



**UNIVERSIDADE DA BEIRA INTERIOR**  
Ciências

## **Evolução do conhecimento da estrutura atómica**

**António Jorge Cabeças Tenda da Silva**

Relatório de Estágio para obtenção do Grau de Mestre em  
**Ensino de Física e Química no 3º Ciclo do Ensino Básico e Ensino  
Secundário**  
(2º ciclo de estudos)

Orientador: Prof<sup>a</sup> Doutora Maria de Lurdes Franco Ciríaco

**Covilhã, junho de 2013**



# Dedicatória

À minha esposa, Alexandra e aos meus dois filhos, Eduardo e Rafael, por todo o apoio e incentivo manifestado durante estes dois largos anos em que foram privados da minha companhia e atenção.

À minha mãe, Fausta, e à minha irmã, Fausta, pelo apoio que sempre me deram.

Ao meu pai, Orlindo que infelizmente já não se encontra entre nós, mas que de certeza iria ficar muito feliz por me ver concluir esta etapa com êxito.



# Agradecimentos

À Professora Doutora Lurdes Ciriaco, orientadora deste relatório de estágio, pela disponibilidade sempre demonstrada, por todo o apoio, sugestões e orientações fornecidas durante a elaboração deste relatório, bem como, orientação fornecida durante todo este segundo ano de estágio.

Ao orientador científico de Física, Professor Doutor José Amoreira, pela disponibilidade que sempre demonstrou, pelos conselhos e ensinamentos facultados.

À orientadora pedagógica, Mestre Cristina Guedes, pelo apoio incansável e ensinamentos fornecidos durante este duro ano de estágio, quer de caráter pedagógico, quer no caráter científico.

Ao diretor do Agrupamento de Escolas do Fundão Professor Estevão Lopes, pelo modo como nos recebeu e nos tratou durante este ano letivo.

Aos alunos do 9º ano turma A e à turma do PTAL12 do Agrupamento de Escolas do Fundão pela sua colaboração e participação em todas as aulas lecionadas e atividades realizadas.

Ao diretor da escola Básica Nº 2 de Manteigas, Renato Alves, onde exerço funções de professor, pela colaboração prestada.

À minha colega de grupo de estágio, Susana Breda, pelo companheirismo demonstrado e pelo apoio, que manifestou em certas ocasiões.

Às minhas colegas do outro grupo de estágio desta escola, Alice, Anabela e Maria pela colaboração nas atividades realizadas bem como, pela simpatia, companheirismo que manifestaram durante todo este ano de estágio.

Finalmente, a todos aqueles, que direta ou indiretamente, tornaram possível a realização deste trabalho.



*“Não está na natureza das coisas que o homem realize um descobrimento súbito e inesperado;  
a ciência avança passo a passo e cada homem depende do trabalho de seus predecessores”.*

*Ernest Rutherford*



# Resumo

Este relatório final de estágio pedagógico representa uma análise de toda a prática pedagógica desenvolvida em contexto escolar, durante todo o ano letivo, e uma revisão bibliográfica sobre um tema abordado numa aula supervisionada.

É composto por uma introdução, pelo capítulo 1, referente à revisão bibliográfica, capítulo 2, atividades desenvolvidas e finaliza com as conclusões e anexos.

Para a realização do capítulo 1, foi consultada diversa bibliografia de modo a recolher a necessária informação para o desenvolvimento da parte científica deste relatório.

O capítulo 1 desenvolve dois subtemas lecionados no 10º ano de escolaridade, Espectros, Radiação e Energia, Átomo de Hidrogénio e Estrutura Atómica. Estes subtemas estão inserido na Unidade 1 “Das estrelas ao átomo” do programa de Física e Química A, do 10º ano, componente de Química. Apresenta uma introdução, descreve a evolução histórica dos modelos atómicos, os conteúdos teóricos e experimentais relativos aos espectros, radiação e energia, a importância do modelo de Bohr e suas limitações que levaram ao modelo quântico.

O capítulo 2 apresenta uma breve introdução às atividades letivas, a caracterização da escola, Agrupamento de Escolas do Fundão, fazendo referência à sua origem, localização, oferta educativa e população escolar. Refere e caracteriza as turmas onde decorreram as práticas de ensino supervisionado. Indica as aulas lecionadas desenvolvendo mais detalhadamente duas dessas aulas. Faz ainda alusão a algumas das atividades de complemento curricular desenvolvidas pelos núcleos de estágio.

Nas conclusões finais salienta-se os aspetos mais relevantes de todo o trabalho.

## Palavras-chave

Estágio pedagógico; Física; Química; Espectros; Estrutura atómica; Niels Bohr.



# Abstract

This report attempts to summarize an analysis of the pedagogical practice developed in a school context during the last school year giving a literature review about the topic taught in a supervised lesson.

The report is divided in several parts. Chapter one concerns the Literature review, chapter two refers the activities developed throughout the lessons, followed by the conclusion and annexes.

For the writing of the first chapter we have studied the scientific literature in order to gather the basic information concerning the scientific area of our report.

In chapter one, we developed two subtopics taught in the 10th grade (High School), Spectra, Radiation and Energy, Hydrogen Atom and Atomic Structure. These subtopics are set in the first Unit mainly concerning Chemistry of the course book “Das estrelas ao átomo” (From stars getting to the atom) of Chemistry and Physics school subject Level A of the 10th grade.

The introduction describes the historical evolution of atomic models, the theoretical and experimental assumptions, radiation and energy and finally the importance and limitations of the Bohr Theory that led us to the quantum mechanical model.

Chapter two gives a short introduction to the teaching activities, the school's characterization, and the characterization of the schools group of Fundão referring their origins, localization, learning courses available and the school population. There is also a description of classes where the teaching practice took place and the lessons with more detailed observations made concerning two particular lessons. At last we refer to extra-curricular activities developed by the teaching practice groups.

Our conclusion aims the most relevant aspects of our whole study and teaching practice.

## Keywords

Pedagogical training; Physics; Chemistry; Spectra; Atomic structure and Niels Bohr.



# Índice

Introdução.....	1
Capítulo 1 - Evolução do conhecimento da estrutura atômica .....	3
1.1 - Introdução .....	3
1.2 - Evolução dos modelos atômicos .....	3
1.2.1 - Filósofos gregos .....	4
1.2.1.1 - V a.C. - Demócrito (460-370 a.C.).....	4
1.2.1.2 - V a.C. - Empédocles (490-430 a.C.).....	5
1.2.1.3 - IV a.C. - Aristóteles (384-322 a.C.).....	5
1.2.2 - Robert Boyle .....	6
1.2.3 - John Dalton .....	6
1.2.4 - J. J. Thomson .....	8
1.2.5 - Ernest Rutherford.....	11
1.3 - Espectros, radiação e energia.....	16
1.3.1 - Espectro eletromagnético .....	16
1.3.2 - Espectros de emissão e de absorção.....	19
1.3.3 - Espectro do átomo de hidrogénio e o modelo atômico de Bohr .....	26
1.4 - Do modelo de Bohr ao modelo quântico .....	30
1.5 - Modelo quântico.....	32
1.5.1 - Números quânticos .....	33
1.5.1.1 - Número quântico principal .....	33
1.5.1.2 - Número quântico de momento angular, $\ell$ .....	34
1.5.1.3 Número quântico magnético, $m_\ell$ .....	35
1.5.1.4 - Número quântico de spin, $m_s$ .....	37
1.5.2 - Configurações eletrônicas.....	38
1.5.2.1 - Energia das Orbitais.....	38
1.5.2.2 - Princípio da energia mínima .....	39
1.5.3 - Princípio da exclusão de Pauli.....	40
1.5.4 - Regra de Hund.....	41
Capítulo 2 - Atividades desenvolvidas.....	45
2.1 - Introdução .....	45
2.2 - Caracterização da escola.....	45
2.3 - Lecionação .....	45
2.3.1 - Turmas lecionadas.....	46
2.3.1.1 - Caracterização da Turma 9º A.....	46

2.3.1.2 - Caraterização da Turma PTAL12 .....	46
2.3.2 - Aulas lecionadas .....	47
2.3.2.1 - Desenvolvimento da Aula da área Científica de Química .....	48
2.3.2.1.1 - Plano de aula.....	48
2.3.2.1.2 - Texto de apoio.....	51
2.3.2.1.3 - PowerPoint .....	52
2.3.2.1.4 - Critérios de correção do relatório.....	52
2.3.2.2 - Desenvolvimento da Aula da Área Científica de Física.....	52
2.3.2.2.1 - Plano de aula.....	52
2.3.2.2.2 - Texto de apoio.....	55
2.3.2.2.3 - PowerPoint .....	55
2.3.2.2.4 - Atividade laboratorial .....	56
2.3.2.2.5 - Critérios de correção da atividade laboratorial.....	56
2.4 - Atividades de Complemento Curricular .....	56
2.4.1 - Dia Comemorativo da Semana da Ciência e Tecnologia .....	56
2.4.2 - Palestras .....	58
2.4.3 - Visitas de estudo.....	59
2.4.4 - Publicações no jornal escolar “Olho Vivo” .....	60
2.4.5 - Exposição “A Física no dia-a-dia” .....	61
2.4.6 - Participação em reuniões e acompanhamento da turma PTAL12.....	61
Conclusão .....	63
Bibliografia.....	65
Anexos .....	69
Anexo I - Caraterização do Agrupamento de Escolas do Fundão .....	69
Anexo II - Caraterização da Turma A do 9º Ano .....	75
Anexo III - Caraterização da Turma PTAL12 .....	77
Anexo IV - Conteúdos lecionados .....	79
Anexo V - Texto de apoio e atividade laboratorial .....	83
Anexo VI - PowerPoint - Química Analítica Qualitativa .....	97
Anexo VII - Critérios de correção e avaliação da atividade laboratorial “Análise elementar por via seca”. .....	103
Anexo VIII - Texto de apoio sobre impulsão.....	109
Anexo IX - PowerPoint - Impulsão .....	115
Anexo X - Atividade laboratorial - Estática e dinâmica dos fluidos - Impulsão .....	119
Anexo XI - Critérios de correção da Atividade laboratorial Estática e dinâmica dos fluidos - Impulsão.....	123

# Lista de Figuras

Figura 1.1 - As qualidades dos átomos, segundo Aristóteles (Adaptado de: Aguilera, 2006).	5
Figura 1.2 - Modelo atômico de Dalton (Adaptado de: Milani e Ferreira, 2010. <a href="http://www.ebah.com.br/content/ABAAABu38AK/modelo-atomico-1">http://www.ebah.com.br/content/ABAAABu38AK/modelo-atomico-1</a> ).	8
Figura 1.3 - Propagação linear dos raios catódicos (Adaptado de Lourenço e Tadeu, 1988).	9
Figura 1.4 - Experiência que comprovou carga negativa dos raios catódicos (Adaptado de Lourenço e Tadeu, 1988).	9
Figura 1.5 - Experiência que comprovou que os raios catódicos têm massa (Adaptado de Lourenço e Tadeu, 1988).	10
Figura 1.6 - Modelo atômico de Thomson (Adaptado de: Joia, 2008).	11
Figura 1.7 - Comportamento das radiações $\alpha$ e $\beta$ num campo elétrico (Adaptado de: Lourenço e Tadeu, 2008).	12
Figura 1.8 - Experiência de Rutherford (Adaptado de: Cavaleiro e Beleza, 2008).	13
Figura 1.9 - Evidências experimentais de Rutherford (Adaptado de: Cavaleiro e Beleza, 2008).	14
Figura 1.10 - Modelo atômico de Rutherford (Adaptado de: Pires e Ribeiro, 2008).	15
Figura 1.11 - Ondas eletromagnéticas (Adaptado de: Reger <i>et al.</i> , 1997).	17
Figura 1.12 - Variação do campo eletromagnético de uma radiação (Adaptado de: Gil e Cardozo, 1986).	17
Figura 1.13 - Espectro eletromagnético (Adaptado de: <a href="http://efeitoazaron.com/2007/04/24/20/">http://efeitoazaron.com/2007/04/24/20/</a> ).	18
Figura 1.14 - Espectro de emissão contínuo (Adaptado de: Magalhães, 2007).	20
Figura 1.15 - Obtenção do espectro de emissão de uma lâmpada de incandescência (Adaptado de: Magalhães, 2007).	21
Figura 1.16 - Obtenção do espectro de emissão de uma lâmpada de hélio (Adaptado de: Magalhães, 2007).	21
Figura 1.17 - Mecanismo de absorção e emissão de radiação num átomo. (Adaptado de: Barros <i>et al.</i> , 2007).	22

Figura 1.18 - Espectros de emissão do hélio e do sódio. (Adaptado de: Barros <i>et al.</i> , 2007).	22
Figura 1.19 - Obtenção do espectro de absorção do hélio. (Adaptado de: Magalhães, 2007).	23
Figura 1.20 - Espectros de emissão (A) e absorção (B) do mesmo elemento (Adaptado de: Magalhães, 2007).	24
Figura 1.21 - Espectro da luz solar evidenciando riscas de Fraunhofer (Adaptado de: Magalhães, 2007).	24
Figura 1.22 - Obtenção de espectros de absorção (Adaptado de: Dantas e Ramalho, 2007).	25
Figura 1.23 - Efeito de Doppler nas riscas de Fraunhofer (Adaptado de: Magalhães, 2007).	26
Figura 1.24 - Espectro de emissão do hidrogénio atómico na região do visível (Adaptado de: Gil e Cardoso, 1986).	29
Figura 1.25 - Diagrama de níveis de energia do átomo de hidrogénio e algumas séries do espectro de emissão (Adaptado de: Dantas e Ramalho, 2007).	30
Figura 1.26 - Níveis de energia para o átomo de hidrogénio e subníveis de energia correspondentes a cada nível apresentado (Adaptado de: Barros <i>et al.</i> , 2007).	34
Figura 1.27 - Interpretação do spin de um eletrão (Adaptado de: Magalhães, 2007).	38
Figura 1.28 - Diagramas de energia das orbitais para o átomo de hidrogénio e para átomos polieletrónicos. Diagrama de Pauling (Adaptado de: Magalhães, 2007).	39
Figura 1.29 - Número máximo de eletrões por cada nível energético (Adaptado de: Barros <i>et al.</i> , 2007).	40
Figura 1.30 - Número máximo de eletrões por cada nível energético (Adaptado de: Barros <i>et al.</i> , 2007).	41
Figura 1.31 - Configuração eletrónica do boro (Adaptado de: Chang, 1994).	41
Figura 1.32 - Possibilidade da distribuição dos eletrões do átomo de carbono (Adaptado de: Magalhães, 2007).	42
Figura 1.33 - Configuração eletrónica no estado fundamental do hidrogénio (Adaptado de: Magalhães, 2007).	43

## Lista de Tabelas

Tabela 1.1 - Radiações $\alpha$ e $\beta$ . Símbolo, carga e massa (Adaptado de: Lourenço e Tadeu, 2007).	12
Tabela 1.2 - Designação das orbitais atômicas em função do respectivo número quântico de momento angular (Adaptado de: Barros <i>et al</i> , 2007).	34
Tabela 1.3 - Identificação de subníveis de energia, de acordo com os valores de $n$ e $\ell$ (Adaptado de: Barros <i>et al</i> , 2007).	35
Tabela 1.4 - Caracterização de algumas orbitais atômicas (Adaptado de: Barros <i>et al</i> , 2007).	36
Tabela 1.5 - Números quânticos das catorze orbitais dos três primeiros níveis de energia (Adaptado de: Magalhães, 2007).	37
Tabela 1.6 - Energia das orbitais (Adaptado de: Cavaleiro e Beleza, 2007).	39
Tabela 1.7 - Configurações eletrônicas dos elementos no estado fundamental (Adaptado de: Chang, 1994).	43



# Lista de Acrónimos

a.C.	Antes de Cristo
AL	Atividade laboratorial
CEF	Cursos de Educação e Formação
CEI	Currículo Específico Individual
CP	Cursos Profissionais
EMA	Estímulo à melhoria das aprendizagens
INE	Instituto Nacional de Estatística
LAMBIA	Laboratório de Monitorização e Investigação Ambiental
PTAL12	Profissional de Técnicos de Análises Laboratoriais de 2012
PTAS11	Profissional de Técnicos Auxiliares de Saúde de 2011
UBI	Universidade da Beira Interior
UC	Unidade Curricular



# Introdução

O estágio pedagógico é um processo de aquisição de novos conhecimentos.

A interação com toda a comunidade escolar permite confirmar que a docência desempenha um papel fundamental na formação e educação dos alunos.

O presente relatório individual de estágio pretende descrever, o trabalho desenvolvido no âmbito do mestrado em Ensino de Física e Química no 3º Ciclo do Ensino Básico e Ensino Secundário da Universidade da Beira Interior (UBI), durante o ano letivo de 2012/2013, que teve início no dia um do mês de setembro 2012, no Agrupamento de Escolas do Fundão.

Este estágio de natureza profissional inserido na Unidade Curricular (UC) Estágio em Física e Química foi realizado através da prática pedagógica supervisionada nas disciplinas do 9º ano de escolaridade e do 10º ano de escolaridade (curso profissional de técnicos de análises laboratoriais, PTAL12).

O núcleo de estágio era constituído por dois alunos/professores estagiários, sob a orientação pedagógica da professora cooperante Mestre Cristina Guedes e dos professores Doutores José Amoreira e Lurdes Ciríaco, orientadores científicos de Física e Química respetivamente.

No primeiro capítulo faz-se uma revisão bibliográfica abordando-se e desenvolvendo-se os temas: espectros, radiação e energia, e estrutura atómica, relativos a conteúdos lecionados à turma PTAL12, do Agrupamento de Escolas do Fundão, espectros, radiação e energia e estrutura atómica. Também foi feita uma abordagem ao subdomínio de estrutura atómica referente ao domínio classificação dos materiais, na turma A do 9º Ano de escolaridade desta mesma escola.

Neste capítulo descreve-se a evolução histórica dos modelos atómicos desde os filósofos da antiga Grécia até ao modelo de Ernest Rutherford e Bohr, fazendo também referência aos modelos de John Dalton e J.J. Thomson.

De seguida abordam-se os conteúdos de espectros, radiação e energia, dando mais ênfase ao espectro eletromagnético, espectros de emissão e absorção. É também referido com algum pormenor o espectro do átomo de Hidrogénio e o modelo atómico de Bohr.

Finalmente neste primeiro capítulo é ainda analisado o modelo quântico, no qual se faz referência aos números quânticos e às configurações eletrónicas. Nestas últimas, são ainda

abordadas, as energias das orbitais, o princípio da energia mínima, o princípio de exclusão de Pauli e a regra de Hund.

O capítulo 2 apresenta uma breve introdução ao trabalho desenvolvido na Escola, faz uma caracterização pormenorizada do Agrupamento de Escolas do Fundão, fazendo referência à sua origem, localização, oferta educativa e população escolar.

Refere a lecionação realizada durante todo o ano letivo, número de aulas e conteúdos lecionados. Apresenta e caracteriza as turmas PTAL12 e a turma A do 9º Ano. Faz uma descrição detalhada de duas aulas lecionadas, uma relativa à área científica de Química e outra à área científica de Física. São apresentados os planos de aula e o material utilizado para a apresentação e concretização com eficácia dos conteúdos lecionados nas referidas aulas.

O segundo capítulo termina fazendo referência às atividades de complemento curricular realizadas pelos 2 núcleos de estágio das áreas científicas de Física e Química da Escola.

Nas conclusões finais procura-se sumariar os aspetos mais relevantes de todo o trabalho desenvolvido durante o ano letivo.

# Capítulo 1 - Evolução do conhecimento da estrutura atômica

## 1.1 - Introdução

A constituição da matéria é um tema que já intrigava os filósofos da Grécia antiga e que continua a ser investigado pelos cientistas da atualidade (Pires e Ribeiro, 2008).

Ao longo do tempo muitas foram as observações e experiências que contribuíram para a evolução do conhecimento da constituição da matéria, particularmente os espectros de emissão atômica, além de darem informações sobre a composição e a temperatura das estrelas, também foram o maior motor de grandes avanços relativamente ao conhecimento humano sobre a estrutura da matéria, obrigando a um passo de gigante na formulação do modelo atômico (Magalhães, 2007).

Neste capítulo o estudo realizado centra-se na evolução dos modelos atômicos, espectros, modelo atômico de Bohr, modelo quântico e configuração eletrónica.

## 1.2 - Evolução dos modelos atômicos

O ser humano tem sede de conhecimentos. Sempre teve. Quer entender o porquê daquilo que observa e ocorre ao seu redor. Quando não consegue explicar, constrói modelos que lhe permitam esclarecer as suas dúvidas. Se o modelo não esclarece diretamente as dúvidas, procura utilizá-lo para pelo menos equacionar o problema (Aguilera, 2006).

Os modelos dependem fortemente dos conhecimentos e da imaginação de quem o está a construir. Quanto mais profundos são os conhecimentos e quanto maior é a imaginação do idealizador, mais perfeito será o modelo. São, portanto, os modelos, uma ponte entre o conhecido e o desconhecido. Um bom modelo conduz, assim, a mais conhecimentos.

Vamos, agora, acompanhar os diversos modelos imaginados e construídos pelo ser humano para tentar descrever a estrutura do átomo.

“As palavras impressas que o leitor está a ler neste momento, o seu próprio organismo, o ar que respira, o planeta que habita, o universo ao qual pertence, são feitos de matéria. ...Sabemos que a matéria tem massa e ocupa espaço. ...Podemos, igualmente caracterizá-la em

função dos estados físicos em que se apresenta: sólido, líquido e gasoso. ...Quanto à sua composição sub-microscópica, sabemos que a matéria não é contínua mas constituída por unidades extremamente pequenas - os átomos” (Gil e Cardoso, 1986).

### **1.2.1 - Filósofos gregos**

Os filósofos gregos da antiguidade interrogaram-se sobre aquilo que o mundo é feito. Era feito de muitas coisas diferentes, mas os cientistas sempre sentiram necessidade de simplificar. Existia por isso o sentimento de que o mundo era feito de um material básico (Asimov, 1991).

Que a matéria não seria contínua começou por se uma hipótese que remonta, pelo menos, ao tempo da Grécia antiga.

Vários filósofos gregos propuseram diferentes teorias para explicar a natureza e a diversidade da matéria. Demócrito foi o principal defensor da teoria atômica (Pires e Ribeiro, 2008).

#### **1.2.1.1 - V a.C. - Demócrito (460-370 a.C.)**

“Os atomistas encabeçados por Demócrito pensavam que a matéria era constituída por partículas minúsculas e indivisíveis...”(Gonick e Criddle, 2006).

Demócrito, um defensor da descontinuidade da matéria, propôs que a matéria era composta por partículas muito pequenas (Reger, *et al.*, 1997).

“Este filósofo defendia que a matéria só poderia ser dividida em porções cada vez menores até um limite, que correspondia a uma partícula indivisível - o átomo” (Pires e Ribeiro, 2008).

Chega-se a essas partículas com uma experiência imaginária. Suponha-se que uma barra de ferro é cortada ao meio. Ficam duas barras de ferro menores. Se se dividir ao meio uma delas, ficar-se-á com uma barra ainda menor. Seguindo o processo, vai-se ficando com barras cada vez menores, até chegar a um ponto em que não é possível dividir mais a barra. Sobrará um resíduo indivisível. Ainda de acordo com Demócrito, os átomos são partículas rígidas e perenes. É a sua forma e o seu tamanho que determinam as qualidades das diversas substâncias (Aguilera, 2006).

A palavra “átomo” vem do grego antigo “atomus” que queria dizer “indivisível”. Na Grécia atual utiliza-se a mesma palavra para designar “indivíduo” (Rodrigues e Dias, 2007).

Para Demócrito, a grande variedade de materiais na natureza provinha dos movimentos dos diferentes tipos de átomos que, ao chocarem, formavam conjuntos maiores gerando

diferentes corpos com características próprias. Algumas ideias de Demócrito sobre os átomos são de seguida descritas:

**Água:** formada por átomos ligeiramente esféricos (a água escoia facilmente).

**Terra:** formada por átomos cúbicos (a terra é estável e sólida).

**Ar:** formado por átomos em movimento turbilhante (o ar movimenta-se - ventos).

**Fogo:** formado por átomos pontiagudos (o fogo fere).

**Alma:** formada pelos átomos mais lisos, mais delicados e os mais ativos que existem.

**Respiração:** era considerada troca de átomos, em que átomos novos substituem átomos usados.

**Sono:** desprendimento de um pequeno número de átomos do corpo.

**Coma:** desprendimento de um número significativo de átomos do corpo.

**Morte:** desprendimento de todos os átomos do corpo e da alma.

([http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo#Os\\_atomistas\\_na\\_antiga\\_Gr.C3.A9cia.](http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo#Os_atomistas_na_antiga_Gr.C3.A9cia.)).

### 1.2.1.2 - V a.C. - Empédocles (490-430 a.C.)

Por essa época, Empédocles, filósofo pitagoreano, propôs que os átomos podem ser agrupados em quatro classes distintas que chamou de fogo, terra, água e ar. É claro que esses nomes não devem ser levados ao pé da letra. Não significam que, para aquele filósofo, havia átomos feitos de terra, outros de água, etc.

Numa mesma substância poderia haver átomos de diversos tipos. De acordo com as propriedades da substância, haveria predominância de um tipo de átomo sobre os outros. Essa diversificação que enriquece o modelo não havia sido contemplada por Demócrito.

### 1.2.1.3 - IV a.C. - Aristóteles (384-322 a.C.)

Aristóteles adotou o modelo de Empédocles e expandiu-o acrescentando propriedades aos diversos tipos de átomos. Essas propriedades, ou qualidades, são: quente, frio, seco e húmido. Afirmava Aristóteles que cada tipo de átomo é dotado de duas dessas qualidades. Por exemplo: um átomo tipo fogo seria quente e seco. A figura 1.1 mostra como essas qualidades são compartilhadas pelos diferentes tipos de átomos.

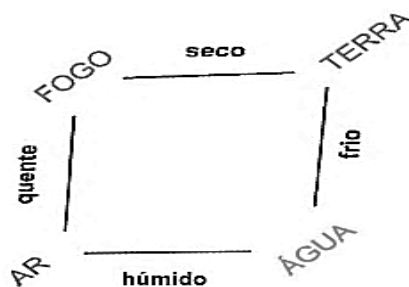


Figura 1.1 - As qualidades dos átomos, segundo Aristóteles (Adaptado de: Aguilera, 2006).

O prestígio, aliás respeitável e merecido, de Aristóteles "cegou" os filósofos e cientistas durante quase dois mil anos! Os átomos, como afirma o seu próprio nome, são indivisíveis, lembrava Aristóteles. Se tão admirável pensador afirmava isso, como duvidar dele?

A História tem-nos mostrado em inúmeras ocasiões que não devemos curvar-nos cegamente diante das posições assumidas por outros, mesmo que estejam cercados do maior prestígio.

### 1.2.2 - Robert Boyle

A primeira experiência que provou que toda a matéria era constituída por átomos foi efetuada por Robert Boyle<sup>1</sup>.

Boyle verificou experimentalmente que um determinado gás encerrado num recipiente fechado, munido de êmbolo, e submetido a uma dada pressão ocupa um dado volume.

Exercendo uma pressão maior sobre o êmbolo e empurrando-o para dentro a mesma porção de gás comprime-se e passa a ocupar um volume menor. Quando se deixa de exercer pressão sobre o êmbolo a mesma porção de gás expande-se e passa a ocupar um volume maior.

Boyle conclui destes resultados experimentais que toda a matéria é constituída por pequeníssimas partículas.

Sem dúvida que esta experiência só se consegue interpretar desde que se admita que a matéria é constituída por essas partículas a que os gregos chamaram átomos.

No entanto, foi preciso decorrerem mais alguns anos, até por volta 1800, para ressurgir novamente esta teoria, graças aos trabalhos de vários químicos, sendo de realçar o de Dalton (Dias *et al.*, 1992).

### 1.2.3 - John Dalton

Continuando o trabalho anterior de outros cientistas, John Dalton<sup>2</sup>, propôs que a matéria era constituída por partículas individuais pequenas.

---

<sup>1</sup> Robert Boyle (1627-1691), Cientista irlandês, investigou, sobretudo, o volume e propriedades dos gases.

<sup>2</sup> John Dalton (1766-1844), professor da universidade inglesa New College de Manchester, foi o criador da primeira teoria atômica moderna na passagem do século XVIII para o século XIX. Dalton é bastante lembrado pela famosa Lei de Dalton, a lei das pressões parciais e pelo daltonismo, o nome que se dá à incapacidade de distinguir as cores, assunto que ele estudou e mal de que sofria. Em 1803 Dalton publicou o trabalho Absorption of Gases by Water and Other Liquids, (Absorção de gases pela água e outros líquidos), neste delineou os princípios de seu modelo atômico.

Todos os dados sobre Dalton concluem que ele como experimentalista era muito mau, mas felizmente tinha também acesso a dados de outros bastante mais hábeis do que ele no laboratório.

A capacidade de Dalton em reconhecer e interpretar as relações entre resultados experimentais foi um dos seus grandes sucessos. Usando a lei de Proust da composição constante, a lei de Lavoisier da conservação da massa e a sua própria das proporções múltiplas, Dalton lançou as ideias principais da sua teoria atômica (Reger *et al.*, 1997).

1º - A matéria é constituída por partículas muito pequenas, denominadas átomos.

2º - Os átomos são indivisíveis e indestrutíveis

3º - Os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos e têm o mesmo peso.

4º - Os átomos de elementos diferentes têm pesos diferentes.

5º - Quando diferentes elementos se combinam para formar um composto, a porção mais pequena do composto consta de um número definido de átomos de cada elemento.

6º - Nas reações químicas, os átomos não são criados nem destruídos, somente se modifica a sua distribuição (Dias *et al.*, 1992).

Dalton imaginou a constituição da matéria, baseando-se num modelo<sup>3</sup>.

O conceito atômico de Dalton é muito mais pormenorizado do que o de Demócrito. Segundo a terceira e a quarta hipóteses, os átomos de um dado elemento são diferentes dos átomos de todos os outros elementos.

A quinta hipótese de Dalton indica que, para formar um certo composto, não só é necessário dispor de átomos de elementos apropriados, mas também combiná-los numa certa proporção. Esta ideia era uma extensão de uma lei publicada em 1799 por Joseph-Louis Proust, lei das proporções fixas, “qualquer amostra de um dado composto possui os elementos constituintes sempre nas mesmas proporções mássicas” (Chang, 1994).

As segunda e sexta hipóteses de Dalton são uma forma de enunciar a lei de conservação de massa: não há nenhuma perda ou ganho detetável de massa quando ocorre uma reação química. Numa reação química, o modo como os átomos se combinam varia, mas mantêm-se o mesmo número e tipo de átomos.

---

<sup>3</sup> Um modelo é um conjunto de ideias lógicas que tentam explicar os fenómenos macroscópicos observados. Os modelos imaginados pelos químicos para explicarem a constituição da matéria só são válidos se:

1 - interpretarem os fenómenos macroscópicos observados;

2 - preverem outros fenómenos relativos à matéria;

3 - surgirem novas experimentações e investigações.

Em 1808, Dalton propôs a teoria do modelo atômico, onde o átomo é uma minúscula esfera maciça, impenetrável, indestrutível e indivisível. O seu modelo atômico foi apelidado de "modelo atômico da bola de bilhar", figura 1.2.

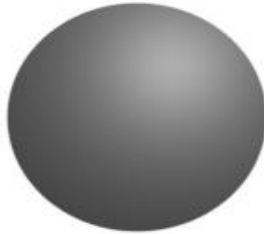


Figura 1.2 - Modelo atômico de Dalton (Adaptado de: Milani e Ferreira, 2010. <http://www.ebah.com.br/content/ABAAABu38AK/modelo-atomico-1>).

Em 1810 foi publicada a obra *New System of Chemical Philosophy* (Novo sistema de filosofia química). Nesse trabalho, havia teses que provavam as suas observações, como a lei das pressões parciais, chamada de Lei de Dalton, entre outras relativas à constituição da matéria.

#### 1.2.4 - J. J. Thomson

No século XIX, inúmeros físicos cientistas desenvolveram experiências sobre a condução de eletricidade através dos gases. Tais experiências eram realizadas na maioria das vezes com tubos de vidro, nos quais eram aplicadas duas placas metálicas denominadas de cátodo (elétrodo negativo) e ânodo (elétrodo positivo), uma em cada extremidade. Sobre elas eram aplicadas altas voltagens. Quando a corrente elétrica passava pelo gás existente no tubo, ela era medida num amperímetro ligado à montagem experimental.

Durante a execução das experiências, os cientistas perceberam um facto inesperado: a corrente elétrica era indicada no amperímetro mesmo quando só havia gás rarefeito dentro do tubo. Querendo descobrir a que se devia esse fenómeno, no ano de 1875, o físico e químico W. Crookes<sup>4</sup> construiu um tubo curvo, (ampola de Crookes) e começou a fazer testes experimentais submetendo os gases a baixíssimas pressões ( $10^{-6}$  a  $10^{-8}$  atm). A voltagem era de 100.000 volts, obtidos graças à indução eletromagnética descoberta por Faraday<sup>5</sup> (Silva, <http://www.brasilecola.com/fisica/a-descoberta-eletron.htm>).

---

<sup>4</sup> William Crookes (1822-1919). Químico e físico inglês, aperfeiçoou o tubo de raios catódicos que passou a ser denominado de "ampola de Crookes".

<sup>5</sup> Michael Faraday (1791-1867). Químico e físico inglês, foi considerado um dos cientistas mais influentes de todos os tempos. As suas contribuições mais importantes e seus trabalhos mais conhecidos foram nas áreas da eletricidade, eletroquímica e do magnetismo. Mostrou ser possível criar correntes elétricas a partir de campos magnéticos.

Os resultados foram impressionantes. Quando se aplica uma tensão elevada a um tubo de descarga, em que a pressão do gás no seu interior é igual à pressão atmosférica, pouco se observa. À medida que se diminuía a pressão observava-se uma incandescência junto ao ânodo.

As experiências de tubos de descargas podem ser interpretados admitindo que, a baixas pressões, há partículas que abandonam o cátodo e dirigem-se para o ânodo, constituindo os raios catódicos (Lourenço e Tadeu, 1988).

Durante muitos anos não aconteceram novas descobertas sobre os raios catódicos, nem tão pouco havia sido descoberta a natureza desses raios. J. J. Thomson<sup>6</sup> realizou novas experiências que o levaram a concluir que os raios catódicos:

- deslocam-se em linha reta uma vez que quando colocados obstáculos no interior do tubo se formam sombras com contornos nítidos e bem definidos, figura 1.3;

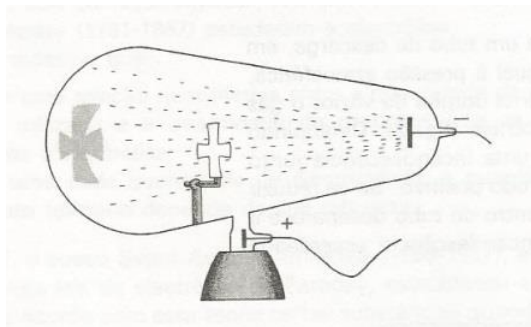


Figura 1.3 - Propagação linear dos raios catódicos (Adaptado de Lourenço e Tadeu, 1988).

- os raios catódicos são desviados por campos elétricos e magnéticos; figura 1.4,

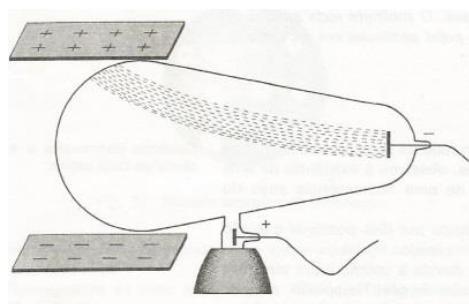


Figura 1.4 - Experiência que comprovou carga negativa dos raios catódicos (Adaptado de Lourenço e Tadeu, 1988).

- os raios catódicos têm massa. Quando colocado um molinete dentro da ampola, este roda e adquire energia cinética que foi transmitida pelas partículas em movimento, figura 1.5 (Lourenço e Tadeu, 1988).

<sup>6</sup> Joseph John Thomson (1856-1940). Nasceu em Manchester e estudou em Cambridge, na Inglaterra. Foi professor de Física. Propôs um modelo atômico. Para Thomson, o átomo era formado por uma esfera de carga elétrica positiva que possuía eletrões incrustados na superfície. Em 1906 foi prêmio Nobel da Física devido ao seu trabalho sobre o eletrão.

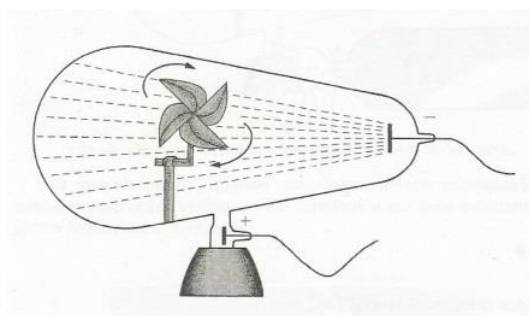


Figura 1.5 - Experiência que comprovou que os raios catódicos têm massa (Adaptado de Lourenço e Tadeu, 1988).

Concluiu que os raios catódicos eram formados por partículas que possuíam carga elétrica negativa.

Thomson questionou-se então: o que são essas partículas? Átomos ou partículas ainda menores?

Em 1897, Thomson e Ernest Rutherford<sup>7</sup> determinaram a relação entre a carga e a massa (geralmente expressa como  $e/m$ ) das partículas dos raios catódicos, e verificaram que  $e/m$  era constante. Concluíram ainda que esta partícula estava presente em toda a matéria (Lourenço e Tadeu, 1988).

Sem dúvida, que os raios catódicos eram partículas carregadas eletricamente: a direção da sua deflexão indicava que eram carregadas negativamente. O valor que Thomson encontrou para a relação  $e/m$  era cerca de  $-1,0 \times 10^{11}$  coulombs/quilograma (o valor atualmente aceite é  $-1,76 \times 10^{11}$  coulombs/quilograma). Thomson descobriu também que se obtinha o mesmo valor para a razão  $e/m$  independentemente do material do cátodo ou do gás usado. Estas observações sugeriram que os raios catódicos eram partículas fundamentais da matéria e eram portanto constituintes de todos os átomos (Reger *et al.*, 1997).

Através desses resultados, Thomson teve a certeza de que essas partículas eram subdivisões do átomo.

O cientista concluiu que o feixe observado no interior do tubo de descarga era constituído por partículas muito menores do que o átomo, tendo carga eletricamente negativa (Rodrigues e Dias, 1997).

Em 1897, Thomson descobriu o elétron enquanto observava descargas elétricas através de gases rarefeitos (Fiolhais *et al.*, 2008).

---

<sup>7</sup> Ernest Rutherford (1871-1937). Nasceu em Nelson, na Nova Zelândia, onde iniciou estudos em Matemática e Física. Doutorou-se na universidade de Cambridge, sendo aluno de J. J. Thomson, este convenceu-o a investigar a radioatividade. Descobriu as partículas  $\alpha$  e  $\beta$ . Recebeu o prêmio Nobel da Química em 1908. Realizou o velho sonho dos alquimistas, a transmutação artificial de um elemento noutro. Bombardeou átomos de azoto com partículas  $\alpha$  e obteve átomos de oxigênio.

Thomson propôs, em 1904, um modelo para o átomo, figura 1.6. Dado que os átomos, em condições normais são neutros, havia que admitir, no átomo, a existência de carga elétrica positiva. Thomson imaginava o átomo como uma esfera com carga elétrica positiva, no interior da qual se encontravam distribuídos os elétrons, tal como passas de uva incrustadas num bolo (Cruz *et al.*, 1988).



Figura 1.6 - Modelo atômico de Thomson (Adaptado de: Joia, 2008).

Este modelo ficou conhecido como “Plum pudding “ pudim de ameixas (Reger *et al.*, 1997, Cruz *et al.*, 1988, Chang, 1995).

Outros autores referem-se a este modelo como “pudim de passas” (Maciel e Miranda, 1997, Pires e Ribeiro, 2008). Outros chamam ainda a este modelo “bolo de passas” (Fiolhais *et al.*, 2008).

Começava-se então a admitir oficialmente a divisibilidade do átomo e a reconhecer a natureza elétrica da matéria.

O modelo atômico de Thomson explicava satisfatoriamente os seguintes fenômenos:

1. A eletrização por atrito que separava as cargas elétricas (cargas positivas num corpo e a mesma quantidade de cargas negativas noutro corpo);
2. A corrente elétrica, é vista como um fluxo de elétrons;
3. A formação de íões negativos ou positivos, como excesso ou falta de elétrons;
4. Descargas elétricas em gases, quando os elétrons são arrancados do seus átomos (Milani e Ferreira, 2010).

### 1.2.5 - Ernest Rutherford

A descoberta da radioatividade foi sem dúvida um dos acontecimentos mais importantes no estudo da estrutura atômica.

Estudando a natureza das radiações emitidas por substâncias radioativas, Rutherford observou que elas eram de dois tipos: umas mais penetrantes, os raios beta ( $\beta$ ) e outras menos penetrantes, os raios alfa ( $\alpha$ ).

Becquerel<sup>8</sup>, em 1900, observou que as radiações  $\alpha$  e  $\beta$ , quando sujeitas a campos elétricos e magnéticos, eram desviadas em sentidos diferentes, figura 1.7.

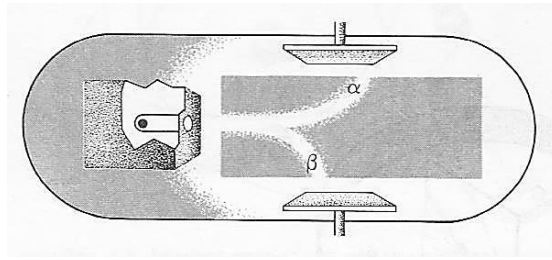


Figura 1.7 - Comportamento das radiações  $\alpha$  e  $\beta$  num campo elétrico (Adaptado de: Lourenço e Tadeu, 2008).

A partir desta observação, Becquerel identificou a natureza elétrica dessas radiações: as partículas  $\alpha$  são positivas e as  $\beta$ , negativas (Lourenço e Tadeu, 1988).

Tabela 1.1 - Radiações  $\alpha$  e  $\beta$ . Símbolo, carga e massa (Adaptado de: Lourenço e Tadeu, 2007).

Radiação	Símbolo	Carga	Massa
Alfa	${}^4_2\alpha$	+2	4
Beta	${}^0_{-1}\beta$	-1	0

Como já foi referido Thomson propôs um modelo para o átomo baseado na lei de Coulomb. Neste modelo a carga positiva e a massa estavam espalhadas de modo a minimizar repulsões eletrostáticas. Através de uma experiência de laboratório Rutherford provou que este modelo era incorreto (Reger *et al*, 1997).

“Em 1911, Ernest Rutherford, sucessor de J. J. Thomson na cátedra de Cambridge, bombardeou lâminas delgadas de vários metais com partículas emitidas por um isótopo radioativo...” (Rodrigues, 1996).

Este cientista sabia que determinados elementos, como por exemplo, o rádio, emitem partículas com carga elétrica positiva. Estas partículas eram designadas por partículas  $\alpha$  (Dias *et al.*, 1992).

Em 1910, em colaboração com Hans Geiger<sup>9</sup> e com o estudante Ernest Marsden<sup>10</sup>, Rutherford levou a cabo várias experiências em que folhas muito finas de ouro, figura 1.8, e de outros

<sup>8</sup> Físico francês, Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Descobriu o fenómeno da radioatividade natural.

<sup>9</sup> Johannes Hans Wilhelm Geiger (1882-1945). Físico alemão. Geiger investigou o núcleo atómico e a radioatividade. Inventou um medidor de radiação ainda hoje chamado contador Geiger.

metais eram bombardeadas com radiação  $\alpha$  proveniente de uma fonte radioativa (Chang, 1994).

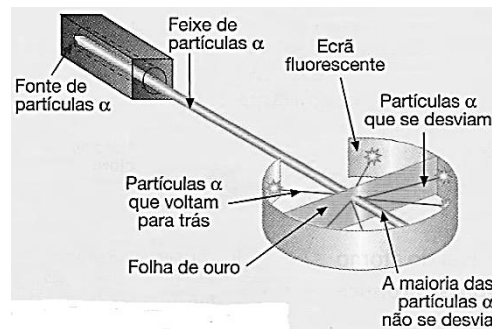


Figura 1.8 - Experiência de Rutherford (Adaptado de: Cavaleiro e Beleza, 2008).

As partículas  $\alpha$  de elevada energia (partículas com carga  $2^+$  e uma massa quatro vezes a do próton) incidiam num alvo de ouro sendo medidas as suas deflexões (Reger *et al*, 1997).

Rutherford colocou um fragmento radioativo no interior de uma caixa de chumbo<sup>11</sup> com um orifício de maneira a que as partículas emitidas pelo fragmento radioativo passassem pelo orifício, formando um feixe contínuo.

No trajeto das partículas  $\alpha$ , Rutherford colocou um ecrã fluorescente, que se iluminava sempre que uma partícula  $\alpha$  o tocava. No entanto, esta fraca luminescência era, apenas, visível com um instrumento ótico apropriado.

Entre a caixa de chumbo e o ecrã, no mesmo trajeto das partículas  $\alpha$ , Rutherford colocou uma lâmina de ouro delgada (aproximadamente 10000 átomos de espessura).

Quais os resultados experimentais que seriam de prever, de acordo com o modelo de Thomson?

Rutherford considerou as seguintes hipóteses:

1ª - Nenhuma das partículas  $\alpha$  atravessa a lâmina de ouro.

Para formular esta hipótese Rutherford apoiou-se na existência de milhares de átomos constituintes da delgada lâmina de ouro. Estes seriam suficientes para interromper a trajetória das partículas  $\alpha$ .

2ª - Todas as partículas  $\alpha$  atravessam a lâmina de ouro.

<sup>10</sup> Ernest Marsden (1889-1970). Físico Inglês. Foi parceiro de Rutherford na famosa experiência com partículas alfa. Após a Primeira Guerra Mundial, emigrou para a Nova Zelândia, onde se tornou presidente da Royal Society of New Zealand .

<sup>11</sup> Caixa de chumbo destinava-se a proteger os investigadores de radiações radioativas.

Rutherford admitiu esta hipótese, apoiando-se no facto de as partículas  $\alpha$  atingirem a lâmina de ouro com elevada energia cinética. Deste modo, essas partículas penetravam, sem sofrerem desvios, na lâmina de ouro, cujos átomos continham cargas elétricas positivas e negativas igualmente distribuídas, baseando-se no modelo de Thomson (Dias *et al.*, 1992).

Através desta experiência, figura 1.9, Rutherford, observou com surpresa que:

- A maior parte das partículas  $\alpha$  atravessava a lâmina de ouro sem sofrer desvio;
- Algumas partículas eram desviadas;
- Uma menor quantidade de partículas voltavam para trás.

(Dias *et al.*, 1992; Cavaleiro e Beleza, 2008; Chang, 1994; Lourenço e Tadeu, 1988; Reger *et al.*, 1997; Fiolhais *et al.*, 2008)

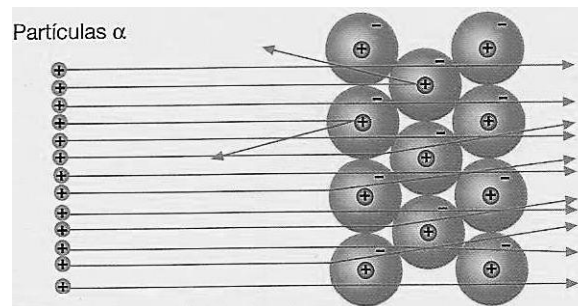


Figura 1.9 - Evidências experimentais de Rutherford (Adaptado de: Cavaleiro e Beleza, 2008).

Os resultados foram tão inesperados que Rutherford proferiu a seguinte:

“Era tão inacreditável como se alguém, depois de disparar um projétil de 15 polegadas para uma folha fina de papel, fosse atingido por esse projétil que teria voltado para trás” (Reger *et al.*, 1997; Chang, 1994).

Surge porém, uma pergunta: se o ouro apresenta núcleos positivos, como se explica o facto de a lâmina de ouro ser eletricamente neutra?

O modelo do átomo de Thomson não conseguia explicar os resultados da experiência efetuada e tinha que ser posto de parte o que levou Rutherford em 1910 a propor um novo modelo atômico com as seguintes características:

- a maior parte do átomo seria espaço vazio; por isso, muitas partículas  $\alpha$  atravessavam a folha de ouro sem sofrer desvio;
- existia uma pequena região central de carga positiva e muito densa - o núcleo; por isso, algumas partículas  $\alpha$  eram projetadas para trás;

- à volta do núcleo giravam os eletrões (cargas negativas) com órbitas circulares bem definidas; por isso, algumas partículas  $\alpha$  sofriam pequenos desvios (Pires e Ribeiro, 2008).

Para completar o seu modelo, figura 1.10, Rutherford imaginou que ao redor do núcleo giravam os eletrões. Sendo negativos, os eletrões iriam contrabalançar a carga positiva do núcleo e garantir a neutralidade elétrica do átomo. Sendo muito pequenos e estando muito afastados entre si, os eletrões não iriam interferir na trajetória das partículas alfa (Milani e Ferreira, 2010).

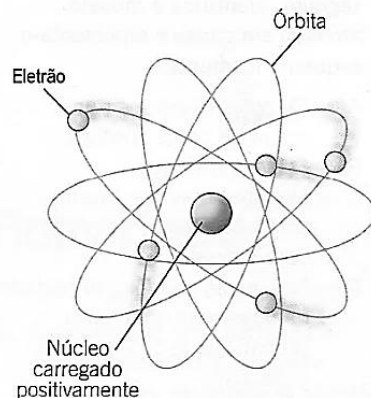


Figura 1.10 - Modelo atômico de Rutherford (Adaptado de: Pires e Ribeiro, 2008).

A carga elétrica do núcleo seria simétrica da carga total dos eletrões, uma vez que o átomo se comportava como um todo neutro.

As informações experimentais de que Rutherford dispunha permitiram-lhe ainda concluir que o raio do núcleo era muitíssimo mais pequeno que o raio atômico (era cerca de 100000 vezes menor).

Diâmetro do núcleo  $\approx 10^{-15}$  m  $\Leftrightarrow$  0, 000 000 000 000 001 m

Diâmetro do átomo  $\approx 10^{-10}$  m  $\Leftrightarrow$  0, 000 000 000 1 m

“Para Rutherford o átomo seria constituído por uma pequena região central de carga elétrica positiva - o núcleo - onde se concentrava quase toda a sua massa. À volta haveria um enorme espaço vazio onde os eletrões giravam em torno do núcleo” (Maciel e Miranda, 1997).

As partículas de carga positiva que constituem o núcleo são os protões. Através de várias experiências foi possível determinar que os protões têm carga idêntica à dos eletrões, mas de sinal oposto e massa de  $1,67252 \times 10^{-24}$  g, isto é cerca de 1840 vezes a massa do eletrão.

O átomo era então visto como sendo composto por um núcleo positivo muito pequeno, mas onde se concentrava quase toda a massa, e por uma região exterior rarefeita, por onde se distribuíam os eletrões (Chang, 1994).

“O modelo atômico de Rutherford não foi aceite com facilidade. Era um dado experimental aceite, que partículas com carga elétrica emitem energia quando em movimento. Por esse motivo era difícil imaginar os elétrons girando em torno de um núcleo, em órbitas próprias, como se admitia para os planetas do sistema solar. Os opositores de Rutherford diziam que os elétrons perderiam energia, em consequência do seu movimento, e acabariam por cair no núcleo” (Cruz *et al.*, 1988).

“Ora o átomo de hidrogênio possui um só elétron que gira em redor do núcleo. Pelas regras da eletrodinâmica, um elétron acelerado como o de que se trata emite continuamente radiações, e por isso, perde energia; na sua órbita deveria, portanto, aproximar-se cada vez mais do núcleo, onde deveria por fim mergulhar” (Born *et al.*, 1986).

### **1.3 - Espectros, radiação e energia**

“É natural que se pergunte como obteve o Homem tanta informação sobre as estrelas, uma vez que a grande distância a que se encontram o impede de efetuar recolhas de amostras do material que as constituem” (Magalhães, 2007).

As sondas enviadas pelo Homem conseguiram recolher amostras do solo da Lua e de Marte. Uma sonda enviada para o Sol pôde apenas recolher amostras de ventos solares, a milhões de quilómetros da sua superfície (Paiva *et al.*, 2007).

“As informações sobre os astros fora do Sistema Solar chegam à Terra transportadas na sua luz, tanto na gama do visível como de outras radiações do espectro eletromagnético. O homem aprendeu a retirar dessa luz toda a informação que ela pode conter, nomeadamente a temperatura a que se encontra o astro que a emite, bem como a sua composição química” (Magalhães, 2007).

#### **1.3.1 - Espectro eletromagnético**

Nos finais do século XIX, os físicos sabiam que a luz podia ser descrita como ondas que são similares às que se movem ao longo da água. As ondas são periódicas por natureza, repetem-se a intervalos regulares tanto de tempo como de distância. Qualquer onda pode ser descrita pela sua amplitude, comprimento de onda e frequência (Reger, *et al.*, 1997).

A altura máxima de uma onda chama-se amplitude. Esta está relacionada com o brilho da fonte.

O comprimento de onda ( $\lambda$ , “lambda”) é a distância entre um pico e o pico seguinte. No SI, o comprimento de onda mede-se em metros.

A frequência ( $\nu$ , “niu”) é o número de ondas que passa por um ponto fixo num segundo. A unidade SI para a frequência é  $s^{-1}$ , a que foi dado o nome de hertz, que é abreviado como Hz. Também podemos estudar um só ponto da onda e ver qual é o seu afastamento vertical relativamente à posição de equilíbrio, ao longo do tempo, figura 1.11. Ao fim de um certo intervalo de tempo esse ponto da onda volta a passar na mesma posição. O período, que se designa por  $T$ , é o tempo de um ciclo completo, pode ser calculado por  $T = t_2 - t_1$ . A unidade de período no SI é o segundo.

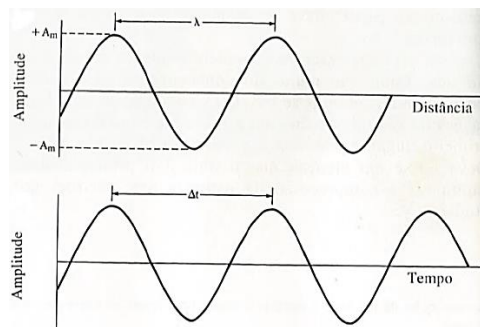


Figura 1.11 - Ondas eletromagnéticas (Adaptado de: Reger *et al.*, 1997).

A frequência de uma onda, é definida como o inverso do período:

$$\nu = \frac{1}{T} \quad (1)$$

As ondas luminosas são chamadas ondas eletromagnéticas, porque consistem em campos elétricos e magnéticos oscilantes, que são perpendiculares entre si e perpendiculares à direção de propagação, figura 1.12.

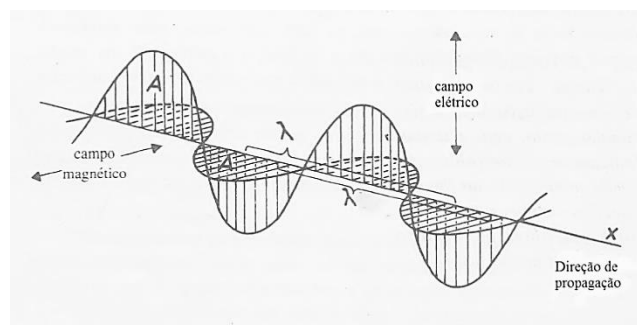


Figura 1.12 - Variação do campo eletromagnético de uma radiação (Adaptado de: Gil e Cardozo, 1986).

As ondas no mar, no ar (ondas sonoras), na Terra (ondas sísmicas) precisam de um meio para se propagar. As ondas eletromagnéticas propagam-se mesmo no vazio. Apesar de o espaço entre o Sol e a Terra ser quase vazio, a radiação solar, constituída por ondas

eletromagnéticas, chega à terra. A sua velocidade é a velocidade da luz, que se representa por  $c$ , e tem o valor de 300000 km/s no vazio. No ar a sua velocidade também tem aproximadamente este valor (Ventura *et al.*, 2007).

Em geral, a velocidade a que uma onda se propaga é o produto do seu comprimento de onda pela frequência.

$$c = \lambda \nu \quad (2)$$

Da equação anterior, pode então dizer-se que quanto maior for o comprimento de onda, menor é a sua frequência.

A gama completa de radiação eletromagnética é muito grande. Somente uma pequena parte desta gama, chamada luz visível, pode ser detetada pelo olho humano.

A figura 1.13 mostra o conjunto das radiações eletromagnéticas desde as ondas de rádio, passando pela radiação visível, até aos raios gama, que se distinguem pela sua frequência.

“O espectro eletromagnético traduz a seriação das radiações eletromagnéticas de acordo com a energia (ou de acordo com o comprimento de onda ou a frequência) dessas radiações” (Simões *et al.*, 2007).

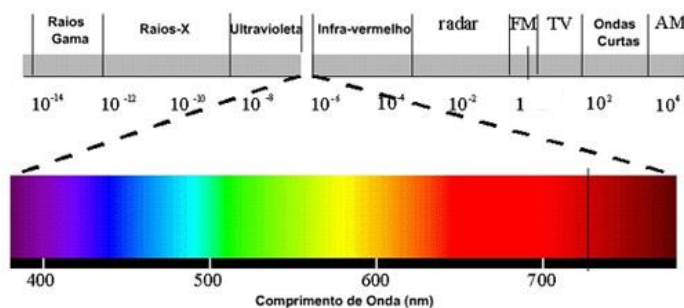


Figura 1.13 - Espectro eletromagnético (Adaptado de: <http://efeitoazaron.com/2007/04/24/20/>).

Ondas de rádio - estão envolvidas na transmissão de emissões de rádio e de televisão. O funcionamento de radares, também se baseia na emissão e receção de ondas de rádio.

Micro-ondas - têm inúmeras aplicações, nomeadamente radares usados para controlo de velocidade, nos fornos micro-ondas, nas comunicações telefónicas via satélite e comandos de portas de garagem.

Radiação infravermelha - nos fornos convencionais os alimentos aquecem ao absorverem a radiação infravermelha que o aparelho emite. Os seres humanos também emitem radiações infravermelhas, o que benéfico em caso de busca e deteção. Outro exemplo de fonte emissora de radiação infravermelha é a superfície terrestre, o que tem um grande impacto

em termos climáticos, por exemplo as radiações infravermelhas emitidas pela Terra ao serem absorvidas por determinados gases atmosféricos, não conseguem “escapar-se” para camadas mais altas da atmosfera e provocam o chamado “efeito de estufa”.

Radiação visível (luz) - a luz é o único tipo de radiações que o olho humano consegue detectar, sendo os diferentes comprimentos de onda percebidos como cores distintas. Isso acontece devido às alterações químicas que a luz provoca na retina, que por sua vez dão origem a impulsos elétricos, que são transmitidos ao cérebro onde são interpretados.

Radiação ultravioleta - nota-se os seus efeitos químicos no bronzeado. Parte das radiações ultravioletas são absorvidas pela camada de ozono existente na atmosfera. Ela protege-nos do excesso da radiação ultravioleta que é prejudicial, nomeadamente à pele e aos olhos. No entanto uma exposição moderada ao Sol é benéfica pois estimula a produção de vitamina D.

Raios X - são muito utilizados em medicina, nas análises radiológicas. Os raios X conseguem penetrar em muitos tecidos do corpo humano, mas não penetram nos ossos. Os raios X também são muito utilizados no controlo de segurança em aeroportos ou museus.

Raios gama - os raios gama são emitidos por materiais radioativos. Uma das suas principais aplicações é no tratamento de tumores cancerígenos (Barros *et al.*, 2007).

### 1.3.2 - Espetros de emissão e de absorção

#### Cor

*A cor, o que é afinal?*

*Energia, no essencial.*

*É emissão de fótons,*

*é um salto de eletrões,*

*absorções, emissões,*

*ou também interações*

*entre a luz e a matéria.*

*Pode ser sublime, etérea.*

*Ela é interferência*

*é período, é frequência*

*ela é excitação,*

*e logo desexcitação,*

*ela é inspiração*

*na paleta do pintor...*

*... O que é a cor afinal?*

*Energia, no essencial (Gouveia, 2002).*

Desde o século XVII (quando Newton mostrou que a luz solar era composta por várias componentes de diferentes cores que podem ser recombinadas para produzir luz branca) que os químicos e os físicos estudavam as características dos espectros de emissão, isto é, os espectros contínuos e de riscas da radiação emitida pelas substâncias (Chang, 1994).

No seu artigo científico sobre a cor, Newton<sup>12</sup>, o primeiro cientista a descrever a luz branca, escreveu:

“... no começo de 1666 fabriquei um prisma triangular para tentar obter o célebre fenômeno de cores. E tendo para esse efeito, posto o meu quarto mais escuro e feito um pequeno orifício nas cortinas, para deixar entrar uma quantidade conveniente da luz solar, coloquei o meu prisma junto à entrada da luz para que esta pudesse ser refratada em direção à parede oposta. Foi muito divertido observar as cores vivas e intensas assim produzidas...” (Barros *et al.*, 2007).

Parecia então que a luz solar não era, afinal, luz pura. A sua brancura era simplesmente o efeito produzido no olho por uma mistura de todas as cores. Fazendo a luz passar por um prisma e depois por outro prisma colocado na posição inversa, era possível fazer com que as cores se juntassem outra vez, produzindo de novo luz branca.

Uma vez que tais cores eram manifestamente imateriais, Newton resolveu chamar à banda colorida espectro, da palavra latina para fantasma (Asimov, 2004).

Os resultados desta experiência descrita por Newton fariam supor que o espectro da luz solar fosse um espectro de emissão contínuo, figura 1.14.



Figura 1.14 - Espectro de emissão contínuo (Adaptado de: Magalhães, 2007).

Espectros semelhantes ao da radiação solar podem ser obtidos a partir da radiação emitida por uma lâmpada incandescente, figura 1.15.

---

<sup>12</sup> Isaac Newton (1642-1726). Matemático, físico e astrónomo inglês. Não há praticamente nenhum ramo da física onde Newton não tenha tido alguma contribuição significativa.

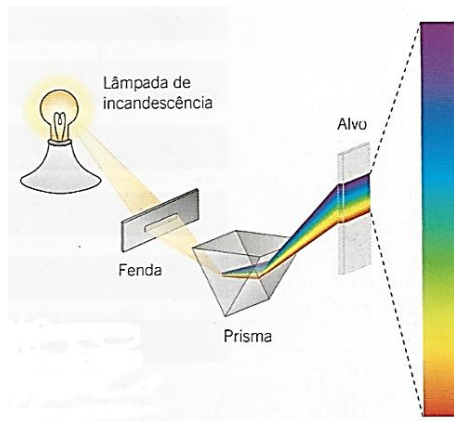


Figura 1.15 - Obtenção do espectro de emissão de uma lâmpada de incandescência (Adaptado de: Magalhães, 2007).

O espectro contínuo é um espectro de luz emitida que contém todos os comprimentos de onda das cores que compõem a luz branca (vermelho, laranja, amarelo, verde, azul, anil e violeta, indo dos comprimentos de onda mais longos para os mais curtos).

No entanto nem todos os espectros de emissão são contínuos.

Se em vez de usarmos uma lâmpada incandescente, utilizarmos um tubo com hélio, sujeito a uma diferença de potencial alta, a luz emitida por este gás vai originar um espectro bem diferente. Em vez de um contínuo de cores, observa-se algumas riscas num fundo escuro, figura 1.16. Este espectro continua a ser de emissão, mas é um espectro descontínuo ou de riscas (Magalhães, 2007).

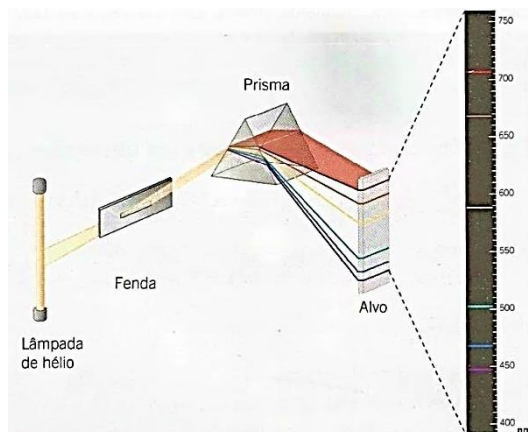


Figura 1.16 - Obtenção do espectro de emissão de uma lâmpada de hélio (Adaptado de: Magalhães, 2007).

Porque se formam espectros de emissão?

Quando um átomo absorve energia, um ou mais elétrons passam para níveis de energia superior. Quando estes regressam ao estado inicial, perdem esse excesso de energia emitindo radiação. É ao conjunto de todas as radiações emitidas pelos átomos que se chama espectro de emissão (Magalhães, 2007).

Quando um elétron ocupa o estado de menor energia possível, o átomo encontra-se no estado fundamental. Qualquer mecanismo que forneça energia ao elétron pode alterar o seu estado energético, promovendo-o a um estado excitado, que dura apenas alguns instantes. Quando os elétrons voltam ao seu estado fundamental, libertando energia sob a forma de radiação, o seu valor é igual à diferença entre as energias dos dois estados entre os quais transitam, figura 1.17 (Barros *et al.*, 2007).

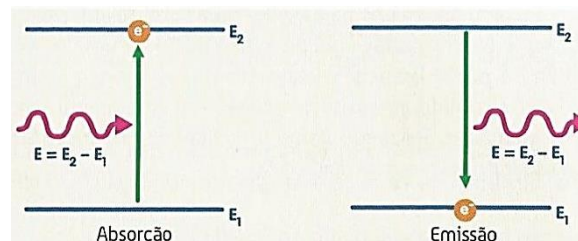


Figura 1.17 - Mecanismo de absorção e emissão de radiação num átomo. (Adaptado de: Barros *et al.*, 2007).

Quando os átomos fazem parte de um sólido, como nas lâmpadas incandescentes, ou de uma matéria densa, como uma estrela, há muitas hipóteses de interação entre eles. Nestes casos, os elétrons podem passar por níveis de energia muito próximos, libertando radiações com energia muito próxima dando origem a um espectro de emissão contínua.

Se os átomos estiverem muito separados uns dos outros, como acontece no estado gasoso, os elétrons têm apenas um pequeno número de níveis de energia por onde podem passar. Desta forma só vai ser emitida radiação de um pequeno número de valores de energia, formando-se um espectro de emissão descontínuo (Magalhães, 2007).

Imagine-se, que por aplicação de uma descarga elétrica, se fornece energia a uma dada amostra de uma determinada substância, de modo a haver excitação eletrônica. Os elétrons ao regressarem ao nível energético inicial, podem emitir radiação com a energia que absorveram. A radiação emitida pode ser decomposta por um espectroscópio, observando-se riscas coloridas num fundo escuro, que traduzem os espectros de emissão descontínuos, figura 1.18.

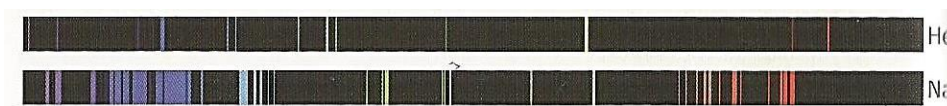


Figura 1.18 - Espectros de emissão do hélio e do sódio. (Adaptado de: Barros *et al.*, 2007).

O espectro de cada elemento pode ser considerado como a sua “impressão digital” atômica que permite identificar esse elemento, uma vez que os átomos de cada elemento têm diferentes níveis de energia permitidos para os seus elétrons.

Nos espectros descontínuos observam-se riscas coloridas num fundo negro e nos espectros contínuos observa-se uma sucessão contínua de cores.

O que são espectros de absorção?

Nem só os espectros de emissão permitem obter informações sobre a matéria, pois esta também absorve energia.

As radiações absorvidas por um tipo de átomos podem ser determinadas como se mostra na figura 1.19.

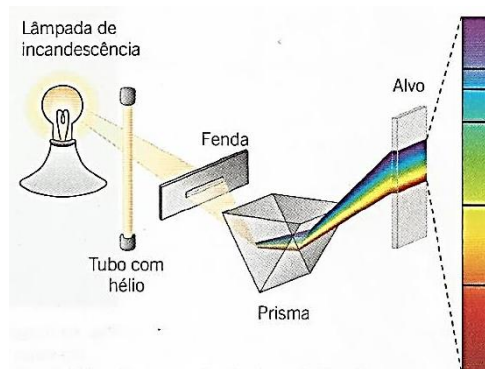


Figura 1.19 - Obtenção do espectro de absorção do hélio. (Adaptado de: Magalhães, 2007).

A lâmpada incandescente vai emitir um espectro contínuo de radiação que atravessa o tubo de hélio. A radiação igual à que os eletrões de hélio necessitam para mudar de nível vai ser absorvida por este, sendo o espectro que se observa no alvo um espectro contínuo com algumas falhas. As riscas negras correspondem ao espectro de absorção do hélio (Magalhães, 2007).

“Um espectro de absorção de riscas de um determinado elemento pode ser observado quando se faz atravessar luz branca (espectro contínuo no visível) por uma amostra desse elemento, sendo absorvidas algumas radiações do espectro inicial. O espectro resultante é igual ao inicial (espectro da luz branca) com riscas pretas (radiações absorvidas)...As riscas coloridas do espectro de emissão de riscas são correspondentes às riscas pretas no espectro de absorção de riscas (para cada elemento). Isto faz com que o espectro de um elemento químico seja característico desse elemento” (Neta, 2012).

Comparando os espectros de absorção (B) e de emissão (A) de um mesmo elemento, figura 1.20, verifica-se que as riscas do espectro de absorção (B) surgem exatamente para os mesmos comprimentos de onda que as linhas brilhantes no espectro de emissão (A), uma vez que em qualquer das circunstâncias o valor da energia, absorvida ou emitida, é sempre o mesmo, pelo que a risca, de emissão ou de absorção, aparecerá na mesma posição relativa (Barros, *et al.*, 2007).



Figura 1.20 - Espectros de emissão (A) e absorção (B) do mesmo elemento (Adaptado de: Magalhães, 2007).

O espectro de emissão de cada elemento é diferente de todos os outros, o seu espectro de absorção também o vai ser. Os elementos poderão ser identificados tanto pelo seu espectro de emissão como pelo de absorção. É esta característica, a absorção de radiação de energia bem definida para cada elemento, que é usada pelos astrónomos na determinação da composição das estrelas (Magalhães, 2007).

As estrelas emitem ou absorvem energia?

Em 1814, Joseph von Fraunhofer<sup>13</sup> identificou sem margem para dúvidas, riscas escuras no espectro da luz solar. Essas riscas facilmente detetáveis através de instrumentação mais sofisticada, são conhecidas como riscas de Fraunhofer, ou simplesmente riscas espectrais, figura 1.21 (Barros *et al.*, 2007).

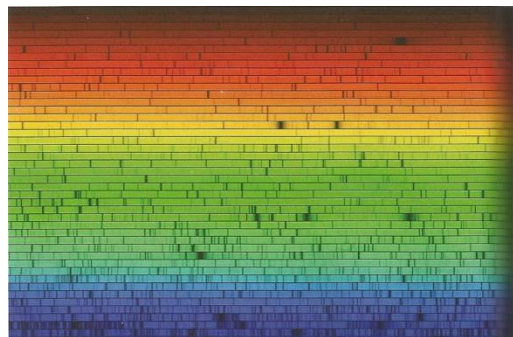


Figura 1.21 - Espectro da luz solar evidenciando riscas de Fraunhofer (Adaptado de: Magalhães, 2007).

Porque razão são detetadas riscas escuras no espectro de emissão do Sol?

Se toda a radiação emitida pelo Sol atingisse a crusta terrestre, o espectro solar seria um espectro contínuo. Porém, não é isso que acontece.

Neste trajeto a radiação solar passa através de matéria na qual é parcialmente absorvida. E é precisamente nessas zonas de energia em que se situa a radiação absorvida que surgem riscas escuras no espectro referido.

<sup>13</sup> Joseph von Fraunhofer (1787 - 1826) ótico alemão. É conhecido pela descoberta de linhas escuras no espectro solar, e por fazer excelentes vidros óticos e lentes objetivas acromáticas para telescópios.

A maior parte das riscas surge devido à absorção de radiação por parte do próprio Sol, por nuvens de gases que envolvem o seu núcleo. No entanto, parte da radiação também é absorvida pela atmosfera terrestre (Barros, *et al.*, 2007).

No núcleo da estrela, onde as temperaturas são muito elevadas, ocorrem reações nucleares que produzem radiações altamente energéticas, figura 1.22 (1). Após um longo caminho em que atravessam toda a estrela, as radiações conseguem alcançar a camada superficial da estrela, fotosfera, figura 1.22 (2).

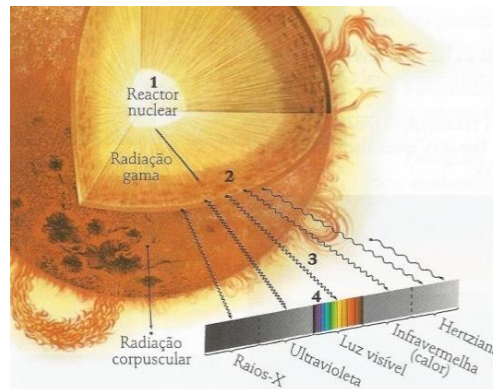


Figura 1.22 - Obtenção de espectros de absorção (Adaptado de: Dantas e Ramalho, 2007).

A sua absorção pelas partículas da fotosfera, bem como as suas violentas colisões entre as partículas (átomos e iões), levam a alterações na estrutura destas últimas, provocando a emissão de uma vasta gama de radiações de energia tão próxima, figura 1.22 (3), que ocasiona um espectro contínuo de emissão.

Quando as radiações emitidas pela fotosfera atravessam a atmosfera da estrela, a cromosfera, algumas delas são absorvidas pelos átomos e iões aí existentes. O que se vê, então, é um espectro contínuo incompleto, um espectro onde faltam várias radiações de energia diferenciada, figura 1.22 (4), um espectro de absorção de riscas (Dantas e Ramalho, 2007).

Quanto maior for a quantidade de partículas a absorver, mais intensa (escura) será a risca. Comparando estas riscas com os espectros conhecidos dos elementos, fica-se a conhecer a composição qualitativa e quantitativa das estrelas.

Outra informação que se pode retirar das riscas de Fraunhofer é a velocidade com as estrelas se aproximam ou afastam da Terra.

Se um objeto em movimento emite um som, esse som parece diferente conforme o objeto se está a aproximar ou a afastar-se. Quando o objeto se aproxima o som parece mais agudo, devido à compressão das ondas sonoras. Se o objeto se está a afastar o som parece mais grave, devido à distensão dessas mesmas ondas. Esse fenómeno é conhecido como efeito de Doppler.

O efeito de Doppler também se verifica com as ondas luminosas. Na gama do visível as maiores frequências correspondem ao azul e ao violeta e as menores frequências correspondem ao vermelho, um desvio para maiores frequências designa-se por desvio para o azul, e para menores frequências, desvio para o vermelho.

Quando as estrelas se deslocam relativamente à Terra, as riscas de Fraunhofer, sofrem desvios devido ao efeito de Doppler, para o azul quando a estrela se está a aproximar, para o vermelho se a estrela se está a afastar, figura 1.23, sendo esses desvios tanto maiores quanto maior for a velocidade da estrela relativamente à Terra (Magalhães, 2007).

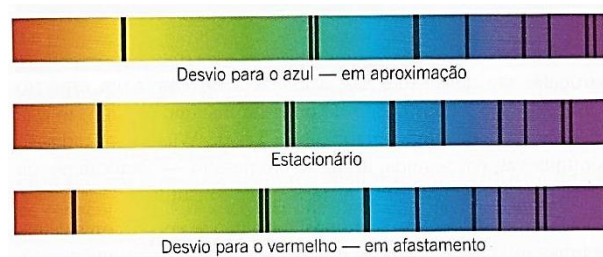


Figura 1.23 - Efeito de Doppler nas riscas de Fraunhofer (Adaptado de: Magalhães, 2007).

### 1.3.3 - Espectro do átomo de hidrogénio e o modelo atómico de Bohr

Os físicos do século XIX, usando o modelo aceite de radiação eletromagnética, foram incapazes de explicar a distribuição de comprimentos de onda de luz emitida por objetos aquecidos. Em 1900, Max Planck<sup>14</sup>, resolveu este problema, supôs que havia uma unidade mais pequena de energia que a matéria podia absorver ou emitir, a que chamou um quantum de energia. Planck foi capaz de mostrar que a energia de um quantum é proporcional à frequência da luz emitida. Na forma de equação:

$$\Delta E = h\nu \quad (3)$$

Em que  $h$  é uma constante de valor  $6,63 \times 10^{-34}$  Js (Joules segundo) e que se chama constante de Planck.

De acordo com a teoria de Planck, um objeto apenas pode absorver ou emitir energia de  $h\nu$  ou  $2h\nu$ ,  $151h\nu$  ou qualquer outro número inteiro múltiplo de  $h\nu$ . A energia eletromagnética absorvida ou emitida pela matéria é quantizada (Refger *et al.*, 1997).

---

<sup>14</sup> Max Carl Ernst Ludwig Planck (1858-1947). Físico alemão, recebeu o Prémio Nobel da Física em 1918 pela sua teoria dos quanta. Também teve um contributo importante noutras áreas da Física.

Tendo em conta os estudos de Max Planck, Niels Bohr<sup>15</sup> efetuou o seguinte raciocínio: “se só aparecem determinadas riscas no espectro, isto é, se só são emitidas pelo átomo determinadas radiações, então, dentro do átomo, o eletrão só pode ter certas energias e não todas” (Dantas e Ramalho, 2007).

Bohr tendo conhecimento do espectro de emissão do átomo de hidrogénio e ainda da equação de Planck-Einstein<sup>16</sup> para a quantização da energia associada a cada fotão de luz ( $E = h\nu$ ), sugeriu um modelo para o átomo que explicava estes dados experimentais. Considerou que o eletrão do átomo de hidrogénio pode existir em vários estados de energia, consoante a posição espacial, relativamente ao núcleo, desse eletrão (Mendonça e Ramalho, 1998).

Por outras palavras:

1 - o eletrão gira à volta do núcleo em orbitas circulares. O raio das orbitas não pode tomar um valor qualquer, mas sim, um valor múltiplo do quadrado de um número inteiro  $n$ , ou seja, é quantificado; a energia do eletrão não pode ter um valor qualquer e também é quantificada;

2 - enquanto o eletrão percorre determinada orbita, não absorve nem emite energia;

3 - quando o eletrão absorve energia, transita de uma órbita mais interna para uma órbita mais externa;

4 - quando o eletrão transita de uma orbita mais externa para uma órbita mais interna, emite energia (Dantas e Ramalho, 2007)

Em 1885, J.J. Balmer<sup>17</sup> verificou que os valores das frequências correspondentes às transições eletrónicas são reproduzidos pela expressão geral:

$$\nu = \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right) \times 3,29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \quad (4)$$

Onde  $n = 3,4,5\dots$

Como o eletrão do átomo de hidrogénio só pode assumir determinados valores de energia, apenas fotões de determinadas frequências podem ser emitidos ou absorvidos.

---

<sup>15</sup> Niels Henrik David Bohr (1885-1962). Físico dinamarquês, recebeu o Prémio Nobel da Física em 1922 pela sua teoria, que explicava o espectro do átomo de hidrogénio.

<sup>16</sup> Albert Einstein (1879-1955). Físico americano de origem alemã. Olhado para muitos como um dos maiores físicos que o mundo conheceu. Os três trabalhos que publicou (relatividade restrita, movimento browniano e efeito fotoelétrico) em 1905, tiveram enorme influência no desenvolvimento da física. Prémio Nobel da Física em 1921.

<sup>17</sup> Johann Jakob Balmer (1825-1898). Físico e matemático suíço. Seu nome é particularmente conhecido pela descoberta da fórmula que determina o comprimento das linhas espectrais do hidrogénio atómico, em 1848. Essa fórmula, embora contendo apenas uma constante, representa com exatidão todas as linhas do hidrogénio atómico visíveis e também nas regiões próximas ao ultravioleta.

A energia de um fóton emitido quando o eletrão passa de um nível de energia  $E_a$  para  $E_b$  é justamente igual à variação de energia experimentada pelo eletrão:

$$h\nu = E_b - E_a \quad (5)$$

para além de um espetro na região do visível, os átomos de hidrogénio excitados emitem radiações ultravioletas, conforme descoberto por Lyman<sup>18</sup> em 1906; e emitem também radiações na região do infravermelho. A expressão geral para todas estas frequências e de que a expressão de Balmer é um caso particular é:

$$\nu = \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \times 3,29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \quad (6)$$

Com  $n_2 > n_1$ ;  $n_1 = 1, 2, 3 \dots$

para  $n_1 = 2$  e  $n_2 = 3, 4, 5 \dots$  obtêm-se as frequências das radiações visíveis;

para  $n_1 = 1$  e  $n_2 = 2, 3, \dots$  as ultravioletas (série de Lyman);

para  $n_1 \geq 3$ , os valores caem já na região do infravermelho.

Associando as equações anteriores, tem-se

$$h\nu = E_a - E_b = 3,29 \times 10^{15} \times h \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (7)$$

o que sugere serem os valores (negativos) para a energia do eletrão do átomo de hidrogénio dados pela expressão geral:

$$E = -3,29 \times 10^{15} \times \frac{h}{n^2} = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{n^2} \text{ J} \quad (8)$$

Com  $n = 1, 2, 3, \dots$ , designado por números quântico. Na verdade, para  $n = 1$  vem

$$E = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J ou } -1312 \text{ kJ mol}^{-1} \quad (9)$$

que corresponde ao nível de energia mais baixo, estado fundamental. Para  $n = \infty$  vem  $E = 0$ , correspondendo à ionização do átomo (Gil e Cardoso, 1986).

O átomo de hidrogénio emite, quando previamente excitado, só determinadas radiações. O espetro de emissão do hidrogénio atómico na região visível consta das seguintes radiações: 656 nm (laranja), 486 nm (azul), 434 nm (anil), 410 nm (violeta), seguidas de comprimentos de onda sucessivamente mais próximos uns dos outros, figura 1.24 (Gil e Cardoso, 1986).

---

<sup>18</sup> Theodore Lyman (1874-1954). Físico norte-americano, centrou os seus estudos na área da espectroscopia e descobriu a série espectral a que foi dado o seu nome.

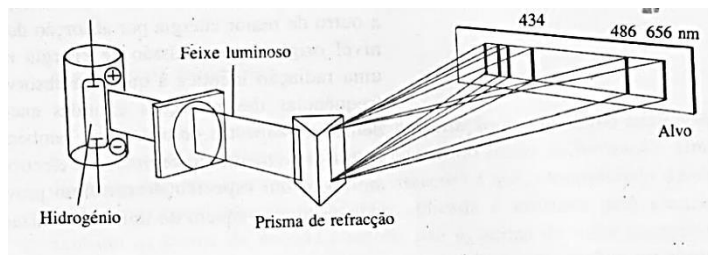


Figura 1.24 - Espectro de emissão do hidrogênio atômico na região do visível (Adaptado de: Gil e Cardoso, 1986).

Em 1885 J. J. Balmer também publicou uma relação empírica que se ajusta às quatro riscas mais importantes do espectro de hidrogênio que aparecem na região do visível:

$$\lambda = 364,56 \text{ nm} \frac{n^2}{n^2 - 2^2} \quad (10)$$

em que  $n$  é um número inteiro maior do que 2. Várias outras riscas previstas por esta equação foram descobertas por outros. A expressão de Balmer, numa forma ligeiramente diferente, é a equação de Rydberg<sup>19</sup>:

$$\frac{1}{\lambda} = R_h \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (11)$$

Aqui  $n_1$  e  $n_2$  são números inteiros positivos com  $n_1 < n_2$  e  $R_h$  é uma constante, chamada constante de Rydberg, que tem o valor de  $1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ . É importante notar que esta equação foi baseada em comprimentos de onda observados experimentalmente.

O espectro de hidrogênio consiste em séries de riscas que são denominadas com nomes de cientistas. Os nomes dessas séries correspondem aos nomes dos cientistas envolvidos nestes estudos: de Lyman ( $n_1 = 1$ ), Balmer ( $n_1 = 2$ ), Paschen ( $n_1 = 3$ ), Brackett ( $n_1 = 4$ ) e Pfund ( $n_1 = 5$ ), figura 1.25 (Reger *et al.*, 1997).

<sup>19</sup> Johannes Robert Rydberg (1854-1919). Físico sueco. A sua maior contribuição para a Física consiste no estudo dos espectros de riscas de muitos elementos.

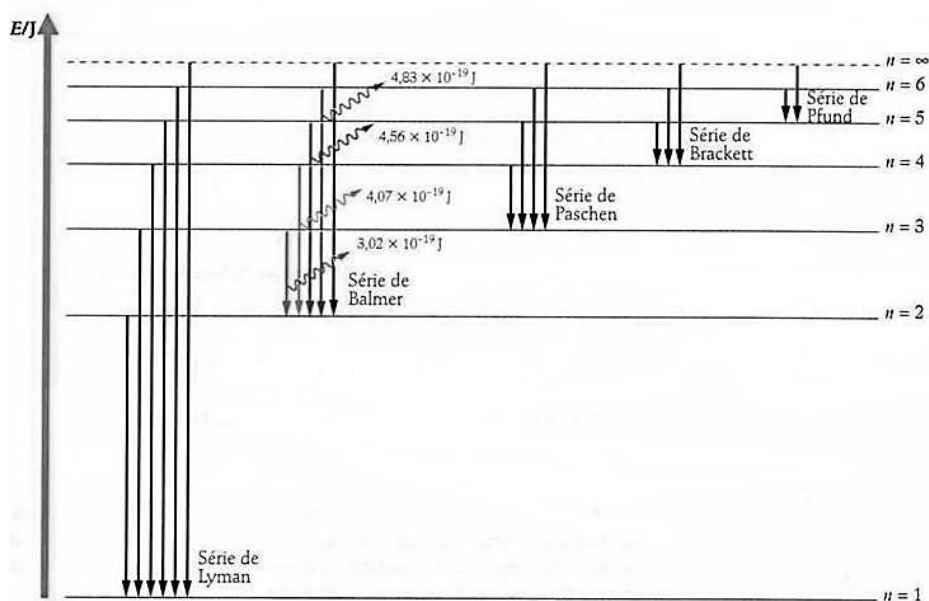


Figura 1.25 - Diagrama de níveis de energia do átomo de hidrogénio e algumas séries do espectro de emissão (Adaptado de: Dantas e Ramalho, 2007).

### Energia de ionização do átomo de hidrogénio

À medida que o eletrão de um átomo de hidrogénio absorve energia e transita para níveis mais energéticos, aumenta o seu afastamento em relação ao núcleo, diminuindo a interação eletrão-núcleo. No limite o eletrão absorve energia suficiente para deixar de ser atraído pelo núcleo, libertando-se definitivamente. Desta forma o átomo fica ionizado, transformando-se no ião  $H^+$ .

À energia de um eletrão livre é atribuído o valor zero. Atendendo que a energia do eletrão do átomo de hidrogénio no estado fundamental é igual a  $-2,18 \times 10^{-18}$  J, pode-se concluir que se o eletrão absorver radiação com energia de  $2,18 \times 10^{-18}$  J deixará de ser atraído pelo núcleo. Então  $2,18 \times 10^{-18}$  J é a energia necessária para remover um eletrão de um átomo de hidrogénio gasoso no estado fundamental e designa-se por energia de ionização do átomo de hidrogénio (Barros, *et al.*, 2007).

## 1.4 - Do modelo de Bohr ao modelo quântico

Apesar de o modelo de Bohr conseguir interpretar o espectro do átomo de hidrogénio, não conseguia explicar o desdobramento das riscas do espectro de hidrogénio na presença de um campo magnético, nem conseguia explicar as riscas dos espectros dos átomos polieletrónicos. Mais uma uma vez se sentiu a necessidade de alterar o modelo atómico (Magalhães, 2007).

Louis de Broglie<sup>20</sup>, contribuiu decisivamente para a evolução do modelo quântico, ao afirmar, em 1924, que toda a matéria, e não apenas a luz, tem um comportamento ondulatório.

Poucos anos antes, Arthur Compton tinha realizado experiências que mostraram que o momento ( $p$ ) de um fóton era dado pela expressão

$$\text{momento} = p = \frac{h}{\lambda} \quad (12)$$

De Broglie sugeriu que a mesma relação entre comprimento de onda e o momento de um fóton podia ser usada para relacionar o caráter ondulatório e corpuscular da matéria. O momento da matéria é o produto da sua massa vezes a sua velocidade ( $u$ ), então De Broglie propôs a seguinte equação para calcular o comprimento de onda associado a um elétron:

$$p = mu = \frac{h}{\lambda} \quad (13)$$

As experiências de difração de elétrons confirmaram que a equação de De Broglie calculava corretamente o comprimento de onda dos elétrons e que as pequenas partículas de matéria se comportavam realmente como ondas (Reger, *et al.*, 1997).

O físico austríaco Erwin Schrödinger<sup>21</sup>, demonstrou que a expressão de De Broglie podia ser generalizada para abranger partículas ligadas, tais como os elétrons nos átomos. Esta teoria permite achar energias permissíveis de sistemas físicos, resolvendo uma equação, que se assemelha às equações da teoria ondulatória clássica, que é chamada de equação ondulatória (Mahan, 1985)

Schrödinger apresentou, em 1926, a equação que ficou conhecida com o seu nome ou equação de onda, a partir da qual se pode obter os estados de energia possíveis que o elétron pode ocupar e identifica a função de onda ( $\psi$ ) correspondente.

Apesar de, segundo a mecânica quântica não ser possível indicar a posição de um elétron num átomo, ela define a região onde o elétron pode estar num dado momento. O conceito de densidade eletrônica dá-nos a probabilidade de um elétron poder ser encontrado numa determinada região de um átomo (Chang, 1994).

Não é possível dizer exatamente onde está localizado o elétron quando é descrito como uma onda. No entanto, o quadrado da função de onda ( $\psi^2$ ), traduz a probabilidade de se encontrar

---

<sup>20</sup> Louis Victor Pierre Raymond, Duque de Broglie (1892-1977). Físico francês. Na sua tese de doutoramento, propôs que a matéria e a radiação têm simultaneamente propriedades ondulatórias e corpusculares. Por isso recebeu o Prémio Nobel da Física em 1929.

<sup>21</sup> Erwin Schrödinger (1887-1961). Físico austríaco. Formulou a mecânica ondulatória, a qual levou à criação da teoria quântica moderna. Recebeu o Prémio Nobel da Física em 1933.

um elétron em qualquer ponto do espaço. Embora a equação de Schrödinger só tenha resolução exata para espécies monoelétricas, para espécies polieletrônicas a resolução faz-se por aproximações. O modelo ondulatório não entra em conflito com o princípio de incerteza de Heisenberg, dado que não define precisamente a localização do elétron (Reger *et al.*, 1997).

Werner Heisenberg<sup>22</sup> postulou um princípio que limita o conhecimento que podemos ter acerca das partículas. Este princípio da incerteza de Heisenberg diz que “não é possível conhecer simultaneamente a posição e o momento de uma partícula com precisão” (Reger *et al.*, 1997).

$$\Delta x \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi} \quad (14)$$

Em que  $\Delta x$  é a incerteza associada à posição segundo uma coordenada  $x$  e  $\Delta p_x = \Delta(mu_x)$  a incerteza na quantidade de movimento segundo essa mesma direção;  $h$  é a constante de Planck. Se, por exemplo tentarmos reduzir a incerteza na posição de um elétron a 100 pm, o que não é pedir muito, pois este valor é da ordem do raio de um átomo, então obtemos:

$$\Delta u_x \geq \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}}{4 \times 3,14 \times 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 10^{-10} \text{ ms}^{-1}} = 57,9 \times 10^3 \text{ ms}^{-1} \quad (15)$$

o que é um valor enorme para a incerteza na velocidade (Gil e Cardoso, 1986).

Se fizermos uma medição precisa do momento da partícula (isto é, se tornarmos  $\Delta p_x$  uma quantidade pequena), o nosso conhecimento da posição tornar-se-á menos preciso ( $\Delta x$  fica maior). Da mesma maneira, se a posição da partícula é conhecida com precisão, então a medição do seu momento tem que ser menos precisa. Ao aplicar o princípio da incerteza de Heisenberg ao átomo de hidrogénio, observa-se que na realidade o elétron não orbita em volta do núcleo segundo uma trajetória bem definida como Bohr pensava (Chang, 1994).

## 1.5 - Modelo quântico

A aplicação da mecânica e eletrodinâmica clássicas aos átomos e moléculas conduziu rapidamente a conclusões insustentáveis. Assim, como já foi referido anteriormente, se as leis clássicas se aplicassem ao elétron girando à volta do núcleo positivo, este devia emitir continuamente energia e, por consequência, ao perder energia deveria cair finalmente sobre o núcleo. Ora nada disso acontece.

---

<sup>22</sup> Werner Karl Heisenberg (1901-1976). Físico alemão. Foi um dos fundadores da teoria quântica moderna e recebeu o Prémio Nobel da Física em 1932.

Diversas foram as tentativas para resolver esta dificuldade. A teoria de Bohr foi um exemplo. Esta teoria, como todas as que de algum modo se fundamentaram em arranjos da física clássica e para as quais não havia qualquer possibilidade de generalização, acabaria por ser abandonada. Assim, tornava-se imperioso repensar a física corpuscular (Castro, 1987).

Isto foi tarefa de Louis de Broglie, que por volta de 1924 lançava as bases de uma nova mecânica, chamada ondulatória quântica, só depois, graças aos trabalhos de Heisenberg, Schrödinger, Pauli, etc, é que esta nova ciência se transformou num conjunto coerente e flexível.

Tudo o que necessitamos admitir é que a equação de Schrödinger descreve corretamente o comportamento de qualquer sistema atômico. Quando a equação de Schrödinger é aplicada ao átomo de hidrogénio, os números quânticos aparecem como consequência automática da matemática. Há quatro destes números quânticos que especificam as energias permitidas e o comportamento geral do eletrão atômico (Mahan, 1985).

### 1.5.1 - Números quânticos

Um átomo pode conter vários eletrões, que se distribuem por diferentes zonas do espaço em torno do núcleo com energias que não são todas iguais, Os eletrões encontram-se em “estados” que podem ser definidos, por quatro números chamados números quânticos (Corrêa *et al.*, 2007).

#### 1.5.1.1 - Número quântico principal

O número quântico principal ou de nível,  $n$ , indica o nível no qual o eletrão se encontra; o número de nível é um número natural podendo tomar valores de 1, 2, 3, ... $\infty$ . É ainda de salientar que quanto maior for  $n$ , maior será a distância média de um eletrão ao núcleo, maior é a orbital, menor é a sua estabilidade (Oliveira e Sousa, 1999).

Os valores dos níveis de energia possíveis do eletrão do átomo de hidrogénio são determinados pela expressão:

$$E_n = -\frac{2,18 \times 10^{-18}}{n^2} J \quad (8)$$

sendo o  $n$  o número quântico principal. Todos os eletrões com o mesmo valor de  $n$  constituem aquilo a que se chama camada. Os valores possíveis de  $n$  são os números  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ , que correspondem às camadas K, L, M, N, ... respetivamente (Corrêa *et. al.*, 2007).

### 1.5.1.2 - Número quântico de momento angular, $\ell$

O número quântico de momento angular (ou azimutal) representado por  $\ell$ , permite distinguir os subníveis existentes para cada nível de energia, dando informação acerca da “simetria” (ou forma) da orbital a que se refere.

O número quântico de momento angular,  $\ell$ , pode tomar qualquer número inteiro, de 0 a ( $n-1$ ), pelo que a cada valor  $n$  podem estar associados um ou mais valores  $\ell$ , figura 1.26 (Barros *et al.*, 2007).

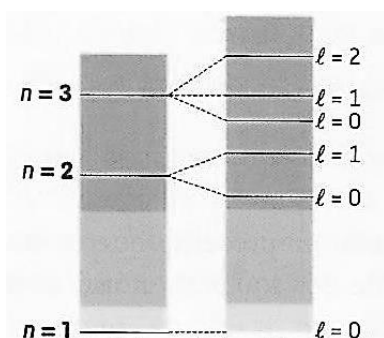


Figura 1.26 - Níveis de energia para o átomo de hidrogénio e subníveis de energia correspondentes a cada nível apresentado (Adaptado de: Barros *et al.*, 2007).

Para  $n = 1$  (nível ou camada K)  $\ell = 0$ , um único subnível ou subcamada.

Para  $n = 2$  (nível ou camada L)  $\ell = 0$  ou  $\ell = 1$ , dois subníveis ou subcamadas.

Para  $n = 3$  (nível ou camada M)  $\ell = 0$  ou  $\ell = 1$  ou  $\ell = 2$ , três subníveis ou subcamadas.

Generalizando no nível ou camada  $n$  haverá  $n$  subníveis ou subcamadas.

Em átomos polieletrónicos a energia de um eletrão depende também do subnível ou subcamada e não apenas de  $n$ , como no átomo de hidrogénio.

Para identificar as orbitais em função do subnível, atribui-se uma letra minúscula a cada número quântico de momento angular.

Assim, os diferentes subníveis de energia podem ser identificados da forma apresentada na tabela 1.2.

Tabela 1.2 - Designação das orbitais atómicas em função do respetivo número quântico de momento angular (Adaptado de: Barros *et al.*, 2007).

$\ell$	0	1	2	3	4	5
Designação da orbital	s	p	d	f	g	h

Tabela 1.3 - Identificação de subníveis de energia, de acordo com os valores de  $n$  e  $\ell$  (Adaptado de: Barros *et al.*, 2007).

$n$	$\ell$	Subnível
1	0	1s
2	0	2s
	1	2p
3	0	3s
	1	3p
	2	3d

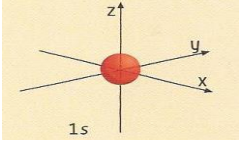
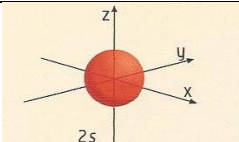
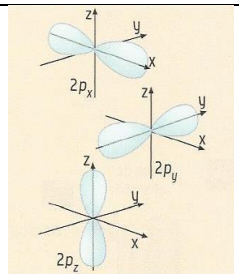
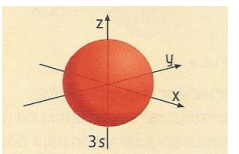
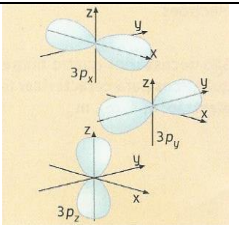
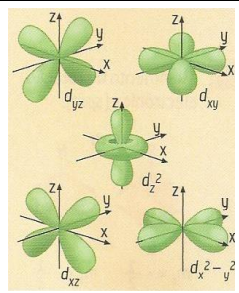
Os diferentes valores de  $\ell$  (tabela 1.3) traduzem as diferentes disposições que os eletrões, animados de um movimento incessante e extremamente rápido em torno do núcleo, podem adquirir. O facto de existirem diferentes valores de  $\ell$  significa que as orbitais possuem diferentes “simetrias” ou “formas”. As orbitais s, por exemplo, tem forma esférica, enquanto as p têm forma lobular (tabela 1.4).

Além disso as orbitais p e d, por exemplo, podem ter diferentes orientações espaciais. Há, portanto, necessidade de usar um terceiro número quântico para caracterizar completamente uma orbital (Barros *et. al.*, 2007).

### 1.5.1.3 Número quântico magnético, $m_\ell$

Número quântico magnético representa-se por  $m_\ell$  e dá informação sobre a orientação espacial da orbital a que se refere, tabela 1.4. Pode assumir valores inteiros que vão desde  $-\ell$  até  $+\ell$ . Para um dado valor de  $\ell$ , haverá  $(2\ell + 1)$  valores de  $m_\ell$ .

Tabela 1.4 - Caracterização de algumas orbitais atômicas (Adaptado de: Barros *et al*, 2007).

Números quânticos			Caracterização das orbitais		
Principal	De momento angular	Magnético	Designação das orbitais	Número de orbitais por subnível	Representação das orbitais
$n$ (1 a $\infty$ )	$\ell$ (0 a $n-1$ )	$m_\ell$ ( $-\ell$ a $+\ell$ )			
1	0	0	1s	1	
2	0	0	2s	1	
	1	-1	2p <sub>x</sub> 2p <sub>y</sub> 2p <sub>z</sub>	3	
		0			
1					
3	0	0	3s	1	
	1	-1	3p <sub>x</sub> 3p <sub>y</sub> 3p <sub>z</sub>	3	
		0			
		1			
	2	-2	3d <sub>xy</sub> 3d <sub>yz</sub> 3d <sub>xz</sub> 3d <sub>x^2-y^2</sub> 3d <sub>z^2</sub>	5	
		-1			
0					
1					
2					

Para além destes números quânticos referidos anteriormente existe ainda um quarto número quântico.

#### 1.5.1.4 - Número quântico de spin, $m_s$

O número quântico de spin,  $m_s$ , surge para explicar o desdobramento das riscas do espectro de emissão, que se observa por radiação do campo magnético. Considerando que os elétrons se comportam como ímans, e que portanto possuem dois polos, este número quântico  $m_s$  pode assumir os valores de  $+1/2$  e de  $-1/2$ , tabela 1.5 (Oliveira e Sousa, 1999).

Tabela 1.5 - Números quânticos das catorze orbitais dos três primeiros níveis de energia (Adaptado de: Magalhães, 2007).

$n$ (1 a $\infty$ )	$\ell$ (0 a $n-1$ )	$m_\ell$ ( $-\ell$ a $+\ell$ )	$m_s$
1	0	0	+1/2
			-1/2
2	0	0	+1/2
			-1/2
	1	-1	+1/2
			-1/2
		0	+1/2
			-1/2
1	+1/2		
	-1/2		
3	0	0	+1/2
			-1/2
	1	-1	+1/2
			-1/2
		0	+1/2
			-1/2
		1	+1/2
			-1/2
	2	-2	+1/2
			-1/2
		-1	+1/2
			-1/2
		0	+1/2
			-1/2
1	+1/2		
	-1/2		
2	+1/2		
	-1/2		

O spin de um elétron pode ser interpretado como o movimento de rotação do elétron, que pode ser no sentido horário ou anti-horário. Devido à carga elétrica do elétron e à sua

rotação, são criados campos magnéticos, figura 1.27, que, na presença de um campo magnético exterior, aumentam ou diminuem a energia do eletrão, provocando o desdobramento das riscas de emissão (Magalhães, 2007).

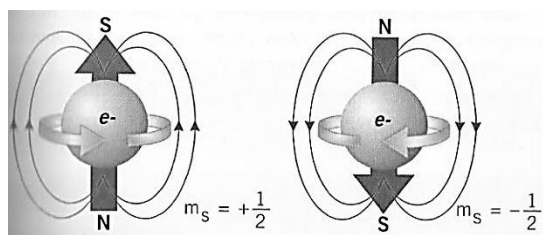


Figura 1.27 - Interpretação do spin de um eletrão (Adaptado de: Magalhães, 2007).

Foi observado que ao fazer passar um feixe de eletrões através de um campo magnético, uns eram defletidos numa direção e outros na direção oposta. Em face deste resultado, admitiu-se que os eletrões, ao girar em torno do seu eixo de rotação intrínseca, geravam um campo magnético, semelhante ao gerado pela rotação da terra e, por isso, se comportariam como pequenos ímans (Barros *et al.*, 2007).

## 1.5.2 - Configurações eletrónicas

Para efetuar a distribuição dos eletrões pelas diferentes orbitais atómicas, a fim de se obter a configuração eletrónica do átomo, é necessário conhecer previamente as energias relativas das orbitais atómicas a preencher (Barros *et al.*, 2007).

### 1.5.2.1 - Energia das Orbitais

Como foi focado, o número quântico principal,  $n$ , está associado à energia das orbitais.

No átomo de hidrogénio  ${}_1\text{H}$  e nos iões com um só eletrão, iões monoelétrónicos, como  ${}_2\text{He}^+$ ,  ${}_3\text{Li}^{2+}$ , etc., as energias dependem apenas do valor de  $n$ . Assim:

- Todas as orbitais com o mesmo valor de  $n$  têm a mesma energia;
- As orbitais com diferente valor de  $n$  têm energia diferente, sendo a energia tanto maior quanto maior for o valor de  $n$ .

Para átomos polieletrónicos, a energia das orbitais depende dos números quânticos  $n$  e  $l$ , pelo que orbitais do mesmo nível, mas de subníveis diferentes, têm energias diferentes.

Conforme se observa na tabela 1.6, a energia das orbitais é tanto maior quanto maior for o valor da soma ( $n+l$ ). Das orbitais com o mesmo valor de ( $n+l$ ), tem maior energia a de maior valor de  $n$  (Cavaleiro e Beleza, 2007).

Tabela 1.6 - Energia das orbitais (Adaptado de: Cavaleiro e Beleza, 2007).

Maior ( $n+l$ ) $\Leftrightarrow$ Maior energia			Igual ( $n+l$ ) mas maior $n$ $\Leftrightarrow$ Maior energia		
E orbitais	>	E orbital	E orbitais	>	E orbital
3p		3s	4s		3p
↓		↓	↓		↓
$n+l = 3+1$		$n+l = 3+0$	$n+l = 4+0$		$n+l = 3+1$
$n+l = 4$		$n+l = 3$	$n+l = 4$		$n+l = 4$

### 1.5.2.2 - Princípio da energia mínima

No estado fundamental, os elétrons vão ocupar as orbitais de menor energia. Nos átomos polieletrônicos a energia de uma orbital depende do nível e subnível em que os elétrons se encontram, não sendo prática a memorização do ordenamento energético das orbitais (Magalhães, 2007).

Para distribuir os elétrons de um átomo, começa-se pelas orbitais de menor energia, passando-se para as de energia seguinte apenas quando estas estão totalmente preenchidas.

O químico Linus Pauling<sup>23</sup> elaborou um diagrama de preenchimento das orbitais, figura 1.28, que facilita a escrita das configurações eletrônicas dos átomos.

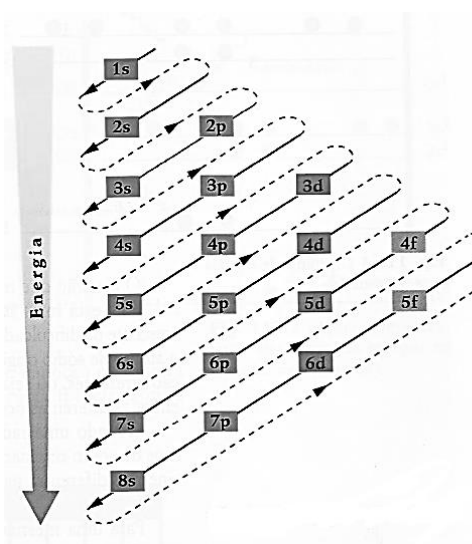


Figura 1.28 - Diagramas de energia das orbitais para o átomo de hidrogénio e para átomos polieletrônicos. Diagrama de Pauling (Adaptado de: Magalhães, 2007).

<sup>23</sup> Linus Carl Pauling (1901-1994) Químico dos Estados Unidos. Foi pioneiro na aplicação da Mecânica Quântica em química e, em 1954, foi galardoado com o Nobel de Química pelo seu trabalho relativo à natureza das ligações químicas.

### 1.5.3 - Princípio da exclusão de Pauli

Em 1925 Wolfgang Pauli<sup>24</sup> resumiu os resultados de muitas observações experimentais naquilo que hoje é conhecido como princípio de exclusão de Pauli: “no mesmo átomo não pode haver dois elétrons que tenham o mesmo conjunto de todos os quatro números quânticos” (Reger *et. al.*, 1997).

Usando o princípio de exclusão de Pauli verifica-se que qualquer orbital descrita pelos três números,  $n$ ,  $\ell$  e  $m_\ell$ , pode conter no máximo de dois elétrons, um com spin  $+1/2$  e o outro com um spin  $-1/2$ . Assim o número máximo de elétrons que podem partilhar uma mesma orbital num átomo é dois.

Tendo em conta que o número máximo de orbitais num dado nível é dado por  $n^2$  e que cada orbital só pode conter até dois elétrons, o número máximo de elétrons num nível é igual a  $2n^2$ , figura 1.29.

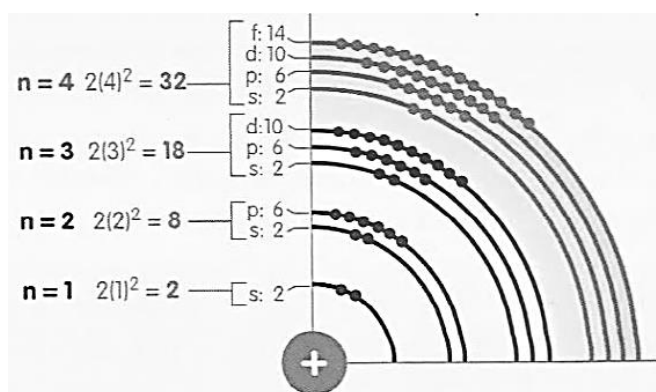


Figura 1.29 - Número máximo de elétrons por cada nível energético (Adaptado de: Barros *et al.*, 2007).

Os diagramas de caixas são uma forma comum de representar a distribuição dos elétrons pelas orbitais. Cada caixa representa uma orbital e cada seta representa um elétron, com spin  $+1/2$  se a seta está para cima e  $-1/2$  se a seta aparece para baixo.

A figura 1.30 representa as configurações eletrônicas dos primeiros cinco elementos e respectivos diagramas.

<sup>24</sup> Wolfgang Pauli (1900-1958). Físico austríaco. Um dos fundadores da mecânica quântica, recebeu o Prémio Nobel da Física em 1945.

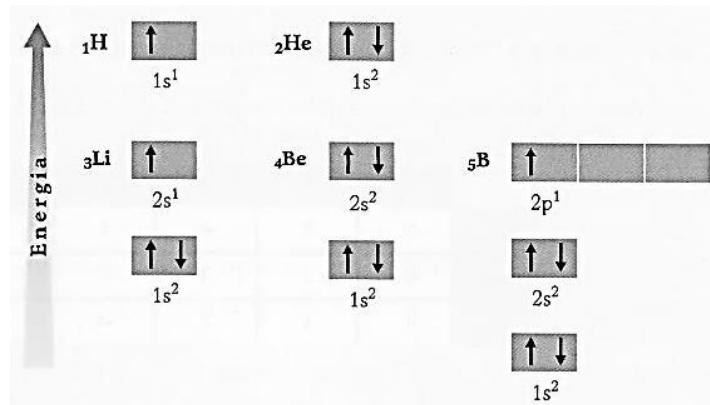


Figura 1.30 - Número máximo de elétrons por cada nível energético (Adaptado de: Barros *et al.*, 2007).

Passemos agora à configuração eletrônica do átomo de carbono 6 ( ${}^6\text{C}$ ).

Qual será a configuração que confere menor energia a este átomo?

Para que se respeite o princípio da energia mínima deve seguir-se a Regra de Hund.

### 1.5.4 - Regra de Hund

No estado fundamental os elétrons vão ocupar as orbitais disponíveis de menor energia.

Quando existe mais do que uma orbital disponível com a mesma energia como no boro, os elétrons são distribuídos pelas orbitais como mostra figura 1.31. No caso do átomo do carbono as orbitais 2p têm todas a mesma energia. Observando a figura 1.32, pode-se perguntar qual das três hipóteses será a menos energética e, qual é que representa o estado fundamental do carbono?

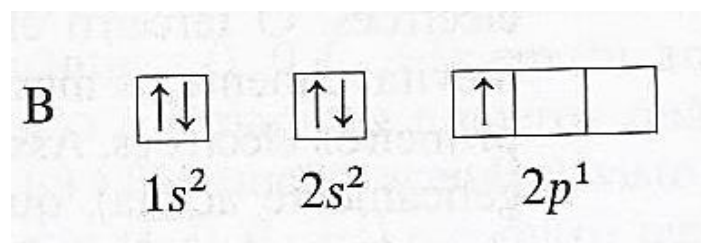


Figura 1.31 - Configuração eletrônica do boro (Adaptado de: Chang, 1994).

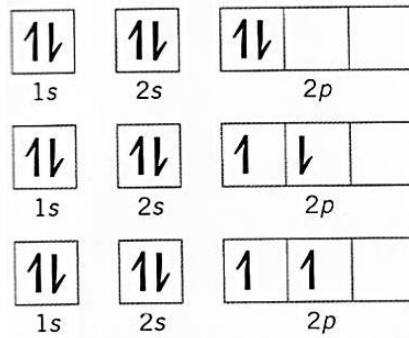


Figura 1.32 - Possibilidade da distribuição dos elétrons do átomo de carbono (Adaptado de: Magalhães, 2007).

Nenhum destes três arranjos viola o princípio de exclusão de Pauli, pelo que temos de ver qual deles proporciona maior estabilidade.

A resposta à pergunta anterior foi dada pelo físico alemão Friedrich Hund<sup>25</sup>, que estabeleceu a seguinte regra:

“As orbitais com a mesma energia, como são as três orbitais p, devem primeiro ser preenchidas, mantendo os elétrons com o mesmo spin, e só depois se procede ao emparelhamento de spins, colocando elétrons com spins opostos” (Paiva *et al.*, 2007).

Verifica-se que os elétrons, sempre que são adicionados a um subnível que contém mais que uma orbital, entram para orbitais separadas até que haja um elétron em cada uma. Estas observações podem ser explicadas pelas diferenças nas repulsões intereletrónicas. Dois elétrons na mesma orbital estão mais próximos e, por conseguinte, repelem-se mais fortemente um ao outro. Além disso, as experiências mostram que os spins de todos os elétrons desemparelhados são os mesmos (Reger *et al.*, 1997).

Respondendo então à pergunta anterior relativamente à figura 1.32, das três hipóteses a mais favorável é a última.

O conhecimento da configuração eletrónica correta no estado fundamental é da maior importância, pois dela dependem muitas propriedades dos átomos.

Numa configuração eletrónica, estão representados os níveis de energia e os tipos de orbitais, por ordem crescente de energia, e o número de elétrons de cada subnível em expoente, figura 1.33.

<sup>25</sup> Frederick Hund (1896-1997). Físico alemão. O seu trabalho centrou-se na mecânica quântica. Ajudou a desenvolver a teoria das orbitais moleculares das ligações químicas.

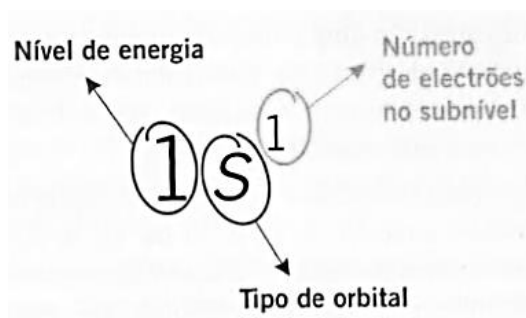


Figura 1.33 - Configuração eletrônica no estado fundamental do hidrogênio (Adaptado de: Magalhães, 2007).

A tabela 1.7 mostra as configurações eletrônicas do estado fundamental para os elementos de  $Z = 1$  até  $Z = 109$ .

Tabela 1.7 - Configurações eletrônicas dos elementos no estado fundamental (Adaptado de: Chang, 1994).

Número atômico	Símbolo	Configuração eletrônica	Número atômico	Símbolo	Configuração eletrônica	Número atômico	Símbolo	Configuração eletrônica
1	H	$1s^1$	37	Rb	$[\text{Kr}]5s^1$	73	Ta	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^3$
2	He	$1s^2$	38	Sr	$[\text{Kr}]5s^2$	74	W	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^4$
3	Li	$[\text{He}]2s^1$	39	Y	$[\text{Kr}]5s^24d^1$	75	Re	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^5$
4	Be	$[\text{He}]2s^2$	40	Zr	$[\text{Kr}]5s^24d^2$	76	Os	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^6$
5	B	$[\text{He}]2s^22p^1$	41	Nb	$[\text{Kr}]5s^14d^4$	77	Ir	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^7$
6	C	$[\text{He}]2s^22p^2$	42	Mo	$[\text{Kr}]5s^14d^5$	78	Pt	$[\text{Xe}]6s^14f^{14}5d^9$
7	N	$[\text{He}]2s^22p^3$	43	Tc	$[\text{Kr}]5s^24d^5$	79	Au	$[\text{Xe}]6s^14f^{14}5d^{10}$
8	O	$[\text{He}]2s^22p^4$	44	Ru	$[\text{Kr}]5s^14d^7$	80	Hg	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}$
9	F	$[\text{He}]2s^22p^5$	45	Rh	$[\text{Kr}]5s^14d^8$	81	Tl	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$
10	Ne	$[\text{He}]2s^22p^6$	46	Pd	$[\text{Kr}]4d^{10}$	82	Pb	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$
11	Na	$[\text{Ne}]3s^1$	47	Ag	$[\text{Kr}]5s^14d^{10}$	83	Bi	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$
12	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	48	Cd	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}$	84	Po	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$
13	Al	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	49	In	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^1$	85	At	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$
14	Si	$[\text{Ne}]3s^23p^2$	50	Sn	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^2$	86	Rn	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$
15	P	$[\text{Ne}]3s^23p^3$	51	Sb	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^3$	87	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$
16	S	$[\text{Ne}]3s^23p^4$	52	Te	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^4$	88	Ra	$[\text{Rn}]7s^2$
17	Cl	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	53	I	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$	89	Ac	$[\text{Rn}]7s^26d^1$
18	Ar	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	54	Xe	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$	90	Th	$[\text{Rn}]7s^26d^2$
19	K	$[\text{Ar}]4s^1$	55	Cs	$[\text{Xe}]6s^1$	91	Pa	$[\text{Rn}]7s^25f^26d^1$
20	Ca	$[\text{Ar}]4s^2$	56	Ba	$[\text{Xe}]6s^2$	92	U	$[\text{Rn}]7s^25f^36d^1$
21	Sc	$[\text{Ar}]4s^23d^1$	57	La	$[\text{Xe}]6s^25d^1$	93	Np	$[\text{Rn}]7s^25f^46d^1$
22	Ti	$[\text{Ar}]4s^23d^2$	58	Ce	$[\text{Xe}]6s^24f^15d^1$	94	Pu	$[\text{Rn}]7s^25f^6$
23	V	$[\text{Ar}]4s^23d^3$	59	Pr	$[\text{Xe}]6s^24f^3$	95	Am	$[\text{Rn}]7s^25f^7$
24	Cr	$[\text{Ar}]4s^13d^5$	60	Nd	$[\text{Xe}]6s^24f^4$	96	Cm	$[\text{Rn}]7s^25f^76d^1$
25	Mn	$[\text{Ar}]4s^23d^5$	61	Pm	$[\text{Xe}]6s^24f^5$	97	Bk	$[\text{Rn}]7s^25f^9$
26	Fe	$[\text{Ar}]4s^23d^6$	62	Sm	$[\text{Xe}]6s^24f^6$	98	Cf	$[\text{Rn}]7s^25f^{10}$
27	Co	$[\text{Ar}]4s^23d^7$	63	Eu	$[\text{Xe}]6s^24f^7$	99	Es	$[\text{Rn}]7s^25f^{11}$
28	Ni	$[\text{Ar}]4s^23d^8$	64	Gd	$[\text{Xe}]6s^24f^75d^1$	100	Fm	$[\text{Rn}]7s^25f^{12}$
29	Cu	$[\text{Ar}]4s^13d^{10}$	65	Tb	$[\text{Xe}]6s^24f^9$	101	Md	$[\text{Rn}]7s^25f^{13}$
30	Zn	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}$	66	Dy	$[\text{Xe}]6s^24f^{10}$	102	No	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}$
31	Ga	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^1$	67	Ho	$[\text{Xe}]6s^24f^{11}$	103	Lr	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^1$
32	Ge	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^2$	68	Er	$[\text{Xe}]6s^24f^{12}$	104	Unq	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^2$
33	As	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^3$	69	Tm	$[\text{Xe}]6s^24f^{13}$	105	Unp	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^3$
34	Se	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^4$	70	Yb	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}$	106	Unh	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^4$
35	Br	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$	71	Lu	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^1$	107	Uns	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^5$
36	Kr	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$	72	Hf	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^2$	108	Uno	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^6$
						109	Une	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^7$

Pode-se reparar que em alguns elementos como o Cr, Cu, La,... as suas configurações eletrônicas não cumprem as regras que foram referidas anteriormente, mas essas explicações não serão abordadas de momento.



# Capítulo 2 - Atividades desenvolvidas

## 2.1 - Introdução

Neste capítulo é apresentado todo o trabalho desenvolvido no Agrupamento de Escolas do Fundão, escola onde foi realizado o segundo ano (estágio pedagógico) do mestrado no Ensino de Física e Química no 3º Ciclo do Ensino Básico e Ensino Secundário.

Começa-se por se fazer uma rápida caracterização da escola. Segue-se a parte da lecionação onde são apresentadas as turmas lecionadas bem como as aulas que foram lecionadas a essas mesmas turmas, sendo referidas em pormenor uma aula lecionada referente ao tema desenvolvido na revisão bibliográfica (Área Científica de Química) e uma outra referente à Área Científica de Física.

São também referidas neste capítulo todas as atividades de Complemento Curricular que foram desenvolvidas durante este ano letivo no Agrupamento de Escolas do Fundão.

## 2.2 - Caracterização da escola

O estágio pedagógico no Ensino de Física e Química no 3º Ciclo do Ensino Básico e Ensino Secundário foi realizado no Agrupamento de Escolas do Fundão.

O Agrupamento de Escolas do Fundão foi a escola onde foi realizado o estágio pedagógico no Ensino de Física e Química no 3º Ciclo do Ensino Básico e Ensino Secundário.

Agrupam-se, nesta estrutura, diversos estabelecimentos de ensino público que abarcam o exercício da docência de diversos ciclos de ensino.

Insere-se num meio rural, caracterizado por um despovoamento da grande maioria das aldeias do concelho e por um aumento populacional na sede do concelho.

Uma caracterização mais detalhada deste Agrupamento de Escolas é apresentada no Anexo I.

## 2.3 - Lecionação

A lecionação surge como um momento fulcral no processo de transição de aluno a professor.

Mesmo sendo professor há muitos anos, o primeiro dia de lecionação numa escola nova, perante novos alunos e estar a ser avaliado constantemente, gera um certo nervosismo, que no entanto foi facilmente ultrapassado com o auxílio dos professores orientadores. Estes têm como objetivo ajudar a aplicar os conhecimentos até aqui adquiridos, de modo a que a transmissão dos mesmos aos alunos promova o processo de ensino/aprendizagem.

### **2.3.1 - Turmas lecionadas**

A orientadora pedagógica responsável pela supervisão do núcleo de estágio foi a Professora Cristina Guedes (Mestre em ensino da Física), à qual no início do ano lhe foram atribuídas apenas duas turmas. Facto pelo qual foram essas as turmas lecionadas:

- Turma A do 9º ano;
- PTAL12 (Profissional de Técnicos de Análises Laboratoriais).

#### **2.3.1.1 - Caracterização da Turma 9º A**

A caracterização de uma turma permite conhecer o seu funcionamento e adequar o processo de ensino-aprendizagem.

A turma A do 9º Ano é uma turma constituída por 20 alunos.

Apresenta um aluno com necessidades educativas especiais, mas que se encontra muito bem integrado na turma e apresenta bom comportamento.

O Anexo II apresenta uma caracterização mais detalhada desta turma.

#### **2.3.1.2 - Caracterização da Turma PTAL12**

A turma PTAL12 é de um curso Profissional de Técnicos de Análises Laboratoriais. A designação 12 é referente ao ano em que se iniciou o curso (2012), o que significa que estes alunos se encontram no primeiro ano do mesmo.

É uma turma constituída por 29 alunos, muito heterogénea devido a ter alunos oriundos de diversas turmas.

Apresenta-se em anexo (Anexo III) uma caracterização desta turma, de uma forma sucinta e de fácil apreensão.

### 2.3.2 - Aulas lecionadas

Durante o decorrer deste ano letivo foram lecionadas trinta e oito aulas de Tecnologia Química à turma PTAL12, referentes ao módulo 2, Mecânica dos Flúidos, e quinze aulas de Análises Químicas do módulo 4, Química Analítica Qualitativa.

À turma A do 9º ano, foram lecionadas doze aulas de Física referentes ao capítulo Circuitos Elétricos, e seis aulas de Química do capítulo, Estrutura Atómica.

Encontra-se no anexo IV os conteúdos abordados nas aulas lecionadas.

Os objetivos de aprendizagem referentes aos conteúdos lecionados encontram-se descritos em todos os planos de aula.

Para a leção destas aulas foram realizados todos os planos de aula e elaborado todo o material necessário para uma boa prática letiva das mesmas, como textos de apoio para a turma PTAL12, uma vez que não têm manuais, provas de avaliação, atividades laboratoriais, fichas de apoio, elaboração dos critérios de correção para provas de avaliação e para os relatórios referentes às atividades laboratoriais e grelhas de correção. As correções das provas de avaliação foram sempre supervisionadas pela orientadora pedagógica.

Todo esse material encontra-se no dossier individual de estágio.

A elaboração dos textos de apoio esteve de acordo com o programa dos cursos profissionais de nível secundário para técnicos de Análises Laboratorial e técnico de Química Industrial, do Ministério da Educação, Direcção-Geral de Formação Vocacional de outubro de 2006.

Para a realização dos textos de apoio, foi feita uma recolha exaustiva de material em manuais escolares, em livros e na internet e só depois de feita uma triagem bem seletiva e de acordo com os objetivos, conteúdos programáticos e especificidade dos alunos é que estes foram elaborados.

Das aulas que foram lecionadas todas foram assistidas pela orientadora pedagógica, Mestre Cristina Guedes. Seis aulas de Física foram assistidas pelo orientador científico na área da Física, professor Doutor José Amoreira, quatro à turma PTAL12 e duas à turma A do 9º ano. A orientadora científica na área da Química, professora Doutora Lurdes Ciríaco, também assistiu a seis aulas de Química, quatro à turma PTAL12 e duas à turma A do 9º ano.

Das aulas referidas anteriormente algumas delas foram asseguradas pela orientadora pedagógica, Mestre Cristina Guedes, por ser trabalhador estudante, embora tenha elaborado todo o material necessário para essas aulas.

Neste relatório vão ser apresentadas em pormenor duas aulas, uma da área científica de Química e outra da área científica Física, correspondendo cada aula a dois tempos letivos. Estas aulas que seguidamente vão ser apresentadas foram assistidas pelos respetivos orientadores científicos.

De salientar que a turma PTAL12 era dividida em dois turnos em determinadas disciplinas. Na disciplina de Tecnologia Química a leção foi feita ao primeiro turno e na disciplina de Análises Químicas ao segundo turno.

### 2.3.2.1 - Desenvolvimento da Aula da área Científica de Química

Aula referente à área Científica de Química lecionada à turma PTAL12 na disciplina de Análises Químicas onde se abordaram os temas desenvolvidos na revisão bibliográfica.

#### 2.3.2.1.1 - Plano de aula

O plano de aula é um guião para o professor. Nele encontra-se registado o sumário, os conteúdos, os pré-requisitos supostamente adquiridos pelos alunos em anos letivos anteriores, os recursos didáticos necessários para o desenvolvimento da aula, os objetivos ou seja, as competências que o aluno deverá ter adquirido após término da aula, as estratégias, a avaliação e o trabalho a desenvolver pelo aluno em casa, caso se justifique.

O plano de aula é referente a um bloco de 90 minutos e nele foi abordado: análise química qualitativa, radiação, energia e espetros.

	<b>AGRUPAMENTO DE ESCOLAS DO FUNDÃO</b> <b>Curso Profissional - Tecnologia Química</b> <b>Plano de aulas</b>	
---	--	---

<b>António Jorge Cabeças Tenda da Silva</b>	<b>M4713</b>
Professor Orientador Pedagógico: Cristina Guedes	
Professor Orientador Científico: José Amoreira / Lurdes Ciríaco	

<b>Análises Químicas - Módulo 4: Química Analítica Qualitativa</b>	
<b>Sumário 124 e 125:</b>	<b>Data: 05/03/2013</b>
Química Analítica: <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Análise Química Qualitativa.</li> </ul> Radiação, energia e espetros: <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ O espetro eletromagnético;</li> </ul>	<b>Duração: 90 min.</b>

<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Espectro contínuo e espectro descontínuo;</li> <li>➤ Espectro do átomo de hidrogénio;</li> </ul> <p>AL1 - Análise elementar por via seca.</p>	
--	--

<p><b>Conteúdos:</b></p> <p>Química Analítica.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Análise Química Qualitativa.</li> </ul> <p>Radiação, energia e espectros:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• O espectro eletromagnético;</li> <li>• Espectro contínuo;</li> <li>• Espectro descontínuo;</li> <li>• Espectro do átomo de hidrogénio;</li> </ul> <p>Funcionamento do bico de Bunsen.</p> <p>Funcionamento do espectroscópio de bolso.</p>
---

<p><b>Pré-requisitos:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Propriedades e aplicações da luz: Dispersão da Luz e Ondas Eletromagnéticas: (8º Ano - Domínio: Sustentabilidade na terra; Subdomínio: Som e Luz).</li> <li>• Estrutura atômica: Como se formam iões (9º Ano - Domínio: Viver melhor na terra; Subdomínio: Classificação dos materiais).</li> </ul>
--

<p><b>Recursos didáticos:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Texto de apoio, módulo 4.</li> <li>• Projetor.</li> <li>• Computador.</li> <li>• PowerPoint.</li> <li>• Quadro.</li> <li>• Apontador.</li> <li>• Giz.</li> <li>• AL1.</li> </ul>
---

Objetivos	Estratégias
Entender o que é a química analítica. Sua importância no quotidiano.	Referir o que é a química analítica e a importância desta nas nossas vidas. Salientar que uma análise química consiste na determinação dos componentes de uma amostra química e que pode ser qualitativa (quando tem por objetivo isolar e identificar os elementos) ou quantitativa (quando a finalidade é conhecer a proporção em que se encontram os diferentes componentes de um produto).
Perceber a diferença entre análise química qualitativa e quantitativa.	Explicar que num processo analítico comum é necessário ter em conta: a recolha da amostra, a preparação da amostra e a determinação da incerteza e o grau de confiança dos resultados.
Compreender os diferentes métodos de	Fazer saber aos alunos que este módulo da disciplina é referente à análise

<p>análise qualitativa.</p> <p>Situar no espectro eletromagnético, a zona visível.</p> <p>Caraterizar diferentes tipos de espectros: contínuo e descontínuo.</p> <p>Considerar que o espectro de um elemento pode ser entendido como a sua “impressão digital”.</p> <p>Interpretar o espectro do átomo de hidrogénio.</p> <p>Compreender o significado da quantização da energia.</p> <p>Interpretar a análise química qualitativa como um meio de reconhecimento da presença, ou não, de um ou mais elementos químicos na amostra em apreciação.</p>	<p>química qualitativa (determinar quais os componentes de uma dada amostra). Para determinar esses componentes recorre a uma grande diversidade de métodos, cuja escolha se faz em função de um conjunto de fatores a analisar (natureza e dimensão da amostra, sensibilidade do método, tempo disponível para apresentação de resultados e recursos materiais e humanos).</p> <p>Mencionar que conforme é a porção de amostra que se usa para a realização da análise, assim se classifica o método (macroanálise, semimicroanálise e microanálise).</p> <p>Referir que os tipos de análises são em função da amostra (constituída por matéria de origem orgânica ou inorgânica).</p> <p>Explicar que existem dois tipos de métodos de análise qualitativa (métodos físicos e métodos químicos). Estes métodos de análise química qualitativa podem ser efetuados através de: ensaios por via seca, ensaios por via húmida, classificação de catiões e classificação de aniões.</p> <p>Dizer que a luz visível não corresponde a um único tipo de radiação. A luz branca é composta por diferentes radiações, correspondendo a várias cores. Ao resultado da decomposição da luz chamamos espectro. Salientar que ao espectro total da luz chamamos espectro eletromagnético.</p> <p>Mencionar que na radiação visível, a luz vermelha é a menos energética e a luz violeta é a mais energética e que a radiação eletromagnética é formada por partículas chamadas fotões.</p> <p>Explicar o que são espectros contínuos e descontínuos e dar exemplos de situações onde esses espectros existem.</p> <p>Referir que para conhecermos a estrutura atómica temos de estudar a informação fornecida pelas radiações emitidas pelo átomo mais simples: o hidrogénio. O espectro de emissão deste átomo, fornece informações preciosas sobre a estrutura atómica.</p> <p>Mostrar a teoria da estrutura eletrónica de Bohr que explica os espectros de emissão de riscas. Fazer ainda referência que as riscas nos espectros devem-se ao facto de as radiações terem excitado os eletrões do átomo, deixando-os em estados de energia mais elevados e que ao regressarem a níveis de energia mais baixos, os eletrões emitem radiação diferente consoante as transições eletrónicas.</p> <p>Realizar a AL1- Análise elementar por via seca (Anexo 5, texto de apoio). Explicar o funcionamento do bico de Bunsen e do espectroscópio de bolso. Falar ainda dos cuidados de segurança e responder às questões pré-laboratoriais.</p> <p>Executar o procedimento, fazer o registo das observações e por fim responder às questões pós-laboratoriais.</p>
---	---

<b>Avaliação:</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Participa de forma oportuna e adequada.</li> <li>• Interpreta corretamente as instruções recebidas.</li> <li>• Está atento e concentrado.</li> <li>• Realiza corretamente as atividades propostas na aula.</li> </ul>

<b>Referências:</b>
<p>Barros, A. A., Rodrigues, C. e Miguelote, L. (2007). <i>Química 10/11 - Caderno de apoio ao professor</i>. Areal Editores. Porto.</p> <p>Barros, A. A., Rodrigues, C. e Miguelote, L. (2007). <i>Química 10/11 - Caderno de laboratório</i>. Areal Editores. Porto.</p> <p>Domingues, L. e Abreu, M. E. (1998). <i>Técnicas laboratoriais de química - Bloco II</i>; 2ª edição, Raiz Editora. Amadora.</p> <p>Magalhães, J. (2007). <i>Caderno de atividades laboratoriais - Química A 10º ano</i>. Santillana. Carnaxide</p> <p>Paiva, J., Ferreira, A. J., Ventura, G.; Fiolhais, M.; Fiolhais, C. (2007). <i>10Q - Física e Química A, Bloco 1 - 10º ano</i>. Texto Editores. Lisboa.</p> <p>Simões, T. S., Queirós, M. A. e Simões, M. O. (1998). <i>Técnicas laboratoriais de química - Bloco II</i>. Porto Editora. Porto.</p>

<b>Reflexão:</b>
<p>A aula correu de acordo com o planificado.</p> <p>Os alunos estiveram muito atentos e participativos enquanto era apresentado o PowerPoint sobre os conteúdos a desenvolver na aula, aproveitando para sublinhar e evidenciar, os assuntos mais importantes, no texto de apoio.</p> <p>Aquando da realização da atividade laboratorial, os procedimentos de segurança referidos para a utilização do bico de Bunsen e na execução de toda atividade, foram cumpridos na íntegra.</p> <p>Embora, como já foi referido, tudo tenha corrido como planeado, devido ao elevado número de bicos de Bunsen a funcionar ao mesmo tempo, mesmo com a ventilação a funcionar, o laboratório ficou com muito fumo. Aconselha-se que para este tipo de testes, se utilizem apenas 2 bicos de Bunsen a funcionar ao mesmo tempo.</p> <p>Com o espetroscópio de bolso, os espetros dos elementos analisados viram-se bem, mas quanto mais escurecido estiver o laboratório melhor.</p>

### 2.3.2.1.2 - Texto de apoio

Foi elaborado um texto de apoio (Anexo V) para a lecionação desta aula, uma vez que a turma PTAL12 pertence a um curso profissional e não tem manuais.

A elaboração deste texto esteve de acordo com o programa.

Este texto aborda as temáticas de Química Analítica mais precisamente Análise Química Qualitativa, que foi o conteúdo abordado no módulo 4 da disciplina de Análises Químicas.

É ainda abordado neste texto de apoio métodos de análises qualitativas, entre os quais ensaios por via seca. São ainda referidos os conteúdos sobre radiação, energia e espectros. Encontra-se ainda neste material de apoio, como já foi referido, a atividade laboratorial que foi realizada nesta aula.

#### **2.3.2.1.3 - PowerPoint**

Embora tenha sido entregue aos alunos o texto de apoio, para um melhor acompanhamento do mesmo, foi realizado um PowerPoint (Anexo VI).

#### **2.3.2.1.4 - Critérios de correção do relatório**

Depois da realização da atividade laboratorial foi proposto aos alunos a realização de um relatório sobre a mesma. Foram elaborados os critérios de correção (Anexo VII) para a atividade.

Foi elaborada uma grelha em Excel para fazer o registo da correção do relatório. Os resultados foram bastante satisfatórios, a nota atribuída de menor valor foi de 140 pontos numa escala de 0 a 200 pontos.

#### **2.3.2.2 - Desenvolvimento da Aula da Área Científica de Física**

A aula referente à área Científica de Física foi lecionada à turma PTAL12 e é relativa ao módulo 2 de Tecnologia Química.

##### **2.3.2.2.1 - Plano de aula**

Como já foi referido, o plano de aula é um guião para o professor, nele encontra-se registado tudo o que é inerente ao desenrolar da aula.

O plano de aula é referente a um bloco de 90 minutos e nele foi abordado o conteúdo programático da impulsão, lei de Arquimedes. Esta aula também foi assistida pelo Orientador Científico, o Professor Doutor José Amoreira.

	<b>AGRUPAMENTO DE ESCOLAS DO FUNDÃO</b> <b>Curso Profissional - Tecnologia Química</b> <b>Plano de aulas</b>	
--	--	--

<b>António Jorge Cabeças Tenda da Silva</b>	<b>M4713</b>
Professor Orientador Pedagógico: Cristina Guedes Professor Orientador Científico: José Amoreira / Lurdes Ciriaco	

<b>Módulo 2: Estática e Dinâmica dos Fluidos</b>	
<b>Sumário 33 e 34:</b>	<b>Data:</b> 30/11/2012
Impulsão: Por que razão conseguimos flutuar na água? Lei de Arquimedes. Por que razão os barcos de aço flutuam no mar, mas um prego do mesmo material se afunda? Realização da atividade laboratorial. (Verificação experimental da lei de Arquimedes e ludião)	<b>Duração:</b> 90 min.

<b>Conteúdos:</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Impulsão.</li> <li>• Lei de Arquimedes.</li> </ul>

<b>Pré-requisitos:</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Propriedades físicas e químicas das substâncias - Densidade (7.º Ano - Domínio: Terra no Espaço; Subdomínio: Terra em transformação);</li> <li>• Peso e massa de um corpo (7.º Ano - Domínio: Terra no Espaço; Subdomínio: Planeta Terra).</li> <li>• Identificar o dinamómetro como instrumento de medição de intensidade da força (7.º Ano - Domínio: Terra no Espaço; Subdomínio: Planeta Terra).</li> </ul>

<b>Recursos didáticos:</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Sebenta, módulo 2.</li> <li>• Quadro interativo.</li> <li>• PowerPoint.</li> <li>• Atividade experimental, Anexo X (Verificação experimental da lei de Arquimedes, Ludião).</li> </ul>

<b>Objetivos</b>	<b>Estratégias</b>
Interpretar a flutuação dos corpos com base na impulsão.  Definir e caracterizar a força impulsão.	Referir que foi o grego Arquimedes quem explicou por que é que os corpos flutuam.  Fazer um breve resumo de quem foi Arquimedes.  Definir impulsão como uma força exercida sobre o corpo pelo fluido onde se encontra parcial ou totalmente imerso que tem direção vertical e sentido de baixo para cima, e é sempre oposta ao peso.

<p>Enunciar a Lei de Arquimedes.</p> <p>Compreender e reconhecer a aplicabilidade da lei de Arquimedes.</p> <p>Indicar de que fatores depende a impulsão.</p>	<p>Explicar o que é o peso aparente e mostrar a que é igual.</p> <p>Enunciar a lei de Arquimedes: “um corpo mergulhado num fluido sofre uma força vertical, dirigida de baixo para cima, de valor igual ao peso do volume de fluido deslocado.”</p> <p>Referir que quanto maior for o volume imerso, maior é o volume de água deslocada. A impulsão aumenta com o volume imerso.</p> <p>Salientar que para um barco flutuar, o peso e a impulsão têm de se compensar. Os centros de massa e o centro de impulsão podem não coincidir, mas têm que estar na mesma vertical.</p> <p>Referir que a impulsão não depende só do volume do corpo, mas também da densidade do líquido onde esse corpo está mergulhado.</p>
<p>Verificar experimentalmente que, para o mesmo volume imerso, quanto maior for a densidade do fluido maior será a intensidade da impulsão.</p> <p>Indicar que, para os corpos, imersos no mesmo fluido, quanto maior for o volume imerso do corpo maior será a intensidade da impulsão.</p> <p>Aplicar o princípio de Arquimedes. Mostrar como o submarino pode flutuar na superfície ou mergulhar.</p> <p>Consolidar conhecimentos</p>	<p>Realização da atividade laboratorial (Anexo X).</p> <p>Consolidar os conhecimentos resolvendo como TPC o exercício da página 24 do texto de apoio do módulo 2.</p>

<p><b>Avaliação:</b></p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Interpreta corretamente as instruções recebidas.</li> <li>• Manipula corretamente os materiais.</li> <li>• Utiliza racionalmente o espaço disponível.</li> <li>• Descreve com clareza e concisão o que observou.</li> <li>• Está atento e concentrado.</li> </ul>

**Referências:**

Fiolhais, C., Fiolhais, M., Gil, V. Paiva, J., Morais, C. e Costa S. (2008). *9 CFQ, Viver Melhor na Terra, 9º ano*. 1ª Edição, Texto Editores. Lisboa.

Pires, I. e Ribeiro, S. (2008). *Ciências Físico-Químicas, Universo da Matéria, 9.º Ano*. Santillana-Constância. Carnaxide.

Ventura, G., Fiolhais, M. Fiolhais, C. e Paixão, J. A. (2009) *12 F, Física 12º Ano*. Texto Editores. Lisboa.

**Reflexão:**

A aula decorreu como planeado. Este turno de alunos, é menos participativo, o que implica que haja uma maior interação entre o professor e os alunos para que a aula decorra a bom ritmo.

Durante a apresentação do PowerPoint, os alunos estiveram atentos e foram intervindo, mas praticamente só quando solicitados.

Na realização da atividade laboratorial a primeira parte do procedimento A correu lindamente, os pedaços de batata flutuaram facilmente quando se adicionou sal à água. Na parte 2 deste mesmo procedimento os alunos tiveram alguma dificuldade em realizar os cálculos, pelo que é necessário na próxima aula relembrar que a  $\text{Impulsão} = \text{Peso} - \text{Peso Aparente}$ .

No procedimento B, “o ludião” o professor fez com que os alunos não percebessem que se exercia pressão na garrafa, estes ficaram muito admirados ao verem o ludião a subir e descer. Foi um momento muito divertido e até lhes ser explicado o que estava a acontecer, pensaram mesmo que era magia.

Foi uma boa aposta a realização desta atividade, os alunos gostaram tanto que pediram o ludião ao professor, que o acabou por o oferecer.

**2.3.2.2.2 - Texto de apoio**

Foi elaborado um texto de apoio (Anexo VIII) para a lecionação desta aula, uma vez que, e como já foi referido anteriormente, a turma PTAL12 é um curso profissional e não tem manuais.

Este texto aborda a temática de Mecânica dos Flúidos mais precisamente a Impulsão e a lei de Arquimedes.

**2.3.2.2.3 - PowerPoint**

Foi elaborado um PowerPoint para que os alunos fizessem um melhor acompanhamento do texto de apoio (Anexo IX).

#### **2.3.2.2.4 - Atividade laboratorial**

Foi realizada nesta aula uma atividade laboratorial (Anexo X) relativa à matéria lecionada no módulo 2, mecânica dos fluidos, mais precisamente a Lei de Arquimedes.

Pretendeu-se com a realização desta atividade a verificação experimental da Lei de Arquimedes. Outro dos objetivos desta atividade laboratorial foi aprender e consolidar o manuseamento de algum equipamento de laboratório.

#### **2.3.2.2.5 - Critérios de correção da atividade laboratorial**

Foram elaborados os critérios de correção para a atividade laboratorial, Estática e dinâmica dos fluidos - Impulsão, que foi desenvolvida durante o decorrer da aula (Anexo XI).

Foi elaborada uma grelha em Excel para fazer o registo da correção da atividade laboratorial. Os resultados foram satisfatórios, uma vez que as negativas que existiram não foram muitas e estiveram muito próximo da positiva.

### **2.4 - Atividades de Complemento Curricular**

As atividades de complemento curricular propostas para o ano letivo de 2012/2013 foram planificadas tendo como referência os princípios orientadores do Projeto Educativo da Escola, os objetivos de aprendizagem definidos para a disciplina de Físico-Química e os objetivos de algumas disciplinas do curso profissional de Técnicos de Análises Laboratoriais, tais como, Tecnologia Química e Análises Químicas.

Foram várias as atividades dinamizadas durante todo o ano letivo pelos grupos de estágio de Físico-Química do Agrupamento de Escolas do Fundão. Em seguida seguem-se exemplos de atividades desenvolvidas que contaram com a minha organização e participação.

#### **2.4.1 - Dia Comemorativo da Semana da Ciência e Tecnologia**

A semana da Ciência e Tecnologia tem vindo a ser realizada ao longo de vários anos na escola Secundária do Fundão, agora Agrupamento de Escolas do Fundão, durante o mês de novembro, e engloba várias áreas temáticas na área da Ciência e Tecnologia nomeadamente Física, Química, Informática, Biologia,... Durante esta semana, a promoção da Ciência e

Tecnologia faz-se através de experiências divertidas, atividades laboratoriais, palestras, saídas de campo e também exposições especialmente preparadas para a ocasião.

Decorre em novembro porque no dia 24, celebra-se o Dia Nacional da Cultura Científica que foi instituído em 1997 para comemorar o nascimento de Rómulo de Carvalho<sup>26</sup>.

Como no ano de 2012, o dia 24 foi sábado optou-se por assinalar a semana da ciência e da tecnologia de 19 a 23 de novembro.

No dia 20 de novembro de 2012, terça-feira, o núcleo de estágio de ciências físico-químicas, composto por cinco professores estagiários transformou os átrios principais das escolas, Secundária e João Franco, num autêntico laboratório científico e acolheu todos os que pretenderam contactar de perto com o mundo do saber e do conhecimento. Acorreram ao local turmas do 1.º, 2.º e 3.º Ciclo do Ensino Básico e do Ensino Secundário. Pelo laboratório de química passaram cerca de 400 alunos distribuídos por 21 turmas com marcação prévia, da hora de visita ao laboratório. Durante todo o dia os alunos do curso Profissional de Técnicas de Análise Laboratorial, PTAL12, receberam os visitantes, exemplificaram e incentivaram-nos a experimentar as diferentes atividades. Os núcleos de estágio pretendiam com este dia, desenvolver a curiosidade e o gosto pelo saber científico e tecnológico dos alunos, para que estes compreendam que a realidade que os rodeia bem como situações e problemas do quotidiano podem ser explicados cientificamente.

Para além da elaboração de todos os procedimentos e preparação de todo o material para a realização das experiências, os professores estagiários e os professores orientadores pedagógicos, foram supervisores nos diversos locais, onde estas se realizaram.

Foi elaborado um cartaz de divulgação e um PowerPoint promocional do Dia da Ciência Físico-Químicas que passou nas televisões da escola Secundária. Foi realizado um artigo para o jornal da escola.

Foram ainda expostos cartazes com ilusões de ótica.

Todo o material aqui referido, bem como o material das atividades que se vão referir seguidamente encontram-se no dossier do Núcleo de Estágio de Ciências Físico-Químicas.

---

<sup>26</sup> Rómulo Vasco da Gama de Carvalho (1906-1997), português, foi um químico, professor de Físico-Química do ensino secundário no Liceu Pedro Nunes e Liceu Camões, pedagogo, investigador de História da ciência em Portugal, divulgador da ciência, e poeta sob o pseudónimo de António Gedeão. Pedra Filosofal e Lágrima de Preta são dois dos seus mais célebres poemas.

## 2.4.2 - Palestras

Foram organizadas pelos Núcleos de Estágio de Ciências Físico-Químicas duas palestras.

A primeira foi sobre “Métodos de Análises de Água, Solo, Folhas e Qualidade do Ar”, onde foram palestrantes o Eng.º Ricardo Rodrigues e a Eng.ª Inês Lisboa, ambos investigadores em Sistemas Integrados de Gestão - Ambiente, Qualidade, Segurança e Responsabilidade Social no Instituto Politécnico da Guarda. Esta realizou-se no dia 4 de dezembro de 2012, pelas 14h e 50m no anfiteatro da Escola Secundária do Agrupamento de Escolas do Fundão.

Foram participantes as turmas PTAL12, PTAS11 e 12º Ano - Química, num total de 60 alunos. Estiveram ainda presentes os cinco professores estagiários, os dois coordenadores pedagógicos e três professores que acompanharam as suas turmas.

Para além dos contactos efetuados com os palestrantes, foi elaborado um cartaz para divulgação da palestra e no dia foi realizado um inquérito aos alunos, para estes fazerem a avaliação da mesma.

Foi elaborado um relatório da palestra onde se salientou os aspetos positivos e a avaliação realizada pelo público-alvo. Foi ainda realizado um artigo para o jornal escolar “Olho Vivo”.

A segunda palestra teve como tema “Da Indústria Farmacêutica à Investigação - a realidade do técnico de análise laboratorial”, onde foi oradora a Doutora Marisa Machado docente na Escola Superior de Saúde do Vale do Ave e colaboradora do Centro de Estudos Farmacêuticos da Universidade de Coimbra assim como da empresa TheraLab - Produtos Farmacêuticos e Nutracêuticos, Lda.

Esta realizou-se no dia 17 de janeiro de 2013, pelas 14h e 50m na sala 21 da Escola Secundária do Agrupamento de Escolas do Fundão.

Foram participantes os alunos da turma PTAL12. Estiveram ainda presentes os cinco professores estagiários, os dois orientadores pedagógicos e duas professoras do grupo pedagógico de Ciências Físico-Química.

Também para esta palestra foi elaborado um cartaz para a sua divulgação, um inquérito para a avaliação da mesma, um relatório final e um artigo para o jornal escolar “Olho Vivo”.

### 2.4.3 - Visitas de estudo

Os Núcleos de Estágio de Ciências Físico-Químicas organizaram, de acordo com o que tinha sido estabelecido com os orientadores pedagógicos, duas visitas de estudo.

A primeira visita realizou-se ao LABMIA - Laboratório de Monitorização e Investigação Ambiental da Escola Superior de Tecnologia e Gestão do Instituto Politécnico da Guarda, no dia 14 de março de 2013.

O LABMIA é uma infraestrutura de apoio à Indústria e à Comunidade no domínio do controlo da qualidade química e microbiologia. No laboratório são efetuados trabalhos na área da química analítica e da microbiologia.

Nesta visita os alunos (PTAL12), visualizaram métodos de recolha de amostras e de análises de águas, solos e ar.

A visita numa primeira fase passou pelo laboratório de águas onde analisaram dois tipos de amostras, nomeadamente, amostra de água de uma torneira e amostra de um solo, pelas técnicas de cromatografia de permuta iónica e a espectrometria de absorção atómica. Numa segunda fase passaram pelo laboratório de controlo de qualidade do ar onde puderam contactar com equipamento de coleta e análise de qualidade de ar e com um coletor de pólenes. Tiveram ainda oportunidade de identificar microscopicamente alguns tipos de pólenes.

A segunda visita efetuou-se à RENOVA, em Torres Novas. É uma empresa nacional que fabrica e comercializa produtos de papel *tissue*, papel para escrever, imprimir e papel para embalagens.

A crescente especialização na fabricação do papel *tissue* e os grandes investimentos em infraestruturas culminaram na construção de uma nova fábrica, o que ampliou substancialmente o alcance da Renova e dos seus produtos.

Esta visita assumiu particular importância pois tratou-se de uma iniciativa que permitiu o contacto dos alunos (PTAL12) com realidades exteriores à escola, proporcionando, de forma descontraída e motivadora, o cumprimento de objetivos gerais relacionados com o convívio e saberes científicos e de objetivos específicos do domínio das disciplinas envolvidas.

A primeira etapa da visita à Renova começou com uma pequena viagem de autocarro à nascente do rio Almonda, que fica no complexo da Fábrica 1, a primeira a ser construída. Aí, os alunos, tiveram oportunidade para visualizar a nascente do rio Almonda. Na Fábrica 1, tiveram ainda oportunidade de observar os escritórios administrativos que são decorados, de forma criativa, com os produtos da empresa.

Seguiu-se a visita à Fábrica 2, onde os alunos tiveram oportunidade de observar o processo de purificação da água, utilizada no processo de reciclagem do papel velho até ser de novo reintroduzido no ciclo natural. Aqui puderam também contactar com processos de decantação e filtração e com todos os instrumentos necessários ao tratamento das águas.

Durante toda a visita os alunos mostraram-se atentos e cooperantes tendo a mesma constituído um ótimo complemento aos conteúdos abordados nas aulas de Tecnologia Química, Análises Químicas e Qualidade, Segurança e Ambiente.

Para a execução das visitas foram elaborados vários materiais. Foram feitos documentos para os encarregados de educação terem conhecimento das visitas de estudo e autorizarem ou não o seu educando a participar na mesma. Foram elaboradas planificações onde se salientava os objetivos gerais e específicos da visita, as disciplinas intervenientes, custo, avaliação, etc. Foi construído um guião das visitas onde se apresentava o local da visita, o itinerário, as horas de partida e chegada e uma descrição pormenorizada do local da visita.

Na primeira visita foi ainda realizada uma ficha de trabalho que os alunos resolveram já no laboratório de águas de acordo com as técnicas que estavam a observar, cromatografia de permuta iónica e a espectrometria de absorção atómica.

#### **2.4.4 - Publicações no jornal escolar “Olho Vivo”**

Os professores estagiários dos Núcleos de Estágio de Ciências Físico-Químicas realizaram vários artigos e divulgações que foram publicados no jornal escolar “Olho Vivo”, a referir:

- artigo sobre os Prémios Nobel da Física e da Química;
- divulgação do “Dia das Ciências Físico-Químicas”;
- Dia das Ciências Físico-Químicas;
- palestra “Métodos de Análise de Água, Solos, Folhas e Qualidade do Ar”;
- palestra “Da Indústria Farmacêutica à Investigação - a realidade do técnico de análise laboratorial ”;
- visita de estudo à Renova.

### **2.4.5 - Exposição “A Física no dia-a-dia”**

O Ministério da Educação e Ciência, através do Programa “O Mundo na Escola”, apresentou na biblioteca 3 do Agrupamento de Escolas do Fundão, entre os dias 14 e 25 de janeiro, a exposição itinerante “A Física no dia-a-dia”.

Esta exposição é uma iniciativa baseada no livro de Rómulo de Carvalho e foi originalmente apresentada no Pavilhão do Conhecimento.

Passaram pela exposição mais de 1600 alunos provenientes do nosso agrupamento, do agrupamento de escolas Gardunha e Xisto, do Agrupamento de Escolas Ribeiro Sanches e do Jardim de Infância da Santa Casa da Misericórdia do Fundão. O apoio técnico à exposição foi prestado por Teresa Carvalho, monitora do Programa e pelos professores do grupo de Física e Química.

Como professor estagiário durante uma tarde inteira estive presente nessa exposição na qual fui dinamizador e acompanhante de todas as turmas que nessa tarde visitaram a exposição.

### **2.4.6 - Participação em reuniões e acompanhamento da turma PTAL12**

Devido a exercer a profissão de docente na Escola Básica N°2 de Manteigas, a coordenadora Pedagógica, Professora Cristina Guedes, não achou necessário participar nos Conselhos de Turma, nem dar assessoria à parte burocrática da direção de turma, uma vez que na escola referida anteriormente participo em inúmeras reuniões, leciono 9 turmas, e exerço vários cargos como:

- diretor da turma A do 9º Ano;
- coordenador das Tutorias;
- membro da equipa da Biblioteca Escolar;
- membro do Observatório de Qualidade.



# Conclusão

Ao longo do primeiro capítulo deste trabalho procurou-se apresentar a evolução de algumas áreas do conhecimento científico que estão atualmente incluídos nos currículos de Física e de Química do ensino secundário.

Foi realizada uma pesquisa bibliográfica que permitiu abordar os temas de espectros, radiação e energia e estrutura atômica, de uma forma sucinta, direta e perceptível para que ela possa servir de documento de consulta e instrumento de trabalho para professores e para alunos do ensino secundário.

Foi dado especial relevo ao contexto histórico e ao trabalho experimental da época. Pretendeu-se reforçar a ideia de que o conhecimento está sempre em construção. As teorias, que por vezes se julgam completas e definitivas, podem ter que ser revistas.

Nas atividades desenvolvidas os orientadores pedagógicos e científicos, tiveram um papel fundamental em orientar e aconselhar os estagiários, proporcionando-lhes meios e métodos adequados para uma melhor e mais efetiva lecionação.

A integração no grupo de professores de Física e Química foi muito boa, pois, os núcleos de estágio foram muito bem acolhidos, o que nos fez sentir muito bem-vindos.

Durante o estágio pedagógico foram acompanhadas duas turmas, a turma A do 9º Ano e o PTAL12. Eram turmas muito diferentes, visto que uma era do ensino básico e a outra era de um curso profissional. As aulas no 9º Ano decorreram dentro da normalidade que o comportamento de adolescentes permite. A turma do profissional equivalia a uma turma do 10º Ano, uma vez que era o primeiro ano do curso, tinha alunos já com idades um pouco mais avançadas do que seria normal, o que fez com que a interação professor/aluno fosse mais adulta e exigida uma maior responsabilidade aos alunos.

O elevado número de aulas lecionadas bem como todos os materiais elaborados levou a um grande dispêndio de tempo e muito trabalho, mas fez com que a lecionação se tornasse mais fácil e com uma maior fluidez na transmissão dos conteúdos programáticos. As aulas de atividades laboratoriais são as que mais horas de trabalho requerem, pois o professor tem de realizar previamente as atividades e retirar dados para que possa, se algo não correr bem durante a aula, ter dados experimentais para que os alunos possam trabalhar.

Apesar do muito trabalho e de algum receio inicial, julgo ter ultrapassado os obstáculos que foram surgindo nesta caminhada, resolvendo-os da melhor forma sempre com o desejo de aprender mais.

Por fim acho que consegui expor os assuntos de forma a motivar e interessar os alunos, promover uma saudável relação entre professor/alunos e aprender a reagir adequadamente em diferentes situações. Criei uma boa relação com os alunos e as aulas decorreram sem quaisquer incidentes.

“Se consideramos o professor como uma peça fundamental do sistema de ensino, como um criador educativo, temos que o considerar, também, como uma pessoa com as suas angústias, necessidades, incertezas, alegrias, sensibilidades pois, o que hoje lhe é exigido implica, cada vez mais, resistência, saber e criatividade” (Ferreira, 2009).

# Bibliografia

- Aguilera, V. (2006). *Conceitos de física moderna 2 - A saga do átomo*. Acedido em 24 de abril de 2013, em: <http://www.racionalismo-cristao.org.br/gazeta/diversos/fisica-moderna-2.html>
- Asimov, I. (2004). *Átomo - Uma viagem pelo universo subatômico*. 1ª Edição, Campo de letras Editores, SA. Porto.
- Barros, A. A., Rodrigues, C. e Miguelote, L. (2007). *Química 10/11*. Areal Editores. Porto.
- Born, M., Stoye, R. J. B. e Radcliffe, J. M. (1986). *Física Atômica*. 4ª Edição, Fundação Calouste Gulbenkian. Lisboa.
- Castro, A. G. (1987). *Curso de química geral*. Edição e impressão de Universidade de Trás dos Montes e Alto Douro. Vila Real.
- Cavaleiro, M. N. G. C. e Beleza, M. D. (2007). *Química-física e química A, 10º ano*. Edições Asa. Porto.
- Cavaleiro, M. N. G. C. e Beleza, M. D. (2008a). *FQ 9 - Viver melhor Terra, 9º ano, 3º ciclo do ensino básico*. 1º Edição, Edições Asa. Porto.
- Chang, R. (1994). *Química*. 5ª Edição, McGraw - Hill de Portugal, Lda. Amadora.
- Corrêa, C., Basto, F. P. e Almeida, N. (2007). *Química - Física-química A, química 10º ou 11º (ano 1)*. Porto Editora. Porto.
- Cruz, M. N., Martins, I. P. e Martins A. (1988). *À descoberta da química - 9º ano de escolaridade, ciências físico-químicas, 2º volume*. 3ª Edição, Porto Editora. Porto.
- Dantas, M. C. e Ramalho, M. D. (2007). *Jogo de partículas A - Física e química, química bloco 1, 10º/11º ano*. 1ª Edição, Texto Editores. Lisboa.
- Dias, F. M. L., Rodrigues, M. M. R. D. e Cavaleiro, M. N. G. C. (1992). *O mundo da química 2 - Química/9º ano de escolaridade*. 1ª Edição, Edições Asa.
- Ferreira, A. M. B. (2009). *Ser professor*. Dissertação de Mestrado em Educação, área de especialização de administração educacional - Instituto Superior de Educação e Trabalho, Porto. 214 pp.

Fiolhais, C., Fiolhais, M., Gil, V., Paiva, J., Morais, C. e Costa, S. (2008). *9 CFQ - Viver melhor na Terra, ciências físico-químicas 9º ano*. 1ª Edição, Texto Editores. Lisboa.

Gil, V. M. S. e Cardoso, A. C. (1986). *Química - 1º volume, fundamentos da estrutura e propriedades da matéria*. 3ª Edição, Gráfica de Coimbra. Coimbra.

Gonick, L. e Criddle, C. (2006). *A química em banda desenhada*. 1ª Edição, Gradiva. Lisboa.

Gouveia, R. (2002). *Reflexões e interferências - Coleção paixão do verso*. Editora palavra em mutação. Porto.

*História da filosofia*. Acedido a 18 de abril de 2013 em: <http://all-history.org/600-89.html>

Joia, T. (2008). *Universo da matéria - Viver melhor na Terra, livro do professor, 9º ano*. Santillana. Carnaxide.

Lourenço, M. G. V. e Tadeu, V. L. (1988). *Química - 10º ano de escolaridade*. 1ª Edição, Texto Editora. Lisboa.

Maciel, N. e Miranda, A. (1997). *Eu e a química -9º*. Porto Editora. Porto.

Magalhães, J. (2007). *Química A 10º ano*. Santillana. Carnaxide.

Mahan, B. H. (1985). *Química - Um curso universitário*. 2ª Edição, Editora Edgard Blücher LTDA. São Paulo.

Mendonça, L. S. e Ramalho, M. D. (1998). *Jogo de partículas - Química 11º ano*. 1ª Edição, Texto Editora. Lisboa.

Milani, F, e Ferreira, J. (2010). *Química geral e experimental - Modelos atómicos*. Acedido a 1 de maio de 2013 em: <http://www.ebah.com.br/content/ABAAABu38AK/modelo-atomico-1>

Neta, M. (2012). *Espetros*. Acedido em 28 de abril de 2013 em: <http://www.fisicaequimica.net/luz/espetros.htm>

Oliveira, C. P. e Sousa, M. T. F. P. (1999). *Introdução à química*. 1ª Edição, Universidade Aberta. Lisboa.

Paiva, J., Ferreira, A. J., Ventura, G., Fiolhais, M. e Fiolhais C. (2007). *10 Q - Físico e química A, química bloco 1, 10º/11º ano*. 1ª Edição, Texto Editores. Lisboa.

Pires, I. e Ribeiro, S. (2008). *Ciências físico-químicas - Universo da matéria, 9º ano*. 2ª Edição, Santillana. Carnaxide.

Reger, D., Goode, S e Mercer, E. (1997). *Química - Princípios e aplicações*. Fundação Calouste Gulbenkian. Lisboa.

Rodrigues, F. C. (1996). *Química, guia de apoio ao estudante - Estrutura atómica*. 2º volume, FGP Editor. Lisboa.

Rodrigues, M. M. R. D. e Dias, F. M. L. (2007). *A física e química na nossa vida - Sustentabilidade na Terra, ciências físico-químicas 8º ano*. 1ª Edição, Porto Editora. Porto.

*Singularidade no espetro eletromagnético*. Acedido a 18 de abril de 2013 em: <http://efeitoazaron.com/2007/04/24/20/>

Simões, T. S., Queirós, M. A. E Simões, M. O. (2007). *Química em contexto - Física e química A, Química 10º ou 11º (ano 1)*. Porto Editora. Porto.

Ventura, G., Fiolhais, M., Fiolhais, C., Paiva, J. e Ferreira, A. J. (2007). *10 F A - Física bloco 1, 10º/11º ano*. 1ª Edição, Texto Editores. Lisboa.



# Anexos

## Anexo I - Caracterização do Agrupamento de Escolas do Fundão



### 1- Apresentação

A Escola Secundária com 3.º ciclo do Ensino Básico do Fundão é a escola sede do Agrupamento de Escolas do Fundão criado por Despacho do Secretário de Estado do Ensino e da Administração Escolar exarado a 28 de junho de 2012. Além da Escola Secundária com 3.º ciclo do Ensino Básico do Fundão fazem parte do Agrupamento quatro Jardins de Infância (JI da Capinha, JI de Enxames, JI de Fatela e JI de Pêro Viseu), seis escolas de 1.º Ciclo (EB Alcaria, EB Fatela - com 1 sala de apoio em Enxames, EB Pêro Viseu - com uma sala de apoio em Capinha, EB Salgueiro, EB Santa Teresinha e EB Valverde) e a escola de 1.º, 2.º e 3.º Ciclo de Ensino Básico João Franco. O Agrupamento conta, no ano de 2012/2013 com um corpo docente de 180 elementos, um corpo não docente de 75 elementos e 1529 alunos.

A missão da Escola Secundária com 3.º ciclo do Ensino Básico do Fundão é orientar a sua atividade dum forma participada e diversificada, para a comunidade educativa, centrando-se nos Alunos. Pretende ainda afirmar-se como uma escola de sucesso quer ao nível do concelho do Fundão quer ao nível regional.

Tem como princípios gerais de atuação: uma *Cultura de Mudança* que fomente a capacidade de antecipar as alterações de ordem social, educativa e económica; uma *Cultura de Responsabilidade por Objetivos* que permita descentralizar os níveis de decisão, otimizando as formas de organização e o funcionamento das estruturas organizativas; e uma *Cultura Orientada para os Resultados* que se traduz num aumento das taxas de transição dos Alunos, numa diminuição das taxas de abandono escolar e numa melhoria das taxas de sucesso por disciplina.

Impõe-se assim, uma reflexão permanente ao nível das diversas estruturas pedagógicas e organizativas, de forma a incorporar as mudanças necessárias que permitam a adaptação às necessidades dos diversos públicos internos e externos e a atribuição de meios necessários à concretização da descentralização potenciando práticas inovadoras que sirvam de exemplo à organização como um todo.

Para concretizar estes objetivos a escola tem em conta as seguintes linhas de orientação:

- Sedimentar uma cultura que considere o Aluno o centro de toda a atividade desenvolvida pela escola;
- Aprofundar um tipo de relacionamento com o Aluno baseado na acessibilidade, disponibilidade, exigência e responsabilidade;
- Diversificar as ofertas formativas de forma a responder aos interesses dos Alunos e às necessidades sociais;
- Dinamizar a orientação escolar, minorando as transferências de curso e os abandonos;
- Reforçar a qualidade do serviço educativo prestado;
- Utilizar a imagem da escola como elemento de afirmação no contexto externo, respondendo aos fatores competitivos existentes;
- Dinamizar as atividades de divulgação dos trabalhos elaborados pelos Alunos de forma a motivá-los para o trabalho autónomo;
- Dinamizar os apoios educativos de forma a responder às necessidades dos Alunos com maior dificuldade de adaptação ao sistema escolar;
- Intervir precocemente em situações onde sejam diagnosticadas dificuldades socioeconómicas.
- Incrementar a eficiência de forma a conseguir uma boa relação custo/resultados;
- Rentabilizar as tecnologias de informação de forma a melhorar o modelo organizacional implementado;
- Desenvolver a informação de apoio à gestão;
- Aproveitar a inovação dos suportes tecnológicos, de forma a melhorar o serviço aos Alunos e Encarregados de Educação;
- Motivar e formar os recursos humanos.
- Prestar uma maior atenção aos públicos externos;
- Reforçar o acompanhamento dos Alunos e dos seus agregados familiares;
- Divulgar de uma forma sistemática as atividades desenvolvidas no interior da escola;
- Reforçar as ligações com o tecido económico da região, através da ligação direta às empresas e às Associações que as representam;
- Reforçar a posição no concelho do Fundão, divulgando de forma sistemática os resultados obtidos na avaliação interna e externa.

## 2 - O meio envolvente

A Escola Secundária com 3.º ciclo do Ensino Básico do Fundão é a única escola secundária pública do concelho constituído por 31 freguesias, com uma população de 29172 habitantes e uma área de 701,65 km<sup>2</sup>. Insere-se num meio rural em transformação, caracterizado por um despovoamento da grande maioria das aldeias do concelho e num aumento populacional na sede do concelho.

Com base nos dados do INE relativos ao censo de 2011, verifica-se que a variação de população do concelho entre 2001 e 2011 sofreu um decréscimo de 7,9% e no mesmo período a população da freguesia do Fundão sofreu um acréscimo de 3,4%. Sendo a população constituída por 27% de jovens (0-24 anos), 49% de adultos (25-64 anos) e 24% de idosos (65 e + anos). Comparando estes valores com os valores médios do continente, constatamos ter menos jovens (-3%) e mais idosos (+7%). Além de uma população envelhecida, temos uma população com um grau de instrução bastante baixo, 21% de analfabetos, 38% com o 1.º ciclo, 22% com o 2.º e 3.º ciclos, 12% com o secundário e 7% com cursos médios e superiores. Se compararmos com a média do continente, constatamos ter mais analfabetos (+7%) e menos pessoas com o curso secundário, médio ou superior (-9%). Podemos assim concluir que as famílias existentes têm menos possibilidades de "apoiar" os seus filhos em casa do que a generalidade das famílias no continente.

Aliado a estes indicadores, podemos ainda referir que o índice do poder de compra é de apenas 66% da média nacional.

Pelo atrás exposto, podemos afirmar que a nossa Escola se insere num ambiente social e economicamente desfavorecido, quando comparado com a média nacional, impondo-se assim oferecer um conjunto de condições que permitam ultrapassar ou minorar estas dificuldades. Fazendo uma análise do emprego por sectores de atividade, constatamos a predominância do sector terciário ao nível do concelho (62%), sendo ainda mais notório na freguesia do Fundão. O emprego no sector terciário é constituído essencialmente pelo pequeno comércio e serviços de ordem administrativa e social. Fazendo assim todo o sentido orientar a formação técnica e profissional para as necessidades do meio envolvente.

Num momento de fortes mudanças sociais, e conseqüentemente do sistema educativo, a diversificação de ofertas educativas constitui um elemento fundamental para a Escola Secundária com 3.º ciclo de Ensino Básico do Fundão, que continua a afirmar-se como uma organização de referência a nível concelhio e regional, constituindo um importante contributo para a mudança inevitável e necessária. A diversificação de ofertas através dos Cursos de Educação e Formação de Jovens (CEF) e dos Cursos Profissionais (CP) além da oferta dos Cursos Científico-Humanísticos permite que os alunos possam optar de forma mais ajustada às

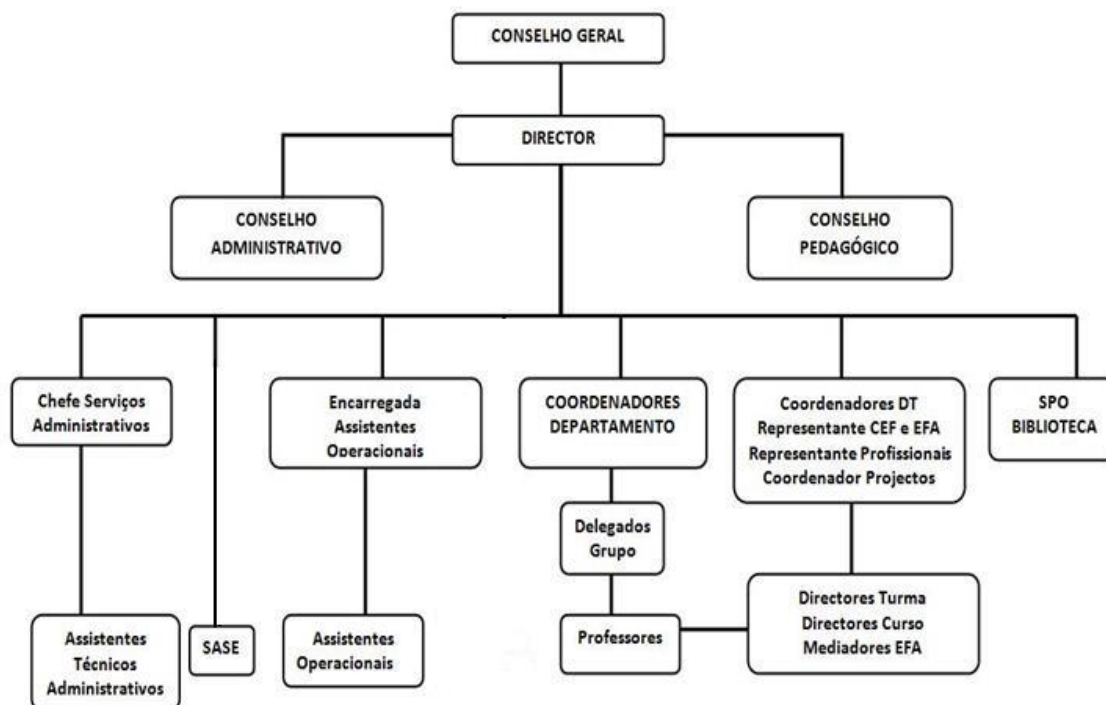
suas características e anseios, o que consequentemente levará à redução das taxas de abandono do sistema.

### 3- Número de alunos, recursos humanos, estrutura organizacional, serviços de apoio à comunidade, projetos de desenvolvimento/Experiências Pedagógicas e Atividades extracurriculares

Neste ano letivo (2012/2013), integram a Escola Secundária com 3.º ciclo do Fundão 873 alunos, duzentos e nove dos quais alunos de cursos profissionais.

No que diz respeito aos **recursos humanos**, a escola conta com um quadro docente constituído por 149 professores e um quadro não docente constituído por 70 elementos, entre eles assistentes técnicos administrativos, assistentes técnicos de ação social escolar, assistentes operacionais, guardas-noturnos, técnicos especializados em Serviços de Psicologia e Orientação e técnicos especializados em ensino especial. Funciona ainda nas instalações um pólo de apoio aos Alunos com dificuldades auditivas onde intervém uma Terapeuta da Fala.

Em termos de **estrutura organizacional**, a Escola possui os órgãos representados no organigrama.



No que diz respeito aos serviços de **apoio à comunidade**, a escola participa na formação de Pessoal Docente e Não Docente em colaboração com o Centro de Formação de Associação de Escolas da Beira Interior, participa no Conselho Local de Ação Social, colabora com o Centro de Saúde do Fundão (Rede Escolas Promotoras Educação para Saúde) e a Camara Municipal do

Fundão no apoio a famílias desfavorecidas e aderiu ao Programa de generalização das refeições escolares. Participa também na Agenda XXI Escolar.

Dos projetos de desenvolvimento/Experiências Pedagógicas e Atividades Extracurriculares constam os Núcleos de Estágio, Desporto Escolar, projetos em ciências (Ciência Viva, Projeto - O que a Química nos Ensina?, O Pão e o Azeite, À descoberta das 4 cidades), projetos em ambiente (ECO-ESCOLAS Geração Depositrão, Operação Alegria), Apoio aprendizagens (Projeto EMA/Aperiendi), projetos de segurança (Plano de Segurança da escola), projetos de cidadania (Movimento solidário - Loja social, , serviço de voluntariado no Hospital do Fundão), Literacia (Maletas de Leituras, Ler para crescer, Vem Ler - Plano Nacional de Leitura), Informatização (Segura@net), Autoavaliação do Agrupamento, Jornal escolar "Olho Vivo", Gabinete de Apoio ao Aluno (educação para a saúde e educação sexual (Gabinete de Saúde); gestão de conflitos e abandono escolar (Gabinete de Gestão de Conflitos); socioeconómica (Gabinete de Acção Social Escolar); educação especial (Gabinete de Apoios Educativos), Clubes (Grupo Teatro "Histórico"; Dias de Escola (programa de rádio); Clube Ambiente e Vida; Clubes de Gravura e Serigrafia; Clube de Proteção Civil; Clube Europeu; Clube de Francês; Clube de Inglês; Grupo de Cantares da Escola Secundária com 3º Ciclo do Fundão), Projeto Nacional Educação para o Empreendedorismo e o Projeto para a Melhoria do Desempenho dos Alunos.

#### **4 - Espaços**

A escola tem como espaços exteriores, espaços de lazer e recreio, e espaços desportivos. Os espaços interiores comuns contam com Refeitório e espaço de apoio, Bufete de Alunos / Sala Convívio, Anfiteatro e espaço de apoio, espaços de circulação, salas de aula, instalações sanitárias e variadas áreas de atendimento, nomeadamente, Secretaria - área de Alunos, Secretaria - área de Pessoal, Secretaria - Ação Social Escolar, Portaria, Receção, Papelaria, Reprografia de Alunos, Reprografia de Professores, Gabinete de Apoio ao aluno, Gabinete de Saúde, Gabinete de Gestão de Conflitos, Gabinete de Ação Social Escolar; Gabinete de Psicologia, Gabinete de Apoios Educativos, Sala dos Diretores de Turma, Sala de Cursos de Dupla Certificação, Sala de Apoio Pedagógico Acrescido, Biblioteca/Centro de Aprendizagem, Sala de Professores, Sala de Assistentes Operacionais, Lavandaria e Sala da Associação Estudantes.

Além dos espaços interiores comuns mencionados existem ainda espaços interiores geridos pelos Departamentos:

Matemática e Ciências Experimentais	Gabinete de Matemática; Laboratório de Informática, Oficina e Gabinete de Eletricidade, salas de informática; Laboratórios e Gabinetes de Física e Química; Laboratórios e Gabinete de Biologia
Expressões	Pavilhão Oficial, Gabinete de Expressões, salas específicas; Pavilhão polidesportivo, campos de jogos, gabinete de Educação Física;
Ciências Sociais e Humanas	Gabinetes Geografia, Filosofia, História, sala Contabilidade, Secretariado e Gestão, Gabinete de Economia
Línguas	Gabinete Línguas Românicas e Laboratório de Línguas; Gabinete de Línguas Germânicas

## Anexo II - Caracterização da Turma A do 9º Ano

### 1- Alunos

Sexo masculino: 12      Sexo feminino: 8      Média de idades: 14,70

### 2- Agregado Familiar

#### 2.1 Encarregado de educação

Parentesco	Pai	Mãe	Outro
Número	6	14	0

#### 2.2 Habilitações literárias dos pais:

	Pais	Mães
1º ciclo do Ensino Básico	2	1
2º ciclo do Ensino Básico	4	2
3º ciclo do Ensino Básico	4	7
Ensino Secundário	6	4
Ensino Superior	3	5

#### 2.3 Situação profissional dos pais:

	Pais	Mães
Empregado	19	15
Desempregado	0	5
Reformado	1	0

### 3- Problemas de Saúde

Visão	Alérgicos	Auditivo	Observações
5	4	1	

### 4- Vida Escolar

#### 4.1 Número de retenções:

0	1	2	3
16	9	4	0

#### 4.2 Incidência de retenções:

1.º Ciclo	2.º Ciclo	3.º Ciclo	Secundário
4	0	6	5

#### 4.3 Educação Especial:

Não	Sim - Adequações na avaliação	Sim - CEI	Sim - Adequações curriculares
19	0	0	1

**4.4 ASE - Subsídios:**

Não	Escalão A	Escalão B
12	3	5

**5- Hábitos e métodos de trabalho**

**5.1 Estuda diariamente:** Sim: 10 Raramente: 6 Antes dos testes: 4

**6- Motivações, interesses e expectativas**

**6.1 Ocupação dos tempos livres:**

Atividades:
1ª Praticar desporto e Jogar computador
2ª Estar com amigos
3ª Ouvir música e Ver televisão
4ª Ler

**6.2 Expetativas de futuro**

Proseguimento de estudos: 9.º ano: 1 12.º ano: 2 Ensino Superior: 17

## Anexo III - Caracterização da Turma PTAL12

### 1.1. Alunos

Sexo masculino: 11

Sexo feminino: 18

Média de idades: 15,89

### 1.2. Agregado Familiar

#### 1.2.1. Coabitação

Parentesco	Pais	Mãe	Pai
Número	24	4	1

#### 1.2.2. Habilitações literárias dos pais:

	Pais	Mães
1º ciclo do Ensino Básico	7	7
2º ciclo do Ensino Básico	9	9
3º ciclo do Ensino Básico	7	8
Ensino Secundário	1	3
Ensino Superior	1	2

#### 1.2.3. Situação profissional dos pais:

	Pais	Mães
Empregado	24	18
Desempregado	0	8
Reformado	2	3

### 1.3. Vida Escolar

#### 1.3.1. Retenções:

0	1	2	3
19	8	2	0

#### 1.3.2. Hábitos e métodos de trabalho

##### 1.3.2.1. Estuda diariamente:

Sim 26

Não 3

##### 1.3.2.2. Tempo médio de estudo diário:

	Menos de 30 min	30 min	1h	2h	Mais de 2 h
Nº de alunos	8	6	9	3	2

1.3.2.3. Apoio no estudo:

Sim 12

Não 17

1.3.2.3.1. Local de estudo

	Casa	Biblioteca	Outro local
Nº de alunos	28	8	0

1.4. Problemas de Saúde

Visão	Alérgicos	Hiperativo	Observações
11	6	1	O aluno hiperativo toma regularmente Ritalina

1.5. Motivações, interesses e expectativas

Disciplinas preferidas	Disciplinas com maiores dificuldades
Ciências, Educação Física	Matemática Português

1.6. Expectativas de futuro

Proseguimento de estudos:

12.º ano: 12

Ensino Superior: 17

1.7. Ocupação dos tempos livres:

Atividades:
1ª Ver televisão 2ª Ouvir música 3ª Jogar computador 4ª Praticar desporto 5ª Ler

## Anexo IV - Conteúdos lecionados

### Conteúdos lecionados a Tecnologia Química

<b>Módulo 2: Estática e Dinâmica dos Fluidos</b>
--

<b>Conteúdos:</b>
-------------------

- Noção de fluido.
- Fluido ideal e fluido incompressível. Líquido perfeito.
- Estado líquido e gasoso.
- Interação dipolo-dipolo e ligações de hidrogénio.
- Ligações intermoleculares:  
Forças de London, dipolo permanente-dipolo induzido e ligações ião-dipolo.
- Densidade.
- Densidade relativa.
- Pressão.
- Lei fundamental da hidrostática.
- Impulsão.
- Lei de Arquimedes.
- Viscosidade.
- Viscosidade dinâmica ou absoluta e viscosidade cinemática.
- Velocidade terminal.
- Coeficiente de viscosidade.
- Bombas mecânicas.

## Conteúdos lecionados a Análises Químicas

### Módulo 4: Química Analítica Qualitativa

#### Conteúdos:

Química Analítica.

- Análise Química Qualitativa.

Radiação, energia e espectros:

- O espectro eletromagnético;
- Espectro contínuo;
- Espectro descontínuo;
- Espectro do átomo de hidrogénio;

Funcionamento do bico de Bunsen.

Funcionamento do espectroscópio de bolso.

O que é o amoníaco ( $\text{NH}_3$ )?

- A importância do amoníaco.
  - ✓ A necessidade de azoto biodisponível;
  - ✓ Como é que os seres vivos obtêm o azoto de que necessitam?
- Aplicações mais importantes do amoníaco.
- Produção industrial de amoníaco.
  - ✓ Síntese do amoníaco
  - ✓ Processo de Haber-Bosch
- O amoníaco e os perigos para a saúde.

## Conteúdos lecionados ao 9º Ano

### 9º Ano - Circuitos elétricos

#### Conteúdos:

- Viver em segurança com a eletricidade.
- Corrente elétrica.
- Circuitos elétricos.
- A intensidade da corrente elétrica.
- Aparelhos de medida (amperímetros).
- A intensidade da corrente elétrica.
- Relação entre energia e potência.
- Potência e energia transformada em recetores elétricos.
- Efeito de Joule.
- Fusíveis.

## Conteúdos lecionados ao 9º Ano

<b>9º Ano - Propriedades dos materiais e estrutura atómica</b>
--

<b>Conteúdos:</b>
-------------------

- Propriedades que caracterizam os metais alcalinos.
- Propriedades que caracterizam os metais alcalinos-terrosos.
- Propriedades que caracterizam os halogénios.
- Propriedades que caracterizam os gases raros.
- Como são constituídos os átomos. Dimensões.
- Evolução do modelo do átomo.
- Níveis de energia.



## Anexo V - Texto de apoio e atividade laboratorial

	<p><b>AGRUPAMENTO DE ESCOLAS DO FUNDÃO</b> Rua António José Saraiva – Apartado 34 – 6230 909 FUNDÃO Telefone: 275 750 480 – Fax: 275 751 040 – <a href="http://www.esfundao.pt">http://www.esfundao.pt</a> – <a href="mailto:esecfundao@gmail.com">esecfundao@gmail.com</a></p>	
---	---	---

*Cursos Profissionais*

*Análises Químicas*  
*2012/13*

*Ano letivo*

### **Módulo 4**



**Química Analítica Qualitativa**

## Química Analítica

*Química Analítica pode entender-se, de uma forma simples, como um conjunto de técnicas e métodos que pretendem dar resposta a perguntas tão simples como “o que é?” e “quanto tem?”, quando se visa determinar a composição química de uma amostra de matéria.*

### *Fundamentos teóricos*

Uma análise química consiste na determinação dos componentes de uma amostra química. Quando esta análise tem por objetivo isolar e identificar os elementos, esta designa-se de análise qualitativa (quando a finalidade é conhecer a proporção em que se encontram os diferentes componentes de um produto, denomina-se de análise quantitativa).

Este é um ramo muito importante no nosso quotidiano, visto que é a química analítica que nos informa sobre os constituintes dos produtos que consumimos diariamente, bem como a quantidade que eles apresentam, concluindo assim se os produtos podem ou não ser consumidos sem riscos. Estes resultados vêm, geralmente, expressos nos rótulos das embalagens.

Para conhecer e, conseqüentemente, promover uma melhor utilização dos materiais, é necessário determinar a sua composição qualitativa e quantitativa.

Esta investigação terá sido uma das primeiras atividades experimentais no campo da química; datam do século XVII as notícias das primeiras investigações sistemáticas, como as realizadas por Boyle, que preparou indicadores vegetais para identificação da acidez de um material e detetou a presença de mercúrio, cobre, chumbo e estanho, recorrendo à precipitação do material em estudo com ácido sulfídrico.

A evolução da técnica e do suporte experimental, desde essa época, foi tão grande que se tornou possível obter, num curto intervalo de tempo, resultados com grande precisão, que anteriormente exigiam alguns anos para serem obtidos.

**Mas o que torna a Química Analítica verdadeiramente relevante nas nossas vidas é o facto de serem efetuadas medições sobre as quais há que tomar decisões.**

Numa análise de uma água, o químico pode medir o teor em nitritos, nitratos, ferro..., e alguém terá de decidir, face a normas nacionais e/ou comunitárias, se de facto a água é ou não própria para o fim a que se destina.

Visto o grau de importância da química analítica nas nossas vidas, é necessário ter em conta passos fundamentais, num processo analítico comum:

1º - **Recolha da amostra** que irá ser sujeita a análise deverá refletir fielmente a composição média de todo o material, o que, de um modo geral, corresponde a um processo bastante complexo;

2º - **Preparação da amostra** é um processo moroso que converte a amostra numa forma utilizável para análise;

3º - **Determinação da incerteza e do grau de confiança dos resultados.**

Existem dois tipos de química analítica:

- Química analítica qualitativa;
- Química analítica quantitativa.

### **Análise Química Qualitativa**

A **análise química qualitativa** tem como objetivo determinar **quais os componentes** de uma dada amostra.

Para isso, recorre a uma grande diversidade de métodos, cuja escolha é realizada em função de um conjunto de fatores a analisar caso a caso. Assim, é preciso ter-se em conta:

#### *Natureza e dimensão da amostra*

Na investigação de um crime, por exemplo, se a polícia só dispõe de uma pequena mancha de sangue, o laboratório não pode utilizar um método de análise que precisa de pelo menos um mililitro. Do mesmo modo, na análise de uma pintura preciosa, diz o bom senso que não pode aplicar-se um método destrutivo que exige grandes quantidades de amostra.

#### *Sensibilidade do método*

Um método pouco sensível, que só deteta quantidades relativamente grandes de componente, é evidentemente, inadequado para detetar vestígios (traços) desse componente.

#### *Tempo disponível para apresentação do resultado*

Se se necessita de resultados rápidos (caso, por exemplo do controlo de qualidade durante a produção de um produto) não se pode escolher um método demorado.

### Recursos materiais e humanos

Se não se dispõe de aparelhagem adequada ou de pessoal que saiba trabalhar com ela, não é, certamente, possível utilizar métodos instrumentais.

Conforme a porção de amostra que se usa para a realização da análise (toma), assim o método se pode classificar em:

<i>Método</i>	<i>Dimensões da toma / g</i>
<i>Macroanálise</i>	$\cong 10^{-1} a 1$
<i>Semimicroanálise</i>	$10^{-2} a 10^{-1}$
<i>Microanálise e Ultramicroanálise</i>	$< 10^{-3}$

Em **macroanálise** usam-se porções relativamente grandes de material sendo as reações efetuadas em tubos de ensaio vulgares e os precipitados separados por filtração.

A **semimicroanálise** situa-se entre a macro e microanálise. As reações são realizadas em tubos de ensaio semimicro e os precipitados separados por centrifugação.

A **microanálise e ultramicroanálise** permitem a identificação dos constituintes do material mesmo que apenas estejam presentes vestígios deles (traços).

### Tipo de análise em função da amostra

Tipo de amostra	Tipo de análise
<b>Amostra constituída por matéria de origem orgânica</b>	1 - Uma <b>análise elementar</b> que consiste na identificação dos principais elementos químicos que entram na composição da matéria orgânica em questão: carbono, hidrogénio, oxigénio, azoto, enxofre, halogéneos ... 2 - Uma <b>identificação</b> de compostos simples numa amostra complexa como, por exemplo, identificação de açúcares, de cafeína num chá ou refrigerante (cola) ...
<b>Amostra constituída por materiais de origem inorgânica</b>	1 - Os tratamentos prévios a que se sujeita a amostra podem conduzir à <b>formação de iões em solução</b> (a aquosa é a mais vulgar), procedendo-se, em seguida, à sua identificação. 2 - A <b>identificação destes iões</b> tem como base, na grande maioria das vezes, <b>alterações nas suas propriedades individuais</b> : cor, formação de precipitados com determinados reagentes, libertação de gases...

## Métodos de análise qualitativa

Existem dois tipos de métodos de análise química qualitativa:

- **Métodos físicos** - baseiam-se na relação entre a composição química de uma substância e as suas propriedades físicas. Exemplos: a cromatografia, a análise por fluorescência e fosforescência e a análise espectral.
- **Métodos químicos** - transformam o elemento ou o ião a identificar, num composto que possui características que não permitem o erro na identificação da partícula em análise.

Estes métodos de análise química qualitativa podem ser efetuados através de:

### A - Ensaio por “via seca”

Os ensaios por “via seca” obrigam a que:

- tanto o material em estudo como os reagentes estejam no estado sólido;
- a reação se realize por aquecimento a alta temperatura.

Dos vários ensaios por “via seca” é de referir o **ensaio de chama**.

Este ensaio baseia-se numa **propriedade caraterística apresentada pelos compostos metálicos** e que pode ser enunciada da seguinte forma:

Os compostos metálicos, ao serem volatilizados na parte luminosa da chama de um bico de Bunsen, é-lhes conferida a cor caraterística do catião presente na amostra.

### Atividade Laboratorial 1 - Análise elementar por via seca

#### B - Ensaio por “via húmida”

Este tipo de ensaios são os mais vulgares e baseiam-se em reações entre ácidos, bases e sais, em solução aquosa permitindo identificar diretamente, não os elementos, mas sim os seus iões.

O resultado de uma reação por “**via húmida**” é sempre avaliado pelas caraterísticas da substância formada, que pode ser:

- gás**, incolor ou não, com ou sem cheiro, que se liberta do sistema;
- precipitado** (fase sólida no seio de um líquido)
- substância solúvel** mas de cor diferente (ião complexo, por exemplo)

## **B<sub>1</sub> - Classificação das reações analíticas de acordo com a sua seletividade**

Existem poucas reações que apresentem resultados identificativos inequívocos de uma determinada partícula, uma vez que a presença de interferências é quase sempre uma constante.

Do ponto de vista da utilidade do resultado obtido, podem considerar-se vários tipos de reações:

**Reação geral** - é uma reação comum a um grande número de substâncias, sendo utilizada na separação de catiões e aniões, em grupos.

**Reação seletiva** - é uma reação comum e característica de um número limitado de substâncias. Quanto menor esse grupo, mais seletiva é a reação.

**Reação específica** - é uma reação que só se verifica com uma única substância;

**Reação de identificação** - reação que se torna específica nas condições em que é efetuada.

A fim de se evitarem interferências, todo o material a usar deve estar bem lavado e passado por água desionizada.

No final das experiências deve também ter-se o cuidado de o lavar bem.

Designa-se por **amostra** a quantidade de substância enviada para o laboratório, para ser analisada.

Designa-se por **toma** a porção da amostra que o analista vai utilizar em cada ensaio.

## **C - Classificação de catiões**

A classificação analítica dos catiões baseia-se, normalmente, na diferença de solubilidade dos seus sais: cloretos, sulfuretos, hidróxidos e carbonatos.

## **D - Classificação de aniões**

Para identificação de aniões recorre-se, habitualmente, a uma classificação que tem por base as reações dos diferentes aniões com soluções aquosas de outros sais, como por exemplo, nitrato de prata e cloreto de bário.

## Radiação, energia e espectros

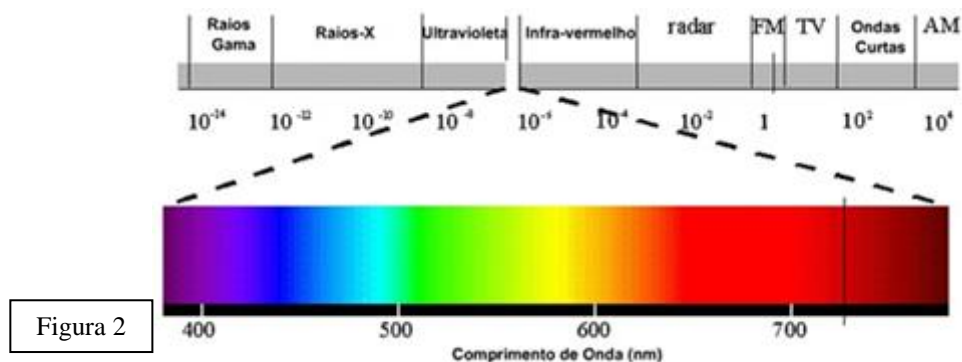
### O espectro eletromagnético

A luz visível não corresponde a um único tipo de radiação. É possível decompor a luz, por exemplo do Sol, usando um prisma de vidro. A experiência da figura 1 mostra que a luz branca é composta por diferentes radiações, correspondentes a várias cores, todas as cores do arco-íris. Dizemos, por isso que a luz branca é policromática.



Ao resultado da decomposição da luz chamamos **espectro**. Esta palavra vem do latim spectrum, que significa fantasma.

A luz ou radiação visível é apenas uma pequena parte da chamada radiação eletromagnética. A radiação eletromagnética tem uma gama muito mais vasta, que inclui a luz visível. Ao espectro total da luz chamamos **espectro eletromagnético** (figura 2).



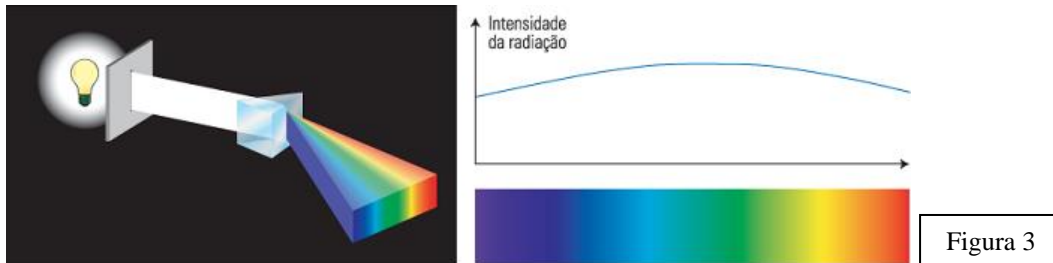
Da **radiação visível**, a luz vermelha é a menos energética e a luz violeta é a mais energética.

A luz invisível um pouco mais energética do que a radiação violeta chama-se **ultravioleta**, ao passo que a luz invisível um pouco menos energética do que a luz vermelha se chama **luz infravermelha**.

A radiação eletromagnética é formada por partículas chamadas **fotões**.

## Espetro contínuo

Um espectro contínuo é aquele que mostra uma gama variada e ininterrupta das cores, não se nota quando acaba uma cor e começa outra (figura 3).



Algumas situações em que existem espectros contínuos na região do visível são:

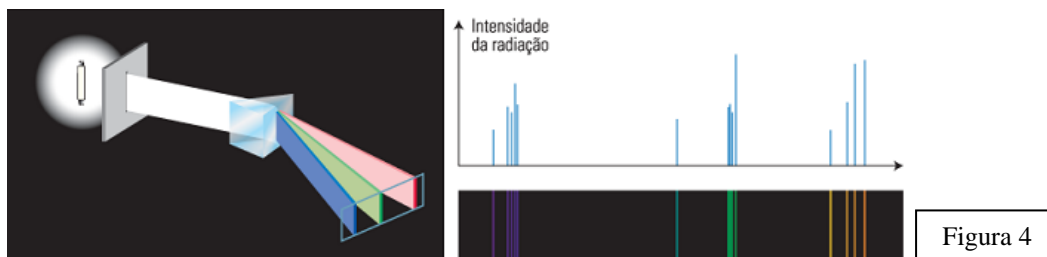
Lâmpadas de incandescência (lâmpada vulgar)

Lâmpadas de halogéneo (focos)

...

## Espetro descontínuo

Além dos espectros contínuos, existe um outro tipo de espectros que não apresentam um contínuo de radiação, mas antes riscas. São os chamados **espectros descontínuos** ou **espectros de riscas - emissão** (figura 4).



Os vários elementos químicos podem emitir radiação, mas fazem-no de maneira diferente, consoante a sua natureza. Assim, o espectro atômico de um dado elemento é uma autêntica “impressão digital” desse elemento.

Possuem espectros descontínuos na região do visível:

Lâmpadas fluorescentes;

Lâmpadas de vapor de sódio;

Néons dos reclames luminosos;

Ensaio de chama (que faremos na atividade laboratorial).

## Átomo de Hidrogénio e estrutura atómica

### Espectro do átomo de hidrogénio

Para conhecermos a estrutura atómica temos de estudar a informação fornecida pelas radiações emitidas pelo átomo mais simples: o hidrogénio.

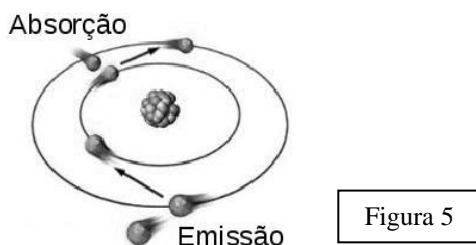
A observação pormenorizada da decomposição dessa luz, isto é, o espectro de emissão do átomo de hidrogénio, fornece informações preciosas sobre a estrutura atómica.

A radiação emitida por hidrogénio gasoso origina um espectro descontínuo. Observam-se em particular, uma risca vermelha, uma azul, uma anil e outra violeta, por ordem crescente de energia emitida. É de registar que a proximidade entre riscas vai diminuindo à medida que a energia aumenta.

Foi o físico dinamarquês Niels Bohr quem, pela primeira vez, propôs uma teoria da estrutura eletrónica que explicava os espectros de emissão de riscas. Bohr admitiu que:

1 - Existem estados fixos de energia para o eletrão - **estados estacionários**, correspondentes a certos **níveis de energia**. Entre esses níveis existem intervalos de energia. O eletrão nunca poderá ter valores de energia que se situem nesses intervalos. Diz-se que a energia do eletrão no átomo está quantizada. Para Bohr os estados estacionários correspondiam a orbitas eletrónicas bem definidas.

2 - Para que o eletrão possa transitar entre estados estacionários, tem de haver emissão ou absorção de energia. Quando o átomo absorve energia (há excitação) o eletrão passa para um estado estacionário de energia superior. Quando o átomo emite energia (há desexcitação) o eletrão passa para um nível de energia inferior (figura 5).



As riscas nos espectros devem-se ao facto da energia absorvida ter excitado os eletrões do átomo, deixando-os em estados de energia mais elevados. Ao regressarem a níveis de energia mais baixos, os eletrões emitem radiação diferente consoante as transições eletrónicas (figura 6).

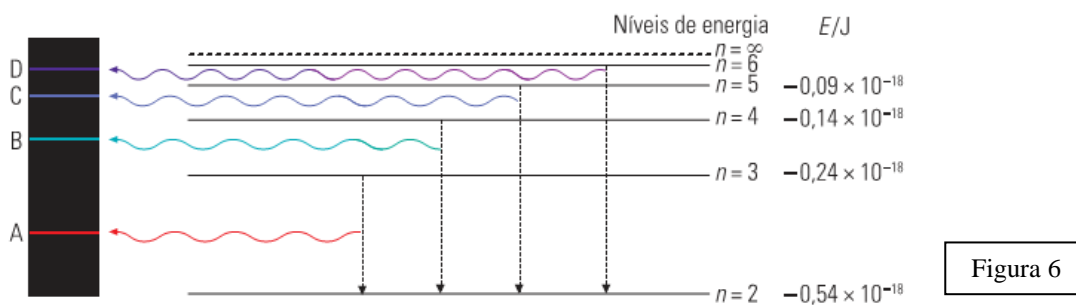


Figura 6

## AL1 - Análise elementar por via seca

### Objetivo

Identificar elementos químicos presentes em amostras de sais.

### Introdução

Os ensaios por “via seca” necessitam que o material em estudo, bem como os reagentes se encontrem no estado sólido. Para realizar este tipo de ensaios é também necessário que a reação se realize por aquecimento a alta temperatura.

Um dos testes realizados em análise elementar por via seca é o teste de chama, que permite uma identificação qualitativa de um determinado número de cátions. Este teste consiste em introduzir, na zona mais quente da chama de um bico de Bunsen, uma amostra sólida da substância a testar.

Como já foi referido: “Os compostos metálicos, ao serem volatilizados na parte luminosa da chama de um bico de Bunsen, conferem-lhe a cor característica do cátion presente na amostra”.

Cátion metálico	Cor da chama	Cor da chama através do vidro azul de cobalto
$\text{Li}^+$	vermelho-carmim	vermelho-violeta
$\text{Na}^+$	amarela	-----
$\text{K}^+$	violeta	vermelho-violeta
$\text{Ca}^{2+}$	vermelho-amarelada	cinza-esverdeada
$\text{Sr}^{2+}$	vermelho-carmim	Púrpura
$\text{Ba}^{2+}$	verde	verde-azulada
$\text{Cu}^{2+}$	verde-azulada	verde-azulada

O teste da chama tem a limitação de permitir a identificação de poucos cátions metálicos e o seu resultado está muito dependente da experiência do operador na deteção da cor de cada elemento, uma vez que alguns cátions dão à chama uma cor muito semelhante.

#### Funcionamento do bico de Bunsen

Todos os trabalhos que usam o bico de Bunsen requerem cuidados especiais, tanto pela utilização da chama como da utilização do gás.

É necessário uma atenção especial à torneira do gás de alimentação do bico de Bunsen, que não pode ficar aberta quando o bico está apagado. Estas torneiras são amarelas e rodam apenas 90°. Quando o manípulo da torneira forma um ângulo de 90° com o tubo de saída de gás (figura 7), a torneira está fechada. A torneira está totalmente aberta quando o seu manípulo se encontra alinhado com o tubo de saída do gás (figura 8).



Figura 7



Figura 8

Além da regulação da entrada de gás, o bico de Bunsen permite regular a entrada de ar e, conseqüentemente, de oxigénio, que é misturado no gás para se realizar a queima. Esta regulação é feita rodando um anel com orifícios na base da chaminé do bico de Bunsen.

Quando a entrada de ar está fechada (figura 9), a chama torna-se amarela devido à combustão incompleta do gás. Esta chama, designada por **chama iluminante**, não pode ser usada para trabalhos com o bico de Bunsen. No entanto, quando o bico está aceso e não está a ser usado, deve ser fechada a entrada do ar, pois esta chama é muito mais visível e pode, assim, evitar-se acidentes.



Figura 9



Figura 10

Quando a entrada de ar está aberta (figura 10), a chama torna-se azulada e pouco visível.

Esta chama designa-se por **chama não-iluminante**, é muito mais quente do que a chama iluminante, sendo a chama obrigatória para os trabalhos com o bico de Bunsen.

A chama não-iluminante não tem toda a mesma temperatura (figura 11). O cone central é mais frio (temperaturas de 300 a 500 °C) do que o cone exterior (temperaturas de cerca de 1500 °C). A seta (figura 12) indica o ponto mais quente da chama, imediatamente acima da extremidade do cone central, que é o local onde deve ser colocada a amostra para a realização dos testes de chama.

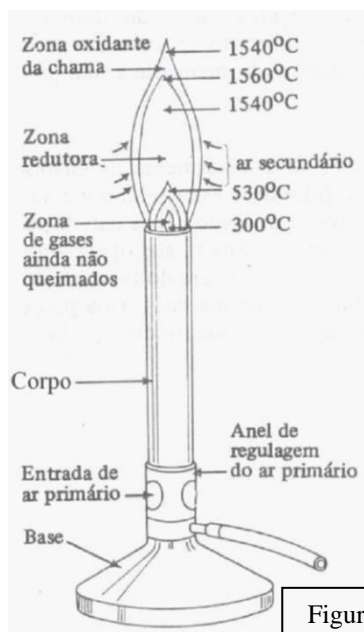


Figura 11

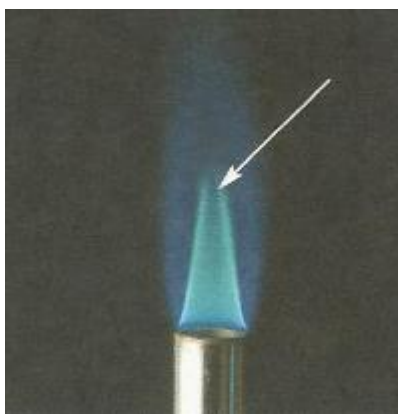


Figura 12

### Funcionamento do espectroscópio de bolso

O espectroscópio de bolso é um instrumento de transporte e uso fáceis que permite a visualização qualitativa de espectros de emissão. É constituído por um tubo metálico com uma lente em cada extremidade e um prisma no interior. Por trás da lente objetiva, encontra-se uma fenda de abertura regulável (figura 13).



Figura 13

Para observar um espectro, deve apontar-se a objetiva para a fonte de luz e olhar pela ocular. Em seguida, focar o espectro, puxando ou empurrando a ocular. Controlar a abertura da fenda, rodando o parafuso de controlo, de modo a que as riscas se tornem nítidas. Se necessário repetir a focagem.

Quando a abertura da fenda é muito grande, vê-se mais luz, mas perde-se a definição das riscas. Se a abertura for demasiado pequenas, as riscas podem não ser vistas.

### Questões pré-laboratoriais

Por que motivo é preferível usar um bico de Bunsen em vez de uma lamparina para testes de chama?

As cores apresentadas em tabelas reproduzem apenas de forma aproximada as cores reais das chamas. De que forma se poderá melhorar a observação das cores?

Sais do mesmo metal darão cor idêntica à chama?

Material e equipamento a usar	Reagentes necessários
Bico de Bunsen	HCl concentrado
Fio de platina ou ansa de Cr/Ni	Nitrato de lítio
Vidro azul de cobalto	Cloreto de sódio
Vidro de relógio	Cloreto de potássio
Espátula	Cloreto de cálcio
Espectroscópio de bolso	Cloreto de bário
Gobelé	Cloreto de cobre
Pipeta volumétrica de 10 mL	
Luvas	
Pompete	

#### Cuidados de Segurança:

Utilizar chamas comporta risco de incêndio.

Os sais de cobre e de bário são nocivos.

O ácido clorídrico é corrosivo.

#### Procedimento:

Obscureça o laboratório, acenda o bico de Bunsen e regule para a chama não luminosa.

Mergulhe a ansa de inoculação, com anel níquel/crómio ou fio de platina, numa solução de HCl concentrada e introduza-a na zona mais quente da chama até que esta não apresente qualquer coloração (ensaio em branco).

Uma vez limpa a ansa de inoculação, introduza-a na primeira amostra sólida a estudar e leve-a, novamente, à zona mais quente da chama.

Anote a cor obtida para a amostra analisada.

Registe a cor observada através de um vidro de cobalto.

Observe a chama da amostra com o espectroscópio de bolso e registe as riscas observadas em cada espetro.

Compare o espectro observado com os espectros de referência, com vista a indicar o elemento presente no sal analisado.

Repita o procedimento para as restantes amostras.

### Registo de Observações

Sólido	Cor da chama (visão direta)	Cor da chama (vidro de cobalto)	Cor das riscas de espectroscópio de bolso
Nitrato de lítio			
Cloreto de sódio			
Cloreto de potássio			
Cloreto de cálcio			
Cloreto de bário			
Cloreto de cobre			

### Questões pós-laboratoriais

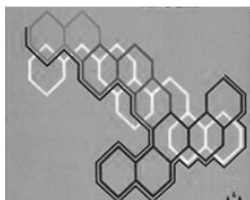
Qual dos sais foi mais fácil de identificar? E qual o mais difícil?

A cor da chama tem a ver com a cor do sal?

A que se deve a cor do fogo-de-artifício?

## Anexo VI - PowerPoint - Química Analítica Qualitativa

### Química Analítica Qualitativa



#### Química Analítica

*Química Analítica - conjunto de técnicas e métodos que pretendem dar resposta a perguntas tão simples como "o que é?" e "quanto tem?", quando se visa determinar a composição química de uma amostra de matéria.*

Uma análise química consiste na determinação dos componentes de uma amostra química.

Quando esta análise tem por objetivo isolar e identificar os elementos, esta designa-se de **análise qualitativa**.

Quando a finalidade é conhecer a proporção em que se encontram os diferentes componentes de um produto, denomina-se de **análise quantitativa**.

Este é um ramo muito importante, porque informa-nos sobre os constituintes dos produtos que consumimos diariamente, bem como a quantidade que eles apresentam, concluindo assim se os produtos podem ou não ser consumidos sem riscos.

Para conhecer e, conseqüentemente, promover uma melhor utilização dos materiais, é necessário determinar a sua **composição qualitativa** e quantitativa.

*A Química Analítica efetua medições sobre as quais há que tomar decisões.*

Numa análise de uma água, o químico pode medir o teor em nitritos, nitratos, ferro..., e alguém terá de decidir, face a normas nacionais e/ou comunitárias, se de facto a água é ou não própria para o fim a que se destina.

Num processo analítico comum é necessário ter em conta os seguintes passos:

1º - **Recolha da amostra** (deverá refletir fielmente a composição média de todo o material);

2º - **Preparação da amostra** (converte a amostra numa forma utilizável para análise);

3º - **Determinação da incerteza e do grau de confiança dos resultados.**

Existem dois tipos de química analítica:

- Química analítica qualitativa;
- Química analítica quantitativa.

### Análise Química Qualitativa

A análise química qualitativa tem como objetivo determinar quais os componentes de uma dada amostra.

Para isso, recorre a uma grande diversidade de métodos, cuja escolha se faz em função de um conjunto de fatores a analisar caso a caso. Assim, é preciso ter-se em conta:

#### > Natureza e dimensão da amostra.

(pequena mancha de sangue, o laboratório não pode utilizar um método de análise que precisa de pelo menos um mL).

#### > Sensibilidade do método.

Um método pouco sensível, que só deteta quantidades relativamente grandes de componente, é evidentemente, inadequado para detetar vestígios (traços) desse componente.

#### > Tempo disponível para apresentação do resultado.

Se se necessita de resultados rápidos não se pode escolher um método demorado.

#### > Recursos materiais e humanos.

Se não se dispõe de aparelhagem adequada ou de pessoal que saiba trabalhar com ela, não é, certamente, possível utilizar métodos instrumentais.

Conforme a porção de amostra que se usa para a realização da análise (toma), assim o método se pode classificar em:

Método	Dimensões da toma /g
Macroanálise	$\geq 10^{-1}$ a 1
Semimicroanálise	$10^{-2}$ a $10^{-1}$
Microanálise e Ultramicroanálise	$< 10^{-3}$

### Tipo de análise em função da amostra

Tipo de amostra	Tipo de análise
Amostra constituída por matéria de origem orgânica.	1 - Uma análise elementar - identificação dos principais elementos químicos que entram na composição da matéria orgânica em questão: carbono, hidrogénio, oxigénio, azoto, ... 2 - Uma identificação de compostos simples numa amostra complexa como, por exemplo, identificação de açúcares, de cafeína num chá ou refrigerante (cola) ...
Amostra constituída por materiais de origem inorgânica.	1 - Os tratamentos prévios a que se sujeita a amostra podem conduzir à formação de iões em solução (a aquosa é a mais vulgar), procedendo-se, em seguida, à sua identificação. 2 - A identificação destes iões tem como base, na grande maioria das vezes, alterações nas suas propriedades individuais: cor, formação de precipitados com determinados reagentes, libertação de gases...

### Métodos de análise qualitativa

Existem dois tipos métodos de análise química qualitativa:

- **Métodos físicos** - Exemplos: a cromatografia, a análise por fluorescência e fosforescência e a análise espectral.
- **Métodos químicos** - transformam o elemento ou o ião a identificar, num composto que possui características que não permitem o erro na identificação da partícula em análise.

Estes métodos de análise química qualitativa podem ser efetuados através de:

#### A - Ensaio por "via secca"

Estes ensaios obrigam a que:

- ✓ tanto o material em estudo como os reagentes estejam no estado sólido;
- ✓ a reação se realize por aquecimento a alta temperatura.

Dos vários ensaios por "via secca" é de referir o **ensaio de chama**.

#### B - Ensaio por "via húmida"

Este tipo de ensaios são os mais vulgares e baseiam-se em reações entre ácidos, bases e sais, em solução aquosa permitindo identificar diretamente, não os elementos, mas sim os seus iões.

#### C - Classificação de catiões

A classificação analítica dos catiões baseia-se, normalmente, na diferença de solubilidade dos seus cloretos, sulfuretos, hidróxidos e carbonatos.

## D - Classificação de aniões

Para identificação de aniões recorre-se, habitualmente, a uma classificação que tem por base as reações dos diferentes aniões com soluções aquosas de sais como nitrato de prata e cloreto de bário.

## Radiação, energia e espetros

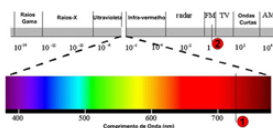
### O espetro eletromagnético

A luz visível não corresponde a um único tipo de radiação. É possível decompor a luz, por exemplo do Sol, usando um prisma de vidro. A luz branca é composta por diferentes radiações, correspondentes a várias cores, todas as cores do arco-íris. Dizemos, por isso que a luz branca é policromática.



Ao resultado da decomposição da luz chamamos **espetro**. Esta palavra vem do latim *spectrum*, que significa imagem.

A luz ou radiação visível é apenas uma pequena parte da chamada radiação eletromagnética.



Ao espetro total da luz chamamos **espetro eletromagnético**.

Da **radiação visível**, a luz vermelha é a menos energética e a luz violeta é a mais energética.

**A radiação eletromagnética é formada por partículas chamadas fótons.**

### Espectro contínuo

Um espectro contínuo é aquele que mostra uma gama variada e ininterrupta das cores (não se nota quando acaba uma cor e começa outra).



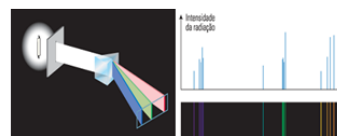
Algumas situações em que existem espectros contínuos na região do visível são:

- Lâmpadas de incandescência (lâmpada vulgar)
- Lâmpadas de halogéneo (focos)

...

### Espectro descontínuo

Além dos espectros contínuos, existe um outro tipo de espectros que não apresentam um contínuo de radiação, mas antes riscas. São os chamados **espectros descontínuos** ou **espectros de riscas - emissão**.



O espetro atómico de um dado elemento é uma autêntica "impressão digital" desse elemento

Possuem espectros descontínuos na região do visível:

- Lâmpadas fluorescentes.
- Lâmpadas de vapor de sódio.
- Néons dos reclames luminosos.
- Ensaios de chama (que faremos na atividade laboratorial)

## Átomo de Hidrogénio e estrutura atómica

### Espectro do átomo de hidrogénio

Para conhecermos a estrutura atómica temos de estudar a informação fornecida pelas radiações emitidas pelo átomo mais simples: o **hidrogénio**.

O espetro de emissão do átomo de hidrogénio, fornece informações preciosas sobre a estrutura atómica.

O Hidrogénio gasoso origina um espetro descontínuo. Observam-se em particular, uma riscas vermelha, uma azul, uma anil e outra violeta.

Foi o físico dinamarquês Niels Bohr quem, pela primeira vez, propôs uma teoria da estrutura eletrónica que explicava os espetros de emissão de riscas. Bohr admitiu que:

1 - Existem estados fixos de energia para o eletrão - **estados estacionários**, com certos **níveis de energia**. Entre esses níveis existem intervalos de energia. O eletrão nunca poderá ter valores de energia que se situem nesses intervalos. Diz-se que a energia do eletrão no átomo está quantizada.

Para Bohr os estados estacionários correspondiam a orbitas eletrónicas bem definidas.

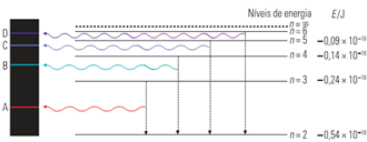
2 - Para que o eletrão possa transitar entre estados estacionários, tem de haver emissão ou absorção de energia.

Quando o átomo absorve energia (há excitação) o eletrão passa para um estado estacionário de energia superior. Quando o átomo emite energia (há desexcitação) o eletrão passa para um nível de energia inferior.



As riscas nos espetros devem-se ao facto de as descargas elétricas terem excitado os eletrões do átomo, deixando-os em estados de energia mais elevados.

Ao regressarem a níveis de energia mais baixos, os eletrões emitem radiação diferente consoante as transições eletrónicas.



### AL1 – Análise elemental por via seca

#### Objetivo

Identificar elementos químicos presentes em amostras de sais.

#### Introdução

Os ensaios por "via seca" necessitam que o material em estudo, bem como os reagentes se encontrem no estado sólido. Para realizar este tipo de ensaios é também necessário que a reação se realize por aquecimento a alta temperatura.

Um dos testes realizados em análise elemental por via seca é o **teste de chama**, que permite uma identificação qualitativa de um determinado número de catiões. Este teste consiste em introduzir, na zona mais quente da chama de um bico de Bunsen, uma amostra sólida da substância a testar.

Cor característica do catião presente na amostra

Catão metálico	Cor da chama	Cor da chama através do vidro azul de cobalto
$\text{Li}^+$	vermelho-carmim	vermelho-violeta
$\text{Na}^+$	amarela	-----
$\text{K}^+$	violeta	vermelho-violeta
$\text{Ca}^{2+}$	vermelho-amarelada	cinza-esverdeada
$\text{Sr}^{2+}$	vermelho-carmim	púrpura
$\text{Ba}^{2+}$	verde	verde-azulada
$\text{Cu}^{2+}$	verde-azulada	verde-azulada

### Funcionamento do bico de Bunsen

Todos os trabalhos que usam o bico de Bunsen requerem cuidados especiais, tanto pela utilização da chama como da utilização do gás.

A torneira do gás de alimentação do bico de Bunsen, não pode ficar aberta quando o bico está apagado. Estas torneiras são amarelas e rodam apenas 90°. Quando o manípulo da torneira forma um ângulo de 90° com o tubo de saída de gás a torneira está fechada.



A torneira está totalmente aberta quando o seu manípulo se encontra alinhado com o tubo de saída do gás.

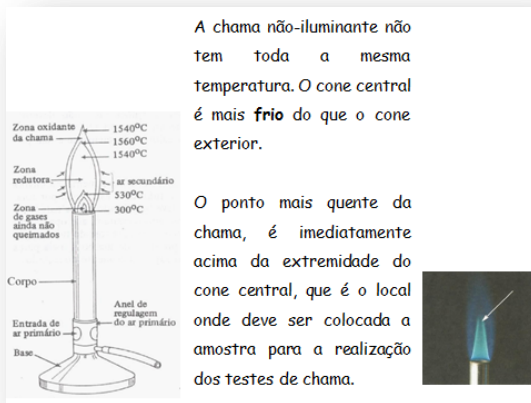


Além da regulação da entrada de gás, o bico de Bunsen também permite regular a entrada de ar e, conseqüentemente, de oxigénio, que é misturado no gás para se realizar a queima. Esta regulação é feita rodando um anel com orifícios na base da chaminé do bico de Bunsen.

Quando a entrada de ar está aberta, a chama torna-se azulada e pouco visível.

Esta chama designa-se por **chama não-iluminante**, é muito mais quente do que a chama iluminante, sendo a chama obrigatória para os trabalhos com o bico de Bunsen.





A chama não-iluminante não tem toda a mesma temperatura. O cone central é mais **frio** do que o cone exterior.

O ponto mais quente da chama, é imediatamente acima da extremidade do cone central, que é o local onde deve ser colocada a amostra para a realização dos testes de chama.

### Funcionamento do espectroscópio de bolso

O espectroscópio de bolso é um instrumento que permite a visualização qualitativa de espectros de emissão.

É constituído por um tubo metálico com uma lente em cada extremidade e um prisma no interior. Por trás da lente objetiva, encontra-se uma fenda de abertura regulável.



Para observar um espectro, deve apontar-se a objetiva para a fonte de luz e olhar pela ocular.

Em seguida, focar o espectro, puxando ou empurrando a ocular, de modo a que as riscas se tornem nítidas. Se necessário repetir a focagem.

Quando a abertura da fenda é muito grande, vê-se mais luz, mas perde-se a definição das riscas. Se a abertura for demasiado pequenas, as riscas podem não ser vistas.



## Anexo VII - Critérios de correção e avaliação da atividade laboratorial “Análise elementar por via seca”.

	<b>AGRUPAMENTO DE ESCOLAS DO FUNDÃO</b> Curso Profissional - Tecnologia Química Plano de aulas	
---	--	---

Departamento de Matemática e Ciências Experimentais  
Grupo de Física e Química 2012/2013  
Análises Químicas - 10º Ano Curso Profissional PTAL12

Módulo 4

Relatório 1 - Análise  
elementar por via seca  
Resolução/Critérios de  
correção

### 1. Capa

Na capa têm de constar os seguintes tópicos:

**Tópico A:** a escola

**Tópico B:** o curso

**Tópico C:** a disciplina

**Tópico D:** o professor

**Tópico E:** o grupo de trabalho

**Tópico F:** a data

**Tópico G:** nome da atividade laboratorial

Descrição	Pontuação
Referiu corretamente todos os tópicos	5
Referiu corretamente (5 a 6) tópicos	4
Referiu corretamente (3 a 4) tópicos	2
Referiu corretamente (1 a 2) tópicos	1

### 2. Índice

No índice têm de constar os seguintes tópicos:

**Tópico A:** objetivos

**Tópico B:** introdução teórica

**Tópico C:** respostas às questões pré-laboratoriais

**Tópico D:** material e reagentes

**Tópico E:** observações

**Tópico F:** respostas às questões pós-laboratoriais

**Tópico G:** bibliografia

Descrição	Pontuação
Referiu corretamente todos os tópicos	5
Referiu corretamente (5 a 6) tópicos	4
Referiu corretamente (3 a 4) tópicos	2
Referiu corretamente (1 a 2) tópicos	1

### 3. Objetivos

Nos objetivos têm de constar os seguintes tópicos:

**Tópico A:** Identificar elementos químicos presentes em amostras de sais.

**Tópico B:** aprender o funcionamento do bico de Bunsen.

**Tópico C:** aprender o funcionamento do espectroscópio de bolso.

**Tópico D:** aprender a trabalhar com o fio de platina ou ansa de crómio/níquel.

**Tópico E:** aprender novas técnicas de laboratório (análise elementar por via seca).

Descrição	Pontuação
Referiu corretamente todos os tópicos	15
Referiu corretamente 3 a 4 tópicos	11
Referiu corretamente a 2 tópicos	7
Referiu corretamente a 1 tópicos	3

### 4. Introdução

O aluno tem de realizar corretamente as seguintes etapas:

**Etapa A:** Uma análise química consiste na determinação dos componentes de uma amostra química. Quando esta análise tem por objetivo isolar e identificar os elementos, esta designa-se de análise qualitativa.

**Etapa B:** Os ensaios por “via seca” necessitam que o material em estudo, bem como os reagentes se encontrem no estado sólido. Para realizar este tipo de ensaios é também necessário que a reação se realize por aquecimento a alta temperatura.

A análise elementar por via seca (**teste da chama**), permite uma identificação qualitativa de um determinado número de catiões. Este teste consiste em introduzir, na zona mais quente da chama de um bico de Bunsen, uma amostra sólida da substância a testar.

**Etapa C:** “Os compostos metálicos, ao serem volatilizados na parte luminosa da chama de um bico de Bunsen, conferem-lhe a cor característica do catião presente na amostra”.

Catão metálico	Cor da chama	Cor da chama através do vidro azul de cobalto
Li <sup>+</sup>	vermelho-carmim	vermelho-violeta
Na <sup>+</sup>	amarela	.....
K <sup>+</sup>	violeta	vermelho-violeta
Ca <sup>2+</sup>	vermelho-amarelada	cinza-esverdeada
Sr <sup>2+</sup>	vermelho-carmim	Púrpura
Ba <sup>2+</sup>	verde	verde-azulada
Cu <sup>2+</sup>	verde-azulada	verde-azulada

**Etapa D:** Bico de Bunsen - A chama não-iluminante não tem toda a mesma temperatura. O cone central é mais frio (temperaturas de 300 a 500 °C) do que o cone exterior (temperaturas de cerca de 1500 °C). Imediatamente acima da extremidade do cone central, é o local onde deve ser colocada a amostra para a realização dos testes de chama.

Descrição	Pontuação
Respondeu corretamente a todas as etapas	20
Respondeu corretamente a três das etapas e cometeu algumas incorreções na outra etapa.	16
Respondeu corretamente a duas das etapas e cometeu algumas incorreções nas outras etapas.	12
Só respondeu corretamente a uma das etapas e cometeu incorreções nas outras etapas.	5

## 5. Questões pré-laboratoriais

5.1 - O aluno tem de realizar corretamente aos seguintes tópicos:

**Tópico A:** É preferível usar o bico de Bunsen pois este atinge temperaturas mais altas (pode atingir aproximadamente 1550°C).

**Tópico B:** Permite excitar os átomos de modo que os seus eletrões fiquem em níveis energéticos superiores, obtendo assim emissões mais intensas.

Descrição	Pontuação
Respondeu corretamente aos dois tópicos	20
Respondeu corretamente a um dos tópicos e cometeu algumas incorreções no outro tópico	14
Só respondeu corretamente a um dos tópicos	10
Respondeu com algumas incorreções aos dois tópicos	5

5.2 - Fazendo vários ensaios com o mesmo sal e comparando assim a cor das chamas.

Descrição	Pontuação
Respondeu corretamente	15
Respondeu corretamente mas com algumas incorreções	10
Respondeu com incorreções	5

5.3 - Sim, uma vez que são do mesmo metal.

15 pontos

## 6. Material e reagentes

O aluno tem de realizar corretamente aos seguintes tópicos:

Material e equipamento a usar
<ul style="list-style-type: none"><li>○ Bico de Bunsen</li><li>○ Fio de platina ou ansa de Cr/Ni</li><li>○ Vidro azul de cobalto</li><li>○ Vidro de relógio</li><li>○ Espátula</li><li>○ Espectroscópio de bolso</li><li>○ Gobelé</li><li>○ Pipeta volumétrica de 10 mL</li><li>○ Luvas</li><li>○ Pompete</li></ul>

Reagentes necessários
<ul style="list-style-type: none"><li>○ HCl concentrado</li><li>○ Nitrato de lítio</li><li>○ Cloreto de sódio</li><li>○ Cloreto de potássio</li><li>○ Cloreto de cálcio</li><li>○ Cloreto de bário</li><li>○ Cloreto de cobre</li></ul>

Descrição	Pontuação
Referiu corretamente todos os tópicos	25
Referiu corretamente (13 a 16) tópicos	20
Referiu corretamente (8 a 12) tópicos	12
Referiu corretamente (4 a 7) tópicos	7
Referiu corretamente (1 a 3) tópicos	3

## 7. Registo de observações

O aluno tem de realizar corretamente aos seguintes tópicos:

Sólido	Cor da chama (visão direta)	Cor da chama (vidro de cobalto)	Cor das riscas de espectroscópio de bolso
Nitrato de lítio	vermelho-carmim	vermelho-violeta	vermelho-amarelo-azul e violeta
Cloreto de sódio	amarela	-----	amarelo
Cloreto de potássio	violeta	vermelho-violeta	violeta
Cloreto de cálcio	vermelho-amarelada	cinza-esverdeada	Vermelho tijolo
Cloreto de bário	verde	verde-azulada	verde amarelada
Cloreto de cobre	verde	verde-azulada	verde azulada

Descrição	Pontuação
Referiu corretamente todos os tópicos	25
Referiu corretamente (14 a 17) tópicos	20
Referiu corretamente (9 a 13) tópicos	14
Referiu corretamente (5 a 8) tópicos	8
Referiu corretamente (1 a 4) tópicos	3

## 8. Questões pós-laboratoriais

8.1 O aluno tem de realizar corretamente aos seguintes tópicos:

**Tópico A:** Os metais mais fáceis de identificar foram o cobre e o lítio.

**Tópico B:** O mais difícil foi o sódio, bário e o cálcio, devido às cores serem muito idênticas, o que impede uma identificação conclusiva.

Descrição	Pontuação
Respondeu corretamente aos dois tópicos	20
Respondeu corretamente a um dos tópicos e cometeu algumas incorreções no outro tópico	13
Só respondeu corretamente a um dos tópicos	8
Respondeu com algumas incorreções aos dois tópicos	5

**8.2** - Não tem a ver com a cor do sal. (A cor da chama depende da desexcitação dos átomos do metal)

Nota: O aluno não tem de responder o que está dentro do parêntesis.

15 pontos

**8.3** - O aluno tem de realizar corretamente as seguintes etapas:

**Etapa A:** Quando os fabricantes desejam produzir fogo-de-artifício coloridos, misturam à pólvora compostos de certos elementos químicos apropriados, utilizam sais de diferentes metais na mistura explosiva (pólvora) para que, produzam cores diferentes.

**Etapa B:** Para obter as cores pretendidas usam-se sais de vários metais: amarelo - sódio; vermelho-carmim - estrôncio; azul-esverdeado - cobre; verde - bário; violeta - potássio; vermelho - cálcio.

**Etapa C:** Na hora em que a pólvora explode, a energia produzida excita os eletrões desses átomos, ou seja, os eletrões "saltam" de níveis de menor energia (mais próximos do núcleo) para níveis de maior energia (mais distantes). Quando retornam aos níveis de menor energia, liberam a energia que absorveram, na forma de luz colorida.

Descrição	Pontuação
Respondeu corretamente a todas as etapas	20
Respondeu corretamente a duas das etapas e cometeu algumas incorreções na outra etapa.	16
Respondeu corretamente a uma das etapas e cometeu algumas incorreções nas outras etapas.	11
Só respondeu corretamente a uma das etapas	5

Questão	1	2	3	4	5.1	5.2	5.3	6.	7.	8.1	8.2	8.3	TOTAL
Cotação	5	5	15	20	20	15	15	25	25	20	15	20	200



## Anexo VIII - Texto de apoio sobre impulsão

### 5 - Impulsão

#### 5.1 - Por que razão conseguimos flutuar na água?

Já todos verificámos que parecemos mais leves dentro de água e que é mais fácil flutuar na água salgada do que na água doce. Porquê?



Figura 24

Foi o grego **Arquimedes \*** (fig. 24) quem explicou estes factos, há mais de 2000 anos. Conta a lenda que estava Arquimedes a tomar banho numa banheira quando largou a correr, nu, pelas ruas da cidade a gritar: “Eureka eureka”, que significa “Descobri, descobri!” (fig. 25)



Figura 25

Arquimedes observou que deslocava uma certa quantidade de água da banheira e que o seu peso lhe parecia menor. E explicou isto dizendo que, sobre um corpo mergulhado num fluido, para além do peso, atua uma outra força, chamada **impulsão**.

#### **Arquimedes \***

- *foi um dos maiores físicos, matemáticos e inventores da Antiguidade e de todos os tempos. Este descobriu um método para calcular  $\pi$  (uma proporção numérica originada da relação entre as grandezas do perímetro de uma circunferência e seu diâmetro) utilizando séries (Geometria e Matemática);*
- *descobriu o princípio da alavanca e contribuiu para a fundação da Hidrostática (Física) e criou várias máquinas tanto para uso civil como para bélico.*

***"Dêem-me uma alavanca e um ponto de apoio e eu moverei o mundo".***

*Arquimedes nasceu em Siracusa, Sicília em 287 a.C, filho de Phílias, que era astrónomo. Na juventude, estudou em Alexandria, com um dos discípulos de Euclides, Cónon.*

*Arquimedes foi morto por engano em 212 a.C, na sua cidade natal, durante a Segunda Guerra Púnica, quando alguns soldados romanos o viram – sem saber que era ele – desenhar uns círculos na areia da praia de Siracusa, mandando-o embora, mas este resistiu, porque não queria perder o raciocínio levando-o assim a uma trágica morte provocada pelos seus principais admiradores.*

A impulsão, que se simboliza por  $I$ , é uma força:

- exercida sobre o corpo pelo fluido onde se encontra parcial ou totalmente imerso;
- tem direção vertical e sentido de baixo para cima (é sempre oposta ao peso).

É a impulsão que faz com que, por exemplo, uma rolha flutue na água, o peso é equilibrado pela impulsão (fig. 26), sendo nula a força resultante.

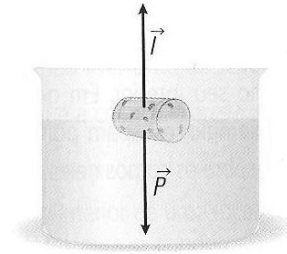


Figura 26

$$I = P_{\text{fluido deslocado}} \Leftrightarrow I = m_{fd} \times g \Leftrightarrow I = \rho_{\text{fluido}} \times V_{fd} \times g$$

$\rho_{\text{fluido}}$  - densidade do líquido

$V_{fd}$  - Volume do fluido deslocado

$g$  - valor da aceleração da gravidade

$$P_{fd} = m_{fd} \times g$$

$$\rho_{\text{fluido}} = \frac{m_{fd}}{V_{fd}}$$

Podem ocorrer 3 situações quando se coloca um corpo totalmente imerso num fluido:

- Se  $P > I$ , o corpo afunda. Neste caso  $\rho_{\text{corpo}} > \rho_{\text{fluido}}$ .

- Se  $P = I$ , o corpo flutua no interior do fluido, isto é,  $\rho_{\text{corpo}} = \rho_{\text{fluido}}$ .

- Se  $P < I$ , o corpo sobe. Neste caso  $\rho_{\text{corpo}} < \rho_{\text{fluido}}$ . Ou seja, o objeto dirige-se para a superfície, emergindo uma parte dele até que se verifique a condição de flutuação:  $P = I$ .

Se medirmos o peso de um corpo dentro de água com um dinamómetro (fig. 27) obteremos um valor inferior ao seu peso real. O que medimos com o dinamómetro é o peso aparente, que é dado por:

Peso aparente = peso - impulsão

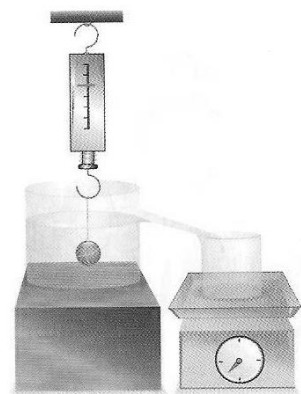


Figura 27

**Peso aparente = peso - impulsão  $\Rightarrow$  Impulsão = peso - peso aparente**

Podemos saber o valor da impulsão calculando o peso da quantidade de água que o corpo deslocou quando foi introduzido no recipiente (fig. 27). Essa intensidade é dada pela chamada Lei de Arquimedes.

## Lei de Arquimedes

Um corpo mergulhado num fluido sofre uma força vertical, dirigida de baixo para cima, de valor igual ao peso do volume de fluido deslocado.

5.2 - Por que razão os barcos de aço flutuam no mar, mas um prego do mesmo material se afunda?

Se atirmos um prego de aço à água vemos que ele afunda (fig. 28). No entanto, os navios são feitos essencialmente de aço e não se afundam (fig. 29). Acontece que a impulsão equilibra o peso dos navios.

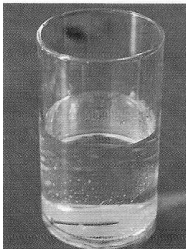


Figura 28



Figura 29

Mas se uma peça metálica tiver a forma de uma concha, podemos verificar que já flutua. Tal acontece porque o volume imerso é maior e, portanto, o volume de água deslocada também é maior. A impulsão aumenta com o volume imerso, de acordo com a Lei de Arquimedes.

A forma dos cascos dos navios destina-se a aumentar o volume imerso. Quanto mais carregado estiver, maior será o volume do casco dentro de água e maior será a impulsão.

Embora num barco a flutuar o peso e a impulsão tenham de se compensar, tal não é suficiente! Em geral, o peso está aplicado no centro de massa do corpo (CM), mas a impulsão está aplicada no “centro de impulsão” (CI), que é o centro de massa do volume deslocado (fig. 30).



Figura 30

Os dois centros podem não coincidir. É, contudo, necessário que estejam sobre a mesma vertical (fig. 31), que representa um barco a flutuar. Se tal não acontecer, o barco poderá rodar (fig. 32).

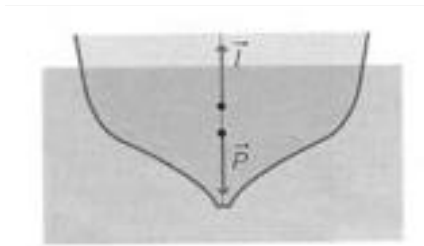


Figura 31

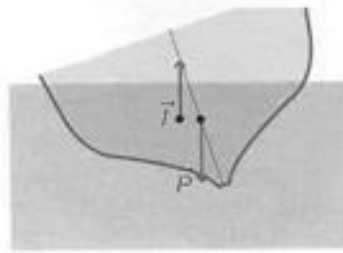


Figura 32

Num submarino existem depósitos onde se faz entrar água, ou de onde se retira água, com o auxílio de bombas, (fig. 33). Tal como a carga no barco, a água que entra tem que ficar distribuída para que o submarino não vire! Quando entra água no submarino ele fica mais pesado, podendo o peso superar a impulsão. Neste caso, o submarino submerge. Quando se remove a água dos depósitos, o submarino fica mais leve e emerge. Tal como o barco, o submarino flutua à superfície quando a impulsão equilibra o peso.

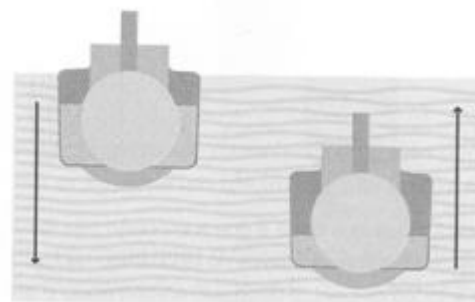


Figura 33

Mas a impulsão também depende do fluido. Se mergulharmos um ovo (fresco) em água doce ele afunda, mas se o mergulharmos em água muito salgada ele flutua. É que a água salgada é mais densa do que a água doce, pelo que o peso do volume de líquido deslocado é maior!

Quanto maior for a densidade do fluido maior será o valor da impulsão. Por isso, o casco de um barco a navegar no mar alto aparece mais à vista do que se o barco navegar num rio (fig. 34).

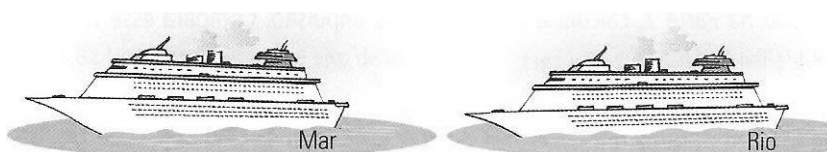


Figura 34

Pelo mesmo motivo um banhista no Mar Morto, um grande lago em Israel que é extremamente salgado, fica sempre a flutuar à tona de água (Fig. 35), mesmo que não saiba nadar.



Figura 35

Verificamos então que:

- ✚ para o mesmo volume imerso, quanto maior for a densidade do fluido maior será a intensidade da impulsão;
- ✚ para corpos imersos no mesmo fluido, quanto maior for o volume imerso do corpo maior será a intensidade da impulsão.



## Anexo IX - PowerPoint - Impulsão

### 1 - Impulsão

#### 1.1 – Por que razão conseguimos flutuar na água?

Já todos verificamos que parecemos mais leves dentro de água e que é mais fácil flutuar na água salgada do que na água doce. Porquê?

Foi o grego Arquimedes (fig. 24) quem explicou estes factos



fig. 24

Arquimedes observou que deslocava uma certa quantidade de água da banheira e que o seu peso lhe parecia menor. E explicou isto dizendo que, sobre um corpo mergulhado num fluido, para além do peso, atua uma outra força, chamada **impulsão**.

#### Arquimedes \*

- foi um dos maiores físicos, matemáticos e inventores da Antiguidade e de todos os tempos. Este descobriu um método para calcular  $\pi$  (uma proporção numérica originada da relação entre as grandezas do perímetro de uma circunferência e seu diâmetro) utilizando séries (Geometria e Matemática);
- descobriu o princípio da alavanca e contribuiu para a fundação da Hidrostática (Física) e criou várias máquinas tanto para uso civil como para bélico.

**"Dêem-me uma alavanca e um ponto de apoio e eu moverei o mundo".**

Arquimedes nasceu em Siracusa, Sicília em 287 a.C, filho de Filias, que era astrónomo. Na juventude, estudou em Alexandria, com um dos discípulos de Euclides, Cónon.

Arquimedes foi morto por engano em 212 a.C, na sua cidade natal, durante a Segunda Guerra Púnica, quando alguns soldados romanos o viram – sem saber que era ele – desenhar uns círculos na areia da praia de Siracusa, mandando-o embora, mas este resistiu, porque não queria perder o raciocínio levando-o assim a uma trágica morte provocada pelos seus principais admiradores.

A impulsão, que se simboliza por  $I$ , é uma força:

- exercida sobre o corpo pelo fluido onde se encontra parcial ou totalmente imerso;
- tem direção vertical e sentido de baixo para cima (é sempre oposta ao peso).

É a impulsão que faz com que, por exemplo, uma rolha flutue na água (fig. 26).

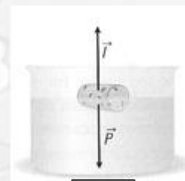


fig. 26

$$I = P_{\text{fluido deslocado}} \Leftrightarrow I = m_{fd} \times g \Leftrightarrow I = \rho_{\text{fluido}} \times V_{fd} \times g$$

$\rho_{\text{fluido}}$  – densidade do líquido

$V_{fd}$  – Volume do fluido deslocado

$g$  – valor da aceleração da gravidade

$$P_{fd} = m_{fd} \times g$$

$$\rho_{\text{fluido}} = \frac{m_{fd}}{V_{fd}}$$

Se medirmos o peso de um corpo dentro de água com um dinamómetro (fig. 27) obteremos um valor inferior ao seu peso real. O que medimos com o dinamómetro é o peso aparente, que é dado por:

$$\text{Peso aparente} = \text{peso} - \text{impulsão} \Rightarrow \text{Impulsão} = \text{peso} - \text{peso aparente}$$

Podemos saber o valor da impulsão pesando a quantidade de água que o corpo deslocou quando foi introduzido no recipiente (fig.27). Essa intensidade é dada pela chamada Lei de Arquimedes.

Peso aparente = peso – impulsão



fig. 27

### Lei de Arquimedes

Um corpo mergulhado num fluido sofre uma força vertical, dirigida de baixo para cima, de valor igual ao peso do volume de fluido deslocado.

### 1.2 – Por que razão os barcos de aço flutuam no mar, mas um prego do mesmo material se afunda?

Se atirmos um prego de aço à água vemos que ele afunda (fig. 28).

fig. 28

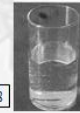


fig. 29

No entanto, os navios são feitos essencialmente de aço e não se afundam (fig. 29).

Se uma peça metálica tiver a forma de uma concha, podemos verificar que já flutua. Tal acontece porque o volume imerso é maior e, portanto, o volume de água deslocada também é maior. **A impulsão aumenta com o volume imerso**, de acordo com a Lei de Arquimedes.

A forma dos cascos dos navios destina-se a aumentar o volume imerso. Quanto mais carregado estiver, maior será o volume do casco dentro de água e maior será a impulsão.

Num barco a flutuar o peso e a impulsão têm de se compensar, mas tal não é suficiente! Em geral, o peso está aplicado no centro de massa do corpo (CM), mas a impulsão está aplicada no “centro de impulsão” (CI), que é o centro de massa do volume deslocado (fig. 30).



Figura 30

Os dois centros podem não coincidir. É, contudo, necessário que estejam sobre a mesma vertical (fig. 31), que representa um barco a flutuar. Se tal não acontecer, o barco poderá rodar (fig. 32).

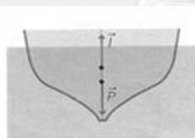


Figura 31

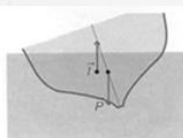


Figura 32

Num submarino existem depósitos onde se faz entrar água, ou de onde se retira água, com o auxílio de bombas, (fig. 33). Tal como a carga no barco, a água que entra tem que ficar distribuída para que o submarino não vire!

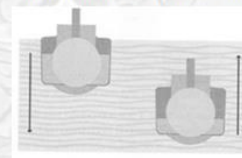


Figura 33

Quando entra água no submarino ele fica mais pesado, podendo o peso superar a impulsão.

**Neste caso, o submarino submerge.**

Quando se remove a água dos depósitos, o submarino fica mais leve e emerge. Tal como o barco, o submarino flutua à superfície quando a impulsão equilibra o peso.

**Mas a impulsão também depende do fluido.**

Se mergulharmos um ovo (fresco) em água doce ele afunda, mas se o mergulharmos em água muito salgada ele flutua.

É que a **água salgada é mais densa do que a água doce**, pelo que o peso do volume de líquido deslocado é maior!

**Mas a impulsão também depende do fluido.**

Se mergulharmos um ovo (fresco) em água doce ele afunda, mas se o mergulharmos em água muito salgada ele flutua.

É que a **água salgada é mais densa do que a água doce**, pelo que o peso do volume de líquido deslocado é maior!

Quanto **maior for a densidade do fluido maior será o valor da impulsão**. Por isso, o casco de um barco a navegar no mar alto aparece mais à vista do que se o barco navegar num rio (fig. 34).



fig. 34

$$I = \rho_{\text{fluido}} \times V_{fd} \times g$$

Verificamos então que:

**Para o mesmo volume imerso, quanto maior for a densidade do fluido maior será a intensidade da impulsão.**

**Para corpos imersos no mesmo fluido, quanto maior for o volume imerso do corpo maior será a intensidade da impulsão.**



# Anexo X - Atividade laboratorial - Estática e dinâmica dos fluidos - Impulsão



*Cursos Profissionais*                      *PTAL12*                      *Ano letivo 2012/13*  
*Tecnologia Química*                      *Módulo TQ2*

## *Estática e dinâmica dos fluidos - Impulsão*

*Nome:* \_\_\_\_\_ *Nº* \_\_\_\_\_ *Turma:* \_\_\_\_\_

### *Atividade Laboratorial 3*

#### **Objetivos do Trabalho**

Com este trabalho pretende-se:

Verificar experimentalmente a Lei de Arquimedes.

Aprender e consolidar o manuseamento de algum equipamento de laboratório.

#### **Questão pré-laboratoriais:**

1 - De acordo com a lei de Arquimedes, quais são os fatores de que depende a Impulsão?

2 - Se compararmos o Peso do corpo com a Impulsão sofrida por este, é fácil concluir se o corpo afunda ou se vem à superfície. Explica como é que isso acontece.

#### **Procedimento A:**

##### **Verificação experimental da Lei de Arquimedes**

Material	Compostos e “corpos”
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ copo,</li><li>➤ canivete ou x-ato</li><li>➤ vareta de vidro</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ água da torneira;</li><li>➤ sal;</li><li>➤ uma batata.</li></ul>

Procede da seguinte forma:

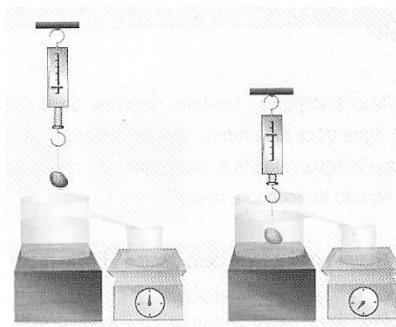
## 1ª Parte

- ✓ Descasca uma batata e corta-a em pedaços de diferentes dimensões;
- ✓ Coloca os pedaços de batata num copo com água e observa;
- ✓ Dissolve uma grande quantidade de sal no copo com a mistura água-batata e observa.

## 2ª Parte

Material	Compostos e “corpos”
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ recipiente com saída lateral (pode ser substituído por garrafa plástica com furo lateral no cimo);</li><li>➤ balança;</li><li>➤ dinamómetro.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ água;</li><li>➤ pesos.</li></ul>

- Pendura um peso no dinamómetro e mede o seu peso;
- Com o material indicado, faz a montagem da figura ao lado;
- Coloca o peso, pendurado no dinamómetro, no recipiente com água;
- Anota o valor lido no dinamómetro;
- Recolhe a água no copo e mede o seu peso.



## Procedimento B: (Fazer o professor)

### Ludião

Material	Compostos
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Garrafa de plástico com rolha.</li><li>➤ Clips.</li><li>➤ Seringa de plástico sem agulha.</li><li>➤ Alicates.</li><li>➤ Navalha ou x-ato.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Água.</li></ul>

1 - Coloca-se os clips dentro da seringa.

2 - Fecha-se a parte superior da seringa com a borracha do êmbolo (corta-se o êmbolo se necessário).

3 - Encher a garrafa de água até quase ao cimo e colocar lá dentro a seringa com os clips, de modo a que fique na vertical. Se isso não acontecer coloca-se mais clips dentro da seringa, até que isso aconteça.

Se pelo contrário a seringa for ao fundo retira-se alguns clips de modo a que esta flutue.



4 - Observa a demonstração do professor e regista tudo o que aches de importante.

#### **Questões Pós-Laboratoriais:**

##### **Relativamente ao procedimento A**

###### **1ª Parte**

- ✓ Redige um texto descrevendo e explicando o que observaste.

###### **2ª Parte**

- ✓ A partir dos valores indicados no dinamómetro, calcula a intensidade da impulsão. Compara esse valor com o valor do peso da água deslocada. Tira conclusões.

##### **Relativamente ao procedimento B**

- 1 - Faz uma descrição do que observaste, explicando porque é que pressionando a garrafa, a seringa afunda e quando a deixas de pressionar ela volta a flutuar?
- 2 - Compara a tua descrição da pergunta anterior com a resposta que deste na pergunta dois das questões pré laboratoriais.



## Anexo XI - Critérios de correção da Atividade laboratorial Estática e dinâmica dos fluidos - Impulsão



Cursos Profissionais

PTAL12

Ano letivo 2012/2013

Tecnologia Química

Módulo TQ2

**Atividade Laboratorial 3**

**Critérios de correção**

	Q. pré-laboratoriais		Q. pós-laboratoriais pro A		Q. pós-laboratoriais pro B	
Pontos	18	20	16	20	18	8
Questões	1	2	1	2	1	2
	Volume do corpo - 6 pontos	Se $P > l$ , o corpo afunda. (Neste caso $\rho$ corpo $>$ $\rho$ fluido) - 6 pontos	Refere que na água sem sal os pedaços de batata afundam ( $P > l$ ) - 6 pontos	Realizou as medições corretamente e apresentou todos os dados - 6 pontos	Inicialmente o peso do ludião é menor que a impulsão - 4 pontos	Refere que a descrição é parecida - 2 pontos
	Densidade do líquido em que o corpo é imerso - 6 pontos	Se $P = l$ , o corpo flutua no interior do fluido, ( $\rho$ corpo = $\rho$ fluido) - 6 pontos	Refere que na água com sal os pedaços de batata vêm ao cimo, flutuando ( $P < l$ ) - 6 pontos	Utilizou corretamente a fórmula $l = \text{Peso} - \text{Peso Aparente}$ - 6 pontos	Quando a garrafa é comprimida, a pressão aumenta, a água presente no interior da seringa pressiona o ar, proporcionando a entrada de água. - 1 a 6 pontos	Se $P > l$ , o corpo afunda - 2 pontos
	Explica utilizando a fórmula da lei de Arquimedes - 1 a 6 pontos	Se $P < l$ , o corpo sobe. (Neste caso $\rho$ corpo $<$ $\rho$ fluido. Ou seja, o objeto dirige-se para a superfície, emergindo uma parte dele até que se verifique a condição de flutuação: $P = l$ ) - 1 a 6 pontos	Explica utilizando a fórmula da lei de Arquimedes (se aumenta a densidade do fluido aumenta a impulsão - 1 a 4 pontos	Efetua corretamente os cálculos - 1 a 4 pontos	O ludião fica mais pesado e afunda - 4 pontos	Se $P = l$ , o corpo flutua no interior do fluido. - 2 pontos.

	Realiza o esquema - 2 pontos		Encontrou valores próximos (Impulsão com Volume de líquido deslocado) - 4 pontos	Soltando a garrafa, a pressão diminui e o volume da bolha no interior do ludião torna-se maior, aumentando o valor da impulsão. Isto faz com que o ludião flutue novamente. - 1 a 4 pontos	Se $P < l$ , o corpo sobe. Ou seja, o objeto dirige-se para a superfície, emergindo uma parte dele até que se verifique a condição de flutuação: $P = l$ - 2 pontos
--	------------------------------	--	--	--	---