

**Universidade do Minho**  
Escola de Ciências

Maria Fernanda Antunes de Oliveira

**Relatório de atividade profissional**

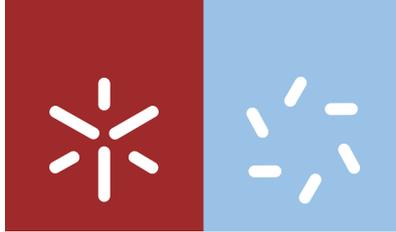
Mestrado em Ciências - Formação Contínua  
de Professores  
Área de Especialização em Física e Química

Mestrado em Ciências - Formação Contínua de Professores  
Área de Especialização em Física e Química

Maria Fernanda Antunes de Oliveira

UMinho | 2016

outubro de 2016



**Universidade do Minho**

Escola de Ciências

Maria Fernanda Antunes de Oliveira

## **Relatório de atividade profissional**

Ao abrigo do Despacho RT-38/2011

Mestrado em Ciências - Formação Contínua  
de Professores

Área de Especialização em Física e Química

Trabalho efetuado sob a supervisão da

**Professora Doutora Maria Alice Gonçalves Carvalho**

## **Agradecimentos**

À Professora Doutora Maria Alice Gonçalves Carvalho, orientadora da tese de mestrado em Ciências – Formação Contínua de Professores, pela generosidade, sageza e experiência que partilhou durante este processo.

Agradeço a sua disponibilidade, pelo *feedback* que me deu, fundamental no sentido de uma orientação conducente à eficácia científica do meu trabalho de investigação.

## **Resumo**

O relatório de atividade profissional, no âmbito do Mestrado em Ciências – Formação contínua de professores, área de especialização de Física e Química, ao abrigo do despacho RT – 38/2011, cuja aplicação é regulamentada pela circular VRT/RVC-01/2012; constitui uma reflexão crítica de treze anos de docência, enquanto professora de Física e Química.

O supramencionado relatório está organizado em quatro capítulos: introdução; enquadramento científico; atividade profissional e conclusão.

No capítulo I, o tema: “Compostos de Carbono” é enquadrado no âmbito dos programas curriculares da disciplina de Físico-Química do terceiro ciclo e do ensino secundário.

O desenvolvimento do tema escolhido é realizado no segundo capítulo. É apresentada uma retrospectiva histórica e dado destaque à importância do elemento Carbono, por ser indispensável à existência da vida - seja ela animal ou vegetal. O desenvolvimento de conceitos integrados no programa curricular da disciplina de Ciências Físico-Químicas, com uma profundidade superior à exigida no básico e secundário, também foi contemplado.

No terceiro capítulo é apresentado um resumo das atividades profissionais desenvolvidas ao longo de treze anos de profissão e efetuada uma reflexão sobre as experiências e competências adquiridas ao longo dos anos enquanto docente profissionalizada de Física e Química.

No quarto capítulo é efetuada uma análise crítica sobre o impacto que algumas formações tiveram na atualização e enriquecimento dos meus conhecimentos científicos e da forma como esse aprofundamento se refletiu na prática docente e nas aprendizagens dos alunos. É também efetuada uma reflexão sobre os projetos de carácter científico e as mais-valias no sucesso e na formação escolar dos alunos.

## **Abstract**

The professional activity report within the Master's Degree of Science - Continuous Training of Teachers, specialization of Physics and Chemistry under the order RT - 38/2011, which is regulated by VRT / RVC-01/2012; is a critical reflection of thirteen years of teaching as a physics and chemistry teacher.

This report is organized into four chapters: introduction; scientific background; professional activity and conclusion.

In chapter I, the topic: "Carbon Compounds" will be situated in the curriculum of Physics and Chemistry for elementary and high school.

The development of the chosen theme is carried out in the second chapter. A historical retrospective will be made and the importance of the carbon element will be emphasized, because it's necessary to the existence of all living creatures. It will also be integrated in concepts of the subjects of Physics and Chemistry with further development than the one that is required in elementary and high schools.

The third chapter is a summary of professional activities over thirteen years of teaching and a reflection on the experience and skills acquired over the years as a Physics and Chemistry teacher.

In the fourth chapter, a critical analysis of the impact that some courses had to update and enrich my scientific knowledge will be carried out and how that is reflected in the teaching practice and student learning. A reflection on the scientific projects and capital gains in the success and schooling of students will be managed too.

## Índice

AGRADECIMENTOS .....	iii
RESUMO .....	iv
ABSTRACT .....	v
ÍNDICE .....	vi
ÍNDICE DE FIGURAS .....	viii
ÍNDICE DE TABELAS .....	x
CAPÍTULO I- INTRODUÇÃO .....	1
CAPÍTULO II- COMPOSTOS DE CARBONO .....	4
2.1- Evolução do modelo atômico .....	4
2.2-Números quânticos .....	9
2.2.1- Número quântico Principal: $n$ .....	9
2.2.2- Número quântico de momento angular: $\ell$ .....	10
2.2.3- Número quântico magnético $m_\ell$ .....	10
2.2.4- Número quântico de spin eletrônico $m_s$ .....	10
2.3-Orbitais .....	11
2.3.1- Orbitais $s$ .....	11
2.3.2- Orbitais $p$ .....	11
2.3.3- Orbitais $d$ .....	12
2.4-Energia das orbitais .....	13
2.5-Configuração eletrônica .....	14
2.6-Ligação química .....	16
2.6.1-Ligação covalente .....	19
2.7-Geometria molecular .....	20
2.8-Teoria da ligação de valência .....	24
2.9-Teoria das orbitais moleculares (TOM) .....	29
2.10-Funções orgânicas .....	33
2.10.1-Hidrocarbonetos .....	34
2.10.2-Hidrocarbonetos aromáticos .....	38
2.10.3-Haloalcanos .....	41
2.10.4-Álcoois .....	41
2.10.5-Éteres .....	42

2.10.6-Aldeídos e cetonas.....	42
2.10.7-Ácidos carboxílicos, ésteres e amidas .....	43
2.10.7.1-Ácidos carboxílicos .....	44
2.10.7.2-Ésteres.....	44
2.10.7.3-Amidas.....	45
2.11-Aminas .....	46
2.12-Variedade alotrópica do carbono e suas aplicações .....	46
CAPÍTULO III- ATIVIDADE PROFISSIONAL .....	52
3- Atividade profissional .....	52
3.1- Projetos desenvolvidos .....	52
3.1.1- <i>Atelier</i> da ciência divertida .....	52
3.1.2- Projeto escola eletrão .....	53
3.1.3- Clube das ciências .....	54
3.2- Atividades desenvolvidas .....	55
3.2.1- Laboratório aberto .....	55
3.2.2- Olimpíadas da química .....	58
3.2.3- Visitas de estudo .....	59
3.2.4- Observação noturna .....	61
3.2.5- Figura do mês .....	62
3.2.6- Planetário móvel .....	63
3.3- Ações de formação .....	63
3.3.1- Oficina de formação subordinada ao tema “ A componente experimental no ensino das ciências” .....	63
3.3.2- Ação de formação “Astronomia <i>Hands-On-</i> Descobrir o Cosmos” .....	66
3.3.3- Seminários Sobre as Novas Metas e Programas do Ensino Secundário de Física e Química” .....	68
3.3.4- Ação de formação “Circuitos elétricos - Experimentar e refletir” .....	70
3.4- Outras formações.....	70
3.4.1- Ação de formação “I Jornadas Pedagógicas: Problemas de convivência na escola do século XXI” .....	70
3.4.2- Ação de formação “II jornadas sobre proteção à infância e juventude” ..	71
3.4.3- Competência digital (Nível I) .....	72

3.4.3- Ação de formação “ <i>Developing Digital Skills in your Classroom online course on the European Schoolnet Academy</i> ” .....	73
CAPÍTULO IV- CONCLUSÃO .....	74

### Índice de Figuras

<b>Figura 1-</b> (a) Segundo a teoria atômica de Dalton, os átomos de um elemento são todos iguais, mas diferentes dos outros elementos. (b) Composto resultante da associação de X e Y. Neste caso, a proporção de átomos de X para os átomos Y é de 2:1 .....	5
<b>Figura 2-</b> Tubo de raios catódicos com um campo elétrico perpendicular à direção dos raios e sob a ação de um campo magnético externo.....	6
<b>Figura 3-</b> Representação da probabilidade de encontrar o eletrão numa dada região do espaço (nuvem eletrónica e curva de probabilidade) .....	9
<b>Figura 4-</b> Diagrama de superfície fronteira das orbitais $1s, 2s$ e $3s$ do hidrogénio .....	11
<b>Figura 5-</b> Diagrama de superfície fronteira das orbitais $2p$ .....	12
<b>Figura 6-</b> Diagrama de superfície fronteira das orbitais $d$ .....	12
<b>Figura 7-</b> Níveis energéticos das orbitais de um átomo polieletrónico. ....	13
<b>Figura 8-</b> Diagrama de Pauling.....	15
<b>Figura 9-</b> Notação de Lewis para os elementos dos blocos $s$ e $p$ até ao quarto período da tabela periódica.....	16
<b>Figura 10-</b> Variação da energia de dois átomos de hidrogénio em função da distância internuclear.....	17
<b>Figura 11-</b> Representação de Lewis para o átomo de carbono. ....	19
<b>Figura 12-</b> Estrutura de Lewis e modelo 3D da molécula de metano. ....	20
<b>Figura 13-</b> Estrutura de Lewis e modelo 3D da molécula de dióxido de carbono. ....	20
<b>Figura 14-</b> Estrutura e modelo 3D da molécula de etino.....	20
<b>Figura 15-</b> Estrutura de Lewis e representação a três dimensões da geometria linear da molécula de dióxido de carbono.....	23
<b>Figura 16-</b> Estrutura de Lewis e representação a três dimensões da geometria tetraédrica da molécula de metano. ....	23
<b>Figura 17-</b> Formação de ligações $\sigma$ e $\pi$ por sobreposição de orbitais atómicas $s$ e $p$ . ...	24
<b>Figura 18-</b> Formação das quatro orbitais híbridas $sp^3$ . ....	26
<b>Figura 19-</b> Ligações na molécula de metano.....	26
<b>Figura 20-</b> Formação da molécula de etano. ....	27
<b>Figura 21-</b> Hibridização $sp^2$ de um átomo de carbono. ....	27

<b>Figura 22-</b> Ligações $\sigma$ entre os átomos de carbono e entre os átomos de carbono e os átomos de hidrogénio (a). Formação da ligação $\pi$ por coalescência lateral das orbitais $2p_z$ (b). Ligações $\sigma$ e $\pi$ na molécula de eteno (c). .....	28
<b>Figura 23-</b> Hibridização $sp$ de um átomo de carbono. ....	28
<b>Figura 24-</b> Ligações $\sigma$ entre os átomos de carbono e entre os átomos de carbono e os átomos de hidrogénio (a). Formação da ligação $\pi$ por coalescência lateral das orbitais $2p_y$ e $2p_z$ (b). Ligações $\sigma$ e $\pi$ na molécula de etino (c). Hibridação e esquema de ligação do etino. ....	29
<b>Figura 25-</b> Fórmula de estrutura da molécula de oxigénio. ....	30
<b>Figura 26-</b> Formação das orbitais moleculares sigma ligante ( $\sigma$ ) e sigma antiligante ( $\sigma^*$ ). ....	30
<b>Figura 27-</b> Diagrama de energia para a formação das orbitais moleculares, sigma ligante e sigma antiligante, da molécula de hidrogénio a partir das orbitais atómicas dos respetivos átomos. ....	31
<b>Figura 28-</b> Diagrama geral de energia das orbitais moleculares para as moléculas diatómicas homonucleares do segundo período com a exceção do $F_2$ e $O_2$ .....	32
<b>Figura 29-</b> Propriedades de moléculas diatómicas homonucleares de elementos do 2.º período. ....	33
<b>Figura 30-</b> Fórmula de estrutura e a três dimensões das moléculas ciclopropano e ciclobutano. ....	35
<b>Figura 31-</b> Fórmulas de estrutura do limoneno que se encontra na casca do limão e da laranja (a), o $\beta$ -caroteno, pigmento que dá a cor às cenouras (b) e reação de polimerização (c). ....	36
<b>Figura 32-</b> Fórmula de estrutura da molécula de etinilestradiol.....	38
<b>Figura 33-</b> Fórmula de estrutura e a três dimensões da molécula de benzeno .....	38
<b>Figura 34-</b> Rede de ligação $\sigma$ no benzeno e formação das orbitais $\pi$ no benzeno. ....	40
<b>Figura 35-</b> (a)Representação de estrutura de Kekulé para o benzeno e (b) estrutura do híbrido de ressonância. ....	40
<b>Figura 36-</b> Fórmulas de estrutura do estireno (a) e o fenol (b).. ....	41
<b>Figura 37-</b> Fórmula geral dos éteres. ....	42
<b>Figura 38-</b> Fórmulas gerais para aldeídos e para as cetonas. ....	43
<b>Figura 39-</b> Fórmula de estrutura da ciclohexona (a) e o nylon 6,6 (b) . ....	43
<b>Figura 40-</b> Fórmula geral dos ácidos carboxílicos .....	44
<b>Figura 41-</b> Fórmula geral dos ésteres .....	44

<b>Figura 42-</b> Representação genérica da reação de esterificação .....	45
<b>Figura 43-</b> Fórmula de estrutura do butanoato de pentila .....	45
<b>Figura 44-</b> Representação genérica das amidas primárias, secundárias e terciárias.....	45
<b>Figura 45-</b> Formula de estrutura da ureia. ....	46
<b>Figura 46-</b> Representação genérica das aminas primárias secundárias e terciárias.....	46
<b>Figura 47-</b> Formulas de estrutura da metilamina (a), metanfetamina (b) e anilina (c)...	46
<b>Figura 48-</b> Representação esquemática da grafite. ....	47
<b>Figura 49-</b> Representação esquemática do grafeno. ....	48
<b>Figura 50-</b> Representação esquemática do diamante. ....	49
<b>Figura 51-</b> Representação esquemática do fulereno. ....	49
<b>Figura 52-</b> Representação esquemática de nanotubo de carbono de parede simples (a) e nanotubo de carbono de parede múltipla (b). ....	50
<b>Figura 53-</b> <i>Atelier</i> da Ciência Divertida. ....	53
<b>Figura 54-</b> Imagens do Clube das Ciências: visita dos alunos do 1.º ciclo (a) (b); atividades realizadas pelo clube (c) (d). ....	55
<b>Figura 55-</b> Ciência divertida. ....	56
<b>Figura 56-</b> Manhãs das ciências. ....	57
<b>Figura 57-</b> Olimpíadas da química júnior. ....	59
<b>Figura 58-</b> Pavilhão da água. ....	60
<b>Figura 59-</b> Museu do homem (a) e casa das ciências (b). ....	60
<b>Figura 60-</b> Barragem de Lindoso.....	61
<b>Figura 61-</b> Observação noturna (a). Trabalhos realizados pelos alunos do 7.º ano (b)... ..	62
<b>Figura 62-</b> Figura do mês: (a). Trabalhos realizados pelos alunos do 9.º Ano: (b) e (c). ....	62
<b>Figura 63-</b> Comunidade educativa criada no portal <i>Open Discovery Space</i> (ODS). ....	66
<b>Figura 64-</b> Construção da maquete fases da lua. ....	67
<b>Figura 65-</b> Espectroscópio.....	67
<b>Figura 66-</b> Projeto Faulkes <i>Telescope</i> .....	68
<b>Figura 67-</b> Relógio solar.....	68
<b>Índice de tabelas</b>	
<b>Tabela 1-</b> Número de elétrons por nível de energia.....	10
<b>Tabela 2-</b> A relação entre os valores de $\ell$ e o tipo de orbital .....	10
<b>Tabela 3-</b> Relação entre os números quânticos e as orbitais atômicas .....	12

<b>Tabela 4-</b> Afinidade eletrônica e energia de ionização dos elementos do segundo período da tabela periódica. ....	18
<b>Tabela 5-</b> Arranjo espacial dos pares de elétrons em torno de um átomo central A numa molécula e a geometria de moléculas e iões simples em que o átomo central não possui pares isolados.....	22
<b>Tabela 6-</b> Relação entre a ordem de ligação, tipo de ligações e elétrons efetivamente ligantes.....	31
<b>Tabela 7-</b> Alguns hidrocarbonetos saturados.....	34
<b>Tabela 8-</b> Grupos alquilo .....	34
<b>Tabela 9-</b> Alguns hidrocarbonetos insaturados (alcenos) .....	36
<b>Tabela 10-</b> Alguns hidrocarbonetos insaturados (alcinos) .....	37
<b>Tabela 11-</b> Comprimento e energia de ligação carbono-carbono para o etano, eteno e etino .....	37
<b>Tabela 12-</b> Cálculo do número de Orbitais Atômicas (OA) e número de elétrons de valência para a molécula de benzeno .....	39
<b>Bibliografia</b> .....	75
<b>Anexos</b> .....	83

## Capítulo I- Introdução

### 1- Introdução

O propósito do relatório da atividade profissional, de acordo com as metas curriculares do ensino básico para o ensino da Física Química, é preparar os alunos para uma vida satisfatória e completa no mundo do século XXI. Deste modo, o currículo deve estimular o entusiasmo e interesse pela ciência de modo a que os jovens se sintam confiantes e competentes para se envolverem com matérias científicas e técnicas; ajudar os jovens a adquirir uma compreensão vasta e geral das ideias importantes e das bases explicativas das ciência e dos procedimentos do inquérito científico, que têm maior impacto no nosso ambiente e na nossa cultura em geral e possibilitar o aprofundamento de conhecimento quando é necessário, quer por interesse pessoal dos alunos, quer por motivação de percurso profissional <sup>1</sup>.

No ensino secundário, deve ter-se em consideração aquilo que o ensino básico contempla, valorizando aprendizagens anteriores dos alunos e ajudando-os, porventura, a reinterpretar conhecimentos prévios, alargando os seus conhecimentos, criando-lhes estímulos para o trabalho individual, aumentando-lhes a autoestima e ajudando-os a prepararem-se para percursos de trabalho cada vez mais independentes. No que concerne à Física e à Química, estas devem, além disso, tornar os alunos conscientes do papel das ciências supracitadas na explicação de fenómenos do mundo que os rodeia.

Os objetivos gerais no ensino da Física e da Química do ensino secundário são:

- Caracterizar o objeto de estudo da Física e da Química enquanto Ciências;
- Compreender conceitos (físicos e químicos) e a sua interligação, leis e teorias;
- Compreender a importância de ideias centrais, tais como as leis de conservação e a tabela periódica dos elementos químicos;
- Compreender o modo como alguns conceitos físicos e químicos se desenvolveram, bem como algumas características básicas do trabalho científico necessárias ao seu próprio desenvolvimento;
- Compreender alguns fenómenos naturais com base em conhecimento físico e/ou químico;
- Conhecer marcos importantes na história da Física e da Química;
- Reconhecer o impacto do conhecimento físico e químico na sociedade;
- Diferenciar explicação científica de não científica;

- Referir áreas de intervenção da Física e da Química em contextos pessoais, sociais, políticos, ambientais, entre outros;

- Interpretar a diversidade de materiais existentes e a fabricar;
- Desenvolver competências sobre processos e métodos da Ciência, incluindo a aquisição de competências práticas/laboratoriais/experimentais.

Através desta disciplina, os alunos poderão ainda desenvolver aprendizagens importantes no que respeita à formação no domínio da Ciência, mas que a extravasam largamente por se inserirem num quadro mais vasto de educação para a cidadania democrática, nomeadamente:

- Compreender o contributo das diferentes disciplinas para a construção do conhecimento científico, e o modo como se articulam entre si;
- Desenvolver a capacidade de selecionar, analisar, avaliar de modo crítico, informações em situações concretas Física e Química A – 10º Ano;
- Desenvolver capacidades de trabalho em grupo: confrontação de ideias, clarificação de pontos de vista, argumentação e contra-argumentação na resolução de tarefas, com vista à apresentação de um produto final;
- Desenvolver capacidades de comunicação de ideias oralmente e por escrito;
- Ser crítico e apresentar posições fundamentadas quanto à defesa e melhoria da qualidade de vida e do ambiente;
- Desenvolver o gosto por aprender.<sup>2</sup>

O tema: “Compostos de Carbono “ integra-se no programa do ensino básico de Física Química, no domínio “ Classificação dos Materiais”, precisamente no subdomínio “O Carbono e os Hidrocarbonetos”. Refere-se a importância dos compostos de Carbono para o nosso dia a dia, o que são hidrocarbonetos e há ainda referências a outros compostos de carbono, nomeadamente as famílias de compostos orgânicos, em que se agrupam as várias substâncias orgânicas em famílias, possuindo cada uma destas famílias um grupo funcional que a caracteriza e a distingue de todas as outras.<sup>3</sup> É referida a aplicação do petróleo na nossa sociedade, nomeadamente como fonte de energia e em alguns plásticos como o polietileno. Também é referida a variedade alotrópica do carbono nomeadamente o diamante, grafite e grafeno.

No ensino secundário, o tema supracitado integra-se no domínio “Ligação Química”, no subdomínio “Estrutura de Moléculas Orgânicas e Biológicas”, no qual é dada uma grande importância ao átomo de Carbono, um elemento com características especiais

que faz parte da constituição de um vasto número de compostos orgânicos ou compostos de Carbono, em particular a gasolina, cujo componente principal é o octano; medicamentos; plásticos; corantes; tecidos; aromas de frutos; pigmentos; resinas e no álcool. Repete-se mais aprofundadamente, a nomenclatura dos hidrocarbonetos em grupos funcionais. E mais uma vez é referida a variedade alotrópica do carbono nomeadamente o diamante, grafite e grafeno.

## **Capítulo II- Compostos de carbono**

### **2- Compostos de carbono**

#### **2.1- Evolução do modelo atômico**

O modo como hoje se conhece o átomo resulta da evolução de centenas e centenas de anos, pois os cientistas tiveram sempre a necessidade de saber como é o seu “interior”, por isso investigaram a constituição, o tamanho, a representação dos átomos e construíram modelos. Estes são designados por modelos atômicos. Um modelo atômico é uma “imagem” que os cientistas foram construindo para descrever o átomo, embora não descreva a realidade. Trata-se apenas uma “imagem” que só é útil em Ciência enquanto fenómeno(s) conhecido(s). Quando aparece um fenómeno que não pode ser explicado por um dado modelo, o modelo tem que ser modificado ou abandonado, o que aconteceu com os sucessivos modelos atômicos.

A primeira ideia de átomo surgiu na antiga Grécia. Alguns filósofos, de entre os quais Demócrito, já, no século V a.C., admitiam que toda e qualquer matéria seria formada por minúsculas partículas indivisíveis, denominadas por átomos. Este conceito perdurou até ao final do século XIX.

Em 1808, o cientista inglês John Dalton apresentou a sua teoria atômica, conhecida como teoria atômica de Dalton, que marca o início da era moderna da Química. As hipóteses em que Dalton se baseou para enunciar a sua teoria foram as seguintes: os elementos são constituídos por partículas muito pequenas chamadas átomos. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos, tendo em particular o mesmo tamanho, massa, e propriedades químicas. Os átomos de diferentes elementos químicos diferem entre si em pelo menos uma propriedade; os compostos são constituídos por átomos de mais de um elemento. Em qualquer composto, a razão entre os números de átomos de dois elementos constituintes é um número inteiro, ou então uma fração simples; todas as reações químicas consistem na separação, combinação e rearranjo de átomos, mas nunca na criação ou destruição destes.<sup>4</sup>



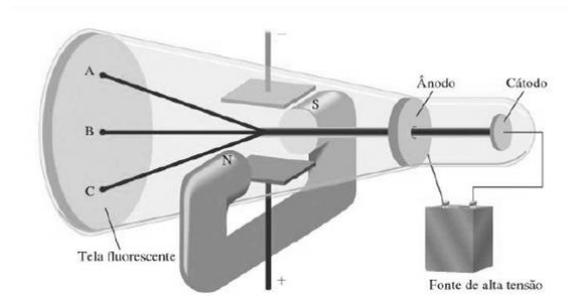


Fig.2- Tubo de raios catódicos com um campo elétrico perpendicular à direção dos raios e sob a ação de um campo magnético externo

Os símbolos N e S representam os polos do magneto. Os raios catódicos atingem o fundo do tubo: no ponto A quando o campo magnético é aplicado na ausência de um campo elétrico; no ponto C quando se aplica apenas um campo elétrico; no ponto B quando não há campos aplicados ou estes se anulam um ao outro. Estes resultados são explicados pelo facto do eletrão possuir carga elétrica negativa.<sup>4</sup>

Em 1896, a descoberta da radioatividade, por Becquerel, permitiu usar as radiações libertadas por materiais radioativos, como o urânio, para conhecer melhor a constituição interna do átomo.

Rutherford, em 1910, decidiu utilizar um feixe de partículas  $\alpha$  (partículas com carga positiva), para estudar a estrutura atômica. Levou a cabo várias experiências, em que utilizou folhas muito finas de ouro e de outros metais e bombardeou-as com radiações  $\alpha$ . Verificou que a maioria das partículas  $\alpha$  atravessavam as folhas, quer imperturbadas, quer com pequenos desvios em relação à trajetória inicial. Havia também partículas que sofriam deflexões significativas, podendo mesmo retroceder para a fonte. Percebeu, assim, que a carga positiva do átomo estaria concentrada numa pequena zona densa e central do átomo e que a maior parte do volume do átomo era espaço vazio. Á minúscula região do centro do átomo, positivamente carregada, chamou núcleo. Aí se concentrava quase toda a massa do átomo, e movendo-se em torno dela os eletrões.

Em 1914, Rutherford denominou as partículas de carga positiva presentes no núcleo como protões.

O modelo de Rutherford deixava ainda por responder certas questões. Sabia-se que o átomo de hidrogénio continha só um protão, e que o átomo de hélio possuía dois protões. Deste modo, uma vez que a massa dos eletrões é muito pequena, pelo que a sua

contribuição pode ser desprezada, poder-se-ia dizer que a massa do hélio deveria ser o dobro da massa do hidrogénio. No entanto, sabia-se que a massa do hélio era quatro vezes maior. Devido a esta constatação Rutherford e outros cientistas postularam a existência de outra partícula subatômica também situada no núcleo.<sup>4</sup> A prova da sua existência foi fornecida por Chadwick, em 1932. Chadwick bombardeou uma folha de berílio com partículas  $\alpha$  e observou que uma radiação não era desviada. Verificou-se, mais tarde, que estes raios eram constituídos por partículas neutras de massa ligeiramente superior à dos prótons. Chadwick chamou-lhes neutrões.<sup>4</sup>

No final do séc. XIX, o estudo da interação da luz com a matéria começou a revelar alguns problemas. Quando um corpo é aquecido emite uma radiação cuja cor, ou seja, cuja frequência varia com a temperatura. A este fenómeno chama-se radiação de corpo negro e é impossível de explicar se admitirmos que a luz se propaga através de ondas eletromagnéticas. Um outro exemplo diz respeito ao comportamento de alguns metais que, ao serem iluminados por certos tipos de luz, ejetam elétrons produzindo uma corrente elétrica- efeito fotoelétrico. Para explicar a radiação do corpo negro, o físico Planck propôs uma solução matemática. Mais tarde Einstein mostrou que a ideia de Planck também explicava o efeito fotoelétrico. Surgia assim uma teoria corpuscular da luz. A luz pode ser interpretada como sendo composta por partículas com uma certa energia designadas fotões.

Einstein e Planck mostraram que a energia de cada um dos fotões era diretamente proporcional à sua frequência:  $E = h\nu$ . Nesta equação,  $h$  é a constante de proporcionalidade, a que se chama constante de Planck.<sup>5</sup>

Niels Bohr, não muito depois das descobertas de Planck e Einstein, baseando-se no modelo de Rutherford, propôs, pela primeira vez, uma interpretação do espectro do átomo de hidrogénio, usando-o para explicar a estrutura interna dos átomos. Segundo Bohr, o elétron só pode ser encontrado em determinadas órbitas, ou seja, movimentam-se em torno do núcleo descrevendo órbitas fixas. A cada uma dessas órbitas está associado um determinado valor de energia. O modelo de Bohr explica satisfatoriamente o espectro do átomo de hidrogénio, no entanto, não permite interpretar os dados obtidos para os outros elementos químicos.<sup>6</sup>

Nos anos seguintes ao desenvolvimento do modelo de Bohr, no que concerne ao átomo de hidrogénio, Einstein propôs o princípio da dualidade onda-partícula da radiação eletromagnética. Este princípio tem a aceitação da comunidade científica, ao

ponto de Louis de Broglie o estender à matéria, sugerindo que todas as partículas teriam também um comportamento ondulatório.

Em 1924, Broglie propôs que o elétron tem um comportamento ondulatório, quando se move em torno do núcleo, sendo comprovado experimentalmente, poucos anos depois por Clinton Davisson e Lester. Germer.

O reconhecimento da natureza ondulatória do elétron introduziu novas limitações à teoria da estrutura atômica, pelo facto de deixar de ser possível especificar a localização precisa de uma partícula quando esta se comporta como onda.

Os estudos de difração eletrónica revelam que a natureza ondulatória e a natureza corpuscular de um elétron não podem ser observadas simultaneamente.<sup>6</sup>

Mais tarde, Werner Heisenberg resolveu esta aparente contradição com a introdução do conceito da complementaridade: o elétron pode ser observado com precisão como partícula ou como onda, mas nunca simultaneamente sob as duas formas.

Werner Heisenberg, em 1925 formulou o chamado princípio da incerteza de Heisenberg, segundo o qual é impossível conhecer simultaneamente e com exatidão a posição e a velocidade da partícula subatômica. Abandonou-se então o conceito de trajetória do elétron para dar lugar ao conceito da probabilidade de o elétron se encontrar numa determinada região do espaço.<sup>6</sup>

Erwin Schrodinger foi um dos primeiros cientistas a formular uma teoria tendo em conta a dualidade onda-partícula. Em 1926, formulou a chamada equação de Schrodinger para proceder ao cálculo das funções de onda e, conseqüentemente, descrever o comportamento de partículas subatômicas num espaço restrito. Perante o sucesso em explicar diversos fenómenos, que o modelo de Bohr não explicava, a comunidade científica acabou por adotar o modelo quântico.<sup>6</sup>

De acordo com o modelo quântico, a nuvem eletrónica representa a distribuição da densidade eletrónica à volta do núcleo atômico, correspondendo as regiões mais densas à maior probabilidade de encontrar o elétron. Há maior probabilidade de localizar os elétrões dos átomos nas zonas mais próximas do núcleo atômico. Essa probabilidade vai diminuindo para zonas mais afastadas do núcleo. Em síntese, o átomo é constituído por um núcleo central onde se encontram os protões e os neutrões. À volta do núcleo, movem-se os elétrões, constituindo assim a nuvem eletrónica. (fig.3).<sup>6</sup>

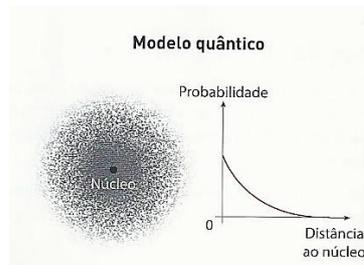


Fig.3- Representação da probabilidade de encontrar o elétron numa dada região do espaço (nuvem eletrônica e curva de probabilidade)

O tamanho do núcleo e do átomo não estão representados numa escala real. Para ter uma ideia da dimensão dos átomos pode-se recorrer às analogias do austríaco-americano Fritjof Capra, nas quais se imagina uma laranja com o tamanho da Terra e os átomos, dessa laranja, teriam o tamanho de cerejas. Todavia, o núcleo continuaria invisível.

## 2.2- Números quânticos

Em Mecânica Quântica são necessários três números quânticos para descrever a distribuição dos elétrons dos átomos. Estes números quânticos resultam da solução matemática da equação de Schrodinger para o átomo de hidrogénio. Estes são denominados por número quântico principal  $n$ , número quântico de momento angular  $l$  e número quântico magnético  $ml$ . Estes números quânticos são usados para descrever as orbitais atômicas e para caracterizar os elétrons que nelas se encontram. Um quarto número quântico, o número quântico de spin  $ms$ , descreve o comportamento específico de cada elétron e completa a descrição dos elétrons nos átomos.<sup>7</sup>

Com o modelo quântico, abandona-se, então, o conceito de órbita e passa a falar-se em orbital.

### 2.2.1- Número quântico Principal: $n$

O número quântico principal está relacionado com a distância média do elétron ao núcleo numa determinada orbital. Uma orbital é definida como sendo a região do espaço onde há maior probabilidade de encontrar o elétron com uma dada energia.

O elétron no átomo não pode existir num qualquer estado de energia, só são permitidos alguns estados, com valores de energia bem definidos, ou níveis de energia bem definidos.<sup>7</sup>

O número quântico principal pode assumir os valores  $n = 1, 2, 3, \dots$

O valor de  $n$  relaciona-se com a distância média de um elétron ao núcleo, numa dada orbital, ou seja, com o tamanho da orbital;

O número máximo de elétrons por cada nível é  $2n^2$ ;

Quanto maior for  $n$ , maior é a distância média de um elétron numa orbital ao núcleo e, portanto, maior é a orbital.

Tabela 1. Número de elétrons por nível de energia	
Nível de energia ( $n$ )	N.º de elétrons por nível de energia ( $2n^2$ )
1	2
2	8
3	18
$n$	$2n^2$

### 2.2.2- Número quântico de momento angular: $\ell$

O número quântico de momento angular pode assumir os valores  $\ell = 0, \dots, n - 1$ ;

Fornecer informação sobre a “forma” das orbitais.

Tabela 2- A relação entre os valores de $\ell$ e o tipo de orbital						
$\ell$	0	1	2	3	4	5
Designação da orbital	s	p	d	f	g	h

### 2.2.3- Número quântico magnético: $m_\ell$

O número quântico magnético,  $m_\ell$ , descreve a orientação da orbital no espaço. O valor de  $m_\ell$  depende do valor de número quântico de momento angular,  $\ell$ . Para um dado valor de  $\ell$ , há  $(2\ell+1)$  valores inteiros de  $m_\ell$ , cujos valores são  $-\ell; (-\ell+1); \dots; 0; \dots; (+\ell-1); +\ell$ .<sup>7</sup>

### 2.2.4- Número quântico de spin eletrônico: $m_s$

As experiências realizadas em espectros de emissão de hidrogênio e sódio mostraram a necessidade de um quarto número quântico para descrever completamente o comportamento do elétron num átomo. Nessas experiências foi revelado que as riscas do espectro de emissão podiam ser desdobradas pela aplicação de um campo magnético externo. Desta forma, conseguiu-se um modo de explicar resultados foram explicados considerando que os elétrons se comportavam como pequenos ímanes. Se se pensar nos elétrons, como estando a rodar sobre o seu próprio eixo, as propriedades magnéticas podem ser justificadas.

De acordo com a teoria eletromagnética, uma carga em rotação gera um campo magnético e é esse movimento que faz o elétron comportar-se como um íman. Para ter em conta o movimento giratório do elétron, usa-se um quarto número quântico, denominado por número quântico de spin ( $m_s$ ), que tem os valores de  $+\frac{1}{2}$  ou  $-\frac{1}{2}$ . Estes valores correspondem aos dois spins possíveis.<sup>7</sup>

## 2.3- Orbitais atômicas

### 2.3.1- Orbitais s

Uma orbital não tem uma forma definida porque a função de onda que caracteriza a orbital estende-se do núcleo até ao infinito. Apesar do elétron se poder encontrar em qualquer ponto do espaço, sabemos que se encontra quase sempre perto do núcleo. As características mais importantes das orbitais atômicas são as suas formas e dimensões relativas, que são adequadamente representadas pelos diagramas de superfície fronteira. A densidade eletrónica de uma orbital decresce à medida que aumenta a distância ao núcleo e há cerca de 90% de probabilidade de encontrar o elétron numa zona esférica centrada no núcleo, o que permite traçar o diagrama de superfície fronteira.

Todas as orbitais têm forma esférica, mas diferem no tamanho, que aumenta à medida que aumenta o número quântico principal (fig.4).<sup>8</sup>

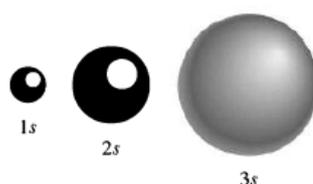


Fig.4- Diagrama de superfície fronteira das orbitais  $1s$ ,  $2s$  e  $3s$  do hidrogénio

### 2.3.2- Orbitais p

Só existem orbitais  $p$  a partir do número quântico principal  $n=2$ . Começando então com  $n=2$  e  $\ell=1$ , o  $m_l$  pode assumir três valores,  $-1$ ,  $0$  e  $+1$ . Estes dados permitem concluir que existem 3 orbitais  $p$  com orientações diferentes, ou seja  $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$ . As letras em índice indicam os eixos segundo os quais as orbitais estão orientadas. Os diagramas de superfície fronteira das orbitais  $p$  mostram que cada orbital  $p$  pode ser vista como dois lóbulos. Tal como as orbitais  $s$ , as orbitais  $p$  aumentam de tamanho no sentido das orbitais  $2p$  para as  $3p$ ,  $4p$  e assim sucessivamente (fig.5).<sup>9</sup>

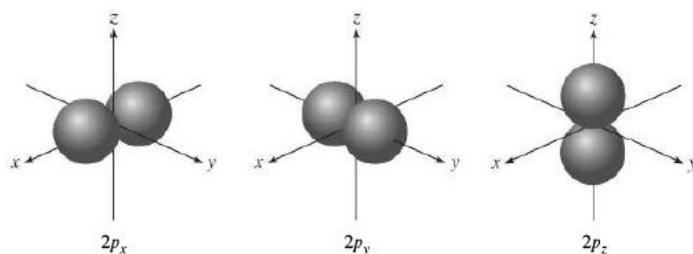


Fig.5- Diagrama de superfície fronteira das orbitais  $2p$

### 2.3.3- Orbitais $d$

Quando  $\ell=2$ , temos cinco valores possíveis de  $m_\ell$ ,  $-2, -1, 0, +1, +2$ , que correspondem a cinco orbitais  $d$ . O valor mais baixo de  $n$  para uma orbital  $d$  é três. Quando  $n=3$  e  $\ell=2$  obtêm-se cinco orbitais  $3d$ :  $3d_{xy}$ ,  $3d_{yz}$ ,  $3d_{x^2-y^2}$  e  $3d_{z^2}$ . Tal como as orbitais  $p$ , as diferentes orientações das orbitais  $d$  correspondem a diferentes valores de  $m_\ell$ . As orbitais  $d$  nas quais  $n$  é superior a 3, têm formas similares (fig.6).<sup>9</sup>

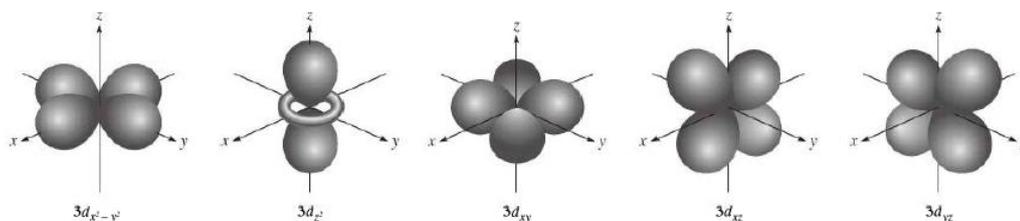


Fig.6- Diagrama de superfície fronteira das orbitais  $d$

A tabela 3 mostra a relação entre os números quânticos e as orbitais atômicas.

Tabela 3- Relação entre os números quânticos e as orbitais atômicas

$n$	$l$	$m_l$	Número de orbitais atômicas	Designação das orbitais atômicas
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1,0,1	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
3	0	0	1	3s
	1	-1,0,1	3	$3p_x, 3p_z, 3p_y$
	2	-2,-1,0,1,2	5	$3d_{xy}, 3d_{yz}, 3d_{xz}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$
.	.	.	.	.
.	.	.	.	.
.	.	.	.	.

## 2.4- Energia das orbitais

Os diferentes tipos de orbitais têm energias diferentes entre si.

Para determinar a distribuição dos elétrons nos átomos é necessário conhecer as energias relativas das orbitais atômicas. No átomo de hidrogênio, átomo monoelétrico, a energia de um elétron é determinada apenas pelo seu número quântico principal  $n$ . Para os átomos polieletrônicos já não acontece o mesmo, pois o nível de energia depende do número quântico principal  $n$  e também do número quântico de momento angular  $l$ .<sup>10</sup>

No entanto a energia total de um átomo não depende só da energia das orbitais dependendo também das repulsões entre os elétrons nessas orbitais.<sup>10</sup>

A figura 7 representa os níveis energéticos das orbitais de um átomo polieletrônico.

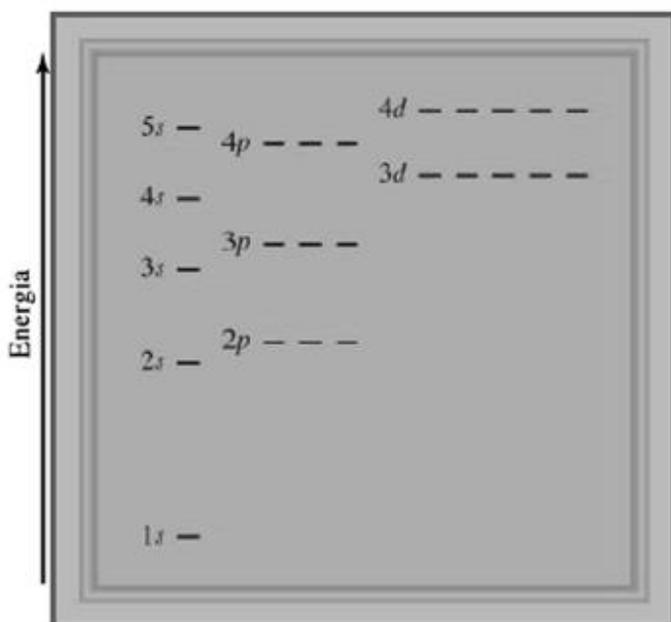


Fig.7- Níveis energéticos das orbitais de um átomo polieletrônico.

Para os átomos polieletrônicos a orbital 3d está muito próxima da orbital 4s. A energia de um átomo é inferior quando a orbital 4s é preenchida antes das orbitais 3d.<sup>10</sup>

## 2.5- Configuração eletrônica

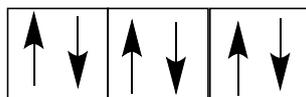
Segundo o Princípio da exclusão de Pauli nenhum par de elétrons num átomo pode ter os quatro números quânticos iguais. Se dois elétrons num átomo têm os mesmos valores de  $n$ ,  $l$  e  $m_l$  (isto é, estes elétrons estão na mesma orbital atômica), então têm de ter diferentes valores de  $m_s$ . Apenas dois elétrons podem existir na mesma orbital atômica e estes elétrons têm de ter spins opostos.<sup>11</sup>

Assim, por exemplo, para cada orbital  $1s$ , podemos ter dois elétrons, ambos com o mesmo número quântico principal  $n=1$  e tipo de orbital  $s$ , mas com *spins* em sentidos opostos.

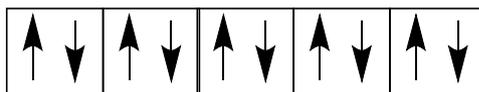
É muito frequente usar diagramas de caixas para representar as orbitais e a orientação dos elétrons. A orbital  $s$  é representada por uma “caixa”.



As orbitais  $p$  por três “caixas”:



As orbitais  $d$  por cinco “caixas”.



As setas dentro do diagrama representam possíveis movimentos do spin.

Quando os átomos possuem mais do que um elétron deve-se preencher completamente as orbitais de menor energia e só depois se passa para a orbital de energia seguinte.

Assim, pode-se concluir que nas orbitais  $s$ , só podem estar, no máximo, dois elétrons. Nas orbitais  $p$ , para cada  $n$ , existem três orbitais degeneradas (orbitais com a mesma energia), onde podem estar, no máximo, seis elétrons (dois por cada orbital). Nas orbitais  $d$ , para cada  $n$ , existem cinco orbitais degeneradas, onde podem estar, no máximo, dez elétrons (dois por cada orbital).<sup>12</sup>

A configuração eletrônica do átomo de carbono obedece ao princípio da construção ou de Aufbau, regra de Hund.

Segundo o princípio da construção, os elétrons distribuem-se pelas orbitais por ordem crescente de energia. Desta forma, a configuração eletrônica resultante corresponde ao estado de energia mais baixa do átomo, estado fundamental.

O diagrama de Pauling, também denominado diagrama de Aufbau (construção), apresenta a ordem pela qual os subníveis são preenchidos num átomo polieletrônico (fig.8).



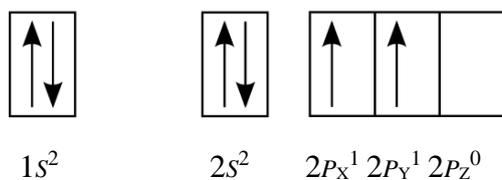
Fig.8- Diagrama de Pauling

Nas orbitais, que têm a mesma energia (os mesmo valores de  $n$  e  $\ell$ ), a distribuição dos elétrons é feita a partir das regras estabelecidas por Hund:

1. Nas orbitais degeneradas (com a mesma energia), em primeiro lugar “entra” um elétron com o mesmo valor de  $m_s$  (spin) para cada uma dessas orbitais (primeiro semipreenchem-se as orbitais com a mesma energia).  $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

2. Os restantes elétrons “entram” de seguida, preenchendo totalmente as orbitais, respeitando a regra do emparelhamento, isto é, a regra dos *spins* opostos.  $2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$

Deste modo, a configuração eletrônica do átomo de carbono é  $1s^2 2s^2 2p^2$ , ou seja,  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ . Usando o diagrama de caixa e seta, a configuração eletrônica para o átomo de carbono é



A configuração do átomo de carbono mostra que este possui 4 elétrons de valência que são os elétrons do último nível de energia que se encontram distribuídos por três orbitais de valência.

## 2.6- Ligação química

As diferentes propriedades das substâncias devem-se, sobretudo, às diferentes ligações existentes entre os átomos e à sua organização espacial. O desenvolvimento da Tabela Periódica e o conhecimento das configurações eletrônicas dos elementos químicos forneceu aos químicos uma base para entender a formação dos compostos.

Em 1916, Gilbert Newton Lewis e Walter Kössel propuseram, de forma independente, uma explicação lógica para entender a formação dos compostos com base na configuração eletrônica dos gases nobres, que ficou conhecida como regra do octeto de Lewis: “*os gases nobres possuem o nível mais exterior com oito elétrons de valência, com a exceção do Hélio, que fica completo com dois elétrons. Sendo estes elementos os mais estáveis, os restantes elementos, ao unirem-se, procuram captar, ceder ou partilhar elétrons no último nível de energia até atingirem uma configuração eletrônica semelhante a um gás nobre*”.

Deve salientar-se que esta regra não é geral, sendo válida, fundamentalmente, para os elementos do 2.º e 3.º períodos da tabela periódica. Segundo a teoria de Lewis, só os elétrons do último nível de energia é que participam nas ligações químicas, dado que os elétrons mais internos do átomo são mais fortemente atraídos pelo seu núcleo atômico. Assim, uma forma conveniente de representar os elétrons de valência que são utilizados na ligação química é através da Notação de Lewis.<sup>13</sup>

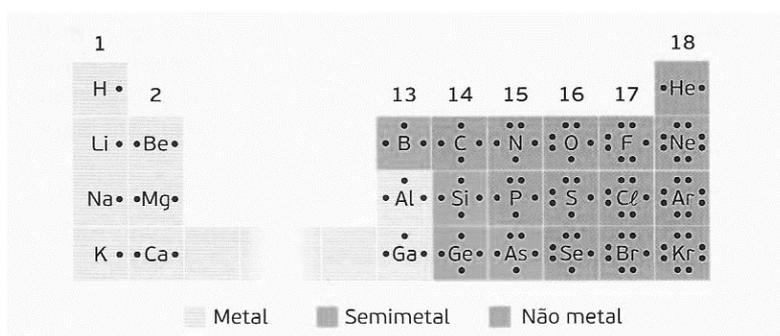


Fig.9- Notação de Lewis para os elementos dos blocos *s* e *p* até ao quarto período da tabela periódica

Um sistema tenta sempre reduzir a sua energia para alcançar maior estabilidade-Princípio Fundamental da Natureza. A energia total de uma molécula é inferior à energia dos átomos que a compõem quando estão separados. As moléculas são mais estáveis do que os átomos que as compõem quando se encontram isolados (fig.10).

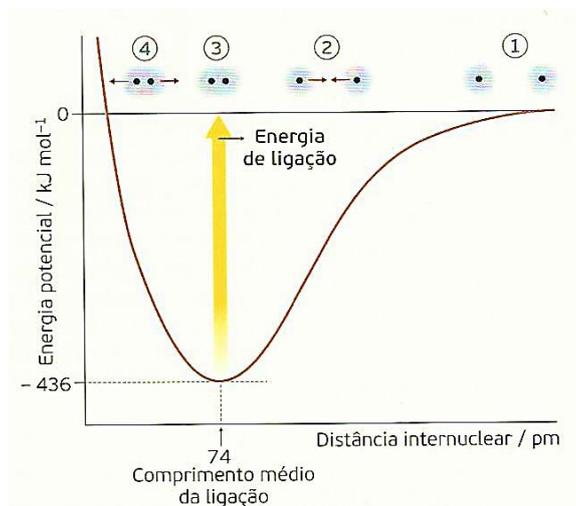


Fig.10- Variação da energia potencial de dois átomos de hidrogénio em função da distância internuclear

Na posição 1, quando os dois átomos estão afastados um do outro, não interagem entre si e a energia é zero. <sup>14</sup>

Na posição 2, à medida que os átomos se aproximam, cada núcleo começa a atrair o eletrão do outro átomo. Também há forças de repulsão entre os dois núcleos e entre os dois eletrões, mas são fracas. A energia vai diminuindo, tomando valores cada vez mais negativos. <sup>14</sup>

Na posição 3, os núcleos atingem uma distância mínima, correspondente a uma energia mínima, à qual está associado um estado de máxima estabilidade. As nuvens eletrónicas de cada átomo misturam-se e dá-se a formação da molécula de H<sub>2</sub>.

Na posição 4, se tentássemos aproximar ainda mais os núcleos, as forças de repulsão entre os núcleos e os eletrões tornavam-se mais intensas e a energia da molécula aumentava. O sistema tornava-se instável. <sup>14</sup>

À distância de equilíbrio a que os núcleos estão, quando a molécula se forma, chama-se comprimento de ligação.

A energia de ligação corresponde à energia que se liberta quando se forma essa ligação. O seu valor também corresponde à energia que é necessário fornecer para quebrar a ligação entre os átomos. <sup>14</sup>

Quando as moléculas se formam, as nuvens eletrónicas dos átomos que as compõem misturam-se. <sup>14</sup>

A molécula de H<sub>2</sub> é um exemplo de uma molécula estável a que se aplica a curva da fig.10.

Existem duas propriedades periódicas que podem auxiliar a compreender o comportamento dos átomos, são elas a energia de ionização e a afinidade eletrónica. A energia de ionização traduzida pela equação (1), é a energia mínima necessária para remover um eletrão de um átomo gasoso no seu estado fundamental.<sup>15, 16</sup>



A afinidade eletrónica, por sua vez, é a variação de energia que ocorre quando um eletrão é captado por um átomo no estado gasoso e pode ser traduzida pela equação (2).<sup>15, 16</sup>



A tabela quatro mostra as energias de ionização e as afinidades eletrónicas para os elementos do segundo período da tabela periódica.

Tabela 4. Afinidade eletrónica e energia de ionização dos elementos do segundo período da tabela periódica.		
Elementos	Afinidade eletrónica (kJ.mol <sup>-1</sup> )	Energia de ionização (kJ.mol <sup>-1</sup> )
Li	60	520
Be	(≤0) *	899
B	27	801
C	122	1086
N	0	1400
O	141	1314
F	328	1680
Ne	(< 0) *	20180

\* Os valores entre parenteses são estimativas.

As afinidades eletrónicas são difíceis de medir, pelo facto dos aniões de muitos elementos serem instáveis. Quanto mais positiva é a afinidade eletrónica de um dado elemento maior é a afinidade de um átomo desse elemento aceitar um eletrão, ou seja mais estável é o anião.

Verifica-se que ao longo do período da esquerda para a direita há um aumento da tendência de aceitar o eletrão.

Confirma-se que o néon, tal como os restantes gases nobres, apresenta o nível eletrónico mais externo completamente preenchido, o que lhe confere baixa reatividade e elevada estabilidade.

Segundo Lewis e Kössel os elementos químicos irão estabelecer ligações químicas com outros átomos de forma a adquirir uma configuração eletrónica igual à do gás nobre. Assim, a capacidade que os átomos apresentam de atrair os eletrões, mais ou menos para si, vai definir a natureza das ligações químicas que irão estabelecer.

Dependendo dos átomos envolvidos, podem gerar-se ligações químicas de três tipos: ligação iónica, ligação metálica e ligação covalente.<sup>15, 16</sup> Atendendo a que este trabalho apenas apresenta compostos de carbono e o carbono estabelece ligações covalentes com outros elementos, apenas se irá abordar a ligação covalente.

### 2.6.1- Ligação covalente

As ligações covalentes estabelecem-se por partilha de eletrões de valência dos átomos, passando esses eletrões a ser atraídos simultaneamente pelos dois núcleos.

Como citado anteriormente, para representar estas ligações químicas, usa-se a notação de Lewis, em que cada átomo é representado pelo símbolo químico do elemento, rodeado por um ponto (.) ou cruz (x) por cada eletrão de valência do átomo desse elemento.

Sendo a configuração eletrónica do carbono:  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ , tendo 4 eletrões no último nível de energia (eletrões de valência), a representação de Lewis para o átomo de carbono é a seguinte (fig.11):

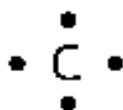


Fig.11- Representação de Lewis para o átomo de carbono

Com a representação de Lewis para o átomo de carbono, é de prever que os átomos deste elemento partilhem quatro eletrões para completarem o octeto, ficando isoeletrónicos do néon. É o que acontece, por exemplo, na molécula de metano,  $CH_4$ , onde o átomo de carbono forma quatro ligações covalentes simples com quatro átomos de hidrogénio (fig.12).

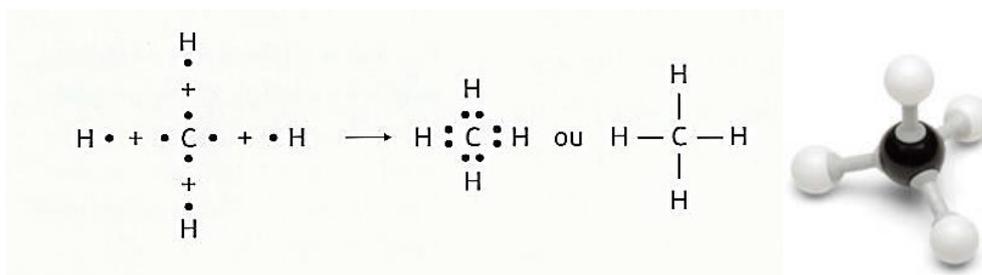


Fig.12- Estrutura de Lewis e modelo 3D da molécula de metano

Mas esta não é a única forma do átomo de carbono adquirir estabilidade. No caso da molécula de dióxido de carbono, que é constituída por dois átomos de oxigénio e um átomo de carbono, cada átomo de oxigénio necessita de partilhar dois eletrões para completar o octeto de eletrões, enquanto o átomo de carbono necessita de partilhar quatro eletrões de valência. O átomo de carbono partilha os quatro eletrões com os dois átomos de oxigénio através de ligações covalentes duplas, (ligações em que há partilha de dois pares de eletrões), ficando os três átomos com o octeto de eletrões completo (fig.13).<sup>17</sup>

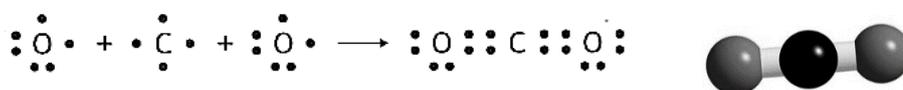


Fig.13- Estrutura de Lewis e modelo 3D da molécula de dióxido de carbono

Quando há a partilha de três pares de eletrões, diz-se que a molécula estabelece uma ligação covalente tripla, como no caso da molécula de etino. (fig.14)



Fig.14- Estrutura e modelo 3D da molécula de etino

## 2.7- Geometria molecular

O conhecimento da geometria das moléculas é muito importante para explicar propriedades físicas e químicas dos compostos. Contudo, para prever a geometria de

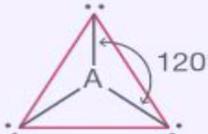
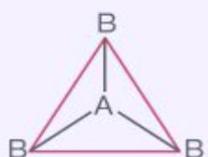
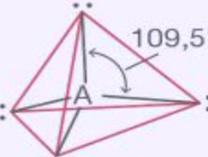
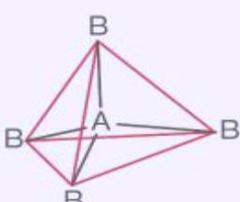
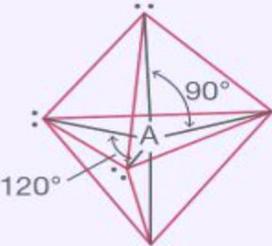
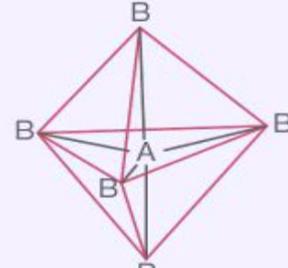
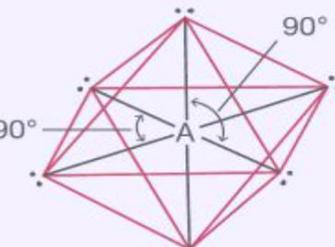
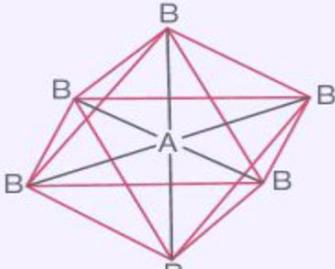
uma molécula, tendo por base a estrutura de Lewis, deve ter-se em conta a ideia de que os pares de elétrons exercem repulsão uns sobre os outros.<sup>18</sup>

Sidgwick e Powell foram os primeiros químicos a estruturar uma teoria tendo por base esta ideia, teoria que foi mais tarde melhorada por Gillespie. Esta teoria denomina-se “Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência” (TRPECV) e permite prever, de uma forma simples, o arranjo geométrico dos pares eletrônicos em torno de um átomo central em função das minimizações das repulsões entre esses pares de elétrons. Segundo a TRPECV, no átomo central (da molécula ou ião), os elétrons da camada de valência tendem a posicionarem-se no átomo de forma que as forças de repulsão entre eles sejam mínimas e fiquem o mais próximo quanto possível do núcleo. A intensidade da repulsão entre pares de elétrons depende do facto de estes participarem (elétrons ligantes) ou não na ligação (elétrons não-ligantes). Verifica-se que os elétrons não-ligantes ocupam mais espaço, pois são atraídos apenas por um núcleo. Por sua vez, os elétrons ligantes são atraídos por ambos os núcleos dos dois átomos, pelo que ocupam menos espaço. Deste modo, segundo esta teoria, as forças repulsivas são mais intensas entre dois pares de elétrons não-ligantes do que entre um par não-ligante e um par ligante, que, por sua vez, é mais intensa que a repulsão entre dois pares de elétrons ligantes.<sup>18,19</sup>

Assim é possível prever a geometria das moléculas, particularmente aquelas que apenas possuem átomos de dois elementos químicos, sendo o átomo central o átomo A e cuja fórmula geral é  $AB_x$  (onde x pode tomar valores compreendidos entre 2 e 6).<sup>19</sup>

A tabela seguinte indica cinco arranjos possíveis dos pares eletrônicos em torno do átomo central A.

Tabela 5- Arranjo espacial dos pares de elétrons em torno de um átomo central A numa molécula e a geometria de moléculas e iões simples em que o átomo central não possui pares isolados

Número de pares de elétrons	Disposição espacial dos pares de elétrons	Geometria molecular*	Exemplos
2	 <p>Linear</p>	$B-A-B$ Linear	$BeCl_2, HgCl_2$
3	 <p>Trigonal planar</p>	 <p>Trigonal planar</p>	$BF_3$
4	 <p>Tetraédrica</p>	 <p>Tetraédrica</p>	$CH_4, NH_4^+$
5	 <p>Bipiramidal trigonal</p>	 <p>Bipiramidal trigonal</p>	$PCl_5$
6	 <p>Octaédrica</p>	 <p>Octaédrica</p>	$SF_6$

\*as linhas a vermelho são utilizadas apenas para indicar as formas gerais, não representam ligações químicas

O primeiro passo para utilizar a TRPECV e, desta forma, conhecer a geometria da molécula é começar por escrever a estrutura de Lewis da molécula dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), sendo uma molécula do tipo  $\text{AB}_2$ . O segundo passo, de acordo com a referida teoria, é prever qual o posicionamento dos eletrões em torno do átomo central, para que estes fiquem o mais afastado possível, o que para esta molécula ocorre quando estes se distribuem nas extremidades. Deve ainda considerar-se, para prever a geometria das moléculas usando TRPECV, as ligações múltiplas como se fossem ligações simples. Assim, a molécula de dióxido de carbono e todas as moléculas do tipo  $\text{AB}_2$  adquirem uma geometria linear, (tabela 5) e prevê-se que o ângulo formado entre as duas ligações estabelecidas com o átomo central seja de  $180^\circ$ .<sup>19</sup>



Fig.15- Estrutura de Lewis e representação a três dimensões da geometria linear da molécula de dióxido de carbono

A molécula de metano ( $\text{CH}_4$ ), molécula do tipo do tipo  $\text{AB}_4$ , contém quatro pares de eletrões ligantes, pelo que têm quatro zonas de repulsão eletrónica. Por conseguinte, a distribuição espacial mais estável corresponde ao átomo central, neste caso: o carbono, no centro do tetraedro e os átomos de hidrogénio ocupando os vértices. A geometria da molécula é geometria tetraédrica (tabela 5) e os ângulos de ligação são todos de  $109,5^\circ$ .<sup>19</sup>

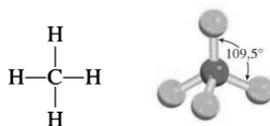


Fig.16- Estrutura de Lewis e representação da geometria tetraédrica da molécula de metano

O ião carbonato  $[\text{CO}_3]^{2-}$ , do tipo  $\text{AB}_3$ , contém duas ligações covalentes simples e uma ligação covalente dupla. Os eletrões irão dispor-se em torno do átomo central para que as forças de repulsão sejam as menores possíveis entre eles. A geometria da molécula é triangular plana, (tabela 5). Os ângulos de ligação entre o átomo central e os átomos que se encontram nos vértices do triângulo são todos de  $120^\circ$ .

Quando existem moléculas com mais de um átomo central é difícil definir a geometria global da molécula. A maior parte das vezes, só se consegue a forma da molécula em torno de cada um dos seus átomos centrais.

A TRPECV, baseada em grande parte nas estruturas de Lewis, é um método simples e direto de prever a geometria de moléculas. Na teoria de Lewis é assumido que os dois eletrões que estabelecem a ligação covalente são igualmente partilhados pelos dois átomos. No entanto, esta teoria não é capaz de explicar, por exemplo, os diferentes comprimentos de ligação em moléculas como o hidrogénio ( $H_2$ ) ou o cloro ( $Cl_2$ ). Assim, é necessário recorrer à teoria da ligação de valência (TLV) para melhor compreender a formação de ligações covalentes.<sup>20</sup>

## 2.8- Teoria da ligação de valência

De acordo com a teoria da ligação de valência (TLV), a ligação entre dois átomos vizinhos é conseguida pela sobreposição de duas orbitais atómicas semipreenchidas. O termo “sobreposição” refere-se à porção das duas orbitais atómicas dos dois átomos que partilham o mesmo espaço.

Na zona de sobreposição, existe apenas um par de eletrões com *spins* emparelhados que provocam a aproximação dos dois núcleos e, conseqüentemente, a diminuição da energia potencial do sistema.

Deste modo, os átomos tendem a posicionar-se de tal forma que ocorra a máxima sobreposição das orbitais, já que isto implica um maior decréscimo na energia potencial do sistema e, conseqüentemente, ligações mais fortes e mais estáveis.<sup>17</sup>

A ligação resultante da sobreposição das duas orbitais atómicas à luz desta teoria é a seguinte (fig.17):

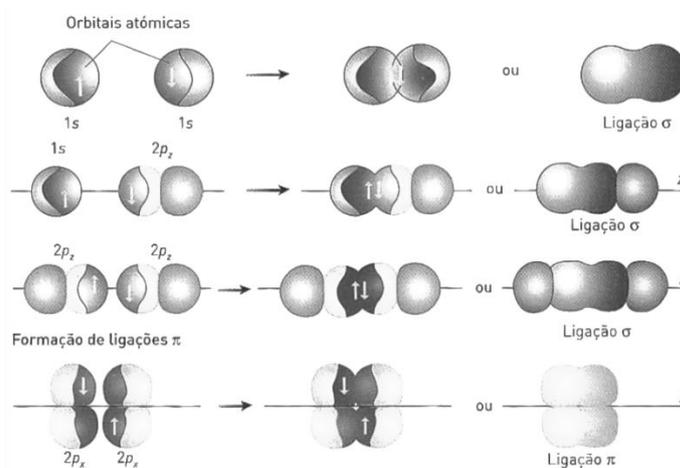


Fig.17- Formação de ligações  $\sigma$  e  $\pi$  por sobreposição de orbitais atômicas  $s$  e  $p$

A molécula de oxigénio é formada por dois átomos de oxigénio. A configuração eletrónica do átomo de oxigénio é  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ . De acordo com a TLV, para que a molécula se forme, os dois átomos irão aproximar-se de modo a sobreponham as orbitais atómicas semipreenchidas. Se os átomos se aproximarem segundo o eixo dos Y, a sobreposição das orbitais  $2p_y$  ocorrerá topo a topo originando uma ligação sigma e a sobreposição das orbitais  $2p_z$  ocorrerá lateralmente originando uma ligação  $\pi$ .

A teoria da ligação de valência (TLV) revelou-se muito útil para descrever a estrutura de moléculas simples. Contudo, quando se tenta aplica-la à molécula do metano, encontram-se problemas. A configuração eletrónica do átomo de carbono no estado fundamental ( $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ ) sugere que o carbono apenas pode estabelecer duas ligações. No entanto, os factos experimentais evidenciam a capacidade de um átomo de carbono estabelecer quatro ligações, seja com o átomo de hidrogénio, seja com outros átomos, dando origem a uma variedade de compostos orgânicos, como os hidrocarbonetos.<sup>21</sup>

Um pequeno “artifício” seria considerar a promoção de um eletrão da orbital  $2s$  para a orbital  $2p$  vazia, processo endoenergético, e que põe em causa um dos postulados da TLV, que é um cômputo energético geral do processo de formação das quatro ligações ser exoenergético. Continuando a aplicar o modelo, formar-se-iam quatro ligações  $\sigma$  covalentes simples: três delas equivalentes e resultantes da sobreposição da orbital  $1s$  de cada átomo de hidrogénio com uma das três orbitais  $2p$  semipreenchidas. Daqui resultam três ligações  $\sigma$  com eixos ortogonais e uma ligeiramente diferente, já que resulta da sobreposição da orbital  $1s$  do hidrogénio com a orbital  $2s$  do carbono, uma ligação  $\sigma$ , sem nenhuma orientação espacial.<sup>21</sup>

No entanto, dados experimentais evidenciam que, na molécula de metano, o átomo de carbono forma quatro ligações iguais que fazem entre si ângulos de  $109,5^\circ$  (geometria tetraédrica), o que a TLV não conseguia explicar.<sup>21</sup>

Para explicar esta geometria, a TLV introduziu um novo conceito, o da hibridação. Assim, quando os átomos formam ligações, as suas orbitais atómicas podem combinar-se para dar origem a orbitais híbridas, todas iguais, ainda no mesmo átomo; o número de orbitais híbridas criadas é igual ao número de orbitais atómicas que se combinaram; no metano, as orbitais híbridas do átomo de carbono serão quatro e designadas por  $sp^3$ , porque resultam da combinação de uma orbital  $s$  com três orbitais  $p$

(fig.18). As quatro orbitais híbridas  $sp^3$  orientam-se no espaço para os vértices de um tetraedro.<sup>21</sup>

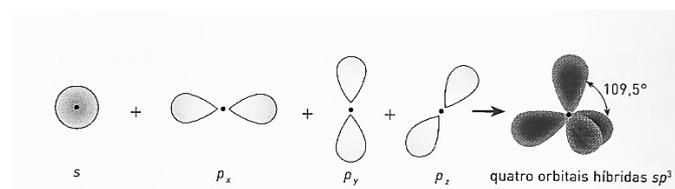


Fig.18- Formação das quatro orbitais híbridas  $sp^3$

Agora as quatro orbitais  $sp^3$  do átomo de carbono, todas iguais em energia e orientação espacial, estão em condições de se ligarem às orbitais  $1s$  de cada átomo de hidrogénio, por sobreposição.<sup>17</sup>

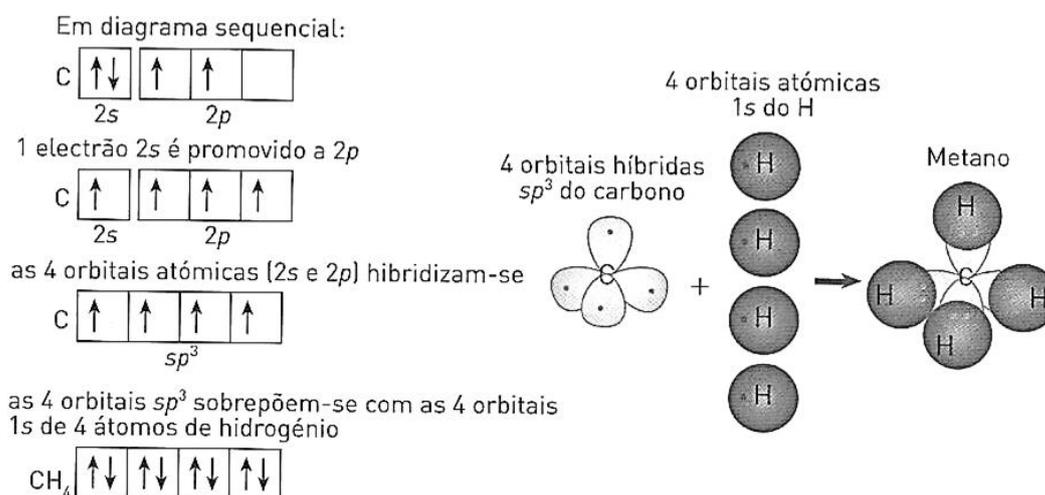


Fig.19- Esquema de hibridização do átomo de carbono e formação das ligações sigma na molécula de metano

No etano temos mais uma vez os átomos de carbono com hibridização  $sp^3$ . A molécula forma-se pela sobreposição de três orbitais híbridas  $sp^3$  de cada um dos átomos de carbono com três orbitais  $1s$  do hidrogénio, para formar as ligações covalentes simples C - H e uma orbital  $sp^3$  de cada carbono para formar a ligação covalente simples C - C (fig.20).<sup>21</sup>

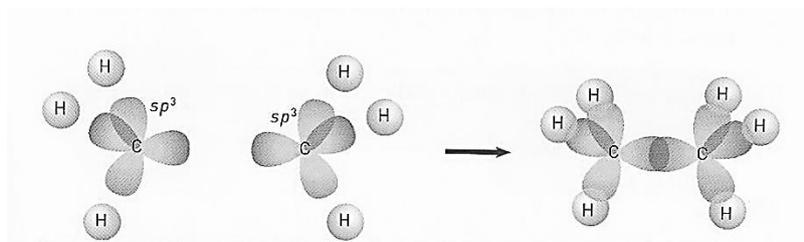


Fig.20- Formação da molécula de etano

O eteno, de fórmula química  $C_2H_4$ , conhecido por etileno, é o membro mais simples da família dos alcenos, hidrocarbonetos não saturados com ligação dupla carbono-carbono. Para explicar a formação da ligação dupla no eteno é necessário analisar de novo a configuração eletrônica do carbono e ter presente que a ligação  $\pi$  ocorre pela sobreposição lateral de duas orbitais  $p$ .

A molécula de eteno apresenta geometria triangular plana em torno de cada átomo de carbono e possui uma ligação covalente dupla entre os átomos de carbono. A geometria da molécula pode ser explicada se o átomo de carbono possuir três orbitais híbridas  $sp^2$  para formar duas ligações com as orbitais  $1s$  dos dois átomos de hidrogénio e uma ligação com a orbital híbrida  $sp^2$  do átomo de carbono adjacente e a orbital  $2p_z$  não sofrer qualquer hibridização (Figura 21).<sup>20</sup>

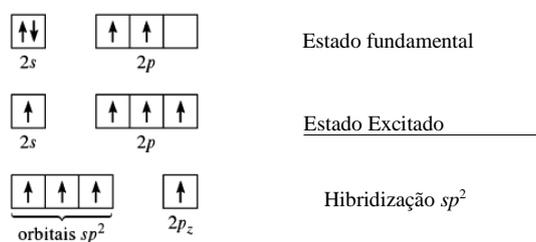


Fig.21- Hibridização  $sp^2$  de um átomo de carbono

Deste modo, o átomo de carbono estabelece três ligações  $\sigma$ , duas delas com os átomos de hidrogénio e uma com o átomo de carbono adjacente. A ligação  $\pi$  é estabelecida por coalescência lateral das orbitais  $2p_z$  dos átomos de carbono.<sup>20</sup>

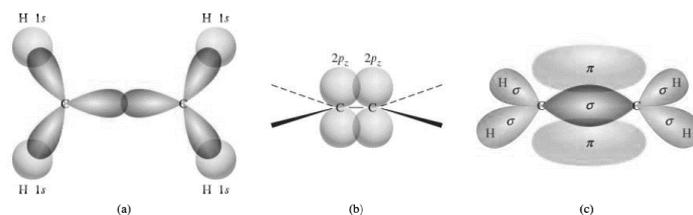


Fig.22- Ligações  $\sigma$  entre os átomos de carbono e entre os átomos de carbono e os átomos de hidrogénio (a). Formação da ligação  $\pi$  por coalescência lateral das orbitais  $2p_z$  (b). Ligações  $\sigma$  e  $\pi$  na molécula de eteno (c)

No etino, de fórmula química  $C_2H_2$ , conhecido por acetileno, é o primeiro membro da família dos alcinos, hidrocarbonetos não saturados com ligação tripla carbono-carbono. Esta molécula tem geometria linear

A sua geometria pode ser explicada se o átomo de carbono possuir uma hibridização  $sp$ , pelo que as orbitais  $2p_y$  e  $2p_z$  não sofrem qualquer hibridização (fig.23).<sup>20</sup>

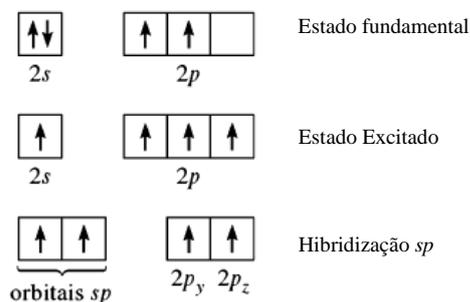


Fig.23- Hibridização  $sp$  de um átomo de carbono

Nesta molécula as duas orbitais híbridas  $sp$  de cada carbono estabelecem ligações  $\sigma$  com os átomos de hidrogénio e outra ligação  $\sigma$  com o átomo de carbono. Formam-se também duas ligações  $\pi$  por coalescência lateral respetivamente das orbitais  $2p_y$  e  $2p_z$  dos átomos de carbono. Pode-se concluir desta forma que a ligação covalente tripla existente entre os átomos de carbono, na molécula de etino, é formada por duas ligações  $\pi$  e uma ligação  $\sigma$ .<sup>20</sup>

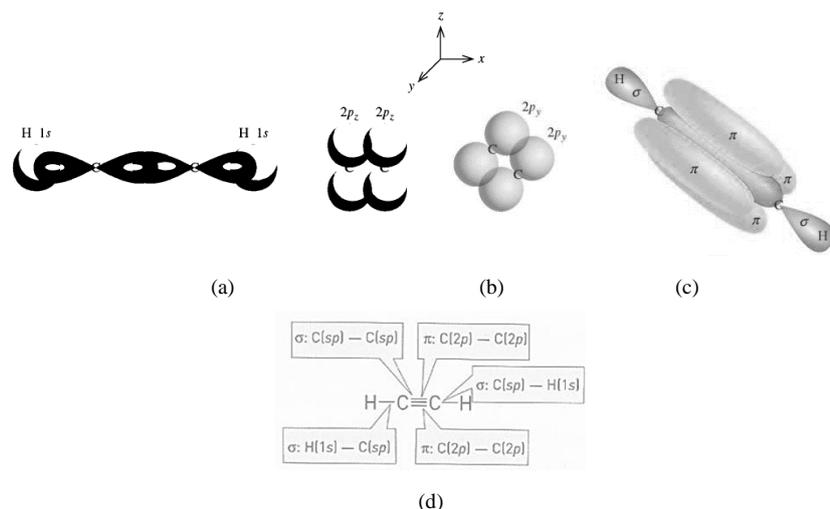


Fig.24- Ligações  $\sigma$  entre os átomos de carbono e entre os átomos de carbono e os átomos de hidrogénio (a). Formação da ligação  $\pi$  por coalescência lateral das orbitais  $2p_y$  e  $2p_z$  de cada um dos átomos (b). Ligações  $\sigma$  e  $\pi$  na molécula de etino (c). Hibridização e esquema de ligação do etino (d).

## 2.9- Teoria das orbitais moleculares (TOM)

A TLV pode explicar as geometrias moleculares previstas no modelo da TRPECV se recorrer ao princípio da hibridização. Não obstante, a hipótese de que os eletrões numa molécula ocupam orbitais atómicas dos átomos isolados é uma aproximação, uma vez que cada eletrão ligante numa molécula tem que estar numa orbital que é característica da molécula como um todo.

A TLV não esclarece de forma satisfatória a propriedade paramagnética verificada experimentalmente na molécula de oxigénio. Verifica-se que o oxigénio líquido é atraído pelos polos de um íman o que demonstra que a molécula apresenta eletrões desemparelhados. Pode-se verificar que a fórmula de estrutura da molécula de oxigénio (fig.25), apresenta todos os eletrões de valência emparelhados, pelo que a molécula deveria apresentar propriedades diamagnéticas. Para dar resposta a estes problemas surgiu a teoria das orbitais moleculares (TOM) que apresenta uma perspetiva diferente para explicar a formação das ligações nas moléculas. Na TOM as orbitais moleculares são resultado da combinação linear das orbitais atómicas, sendo ou não ocupadas por eletrões.

Segundo a TOM, as orbitais dos átomos envolvidos na ligação química deixam de existir quando a molécula se forma. A combinação destas orbitais atómicas origina novas orbitais que se encontram associadas a toda a molécula e que passam a ser designadas por orbitais moleculares.<sup>22</sup>

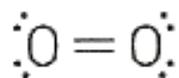


Fig.25- Fórmula de estrutura da molécula de oxigénio

De acordo com a TOM para a molécula de hidrogénio a combinação das duas orbitais atómicas provenientes dos átomos de hidrogénio origina duas orbitais moleculares. As orbitais moleculares resultam da interferência construtiva e destrutiva das orbitais atómicas. Se as orbitais atómicas sobrepostas estiverem na mesma fase, a orbital molecular resultante apresentará densidade máxima entre os dois núcleos. A orbital molecular resultante designa-se orbital molecular sigma ligante (interferência das ondas construtiva). Se as orbitais atómicas sobrepostas estiverem em oposição de fase, a orbital molecular resultante apresentará densidade mínima (zero) entre os dois núcleos (interferência das ondas destrutiva). A orbital molecular resultante designa-se orbital molecular sigma antiligante.<sup>22</sup>

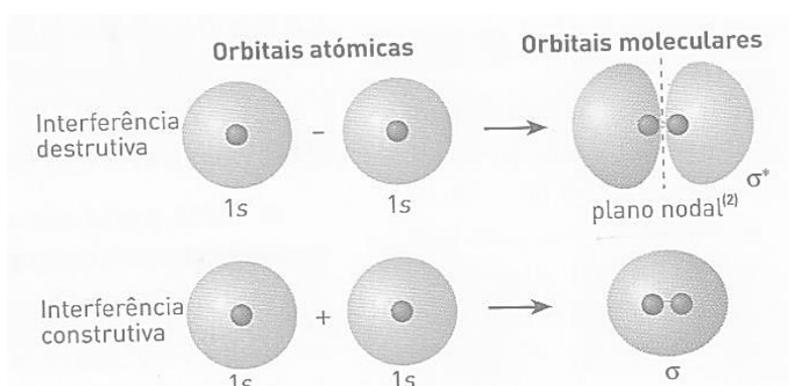


Fig.26- Formação das orbitais moleculares sigma ligante ( $\sigma$ ) e sigma antiligante ( $\sigma^*$ )

Quando os eletrões disponíveis vão ocupar as orbitais moleculares, segundo o postulado da TOM, fazem-no cumprindo as mesmas regras e princípios do preenchimento das orbitais atómicas: princípio da energia mínima; princípio da Exclusão de Pauli; Regra de Hund.

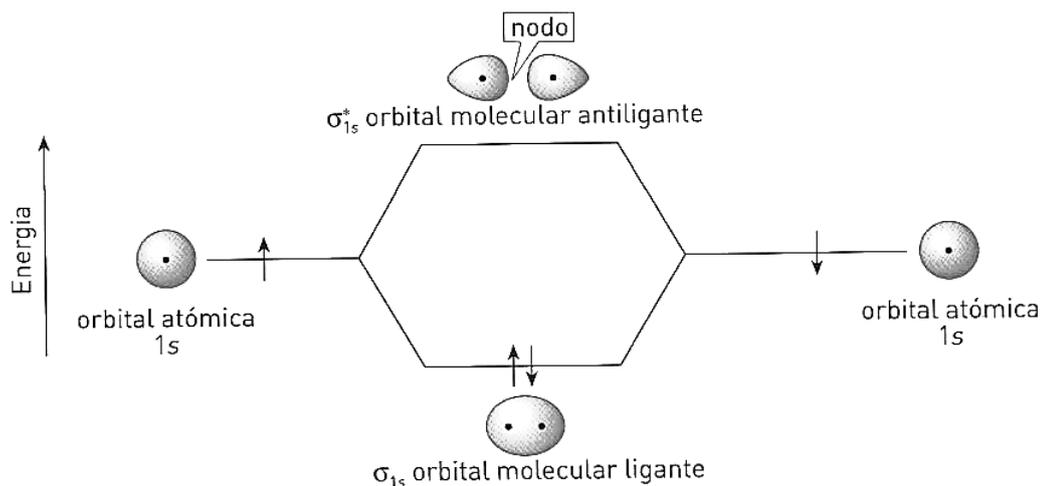


Fig.27- Diagrama de energia para a formação das orbitais moleculares, sigma ligante e sigma antiligante, da molécula de hidrogénio a partir das orbitais atómicas dos respetivos átomos

Neste diagrama, as energias das orbitais atómicas separadas estão indicadas à esquerda e à direita e as energias das orbitais moleculares estão representadas no centro.

A ordem de ligação (OL) entre os dois átomos que a formam, define-se como:

$$OL = \frac{n.º \text{ de eletrões ligantes} - n.º \text{ de eletrões antiligantes}}{2}$$

Note-se que:

- a OL se define para uma ligação entre dois átomos ;
- os valores da ordem de ligação podem ser fracionários;
- os valores de OL 1, 2 e 3 correspondem, respetivamente, ao estabelecido na

tabela 6.

Tabela 6- Relação entre a ordem de ligação, tipo de ligação e número de eletrões efetivamente ligantes		
OL	Tipo de ligação	Número de eletrões efetivamente ligante
1	simples	2
2	dupla	4
3	tripla	6

A figura 28 mostra o diagrama geral de energia das orbitais moleculares para as moléculas diatómicas homonucleares do segundo período.<sup>22</sup>

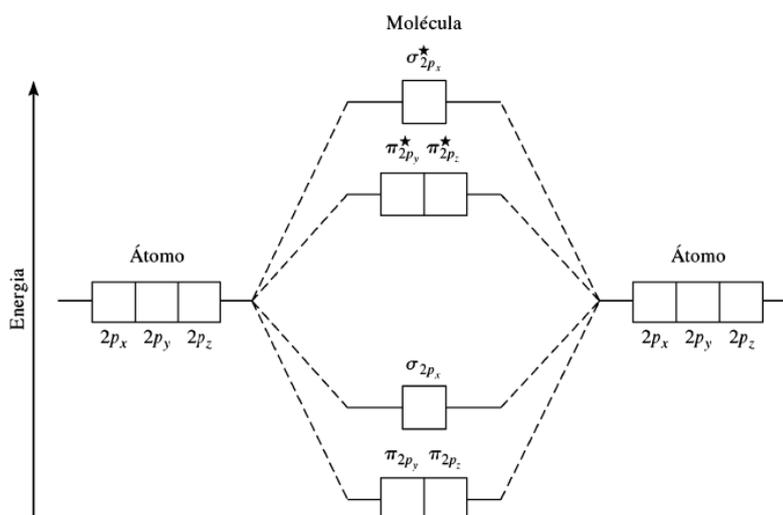


Fig.28- Diagrama geral de energia das orbitais moleculares para as moléculas diatómicas homonucleares do segundo período com exceção das moléculas de  $F_2$  e  $O_2$ .

Como existem três orbitais  $p$  para cada átomo do segundo período, da interação construtiva das orbitais atômicas resulta uma orbital molecular  $\sigma$  e duas orbitais moleculares  $\pi$ .

Então, as moléculas diatómicas homonucleares do segundo período irão preencher orbitais moleculares ligantes  $\sigma_{2p_x}$ ,  $\pi_{2p_y}$  e  $\pi_{2p_z}$  e antiligantes  $\sigma^*_{2p_x}$ ,  $\pi^*_{2p_y}$  e  $\pi^*_{2p_z}$  pelo que se torna necessário conhecer quais destas orbitais é a menos energética. Esperava-se que a orbital molecular  $\sigma_{2p_x}$  fosse a menos energética, no entanto esta orbital molecular apresenta, maior densidade junto da região internuclear tal como as orbitais  $\sigma_{1s}$  e  $\sigma_{2s}$ . Deste modo, a repulsão com os elétrons que se encontram nas orbitais  $\sigma_{1s}$  e  $\sigma_{2s}$  é muito intensa pelo que as orbitais  $\pi_{2p_y}$  e  $\pi_{2p_z}$  são menos energéticas.<sup>22</sup>

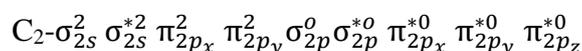
A configuração do átomo de carbono é  $1s^2 2s^2 2p^2$ .

	Li <sub>2</sub>	B <sub>2</sub>	C <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	
$\sigma_{2p_x}^*$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	$\sigma_{2p_x}^*$
$\pi_{2p_y}^*, \pi_{2p_z}^*$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/>	$\pi_{2p_y}^*, \pi_{2p_z}^*$
$\sigma_{2p_x}$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/>	$\pi_{2p_y}, \pi_{2p_z}$
$\pi_{2p_y}, \pi_{2p_z}$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> <input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	$\sigma_{2p_x}$
$\sigma_{2s}^*$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	$\sigma_{2s}^*$
$\sigma_{2s}$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	$\sigma_{2s}$
Ordem de ligação	1	1	2	3	2	1	
Comprimento da ligação (pm)	267	159	131	110	121	121	
Energia de ligação (kJ/mol)	104,6	288,7	627,6	941,4	498,7	156,9	
Propriedades magnéticas	Diamagnética	Paramagnética	Diamagnética	Diamagnética	Paramagnética	Diamagnética	

\*Para simplificar as orbitais  $\sigma_{1s}$  e  $\sigma_{1s}^*$  são omitidas. Para O<sub>2</sub> e F<sub>2</sub>,  $\sigma_{2p_x}$  tem menor energia do que  $\pi_{2p_y}$

Fig.29- Propriedades de moléculas diatômicas homonucleares de elementos do segundo período

Assim, para a molécula de carbono (C<sub>2</sub>) há 8 elétrons de valência para distribuir pelas orbitais moleculares. A configuração eletrônica de valência para C<sub>2</sub> é:



A OL nesta molécula será:

$$OL = \frac{6 - 2}{2} = 2$$

Isto, significa que a ligação é dupla, assegurada por 4 elétrons efetivamente ligantes.

## 2.10- Funções orgânicas

A química orgânica faz parte da vida diária a cada momento, a vida depende da química orgânica. A roupa que se veste, a caneta que se usa, um teclado de computador, um telemóvel, medicamentos, alimentos, a gasolina, entre outros, fazem parte do dia-a-dia do ser humano.<sup>23</sup>

A existência de tão grande número de compostos orgânicos resulta do facto do carbono ter quatro elétrons de valência, que facilmente forma quatro ligações covalentes

com outros átomos de carbono ou com átomos de outros elementos dando origem a moléculas estáveis.<sup>24</sup>

Devido à enorme variedade de compostos orgânicos, é indispensável agrupá-los, tendo em conta a existência de compostos semelhantes na estrutura e, conseqüentemente, nas propriedades.

### 2.10.1- Hidrocarbonetos

Os hidrocarbonetos são compostos de carbono que apresentam apenas átomos de carbono e hidrogénio. Existem hidrocarbonetos saturados e hidrocarbonetos insaturados. Os hidrocarbonetos saturados são hidrocarbonetos que apresentam apenas ligações simples, também chamados alcanos. Na tabela 7 estão representados o nome e a fórmula molecular de alguns alcanos. O número de átomos de hidrogénio é igual ao dobro do número de átomos de carbono mais dois, isto é, para  $n$  átomos de carbono, o número de átomos de hidrogénio é  $2n+2$ .<sup>25</sup>

Tabela 7- Alguns hidrocarbonetos saturados			
Metano	CH <sub>4</sub>	Pentano	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>
Etano	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Hexano	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
Propano	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	heptano	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>
Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	octano	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>

É muitas vezes conveniente supor a molécula de etano como derivada do metano pela substituição de um dos seus quatro átomos de hidrogénio por um grupo -CH<sub>3</sub>. Este é designado por grupo metilo, uma vez que CH<sub>3</sub> é um fragmento do metano. Semelhantemente ao grupo metilo, o grupo CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>- designa-se por etilo, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>-propilo, etc. (tabela 8)<sup>25</sup>

Tabela 8- Grupos alquilo			
Alcano C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub>		Grupo alquilo C <sub>n</sub> H <sub>2n+1</sub>	
Metano	CH <sub>4</sub>	Metilo	-CH <sub>3</sub>
Etano	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Etilo	-C <sub>2</sub> H <sub>5</sub>
Propano	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Propilo	-C <sub>3</sub> H <sub>7</sub>
Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Butilo	-C <sub>4</sub> H <sub>9</sub>

Os alcanos referidos anteriormente são alcanos de cadeia aberta contudo existem também alcanos cíclicos. A seguir indicam-se algumas fórmulas de estrutura de alcanos cíclicos. Designam-se por ciclo alcanos de fórmula molecular  $C_nH_{2n}$ .(fig.38)<sup>25</sup>

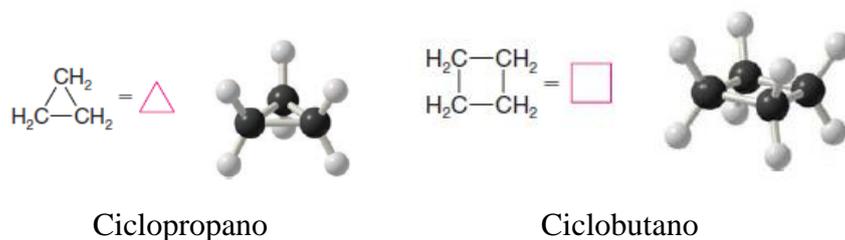


Fig.30- Fórmulas de estrutura e a três dimensões das moléculas ciclopropano e ciclobutano

Os alcanos são os principais componentes do gás natural e do petróleo. O gás natural é uma mistura constituída predominantemente por metano (60-80%) e, em proporção sucessivamente menor, por etano, propano e outros alcanos.

O petróleo origina diversas frações, por destilação fracionada, sendo cada uma destas ainda uma mistura complexa. Estas frações, com a exceção para as não voláteis, utilizam-se principalmente como combustível. A gasolina contém essencialmente alcanos com átomos de carbono entre  $C_5$  e  $C_{12}$ . O gasóleo é uma mistura de alcanos de cadeia mais longa. Os óleos lubrificantes, outra fração de destilação do petróleo, contêm grandes quantidades de alcanos de cadeias ligadas a estruturas cíclicas. O asfalto, fração constituída por sólidos não voláteis, contém fundamentalmente estruturas policíclicas.<sup>27</sup>

O metano, o alcano mais simples, era um dos principais componentes da atmosfera inicial do planeta Terra.<sup>26</sup>

Os hidrocarbonetos insaturados contêm pelo menos uma ligação dupla ou uma ligação tripla entre dois átomos de carbono. Os primeiros designam-se por alcenos e os que contêm ligações triplas por alcinos. Na tabela 9 estão representados o nome e a fórmula molecular de alguns alcenos. O número de átomos de hidrogénio é igual ao dobro do número de átomos de carbono, isto é, para  $n$  átomos de carbono, o número de átomos de hidrogénio é  $2n$ .<sup>25</sup>

Tabela 9- Alguns hidrocarbonetos insaturados (alcenos)			
Eteno	$C_2H_4$	Penteno	$C_5H_{10}$
Propeno	$C_3H_6$	Hexeno	$C_6H_{12}$
Buteno	$C_4H_8$	hepteno	$C_7H_{14}$

Os alcenos obtêm-se principalmente a partir do petróleo. Também na natureza se produz alcenos. São exemplos de alcenos naturais o limoneno que se encontra na casca do limão e da laranja bem como o  $\beta$ -caroteno, pigmento que dá a cor às cenouras. Uma das aplicações dos alcenos é no fabrico de polímeros, como o polietileno, material de que são feitos os sacos de plástico vulgares.

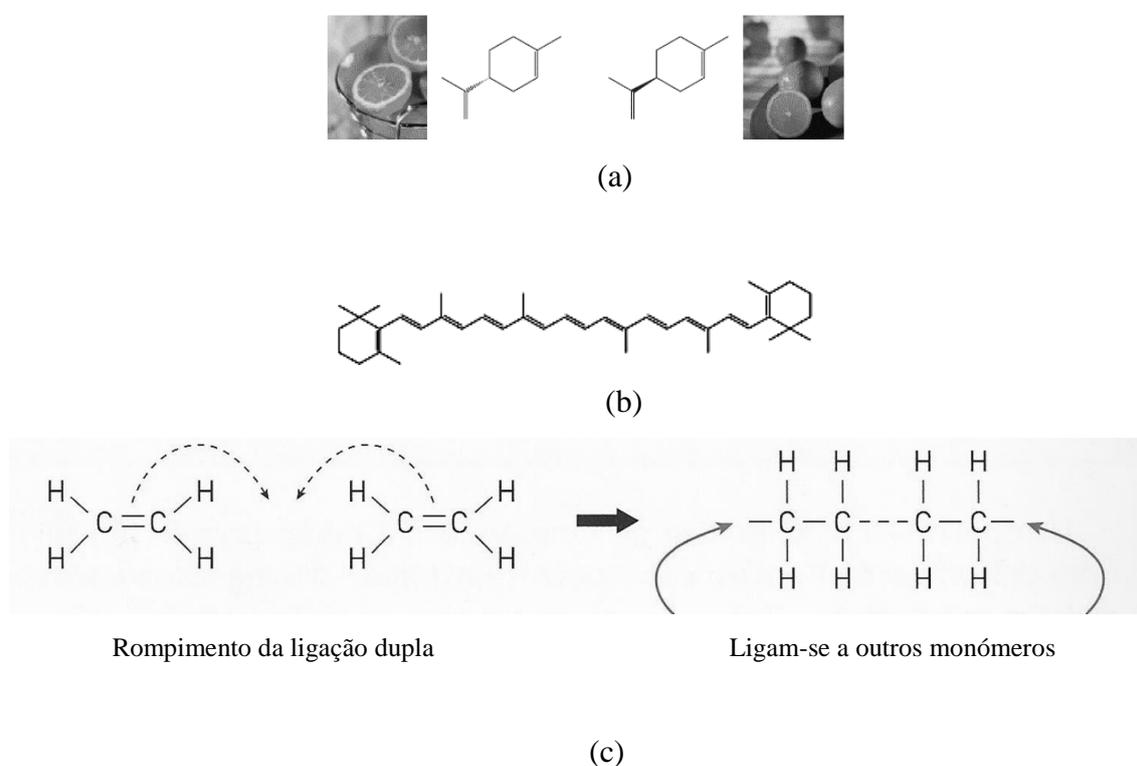


Fig.31- Fórmulas de estrutura do limoneno que se encontra na casca do limão e da laranja (a), o  $\beta$ -caroteno, pigmento que dá a cor às cenouras (b) e reação de polimerização de etileno (c).

O Eteno também existe na natureza como uma hormona vegetal. É produzida naturalmente por frutas tais como tomates e bananas e está envolvido no processo de amadurecimento destes frutos.<sup>26</sup>

Na tabela 10 estão representados o nome e a fórmula molecular de alguns alcinos. O número de átomos de hidrogénio é igual ao dobro do número de átomos de carbono menos dois, isto é, para  $n$  átomos de carbono, o número de átomos de hidrogénio é  $2n-2$ .<sup>25</sup>

Tabela 10- Alguns hidrocarbonetos insaturados (alcinos)			
Etino	$C_2H_2$	Pentino	$C_5H_{10}$
Propino	$C_3H_4$	Hexino	$C_6H_{10}$
Butino	$C_4H_6$	heptino	$C_7H_{12}$

Como os alcinos contêm ligações triplas entre os átomos  $C\equiv C$ , ou seja, existem três pares de eletrões ligantes entre os átomos de carbono, as forças atrativas são mais intensas aproximando mais os núcleos dos átomos unidos. Assim a ligação  $C\equiv C$  na molécula de etino tem um comprimento de ligação menor e, por conseguinte, uma energia de dissociação maior do que nas moléculas de eteno e etano. A energia de dissociação é a energia requerida para quebrar uma dada ligação.<sup>24</sup>

Tabela 11- Comprimento e energia de ligação carbono-carbono para o etano, eteno e etino			
Molécula	Ligação $C\equiv C$	Comprimento de ligação/pm	Energia de ligação/ $\text{kJmol}^{-1}$
Etano	Simples	153,5	345
Eteno	Dupla	132,9	612
Etino	Tripla	120,3	809

O acetileno é o alcino de maior importância industrial. Dissolvido sob pressão em acetona, vende-se em garrafas de aço para a utilização na soldadura oxiacetilénica. É também um material necessário para a preparação de diversos compostos insaturados que se utilizam na indústria de plásticos e na borracha sintética.

Um outro exemplo é o etinilestradiol que é um alcino sintético, um estrogénio bioativo utilizado por via oral, usado em muitas formulações de pílulas anticoncepcionais orais combinadas. (fig.32)

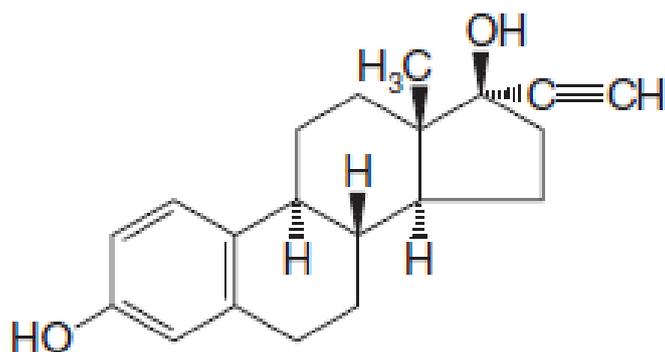


Fig.32- fórmula de estrutura da molécula de etinilestradiol

### 2.10.2- Hidrocarbonetos aromáticos

Existe um grande número de moléculas orgânicas cujas estruturas se podem considerar baseadas na do benzeno e que se designam por hidrocarbonetos aromáticos. O nome destes compostos deve-se ao facto de alguns derivados de benzeno possuírem aroma agradável. O benzeno pode ser representado como um anel de seis membros com a alternância de ligações simples e duplas.<sup>26</sup> (Fig.33)

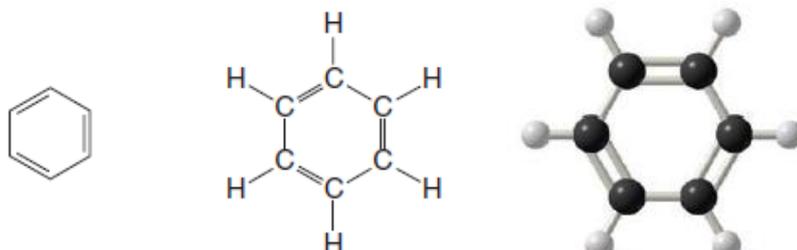


Fig.33- Fórmulas de estrutura e a três dimensões da molécula de benzeno

Uma vez que o benzeno tem alternadamente ligações simples e duplas, seria de esperar que os comprimentos das ligações carbono-carbono em torno do anel tivessem comprimentos de ligações diferentes. No entanto, o comprimento de ligação carbono-carbono é o mesmo (0,139nm).<sup>27</sup>

Esta observação pode ser explicada usando a teoria das orbitais moleculares.<sup>28</sup>

Assim, utilizando a TOM, de uma forma simplificada, poder-se-á chegar a uma conclusão sobre a estrutura da molécula do benzeno.

1.º passo- Orbitais Atómicas (OA)

Tabela 12- Cálculo do número de Orbitais Atômicas (OA) e número de elétrons de valência para a molécula de benzeno

Configuração eletrónica do carbono e do hidrogénio	Número total de Orbitais Atômicas de valência (OA)	Número total de elétrons de valência
${}_6\text{C}- 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$	$4 \times 6$	$4 \times 6$
${}_1\text{H}- 1s^1$	$1 \times 6$	$1 \times 6$
Total	30	30

### 2.º Passo- Orbitais moleculares (OM)

Utilizando o princípio da igualdade do número de OA e de OM, tem-se 30 OM

30 OM  $\left\{ \begin{array}{l} 15 \text{ são OMAL (orbitais moleculares antiligantes)} \\ 15 \text{ são OML (orbitais moleculares ligantes)} \end{array} \right.$

### 3.º Passo- Distribuição dos elétrons pelas orbitais moleculares

Como não é possível aplicar o princípio da energia mínima, uma vez que se trata de uma molécula poliatômica e se desconhece a sua ordem crescente de energia, admite-se que o preenchimento das orbitais moleculares se fará ocupando inicialmente as OML e em seguida as OMAL.<sup>27</sup>

Como cada orbital comporta, no máximo, dois elétrons, ter-se-ão as 15 OML totalmente preenchidas com os trinta elétrons de valência disponíveis.

$30 \text{ AO} \implies 30 \text{ OM de valência} \implies \left\{ \begin{array}{l} 15 \text{ OMAL} \implies 0 \text{ elétrons} \\ 15 \text{ OML} \implies 30 \text{ ELETRÔES} \end{array} \right.$

### 4.º passo- Caracterização das ligações C··H

As seis ligações C··H são ligações covalentes simples, envolvendo no total 12 daqueles elétrons.

Sobram, por isso, 18 elétrons para as ligações C··C restantes.

A experiência mostra que a molécula de benzeno é um hexano, em que todos os ângulos de ligação são de  $120^\circ$  e todas as ligações C··C tem o mesmo comprimento, 0,139nm. Este comprimento é ligeiramente inferior ao da ligação C··C simples (0,154nm), mas ligeiramente superior ao da ligação C··C dupla (0,134nm). Têm também a mesma energia.<sup>27</sup>

Cada ligação C··C será feita, assim, à custa de três elétrões, sendo a OL= 1,5

O tipo de geometria desta molécula faz sugerir uma hibridação  $sp^2$  em cada átomo de carbono, o que conduz a uma rede de ligações  $\sigma$  contendo 18 elétrões (fig.34 a). Em cada átomo de carbono desta rede, fica uma orbital  $p$  pura semipreenchida (sem sofrer hibridação), perpendicular ao plano da molécula (fig.34 b).<sup>27</sup>

Deste modo, a sobreposição lateral vai conduzir à formação de orbitais do tipo  $\pi$ .

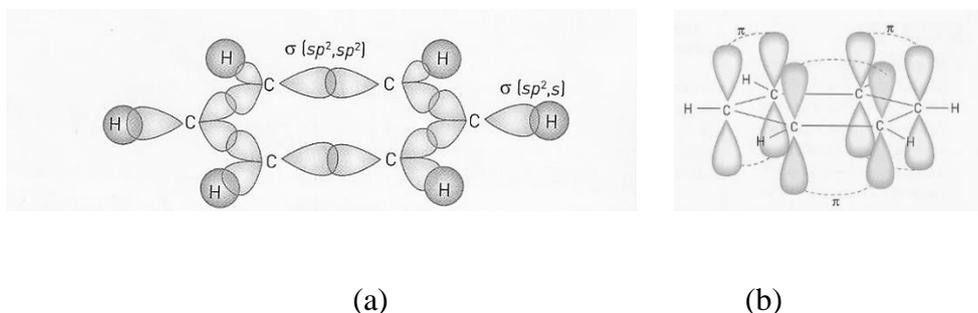


Fig.34- rede de ligação  $\sigma$  no benzeno e formação das orbitais  $\pi$  no benzeno

Representa-se o benzeno como sendo representado por uma das duas estruturas equivalentes, estruturas de Kekulé para o benzeno, por terem sido propostas por August Kekulé, em 1865:

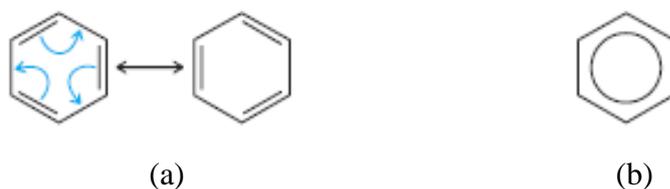


Fig.35- (a) Representação da estrutura de Kekulé para o benzeno e (b) estrutura do híbrido de ressonância.

Como afirmado anteriormente, todas as ligações C··C são equivalentes, não sendo portanto nenhuma das estruturas a imagem da realidade. Resta então admitir que os elétrões das orbitais  $\pi$  se deslocalizam, não pertencendo a nenhum dos átomos em

particular, e muito menos a nenhum par de átomos de carbono em específico. Este facto levou a uma representação da molécula do benzeno com um anel benzénico. Fig. 35 (b).

Por esta razão, diz-se que o benzeno é um híbrido de ressonância das estruturas de Kekulé. Fig.35 (a) <sup>27</sup>

Hoje o benzeno é usado principalmente para produzir outras substâncias químicas. Os seus derivados mais produzidos são o estireno, o qual é usado para produzir polímeros e plásticos e o fenol para resinas e adesivos.



Fig.36- Fórmulas de estrutura do estireno (a) e o fenol (b).

### 2.10.3- Haloalcanos

Os átomos de halogéneos (17.º grupo da tabela periódica) podem substituir um ou mais átomos de hidrogénio dos hidrocarbonetos.<sup>25</sup>

Os haloalcanos que contêm simultaneamente cloro e flúor chamam-se clorofluorcarbonetos (CFC). Tem-se como exemplos o triclorofluorometano (CCl<sub>3</sub>F) e o diclorodifluorometano (CCl<sub>2</sub>F<sub>2</sub>). Os CFC foram usados durante décadas em aparelhos de refrigeração e em aerossóis. A sua utilização foi proibida a partir de 1990, por se ter verificado que a sua emissão para a atmosfera estava a provocar a redução da camada de ozono.<sup>28</sup>

### 2.10.4- Álcoois

Os álcoois são moléculas orgânicas que contêm o grupo funcional **-OH**, chamado grupo hidroxilo.

O metanol (CH<sub>3</sub>OH) é o álcool mais simples. É obtido a partir do metano, substituindo um dos átomos de hidrogénio pelo grupo hidroxilo. O grupo hidroxilo está ligado a um átomo de carbono com hibridização sp<sup>3</sup>.<sup>29</sup>

O álcool etílico é o álcool mais conhecido ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ). É usado para desinfecção e é um dos constituintes das bebidas alcoólicas. Também é usado como biocombustível, em substituição dos hidrocarbonetos.

### 2.10.5- Éteres

Os éteres têm a fórmula geral  $\text{ROR}'$ , em que R e R' são um grupo alquilo ou um grupo fenil, ou um grupo diferente. Os éteres podem ser derivados de água em que ambos os átomos de hidrogênio foram substituídos por grupos alquilo. O ângulo de ligação ao átomo de oxigênio de um éter é apenas ligeiramente maior do que o da água.<sup>29</sup>

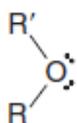


Fig.37- Fórmula geral dos éteres em que  $\text{R}=\text{R}'$  ou  $\text{R}\neq\text{R}'$

O éter dietílico, conhecido como éter, foi utilizado como anestésico durante muitos anos.

O metilpropiléster ( $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ ), ou “neotil” é correntemente preferido como anestésico por praticamente não causar efeitos secundários.<sup>30</sup>

### 2.10.6- Aldeídos e cetonas

Os aldeídos e cetonas contêm o grupo carbonilo  $\text{-CO}$ , um grupo em que um átomo de carbono tem uma dupla ligação com o átomo de oxigênio.

O grupo carbonilo de um aldeído está ligado a um átomo de hidrogênio e um átomo de carbono. O metanal ( $\text{HCHO}$ ), o aldeído mais simples que existe, é a única exceção, pois é o único aldeído que tem dois átomos de hidrogênio ligados ao grupo carbonilo. O grupo carbonilo de uma cetona está ligado a dois átomos de carbono. Usando R (grupo alquilo variável), pode-se designar fórmulas gerais para aldeídos e para as cetonas.<sup>29</sup>

Os aldeídos e cetonas têm o átomo de carbono carbonílico com geometria triangular plana e hibridização  $\text{sp}^2$ .<sup>31</sup>



Fig.38- Fórmulas gerais para aldeídos e para as cetonas

O Metanal, também conhecido como formol, é usado em museus e laboratórios de biologia para preservar materiais orgânicos.

O Etanal (CH<sub>3</sub>CHO) já tem dois átomos de carbono. Aparece no café, no pão e é responsável pelo cheiro da fruta madura.

A cetona mais simples é a propanona ((CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>CO), com três átomos de carbono, sendo o nome mais comum acetona. É usada como solvente na indústria ou cosmética. A ciclohexona é uma cetona produzida em grande escala mundial, utilizada como ingrediente no fabrico do nylon.

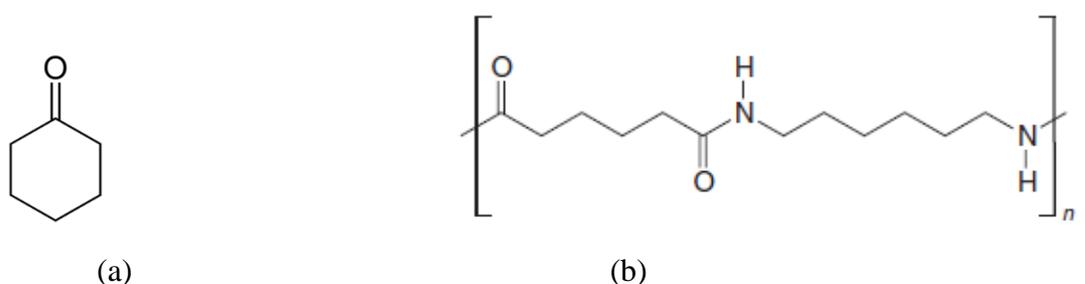


Fig.39- Fórmula de estrutura da ciclohexona (a) e o nylon 6,6 (b)

### 2.10.7- Ácidos carboxílicos, ésteres e amidas

Os ácidos carboxílicos, ésteres e amidas contêm todos um grupo carbonilo que está ligado a um segundo átomo de oxigénio ou um átomo de nitrogénio.<sup>29</sup>

### 2.10.7.1- Ácidos carboxílicos

Os ácidos carboxílicos têm um grupo carbonilo ligado a um grupo hidroxilo, ou seja, são moléculas orgânicas que contêm o grupo funcional-**COOH**, chamado grupo carboxilo. O átomo de carbono da função ácido carboxilo tem hibridização  $sp^2$ .<sup>29</sup>

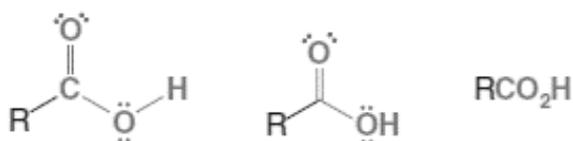


Fig.40- Fórmula geral dos ácidos carboxílicos

O ácido carboxílico mais simples é o ácido metanoico (HCOOH), também conhecido como ácido fórmico, por se encontrar no veneno das formigas.

### 2.10.7.2- Ésteres

Os ésteres têm a fórmula  $\text{RCOOR}'$ , em que R pode ser o H ou um grupo alquilo ou arilo diferente e R' um grupo alquilo ou arilo.<sup>30</sup> O grupo funcional dos ésteres é –**COOR'**.

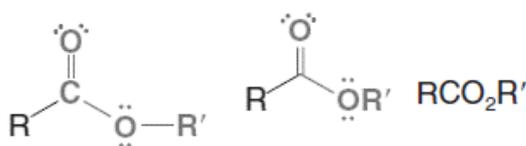


Fig.41- Fórmula geral dos ésteres

Os ésteres podem formar-se a partir da reação de um ácido carboxílico e um álcool com a perda de uma molécula de água. Estas reações chamam-se de reações de esterificação e permitem a obtenção de ésteres a partir do aquecimento da mistura de um álcool e um ácido carboxílico, na presença de um catalisador ácido, geralmente o ácido sulfúrico concentrado.<sup>29</sup> Em caso de ésteres aromáticos é frequente utilizar o ácido

clorídrico gasoso como catalisador. Esta reação é lenta e reversível, podendo ser representada genericamente pela equação:<sup>29</sup>

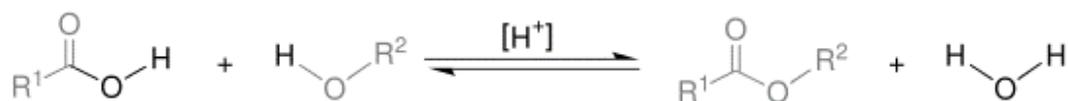


Fig.42- Representação genérica da reação de esterificação

O butanoato de pentila, também conhecido como butirato de n-pentil(a/o) é responsável pelo odor dos damascos e peras.<sup>29</sup>

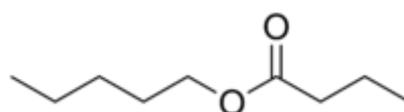


Fig.43- Fórmula de estrutura do butanoato de pentila

### 2.10.7.3- Amidas

A função orgânica das amidas é caracterizada por compostos formados através da substituição de átomos de hidrogénio da molécula de amoníaco por radicais alquilo, assim como a ligação direta do nitrogénio ao grupo carbonilo.

As amidas têm as fórmulas  $\text{RCONH}_2$ ,  $\text{RCONHR}'$ , ou  $\text{RCONR}'\text{R}''$ , respetivamente amida primária secundária e terciária.<sup>29</sup>

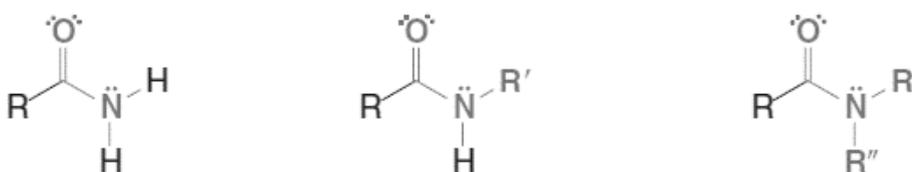


Fig.44- Representação genérica das amidas primárias, secundárias e terciárias

A amida mais conhecida é a ureia. A ureia é uma substância produzida no fígado a partir do amoníaco, resultante do metabolismo das proteínas, sendo eliminada através da urina. Existem também amidas que estão presentes em fibras naturais como a lã, ou em polímeros de origem sintética como o nylon (fig.39(b))<sup>29</sup>

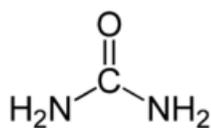


Fig.45- Formula de estrutura da ureia.

## 2.11- Aminas

As aminas podem ser consideradas como derivadas do amoníaco, em que um ou mais átomos de hidrogénio são substituídos por outros átomos ou cadeias de carbono

As aminas são classificadas como aminas primárias, secundárias, ou terciárias. Esta classificação tem como base o número de átomos de hidrogénio que foram substituídos.<sup>29</sup>

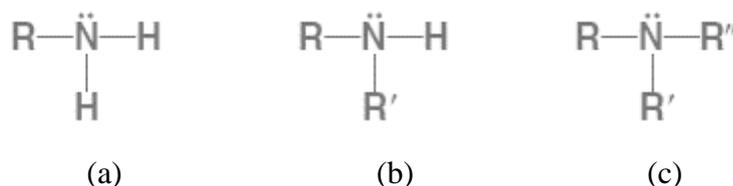


Fig.46- Representação genérica das aminas primárias (a) secundárias (b) e terciárias (c)

A metilamina ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) é uma substância usada no fabrico de solventes, medicamentos e pesticidas. A metilamina também tem aplicações ilegais, sendo usada para a produção de drogas perigosas, como a metanfetamina. A anilina é usada para produzir o pigmento azul das calças de ganga ou a morfina usada para o tratamento da dor extrema.<sup>31</sup>

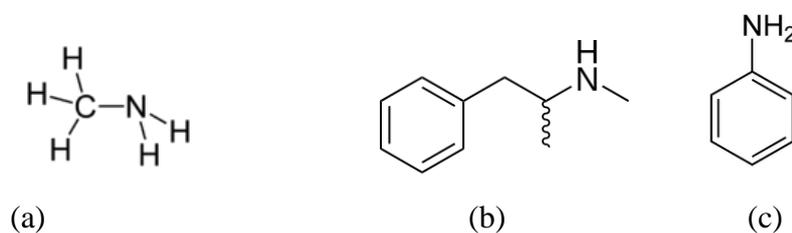


Fig. 47- Formulas de estrutura da metilamina (a), metanfetamina (b) e anilina (c)

## 2.12- Variedade alotrópica do carbono e suas aplicações

A grafite, o grafeno, o diamante, os fulerenos e os nanotubos de carbono são exemplos de compostos constituídos apenas por átomos de carbono. O carbono é um

átomo singular na tabela periódica, podendo formar diferentes tipos de ligações químicas dependendo da sua hibridação,  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ , gerando, dessa forma, materiais com diferentes geometrias e propriedades físicas e químicas como já foi mencionado anteriormente.<sup>32</sup>

A grafite é um sólido cristalino covalente formado por camadas bidimensionais de unidades formadas por seis átomos de carbono com hibridação  $sp^2$  (3 ligações  $\sigma$  e 1 ligação  $\pi$  por cada carbono).<sup>33</sup> Cada átomo de carbono, nesta forma, é ligado a outros três átomos de carbono, adotando uma forma hexagonal. (Fig.48)

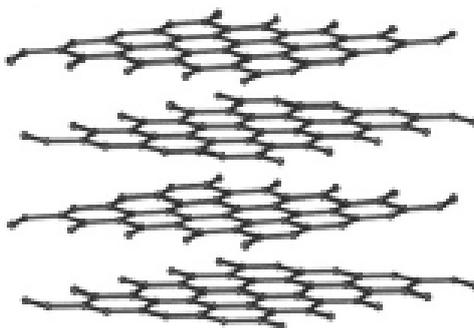


Fig.48- Representação esquemática da grafite.

O grafeno é o mais fino dos materiais conhecidos, sendo constituído por apenas uma camada de átomos de carbono. É um material muito resistente, um bom condutor elétrico e o melhor condutor de calor conhecido.<sup>34</sup> Além de ser o material mais fino de todos os materiais conhecidos (estamos perante um material que tem apenas um átomo de espessura), é também considerado mais forte do que o diamante. Além disso é flexível e extremamente duro.<sup>36</sup> Esta variedade alotrópica (o carbono pode unir-se de várias formas diferentes, formando diferentes substâncias) do carbono é constituída por uma camada de átomos do elemento ligados em arranjo hexagonal. (fig.49). De facto, o grafeno não é nada mais do que uma das inúmeras camadas que constituem a grafite. O seu isolamento e identificação ocorreu em 2004.<sup>37</sup>



**Fig.49-** Representação esquemática do grafeno.

O Prémio Nobel de Física em 2010 foi concedido aos russos André Geim e Konstantin Novosselov, pelas experiências inovadoras que fizeram com o grafeno. Para obter este material, o grupo liderado por eles, da Universidade de Manchester (Reino Unido), recorreu a um procedimento aparentemente simples, usando uma fita adesiva convencional, um lápis e aplicando um processo de exfoliação mecânica.<sup>36</sup>

O facto de o grafeno ser muito flexível, ter uma grande condutividade elétrica, combinada com a sua resistência torna-o no material ideal para aplicações em dispositivos eletrónicos que sejam flexíveis, tendo sido demonstrado que podem ser fabricados ecrãs tácteis com este material. Devido à elevada mobilidade dos eletrões, o grafeno é ideal na conceção de transístores de alta frequência para aplicações no domínio da eletrónica.<sup>35,36</sup>

Estudos realizados com filmes de grafeno despertaram um grande interesse devido à possibilidade de aplicação em supercapacitores (condensador eletroquímico que tem uma extraordinária capacidade de armazenamento de energia).<sup>38</sup>

O diamante é um arranjo tridimensional de átomos de carbono com hibridação  $sp^3$  (4 ligações  $\sigma$  por átomo de carbono), cada um dos quais está ligado, com uma geometria tetraédrica a outros quatro átomos de carbono.<sup>33</sup> Este facto faz com que os átomos de carbono se liguem de forma tetraédrica a quatro outros átomos de carbono formando ligações covalentes. Esta estrutura altamente rígida não permite condutividade elétrica pois não há mobilidade de eletrões. (Fig.50)

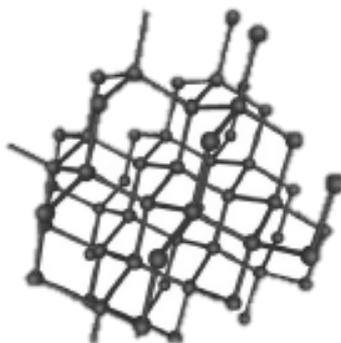


Fig.50- Representação esquemática do diamante.

A descoberta do fulereno em 1985 pelos cientistas H.W. Kroto e R. E. Smalley ocorreu numa época em que se acreditava que o carbono já havia sido compreendido. Os cientistas obtiveram esta estrutura através da incidência de raios lasers sobre a grafite a uma temperatura de cerca de 10000°C. Os fulerenos formaram-se quando o carbono vaporizado se condensou num ambiente cuja atmosfera era inerte.<sup>34</sup>

Os fulerenos são constituídos por uma rede formada por pentágonos e hexágonos, formando uma estrutura fechada em “gaiola”.<sup>33</sup> Cada **carbono** de um fulereno está hibridizado em  $sp^2$  (3 ligações  $\sigma$  e 1 ligação  $\pi$ ).

O fulereno difere do diamante e da grafite (que formam redes extensas), pelo fato de formar moléculas. A molécula de fulereno ( $C_{60}$ ) parece-se com uma bola de futebol. (Fig.51)<sup>39</sup>

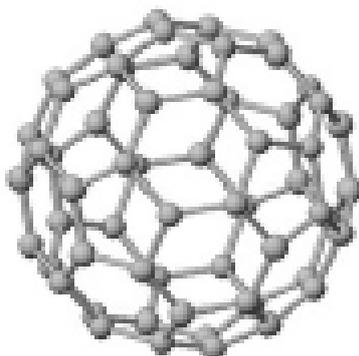


Fig.51- Representação esquemática do fulereno.

Devido à sua forma tridimensional, às suas ligações insaturadas e à sua estrutura eletrônica, os fulerenos apresentam propriedades físicas e químicas únicas que podem ser exploradas em várias áreas da bioquímica e da medicina. Destacam-se várias aplicações biomédicas dos fulerenos nomeadamente: atividade antiviral; atividade antioxidante; foto-clivagem do DNA; atividade antimicrobiana; transporte de fármacos de efeito radioterápico e contrastes para diagnóstico por imagem (MRI - Magnetic Resonance Imaging e tomografia por raios-X).<sup>39</sup>

Em 1991, Iijima descobriu, a existência de uma nova família de formas elementares de carbono<sup>40</sup>: os nanotubos de carbono (NCTs) que são formados de combinações hexagonais de carbono que originam pequenos cilindros.

Existem dois tipos principais de nanotubos com uma perfeição estrutural elevada: os nanotubos de paredes simples (*Single Walled Carbon Nanotubes* – SWCNTs) Fig.60 (a)) e os nanotubos de múltiplas camadas (*Multi Walled Carbon Nanotubes* – MWCNTs) (Fig.60(b)). Os SWCNTs consistem numa única folha de grafite perfeitamente enrolada num tubo cilíndrico. Os MWCNTs compreendem um conjunto de SWCNTs que estão enrolados como anéis de um tronco de uma árvore.<sup>41,42</sup>

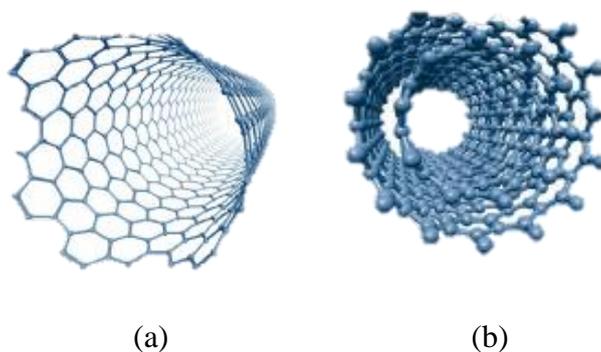


Fig.52- Representação esquemática de nanotubo de carbono de parede simples (a) e nanotubo de carbono de parede múltipla (b).

Apesar dos nanotubos de carbono serem cerca de 100 mil vezes mais finos que um fio de cabelo e invisíveis até para microscópios óticos, eles apresentam uma grande resistência mecânica, não quebram ou deformam quando submetidos a alta pressão. São condutores e ainda podem transportar eletricidade. Tais propriedades numa única estrutura avivam a imaginação de cientistas e homens de negócios. Adicionados a plásticos, os nanotubos podem endurecê-los ou torná-los condutores de eletricidade. Acrescentados a tecidos, poderiam torná-los invulneráveis; por serem extremamente

pequenos e leves. Podem igualmente chegar ao interior de uma célula e serem usados como sensores para diagnósticos médicos.<sup>39</sup>

Outra das possíveis aplicações dos NCT é a construção de nano processadores capazes de substituir os "chips" produzidos atualmente, feitos com silício. Isso é importante por diversos motivos, entre eles a diminuição da necessidade de mineração, já que a grafite pode ser produzida em laboratório a partir de outros materiais, e também por diminuir o tamanho de equipamentos eletrônicos e computacionais a dimensões microscópicas.<sup>39</sup>

Outras aplicações dos nanotubos de carbono estão voltadas à conservação e transmissão eficiente de energia. No Massachusetts Institute of Technology (MIT), cientistas conseguiram transformar agrupamentos de nanotubos de carbono e fulerenos em células solares, capazes de capturar e transmitir a energia solar de maneira mais eficaz que as células fotovoltaicas atualmente em uso.<sup>39</sup>

Ainda contando com a extraordinária resistência à tensão dos nanotubos, estes poderão ser utilizados na construção civil, substituindo cabos de aço. Testes de laboratório indicam que a resistência à quebra de um NCT é quase duzentas vezes maior do que a de um cabo de aço. Essa mesma resistência também leva a NASA (agência espacial norte-americana) a testar compostos de NCT na construção da fuselagem de foguetes e transportes espaciais.<sup>39</sup>

## Capítulo III- Projetos desenvolvidos/Atividades desenvolvidas/formação

### 3- Atividade profissional

A profissão de docente não se resume, de todo, a um contexto de sala de aula, mas sim a um contexto em que não existem “fronteiras”, pois só deste modo é que se torna possível proporcionar aos alunos uma formação completa e integral neste novo século que ainda agora começou, onde ninguém, especialmente todos os profissionais responsáveis pela Educação, fica indiferente às mudanças que o mundo sofre com a passagem inexorável do tempo, obrigando os docentes a estar atentos e a dar respostas a todas as necessidades que daí possam advir.

#### 3.1- Projetos desenvolvidos

##### 3.1.1- *Atelier* da Ciência Divertida

O *atelier* da Ciência Divertida implementado na escola na E.B. 2, 3 de Silves, Fundão - Castelo Branco, foi um projeto inserido no âmbito de apoio à atividade experimental na aprendizagem das ciências.

Tendo em conta que a aprendizagem das ciências consiste num processo complexo de sucessivas sequências de interrogação/resposta, a dificuldade no seu ensino reside no constante atropelo desta regra lógica tão simples. Se, desde cedo, se conseguisse dar respostas acertadas às questões que todos colocam, seria mais fácil compreender a ciência. É comum verificar-se que as respostas são dadas sem ter surgido a interrogação, ou, em oposição, à interrogação feita não surge qualquer resposta.

Este projeto destinou-se aos alunos do 7.º, 8.º e 9.º anos, em regime de voluntariado, e funcionava semanalmente nos laboratórios de Física e de Química, em pequenos grupos. Pretendia-se tirar partido de um vasto conjunto de experiências e de conhecimentos que os alunos traziam consigo e transformar este *atelier* num espaço de gosto e atração.

No *atelier* inscreveram-se alunos do terceiro ciclo que executaram várias atividades laboratoriais. No final do ano letivo os alunos pertencentes ao *atelier* das ciências receberam os alunos do quarto ano do primeiro ciclo, pertencente ao agrupamento, e demonstraram aos colegas mais novos algumas das atividades realizadas durante o ano letivo.

Em relação ao trabalho realizado com os alunos, quer no laboratório quer na receção aos discentes do primeiro ciclo tudo correu como previsto. Os alunos mostraram-se bastante motivados com a abordagem feita aos colegas do quarto ano e estes por sua vez também se mostraram participantes ativos e entusiasmados com a perspectiva de colaborarem numa atividade diferente daquelas com que estão familiarizados.



Fig.53- *Atelier* da Ciência Divertida

### 3.1.2- Projeto Escola Eletrão (Anexo 1)

O projeto escola eletrão foi implementado no agrupamento de escolas de Caíde de Rei, Lousada, nos anos letivos 2010/2011 e 2011/2012.

Escola Eletrão é um projeto da AMB3E (Associação Portuguesa de Gestão de Resíduos), com o apoio do Ministério da Educação e da Agência Portuguesa do Ambiente, destinado às escolas do ensino básico (2º e 3º ciclos) e do ensino secundário.

Este projeto teve como propósito sensibilizar e envolver professores, alunos, funcionários, pais e comunidade em geral, no esforço global da reciclagem e valorização dos equipamentos elétricos e eletrónicos em fim de vida. Foram também envolvidas duas escolas básicas do agrupamento: a escola básica do Torno e a escola básica do Corgo.

Uma turma da escola criou um blogue (<http://www.oitavoa26.blogspot.com/>) relativo ao projeto, cujo objetivo era colocar os trabalhos desenvolvidos por eles referentes ao tema: ambiente e escola eletrão. Para além disso, os alunos elaboraram panfletos de divulgação do Ponto Eletrão, assim como inquéritos sobre hábitos de reciclagem dos alunos da escola. Para que a atividade abrangesse toda a região que a escola abarca, foi realizada uma sensibilização junto do pároco da freguesia da Aparecida, freguesia onde se situa a escola, para que divulgasse este projeto a toda a

comunidade. O pároco reagiu muito bem a esta solicitação e divulgou-o nas missas ao longo de algumas semanas.

Toda a comunidade educativa aderiu à iniciativa e o número de resíduos de equipamentos elétricos e eletrónicos recolhidos foi enorme nesses dois anos letivos.

### **3.1.3- Clube das Ciências** (Anexo 2)

O projeto clube das ciências foi implementado no agrupamento de escolas de Caide de Rei, Lousada, nos anos letivos 2011/2012 e 2012/2013.

A ideia de formação de um clube das Ciências surge na sequência do contributo das Ciências para o desenvolvimento do ensino/aprendizagem. Este projeto foi inserido no âmbito de apoio à atividade experimental na aprendizagem das ciências.

O clube das ciências teve como objetivos: identificar conceções alternativas; desenvolver as capacidades intelectuais e de curiosidade científica; proporcionar uma maior compreensão da natureza da ciência; promover as capacidades cognitivas, tais como a resolução de problemas, a análise, a generalização, o pensamento crítico, a adaptação, a síntese, a avaliação, a tomada de decisão e a criatividade; desenvolver capacidades de manipulação, de inquérito, de investigação, de organização e de comunicação; facilitar a compreensão dos conceitos relacionados com a investigação científica, tais como a definição do problema científico, hipótese, previsão, observação, resultados, análise de resultados, conclusão e modelos e desenvolver nos alunos atitudes científicas, tais como: ser capaz de admitir falhas, valorização crítica dos resultados e suas limitações, curiosidade, consciência do perigo, perseverança, responsabilidade, colaboração e capacidade de atingir facilmente um consenso.

Este projeto destinou-se aos alunos do 1.º, 2.º e 3.º ciclos, e funcionou semanalmente nos laboratórios de Física e de Química, em pequenos grupos de alunos, os quais se inscreveram em regime de voluntariado.

Uma ambição deste clube passava por contribuir para a aprendizagem das ciências, quer dos alunos quer da comunidade em geral. Nesse sentido, foi estabelecida uma parceria com as escolas do primeiro ciclo do agrupamento, mais concretamente com as turmas do quarto ano de escolaridade. Assim, as turmas do quarto ano do agrupamento puderam usufruir de um espaço “mágico” de aprendizagem visualizando e experimentando atividades laboratoriais interativas adequadas ao seu nível etário.

Para além destas visitas feitas às escolas do primeiro ciclo, os alunos pertencentes ao clube das ciências receberam os alunos do quarto ano e demonstraram algumas das atividades realizadas durante o ano letivo.



(a)



(b)



(c)



(d)

Fig.54- Imagens do Clube das Ciências: visita dos alunos do 1.º ciclo (a) (b); atividades realizadas pelo clube (c) (d)

### 3.2- Atividades desenvolvidas

#### 3.2.1- Laboratório Aberto

No ano letivo 2004/2005 foi proposta a realização do dia de laboratório aberto da físico-química, na escola E.B.2, 3 de Silves, Fundão, Castelo Branco. Esta atividade foi coordenada por mim, com o apoio dos alunos pertencentes ao *atelier* das ciências existente na escola. Esta atividade teve como objetivo motivar os alunos para o conhecimento da disciplina e aprender de forma divertida, e acima de tudo descobrir o prazer de compreender a ciência de uma forma viva. Toda a comunidade educativa aderiu a esta atividade.

No ano letivo de 2007/2008 propus, juntamente com os alunos do CEFII (Curso de Educação e Formação II), a realização do laboratório aberto chamado de “Ciência

Divertida”, na escola E.B. 2, 3 de Pedome, Famalicão, que era destinado a alunos do 1º ciclo, nomeadamente 3.º e 4.º anos, pertencentes ao agrupamento escolar.

O objetivo desta atividade era, por um lado, motivar os alunos do CEF (Curso de Educação e Formação) para o conhecimento da disciplina, despertar e sensibilizá-los para o estudo destas ciências exatas. Por outro lado, era igualmente uma meta sensibilizar os alunos do primeiro ciclo, mostrando que se pode aprender de forma divertida usando a ciência.

A opinião, quase unânime, de todos os intervenientes foi de que este espaço acabou por ser bastante proveitoso e enriquecedor.



Fig.55- Ciência Divertida

No ano letivo 2008/2009 foi proposta por mim a realização de um laboratório aberto com o nome “Dia da Ciência”, na escola E.B.2, 3 de Caíde de Rei, Lousada, destinado a alunos do terceiro e quarto anos do primeiro ciclo do agrupamento.

Os alunos do terceiro ciclo foram preparados, ao longo do ano letivo, para as atividades que iriam demonstrar aos alunos do primeiro ciclo.

Os objetivos desta atividade eram despertar a curiosidade científica dos alunos do terceiro ciclo, adquirir competências na manipulação de material de laboratório, desenvolver a curiosidade científica, relacionar a ciência com os fenómenos do dia-a-dia

e mais uma vez sensibilizar os alunos do primeiro ciclo, mostrando que se pode aprender de forma divertida usando a ciência.

Nos anos letivos 2009/2010, 2010/2011 e 2012/ 2013, na escola E.B. 2, 3 de Caíde de Rei, Lousada, por proposta minha, houve a realização do laboratório aberto com o nome “Sala das Ciências”, uma vez que envolvia três áreas disciplinares: Matemática, Ciências Naturais e Ciências Físico-Químicas. Esta atividade foi inserida no âmbito de apoio à atividade experimental na aprendizagem da matemática e das ciências exatas.

Os objetivos desta atividade eram motivar os alunos para o conhecimento das disciplinas de Ciências da Natureza, Ciências Naturais, Ciências Físico-Químicas e Matemática e despertar e sensibilizar os alunos para o estudo destas ciências exatas. Os alunos participaram de forma ativa. Estes mostraram uma grande motivação e curiosidade científica. A atividade decorreu de forma bastante satisfatória, uma vez que, na opinião de todos os intervenientes, o espaço tornou-se bastante proveitoso e enriquecedor, tendo sido alcançados todos os objetivos.

No ano letivo 2013/2014, na escola E.B.2,3/Sec. de Infias, Vizela, colaborei na organização e dinamização das “Manhãs das Ciências” que eram dirigidas a alunos do primeiro ciclo, mais propriamente a alunos do quarto ano.

Os alunos do décimo ano de escolaridade desta escola foram preparados, durante o ano letivo, para a realização de atividades experimentais a partir de materiais simples, muitos deles usados no quotidiano e sensibilizados para utilizarem uma linguagem simples e familiar. Posteriormente, estes alunos com a ajuda dos docentes da escola demonstraram as atividades aos alunos do quarto ano.

Os participantes consideraram a atividade: “Manhãs com Ciência” muito interessante, salientando que gostaram muito das atividades desenvolvidas, assim como da dinâmica aplicada.



Fig.56- Manhãs das Ciências

No ano letivo 2014/2015 no Agrupamento de Escolas Dona Maria II, Braga, colaborei na organização e dinamização do laboratório aberto destinado aos alunos do quarto e nonos anos do agrupamento. Esta atividade tinha como objetivos motivar os alunos para o conhecimento das áreas da Química e da Física e despertar e sensibilizar os alunos para o estudo destas ciências exatas. Todos os alunos participaram ativamente nas atividades.

Ainda nesta instituição de ensino, participei na organização e dinamização da atividade “Feira das Ciências” na escola E.B. 2, 3 de Lamações, escola pertencente ao agrupamento supramencionado. Nesta atividade, um grupo de alunos, que se inscreveu em regime de voluntariado, selecionou o tema em que gostaria de trabalhar e, posteriormente, preparou uma explicação em papel (ou cartolina) para expor durante a feira das ciências, assim como elaborou e testou um projeto. Os alunos do sétimo ano elaboraram o projeto “ A Moeda Falante” (Anexo 4). Durante a feira, o projeto foi apresentado aos restantes alunos da escola. Todos os alunos participaram ativamente nas atividades.

No ano letivo 2015/2016, no Agrupamento de Escolas de Ribeirão, Famalicão, participei na organização e dinamização na atividade “Ciência a Brincar” dirigida aos alunos do pré-escolar e primeiro ciclo do agrupamento. No “Dia do Agrupamento”, os alunos do pré-escolar e os alunos do primeiro ciclo dirigiram-se à escola E.B. 2, 3 de Ribeirão, onde foram demonstradas atividades experimentais a partir de materiais simples, muitos deles usados no quotidiano e usada uma linguagem simples e familiar. O objetivo desta atividade foi sensibilizar os alunos, mostrando que se pode aprender de forma divertida usando a ciência.

### **3.2.2- Olimpíadas da Química** (Anexo3)

Nos anos letivos 2009/2010, 2011/2012 e 2012/2013, no agrupamento de escolas de Caíde de Rei, Lousada e no ano letivo 2014/2015 no agrupamento de escolas Dona Maria II, Braga, participei com alunos do oitavo e nonos anos de escolaridade, nas Olimpíadas da Química Júnior, na Universidade do Minho. Esta atividade teve como propósito: envolver os alunos para encontrar respostas a muitas questões sobre o mundo que nos rodeia; compreensão, motivação para o estudo da disciplina; despertar o aluno para o estudo destas ciências.

A atividade decorreu de forma bastante satisfatória, na opinião de todos os intervenientes.



Fig.57- Olimpíadas da Química Júnior

### 3.2.3- Visitas de Estudo

No ano 2004/2005 na escola na E.B. 2, 3 de Silvares, Castelo Branco, houve a minha colaboração na organização e dinamização de uma visita de estudo à Fábrica da Ciência em Aveiro. A visita teve como objetivo despertar o fascínio da experimentação e da descoberta, a criatividade e a curiosidade científica.

No ano letivo 2008/2009, no Agrupamento de Escolas de Valença do Minho, cooperei na organização e dinamização de três visitas de estudo; uma com os alunos do sétimo ano ao Pavilhão da Água e ao Planetário no Porto; com os oitavos anos, uma visita de estudo ao Museu do Homem e à Casa das Ciências na Corunha, Espanha; com os alunos do nono ano, à barragem de Lindoso e ao parque eólico de Taião.

Relativamente às visitas de estudo ao pavilhão da água e ao planetário, estas tinham como objetivo: motivar os alunos para o estudo dos conteúdos lecionados; reconhecer a importância do trabalho científico e das aplicações tecnológicas para o desenvolvimento da sociedade; desenvolver a curiosidade científica e o gosto pela investigação; desenvolver capacidades e atitudes científicas dos alunos; promover a interdisciplinaridade; constatar que a ciência é universal.



Fig.58- Pavilhão da água

Em relação à visita de estudo ao Museu do Homem e à Casa das Ciências na Corunha, esta tinha como objetivo: compreensão de que o organismo humano está organizado segundo uma hierarquia de níveis que funcionam de modo integrado e desempenhando funções específicas; reconhecimento da contribuição da química para a qualidade de vida, quer na explicação das propriedades dos materiais que nos rodeiam, quer na produção de novos materiais e compreensão de como a Ciência e a Tecnologia têm contribuído para a melhoria da qualidade de vida não só em Portugal, mas também na Europa.

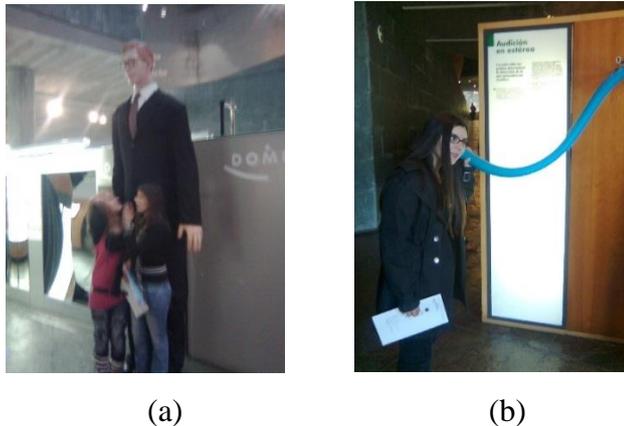


Fig.59- Museu do hómem (a) e casa das ciências (b)

O objetivo da visita de estudo à barragem de Lindoso e ao parque eólico de Taião era motivar os alunos para o estudo dos conteúdos lecionados e motivar os alunos para o uso de energias renováveis.



Fig.60- Barragem de Lindoso

No ano letivo 2015/2016, no Agrupamento de Escolas de Ribeirão, Famalicão, houve a minha cooperação na organização e dinamização de uma visita de estudo ao Pavilhão da Água ao Porto e ao *Visionarium* em Santa Maria da Feira.

Esta atividade foi destinada aos alunos do oitavo ano de escolaridade. Os objetivos destas visitas eram: motivar os alunos para o estudo dos conteúdos lecionados; reconhecer a importância do trabalho científico e das aplicações tecnológicas para o desenvolvimento da sociedade; desenvolver a curiosidade científica e o gosto pela investigação.

#### **3.2.4- Observação Noturna**

Nos anos letivos 2009/2010, 2010/2011 e 2011/2012, na escola E.B. 2, 3 de Caíde de Rei, Lousada, colaborei na organização e dinamização da atividade “Observação Noturna”. Esta atividade foi efetuada em parceria com a Biblioteca Escolar. Os alunos do sétimo ano realizaram vários trabalhos relacionadas com o sistema solar, sendo estes posteriormente colocados na biblioteca escolar para exposição. No dia da observação noturna, a biblioteca escolar estava aberta à comunidade escolar. Esta atividade teve como objetivos: promover o contacto com os astros, promover a curiosidade científica motivar os alunos para o estudo dos conteúdos lecionados e envolver toda comunidade educativa. Nesta atividade, foram observados vários astros, nomeadamente a Lua, Vénus, Marte e Saturno. Também foram identificadas as constelações Ursa Maior, Cassiopeia, Ursa Menor e ainda a localização da Estrela Polar.



(a)

(b)

Fig.61- Observação noturna (a). Trabalhos realizados pelos alunos do 7.º ano (b)

### 3.2.5- Figura do Mês

No ano letivo 2009/2010 na escola E.B. 2, 3 de Caíde de Rei, Lousada, participei na organização e dinamização da atividade “Figura do Mês”. Esta atividade foi uma atividade em parceria com a biblioteca escolar. Inicialmente, era escolhida uma figura da área da física ou da área da química e colocada posteriormente na biblioteca da escola. Para além disso foi também proposto aos alunos do 9.º ano a realização de trabalhos relacionados com a "Figura do Mês", tendo a ajuda do professor de I.T.I.C. (Introdução às Tecnologias de Informação e Comunicação) e professores de Ciências Físico-Químicas. Os professores de Ciências Físico-Químicas realizaram ainda pequenas atividades experimentais, na biblioteca escolar, relacionadas com a "Figura do Mês", dirigidas aos alunos do 2.º ciclo, Esta atividade teve como propósitos envolver os alunos para encontrar respostas a muitas questões sobre o mundo que nos rodeia; compreensão, motivação para o estudo da disciplina; e despertar o aluno para o estudo destas ciências. A atividade decorreu de forma bastante satisfatória, uma vez que, na opinião de todos os intervenientes, o espaço tornou-se bastante proveitoso e enriquecedor.



(a)

(b)

(c)

Fig.62- Figura do mês: (a). Trabalhos realizados pelos alunos do 9.º Ano: (b) e (c)

### **3.2.6- Planetário Móvel**

No ano letivo 2013/2014, na escola E.B.2,3/Sec. de Infias, Vizela, cooperei na organização e dinamização do planetário móvel. O planetário móvel era constituído por um conjunto de equipamentos tecnológicos e apresentações que eram projetadas numa cúpula insuflável. Inicialmente os alunos foram convidados a ” navegar” no Universo com o intuito de observar e reconhecer os vários planetas do sistema solar; observar o Sol; observar e reconhecer alguns astros do Universo; inferir as dimensões dos planetas do Sistema Solar e inferir as dimensões de alguns astros do Universo. De seguida, foi projetado um céu noturno com as respetivas constelações de estrelas. Os alunos localizaram e identificaram as diversas constelações relativas aos hemisférios Norte e Sul, assim como distinguiram as coordenadas celestes. Ao longo das várias sessões efetuadas, as apresentações projetadas foram orientadas e analisadas pelo monitor, numa interação informal com os discentes no sentido de consolidar as aprendizagens dos mesmos sobre os conteúdos programáticos referentes à Astronomia.

### **3.3- Ações de formação**

O ensino é cada vez mais exigente daí a necessidade do professor estar permanentemente em evolução e formação constante, bem como em contacto com as novas realidades.

#### **3.3.1- Oficina de formação subordinada ao tema “ A componente experimental no ensino das ciências”** (Anexo 5)

«A melhor forma de aprender qualquer coisa é descobrindo-a por si próprio.

Deixa-os aprender adivinhando.

Deixa-os aprender provando.

Não reveles todo o teu segredo de uma vez.

Deixa-os adivinhar antes de o revelares.

Deixa-os descobrir por si próprios tanto quanto seja possível.»

*George Polya*<sup>43</sup>

Nesta ação de formação, os formandos eram divididos em grupos de trabalho e elaboravam um projeto.

A planificação e o desenvolvimento do nosso projeto teve como objetivo contemplar uma prática laboratorial que fosse ao encontro de certas finalidades educacionais importantes, como por exemplo:

- A compreensão efetiva dos conceitos e princípios científicos;
- O desenvolvimento do pensamento criativo e de competências ligadas à resolução de problemas, à investigação científica e à comunicação verbal;
- A promoção de atitudes positivas face ao mundo em geral e à Ciência em particular.

Para o efeito, baseamos o nosso projeto nas seguintes linhas orientadoras:

- Ao nível da planificação do trabalho laboratorial:
  1. Selecionar as atividades que possam ser realizadas facilmente com os recursos disponíveis na nossa escola e num período de tempo adequado à carga de horária das disciplinas das ciências;
  2. Delinear uma estratégia que integre simultaneamente e satisfatoriamente os currículos das disciplinas de Ciências Naturais, Ciências da Natureza, Biologia e Ciências Físico-Químicas.
  
- Ao nível da motivação dos alunos:
  1. Promover o interesse e a curiosidade pela atividade laboratorial, começando com uma demonstração, um desafio ou uma questão atraente;
  2. Revelar de uma forma clara as relações possíveis entre o tema da atividade e o mundo em que os alunos vivem;
  3. Dependendo da investigação em causa, permitir que os alunos diversifiquem e dediquem uma atenção diferente a diversos aspetos das experiências de acordo com a curiosidade e os interesses pessoais;
  4. Dependendo da investigação em causa, estimular os alunos para que, individualmente ou em grupo, explorem outras questões interessantes relacionadas com o tema proposto;
  5. Encorajar todos os alunos a verbalizar ideias, observações e explicações pertinentes sobre o tema em estudo;
  6. O professor deve procurar, através de questões estruturadas ou de uma discussão aberta, que os alunos estabeleçam relações nítidas entre os resultados da atividade e os conceitos estudados anteriormente e/ou a abordar futuramente;

7. Utilizar materiais didáticos (fichas de trabalho, protocolos experimentais, “V” de Gowin, *PowerPoint*) elaborados com rigor e preocupações estéticas de forma a serem atraentes e inteligíveis para os alunos.

- Ao nível da gestão da atividade laboratorial:
  1. Iniciar o trabalho com uma explicitação clara dos objetivos, dos critérios de avaliação e das expectativas quanto à evolução e aos resultados do trabalho;
  2. Após a clarificação dos objetivos e antes da execução do procedimento laboratorial, o professor deve desenvolver uma discussão com os alunos com vista à identificação do problema, ou questão que constitui o cerne da atividade. Nesta fase inicial, poderão ser formuladas previsões (hipóteses) quanto aos resultados experimentais. Também poderá ser pedido aos alunos que reflitam sobre o procedimento a adotar para responder à questão inicial e/ou testar as hipóteses formuladas;
  3. Responsabilizar os alunos pela distribuição inicial, pela montagem e pela arrumação final dos materiais necessários à experimentação laboratorial;
  4. Controlar e avaliar o modo como os alunos correspondem às exigências e responsabilidades envolvidas na realização de cada atividade. No caso de trabalharem em grupo, implicar todos os elementos na procura do comportamento e desempenho mais adequado.

No desenvolvimento do projeto foi feito um “doseamento” de forma a equilibrar a quantidade de conhecimentos conceituais e de conhecimentos processuais envolvidos em cada atividade laboratorial. Pretendia-se assim, evitar dar demasiada ênfase ao *aprender processos* – aquisição e aplicação pelos alunos de competências processuais específicas, bem como escapar ao risco de desenvolver uma educação inadequada, em relação à Ciência, insuficiente e simplista no que respeita a conteúdos teóricos importantes.

Posteriormente foi colocada uma situação-problema que originou o projeto. (Anexo 6)

Após colocada a situação-problema, realizaram-se várias atividades experimentais no sentido de resolver a situação, mormente: determinar o pH da água, ponto de ebulição da água, ponto de fusão da água e a densidade do objeto anel; em

relação às pegadas da vítima, preparar o gesso com sulfato de cálcio e colocar na área da pegada, esperar pela solidificação do gesso e desenterrar o molde do gesso.

### 3.3.2- Ação de formação “Astronomia *Hands-On-* Descobrir o Cosmos” (Anexo 7)

Os temas abordados nesta formação foram: o portal *Open Discovery Space* (ODS); metodologia *Inquiry-Based Science Education* (IBSE); apresentação do *software* planetário *Stellarium*; fases da Lua; o sistema solar a 3D; fases de Vénus e eclipses; construção de um espectroscópio; projeto Faulkes *Telescope*; observação do céu noturno c/ telescópio e *Sun4All* - estudo do Sol com imagens obtidas com a construção de um relógio de Sol.

O portal *Open Discovery Space* (ODS) é um portal de partilha de conhecimentos, onde são criadas comunidades educativas, colocam-se recursos e acima de tudo partilham-se saberes e experiências.

No portal foi criada uma comunidade, com o nome “Astronomia *Hands-On-* Descobrir o Cosmos”, onde se podia colocar o trabalho final, aceder a outros projetos e trabalhos, assim como toda a informação referente à ação de formação.

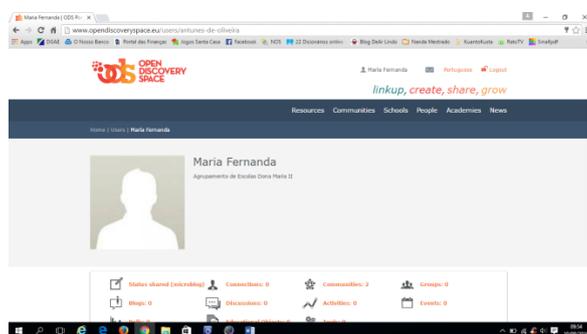


Fig.63- Comunidade educativa criada no portal *Open Discovery Space* (ODS).

Seguidamente obteve-se a informação sobre a metodologia *Inquiry-Based Science Education* (IBSE), para se poder elaborar o projeto final. A metodologia IBSE baseia-se na aprendizagem apoiada na investigação. O envolvimento na aprendizagem implica possuir habilidades e atitudes que permitem que o aluno procure soluções para questões e problemas, enquanto constrói novos conhecimentos. O tema do projeto realizado por mim foi “Porque ocorrem os eclipses?”. (Anexo 8)

Aprendeu-se a utilizar o *software* planetário *Stellarium* para futuramente o utilizar na sala de aula. O *software* planetário mostra um céu realista a três dimensões igual ao que se vê a olho nu, com binóculos ou telescópio. Também tem sido usado em

projetores de planetários. Basta ajustar as coordenadas geográficas e começar a observar o céu. Este recurso é muito útil na sala de aula, a partir do qual, entre muitas outras coisas mais, se pode fazer uma simulação das fases da Lua, eclipses do Sol e da Lua, visualização de constelações, visualização de nebulosas e visualização do sistema solar.

A partir da utilização desse *software*, construiu-se uma maquete das fases da lua, recurso este que se pode facilmente construir na sala de aula.



Fig.64- Construção da maquete fases da lua.

Apreendeu-se também novos métodos de construção do sistema solar 3D, construção de maquetes das fases de Vénus e eclipse.

Similarmente, construiu-se um espectroscópio.



Fig.65- Espectroscópio

O projeto *Faulkes Telescope* é um projeto que possibilita o acesso a uma rede global de telescópios robóticos que fornece recursos livres para a educação científica (<http://www.faulkes-telescope.com/>).

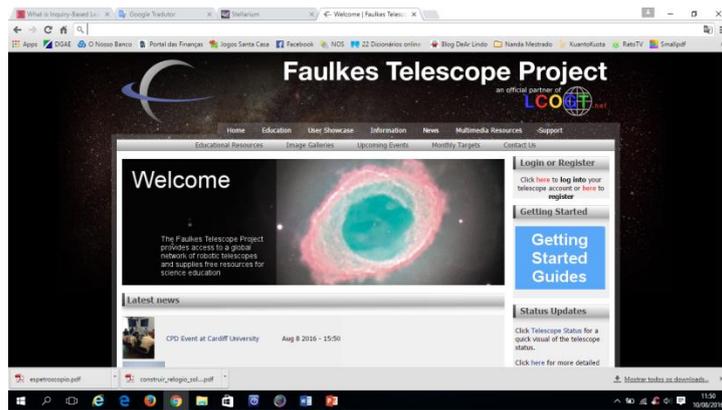


Fig.66- Projeto Faulkes *Telescope*

Igualmente foi facultada uma observação noturna, com a observação da Lua e algumas constelações. E por fim estudou-se o Sol com imagens obtidas pela construção de um relógio de Sol.

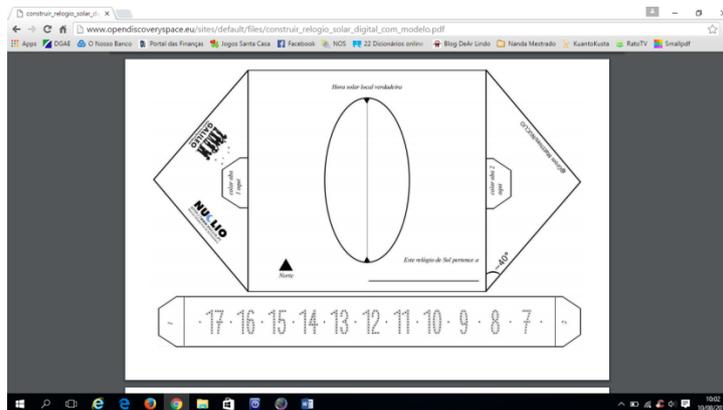


Fig.67- Relógio solar

### 3.3.3- Seminários Sobre as Novas Metas e Programas do Ensino Secundário de Física e Química” (Anexo 9)

Esta ação de formação teve um carácter reflexivo sobre os seguintes temas:

- “As novas Metas e Programas do Ensino Secundário de Física e Química”, sob a orientação dos coordenadores dos novos programas, a saber: o Prof. Doutor Carlos Fiolhais e o Prof. Doutor Sérgio Rodrigues;

- “Transformações químicas: reações fotoquímicas ...” sob a orientação da Prof.<sup>a</sup> Doutora Susana Costa, do departamento de Química da Universidade do Minho;

- “Energia e Fenómenos Elétricos ...”, sob a orientação do Prof. Doutor Domingos Araújo e uma parte de atividade laboratorial, sob a orientação da doutora Susana Costa.

Segundo o Prof. Doutor Carlos Fiolhais “ A cozinha é mais importante que o prato”. Com esta citação conclui-se que o indivíduo é confrontado com a necessidade de uma aprendizagem permanente. A sociedade de informação, que atualmente pauta a nossa vida pessoal e profissional, exige uma ampla consolidação e atualização de conhecimentos, direcionando o indivíduo para um novo conceito de Educação – a construção do conhecimento. Desta forma, o saber constrói-se ao longo dos tempos e muitas vezes o que era ou é afirmado como verdade absoluta e única passa a ser algo discutível, levando à criação de outros saberes. Esta situação acontece diariamente com o conhecimento dos diferentes domínios, daí a necessidade emergente de estarmos em constante aprendizagem e formação.

De acordo com esse paradigma civilizacional, os professores viram, nos últimos tempos, ocorrer grandes mudanças, quer nas suas práticas letivas, quer na forma como a sua carreira é vista pela sociedade e mesmo por si próprios. A sociedade evolui e, conseqüentemente, a escola muda e todos os seus intervenientes são atingidos por essas mudanças.

Essa necessidade de transformação esteve bem patente nas metas/ programa desta área curricular. Estas pressupuseram a identificação de “desempenhos que traduzem os conhecimentos a adquirir e as capacidades que se querem ver desenvolvidas no final de um dado módulo de ensino; a identificação do referencial para a avaliação interna e externa; uma orientação da ação do professor na planificação do seu ensino e na produção de materiais didáticos; e uma facilitação do processo de autoavaliação pelos alunos.”

Todavia, a aprendizagem das Ciências consiste num processo complexo de sucessivas sequências de interrogação/resposta,. Se, desde cedo, se conseguisse dar respostas acertadas às questões que todos colocam, ser-nos-ia mais fácil compreender a Ciência.

A frequência desta ação fez-me refletir sobre as minhas práticas enquanto docente desta área curricular tão nobre. No entanto, “mudar a forma de ensinar, não muda o ensino” (Carlos Fiolhais), um todo que apenas irá melhorar se as partes para esse fim contribuírem.

No que às metas / programa concerne, o “currículo tem a sua importância, mas mais relevante é a organização da escola” (Carlos Fiolhais), sendo esta preponderante para alcançar o almejado sucesso educativo que agrada a todos os intervenientes do processo.

### **3.3.4- Ação de formação “Circuitos elétricos - Experimentar e refletir”** (Anexo 10)

A ação de formação foi inteiramente de cariz prático. Foram analisadas algumas concepções frequentes dos alunos sobre circuitos elétricos e corrente contínua, nomeadamente: as resistências consomem carga; os eletrões movem-se rapidamente num circuito elétrico (à velocidade da luz); as cargas elétricas diminuem a sua velocidade ao atravessar uma resistência; corrente elétrica e voltagem são a mesma coisa; não há corrente entre os terminais de uma bateria; um circuito não tem que estar fechado para que a corrente flua; a corrente “gasta-se” ao fluir pelo circuito; um condutor não tem resistência elétrica; a resistência de uma associação em paralelo é maior do que a maior das resistências associadas; a corrente é um excesso de carga; as cargas que fluem no circuito vêm da bateria; quanto maior a bateria, maior a voltagem; potência e energia são a mesma coisa; as baterias criam energia a partir do nada e uma alteração local num circuito elétrico, por exemplo, através de um interruptor, apenas afeta essa parte e não a totalidade do circuito.

Para eliminar estas concepções, posteriormente em contexto sala de aula, foram realizadas várias atividades experimentais. (Anexo11)

A frequência desta ação fez-me refletir sobre as minhas práticas enquanto docente desta área curricular e também refletir sobre as concepções frequentes existentes nos alunos e o modo de as “combater”.

## **3.4- Outras formações**

### **3.4.1- Ação de formação “I Jornadas Pedagógicas: Problemas de convivência na escola do século XXI”**(Anexo 12)

Dados os desafios que o professor da atualidade enfrenta no seu quotidiano é muito importante que se reflita sobre os problemas que a escola de hoje enfrenta e sobre o seu papel enquanto instituição que transmite conhecimento e experiências aos educandos, para que estes se formem enquanto seres sociais com valores éticos e morais. Deste modo, e uma vez que a escola é o maior laboratório experimental do

mundo, local onde se cruzam gerações, entidades, saberes e experiências, senti a necessidade de debater sobre os problemas de convivência na escola do século XXI.

### **3.4.2- Ação de formação “II jornadas sobre proteção à infância e juventude”** (Anexo 13)

Esta ação de formação teve um carácter reflexivo sobre os seguintes temas:

- “Maus tratos em menores, incluindo o abuso sexual”, sob a orientação do Doutor José Pinto da Costa, Universidade Portucalense;

- “*Stalking* em Portugal; sob a orientação Doutora Célia Ferreira, da Universidade Lusófona do Porto;

-“Os limites da proteção”, sob a orientação Doutora Paula Cristina Martins, da Universidade do Minho;

- “As proteções de crianças e jovens”, sob a orientação do Doutor Armando Leandro, Presidente da Comissão Nacional de proteção de crianças e jovens(CNPDPCJ);

- “A adoção em Portugal; divórcio e regulação das responsabilidades parentais” sob a orientação da advogada, Bruna Gil Veiga e Doutora Judite Peixoto, do centro de investigação científica e forense;

- “Parentalidade em contexto de vulnerabilidade da saúde mental: vamos falar sobre isso... com todas as crianças” sob a orientação Doutora Ana Maria Serrano da Universidade do Minho;

- “Impacto intergeracional da perturbação mental em jovens com história de vitimação” sob a orientação Doutora Sofia Ribeiro., prémio jovem investigador de mérito da sociedade de psicologia da saúde;

-“Ferimentos autoinfligidos: frequência e variáveis associadas” sob a orientação da Doutora Sónia Gonçalves, Universidade do Minho;

-“O que consome os consumidores” sob a orientação do Doutor Pedro Fernandes, Comunidade terapêutica de Adáufo “sempre a crescer”;

-“Prevenção do consumo de tabaco em meio escolar” sob a orientação do Doutor José Pacheco, Universidade do Minho;

-“Neurociências e aprendizagem escolar” sob a orientação do Doutor Alexandre Castro Caldas, Universidade Católica Portuguesa;

Todas as temáticas que foram abordadas nestas jornadas revelaram grande interesse para a prática pedagógica, vistos os desafios que o professor da atualidade enfrenta no seu quotidiano.

As jornadas serviram, acima de tudo, para uma partilha de vivências e uma troca de impressões muito válida entre os presentes, destacando-se a experiência de cada um dos intervenientes, como também a capacidade e competência dos diferentes oradores presentes nas várias sessões.

### **3.4.3- Competência digital (Nível I)** (Anexo14)

Nesta formação foram desenvolvidas as seguintes atividades, nomeadamente no que se refere a exploração das ferramentas Web, tais como motores de procura de informação, Correio Eletrónico, Comportamentos On-Line, Segurança na Internet e *Moodle*.

Também foi utilizado o pacote de aplicações que constituem o Microsoft Office como ferramenta de apoio no Processo de Ensino e Aprendizagem tais como:

- *Microsoft Word* – Ferramenta completa e poderosa, a nível de edição e formatação de documentos. Considerado o editor de texto mais utilizado e com o maior número de funcionalidades.
- *Microsoft Excel* – Excelente ferramenta de cálculo, que permite desempenhar tarefas relacionadas com o cálculo, análise e apresentação gráfica de dados com rapidez e eficácia.
- *Microsoft PowerPoint* – Aplicação que permite criar apresentações gráficas com interatividade de uma forma simples. Com esta ferramenta pode-se configurar a apresentação de diapositivos, destacando a introdução de animação e som.

Por fim foi explorada a conversão de documentos do formato *Word* para *PDF* e vice-versa.

Esta formação foi fundamental para que o professor se mantenha atualizado e sensibilizado para as potencialidades na utilização das novas tecnologias de forma a despertar nos alunos a vontade de colaborar na construção dos seus próprios saberes.

#### **3.4.4-Ação de formação “*Developing Digital Skills in your Classroom online course on the European Schoolnet Academy*”<sup>(Anexo15)</sup>**

No âmbito desta formação *online* possibilitou-se a descoberta de meios tecnológicos a introduzir na sala de aula de modo a motivar os alunos na aprendizagem das ciências exatas. Fez parte da ação a utilização de suportes tecnológicos/ *softwares* simples, em particular aplicações relacionadas com redes sociais, tornando-se, desta forma, quer o telemóvel, quer o *tablet* ferramentas a explorar na sala de aula para fomentar uma aprendizagem diferente, assim como meios eficazes para a construção de projetos, passos fundamentais para a introdução de novas metodologias na sala de aula.

## **Capítulo IV- Conclusão**

### **4- Conclusão**

A elaboração deste relatório de atividade profissional no âmbito do Mestrado em Ciências - Formação Contínua de Professores tornou-se um grande desafio profissional e pessoal. Tudo começou com a escolha do tema “Compostos de carbono”, passando pela reflexão sobre a pertinência deste tema, até à pesquisa bibliográfica efetuada. A criação deste trabalho permitiu aprofundar os conhecimentos científicos na área da Química, o que irá contribuir certamente para uma melhoria na prática letiva nos próximos anos e, neste sentido, para uma melhoria das aprendizagens dos alunos.

O presente relatório também fomentou o resumo das atividades profissionais desenvolvidas ao longo de treze anos de profissão, assim como as ações de formação frequentadas.

As ações de formação frequentadas foram extremamente importantes, pois numa sociedade em que a Ciência e a Tecnologia se têm tornado cada vez mais importantes, particularmente no domínio das ciências experimentais, põe-se cada vez mais o problema de como seleccionar conhecimentos de acordo com a sua utilidade no futuro. Desta forma, é necessário que os alunos desenvolvam atitudes e competências para pensar e intervir na tomada de decisões.

No desenvolvimento do processo de aprendizagem, são fatores importantes, para um trabalho bem-sucedido, as atitudes que promovam o desenvolvimento global do aluno, fomentando um pensar criativo e crítico. Neste processo, o aluno, como ser ativo, deve construir o seu próprio conhecimento de uma forma contínua e numa interação permanente entre as suas conceções e as informações e experiências com que é confrontado.

## Bibliografia

### Referências bibliográficas

- <sup>1</sup> Direção geral da educação. Currículo. Ensino Básico. Disciplinas. Ciências Experimentais. Acedido em 2 de dezembro de 2015: <http://www.dge.mec.pt/ciencias-experimentais-eb>.
- <sup>2</sup> Direção geral da educação. Currículo. Ensino secundário. Física Química A 10.º Ano. Finalidades formativas do Ensino Secundário no domínio das Ciências. Homologação 12/03/2001. Acedido em 2 de dezembro de 2015: <http://www.dge.mec.pt/ciencias-experimentais-eb>.
- <sup>3</sup> Fiolhais, Carlos *et al.* (2013). *9 CFQ – Ciências Físico-Químicas 9.º Ano - Viver Melhor na Terra*. Lisboa. Texto (2.ª edição 5.ª tiragem). Cap. 3.10, p. 208.
- <sup>4</sup> Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 2, p.37 à p.42
- <sup>5</sup> Amaro, Adelaide *et al.*(2015). *Química 10.º Ano- Física Química A. Química 10* , Raiz (1.ª edição 1.ª tiragem). Domínio 1, p.40 à p.41
- <sup>6</sup> Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.ª edição 1.ª tiragem). Domínio1, subdomínio 2, p. 56 à 57.
- <sup>7</sup> Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 7, p. 291 à p.293.
- <sup>8</sup> Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 7, p.294
- <sup>9</sup> Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 7, p.295
- <sup>10</sup> Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.312 à 313
- <sup>11</sup> Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 7, p.299
- <sup>12</sup> Amaro, Adelaide *et al.*(2015). *Química 10.º Ano- Física Química A. Química 10*, Raiz (1.ª edição 1.ª tiragem). Domínio 1, p.71
- <sup>13</sup> Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.ª edição 1.ª tiragem). Domínio2, subdomínio 1, p.112.
- <sup>14</sup> Amaro, Adelaide *et al.*(2015). *Química 10.º Ano- Física Química A. Química 10* , Raiz (1.ª edição 1.ª tiragem). Domínio1, p.132 à p.135.
- <sup>15</sup> Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 7, p.336 à p 343.
- <sup>16</sup> Atkins P. W., Beran J. A.,(1990) “General Chemistry”, 2nd Edition, Scientific American Books, New York, p.260 à p, 266.

- <sup>17</sup>Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.ª edição 1.ª TIRAGEM). Domínio 2, p.119 à p.120.
- <sup>18</sup> Atkins P. W., Beran J. A., “General Chemistry”, 2nd Edition, Scientific American Books, New York, 1990, p.304 à 307.
- <sup>19</sup>Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 9, p.410 à p.419.
- <sup>20</sup>Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 9, p.426 à p.441.
- <sup>21</sup>Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1, p.36-41.
- <sup>22</sup>Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 10, p.443-453
- <sup>23</sup> Solomons T. W. G., “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, 1996, cap 1, p.1
- <sup>24</sup>Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.ª edição 1.ª TIRAGEM). Domínio 2, p.122 à p.132.
- <sup>25</sup> Gil, Victor *et al.* (1993). *Química. Edição Revista (4.ª edição 12.ª tiragem)*. Cap 4, p.155 à p.176.
- <sup>26</sup>Solomons T. W. G., “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, 1996, cap 2, p.54 à p.56
- <sup>27</sup>Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.55 à p.57.
- <sup>28</sup>Amaro, Adelaide *et al.* (2015). *Química 10.º Ano- Física Química A. Química 10, Raiz (1.ª edição 1.ª tiragem)*. Domínio 2, p.162.
- <sup>29</sup>Solomons T. W. G., “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, 1996, cap 2, p.64 à p.74
- <sup>30</sup>Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.ª edição). Cap. 25, p.1074
- <sup>31</sup>Amaro, Adelaide *et al.* (2015). *Química 10.º Ano- Física Química A. Química 10, Raiz (1.ª edição 1.ª tiragem)*. Domínio 2, p.167.
- <sup>32</sup>*Disc. Scientia*. (2007) Série: Ciências Naturais e Tecnológicas, S. Maria, v. 8, n. 1, p. 95 à p. 105.
- <sup>33</sup>Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 3 p.33.

- <sup>34</sup>Peruzzo, Jucimar. Física Quântica, conceitos e aplicações (2014). Irani, SC-Edição Autor- 1.º edição. p.313 à p.314.
- <sup>35</sup>Terrones, M., 2009, Vol. 458, p.845 à p. 846.
- <sup>36</sup>M. Pastrana-Martínez, Luisa M *et al.* Nanotubos e Grafeno: Os primos mais jovens na família do carbono! Retirado de Instituto politécnico de bragança- Biblioteca digital em 01-08-2016. <https://bibliotecadigital.ipb.pt/handle/10198/8300>
- <sup>37</sup>K.S. Novoselov, A.K. Geim, S.V. Morozov, D. Jiang, Y. Zhang, S.V. Dubonos, I.V. Grigorieva, A.A. Firsov, Science (2004), vol. 306, p.666 à p. 669.
- <sup>38</sup>P. da Silva, Elisângela et al. Propriedades de filmes de grafeno depositados por spraypirólise para aplicação como óxido condutor transparente. Retirado V congresso internacional do conhecimento científico-<https://scholar.google.pt>
- <sup>39</sup>Silva, Carlos. Seminário Ciência dos Materiais (Materiais Cerâmicos e Materiais à Base de Carbono). Retirado de ebah em 02-08-2016  
<http://www.ebah.com.br/content/ABAAAejskAA/seminario-ciencia-dos-materiais-materiais-ceramicos-materiais-a-base-carbono>
- <sup>40</sup>Iijima, S. Nature,(1999), vol. 354, 56.
- <sup>41</sup>Cunha, Eunice. Funcionalização Química de Nanotubos de Carbono e Formação de Grafeno. Dissertação de Mestrado em Micro/Nano Tecnologias. 2011. Retirado do repositório da Universidade do Minho. <https://repositorium.sdum.uminho.pt>
- <sup>42</sup>Coelho, Alberta. Desenvolvimento morfológico sob deformação de nanocompósitos de PET e nanotubos de carbono. Tese de Mestrado Ciclo de Estudos Integrados Conducentes ao Grau de Mestre em Engenharia de Polímeros. (2013). Retirado do repositório da Universidade do Minho. <https://repositorium.sdum.uminho.pt>
- <sup>43</sup>Polya, G.(1985) – How to solve it, 2ª Ed., Princeton University Press, Princeton, New Jersey.

## Referências bibliográficas de figuras

- 1- Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.<sup>a</sup> edição). Cap. 2, p.37
- 2- Chang, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.<sup>a</sup> edição). Cap. 2, p.38
- 3- Amaro, Adelaide *et al.*(2015). *Química 10.º Ano- Física Química A. Química 10 , Raiz* (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> tiragem). Domínio 1, p.66.
- 4- CHANG, Raymond, *et al.* (1994). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (5.<sup>a</sup> edição). Cap. 7, p.294
- 5- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (AMGH Editora Ltda.) (11.<sup>a</sup> edição). Cap. 7, p.301
- 6- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (AMGH Editora Ltda.) (11.<sup>a</sup> edição). Cap. 7, p.302
- 7- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (AMGH Editora Ltda.) (11.<sup>a</sup> edição). Cap. 7, p.312
- 8- Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> tiragem). Domínio1, subdomínio 2,p.61
- 9- Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> tiragem). Domínio 2, p.113.
- 10- Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> tiragem). Domínio 2, p.117.
- 11- Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> tiragem). Domínio2, p.113.
- 12- Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> tiragem). Domínio2, p.120.
- 13- Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> TIRAGEM). Domínio2, p.120.
- 14- Gil, Vítor *et al.*(2009) *Química, 12.º Ano- Texto editora . Unidade 2*, p.237
- 15- Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.<sup>a</sup> edição 1.<sup>a</sup> TIRAGEM). Domínio2, p.126.
- 16- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.<sup>a</sup> edição). Cap. 10, p.418

- 17- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.36.
- 18- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap1 p.38.
- 19- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.38.
- 20- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.39.
- 21- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.442
- 22- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.443
- 23- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.443
- 24- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.444
- 25- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.42.
- 26- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.43.
- 27- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.44.
- 28- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.452
- 29- Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.453
- 30- Solomons T. W. G.(1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, ,cap 2, p.44
- 31- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, ,cap 4, p.194 e Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 3 p.20.
- 32- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, cap 2, p.55

- 33- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, , cap 2, p.56
- 34- Simões, Teresa *et al.* (2009). Química em Contexto- 12.º Ano- Química. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.56 à p.57.
- 35- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York,, cap 2, p.56
- 36- Gil, Vítor *et al.* Química, 12.º Ano- Texto editora . Unidade 2, p.242
- 37-Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York , cap 2, p.67
- 38- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, cap 2, p.69
- 39- Solomons T. W. G. (1996)., “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, , cap 19, p.818
- 40- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, , cap 2, p.70
- 41- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, , cap 2, p.71
- 42-Weise, Fernando. Aspirações químicas, reações de esterificação. 16 de setembro de (2012). Acedido em 22/07/2016. <http://aspiracoesquimicas.net/2012/09/reacao-de-esterificacao-video.html/>
- 43- Peruzzo, Jucimar. Física Quântica, conceitos e aplicações (2014). Irani, SC-Edição Autor- 1.º edição. p.264 à p.284.
- 44- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, , cap 2, p.72
- 45 Gil, Vítor *et al.*(2009) Química, 12.º Ano- Texto editora. Unidade 2, p.246
- 46- Solomons T. W. G. (1996), “Organic Chemistry”, 10th Edition, Wiley, New York, , cap 2, p.68
- 47- Gil, Vítor *et al.* (2009) Química, 12.º Ano- Texto editora. Unidade 2, p.242
- 48- Adaptado de J. G. Zarbin Aldo *et al.* Nano estruturas de carbono (nanotubos, grafeno): Quo Vadis? *Quim. Nova*, Vol. 36, No. 10, 1533-1539, 2013. Retirado de Researchgate em 3-08-2016.<https://www.researchgate.net/publication/262443231>
- 49- Adaptado de J. G. Zarbin Aldo *et al.* Nano estruturas de carbono (nanotubos, grafeno): Quo Vadis? *Quim. Nova*, Vol. 36, No. 10, 1533-1539, 2013. Retirado de Researchgate em 3-08-2016.<https://www.researchgate.net/publication/262443231>

- 50- Adaptado de J. G. Zarbin Aldo et al. Nano estruturas de carbono (nanotubos, grafeno): Quo Vadis? *Quim. Nova*, Vol. 36, No. 10, 1533-1539, 2013. Retirado de Researchgate em 3-08-2016.<https://www.researchgate.net/publication/262443231>
- 51- Adaptado de J. G. Zarbin Aldo et al. Nano estruturas de carbono (nanotubos, grafeno): Quo Vadis? *Quim. Nova*, Vol. 36, No. 10, 1533-1539, 2013. Retirado de Researchgate em 3-08-2016.<https://www.researchgate.net/publication/262443231>
- 52- Adaptado de J. G. Zarbin Aldo et al. Nano estruturas de carbono (nanotubos, grafeno): Quo Vadis? *Quim. Nova*, Vol. 36, No. 10, 1533-1539, 2013. Retirado de Researchgate em 3-08-2016.<https://www.researchgate.net/publication/262443231>
- 63- Retirado de Repositório da comunidade educativa “ Astronomia Hands-On- Descobrir o cosmos” no portal *Open Discovery Space* (ODS). <http://www.opendiscoveryspace.eu>
- 64- Retirado de Repositório da comunidade educativa “ Astronomia Hands-On- Descobrir o cosmos” no portal *Open Discovery Space* (ODS). <http://www.opendiscoveryspace.eu>
- 66- Retirado do projeto Faulkes *Telescope*. (<http://www.faulkes-telescope.com/>).
- 67- Retirado de Repositório da comunidade educativa “ Astronomia Hands-On- Descobrir o cosmos” no portal *Open Discovery Space* (ODS). <http://www.opendiscoveryspace.eu>

### **Tabelas**

Tabela 4- Afinidade eletrónica e energia de ionização dos elementos do segundo período da tabela periódica. Adaptado de Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 8, p.348

Tabela 5- Arranjo espacial dos pares de eletrões em torno de um átomo central A numa molécula e a geometria de moléculas e iões simples em que o átomo central não possui pares isolados. Adaptado de Chang, Raymond, *et al.* (2013). *Química*. Lisboa. McGraw-Hill (11.ª edição). Cap. 10, p.416

Tabela 7- Alguns hidrocarbonetos saturados, adaptado de Gil, Victor et al (1993). *Química*. Edição Revista (4.ª edição 12.ª triagem). Cap 4, p.156.

Tabela 8- Grupos alquilo, adaptado de Gil, Victor et al (1993). *Química*. Edição Revista (4.ª edição 12.ª triagem). Cap 4, p.159.

Tabela 11- Comprimento e energia de ligação carbono-carbono para o etano, eteno e etino, adaptado de Rodrigues, Carla *et al.* (2015). *Química 10.º Ano – Física e Química 10*. Areal (1.ª edição 1.ª tiragem). Domínio 2, p.134.

Tabela 13- Simões, Teresa *et al.* (2009). *Química em Contexto- 12.º Ano- Química*. Porto Editora. (1.ª edição 1.ª tiragem). Cap 1 p.55.

### **Siglas/acrónimos**

TLV- Teoria da ligação de valência

TOM- Teoria das orbitais moleculares

OL- Ordem de ligação

TP- Tabela periódica

TRPECV - Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência

NCT- Nanotubos de carbono

MWCNTS- Nanotubos de múltiplas camadas

SWCNTS- Nanotubos de paredes simples

NASA- Agência espacial norte-americana

MIT- Massachussets Institute of Technology

CEFII- Cursos de Educação e formação II

## Anexos

### Anexo 1- Comprovativo de participação no projeto Escola Eletrão

DGAE  
Direção-Geral da Administração Escolar



#### DECLARAÇÃO DE COMPROVAÇÃO DE DADOS

(Documento que visa a comprovação dos parâmetros de avaliação referentes à avaliação curricular, prevista na alínea b) do ponto 6 do art.º39 do Decreto-Lei n.º 132/2012, de 27 de junho, na redação conferida pelo Decreto-Lei n.º 83-A/2014, de 23 de maio, retificado pela Declaração de Retificação n.º 36/2014, de 22 de julho)

#### Identificação do Candidato

Nome: Maria Fernanda Antunes de Oliveira N.ºBI/CC:10558026  
NC: 205454810 Tipo de Candidato: contratada Grupo(s) de Recrutamento(s):510 Física e Química

Parâmetros de Avaliação 2: Qual a experiência profissional contabilizada em dias, em projetos de âmbito nacional, reconhecidos pela DGE?

António Orlando Silva Pereira, na qualidade de Diretor do Agrupamento de Escolas Lousada Este, com o código 151464, declaro que o(a) docente acima indicado(a), esteve envolvido(a) no(s) seguinte(s) projeto(s): Projeto, escola eletrão entre 1/10/2010 e 31/08/2012 correspondendo a 731 dias de experiência profissional.

obs.:

*O projeto acima referido foi em parte na componente não letiva da docente*

(Deve trancar todos os espaços que não se encontrarem preenchidos)

Nota: É possível indicar mais que um projeto reconhecido pela DGE.

Caíde de Rei, 27 de julho de 2015

O(a) Diretor

## Anexo 2- Comprovativo de participação no Clube das Ciências

DGAE  
Direção-Geral da Administração Escolar



### DECLARAÇÃO DE COMPROVAÇÃO DE DADOS

(Documento que visa a comprovação dos parâmetros de avaliação referentes à avaliação curricular, prevista na alínea b) do ponto 6 do art.º39 do Decreto-Lei n.º 132/2012, de 27 de junho, na redação conferida pelo Decreto-Lei n.º 83-A/2014, de 23 de maio, retificado pela Declaração de Retificação n.º 36/2014, de 22 de julho)

#### Identificação do Candidato

Nome: Maria Fernanda Antunes De Oliveira N.ºBI/CC:10558026  
NC: 205454810 Tipo de Candidato: Contratada Grupo(s) de Recrutamento(s):510 Física e química

Parâmetros de Avaliação 3: Caraterize o seu nível de envolvimento na concretização do projeto que considera mais relevante.

António Orlando da Silva Pereira, na qualidade de Diretor do Agrupamento de Escolas Lousada Este, com o código 151464, declaro que o(a) docente acima indicado(a), esteve envolvido(a) no(s) seguinte(s) projeto(s): colaboração projeto clube das ciências, entre 1/9/2011 e 31/8/2013 correspondendo a 731 dias de experiência profissional.

obs.:

*A colaboração prestada pela docente no projeto acima referido foi, cumprida na componente não letiva, no total de duas horas semanais.*

(Deve trancar todos os espaços que não se encontrarem preenchidos)

\*Indicar o nível de envolvimento no projeto: coordenação, colaboração ou participação.

Caíde de Rei, 27, de julho de 2015





## Certificado de Participação

A Sociedade Portuguesa de Química certifica que

*Maria Fernanda Oliveira*

participou nas Olimpíadas de Química Júnior, realizadas a 17 de Abril de 2010 no Departamento de Química da Universidade do Minho, como professor acompanhante da **Escola EB 2,3 de Caide de Rei** do concelho de **Lousada** e na sessão para professores intitulada "Química e Imagem Médica".

Braga, 17 de Abril de 2010

Pe' A Comissão Organizadora das Olimpíadas de Química Júnior na Universidade do Minho



Universidade do Minho  
Departamento de Química



## Certificado de Participação

A Sociedade Portuguesa de Química certifica que

*Maria Fernanda A. Oliveira*

participou nas Olimpíadas de Química Júnior, realizadas a 11 de abril de 2015 no Departamento de Química da Universidade do Minho, como professor acompanhante da Escola EB 3/S D. Maria II do concelho de Braga .

Braga, 11 de abril de 2015

Pe' A Comissão Organizadora das Olimpíadas de Química Júnior na Universidade do Minho



*Professor*

*[Handwritten signature]*



SOCIEDADE  
PORTUGUESA  
DE QUÍMICA



Universidade do Minho  
Departamento de Química

Anexo 4- Resumo do projetos dos alunos do 7.º Ano para a Feira das Ciências

**RESUMO DO MEU PROJETO**

ELEMENTOS DO GRUPO: MARIANA MIRANDA, MIRIAM FIGUEIREDO, SAIURY CORREIA, DIANA FERNADES, SARA NOGUEIRA, SOFIA FERREIRA Tª 7ª

<p>QUESTÃO-CENTRAL:</p>	<p>SERÁ QUE AS MOEDAS FALAM?</p>
<p>MATERIAL NECESSÁRIO:</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• UMA GARRAFA DE PLÁSTICO DE 1,5L</li> <li>• UMA MOEDA</li> <li>• UMA CHÁVENA DE ÁGUA</li> <li>• UM CONGELADOR</li> <li>• UM CRONÓMETRO DE COZINHA</li> </ul>
<p>PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1- COLOCA UMA MOEDA DENTRO DE UMA CHÁVENA ÁGUA</li> <li>2- COLOCA UMA GARRAFA VAZIA DE PLÁSTICO NO CONGELADOR DURANTE CINCO MINUTOS.</li> <li>3- PASSADOS CINCO MINUTOS RETIRA A GARRAFA DO CONGELADOR E, IMEDIATAMENTE, TAPAVAM A BOCA DA GARRAFA COM A MOEDA MOLHADA.</li> </ol>
<p>EXPLICAÇÃO DOS RESULTADOS OBTIDOS:</p>	<p>QUANDO A GARRAFA FOR PARA O CONGELADOR, AS MOLÉCULAS CONSTITUINTES DO AR DENTRO DELA ARREFECERAM E APROXIMARAM-SE UMA DAS OUTRAS. VISTO QUE O AR NA GARRAFA OCUPA ENTÃO MENOS VOLUME, FAZ COM QUE ENTRE MAIS AR PARA A GARRAFA. TODAVIA, QUANDO A GARRAFA É RETIRADA DO CONGELADOR, AS MOLÉCULAS CONSTITUINTES DO AR COMEÇARAM A AQUECER E ESPALHARAM-SE DE NOVO. DE REPENTE JÁ NÃO AVIA ESPAÇO PARA AS MOLÉCULAS CONSTITUINTES DO AR QUE ESTAVAM A MAIS.</p> <p>É ESSE “AR EXTRA”, QUE ESTÁ A SER EMPURRADO PARA FORA DA GARRAFA À MEDIDA QUE O AR AQUECE, QUE FAZ A MOEDA MEXER PARA CIMA E PARA BAIXO COMO SE ESTIVESSE A CONVERSAR.</p>

Anexo 5- Oficina de formação subordinada ao tema “ A componente experimental no ensino das ciências”



## Anexo 6- Situação Problema ( A componente experimental e o ensino das ciências)

Após a audição de algumas testemunhas, foi registado o seguinte:

*A vítima é uma professora do primeiro ciclo de nome Ermelinda Gomes, que se tinha recentemente aposentado, após ter lecionado na cidade de Valença. Não tinha nem filhos nem sobrinhos. Como era uma pessoa com bastantes bens, casa com Quinta em Mosteiró-Cerdal, além de grande pecúlio (fruto de dezenas de ano de poupança e de rendimentos de prédios herdados em Lisboa), um grupo de ex-colegas, reuniu-se e redigiu um texto em que a professora Ermelinda Gomes declarava que, à sua morte, os seus bens seriam herdados equitativamente por este grupo de professores. Como não havia disponibilidade de todos os professores, as professoras: Laurinda Silva e Margarida Pontes assumiram o compromisso de levar este documento à professora, Ermelinda Gomes, para que esta, na calma do seu lar, lesse e posteriormente assinasse o referido diploma. No dia 5 de Janeiro, às 10 horas, as duas professoras foram à casa da professora, Ermelinda Gomes.*

*No dia 7 de Janeiro, às 10 horas e 20 minutos, a professora, Ermelinda Gomes ligou à professora, Inês Costa, para lhe dizer que tinha concordado com o texto do testamento e, por isso, já o tinha assinado. Imediatamente, a professora, Inês Costa, mostrou-se interessada em fazer-lhe uma visita e, rapidamente, deslocou-se a Cerdal, com o pretexto de “matar saudades” de uma boa conversa.*

*Às 11h 05min, estava em Mosteiró a entrar na casa da professora, Ermelinda Gomes para lhe fazer a visita.*

*No dia 12, a professora, Ermelinda Gomes, é encontrada morta em sua casa.*

*Após ordem do Delegado de Saúde de Valença, é transportada para o Hospital Distrital de Viana do Castelo onde se procede à autópsia e, a partir da qual, conclui-se que a sua morte teria ocorrido no dia 11, após o almoço.*

*Sem mais delongas, iniciem a pesquisa, pois vocês compõem a Equipa de Investigação Criminal responsável por descobrir quem foi ou foram o(s) responsável(eis) pela sua morte, e ainda por descobrir o que está por detrás dos quatro pontos que se seguem:*

- I. Copo de água encontrado junto à vítima;*
- II. Objeto de prata encontrado junto à vítima;*
- III. Pegadas encontradas junto à vítima.*

*Bom trabalho, CSI Valença!*



## Anexo 8- Projeto *Inquiry-Based Science Education* (IBSE),

**Por que razão ocorrem os eclipses?**

1) Por que razão ocorrem os eclipses?  
**Atividade:**  
**Grupo de trabalho de três alunos. Cada grupo receberá:**

- ♦ uma vareta com bola de esferovite, que representa a Terra;
- ♦ uma vareta com uma bola de plastilina, que representa a Lua;
- ♦ o Sol será representado por uma fonte de luz localizada no centro da sala (lanterna);
- ♦ um suporte de esferovite.

**NUCLIO**  
www.nuclio.pt

inspiring SCIENCE

OPEN DISCOVERY GROUP

GOI AE

2) A Lua possui aproximadamente 3 500 km de diâmetro equatorial, enquanto a Terra possui aproximadamente 13 000 km de diâmetro equatorial. A distância média da Lua até a Terra é de 384 400 km. Num modelo em escala, a distância da Lua até a Terra é 30 vezes o diâmetro da Terra. Para fazer o modelo, preencha a tabela que se segue:  
 Agora encaixa a Terra e a Lua no suporte de forma a manter as proporções na tabela.

	dimensões reais	dimensões em escala
Diâmetro da Lua	3500	
Diâmetro da Terra	13000	
Distância da Lua à Terra	384400	

**NUCLIO**  
www.nuclio.pt

inspiring SCIENCE

OPEN DISCOVERY GROUP

GOI AE

**Eclipse lunar**

3) Tenta fazer a Lua passar pela sombra da Terra (eclipse lunar). Todas as pessoas presentes no lado escuro da Terra podem ver o eclipse lunar? Explica.

4) Em qual das fases da Lua é possível a ocorrência de um eclipse lunar? Explica.

**Eclipse Solar**

5) Agora, vamos representar o eclipse do Sol. O eclipse do Sol ocorre quando a Lua projeta sua sombra na Terra. Onde deve estar a Lua para que isso aconteça?

6) Alinha a Lua em direção ao Sol de modo que a Lua projete sua sombra na Terra. De quais regiões da Terra o eclipse solar será visível?

7) Escreve um parágrafo que explique como e porquê os eclipses lunar e solar acontecem.

**NUCLIO**  
www.nuclio.pt

inspiring SCIENCE

OPEN DISCOVERY GROUP

GOI AE

**Durante as perguntas:**

1) (Deveremos anotar as ideias dos educandos no quadro e pedir que registem também nos seus cadernos.)

O aluno deverá explicar:

4) A Lua Cheia é a única fase da Lua em que é possível a ocorrência de um eclipse lunar, pois é durante essa fase que os astros Sol, Terra e Lua se podem alinhar respetivamente nessa ordem.

5) A Lua deve estar posicionada entre a Terra e o Sol, de modo que os três astros estejam alinhados.

6) O eclipse solar só pode ser observado pelas pessoas que estão em cima da sombra da Lua na Terra. Pretende-se:

7) ...que os alunos escrevam por suas palavras quais são as condições necessárias para que os eclipses solar e lunar aconteçam e para a observação dos mesmos.

**NUCLIO**  
www.nuclio.pt

inspiring SCIENCE

OPEN DISCOVERY GROUP

GOI AE

**Rever a sua hipótese inicial e avaliar a sua correção/apresentação/discussão**

Para que o eclipse solar ou o eclipse lunar aconteçam, os astros Terra, Lua e Sol devem estar alinhados. No caso do eclipse solar, a Lua deve estar entre a Terra e o Sol e no caso do eclipse lunar, a Terra deve estar exatamente entre o Sol e a Lua. É importante destacar que o Sol é o único dos três astros que emite luz própria, sendo a Lua e a Terra corpos iluminados pelo Sol. Quando o alinhamento entre os astros ocorre, a Lua pode projetar sua sombra na Terra ou a Terra pode projetar sua sombra na Lua. Esse alinhamento não acontece todos os meses, pois o plano da órbita da Lua é inclinado em relação ao plano da órbita da Terra. A Figura 1 mostra o sistema Terra-Lua-Sol em quatro posições diferentes (A, B, C e D). As dimensões da Terra, da Lua e do Sol não estão representadas em escala, bem como a distância entre os três corpos. Observa que quando a Terra se encontra nas posições A e C, a sombra da Terra não é projetada sobre a Lua Cheia, assim como a sombra da Lua Nova não é projetada sobre a Terra, ou seja, nessas posições não ocorre nenhum tipo de eclipse. Já nos meses em que a Terra está nas posições B e D, a sombra da Terra pode atingir a Lua, quando a Lua está na fase Cheia, assim como a sombra da Lua pode atingir a Terra no dia da Lua Nova. Nessas posições ocorre o alinhamento entre os astros e, consequentemente, os eclipses.

**NUCLIO**  
www.nuclio.pt

inspiring SCIENCE

OPEN DISCOVERY GROUP

GOI AE

**Eclipse Lunar: total, penumbral ou parcial?**

A Figura 2 mostra uma sequência de fotos representando a trajetória da Lua no cone de sombra da Terra, tiradas durante o eclipse parcial.



**Eclipse Solar: Total, Anular ou Parcial?**

Podemos observar três tipos diferentes de eclipses solares:

- Eclipse Solar Total: o disco lunar cobre toda superfície do Sol, deixando visível a coroa solar.
- Eclipse Solar Anular: o disco lunar cobre parte da superfície do Sol, deixando visível a coroa solar.
- Eclipse Solar Parcial: o disco lunar cobre parte da superfície do Sol. A Figura 4 ilustra esse tipo de eclipse.

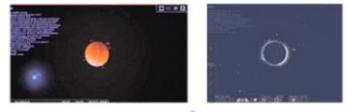
**NUCLIO**  
www.nuclio.pt

inspiring SCIENCE

OPEN DISCOVERY GROUP

GOI AE

**Exploração de outras situações**  
**Simulações do eclipse lunar e solar no Stellarium**



**NUCLIO**  
www.nuclio.pt

inspiring SCIENCE

OPEN DISCOVERY GROUP

GOI AE

Anexo 9- Seminários Sobre as Novas Metas e Programas do Ensino Secundário de Física e Química”

## Certificado de Participação

O Centro de Formação de Associação de Escolas Braga/Sul certifica que Paula Ferreira de Azeiteira participou no seminário, a saber, **“Novas Metas e Programas do Ensino Secundário de Física e Química”**, realizado no Auditório do Colégio D. Diogo de Sousa, em parceria com o Colégio D. Diogo de Sousa, no dia 31 de março de 2015, das 14h15 às 18h00, orientado pelos oradores Professor Doutor Carlos Fiolhais e pelo Professor Doutor Sérgio Rodrigues.

Braga, 31 de março de 2015

A Diretora do Centro de Formação Braga/Sul



**SEMINÁRIO**  
Novas Metas e Programas do Ensino Secundário  
de  
Física e Química

**Conteinerencistas:**  
Prof. Doutor Carlos Fiolhais  
Prof. Doutor Sérgio Rodrigues

Organização: Colégio D. Diogo de Sousa  
Centro de Formação de Associação de Escolas Braga/Sul  
Col. António de Oliveira (D. Diogo de Sousa)  
B. Condição de Braga-Alameda  
C. Diogo de Sousa  
D. Diogo de Sousa  
E. Diogo de Sousa  
F. Diogo de Sousa  
G. Diogo de Sousa  
H. Diogo de Sousa  
I. Diogo de Sousa  
J. Diogo de Sousa  
K. Diogo de Sousa  
L. Diogo de Sousa  
M. Diogo de Sousa  
N. Diogo de Sousa  
O. Diogo de Sousa  
P. Diogo de Sousa  
Q. Diogo de Sousa  
R. Diogo de Sousa  
S. Diogo de Sousa  
T. Diogo de Sousa  
U. Diogo de Sousa  
V. Diogo de Sousa  
W. Diogo de Sousa  
X. Diogo de Sousa  
Y. Diogo de Sousa  
Z. Diogo de Sousa



## Formação de Professores Santillana 2015

### Declaração de presença

Declara-se que o(a) Professor(a) Maria Fernanda Antunes de Oliveira esteve presente na formação promovida pela Santillana sobre o tema: «Circuitos elétricos – Experimentar e refletir».

A sessão teve a duração de três horas e foi realizada no dia 26 de novembro de 2014, pelo formador Adriano Sampaio e Sousa, na ES D. Maria II, Braga.

Porto, 27 de novembro de 2014



## Anexo11- Atividades experimentais da ação de formação “Circuitos elétricos- Experimentar e Refletir.

### CIRCUITOS EM CORRENTE CONTÍNUA

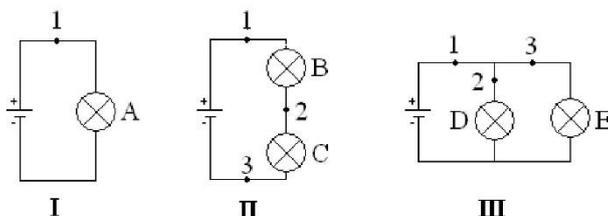
#### Atividade 1

Dispõe de: 1 lâmpada, 1 fio condutor e 1 pilha.

- 1.1. Procure acender a lâmpada, de quatro formas diferentes. Efetue os respectivos desenhos.
- 1.2. Represente esquematicamente os circuitos anteriores.
- 1.3. Identifique as condições gerais necessárias para que a lâmpada acenda.

#### Atividade 2

Observe os esquemas seguintes, que representam três circuitos elétricos, I, II e III; as lâmpadas e os geradores são todos iguais:



#### Previsão

2.1. Coloque por ordem **decrescente** de brilho as lâmpadas A, B, C, D e E (use o símbolo = para “mesmo brilho” e o símbolo > para “mais brilho do que”). Discuta em grupo o seu raciocínio.

#### Observação/Exploração

2.2. Efetue a montagem do circuito I, que vai servir de referência.

2.3. Efetue também a montagem do circuito II (circuito série). Compare o brilho das lâmpadas B e C.

2.3.1. O que pode concluir acerca da corrente que atravessa cada lâmpada?

2.3.2. A corrente “gasta-se” na primeira lâmpada ou é igual em ambas? O que pode inferir acerca da corrente nos pontos 1, 2 e 3?

**2.3.3.** Compare o brilho da lâmpada A (circuito I) com o das lâmpadas B e C (circuito II). O que pode inferir acerca da corrente no ponto 1 de ambos os circuitos ?

**2.4.** Efetue agora a montagem do circuito III (circuito em paralelo). Compare o brilho das lâmpadas D e E. O que pode concluir desta observação, acerca da corrente que atravessa cada lâmpada:

**2.4.1.** O que sugerem as suas observações acerca do modo como a corrente que atravessa a pilha se divide nos dois ramos do circuito e se recombina de novo? Qual a relação entre a corrente no ponto 1 e a corrente nos pontos 2 e 3?

**2.4.2.** Compare o brilho da lâmpada A (circuito I) com o das lâmpadas D e E (circuito III). Que conclui acerca da corrente elétrica que atravessa cada uma delas? O que pode então inferir acerca da corrente no ponto 1 de ambos os circuitos ?

**2.4.3.** Comparando os três circuitos, a corrente no ponto 1 varia com o número de lâmpadas ou a forma como estão ligadas? Porquê?

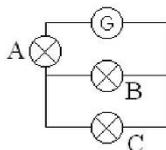
#### Explicação

**2.5.** Verifique se a previsão efetuada em 2.1. se encontra correta. Os resultados poderão ser explicados através da conservação da energia e da carga elétrica?

**2.6.** Uma pilha fornece uma corrente constante ou uma tensão (diferença de potencial) constante aos circuitos? Como poderia testar a sua resposta?

#### Atividade 3

Considere o circuito a seguir esquematizado:



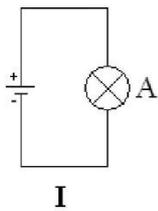
**3.1.** Sendo as lâmpadas todas iguais, preveja o brilho relativo de cada uma .

**3.2.** Preveja o que acontece ao brilho de A e de B, quando se desenrosca a lâmpada C.

**3.3.** Efetue a montagem do circuito e verifique se as suas previsões estavam corretas. Discuta em grupo e procure explicar o que observou.

**Atividade 4**

Efetue novamente a montagem do circuito I da Atividade 2:



- 4.1. Experimente inverter a polaridade da pilha no circuito; o que observa?
- 4.2. Substitua a lâmpada A por um LED. Experimente agora inverter a polaridade da pilha; o que observa?
- 4.3. O que conclui, a partir dos ensaios anteriores, quanto ao sentido da corrente elétrica e também quanto ao comportamento de um LED face ao sentido da corrente?

**Atividade 5**

- 5.1. Discuta por que razão se ligam sempre, nos circuitos elétricos, os amperímetros em série e os voltmímetros em paralelo.
- 5.2. Faz sentido ligar algum destes aparelhos diretamente aos terminais de um gerador de tensão ? Justifique.
- 5.3. Estude as escalas do multímetro fornecido. Escolha as escalas adequadas e efetue a medição, ainda no circuito I de:
  - 5.3.1. diferença de potencial nos terminais da lâmpada A;
  - 5.3.2. Intensidade da corrente que percorre o circuito.
- 5.4. Determine a resistência da lâmpada, nas condições da experiência.

**Atividade 6**

Substitua, ainda no circuito I, a lâmpada A pelo resistor X fornecido.

- 6.1. Planifique uma experiência para investigar se aquele resistor obedece à lei de Ohm; para tal, dispõe de vários resistores que apresentam diferentes resistências elétricas.
- 6.2. Execute a experiência planificada. Com os valores obtidos, construa o gráfico de  $V = f(I)$  para o resistor X. O que pode concluir?
- 6.3. Qual o significado físico do declive do gráfico?

Anexo12- Ação de formação “I Jornadas Pedagógicas: Problemas de convivência na escola do século XXI”

 **CENTRO DE FORMAÇÃO MARTINS SARMENTO**

 **GOVERNO DE PORTUGAL**  
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CIÊNCIA

*~\*~\*~\*~\*~\** **CERTIFICADO** *~\*~\*~\*~\*~\**

António Maria Novais Leite, diretor do Centro de Formação Martins Sarmiento, entidade formadora acreditada pelo Conselho Científico Pedagógico da Formação Contínua com o registo de acreditação CCPFC/ENT-AE-1143/11, certifica que

**Maria Fernanda Antunes de Oliveira**

docente do grupo de recrutamento 510, a exercer funções no Outros Agrupamentos, portadora do Cartão de Cidadão n.º 10558026-0ZZ9, foi avaliada com a classificação de 10 (dez valores), a que corresponde a menção qualitativa de **Excelente**, na ação de formação “I Jornadas Pedagógicas: Problemas de convivência na escola do século XXI”, realizada na EB c/ Sec. de Infias entre 23-04-2014 e 14-05-2014, sob orientação da formadora Emília Filomena Gomes Monteiro, na modalidade de Curso de Formação, com o n.º de registo CCPFC/ACC-77407/14 e a duração de 15 horas presenciais.

Mais se certifica que, para os efeitos previstos no artigo 8º, do Regime Jurídico da Formação Contínua de Professores (Decreto Lei n.º 22/2014, de 11 de fevereiro), a presente ação releva para a progressão em carreira de ed. Inf. e prof. dos ensinos básico e secundário. Para efeitos de aplicação do artigo 9º do mesmo RJFC, a ação não releva para a progressão na carreira.

Centro de Formação Martins Sarmiento, 22 de julho de 2014

O Diretor do Centro de Formação,

**António Maria Novais Leite**

Signatário digital: António Maria Novais Leite  
DN: CN=António Maria Novais Leite, OU=CFAE, O=Centro de Formação Martins Sarmiento, E=diretor.cfms@gmail.com, C=PT  
Data: 2014.07.22 15:48:18 +01:00

*(António Maria Novais Leite)*

## Anexo 13- Ação de formação “II jornadas sobre proteção à infância e juventude”



CENTRO DE FORMAÇÃO  
DE  
ASSOCIAÇÃO DE ESCOLAS  
**BRAGA - SUL**

Rua 25 de Abril • 4710-913 BRAGA • Telef. 253 611 277 • Telem. 932 769 430

# Certificado

Ana Paula Moreira da Silva Vilela, Diretora do CFAE Braga/Sul, entidade formadora acreditada pelo Conselho Científico-Pedagógico da Formação Contínua, com o registo de acreditação CCPFC/ENT-AE-1227/14, certifica que Maria Fernanda Antunes de Oliveira, portador(a) do Bilhete de Identidade/Cartão de Cidadão nº 10558026, frequentou com aproveitamento a ação de formação «II Jornadas sobre a Proteção à Infância e Juventude», na modalidade de Curso de Formação, com a duração total de 12 horas.

A ação decorreu no Museu de Arqueologia D. Diogo de Sousa, de 06/05/2016 a 07/05/2016, sob a orientação do(s) formador(es) Dr(a). Adriana Rita Dias da Silva Rodrigues, a qual, nos termos do Regime Jurídico da Formação Contínua de Professores, corresponde a 0,5 unidade(s) de crédito, tendo sido atribuído ao(à) formando(a), de acordo com o Decreto – Lei nº 15/2007, de 19 de Janeiro, a classificação quantitativa de 8,8 valores, na escala de 1 a 10 valores, a que corresponde a menção qualitativa de Muito Bom e a atribuição de 0,5 unidade(s) de crédito.

Mais se certifica que a ação foi acreditada pelo Conselho Científico-Pedagógico da Formação Contínua com o registo de acreditação nº CCPFC/ACC-86795/2016 e para efeitos previstos no artº 8º, do Regime Jurídico da Formação Contínua de Professores (Decreto-Lei nº 22/2014, de 11 de Fevereiro), a presente ação releva para efeitos de progressão em carreira de Educadores de Infância, Professores dos Ensinos Básico e Secundário e Professores de Educação Especial.

Para os efeitos previstos no art. 9º, do Regime Jurídico da Formação Contínua de Professores, a presente ação não releva para efeitos de progressão em carreira de Educadores de Infância, Professores dos Ensinos Básico e Secundário e Professores de Educação Especial.

Braga, 22/07/2016

A Diretora do Centro

(Ana Paula Vilela)



EDUCAÇÃO



Fundo Social Europeu

## Anexo 14- Ação de formação “Competências Digitais ( Nível I)”



Entidade Formadora: CFAE SOUSA NASCENTE  
Registo de Acreditação: CCPFC/ENT-AE-0996/08  
Validade da Acreditação: 03 DE NOVEMBRO DE 2011

### CERTIFICADO

Certifica-se que **MARIA FERNANDA ANTUNES DE OLIVEIRA**, docente do grupo de recrutamento **510**, de **AGRUPAMENTO DE ESCOLAS DE LOUSADA ESTE** frequentou com aproveitamento, com a classificação de **EXCELENTE (9,7** Valores), a ação de formação contínua, **COMPETÊNCIAS DIGITAIS(NÍVEL 1): CURSO B** com o registo de acreditação nº **CCPFC/ACC-58567/09**, na modalidade de curso de formação, com a duração de 15 horas, relevando para efeitos de progressão em carreira, de acordo com o artº 5º do Regime Jurídico da Formação Contínua de Professores e não relevando para os efeitos previstos no nº 3 do artº 14º, com 0,6 créditos, realizada entre **01 de JULHO de 2011** e **05 de JULHO de 2011**, com o(s) formador(es): **RUI PEDRO CARVALHO DE QUEIRÓS**

A ação inclui-se na formação prevista no artº 4º da Portaria 731/2009, de 7 de Julho, formação em competências digitais e corresponde a um curso de **NÍVEL 1**.

Data: 79 de Setembro de 2011

  
(Director)



Anexo 15- Ação de formação “*Developing Digital Skills in your Classroom online course on the European Schoolnet Academy*”



CERTIFICATE OF COMPLETION

"Developing Digital Skills in your Classroom"

14th September 2015 - 1st November 2015



European Schoolnet Academy

This is to certify that

**Maria Fernanda De Oliveira**

has successfully completed the Developing Digital Skills in your Classroom online course on the European Schoolnet Academy

Brussels, 1st November 2015

Benjamin Hertz  
Course Coordinator  
European Schoolnet

Marc Durando  
Executive Director  
European Schoolnet

Course details

- Dates: 14th September 2015 - 1st November 2015
- Duration: 21 Hours
- Description: <http://www.eunacademy.eu/web/developing-digital-skills-in-your-classroom>
- Organiser: EUN Partnership aisbl (known as European Schoolnet), Rue de Trèves 61, B-1040 Brussels

The course is published by the Executive Agency for Small and Medium-sized Enterprises (EASME). Neither the European Commission, the EASME or other European institutions nor any person acting on their behalf is responsible for the use which might be made of the information contained herein or for any errors, which, despite careful preparation and checking, may appear. The views in this publication are those of the author and do not necessarily reflect the official position of the EASME, the European Commission or other European institutions.

