

Estuda FQ

Professor Marco Pereira



www.estudafq.pt



96 310 99 94

Resumo de Química 10.º ano

Unidade 1 – 1.2

Resumo Q1.2.

Unidade 1 / 1.2: Energia dos eletrões nos átomos.

1.2.1 Espetros contínuos e descontínuos

1.2.2 O modelo atómico de Bohr

1.2.3 Espectro do átomo de hidrogénio

1.2.4 Transições eletrónicas

1.2.5 Quantização de energia

1.2.6 Energia de remoção eletrónica

1.2.7 Modelo quântico do átomo.

1.2.8 Configuração eletrónica dos átomos.

1.2.1 Espetros contínuos e descontínuos

A luz é uma onda (radiação) eletromagnética que se propaga no espaço a uma velocidade de, aproximadamente, $3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$. No século XX, foi descoberto que a luz também pode ser detetada na forma de partículas de energia, denominadas **fotões**.

Fotão - partícula sem massa que se move à velocidade da luz no vazio, com um determinado valor de energia.

A relação entre a frequência da radiação eletromagnética e a energia de cada fotão é traduzida pela expressão:

$E_{\text{fotão}} = h f$	Em que: $E_{\text{fotão}}$ – energia de um fotão, J h – constante de Planck, J s ($6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$) f – frequência, Hz
--------------------------	---

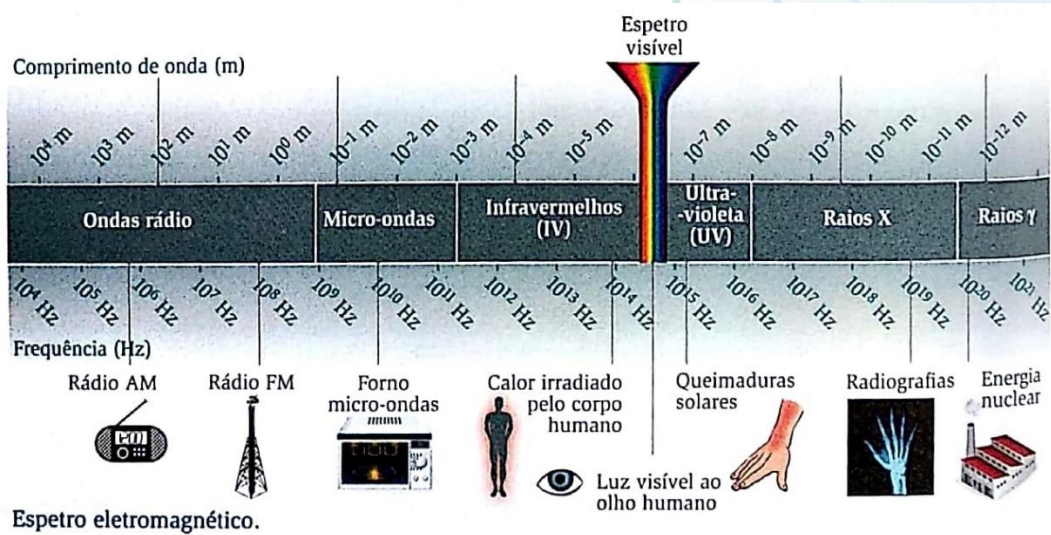
A energia do fotão é diretamente proporcional à frequência da radiação e a constante de proporcionalidade é a constante de Planck.

Um feixe de luz (ou radiação) é um conjunto de fotões. A energia de um feixe calcula-se pela expressão:

$E_{\text{feixe}} = N E_{\text{fotão}}$	Em que: N – número de fotões que constitui o feixe. $E_{\text{fotão}}$ – energia de um fotão, J E_{feixe} – energia de um feixe de fotões, J
---	--

A luz visível detetada pelo olho humano é apenas uma pequena parte do conjunto das radiações eletromagnéticas. O conjunto de todas as formas de luz (visível e invisível) denomina-se **espectro eletromagnético**.

Espectro eletromagnético - conjunto de todas as radiações de diferentes energias (radiações monocromáticas) que constituem uma radiação policromática.



Espectros de emissão contínuos

Quando se observa num espectroscópio a luz emitida por uma lâmpada de incandescência ou por um metal ao rubro, pode ver-se um **espectro de emissão contínuo**.

Espectro de emissão - resulta da decomposição da luz emitida pelos corpos.

Espectro contínuo - apresenta uma gama contínua de radiações.

Espectros atômicos de emissão descontínuos ou de riscas

Quando átomos de um elemento químico, na fase gasosa, são submetidos a descargas elétricas, emitem luz. Essa luz, ao ser observada num espectroscópio ou ao atravessar um prisma de vidro, separa-se, podendo ver-se um **espectro de emissão descontínuo**.

Espectro de emissão - resulta da emissão de luz (radiação) pelos átomos de um elemento químico, quando são sujeitos a um aumento de temperatura, que pode dever-se a uma descarga elétrica, a aquecimento ou a exposição a radiação eletromagnética.

Espectro descontínuo - apresenta-se com um fundo negro onde se sobrepõem riscas. Estas riscas correspondem a radiações emitidas de energia bem definida e que podem ser coloridas se pertencerem à região do visível.

Espectros atômicos de absorção descontínuos ou de riscas

Quando a luz branca atravessa átomos de um determinado elemento químico, na fase gasosa, algumas radiações que compõem essa luz são absorvidas. No espectro da luz branca observam-se, então, riscas negras correspondentes às radiações absorvidas pelos átomos. Trata-se de um **espectro de absorção descontínuo**.

Espectro de absorção descontínuo - é um espectro de fundo colorido no qual se sobrepõem riscas negras que correspondem às radiações que foram absorvidas.

1.2.2 O modelo atômico de Bohr

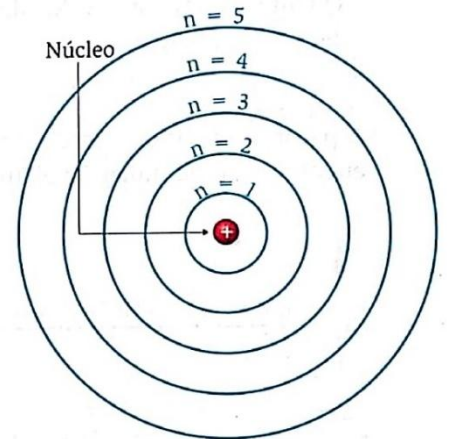
Os espectros de emissão de riscas estão relacionados com a estrutura atômica dos átomos dos diferentes elementos químicos, pelo que também são designados por **espectros atômicos**.

A existência de riscas coloridas de frequência bem definida no espectro de emissão de um átomo de um elemento químico está relacionada com a emissão de quantidades discretas de energia, sugerindo

a existência de estados de energia bem definidos no átomo, entre os quais o eletrão pode transitar. Assim, absorvendo ou emitindo quantidades bem definidas de energia, os eletrões podem transitar entre esses estados. **A energia no átomo está quantizada**, ou seja, os eletrões só podem ter valores bem determinados de energia, associados aos estados energéticos de cada átomo.

O modelo atómico proposto por Bohr, com base no espectro de emissão do átomo de Hidrogénio, baseia-se em duas ideias fundamentais:

- 1) a existência de níveis de energia com valores de energia bem definidos, devido à quantização da energia dos eletrões no átomo (só são permitidos certos valores de energia para o eletrão no átomo);
- 2) a existência de transições eletrónicas entre os níveis de energia por absorção ou emissão de valores discretos de energia.



Níveis de energia no átomo, segundo Bohr.

1.2.3 Espectro do átomo de hidrogénio

Após a excitação, os eletrões regressam ao estado de menor energia, emitindo radiação - desexcitação. A frequência da radiação emitida depende das transições eletrónicas. A cada transição eletrónica corresponde um valor de energia (ou frequência) bem definida, que corresponde a uma risca no espectro de emissão de um elemento químico.

Por exemplo, um átomo de hidrogénio num processo de desexcitação emite radiações infravermelha, visível e ultravioleta. Estas radiações agrupam-se em séries espectrais.

Série espectral - é o conjunto de riscas resultantes de transições eletrónicas de níveis mais energéticos para o mesmo nível de menor energia.

Nome	Transição	Radiação emitida
Série de Lyman	Para $n = 1$	Ultravioleta (UV)
Série de Balmer	De $n \geq 3$ para $n = 2$	Visível (e Ultravioleta de baixa frequência)
Série de Paschen	De $n \geq 4$ para $n = 3$	Infravermelha (IV)

1.2.4 Transições eletrónicas

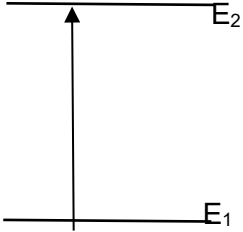
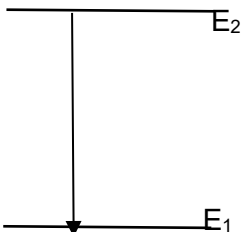
A energia dos eletrões no átomo resulta do efeito das atrações entre os eletrões e o núcleo por estes terem cargas de sinais contrários, e das repulsões entre os eletrões, por apresentarem cargas do mesmo sinal. Os eletrões menos energéticos estão, em média, mais próximos do núcleo, enquanto os eletrões mais energéticos encontram-se, em média, mais afastados do núcleo.

A energia de um eletrão quando se encontra num átomo assume, por convenção, um valor negativo.

Quanto menor for o valor do nível (n) em que o eletrão se encontra, mais negativa será a sua energia.

A partir do valor de energia do eletrão em cada nível calcula-se a quantidade de energia envolvida numa transição eletrónica, de acordo com a seguinte expressão:

$$\Delta E = E_{n \text{ final}} - E_{n \text{ inicial}}$$

	Quando o eletrão absorve energia, passa para um nível de energia superior. Ocorre uma excitação do átomo. $\Delta E = E_2 - E_1 > 0$ (Absorção de energia)
	Quando o eletrão emite energia, passa para um nível de energia inferior. Ocorre uma desexcitação do átomo. $\Delta E = E_1 - E_2 < 0$ (Emissão de energia)

O eletrão só transita para um nível de energia superior se absorver energia de valor igual à diferença de energia dos níveis entre os quais ocorre a transição.

Quando o átomo absorve energia suficiente para o eletrão transitar para $n = \infty$, deixa, assim, de estar sob ação do núcleo e, por isso, tem energia nula. Diz-se que foi ionizado, e esse valor de energia denomina-se **energia de ionização**.

Determinação da energia de ionização para o átomo de hidrogénio:

$$\Delta E = E_{\infty} - E_1 \Leftrightarrow \Delta E = 0 - (-2,18 \times 10^{-18}) \Leftrightarrow \Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Se a energia absorvida pelo átomo for superior à energia de ionização, o eletrão transita para $n = \infty$ (ocorre a ionização) e o excesso de energia é convertido em energia cinética.

Para os diferentes elementos químicos estas transições eletrónicas vão originar riscas. Não existem dois elementos com espectros iguais, pois a energia dos eletrões dos vários elementos químicos é diferente de elemento para elemento. Por isso, **os espectros de absorção e emissão são característicos de cada elemento, sendo considerados a sua "impressão digital"**.

Analisando os espectros apenas na região visível, as riscas escuras no espectro de absorção de um elemento correspondem à radiação absorvida e ocupam a mesma posição (mesma energia e mesma frequência) das riscas coloridas do seu espectro de emissão.

Aplicações da espectroscopia fotoeletrónica

A espectroscopia atómica é uma técnica analítica que determina a composição quantitativa e qualitativa de uma amostra com base na análise dos espectros da amostra.

Esta técnica permite detetar quantidades vestigiais de elementos, nomeadamente elementos metálicos, o que se revela muito útil em várias áreas (como investigação criminal, na metalurgia e na qualidade ambiental).

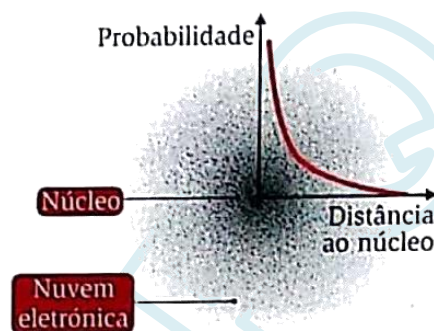
A comparação dos espectros de emissão dos vários elementos químicos com um espectro de uma estrela permite identificar os elementos químicos que fazem parte da composição química dessa estrela.

1.2.5 Quantização de energia / 1.2.6 Energia de remoção eletrónica / 1.2.7 Modelo quântico do átomo.

QUANTIZAÇÃO DE ENERGIA

Como o modelo de Bohr não explicava os espectros de átomos mais complexos, Heisenberg e Schrödinger desenvolveram, posteriormente, uma nova abordagem da estrutura atómica da matéria – a **mecânica quântica**. Com ela surgiu o modelo quântico, que é o modelo atualmente aceite para o átomo.

De acordo com o modelo quântico, a **nuvem eletrónica** representa a distribuição da densidade dos eletrões à volta do núcleo atómico. Assim, em torno do núcleo existem zonas de maior densidade eletrónica, mais escuras (em que é maior a probabilidade de encontrar o eletrão). A densidade eletrónica diminui com o aumento da distância ao núcleo. Este modelo apenas permite conhecer a probabilidade de encontrar o eletrão numa dada região do espaço e não a sua localização precisa em cada instante e o conceito de órbita é substituído pelo conceito de **orbital**.



Representação da nuvem eletrónica, de acordo com o modelo quântico.

Orbital - região do espaço atómico onde há maior probabilidade de encontrar o eletrão.

ENERGIA DE REMOÇÃO ELETRÓNICA

Energia de remoção eletrónica - é a energia que é necessário fornecer a um átomo para remover um dos seus eletrões.

A energia de remoção é simétrica à energia do eletrão no átomo. O excesso de energia do fóton absorvido pelo eletrão removido é transferido sob a forma de energia cinética.

$$E_{\text{remoção}} = - E_{\text{eletrão no átomo}}$$

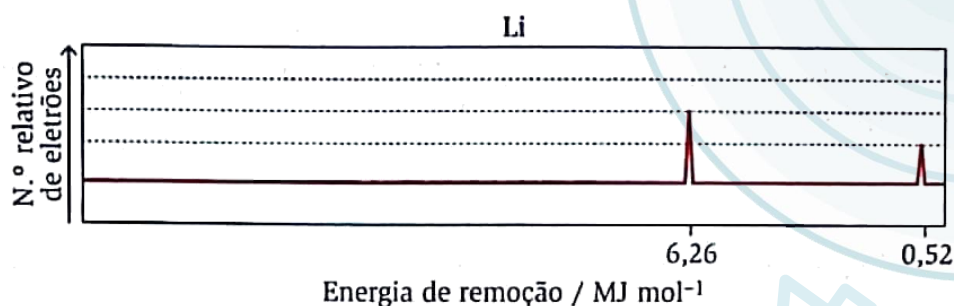
Quanto menor é o valor da energia de remoção, maior é o valor da energia do eletrão no átomo, o que significa que ele ocupa um nível mais energético, isto é, está mais afastado do núcleo.

Num átomo, existirão tantos valores de energia de remoção quantos os estados de energia para os eletrões no átomo.

A partir da análise do espectro fotoeletrónico de um átomo é possível identificar o número de eletrões do átomo e os níveis ou subníveis em que se encontram:

- a posição do pico relaciona-se com o valor de energia de remoção dos eletrões;
- a altura do pico é proporcional ao número de eletrões em cada nível ou subnível.

Exemplos:

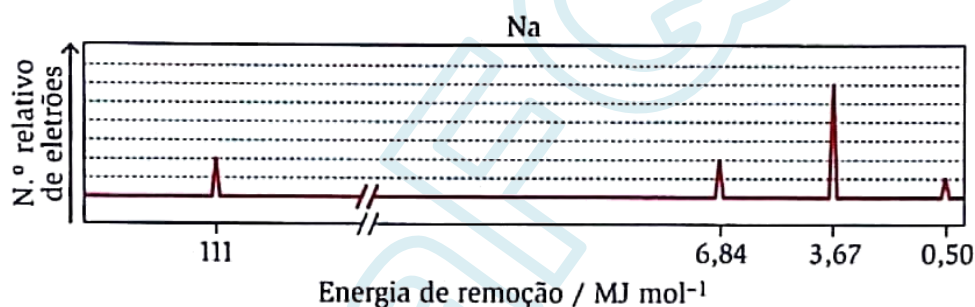
Espetro fotoeletrónico do lítio (Li):

Sabendo que $E_{\text{remoção}} = -E_{\text{nível ocupado pelo eletrão}}$

Neste espetro surgem dois picos correspondentes a dois valores distintos de energia, por isso, pode agrupar-se os eletrões em dois níveis de energia:

1.º nível: - 6,26 MJ mol⁻¹;

2.º nível: - 0,52 MJ mol⁻¹

Espetro fotoeletrónico do sódio (Na):

Neste espetro surgem quatro picos, em que dois têm valores próximos de energia, o que significa que pertencem ao mesmo nível, mas a subníveis diferentes. Pode agrupar-se os eletrões em três níveis de energia:

1.º nível: - 111 MJ mol⁻¹;

2.º nível: - 3,67 MJ mol⁻¹ e - 6,84 MJ mol⁻¹;

3.º nível: - 0,50 MJ mol⁻¹

Os valores -3,67 MJ mol⁻¹ e - 6,84 MJ mol⁻¹ correspondem aos dois subníveis do 2.º nível de energia.

O número de subníveis existentes no átomo corresponde ao número de picos observados no espetro e, analisando os dois espetros do exemplo, verifica-se que os picos têm três tamanhos relativos, o que está relacionado com o número de eletrões em cada nível e subnível. Assim, é possível concluir que:

Li → O 1.º nível tem o dobro dos eletrões do 2.º nível.

Na → O 1.º e 2.º subníveis têm o mesmo número de eletrões.

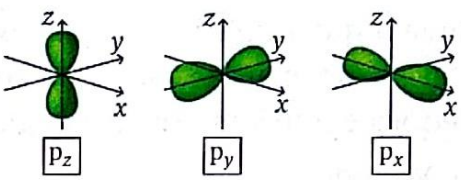
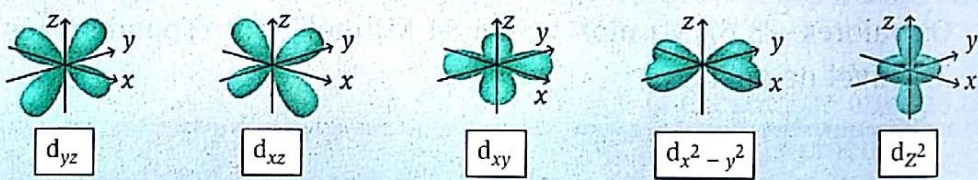
O 3.º subnível tem o triplo dos eletrões do 1.º e 2.º subníveis. O 4.º subnível tem metade dos eletrões do 1.º e 2.º subníveis.

ORBITAIS s, p, d

- Cada orbital tem um determinado valor de energia do eletrão associado, correspondente ao nível e ao subnível em que o eletrão se encontra.

- Cada orbital tem uma determinada forma, associada ao respetivo subnível, e esta forma distingue-se pela utilização das letras s, p, d...

O tamanho dos três tipos de orbital aumenta com o aumento do nível de energia preenchido.

Tipo de orbital	Forma	Características
s	Esférica	Existe uma orbital deste tipo em cada nível. $n = 1$ $n = 2$ $n = 3$  s s s
p	Lobular	Existem três orbitais p por nível de energia.  p_z p_y p_x
d	Mais complexa	Existem cinco orbitais d por nível de energia.  d_{yz} d_{xz} d_{xy} $d_{x^2-y^2}$ d_{z^2}

SPIN

Spin - é uma propriedade quantizada do eletrão que lhe confere dois estados magnéticos diferentes. O spin de um eletrão é representado, de um modo simplificado, por setas verticais.

Na representação  cada seta corresponde a um eletrão e estes dois encontram-se em estados magnéticos diferentes porque as setas têm sentidos diferentes.

1.2.8 Configurações eletrónicas de átomos.

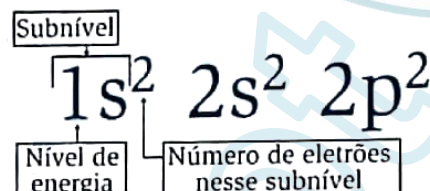
Para escrever a configuração eletrónica dos átomos, no estado fundamental, deve obedecer-se às seguintes regras e princípios:

• **Princípio de Exclusão de Pauli:** cada orbital só pode ser ocupada, no máximo, por dois elétrons com spins opostos.

• **Princípio da Construção (ou de Aufbau):** os elétrons ocupam preferencialmente as orbitais de menor energia, de modo a que a energia do átomo seja mínima.

Para a escrita da configuração eletrônica de um átomo, é necessário cumprir sempre o Princípio de Exclusão de Pauli. Se o átomo estiver num **estado excitado**, não se cumpre o Princípio da Construção.

Exemplo:

Obedecendo aos princípios referidos a configuração eletrônica do átomo de carbono (${}_6\text{C}$) é:	
---	--

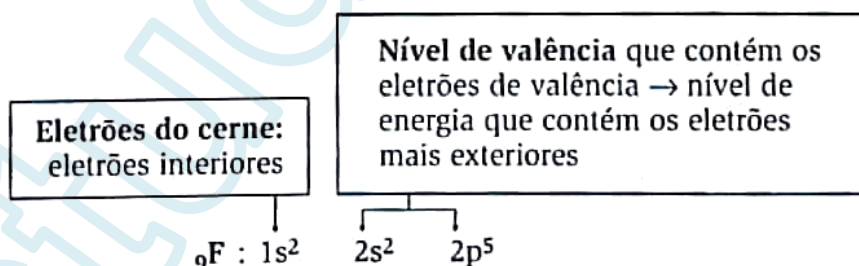
• **Regra de Hund:** relaciona-se com a distribuição dos elétrons nas orbitais de igual energia (orbitais degeneradas). Em termos energéticos, deve começar-se por semipreencher todas as orbitais degeneradas e só depois completar o seu preenchimento. Desta forma, consegue-se aumentar a estabilidade do átomo, ao minimizar a repulsão entre os elétrons.

Orbitais degeneradas - são orbitais que pertencem ao mesmo subnível de energia, apresentando o mesmo valor de energia. Exemplo: orbitais p e orbitais d

Representando esquematicamente as orbitais por caixas e os spins dos elétrons por setas, entende-se facilmente a regra de Hund.



A configuração eletrônica permite identificar os elétrons do cerne e os elétrons de valência do elemento químico.



Cerne do átomo = núcleo mais elétrons interiores.

Elétrons de valência = elétrons que ocupam o último nível de energia.