Violeta	amarelo esverdeado
580-595	Azul	amarelo
595-650	azul esverdeado	laranja
650-750	verde azulado	vermelho

(Skoog, et al.2007)

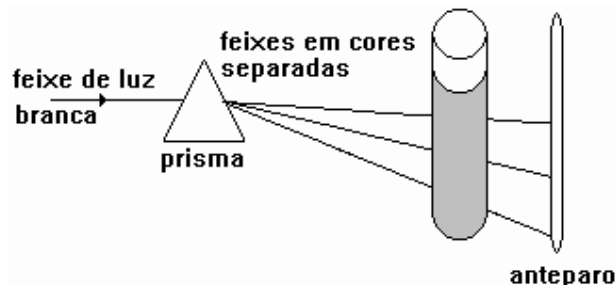
EXERCÍCIO 26: Uma solução de $[\text{FeCl}_4]^-$ apresenta-se amarela, logo:

- não absorve luz visível.
- absorve muito a luz azul.
- não interage com a luz branca.
- tem um máximo de absorção na região amarela do espectro.
- é iluminada por luz azul.

[R: absorve muito a luz azul]

EXERCÍCIO 27: Uma luz branca proveniente de uma fonte de radiação foi dispersa nos seus comprimentos de onda e de seguida todo o feixe foi dirigido para um frasco

transparente contendo uma solução diluída de sulfato de cobre amoniacal (cor azul). As radiações que saem da solução foram dirigidas para um anteparo branco. Observa o desenho e assinale a alternativa correta para o que se observou no anteparo.



- ausência de luz branca
- uma faixa de luz amarela.
- uma faixa de luz azul.
- todas as cores do arco íris.

[R: uma faixa de luz azul]

Então para medires a concentração dos sumos de laranja terias que incidir sobre a amostra apenas a luz com o comprimento de onda que interessa (aquela que é absorvida) e excluir os outros comprimentos de onda.

→ Que comprimento de onda deverias usar para aquela determinação?

3.3.3 ESPETROFOTOMETRIA

A espectrofotometria pode ser considerada como um procedimento analítico através do qual se determina a concentração de espécies químicas mediante a absorção de energia radiante (luz).

A luz pode ser entendida como uma forma de energia, de natureza ondulatória, caracterizada pelos diversos comprimentos de onda (λ , expressos em μm ou nm) e que apresenta a propriedade de interagir com a matéria.

Suponhamos que uma dada solução é avermelhada pois absorve radiação verde. Se fizeres incidir radiação de comprimento de onda 549 nm (verde) a intensidade dessa radiação sofre atenuação ao atravessar a solução pois parte da radiação é absorvida.

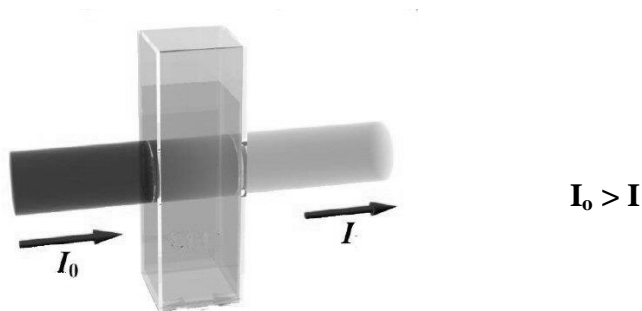


Fig. 21 – Intensidade da radiação antes e depois de atravessar a amostra

A quantificação da absorção da radiação é normalmente feita através da medição da transmitância ou da absorvância.

A transmitância é a fração da luz que passa através da amostra e é definida pelo quociente entre a radiação transmitida (I) e a radiação incidente (I_0) (Lenz 2011) (Skoog, et al. 2007):

$$T = I / I_0 \quad \text{ou} \quad \%T = (I / I_0) \times 100$$

A absorvância é definida pelo logaritmo (de base 10) do recíproco da transmitância:

$$A = \log_{10} \left(\frac{1}{T} \right) = -\log T$$

$$A = \log (I_0 / I)$$

Quando a absorvância de uma solução aumenta a transmitância diminui.

Vais agora ficar a saber, simplifcadamente, quais são os componentes principais destes instrumentos que são usados para medir absorvâncias ou transmitâncias.

Espectrofotómetros são instrumentos capazes de registar dados de absorvância ou transmitância em função do comprimento de onda. Este registo designa-se por espectro de absorção ou de espectro de transmissão, segundo o dado registado for de absorvância ou transmitância, respetivamente.

A característica mais importante dos espectrofotómetros é a seleção de radiações monocromáticas, o que possibilita inúmeras determinações quantitativas que obedecem à lei de Beer, como verás mais adiante. Os espectrofotómetros, em geral, contêm cinco componentes principais: fontes de luz, monocromador, compartimento da amostra, sistema detetor e processadores de sinal (Skoog, et al. 2007)

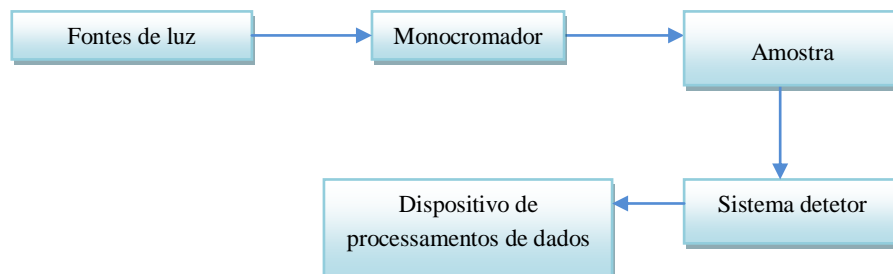


Fig. 22- Esquema dos componentes principais de um espectrofotómetro

Uma **fonte de radiação** ideal seria aquela que apresentasse uma intensidade constante ao longo de todos os comprimentos de onda e tivesse estabilidade a longo prazo (ao longo do tempo a intensidade da luz diminui progressivamente). Tal fonte não existe, daí serem mais comumente usadas as lâmpadas de filamento de tungstênio (como as que usas em casa) e que emitem luz visível que é, como viste atrás, uma mistura de todas as

cores de vários comprimentos de onda. Estas lâmpadas produzem uma emissão contínua na faixa de 320 a 2500 nm. O vidro do bulbo da lâmpada absorve toda a radiação abaixo dos 320 nm, pelo que só a podes usar para o visível. Para que possas trabalhar também na região do UV terás que usar uma lâmpada de deutério (Skoog, et al.2007).

A seguir à fonte de radiação tens um **monocromador** que é um dispositivo essencial dos espectrofotómetros e tem como função a seleção do comprimento de onda com interesse para a análise que se pretende realizar. Um monocromador é formado por um elemento de dispersão (um prisma ou uma rede de difração) junto com duas fendas estreitas que servem como aberturas de entrada e saída da radiação (Gonçalves 1983). Como podes observar a luz branca (semelhante à luz solar) ao passar pela fenda de entrada, o elemento dispersor (prisma) separa-a, como se vê na figura 23, nos seus vários comprimentos de onda. A fenda de saída seleciona o comprimento de onda que se pretenda que passe. É esta a radiação que vai incidir na amostra (I_0) e a que passa da amostra vai incidir no detetor (I)

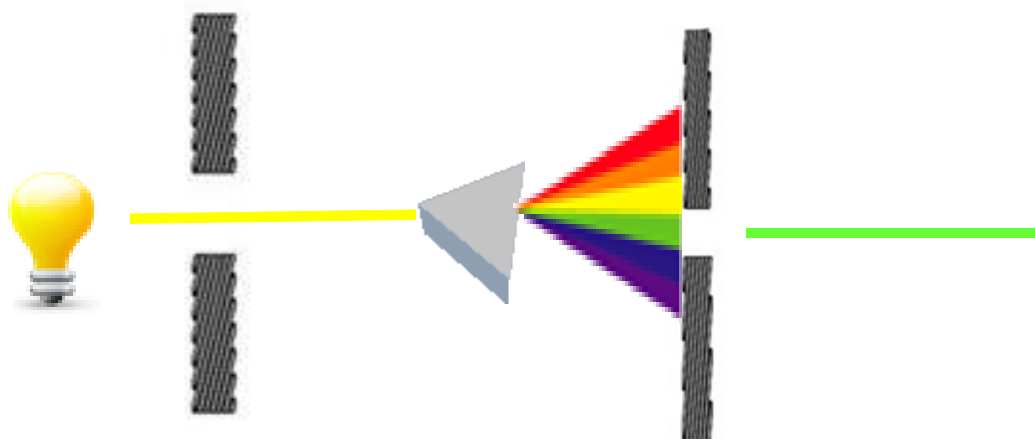


Fig. 23 - Esquema de um monocromador de prisma

As figura 23 e 24 exemplificam o que acabaste de ler.

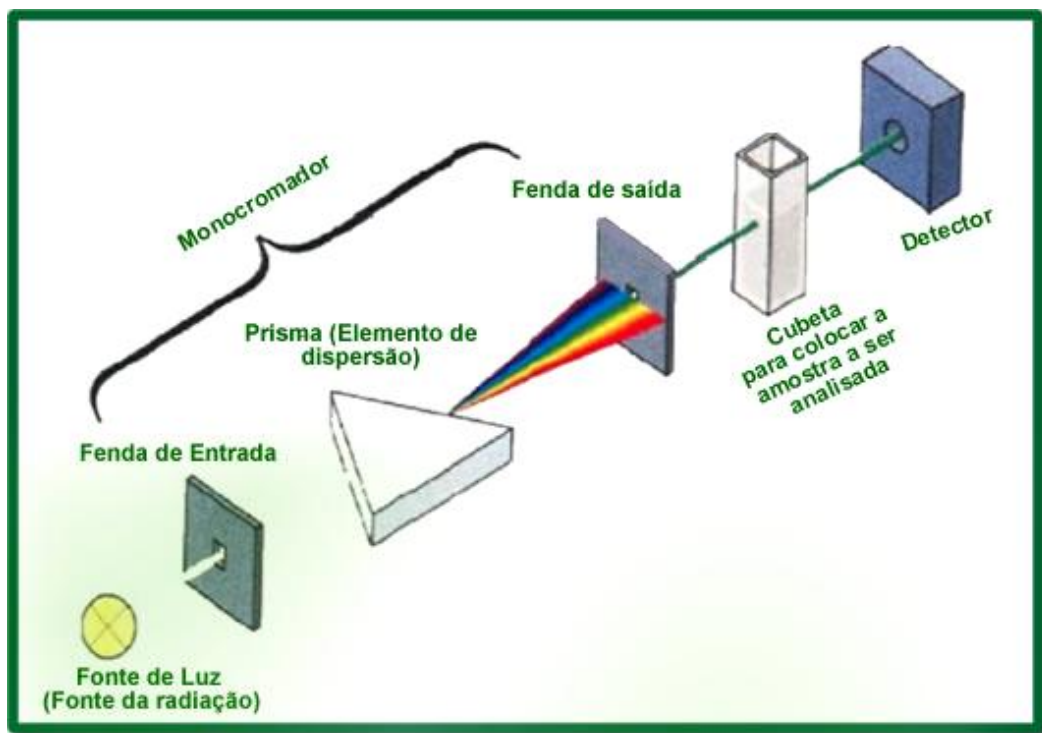


Fig. 24 - Esquema do funcionamento interno de um espectrofotômetro

As soluções das amostras são colocadas em **recipientes** denominados células, cubas ou cubetas de vidro ou quartzo.

As células de vidro são usadas quando se trabalha na região do visível. Para a região do ultravioleta, devem-se usar as células de quartzo, que são transparentes à radiação ultravioleta, pois o vidro absorve a mesma (Pavia, et al. 2001).

As células mais comuns são de 1 cm de percurso ótico (percurso da radiação através da amostra) mas há de várias dimensões.

↳ Como varia a absorção da luz com a concentração?

A absorção da luz é tanto maior quanto mais concentrada for a solução por ela atravessada:

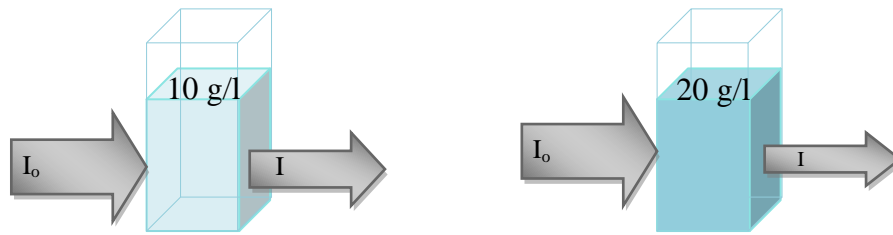


Fig. 25- Relação entre a concentração de uma solução e a luz absorvida

↪ Como varia a absorção da luz com a distância percorrida pelo feixe luminoso?

A absorção da luz é tanto maior quanto maior for a distância percorrida pelo feixe luminoso através das amostras:

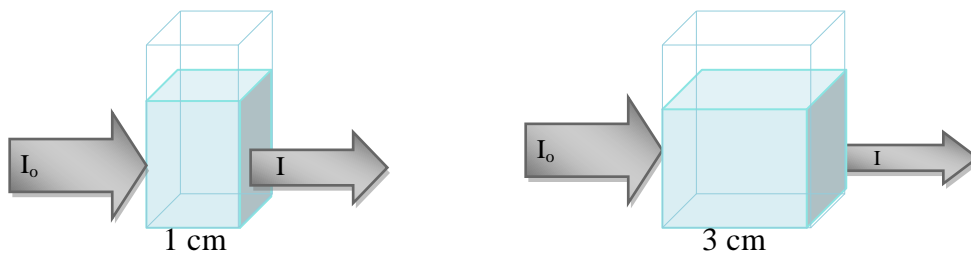
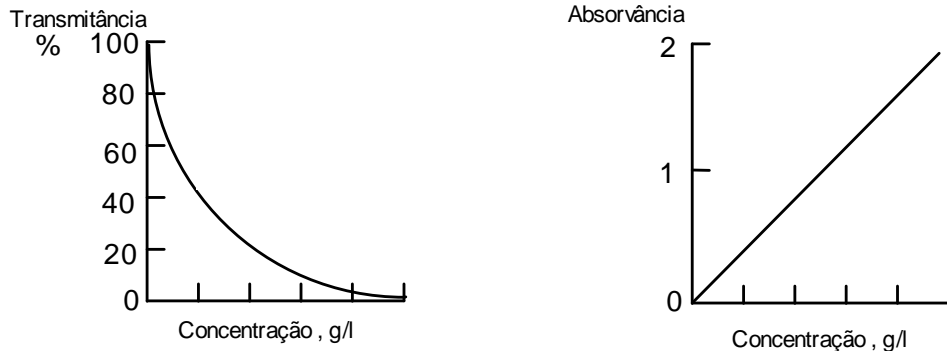


Fig. 26 - Relação entre a distância percorrida pelo feixe de luminoso e a luz absorvida pela solução

Os gráficos seguintes traduzem a relação entre a % de transmitância, absorvância e concentração:



(Willard s.d.)

Fig. 27 - Comparação das curvas de absorvância e transmitância em função da concentração

A relação entre a absorvância e a concentração é mais vantajosa do que se verifica entre a transmitância e a concentração. Por este motivo, os instrumentos de medida dos espectrofotómetros estão calibrados em valores de absorvância, embora o instrumento meça, na realidade, a luz transmitida (Willard s.d.)

EXERCÍCIO 28: Por que é mais vantajoso usar a absorvância como medida da absorção em vez de usar %T ?

Supõe que vais usar uma solução de sulfato de cobre e que obtiveste os seguintes resultados:

Caminho ótico / cm	0	0.2	0.4	0.6	0.8	1.0
%T	100	50	25	12.5	6.25	3.125

Primeiro terás que calcular a absorvância a partir da transmitância.

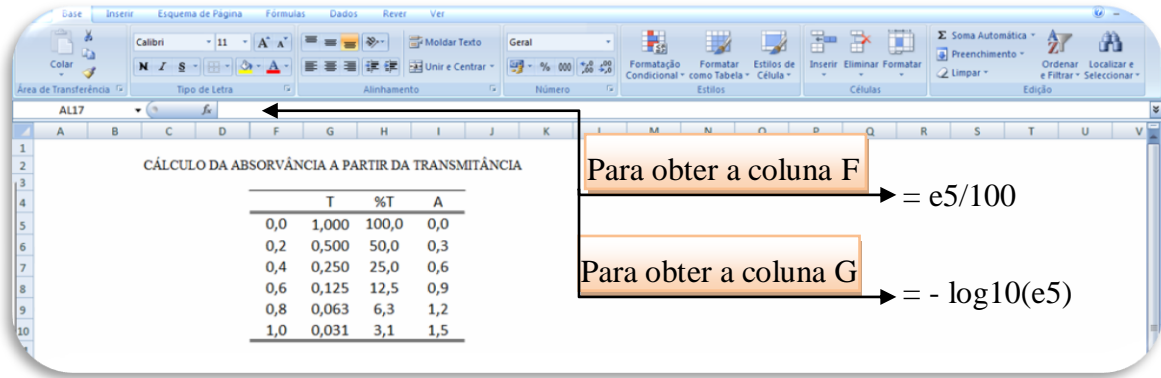


Fig. 28 -Folha de Excel para o cálculo da absorvância a partir da transmitância

A seguir vais traçar os gráficos entre a transmitância e absorvância em função do caminho ótico

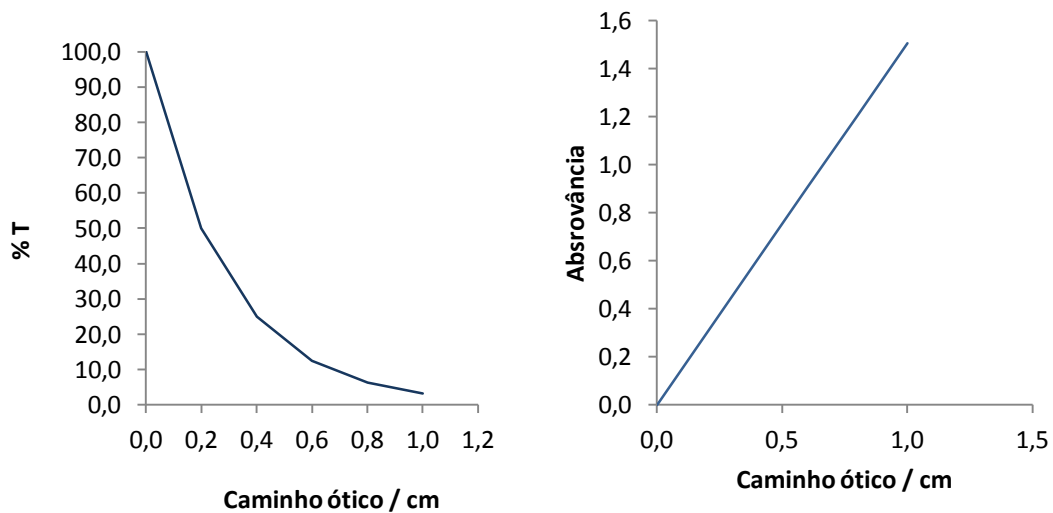


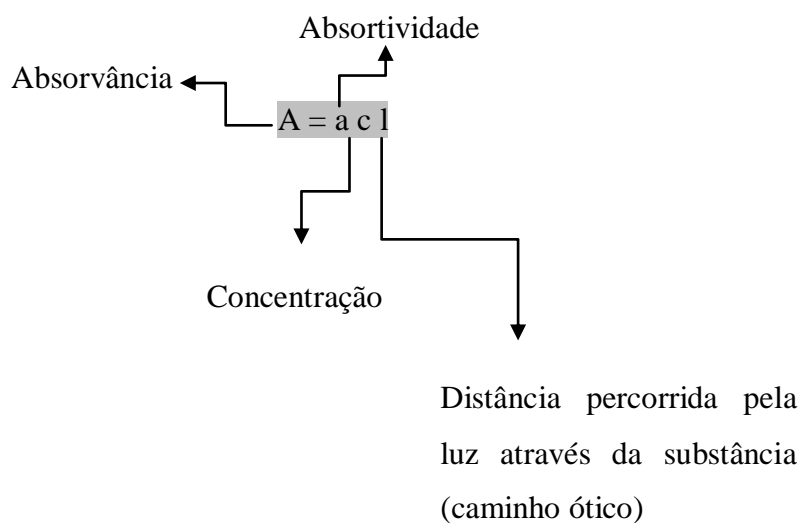
Fig. 29 – Gráficos da %T e da absorvância de uma solução de sulfato de cobre em função do caminho ótico

De acordo com o gráfico da figura 29 verificas que há uma relação linear entre a absorvância e o caminho ótico.

Em resumo, há uma relação linear entre a absorvância e a concentração (figura 27), tal como há uma relação linear entre a absorvância e o percurso ótico da radiação (figura 29). A lei que traduz estas relações é a **lei de Beer-Lambert**, lei fundamental em que se baseia a fotometria.

3.3.3.1 LEI DE BEER

A lei fundamental em que se baseia a fotometria é a chamada **lei de Beer-Lambert**:



Quando a concentração está expressa em mol dm^{-3} a absorvidade designa-se por absorvidade molar, simboliza-se por ϵ e as suas unidades são $\text{L mol}^{-1} \text{cm}^{-1}$.

$$A = \epsilon c l$$

↓

Absortividade
molar

A **absortividade** é uma constante que depende do comprimento de onda da radiação e da natureza do meio absorvente.

Para que possas entender melhor vais ver uma simulação sobre a lei de Beer, na qual poderás visualizar a relação entre

- ↪ a concentração de uma solução e a luz absorvida,
- ↪ a distância percorrida pelo feixe luminoso;
- ↪ a luz absorvida pela solução.

<http://phet.colorado.edu/pt/simulation/beers-law-lab>

Coloca o sensor na solução. Depois de teres experimentado atentamente as várias hipóteses, completa as frases seguintes

Quando a concentração de solução aumenta, a absorvância _____ e a transmitância _____

Quando aumentas o caminho ótico (distância percorrida pelo feixe luminoso), a absorvância _____ e a transmitância _____

Quando aumentas o comprimento de onda da luz, mantendo constante a concentração a absorvância _____ e a transmitância _____

A lei de Beer-Lambert pode ser usada para determinar:

absortividade molar \Leftrightarrow se for conhecida a concentração

concentração \Leftrightarrow se forem conhecidos absorvidade e o caminho ótico

EXERCÍCIO 29: Uma solução contém 4,50 ppm de uma espécie colorida. A sua absorvância em 530 nm é 0,30 numa célula de 2,00 cm. Determine a absorvividade.

$$A = a c l$$

$$a = \frac{A}{c l} = \frac{0.30}{(2.00)(4.5)} = 0.030 \text{ L mg}^{-1} \text{ cm}^{-1}$$

EXERCÍCIO 30: A solução de $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})^{2+}$ tem uma absorvância de 0,20 a 530 nm numa célula de espessura 1,00 cm. O valor de ϵ é $10 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$. Qual a concentração da solução?

$$A = \epsilon c l$$

$$C = \frac{A}{\epsilon l} = \frac{0,20}{(10)(4,5)} = 0.040 \text{ mol L}^{-1}$$

EXERCÍCIO 31: A 580 nm o complexo $[\text{FeSCN}]^{2+}$ apresenta uma absorvividade molar de $7,00 \times 10^3 \text{ L cm}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Calcule

- A absorvância de uma solução $3,75 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ do complexo a 580 nm numa célula de 1,00 cm. [0,263]
- A absorvância de uma solução na qual a concentração do complexo é duas vezes aquela da alínea anterior. [0,525]
- A transmitância das soluções descritas nas alíneas (a) e (b). [54,6% e 29,8%]
[NOTA: $T = 10^{-A}$]
- A absorvância de uma solução que apresenta a metade da transmitância daquela descrita na alínea (a). [0,564]

3.3.3.2 VALIDADE DA LEI DE BEER

A lei de Beer só se aplica a **soluções muito diluídas**, geralmente com concentrações inferiores a 10^{-2} ou 10^{-3} mol dm⁻³ (Gonçalves 1983). Podes verificar esta afirmação pelo gráfico da figura 30, no qual o aumento na concentração é acompanhado pelo aumento proporcional da absorvância (A), até um ponto limite. A partir deste ponto (soluções concentradas), deixa de existir a relação linear entre absorvância e concentração

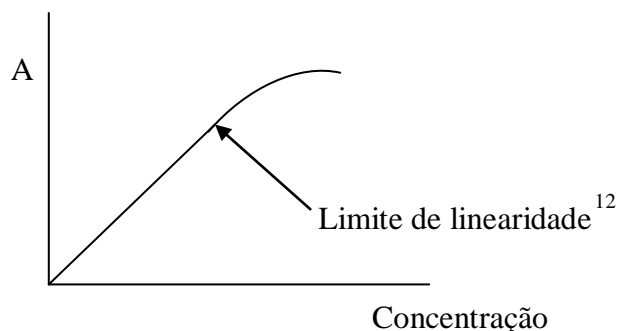


Fig. 30 - Gráfico da absorvância em função da concentração

A lei de Beer também só se aplica a radiação monocromática, isto é, de um só comprimento de onda.

3.3.3.3 COMO SELECIONAR O COMPRIMENTO DE ONDA ADEQUADO À ANÁLISE DE UM DETERMINADO COMPONENTE

¹² Limite de linearidade representa o limite de concentração para a qual a lei de Beer é válida.

De um modo esquemático vais saber como selecionar o comprimento de onda (λ) adequado à análise para um determinado componente.

Imagina que querias saber a concentração de uma solução de permanganato de potássio (KMnO_4) e não sabias qual o comprimento de onda que deverias selecionar. Terias de proceder do seguinte modo:

1. Em primeiro lugar vais calibrar o aparelho com a cuvete contendo o solvente utilizado (normalmente água) para ajustar o 100% de transmitância;
2. Em seguida colocas a cuvete com a solução padrão e fixa o comprimento de onda, por exemplo a 450 nm, e medes a absorvância;
3. Repetes os passos anteriores, mas agora fixando novo comprimento de onda, por exemplo, 460 nm e assim sucessivamente;
4. Traça o gráfico da A em função do λ .

Supões que obtiveste o gráfico da figura 31

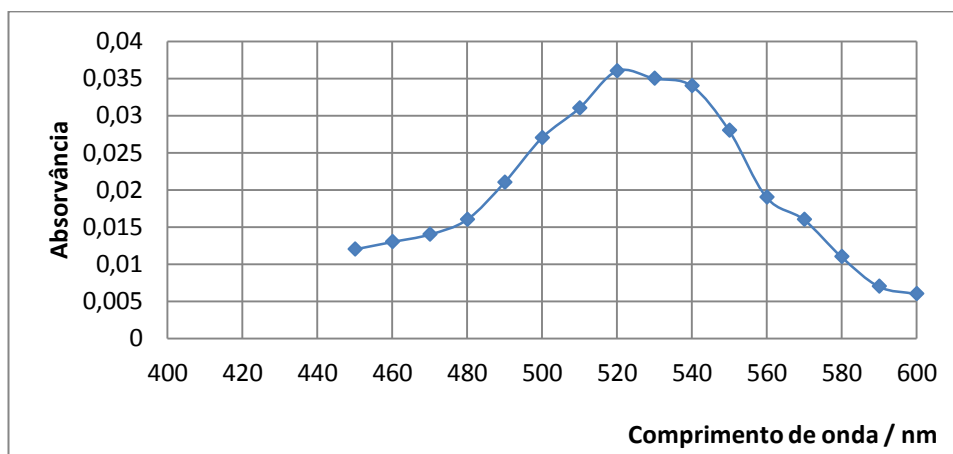


Fig. 31 – Absorvância de KMnO_4 em função do comprimento de onda

Analisando os valores de absorção obtidos, foi possível identificar comprimento de onda onde a absorvância é máxima ($\lambda_{\text{máx}} = 520 \text{ nm}$).

3.3.3.4 DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DO FERRO

“...É inaceitável que, passado tanto tempo, Portugal não garanta ainda a segurança da água potável em todo o país. Este problema representa uma ameaça para a saúde humana e tem de ser rapidamente resolvido”, comentou hoje o comissário europeu para o ambiente, Stavros Dimas.

... o Tribunal de Justiça europeu declarou, em 2005, que a água potável em ... não cumprir sete dos seus requisitos relativos, nomeadamente, a ..., **alumínio, ferro e manganês**.

....

In Público 27.03.2008

ATIVIDADE 3: De acordo com um extrato de um artigo do Público será interessante determinares a quantidade de ferro, na água das torneiras da escola.

Para a sua determinação segue o seguinte protocolo:

MATERIAIS, REAGENTES E MÉTODOS.

- ↪ Balão volumétrico 100 mL
- ↪ Pipeta volumétrica de 1 mL
- ↪ Pipeta volumétrica de 4 mL
- ↪ Pipeta volumétrica de 10 mL

Equipamentos:

- ↪ Espectrofotómetro

Reagentes:

- ↪ Solução de ácido clorídrico HCl concentrado a 50 %
- ↪ Solução de cloridrato de hidroxilamina (NH₂OH.HCl) a 10 %

↪ Solução de ortofenantrolina

↪ Solução de acetato de sódio

Preparação das soluções:

↪ **Solução de cloridrato de hidroxilamina (NH₂OH.HCl) a 10 %** -
Dissolver 10g de reagente com água destilada para 100 mL

↪ **Solução de acetato de sódio (CH₃COONa)** - *Dissolver 200g de reagente com água destilada para 800 mL*

↪ **Solução de fenantrolina** - *Dissolver 100g de reagente em 100 mL de água destilada, com agitação e aquecimento até a 80 ° C.*

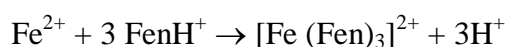
↪ **Solução concentrada de ferro** – *Adicionar lentamente 20 mL de ácido sulfúrico concentrado e 50 mL de água destilada e em seguida dissolver 1,404 g de sulfato ferroso amoniacal [Fe(NH₄)₂ SO₄.6 H₂O]. Adicionar gota a gota uma solução de permanganato de potássio 0,1 M até uma leve coloração rósea persistente. Diluir a seguir até 1000 mL com água destilada. Esta solução apresenta 200 mg/L de Fe²⁺*

↪ **Solução padrão de ferro (preparar no próprio dia)** – *Diluir 50 mL da solução concentrada de ferro até 1000 mL com água destilada. Esta solução apresenta 10 mg/L de Fe²⁺*

Método:

Na determinação espectrofotométrica do ferro, utiliza-se a reação com fenantrolina, formando um complexo [Fe (Fen)₃]²⁺ + 3H⁺, de cor laranja avermelhada.

A reação que ocorre é lenta e depende do pH. Utilizam-se soluções de cloridrato de hidroxilamina para manter o ferro na forma divalente e de acetato de sódio para estabilizar o pH .



PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Preparar seis soluções, em balões volumétricos de capacidade de 100 mL, a partir da solução padrão de ferro de 10 mg/L. Preparar uma série de diluições de acordo com a tabela abaixo.

Tabela 5 - Diluições a partir da solução padrão de ferro de 10 mg/L

SOLUÇÃO PADRÃO	ALÍQUOTA DA SOL. PADRÃO 10 mg/L	DILUIÇÃO PARA	CONCENTRAÇÃO DE Fe²⁺ em mg/L
1	10 mL	100 mL	1,00 ppm
2	8 mL	100 mL	0,80 ppm
3	6 mL	100 mL	0,60 ppm
4	4 mL	100 mL	0,40 ppm
5	2 mL	100 mL	0,20 ppm
6	1 mL	100 mL	0,10 ppm

- ↪ Pipetar 50 mL a solução padrão de ferro em cada balão volumétrico e preparar alíquotas de 10, 8, 6, 4, 2 e 1 mL.
- ↪ Adicionar a seguinte sequência de reagentes: 4 mL de ácido clorídrico na proporção de (1:1), 1 mL de cloridrato de hidroxilamina a 10%, 10 mL da solução de acetato de sódio (com função de diminuir o pH) e 5 mL de fenantrolina, em seguida diluir até a marca do balão com água destilada.
- ↪ Aguardar cerca de 10 minutos

1. Colocar uma célula água destilada e ajustar o 100% T;
2. Fazer a leitura das soluções padrão, no espectrofotômetro a 510 nm.

Realizar os ensaios em duplicado.

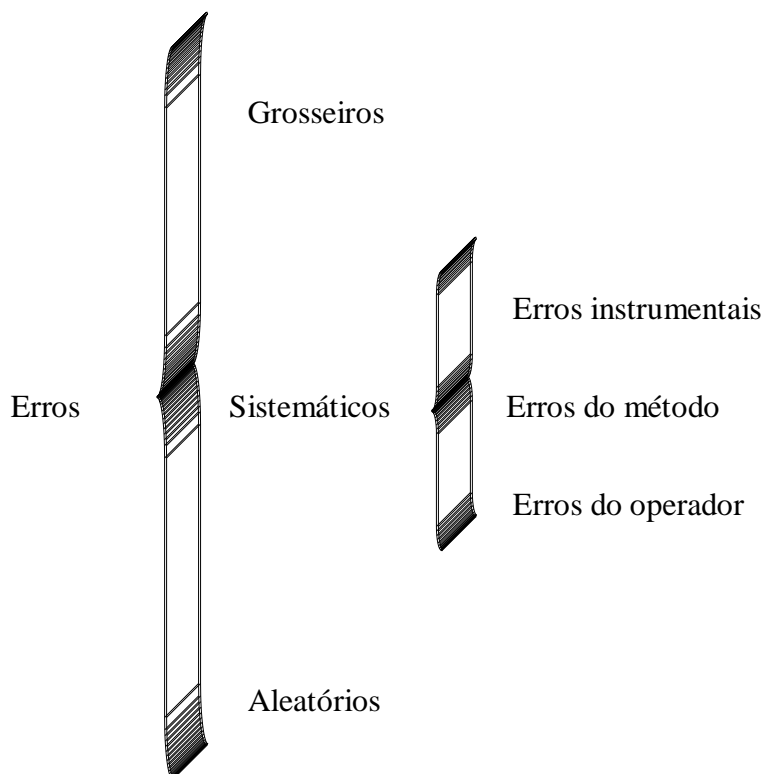
RESULTADOS E DISCUSSÃO

1. Completa a tabela seguinte
2. Traça a reta de calibração usando a absorvância média
3. A partir da reta de calibração determina analiticamente a concentração de ferro da tua amostra de água

SOLUÇÃO PADRÃO	CONCENTRAÇÃO DE Fe ²⁺ em mg/L	ABSORVÂNCIA 1	ABSORVÂNCIA 2	ABSORVÂNCIA MÉDIA
1	1,00			
2	0,80			
3	0,60			
4	0,40			
5	0,20			
6	0,10			
Água destilada	-----			
AMOSTRA	-----			

3.4 UNIDADE DIDÁTICA IV – ERROS, EXATIDÃO E PRECISÃO E LIMITE DE DETEÇÃO

Quando estás no laboratório a fazer medições, por exemplo, a determinares a concentração de um antibiótico, na água de abastecimento de Lisboa, há sempre erros associadas a essas medições. Estes erros podem ser:



3.4.1 ERROS

Voltando ao manuseamento de material nunca deves soprar o líquido que fica na ponta de uma pipeta volumétrica pois estarás a cometer um erro a que se dá o nome de **erro grosseiro**. Estes erros são devidos a falhas do analista; são tão graves que não deixam alternativa senão repetir a análise.

- ↳ Dá exemplos de erros grosseiros?
- ↳ É possível eliminar este tipo de erros?

Além dos erros grosseiros ao trabalhares com a pipeta volumétrica também poderás cometer outro tipo de erro ao qual se dá o nome de **erro sistemático**. Estes erros fazem com que os resultados se afastem sempre no mesmo sentido relativamente ao valor

considerado como verdadeiro, isto é, resultados sistematicamente acima ou abaixo do valor considerado como verdadeiro. (Cheeseman, et al. 1978) (Santos s.d.)

- ↳ Lembra o que aprendeste sobre as pipetas e dá um exemplo de um erro sistemático.
- ↳ É possível eliminar este tipo de erros?

Os erros sistemáticos podem ser de três tipos:

- ↳ **Erros instrumentais:** devidos a equipamento avariado, material volumétrico descalibrado, etc. (Santos s.d.). Por exemplo, se colocares uma pipeta a secar na estufa, ela pode ficar descalibrada e ficar a medir um volume maior. Então se precisares de medir um determinado volume para prepares uma solução a partir de outra solução mais concentrada, a solução resultante terá uma concentração maior do que a que pretendias.
- ↳ **Erros do método:** são os erros sistemáticos mais comuns e a sua correção implica alterações nas condições da análise. Os erros inerentes a um método são, frequentemente, difíceis de ser detetados e, conseqüentemente, são os mais sérios entre os três tipos de erros sistemáticos (Skoog, et all. 2007). Como exemplos de fontes de erros de método podem mencionar-se impurezas nos reagentes ou a existência de interferentes¹³ na amostra (Santos s.d.).
- ↳ **Erros do operador:** incluem por exemplo manipulações incorretas do material, por exemplo, não esperar tempo suficiente para o escoamento de uma pipeta volumétrica. Estes erros podem ser reduzidos pelo aumento da experiência do operador (Santos s.d.)

Se fizeres várias medições com a pipeta graduada podes não obter sempre o mesmo valor devido a **erros aleatórios**. Estes erros fazem com medições repetidas deem resultados diferentes uns dos outros.

¹³ As espécies além do analito, que afetam a medida final.

- ↪ Relembra o que aprendeste sobre as pipetas e dá um exemplo de um erro aleatório.

EXERCÍCIO 32: Sugere algumas fontes de erros aleatórios na medida da largura de uma mesa de 3 m com uma régua de 1 m.

[R: (1) incertezas ao mover e posicionar a régua duas vezes; (2) julgamento pessoal na leitura da régua; (4) vibrações na mesa e/ou régua; (5) incerteza ao posicionar a régua de forma perpendicular à borda da mesa.] (Skoog, et al, 2007).

EXERCÍCIO 33: Descreve pelo menos três maneiras pelas quais um erro sistemático pode ocorrer durante o uso de uma pipeta para transferir um volume conhecido de um líquido.

[R: (1) Calibração incorreta da pipeta; (2) temperatura diferente da temperatura de calibração; (3) Preenchimento incorreto da pipeta (acima ou abaixo da marca) (Skoog, et al. 2007).

EXERCÍCIO 34: Descreve pelo menos três erros sistemáticos que podem ocorrer na pesagem de um sólido numa balança analítica.

No exemplo que se segue estão indicados os resultados de 10 medições de uma massa conhecida, neste caso 10 g.

ENSAIO	RESULTADO
1	10,050
2	9,970
3	10,020
4	10,020
5	9,950
6	9,900
7	10,100
8	10,010
9	10,020
10	9,910
Média $\bar{x} = 9,995$	

Valor considerado como verdadeiro = 10 g



Média:

$$\bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n}$$

$$\bar{x} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^{i=n} x_n$$

O valor médio das dez determinações é 9,995 e a dispersão dos resultados à volta deste valor médio resulta de erros aleatórios.

Os **erros aleatórios** são estimados a partir de seu desvio padrão, cuja definição matemática é dada abaixo:

$$s = \sqrt{\frac{\sum(x_i - \bar{x})^2}{n - 1}}$$

- ↳ Voltando ao exemplo anterior estima o valor do desvio padrão do conjunto das medições da massa [R: 0,062]

Numa determinação os erros sistemáticos devem ser evitados e, na ausência deste tipo de erros, o valor médio será uma melhor aproximação ao valor verdadeiro do que cada uma das determinações individuais. No exemplo referido o valor médio é muito próximo de 10 g, o valor verdadeiro. Se reparares o intervalo $\bar{x} \pm s$ inclui o valor verdadeiro.

Há algumas determinações individuais abaixo de dez e outras acima de dez. Não há evidências que haja erros sistemáticos, as diferenças encontradas são devido a erros aleatórios.

Há processos estatísticos para verificar se uma média experimental é ou não significativamente diferente de um valor de referência (valor aceite como verdadeiro).

3.4.2 EXATIDÃO E PRECISÃO

A **exatidão** indica a proximidade do valor da medida e do valor considerado como verdadeiro e é expressa pelo erro absoluto ou pelo erro relativo (Skoog, et al. 2007) (Christian 1980) (Compendium of Chemical Terminology - Gold Book 2012).

$$E = x_i - x_v$$

Diagram illustrating the equation $E = x_i - x_v$. The term x_i is associated with 'valor da medida' (measured value) and x_v is associated with 'valor considerado como verdadeiro' (value considered as true).

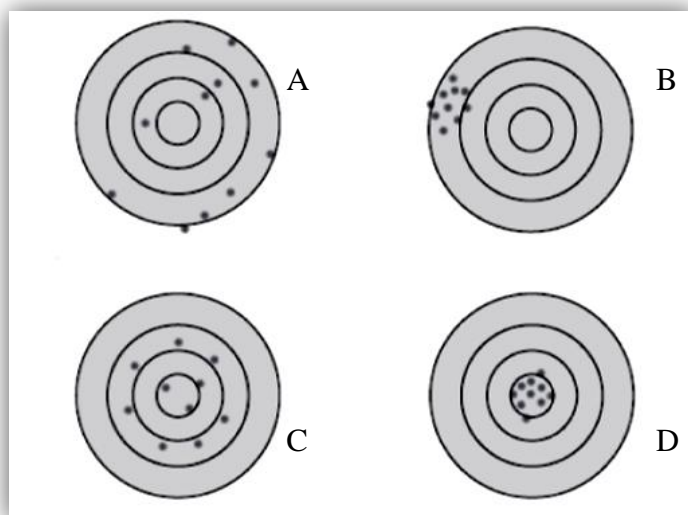
O erro absoluto pode ser positivo (indica-nos que o resultado experimental é maior que o valor aceite como verdadeiro) ou negativo (indica-nos que o resultado experimental é menor que o valor aceite como verdadeiro) (Skoog, et al. 2007).

Também se pode exprimir a exatidão através do erro relativo (Skoog, et al. 2007):

$$E_r = \frac{x_i - x_v}{x_v} \times 100 \%$$

A **precisão**, por outro lado, descreve a concordância entre os vários resultados obtidos da mesma forma (Christian 1980) (Skoog, et al. 2001) (Compendium of Chemical Terminology - Gold Book 2012).

A diferença entre exatidão e precisão observa-se claramente na figura 32 onde se mostram quatro combinações diferentes:



(Skoog, et al. 2007)

Fig. 32 - Ilustração da exatidão e precisão

Os resultados obtidos pelos analistas

- ↪ A tem baixa exatidão e precisão;
- ↪ B são não exatos e precisos;
- ↪ C são exatos mas não precisos;
- ↪ D são exatos e precisos.

A repetibilidade de uma medição é a medida da precisão obtida quando a experiência é repetida nas mesmas condições. Isto implica que o analista, o equipamento e os reagentes sejam os mesmos. Todas as medições devem ser feitas num curto espaço de tempo (Currell 2000).

A reprodutibilidade é a medida da precisão quando mudam todas as variáveis possíveis, ou seja, diferentes analistas, instrumentos, reagentes, tempos e laboratórios. Normalmente a reprodutibilidade é aceitável se não for maior duas a três vezes do que a repetibilidade (Currell 2000).

3.4.2 LIMITE DE DETEÇÃO

Quando no texto da página 21 se afirma “de todas as substâncias testadas foram encontradas nove” está-se a falar do **limite de deteção**.

O limite de detecção é o limite abaixo do qual um instrumento ou método analítico não pode dar uma informação fiável da presença ou ausência do analito¹⁴ na amostra.

O interesse do limite de detecção advém de termos necessidade de dizer até que ponto se pode ir na detecção de um dado componente da amostra. Por exemplo, se souberes que o sinal da concentração de um contaminante não deve ultrapassar 0,70 isso à partida exclui todos os métodos cujo limite de detecção seja superior a 0,70.

Podemos fazer uma estimativa do limite de detecção expresso a partir da média das determinações de amostras do branco mais 3 desvios padrão (Whery 1997).

$$LD = \bar{x}_b + 3s_b$$

média de amostras do branco
desvio padrão do branco

Como desvio padrão depende do número de medições (n) o limite de detecção também depende do n (número de medições). A União Internacional de Química Pura Aplicada (IUPAC) recomenda que n seja vinte. (Whery 1997).

Para a sua determinação analisam-se vinte amostras do branco, determina-se a média das intensidades observadas e o desvio-padrão correspondente.

¹⁴ São os componentes de uma amostra a ser determinados (Skoog, et all. 2007)

EXERCÍCIO 35: Calcule o limite de deteção para a determinação de cloreto em águas, com os resultados de sete medições efetuadas com água destilada, em mg/L:

0,007 0,008 0,006 0,005 0,004 0,006 0,007

3.5 UNIDADE DIDÁTICA V – EXPLORAÇÃO DO DEC-LEI 306/2007

Voltando novamente ao texto, a frase “...a única substância que encontramos acima do valor limite foi o ferro” (texto da página 21)

Se há um valor limite este tem que ser estabelecido através de legislação. Ora, em Portugal, o decreto-lei 306/2007 (Decreto Lei 306/2007, de 27 de Agosto 2007) é o normativo que regula a qualidade da água para consumo humano, tendo por objetivo proteger a saúde humana dos efeitos nocivos resultantes de casuais contaminações dessa água

Na Europa são várias as diretivas relativas a análises de água, nomeadamente a diretiva nº 98/83/CE que refere os critérios e normas de qualidade da água. Em Portugal, a qualidade da água para consumo humano é verificada com base no Decreto-Lei nº 306/2007, de 27 de Agosto que para além dos aspetos de qualidade, estabelece ainda os princípios de repartição da responsabilidade pela gestão dos sistemas de abastecimento público.

Assim, os normativos em vigor estabelecem o regime da qualidade da água destinada ao consumo humano, tendo por objetivo proteger a saúde humana dos efeitos nocivos resultantes da eventual contaminação dessa água e assegurar a disponibilização de água própria para consumo humano a estação de tratamento de água (ETA) até às torneiras dos consumidores.

Em Portugal foi criada uma autoridade competente, o Instituto Regulador de Águas e Resíduos (IRAR), responsável pela coordenação da implementação da qualidade para a água de consumo humano (Decreto-Lei nº 306/2007). A legislação implementada em Portugal veio obrigar a que a água destinada ao consumo humano seja salubre e limpa, sendo a entidade gestora responsável por assegurar que a qualidade da água cumpra os valores paramétricos estipulados pela lei.

De acordo com a legislação em vigor, devem ser disponibilizados trimestralmente ao público os resultados das análises à água de consumo, cabendo à entidade gestora afixar editais nos lugares adequados ou recorrer à sua publicação em jornais regionais. Essa informação sobre os resultados das análises deve ser acompanhada de elementos informativos do grau de cumprimento das normas de qualidade (Perdigão. A. 2011).

No decreto-lei 306/2007 introduz-se o conceito de valor paramétrico (VP). O valor paramétrico é definido como o valor máximo ou mínimo fixado para cada um dos parâmetros a controlar (Decreto-Lei nº 306/2007). Os parâmetros são classificados como parâmetros obrigatórios ou indicadores. Dentro dos parâmetros obrigatórios, incluem-se os parâmetros químicos e os parâmetros microbiológicos, para os quais os valores das análises não podem ultrapassar os valores paramétricos indicados no decreto de lei em vigor. No caso dos parâmetros indicadores, o valor paramétrico deve ser considerado apenas como um valor guia (Decreto Lei 306/2007, de 27 de Agosto 2007)

A legislação Portuguesa estabelece que a qualidade da água para consumo humano é caracterizada pelo cumprimento do valor paramétrico para cada parâmetro, sendo este o valor máximo ou mínimo fixado para cada parâmetro a controlar. Estes valores encontram-se apresentados na tabela 6.

Tabela 6 – Exemplo de alguns valores paramétricos para águas de consumo humano

	Parâmetro	Valor paramétrico	Unidade
Parâmetros Químicos	Nitratos	50	mg/L NO ₃
	Nitritos	0,5	mg/L NO ₂ ⁻
Parâmetros Indicadores	Azoto amoniacal	0,50	mg/L NH ₄ ⁺
	Ferro	200	µg/L Fe
	Cor	20	Escala Pt/Co
	Cheiro	3 (25 °C)	Taxa de diluição
	Turvação	4	NTU
	pH	≥ 6,5 ≤ 9	Escala Sorënsen
	Oxidabilidade	5	mg/L O ₂
	Condutividade	2500	µS/cm (20 ⁰ C)
	Cloretos	250	mg/L Cl ⁻
	Sulfatos	250	mg/L SO ₄ ⁻²
	Manganês	50	µg/L Mn

(Decreto Lei 306/2007, de 27 de Agosto 2007)

Para garantir a qualidade da água de consumo humano, é estabelecido uma frequência mínima de amostragem para águas fornecidas por sistemas de abastecimento públicas, redes de distribuição. A frequência de amostragem depende do número da população servida e é dividida em controlo de rotina e controlo de inspeção. A tabela 7 apresenta a frequência mínima de amostragem para águas de consumo humano para parâmetros sujeitos a controlo de rotina e para parâmetros sujeitos a controlo de inspeção

Tabela 7 – Alguns exemplos de frequência mínima de amostragem e de análise da água

Tipo de controlo	Parâmetros	Volume de água fornecida na zona de abastecimento (m ³ /dia)	Nº de amostras por ano
Controlo de rotina	Azoto amoniacal Condutividade	<100	2
	Cor Nitratos Nitritos	>100 e ≤1000	4
	Ferro Cheiro Turvação pH Oxidabilidade Manganês	>1000	4 + 3 por cada 1000m ³ /dia + 3 por fração remanescente do volume total
Controlo de inspeção	Arsénio Cálcio Chumbo Cobre Cloretos Sulfato	≤1000	1
		>1000 e ≤ 10000	1 + 1 por cada 3300 m ³ /dia + 1 por fração remanescente do volume total
		>10000 e ≤100000	3 + 1 por cada 10000 m ³ /dia + 1 por fração remanescente do volume total
		> 100 000	10 + 1 por cada 25000 m ³ /dia e fração remanescente do volume total

(Decreto Lei 306/2007, de 27 de Agosto 2007)

O decreto-lei 306/2007 ainda indica que as características de cada método de análise utilizado devem, no mínimo, ser capazes de medir concentrações iguais ao valor paramétrico com a exatidão, a precisão e os limites de deteção.

Para começares a ter contacto com a legislação consulta o anexo II do decreto-lei 306/2007 e diz o que significa:

- ↳ parâmetro indicador;
- ↳ parâmetro químico;

Consulta o anexo III (Qualidade de Água para Consumo Humano – Edital) e indica:

- ↳ Que parâmetros não obedecem, na sua totalidade, ao valor paramétrico (VP).

Uma característica importante destes relatórios de análises são as unidades usadas para medir os níveis de contaminantes na água. Como acabaste de verificar naquele boletim de análise do anexo III as unidades não constam lá, no entanto, remetem para o Decreto-lei 306/2007.

- ↳ Que unidades são usadas no decreto-lei?
- ↳ Lembra o que aprendeste na Unidade Didática I e relaciona aquelas unidades com ppm e ppb.

Tendo como base o decreto-lei 306/2007, quanto ao VP, realiza as seguintes atividades:

ATIVIDADE 3

Objetivo: Introdução do parâmetro indicador cor e comparação de valores obtidos em várias amostras com o valor paramétrico

A cor na água pode ter origem em substâncias inorgânicas (minerais) ou orgânicas (geralmente vegetais).

As partículas coloidais ou em suspensão provêm do contacto da água com substâncias orgânicas, como folhas, madeira, etc., em estado de decomposição, da

existência de compostos de ferro ou de outras matérias coradas em suspensão ou dissolvidas.

Podes distinguir:

- ↪ Cor real – devida à presença de matérias orgânicas dissolvidas ou coloidais.
- ↪ Cor aparente – devida à existência de matérias em suspensão.

Uma água corada levanta sérias objeções da parte dos consumidores, pelas dúvidas que provoca sobre a sua potabilidade, podendo isso levar à utilização de outras fontes de água não controladas, mas esteticamente mais aceitáveis.

Dada a variedade de substâncias capazes de provocar cor, foi necessário arbitrar um padrão de comparação. Para esse padrão adotaram-se soluções de cloroplatinato de potássio (K_2PtCl_6), que têm cor amarelo acastanhado, semelhante às águas naturais coradas. A cor duma solução com 1 mg/L de cloroplatinato de potássio corresponde a uma unidade de cor, uC, conforme a definição de Hazen (Peixoto 2008).

Considera-se uma unidade de cor (uH), a cor produzida por 1 mg de ião cloroplatinato num litro de água¹⁵.

- ↪ O que significa a água ter cor?
- ↪ Imagina que abrias uma torneira de uma casa que estivesse desabitada durante um longo período e verificavas que a água tem cor castanha. A que se deverá provavelmente essa coloração?
- ↪ As águas naturais possuem cor?
- ↪ Algas são plantas aquáticas, geralmente, clorofiladas. Águas contendo algas, em geral, possuem que cor?

Foram realizadas análises de cor a três amostras de águas, recolhidas em três

¹⁵ Outras unidades: 1 uC = 1 mg/L PtCo

loais diferentes. Os resultados obtidos encontram-se na tabela 6.

- ↪ De acordo com a tabela seguinte e com o Decreto-lei 306/2007, qual ou quais das amostras são, no que se refere à cor, são próprias para consumo humano?

Tabela 8 - Cores em amostras de água

Amostra	Cor
Água 1	1,5 mg/l de PtCo
Água 2	25 mg/l de PtCo
Água 3	63 mg/l de PtCo

Agora vais fazer a determinação da cor da água das torneiras que são mais utilizadas na escola.

Vais fazer a determinação pelo método de comparação visual direta – tubos de Nessler (são tubos de vidro incolor de secção transversal uniforme e com fundos chatos). O protocolo será fornecido pela professora.

ATIVIDADE 4

Objetivo: Introdução dos parâmetros químicos arsénio, chumbo, mercúrio e cobre e respetiva comparação de valores obtidos em várias amostras com os VP.

- ↪ Com base nas fichas técnicas relativas aos vários metais selecionados, (podes encontrar as fichas técnicas no link abaixo e escreve um pequeno texto sobre os

problemas ambientais que eles podem causar e a necessidade de controlar as suas concentrações nas águas de abastecimento público.

<http://www.apda.pt/pt/documentos/3/ceqa-comissao-especializada-de-qualidade-da-agua/>

Foram realizadas análises quantitativas de arsénio, chumbo, mercúrio, e cobre em quatro amostras de água, tendo-se obtido os resultados apresentados na seguinte tabela

Tabela 9 - Amostras analisadas

Parâmetro	Amostra 1	Amostra 2	Amostra 3	Amostra 4
Arsénio	----	0,05 mg/L	0,001 g/L	0,001 mg/L
Chumbo	---	0, 005 g/L	0,05 mg/L	0,01 mg/L
Mercúrio	---	0,0001 mg/L	----	0,01 g/L
Cobre	1,09 mg/L	0,89 mg/L	----	0,9 mg/L

- ↳ com base nos dados das tabelas 9 e 10, verifica se os valores destes parâmetros estão dentro dos limites legais vigentes em Portugal para águas de consumo humano. Justifica a resposta. Repara que para poderes responder tens que trabalhar com as mesmas unidades.

Tabela 10 – Valores paramétricos para a água destinada ao consumo humano

Parâmetro	Valor paramétrico	Unidade
Arsénio	10	µg/L As
Chumbo	25	µg/L Pb
Mercúrio	1	µg/L Hg
Cobre	2,0	mg/L Cu

(Decreto Lei 306/2007, de 27 de Agosto 2007)

Após cada uma daquelas atividades os alunos irão realizar as atividades práticas respectivas a cada determinação adotando os métodos padrão da ASTM e/ou da EPA.

CONCLUSÃO

Com este trabalho pretendemos demonstrar que ministrar um determinado conteúdo é importante que se faça previamente o seu enquadramento/contextualização para que os alunos não tenham um ensino/aprendizagem mecânico e desgarrado da realidade circundante.

A contextualização prévia torna-se indispensável na medida em que permite aos alunos estabelecer conexões que sem a mesma não poderiam concluir. Assim sendo, tivemos especial atenção que os conteúdos a serem aprendidos tivessem sempre uma ligação a algo do quotidiano para que as questões e os problemas surgissem com naturalidade e fossem encarados como “necessários” para a sua aprendizagem.

Aquando da elaboração do material didático, demonstrámos aos discentes que as preocupações resultantes de um facto concreto, como por exemplo, “será que posso beber água do meu poço?” leva a que ele antes de proceder à análise da água do poço, primeiramente, saiba os conceitos subjacentes a todo um procedimento para a realização da referida análise. Aqui ele terá que ter em conta a noção de concentração, de solução e respetiva preparação, calibração, tratamento de dados, exatidão, precisão etc. Isto demonstra que qualquer conteúdo didático não é estanque, mas estabelece relações com as outras unidades didáticas precedentes e subsequentes.

Tudo isto vem reforçar a ideia que a construção de materiais didáticos é importante no processo ensino/aprendizagem pois são eles que captam a atenção dos alunos e perpetuam no tempo o gosto pela aprendizagem.

Achámos importante demonstrar que, sem alguns conhecimentos básicos teóricos, não será possível partir logo para a prática, ideia que os alunos dos cursos profissionais têm

e que deve ser desmistificada porque, caso contrário, não passariam de “meros autómatos”/executantes.

BIBLIOGRAFIA

Agência Nacional para a Qualificação e o Ensino Profissional. *Catálogo Nacional de Qualificações*. <http://www.anqep.gov.pt/default.aspx> (acedido em 20 de Janeiro de 2013).

Alexéev, V. *Análise Quantitativa*. Porto: Livraria Lopes da Silva, 1979.

Baccan, N., Andrade, J., C., Godinho, O., E., S., Barone, J., S. *Química Analítica Quantitativa Elementar*. 1º ed. São Paulo: Edgar Blücher Ltda, 1979.

Braga, B. *Introdução à Engenharia Ambiental*. São Paulo: Prentice Hall, 2002.

Chang, R. *Chemistry*. 10º ed. McGraw-Hill, 2010.

Cheeseman, R., Wilson, A., L. *Manual on Analytical Quality - Control for the Water Industry*. 1978.

Christian, G., D. *Analytical Chemistry*. 3º ed. New York: John Wiley & Sons, 1980.

Compendium of Chemical Terminology - Gold Book. 2.3.2 ed. 2012.

Currell, G. *Analytical Instrumentation: Performance, Characteristics and Quality*. West Sussex: John Wiley & Sons, Lta, 2000.

Dantas, J., J., R. “Modificações no Fluxo Hídrico Causadas por Interferências Antrópicas no Riacho dos Tinguís suas Consequências para os Habitantes de Macaúbas - Baía.” 2011.

Decreto Lei 306/2007, de 27 de Agosto. Diário da República, 2007.

Decreto Lei n.º 74/2004, de 26 de Março. Diário da República, 2004.

Decreto-lei 50/2011, de 8 de Abril. Diário da República, 2011.

Despacho n.º 978/2011, de 12 de Janeiro. Diário da República, 2011.

Gonçalves, M., L., S., S. *Métodos Instrumentais para Análise de Soluções.* Fundação Calouste Gulbenkian, 1983.

Lei n.º 46/86, de 8 de Janeiro. Diário da República, 1986.

Lenz, A., L. “Espectrometria e Espectrofotometria.” 2011.

Menezes, H., C., Faria, A., G. “Utilizando o Monitoramento Ambiental para o Ensino da Química: Pedagogia de Projecto.” *Química Nova*, 2003: 287 - 290.

Miller, J., C., Miller, J., N. *Statistics for Analytical Chemistry.* Ellis Horwood, 1984.

“Norma Portuguesa NP - 37/1961.” 1961.

OMS. *Substâncias Químicas Perigosas à Saúde e ao Ambiente.* 2008.

Owen, T. *Fundamentals of Modern UV-visible Spectroscopy.* Montagem por Agilent Technologies, 2000.

Pavia, D., L., Lampman, G., M., Kriz, G., S. *Introduction to Spectroscopy.* 3º ed. Thomson Learning, 2001.

Peixoto, J. “Análises Físico-Químicas: Cor, Turbidez, pH, Temperatura, Alcalinidade e Dureza.” Universidade do Minho, 2008.

Perdigão, A., M., J. “Controlo de Qualidade e Análises de Água de Consumo Humano.” 2011.

Portaria 890/2004, de 21 de Julho. Diário da República, 2004.

Portaria n.º 316/2001, de 2 de Abril. Diário da República, 2001.

Portaria n.º 550-C/2004, de 21 de Maio. Diário da República, 2004.

“Programa da Disciplina de Qualidade, Segurança e Ambiente.” Outubro de 2006.
<http://www.esfb.pt/cursos/prof/tal/qsa.pdf> (acedido em 20 de Janeiro de 2013).

“Programa da Disciplina de Química Aplicada.” Outubro de 2006.
<http://www.esfb.pt/cursos/prof/tal/qa.pdf> (acedido em 20 de Janeiro de 2013).

“Programa da Disciplina de Tecnologia Química.” Outubro de 2006.
<http://www.esfb.pt/cursos/prof/tal/tq.pdf> (acedido em 20 de Janeiro de 2013).

“Programa da Disciplina de Análises Químicas.” Outubro de 2006.
<http://www.esfb.pt/cursos/prof/tal/aq.pdf> (acedido em 20 de Janeiro de 2013).

Rubinson, K., A., Rubinson, J., F. *Análisis Instrumental.* Trentice Hall, 2001.

Santos, E., B., H. “MAQ - Slides.”

Skoog, D., A., Holler, F., J., Nieman, T., A. *Principios de Análisis Instrumental.* 5ª ed. MacGraw Hill, 2001.

Skoog, D., A., West, D., M., Holler, F., J., Crouch, S., R. *Fundamentos de Química Analítica.* 1ª ed. Thomson, 2007.

Warthal, E., J., Silva, E., L., Bejarano, N., R., R. “Cotidiano e Contextualização no Ensino de Química.” *Química Nova na Escola* 35 (Maio 2013): 84-91.

Westbroek, H., B., Klaassen, K., Bulte, A., Pilot, A. “Providing Students with a Sense of Purpose by Adapting a Professional Practice.” *Internacional Journal of Science Education* 32 (March 2010): 603-627.

Whery, E. *Handbook of Instrumental Techniques for Analytical Chemistry.* New Jersey: Prentice Hall, 1997.

Willard, H., H., Merrit, L., L., Dean., J., A. *Análise Instrumental*. 2ª ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian.

LINKS RECOMENDADOS

http%3A%2F%2Feduca.fc.up.pt%2Fficheiros%2Fcv_experiencias%2F192%2Fdocumentos%2F191%2Fapresentacao%25201.ppt&ei=RJ2wUsfkOIPT0QXUiYHIAg&usg=AFQjCN GhTrkyMuv1V6awPXLdNRPxkSdR1g&bvm=bv.57967247,d.Yms (acedido em 15 de Outubro de 2013)

<http://core.ecu.edu/chem/chemlab/exper1/Pipette2.html> (acedido em 25 de Janeiro de 2013)

<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/propOfSoln/spec203.html> (acedido em 28 de Janeiro de 2013)

http://highered.mcgraw-hill.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::525::530::/sites/dl/free/0073511072/322633/10_prep_solu_dilution.swf::Preparing (acedido em 5 de Setembro de 2013)

http://highered.mcgraw-hill.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::525::530::/sites/dl/free/0073511072/322633/Making_a_Solution.swf::Making (acedido em 5 de Setembro de 2013)

<http://phet.colorado.edu/en/simulation/color-vision> (acedido em 30 de Janeiro de 2013)

<http://phet.colorado.edu/pt/simulation/beers-law-lab> (acedido em 28 de Janeiro de 2013)

<http://phet.colorado.edu/pt/simulation/concentration>

http://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/molarity (acedido em 28 de Janeiro de 2013)

<http://plato.if.usp.br/1-2004/fap0181d/Lei%20de%20Beer.htm> (acedido em 11 de Agosto de 2013)

<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/storage/recursos/1343/atividade3/atividade3.htm>

(acedido em 15 de Setembro de 2013)

<http://quimical2mafra.blogspot.pt/2010/12/simulacao-al-15-lei-lambert-beer.html>

(acedido em 25 de Janeiro de 2013)

<http://viciencia.blogspot.pt/2012/05/simulacao-2-escala-de-ph.html>

(acedido em 28 de Janeiro de 2013)

<http://www.apda.pt/pt/documentos/3/ceqa-comissao-especializada-de-qualidade-da-agua/>

(acedido em 20 de Janeiro de 2013)

<http://www.e-escola.pt/fitema.asp?id=15&canal=quimica>

(acedido em 24 de Fevereiro de 2013)

http://www.e-escola.pt/pagina_popup.asp?id=1062

(acedido em 24 de Fevereiro de 2013)

http://www.e-escola.pt/pagina_popup.asp?id=1068

(acedido em 24 de Fevereiro de 2013)

<http://www.labvirtq.fe.usp.br/appletslista.asp?time=1:16:33>

(acedido em 11 de Agosto de 2013)

<http://www.pucrs.br/quimica/professores/arigony/lab.html>

(acedido em 11 de Agosto de 2013)

<http://www.uhu.es/quimiorg/uv2.html>

(acedido em 25 de Janeiro de 2013)

[http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#4.2.- Medida de volumen](http://www.uv.es/gammm/Subsitio%20Operaciones/4%20Operaciones%20Basicas.htm#4.2.-%20Medida%20de%20volumen)

(acedido em 15.09.2013)

http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=RApBCt7SXm0

(acedido em 28 de Agosto de 2013)

<http://www.youtube.com/watch?v=Be2fHGBZhzY>

(acedido em 11 de Setembro de 2013)

<http://www.youtube.com/watch?v=-DQ87Ws8cto> (acedido em 25 de Janeiro de 2013)

<http://www.youtube.com/watch?v=OohXqEXU00o> (acedido em 15 de Setembro de 2013)

<http://www.youtube.com/watch?v=rfodQM3C8B0> (acedido em 15 de Setembro de 2013)

ANEXO I

Correspondência entre os níveis de qualificação do Quadro Nacional de Qualificações e o tipo de Certificação de Nível não Superior Atualmente Atribuída

NÍVEL DE QUALIFICAÇÕES	CERTIFICADOS E DIPLOMAS DE ACORDO COM A CERTIFICAÇÃO VIGENTE ANTES DA ENTRADA EM VIGOR DO QUADRO NACIONAL DE QUALIFICAÇÕES
1	Conclusão do 2.º Ciclo do ensino básico. Conclusão do 2º Ciclo do ensino básico e de formação profissional de nível 1 de acordo com a Decisão n.º 8S/368/CEE, do Conselho, de 16 de Julho.
2	Conclusão do 3º Ciclo do ensino básico. Conclusão do 3º Ciclo do ensino básico e de formação profissional de nível 2 de acordo com a Decisão n.º 85/368/CEE, do Conselho, de 16 de Julho
3	Conclusão do ensino secundário.
4	Conclusão do Ensino Secundário e de formação profissional de nível 3 de acordo com a Decisão n.º 85/368/CEE, do Conselho, de 16 de Julho.
5	Conclusão de Curso de Especialização Tecnológica e de formação profissional de nível 4 de acordo com a Decisão n.º 85/368/CEE, do Conselho, de 16 de Julho.

(Despacho n.º 978/2011, de 12 de Janeiro 2011)

ANEXO II

Ficha de Autoavaliação nos cursos profissionais

DEPARTAMENTO DE MATEMÁTICA E CIÊNCIAS EXPERIMENTAIS
ANO LECTIVO: 2011/2012
ENSINO SECUNDÁRIO PROFISSIONAL
FICHA DE AUTO-AVALIAÇÃO DA DISCIPLINA DE _____

Aluno/a: _____ Turma: ____ Nº ____

✎ Escreve, nos espaços em branco, a classificação (de 0 a 20 valores) que julgas adequada ao teu desempenho nos diferentes domínios.

		Períodos	Módulo __	Módulo __	Módulo __
DOMÍNIOS A AVALIAR (A e B)		AUTOAVALIAÇÃO	AUTOAVALIAÇÃO	AUTOAVALIAÇÃO	AUTOAVALIAÇÃO
A - COGNITIVO					
80%	50%	<ul style="list-style-type: none"> • A.1 - Testes escritos. 			
	30%	<ul style="list-style-type: none"> • A.2 – Trabalhos de pesquisa; questão aula; Trabalhos de grupo; Grelhas de observação. Relatórios; 			
B - ATITUDES E VALORES					
20%	<ul style="list-style-type: none"> • B.1 - Responsabilidade: <ul style="list-style-type: none"> • Pontualidade • Assiduidade • Cumprimento de tarefas e prazos • Apresentação e zelo do material necessário para a aula 				
	<ul style="list-style-type: none"> • B.2 – Comportamento adequado: <ul style="list-style-type: none"> • Relação interpessoal • Cooperação • Respeito pelos outros • Tolerância • Solidariedade • Saber estar na sala de aula 				
	<ul style="list-style-type: none"> • B.3 – Autonomia 				
	<ul style="list-style-type: none"> • B.4 - Empenho e interesse nas actividades: <ul style="list-style-type: none"> • Na sala de aula • Em casa 				
100%	CLASSIFICAÇÃO QUE JULGAS MERECEER NO FIM DO PERÍODO/ANO (0,5xA1+0,3xA2+0,2xB):		_____	_____	_____
Data de preenchimento:			___/___/___	___/___/___	___/___/___

ANEXO III**EDITAL****Qualidade da Água para Consumo Humano - 1º Trimestre de 2013**

Manuel Fernandes Thomaz, Presidente do Conselho de Administração da empresa Águas da Região de Aveiro (AdRA), em cumprimento do disposto no artigo 17º do Decreto-Lei n.º 306/2007, de 27 de Agosto, torna públicos os resultados obtidos nas análises de demonstração de conformidade com as normas de qualidade da água, relativos ao 1.º trimestre de 2013, os quais constam dos seguintes anexos:

- Relatório da Qualidade da Água para Consumo Humano – anexo1;
- Caracterização do Sistema de Abastecimento de Água para Consumo Humano – Anexo 2;
- Qualidade da Água para Consumo Humano – Anexo 3.

Os resultados obtidos nas referidas análises estão disponíveis, para consulta, na unidade Sistema de Responsabilidade Empresarial da empresa Águas da Região de Aveiro – Travessa da Rua da Paz, 4 – 3800-357 Cacia, Aveiro. Estes resultados poderão igualmente ser consultados no sítio eletrónico da empresa Águas da Região de Aveiro (www.adra.pt) ou em qualquer local de atendimento.

Aveiro, 30 de maio de 2013
Administração,

O Presidente do Conselho de

Manuel Fernandes
Thomaz

Anexo 1

Relatório da Qualidade da Água para Consumo Humano

Em cumprimento do disposto no Artigo 17.º do Decreto-Lei n.º 306/2007, de 27 de Agosto, a empresa Águas da Região de Aveiro (AdRA) informa os seus consumidores dos resultados obtidos nas análises de demonstração de conformidade com as normas de qualidade da água do anexo I do referido Decreto-Lei, relativamente ao 1.º trimestre de 2013.

A AdRA realiza um programa de controlo da qualidade, aprovado pela Entidade Reguladora dos Serviços de Águas e Resíduos (ERSAR), com base no disposto no capítulo III e no anexo III do Decreto-Lei n.º 306/2007, de 27 de Agosto, que incide sobre os sistemas de distribuição de água dos concelhos de Águeda, Albergaria-a-Velha, Aveiro, Estarreja, Ílhavo, Murtosa, Oliveira do Bairro, Ovar, Sever do Vouga e Vagos. Todas as determinações são realizadas no cumprimento das disposições constantes na lei.

Durante os meses de janeiro, fevereiro e março de 2013, foram realizados 281 Controlos de Rotina 1 (CR1), 94 Controlos de Rotina 2 (CR2) e 37 Controlos de Inspeção (CI), num total de 3526 análises, sendo que os resultados analíticos apresentados demonstram que a água distribuída está, na generalidade, em conformidade com as normas de qualidade estabelecidas no Decreto-Lei n.º 306/2007, de

27 de Agosto.

Registaram-se incumprimentos dos Valores Paramétricos nos parâmetros pH nas Zonas de Abastecimento AGD VII,

AGD IX, AGD XI, AGD XII, SVV II, SVV VI, SVV VIII e SVV XI devido às características da água bruta / inexistência de sistema de correção.

Registaram-se ainda incumprimentos dos Valores Paramétricos nos parâmetros Alumínio na Zona de Abastecimento AGD XI, Ferro nas Zonas de Abastecimento AGD XII, AVR IV e SVV I, Manganês na Zona de Abastecimento AVR IV, Níquel na Zona de Abastecimento AGD XII e Turvação na Zona de Abastecimento AVR IV. A repetição das amostragens e das análises, realizadas de acordo com o estabelecido no capítulo IV do Decreto-Lei n.º 306/2007, de 27 de Agosto, demonstraram que as eventuais não conformidades detetadas nestes parâmetros se deveram a situações pontuais, que não tiveram continuidade ao longo do tempo, não havendo desta forma implicações na Saúde Pública.

Todas as violações de Valor Paramétrico verificadas foram comunicadas às autoridades competentes: ERSAR e Delegações Concelhias de Saúde.

Anexo 2

Caracterização do Sistema de Abastecimento de Água para Consumo Humano

- 72 Origens de água próprias;
- 5 Captações de águas superficiais;
- 67 Captações de águas subterrâneas;
- 3 origens de água comprada (Águas do Vouga, Águas do Douro e Paiva e Águas do Douro e Paiva (Carregal));
- Sistemas de desinfecção por hipoclorito ou cloro gás;
- 807 Pontos de Amostragem;
- 49 Zonas de Abastecimento:

Zonas de abastecimento	Lugares abastecidos
AGD I	Préstimo (Á-dos-Ferreiros) e Valongo do Vouga (Cadaveira)
AGD II	Agueda (Agueda, Alagoa, Ameal, Assequins, Bicha Moira, Gravanço, Ninho d'Água, Paredes, Vale d'Erva e S. Pedro), Barrô, Borralha (Borralha, Brejo e Sardão), Espinhel, Lamas do Vouga, Ois da Ribeira, Recardães, Travassô, Trofa e Valongo do Vouga (Aguieira, Carvalhosa, Cumeada, Levegadas, Toural, Valongo e Veiga)
AGD III	Belazaima do Chão (Belazaima) e Castanheira do Vouga (Falgarosa e Falgoselhe)
AGD IV	Aguada de Cima, Aguada de Baixo, Barrô (Vale do Grou), Belazaima do Chão (Alvarim), Borralha (Borralha e Candam)
AGD V	Aguada de Cima (Aguadalte, Bustelo, Póvoa de Baixo e Póvoa de Vale Trigo) e Belazaima do Chão (Póvoa de S. Domingos)
AGD VII	Fermentelos
AGD VIII	Agueda (Alhandra, Catraia de Assequins, Vale Domingos, Giesteira, Bolfiar, Maçoida, Raivo e Rio Covo), Castanheira do Vouga (Castanheira, Massadas e Redonda) e Valongo do Vouga (Sobreiro)
AGD IX	Préstimo (Préstimo)
AGD X	Macinhata do Vouga (Serém)
AGD XI	Macieira de Alcoba (Urgueira)
AGD XII	Préstimo (Ventoso)
ALB I	Albergaria-a-Velha
ALB II	S. João de Loure
ALB III	Frossos
ALB IV	Valmaior
ALB V	Valmaior (Vila Nova de Fusos)
AVR I	Cacia e Egueira
AVR II	Glória e Vera-Cruz
AVR III	Nariz
AVR IV	Aradas, Eixo, Eirol, Esgueira, Glória, N. Sr.a de Fátima, Oliveirinha, Requeixo, S. Bernardo, Santa Joana e Vera-Cruz
DOURO PAIVA	Ovar (Arada, Cortegaça, Esmoriz, Maceda, S. João e S. Vicente de Pereira)
ILH I	Gafanha da Encarnação (Costa Nova) e Gafanha da Nazaré (Barra)
ILH II	Gafanha do Carmo, Gafanha da Encarnação e Gafanha da Nazaré
ILH III	Ilhavo (S. Salvador)
ILH IV	Ilhavo (S. Salvador – Moitinhos)
MRT I	Murtosa (Torreira – Jardins da Ria)
OBR I	Bustos
R II	Mamarrosa
OBR III	Oiã
OBR IV	Oliveira do Bairro
OBR V	Palhaça
OBR VI	Oliveira do Bairro (Serena)
OBR VII	Oiã (Giesta, Perrães, Rego e Silveiro)
OBR VIII	Troviscal
OBR IX	Oiã (Zona Industrial de Oiã)
OVR I	Ovar e Furadouro
SVV I	Couto Esteves
SVV II	Dornelas
SVV VI	Silva Escura
SVV VIII	Rocas do Vouga (Souto do Chão)
SVV X	Rocas do Vouga (Vila Seca)
SVV XI	Cedrim (Zona Industrial de Cedrim)
SVV XII	Sever do Vouga
SVV XIII	Pessegueiro do Vouga, Sever do Vouga e Silva Escura
VGS I	Calvão, Covão do Lobo, Fonte de Angeão, Ouca, Ponte de Vagos, Santa Catarina e Santo André
VGS II	Ouca e Soza
VGS III	Gafanha da Boa Hora, Santo António e Vagos
VGS IV	Vale das Maias
VOUGA	Macinhata do Vouga e Valongo do Vouga (concelho de Aguada), Alquerubim, Angeja, Branca, Mouquim e Ribeira de Fráguas (concelho de Albergaria-a-Velha), S. Jacinto (concelho de Aveiro), Avanca, Beduído, Canelas, Fermelã, Pardilhó, Salreu e Veiros (concelho de Estarreja), Bunheiro, Monte, Murtosa e Torreira (concelho da Murtosa) e Válega (concelho de Ovar)

Anexo 3

Qualidade da Água para Consumo Humano - 1.º Trimestre de 2013

Parâmetro (unidades)	Valor Paramétrico (VP) fixado no DL 306/2007	Valores obtidos		N.º Análises superiores VP	% Cumprimento do VP	N.º Análises (PCQA)		% Análises Realizadas
		Mínimo	Máximo			Agendadas	Realizadas	
<i>Escherichia coli</i> (N/100 ml)	0	0	0	0	100%	281	281	100%
Bactérias coliformes (N/100 ml)	0	0	0	0	100%	281	281	100%
Desinfetante residual (mg/L)	---	0,10	1,0	---	---	281	281	100%
Alumínio (µg/L Al)	200	<20	441	1	98%	45	45	100%
Amónio (mg/L NH ₄)	0,50	<0,050	<0,050	0	100%	94	94	100%
Número de colónias a 22 °C (N/ml)	Sem alteração anormal	ND	26	---	---	94	94	100%
Número de colónias a 37 °C (N/ml)	Sem alteração anormal	ND	55	---	---	94	94	100%
Condutividade (µS/cm a 20°C)	2500	34,5	626	0	100%	94	94	100%
<i>Clostridium perfringens</i> (N/100ml)	0	0	0	0	100%	86	86	100%
Cor (mg/L PtCo)	20	<5	<5	0	100%	94	94	100%
pH (Unidades pH)	≥6,5 e ≤9	5,4	8,3	8	91%	94	94	100%
Ferro (µg/L Fe)	200	<10	800	3	92%	37	37	100%
Manganês (µg/L Mn)	50	<10	105	1	99%	94	94	100%
Nitratos ² (mg/L NO ₃)	50	<1,0	31	0	100%	76	76	100%
Nitritos (mg/L NO ₂)	0,5	<0,020	<0,020	0	100%	37	37	100%
Oxidabilidade (mg/L O ₂)	5	<2,0	4,5	0	100%	94	94	100%
Cheiro a 25°C (Factor de diluição)	3	<1	<1	0	100%	94	94	100%
Sabor a 25°C (Factor de diluição)	3	<1	<1	0	100%	94	94	100%
Turvação (NTU)	4	<0,3	9	1	99%	94	94	100%
Antimónio (µg/L Sb)	5	<1	<1	0	100%	34	34	100%
Arsénio (µg/L As)	10	<1	5	0	100%	34	34	100%
Benzeno (µg/L)	1,0	<0,2	<0,5	0	100%	34	34	100%
Benzo(a)pireno (µg/L)	0,010	<0,002	<0,002	0	100%	37	37	100%
Boro (mg/L B)	1,0	<0,10	0,27	0	100%	34	34	100%
Bromatos (µg/L BrO ₃)	10	<5	<5	0	100%	34	34	100%
Cádmio (µg/L Cd)	5,0	<1,0	<1,0	0	100%	34	34	100%
Cálcio (mg/L Ca)	---	0,64	102	---	---	37	37	100%
Chumbo (µg/L Pb)	25	<5	5	0	100%	37	37	100%
Cianetos (µg/L CN)	50	<10	<10	0	100%	34	34	100%
Cobre (mg/L Cu)	2,0	<0,010	0,18	0	100%	37	37	100%
Crómio (µg/L Cr)	50	<5	5	0	100%	34	34	100%
1,2 - dicloroetano (µg/L)	3,0	<0,3	<0,5	0	100%	34	34	100%
Dureza total (mg/L CaCO ₃)	---	4,2	279	---	---	37	37	100%
Enterococos (N/100 mL)	0	0	0	0	100%	37	37	100%
Fluoretos (mg/L F)	1,5	<0,050	0,43	0	100%	34	34	100%
Magnésio (mg/L Mg)	---	<0,50	22	---	---	37	37	100%
Mercurio (µg/L Hg)	1	<0,30	<0,30	0	100%	34	34	100%
Níquel (µg/L Ni)	20	<5	22	1	97%	37	37	100%
Selénio (µg/L Se)	10	<1	3	0	100%	34	34	100%
Cloretos (mg/L Cl)	250	6,8	60	0	100%	34	34	100%
Sódio (mg/L Na)	200	4,3	89	0	100%	34	34	100%
Sulfatos (mg/L SO ₄)	250	<5,0	84	0	100%	34	34	100%
Tetracloroetano e Tricloroetano (µg/L):	10	0,1	6	0	100%	---	---	---
Tetracloroetano(µg/L)	---	0,1	<3	---	---	34	34	100%
Tricloroetano(µg/L)	---	<0,1	6	---	---	34	34	100%
Hidrocarbonetos Aromáticos Policíclicos (µg/L):	0,10	<0,005	<0,005	0	100%	---	---	---
Benzo(b)fluoranteno (µg/L)	---	<0,005	<0,005	---	---	37	37	100%
Benzo(k)fluoranteno (µg/L)	---	<0,002	<0,002	---	---	37	37	100%
Benzo(ghi)perileno (µg/L)	---	<0,004	<0,004	---	---	37	37	100%
Indeno(1,2,3-cd)pireno(µg/L)	---	<0,004	<0,004	---	---	37	37	100%
Trihalometanos - total (µg/L):	100	1,2	43	0	100%	---	---	---
Clorofórmio(µg/L)	---	<0,5	19	---	---	37	37	100%
Bromofórmio(µg/L)	---	<0,5	10	---	---	37	37	100%
Bromodiorometano(µg/L)	---	<0,5	11	---	---	37	37	100%
Dibromoclorometano(µg/L)	---	<0,5	18	---	---	37	37	100%
Pesticidas - total (µg/L)	0,50	<0,08	<0,014	0	100%	22	22	100%
Alacloro (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%
Atrazina (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%
Bentazona (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%
Desetilatrizona (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%
Desetilterbutilazina (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%
Diurão (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%
Linurão (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%
Propilenoitireia (µg/L)	0,10	<0,08	<0,08	0	100%	22	22	100%
Terbutilazina (µg/L)	0,10	<0,014	<0,014	0	100%	22	22	100%