

ELECTROMAGNETISMO

Curso de Electrotecnia e de Computadores

1º Ano – 2º Semestre

2010-2011

Capítulo I – Fundamentos da Matéria

No século XVII, *Isaac Newton* mostrou-nos que as interacções existentes entre os corpos se deviam ao facto de estes terem *massa*. Uma das suas grandes realizações foi efectivamente a teoria da *Gravitação Universal*. No princípio do passado século, *Albert Einstein* foi mais longe na explicação do porque desse efeito das massas, mostrando na sua teoria da *Relatividade Generalizada*, que é a deformação do continuo espaço-tempo por parte destas, a causa da interacção gravítica observada.

Mas desde a antiguidade, a humanidade tem conhecimento prático de outras interacções (que não unicamente a gravítica) - as dos corpos electrizados e magnetizados. Só no século XVIII é que se começam efectivamente a compreender e a explicar a natureza destas interacções. Essas manifestações e o seu estudo, remetem-nos para a busca da composição e estrutura da matéria.

1.1 Estrutura da matéria

Dizemos que todos os corpos são constituídos de matéria. Já fizemos essa associação quando introduzimos o conceito de massa – a numeração dessa quantidade de matéria. Mas afinal de que é constituída a matéria? Essa pergunta foi colocada há já muito tempo, mas só muito recentemente, na nossa história do conhecimento científico, foi possível começar a obter as respostas a essa questão. É atribuída ao grego *Demócrito de Abdera*¹ o facto de considerar que toda a matéria é composta de pequenos elementos indivisíveis, a que chamou de *átomos*. O seu pensamento consistia na convicção que a divisão consecutiva de um pedaço de matéria num número cada vez maior, de fracções cada vez mais pequenas, tinha um limite final. Essa menor fracção ou unidade fundamental, seria então “não divisível” (em grego “a” “tomo”). Só nos séculos XIX e XX nos foi possível, devido aos conhecimentos científicos acumulados e aos avanços tecnológicos, confirmar esta antiga ideia de *Demócrito* e ir mais além...

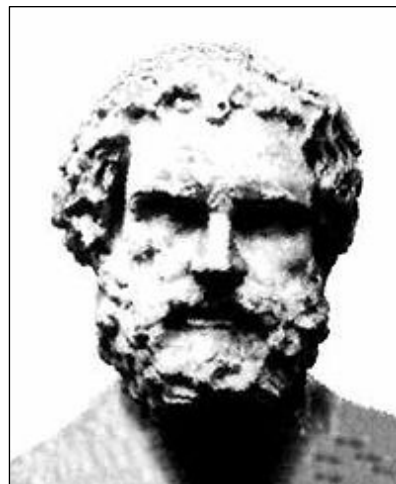


Figura 1.1 – Busto de *Demócrito de Abdera*.

Mesmo sem sabermos como estavam organizados estruturalmente os tais constituintes elementares da matéria, sabíamos já algumas das suas propriedades, como por exemplo - as acções das suas cargas eléctricas - de dois tipos distintos e com comportamentos antagónicos. Ao mesmo tempo, na ciência química, a constatação de que existiam “elementos” diferentes

¹ (*Demócrito de Abdera*, 460 a.C. - 370 a.C.), filósofo grego, “pai” do atomismo.

com comportamentos diferentes, leva-nos á existência dos elementos químicos, uma organização básica dos constituintes fundamentais da matéria.

1.2 Tabela periódica dos elementos químicos

A descoberta dos elementos químicos foi ocorrendo desde a antiguidade e foram basicamente os elementos que aparecem no estado sólido, á superfície da Terra – os metais. Mas a introdução do actual conceito de **elemento** – uma substância que não pode ser modificada numa ainda mais simples – só foi introduzida em 1661, por *Robert Boyle*. Até então, a concepção da natureza era baseada nos 4 elementos primordiais: **terra, ar, fogo e água**, fruto do pensamento grego, para explicação de todas as substâncias existentes.

Podemos afirmar que a contribuição de *Boyle* lançou os cientistas na busca desses elementos, dando início á nossa ciência química (e terminando dessa forma com a “alquimia”). Nesta prossecução, a descoberta do **oxigénio** (“gerador de ácidos”) nos finais do século XVIII, teve um papel crucial. A descoberta deste elemento é atribuída a *Joseph Priestley* (Inglês), *Carl Wilhelm Scheele* (Sueco) e a *Antoine Lavoisier* (Francês). Foi igualmente *Lavoisier* que descobriu, durante as suas experiências, o **hidrogénio** (“gerador de água”). Essas experiências demonstraram ser a água uma substância composta, e não um elemento simples, como se pensava desde a antiguidade. *Lavoisier* conseguiu também isolar do ar outro gás, o **azoto**, mostrando que este constitui cerca de 80% de todo o ar que respiramos. O ar perdia também assim, a sua antiga qualidade de elemento, passando a ser um composto, tal como a água.

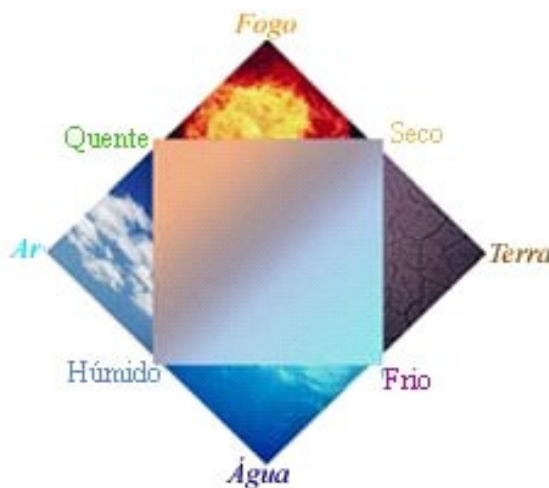


Figura 1.2 – Os elementos primordiais e suas propriedades.

Passo a passo, foram-se “coleccionando” elementos, mas faltava saber com eram afinal constituídos e porque apresentavam tais diferenças entre si? Porque razão, na junção de certos elementos, para formar substâncias compostas, temos de observar certas proporções entre eles? Como podemos organizar estes elementos descobertos?

A ideia que os constituintes elementares da matéria deveriam ser “partículas” extremamente pequenas, era já então um ponto assente. Em 1643, *Evangelista Torricelli* (discípulo de *Galileu Galilei*) prova que o ar atmosférico tem peso, pois tem a capacidade de sustentar uma coluna de mercúrio com a altura de 760 mm. A ideia de que o ar, uma substância que não conseguimos ver, tem peso (massa), implicaria uma constituição física peculiar. Após esta constatação, *Daniel Bernoulli* (matemático suíço), introduz a ideia de que o ar seria constituído por pequenas partículas, invisíveis devido ao seu diminuto tamanho, ocupando todo o espaço vazio de forma pouco densa e em constante agitação, de tal forma que o movimento de um corpo as afastaria com facilidade, tornando difícil o seu reconhecimento pelo tacto. *John Dalton* (inglês), através das suas observações do nevoeiro matinal, concluiu que a água poderia existir como vapor misturado no ar, sem haver uma combinação química, e ocupando o mesmo espaço. Contudo os sólidos, tal como o gelo, não podiam ocupar o mesmo espaço de outros. Então como explicar o estranho comportamento da água, consoante se encontre no estado sólido, líquido ou gasoso? Uma explicação seria que a água, tal como toda a matéria, seria constituída por pequenas partículas, de tamanhos variados. Quando um

gás se difunde noutro ou se dissolve em água, as partículas mais pequenas escapam-se entre os buracos formados pelas maiores.

Dalton apresenta então a sua teoria atómica com base nos seguintes pressupostos:

1. Toda a matéria é constituída por partículas indivisíveis que mantêm a sua individualidade em todas as transformações químicas. Fazendo justiça a *Demócrito de Abdera* atribui-se-lhes então o nome de **átomos** e *Dalton* representa-os como pequenas esferas em variados estados de movimento.
2. Os átomos de um dado elemento são idênticos, mas diferentes elementos têm átomos que diferem em tamanho e massa, isto é, todos os átomos de hidrogénio são iguais mas diferentes dos átomos de todos os outros elementos. Um átomo de um determinado elemento é caracterizado pela sua massa atómica específica.
3. As reacções químicas envolvem a recombinação de átomos, e não a sua destruição. Por conseguinte, substâncias compostas são formadas por átomos de elementos diferentes, ligados entre si, ocorrendo em proporções numéricas inteiras específicas de cada substância. (por exemplo, no caso da água, *Dalton* admitiu que era constituída por átomos do elemento hidrogénio combinados com átomos do elemento oxigénio, numa proporção de um para um. Sabemos hoje que essa proporção é de dois átomos de hidrogénio para um de oxigénio.)

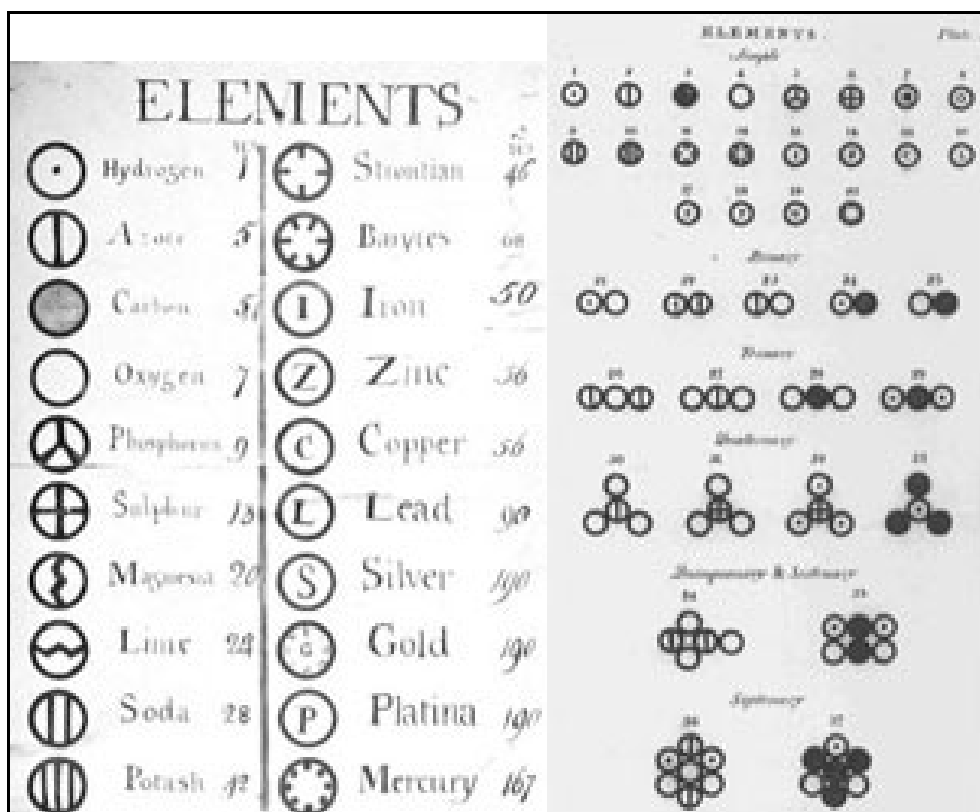


Figura 1.3 – Representação simbólica de alguns elementos e compostos.

Posteriormente a designação de cada elemento, passou a ser feita a partir das iniciais do seu nome. Assim, por exemplo, o oxigénio passou a ser representado pelo símbolo O, o hidrogénio pelo símbolo H e o chumbo por Pb (*Plumbum*). A constituição dos compostos devia ser representada pelos seus elementos constituintes, tal com as suas respectivas proporções. Assim, a água passou a ser representada por H_2O , indicando ser formada por dois átomos de hidrogénio para cada átomo de oxigénio. A esta organização hierárquica

superior dos elementos fundamentais, para formar compostos, chamamos agora de moléculas.

A organização dos elementos quanto as suas propriedades foi efectuada com sucesso pelo químico russo *Dmitri Ivanovich Mendeleev*. A **tabela periódica** consiste num ordenamento dos elementos conhecidos de acordo com as suas propriedades físicas e químicas. Nela os elementos que apresentam propriedades semelhantes estão dispostos em colunas. A ordenação original de *Mendeleev*, era por massa atómica. A actual ordenação é por número atómico. *Mendeleev* publicou a sua tabela periódica no seu livro “Princípios da Química”, em 1869, época em que eram conhecidos apenas cerca de 60 elementos químicos. A sua tabela foi mais que um simples arrumo e sumário dos elementos até então conhecidos. As lacunas no preenchimento da tabela – faziam antever e previam a existência dos respectivos elementos, com certas e determinadas características únicas.

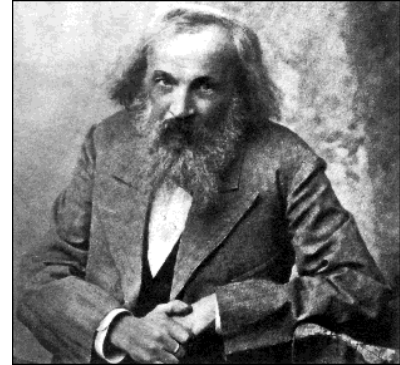


Figura 1.4 – *Dmitri Ivanovich Mendeleev*.

Figura 1.5 – Uma versão da tabela periódica de *Mendeleev*.

1.2.1 Estrutura da Tabela Periódica

A tabela periódica ordena e relaciona os elementos em linhas, chamadas de **períodos** (em número de 7) e colunas, chamadas de **grupos** ou **famílias** (em número de 18), por ordem crescente dos seus números atómicos. Esta ordenação está relacionada com a constituição intrínseca de cada elemento (de cada átomo). Na figura 1.6 está representada a moderna tabela

periódica, com indicação de algumas das propriedades e características dos seus elementos constituintes.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	* Lantanídeos	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	** Actínidos	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Séries químicas da tabela periódica

Metais alcalinos ²	Metais alcalinos-terrosos ²	Lantanídeos ^{1, 2}	Actínidos ^{1, 2}	Metais de transição ²
Metais Representativos	Semimetais	Não-Metais	Halogénios ³	Gases nobres ³

¹Actínidos e lantanídeos são conhecidos coletivamente como "Metais-terrosos raros".

²Metais alcalinos, metais alcalinos-terrosos, metais de transição, actínidos e lantanídeos são conhecidos coletivamente como "Metais".

³Halogénios e gases nobres também são não-metais.

Estado do elemento nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP):

- aqueles com o número atómico em **vermelho** são gases nas CNTP;
- aqueles com o número atómico em **azul** são líquidos nas CNTP;
- aqueles com o número atómico em **preto** são sólidos nas CNTP.

Ocorrência natural

- Sem borda indica existência de **isótopo** mais antigo que a Terra (**elemento primordial**).
- Borda tracejada indica que o elemento surge do decaimento de outros.
- Borda sólida indica que o elemento é produzido artificialmente (**elemento sintético**).
- A cor mais clara indica elemento ainda não descoberto.

Figura 1.6 – Actual Tabela Periódica dos Elementos.

1.2.2 Estrutura e modelo do átomo

Para *Dalton*, no princípio do século XIX, o átomo era representado e tido como uma minúscula esfera maciça, impenetrável, indestrutível, indivisível e sem carga. Todos os inúmeros átomos de um mesmo elemento químico são idênticos. Este modelo atómico foi chamado de **modelo atómico da bola de bilhar**. A matéria seria assim constituída por um gigantesco número de diminutas partículas amontoadas como laranjas.

A partir de uma experiência utilizando tubos de *Crookes* (tubos de gás rarefeito, onde se podem realizar descargas eléctricas), *Joseph John Thomson* (inglês) demonstrou que os raios catódicos podiam ser interpretados como um feixe de partículas carregadas negativamente e que estas possuíam massa. Concluiu que essas partículas negativas deviam fazer parte de todo e qualquer átomo, recebendo assim o nome de **electrão**. Face a esta constatação, em 1897, *Thomson* introduz o seu modelo atómico. Neste modelo de *Thomson*, conhecido como **modelo de passas**, o átomo continua a ser considerado como quase esférico, como um fluido com carga positiva, no qual estavam dispersos, de maneira homogénea, os electrões, de carga negativa. O electrão é assim a primeira partícula constituinte do átomo a ser descoberta. Em

1909, *Robert Andrews Millikan*, determina experimentalmente com grande rigor a carga eléctrica (e a massa do electrão).



Figura 1.7 – Tubo de *Crookes*.

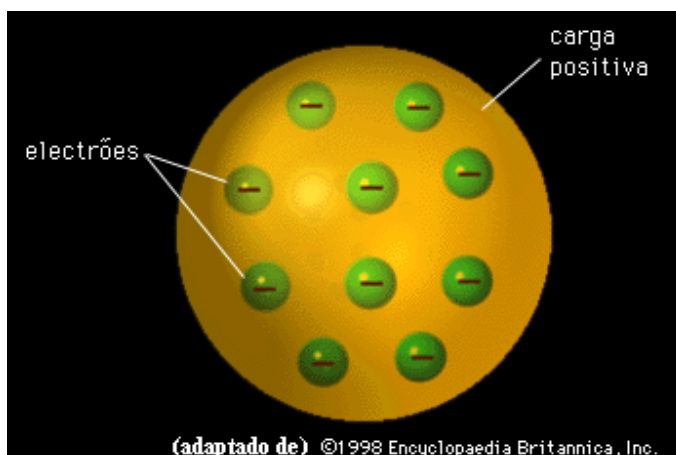


Figura 1.8 – Modelo atómico de passas de *Thomson*.

O surgimento do modelo cinético-molecular dos gases (com base na suposição avançada por *Daniel Bernoulli*), explicava as propriedades macroscópicas dos gases como resultado do movimento e choques das suas partículas (moléculas). Com base neste modelo, os físicos *James Clerk Maxwell* (escocês) e *Ludwig Boltzmann* (austríaco) demonstram que os estados macroscópicos de um gás são o resultado estatístico de todos os micro-estados apresentados pelas partículas que o constituem, tendo em conta a sua natureza discreta, o que vem efectivamente evidenciar e reforçar a teoria atómica. No entanto, apesar de a hipótese atómica se revelar unificadora e teoricamente congruente com todo o conhecimento da matéria, a sua aceitação pela comunidade científica só ocorreu em 1908, devido à prova irrefutável da realidade física dos átomos com base no movimento browniano.

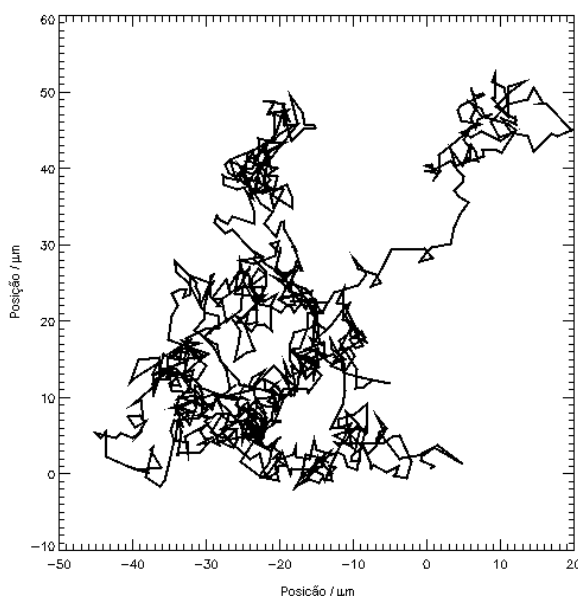


Figura 1.9 – Representação do movimento browniano de uma partícula, a duas dimensões.

A continuação da evolução no conhecimento do modelo atómico e as bases para o desenvolvimento da física nuclear foram lançadas por *Ernest Rutherford* (neozelandês). *Rutherford* estudou durante três anos o comportamento dos feixes de partículas (raios X) e a emissão de radioactividade pelo elemento Urânio. Numa das muitas experiências por si realizadas, observou o espalhamento das partículas alfa. A conclusão retirada desta

experiência foi a base do seu modelo atómico nucleado, onde electrões orbitavam em torno de um núcleo. Este modelo (1911) ficou conhecido como **modelo planetário**, pela sua semelhança com o nosso Sistema Solar. Nessa experiência, *Rutherford* observou que para cada 10.000 partículas alfa aceleradas incidindo numa lâmina de ouro, apenas uma se reflectia ou se desviava de sua trajectória inicial. A conclusão foi que o raio de um átomo poderia ser em torno de 10.000 vezes maior que o raio de seu núcleo.

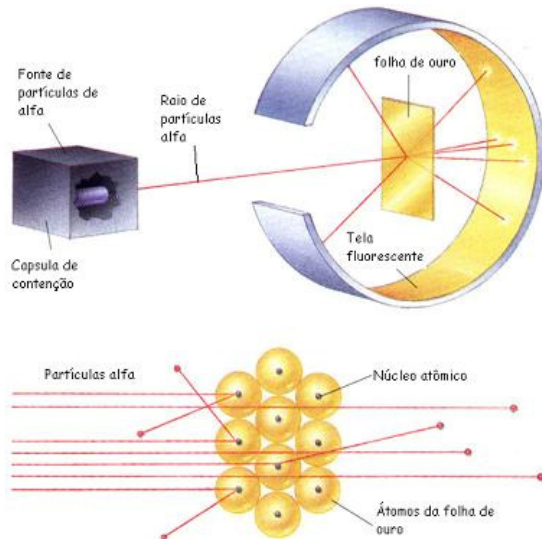


Figura 1.10 – Experiência de *Rutherford*.

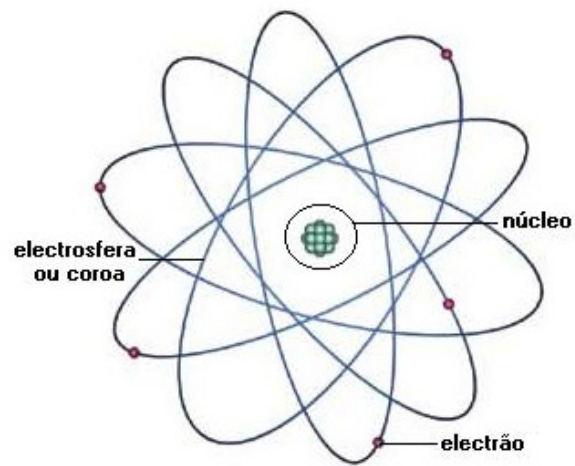


Figura 1.11 – Modelo atómico de *Rutherford*.

Em 1920, *Niels Bohr* concluiu um modelo atómico que unificava a teoria atómica de *Rutherford* e a teoria da mecânica quântica de *Max Planck*. A sua teoria consistia que ao girar em torno de um núcleo central, os electrões deveriam girar em órbitas específicas com níveis energéticos bem definidos. Que poderia haver a emissão ou absorção de pacotes discretos de energia chamados de **quanta**, ao mudar de órbita. Realizando estudos nos elementos químicos com mais de dois electrões, concluiu que se tratava de uma organização bem definida em camadas. Descobriu ainda que as propriedades químicas dos elementos eram determinadas pela camada mais externa. Esta constatação da existência de orbitais bem definidas resulta do limitado número de transições entre orbitais, que os electrões podem fazer. Quando um átomo é excitado, recebendo energia, o(s) seu(s) electrão(ões) ocupam orbitais mais externas (fig. 1.12). Quanto o átomo volta ao estado de equilíbrio e os electrões regressam às orbitais mais interiores, emite energia na forma de radiação electromagnética ou seja um **fotão** ou **quanta de luz** (fig. 1.13).

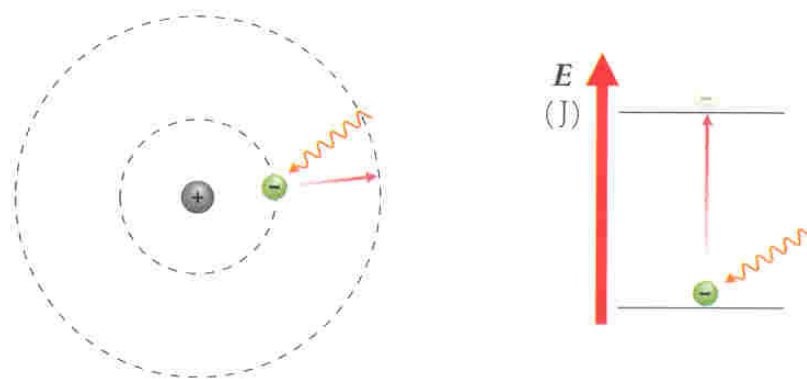


Figura 1.12 – Absorção de energia no átomo de hidrogénio e transição do electrão entre orbitais.

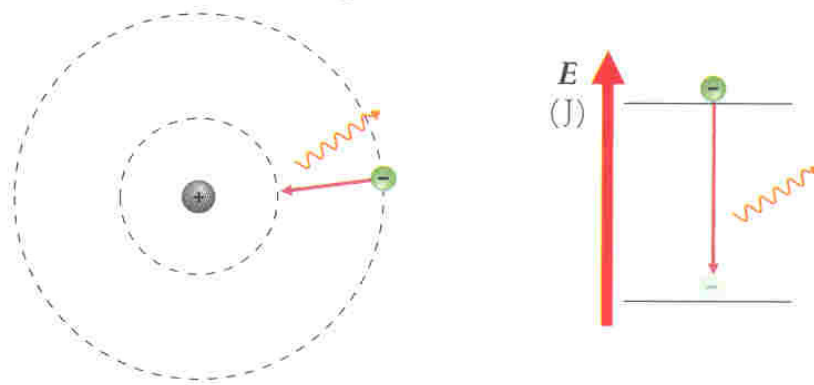


Figura 1.13 – Emissão de energia no átomo de hidrogénio e transição do electrão entre orbitais.

A emissão de energia, resultado da transição do electrão entre uma orbital exterior e uma interior, é para cada átomo, um valor quantificado, único e perfeitamente determinado. Na figura 1.14 estão ilustradas algumas transições entre orbitais para o átomo de hidrogénio, o átomo mais simples (e abundante no Universo).

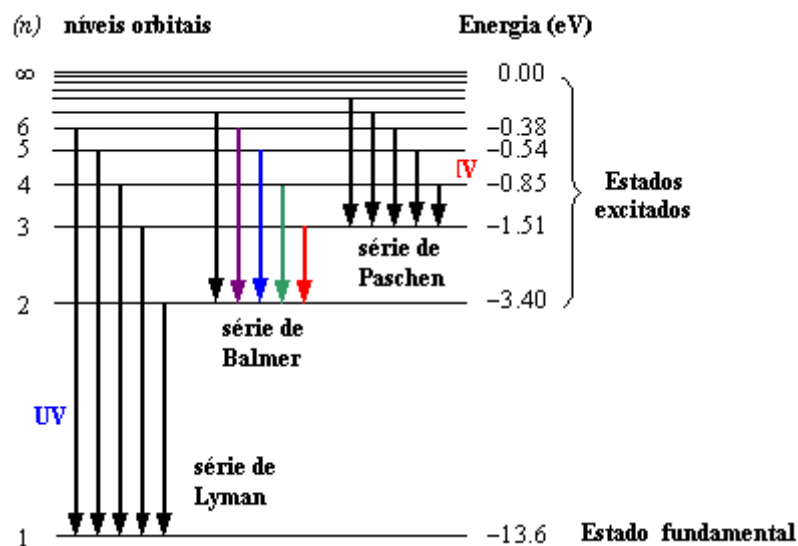
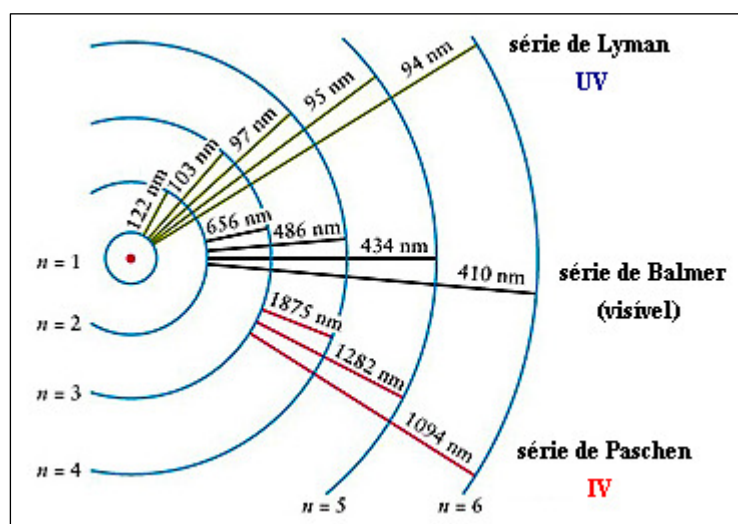


Figura 1.14 – As séries de transição energética, para o átomo de hidrogénio.



Observando o espectro de emissão dos vários elementos, verificamos que este é composto por diversas riscas de emissão, correspondentes às múltiplas transições entre os vários níveis energéticos. As figuras 1.15 e 1.16 ilustram o caso do átomo de hidrogénio.

Figura 1.15 – As séries de transição e os respectivos comprimentos de onda da radiação electromagnética emitida pelo átomo de hidrogénio.

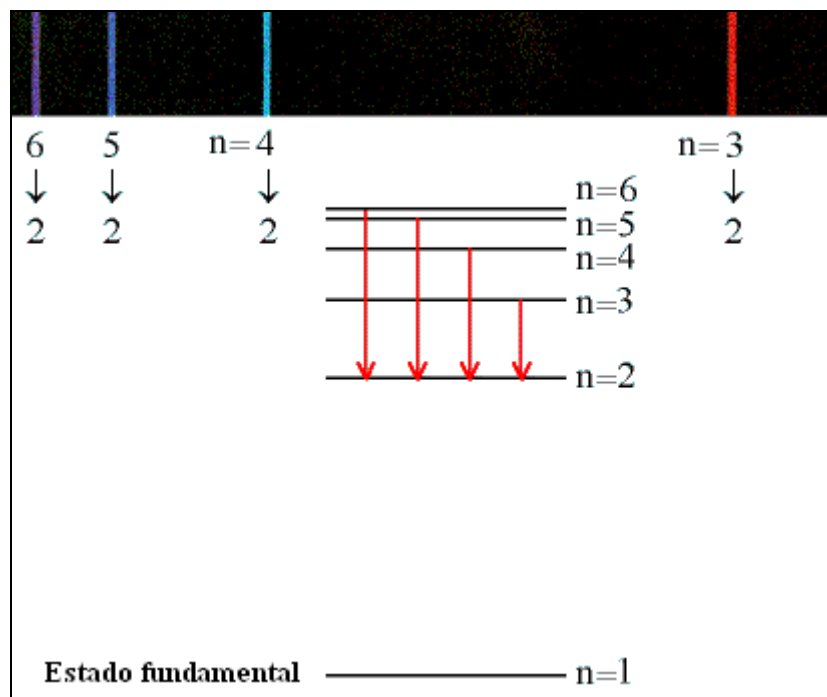


Figura 1.16 – Espectro de emissão do átomo de hidrogénio. Série espectral visível (de *Balmer*).

Os trabalhos desenvolvidos pelo físico alemão *Werner Heisenberg*, com o seu “Princípio da Incerteza”, ditando que é impossível conhecer simultaneamente a posição e a energia do electrão no átomo, juntamente com os estudos do físico austríaco *Erwin Schrödinger*, vieram por de parte a ideia de órbita electrónica. Esta é agora substituída pelo conceito de orbital – (solução da equação de onda de *Schrödinger*) a probabilidade de um electrão com uma determinada energia se localizar no espaço em torno do núcleo, (figura 1.17).

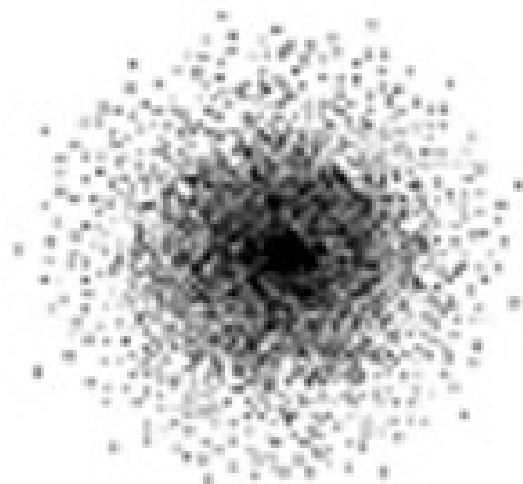


Figura 1.17 – Distribuição da probabilidade dos electrões – orbitais – nuvem electrónica.

O preenchimento por electrões, dos níveis orbitais n (número quântico principal), ocorre desde os níveis mais interiores (menos energéticos) para os níveis exteriores (mais energéticos). Estes níveis e as suas orbitais estão organizados na forma exposta na tabela 1.1.

Tabela 1.1 – Distribuição das orbitais no átomo.

n	Orbital	camada	# electrões
1	1s	K	2
2	2s e 2p	L	8
3	3s, 3p e 3d	M	18
4	4s, 4p, 4d e 4f	N	32
...	...	...	...

A sequência deste preenchimento electrónico está representada na figura 1.18, e segue o **princípio de energia mínima**. Por cada orbital só podem existir 2 electrões (segundo o **princípio de exclusão de Pauli**). Em consequência destes princípios, a sequência de ocupação electrónica é assim: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow \dots$

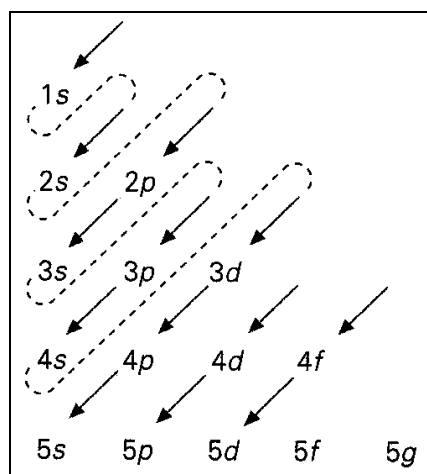


Figura 1.18 – Sequência do preenchimento das orbitais.

As formas das orbitais estão indicadas na figura 1.19. As orbitais s exibem simetria esférica.

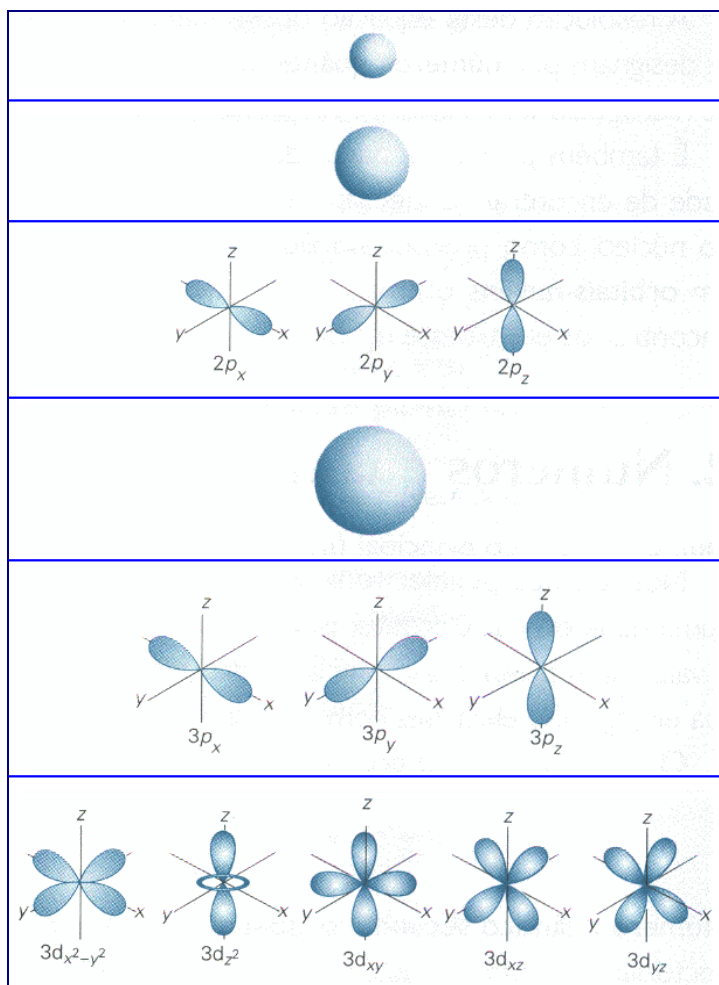


Figura 1.19 – Forma das orbitais – átomo de hidrogénio.

1.2.3 O actual modelo atómico

Sabemos que os electrões possuem carga negativa (sinal por nós atribuído), uma quantidade de massa muito pequena e que se movem em redor do núcleo atómico. O núcleo atómico está situado no centro do átomo e constituído por protões que são partículas de carga positiva, cuja massa é aproximadamente 1.837 vezes superior a massa do electrão, e por neutrões, partículas sem carga e com massa ligeiramente superior à dos protões. O átomo é electricamente neutro, por possuir igual número de electrões e protões, e por estes terem cargas de igual módulo. Os valores das massas e cargas destas particulares atómicas estão sumarizados na tabela 1.2.

Tabela 1.2 – Carga e massa das partículas atómicas.

Partícula	Descoberta	Carga (C)	Massa (kg)
Electrão	(1897) <i>Joseph Thomson</i>	$- 1,602177 \times 10^{-19}$	$9,109382 \times 10^{-31}$
Protão	(1918) <i>Ernest Rutherford</i>	$+ 1,602177 \times 10^{-19}$	$1,672622 \times 10^{-27}$
Neutrão	(1932) <i>James Chadwick</i>	0	$1,674927 \times 10^{-27}$

Ao número de protões no átomo chamamos de **número atómico (Z)**. A representação é normalmente simbolizada da seguinte maneira: ${}_2\text{He}$. Este valor é utilizado para estabelecer o lugar de um determinado elemento na tabela periódica, que é uma tabela de ordenação sistemática dos elementos químicos conhecidos. Cada elemento caracteriza-se por possuir um número de electrões que se distribuem nos diferentes níveis de energia do átomo correspondente. Os níveis energéticos (ou camadas), são denominados pelos símbolos K, L, M, N, O, P e Q. Cada camada possui uma quantidade fixa de electrões. A camada mais próxima do núcleo, K, comporta somente dois electrões; a camada L, imediatamente posterior, oito, e assim sucessivamente.

O número de electrões por cada camada (número quântico principal – n) é dado por:

$$2n^2 \quad (1.1)$$

o que nos fornece os valores descritos na tabela 6.1.

Os electrões da última camada (mais afastados do núcleo) são responsáveis pelo comportamento químico do elemento, por isso são denominados **electrões de valência**. Vejamos por exemplo, os três seguintes elementos:

- o **lítio** tem 3 electrões ${}_3\text{Li}$ distribuídos da seguinte forma $1s^2 2s^1$

- o **sódio** tem 11 electrões ${}_{11}\text{Na}$ distribuídos da seguinte forma $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- o **potássio** tem 19 electrões ${}_{19}\text{K}$ distribuídos da seguinte forma $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Como podemos concluir pelas suas configurações electrónicas, estes três elementos têm todos um único electrão de valência, o que implica exibirem propriedades químicas muito idênticas. Os elementos estão ordenados na Tabela Periódica por ordem crescente de número atómico e a tabela está assim organizada em períodos (indicados pelo número quântico principal dos electrões de valência) e por grupos (indicados pelo número de electrões de valência). A representação da valência é feita da seguinte forma:

Na^+ , no caso do elemento sódio ceder o seu electrão de valência.

O **número de massa atómico (A)** é equivalente à soma do número de prótons e neutrões presentes no núcleo. A **unidade de massa atómica – u.m.a.** (ou simplesmente **u**), é 1/12 da massa do átomo de Carbono-12. O valor da unidade de massa atómica indicada na tabela periódica, é o valor ponderado da percentagem de ocorrência natural dos vários isótopos desse elemento. A representação habitual é a seguinte (para o exemplo do isótopo do Urânio 238):



onde 92 é o número de prótons (Z), e 238 o número de prótons e neutrões (A).

O átomo pode ceder electrões (carga negativa), carregando-se então positivamente. É neste caso chamado de ião positivo (**catião**). Se receber electrões, o átomo torna-se negativo, sendo então chamado de ião negativo (**anião**).

No núcleo do átomo existem duas forças de interacção: a chamada **interacção nuclear forte**, responsável pela coesão do núcleo, e a **interacção nuclear fraca**, responsável pelo decaimento radioactivo do núcleo, ou força forte e força fraca respectivamente. As forças de interacção nuclear são responsáveis, na sua quase totalidade, pelo comportamento do átomo. Estas duas forças, conjuntamente com as forças de interacção eléctrica e gravítica – formam as quatro interacções (forças) fundamentais da natureza, como indicado na tabela 1.3.

Tabela 1.3 – Comparação entre as quatro interacções fundamentais da natureza.

Interacção no Universo	Intensidade relativa	Alcance
Forte (ligação no núcleo atómico)	1	núcleo atómico
Electromagnética	10^{-3}	infinito
Fraca (decaimento radioactivo)	10^{-28}	núcleo atómico
Gravitacional	10^{-40}	infinito

Os **isótopos** são átomos de um mesmo elemento, com mesmo número de prótons, mas com diferentes quantidades de neutrões.

Os **isótonos** são átomos que possuem o mesmo número de neutrões.

Os **isóbaros** são átomos que possuem o mesmo número de massa.

Enquanto que o núcleo (prótons e neutrões) é o responsável pela massa do átomo na sua quase totalidade, é a nuvem electrónica (constituída pelos electrões em movimento) a responsável pelo tamanho efectivo do átomo.

As propriedades físico-químicas de um determinado elemento são predominantemente dadas pela sua configuração electrónica, principalmente pela estrutura da última camada, ou camada de valência. As propriedades que são atribuídas aos elementos na tabela, se repetem ciclicamente, por isso se denominou como tabela periódica dos elementos.

A génese de alguns dos elementos químicos da tabela periódica (como o chumbo), ocorre naturalmente pelo decaimento radioactivo de elementos mais pesados e instáveis. No decaimento radioactivo existem três tipos de radiação; as **emissões α , β e γ** .

A emissão α corresponde a um núcleo do átomo de hélio, $^4_2\text{He}^{2+}$, a emissão β é um electrão (por conversão de um neutrão num próton) e a emissão γ é uma radiação electromagnética de elevada frequência.

Tabela 1.4 – Comparação entre as três emissões radioactivas.

Radiação	Natureza	Poder de ionização	Poder de penetração	Velocidade
α	corpuscular	grande	Fraco	< 0,10 de c
β	corpuscular	fraco	Médio	< 0,90 de c
γ	ondulatória	muito fraco	muito grande	c

Como a **radiação α** é constituída por partículas de massa e volume relativamente elevadas, revelam-se de grande facilidade em colidir com os átomos que encontram no seu percurso, havendo grande probabilidade de os transformar em iões, o que explica a sua fraca penetrabilidade e o seu forte poder ionizante. Esta radiação é detida por uma simples folha de papel.

A **radiação β** , sendo constituída por electrões, partículas elementares com carga negativa, (muito menores que as partículas α), tem um fraco poder ionizante. Todavia como esta radiação é detida por uma folha de alumínio com apenas 3 mm de espessura, o seu poder de penetração é considerado médio.

A **radiação γ** é uma radiação electromagnética de alta frequência, com elevado conteúdo energético, sendo apenas detida por um bloco de chumbo, o que nos leva a concluir ter um elevado poder de penetração.

A energia associada a qualquer radiação electromagnética, é dada pela seguinte relação fundamental, que quantifica a energia e consequentemente a existência dos *quanta*, a nossa medida mínima e indivisível.

$$E = h\nu \quad (1.2)$$

sendo;

ν a frequência da radiação (em Hz ou s^{-1}) e $h = 6,626\,069 \times 10^{-34}$ J s , a constante de *Planck*²

1.2.4 Átomos e moléculas

Todos os nossos materiais e substâncias são assim formados por estas partículas elementares, e podem ocorrer como elementos isolados ou em conjunto, em maior ou menos número. Á junção de vários átomos, do mesmo elemento ou de distintos elementos, é atribuído o nome de **moléculas**. Esta ligação entre átomos faz-se por via dos electrões de valência, obtendo-se estruturas com menor energia e portanto mais estáveis. É o caso do oxigénio e azoto atmosférico que respiramos, e que ocorrem sobre a forma molecular e não atómica, na forma de O_2 e N_2 , respectivamente (o oxigénio ocorre também á superfície da Terra, mas em menor percentagem, sobre a forma O_3 – Ozono). A disciplina da Química trata essencialmente das ligações a este nível, da nuvem electrónica do átomo e da ligações e combinações entre os diversos elementos químicos.

A facilidade que alguns elementos químicos têm de ceder os seus electrões de valência, como por exemplo os metais, faz com que demais fenómenos surjam na natureza, nomeadamente **os fenómenos eléctricos (e magnéticos)**. A nossa área do conhecimento e aplicação tecnológica da electrotecnia, é basicamente fundamentada na partícula elementar - **electrão** e na sua grande mobilidade.

² (Max Karl Ernst Ludwig Planck, 1858-1947), físico alemão, descobridor da lei da radiação e um dos autores da física quântica. Prémio Nobel da Física em 1918.