

Espectros, radiação e energia

O espectro visível da luz solar

Nos arco-íris, a luz do sol, ao atravessar as gotas de água suspensas nas nuvens desdobra-se num conjunto de luzes (radiações) coloridas que se projectam no céu.

O físico inglês Isaac Newton, conseguiu o mesmo efeito fazendo incidir a luz solar num prisma de vidro (prisma óptico), tendo projectado um «arco-íris» num alvo.

A luz branca emitida pelo sol é, na realidade, uma luz policromática constituída por várias radiações monocromáticas.

Como no ar ou no vazio todas estas radiações se propagam à mesma velocidade, não se conseguem distinguir, formando, no seu conjunto, a luz branca.

Ao atravessar o prisma, as radiações separam-se umas das outras, saindo separadamente. A radiação que sofre maior desvio é a violeta e a que sofre menor é a vermelha.

Esse conjunto de radiações, projectado num alvo, constitui o espectro visível da luz solar.

Para além das radiações visíveis, existem muitas outras, de múltiplas aplicações: as ondas de rádio, radiações de microondas, infravermelhas, ultravioletas, os raios X e as radiações gama (as mais energéticas).

O conjunto destas radiações constitui o espectro electromagnético.

Um dos efeitos mais conhecidos das radiações electromagnéticas é o efeito térmico (qualquer corpo exposto à luz aquece). As radiações vermelhas são as de maior efeito térmico.

Espectros contínuos de emissão: espectros térmicos

O espectro da luz solar é um espectro contínuo de emissão. Tal como o sol, qualquer corpo incandescente emite radiações, a que corresponde sempre um espectro de emissão contínuo. Mas a luz emitida pelos corpos incandescentes difere de uns para outros, consoante a temperatura a que se encontram.

As radiações que predominam nos espectros de emissão contínuos dependem da temperatura a que um corpo está. Por isso podem-se chamar também espectros térmicos.

Todos os corpos (podem ser incandescentes ou não) emitem radiações que originam um espectro de emissão contínuo. Estas radiações dão-lhes cor, que depende da temperatura a que eles se encontram. Quanto maior a temperatura do corpo, mais energéticas são as radiações emitidas e diferente será o seu espectro térmico.

Espectros de absorção

Quando os átomos de um determinado elemento se interpõem no caminho da luz branca, algumas das radiações da luz, são absorvidas por esses átomos. No espectro da luz branca vão faltar essas radiações absorvidas ficando no seu lugar riscas pretas.

Comparando os espectros dos diferentes elementos, verifica-se que cada elemento tem um único espectro de emissão e um espectro de absorção também característico. O espectro de riscas de um elemento (**absorção** ou **emissão**) é característico desse elemento.

Aplicações das radiações electromagnéticas

Ondas de rádio

São as menos energéticas. Usadas em telecomunicações e radiodifusão.

Microondas

Têm elevado poder térmico. São usadas em fornos microondas, sistemas de radar e radioastronomia.

Infravermelho

Ondas de maior efeito térmico usadas nos painéis solares, fornos e termografia.

Visível

Ultravioleta

Mais energéticas que as visíveis. Provocam o bronzeamento da pele e também são usadas como desinfectante no tratamento das águas de consumo.

Raio-X

Bastante energéticas e atravessam facilmente a matéria. Impressionam placas fotográficas e são usadas em radiografias.

Radiação gama

Altamente energéticas, são produzidas no sol e noutras estrelas ou em materiais radioactivos. Destroem as células vivas e são usadas no tratamento do cancro.

Riscas de Fraunhofer

Uma análise espectroscopia detalhada da luz solar, **revela riscas escuras** sobrepostas ao seu espectro contínuo tal como no espectro de absorção de qualquer elemento.

Quando as radiações emitidas pela fotosfera (camada superficial da estrela), atravessam a cromosfera (atmosfera da estrela), algumas delas são absorvidas pelos átomos e iões aí existentes pelo que não chegam ao observador.

O que se vê então, é um espectro contínuo incompleto, ou seja, um espectro onde faltam várias radiações de energia diferenciada – um espectro de absorção de riscas.

Uma risca mais larga corresponde a maior quantidade de um elemento na atmosfera na estrela. A análise do espectro de absorção, permite saber **quais os elementos** que constituem a estrela.

As riscas de Fraunhofer, também nos dão **informação sobre a temperatura** na superfície da estrela, pois determinadas partículas só se formam na atmosfera da estrela se a temperatura o permitir.

De acordo com o tipo de riscas dos seus espectros e com a temperatura da superfície, as estrelas são agrupadas em classes desde as de **tipo O** (mais quentes e branco – azuladas e com riscas de H e He) até às de **tipo M** (frias e avermelhadas com riscas de Fe, Ca e Na).

Efeito fotoeléctrico

Consiste na emissão de electrões, especialmente por metais sob a acção da luz (radiação).

Energia de remoção

Energia mínima necessária para extrair um electrão ao átomo

Energia de ionização

Ao electrão mais exterior do átomo corresponde **menor energia** de remoção porque este se encontra mais afastado da influência atractiva do núcleo.

$$E_{\text{rad}} = E_{\text{rem}} + E_{\text{cin}}$$

- Se a energia da radiação incidente é **maior** que a energia de remoção, o **electrão sai com energia cinética**
- Se a energia da radiação é **igual** à energia de remoção, o electrão sai sem energia cinética.
- Se a energia da radiação é **inferior** à energia de remoção, **não ocorre efeito fotoeléctrico**.

A luz actua como um feixe de fotões. Cada fotão choca com um electrão do átomo e se tiver energia suficiente, arranca esse electrão. A energia de um fotão é caracterizada pela frequência. Quanto maior a **frequência**, maior a **energia do fotão**.

- A intensidade de um feixe corresponde ao número de fotões do feixe.
- O número de electrões extraídos por efeito fotoeléctrico, depende do **número de fotões** do feixe – da **intensidade** da radiação
- A **energia cinética** depende da energia de cada fotão, ou seja, da **frequência** da radiação

O átomo de Hidrogénio

Se só aparecem determinadas riscas no espectro do H, então só são emitidas pelo átomo determinadas radiações e por isso o electrão no átomo só pode ter certas energias.

Estado fundamental

Estado de menor energia

Estado excitado

Estados de energia superior ao fundamental

Energia electrão no átomo é igual à sua energia potencial (negativa) mais a sua energia cinética (positiva). Como o valor da E_p é maior que o valor da E_c , a energia do electrão no átomo é negativa.

Modelo de Bohr

- O electrão gira à volta do núcleo em órbitas circulares estando a energia dessas órbitas, quantificada tal como a energia do electrão.
- Enquanto o electrão está em órbita, não absorve nem emite energia.
- Quando o electrão absorve energia, transita para uma órbita mais externa.
- Quando transita da órbita mais externa para uma mais interna, emite energia.

Os electrões podem ser excitados por elevação de temperatura, descarga eléctrica ou radiação electromagnética.

Na absorção, $\Delta E > 0$, logo $E_{\text{rad}} = \Delta E$

Na emissão, $\Delta E < 0$, logo $E_{\text{rad}} = - \Delta E$

Riscas do espectro de emissão de H (nível mais alto para mais baixo)

Série de Lyman - para $n=1$ – ultra violeta

Série de Balmer – para $n=2$ – visível

Série de Paschen – para $n=3$ – infravermelho

Série de Brackett – para $n=4$ – infravermelho

Série de Pfund – para $n=5$ - infravermelho

Quantização de energia do electrão no átomo de H

Quando a energia da radiação incidente é igual à energia de remoção do electrão, este é extraído sem E_c e o átomo fica ionizado (H^+). Dizemos que o electrão transita para o ∞ porque

se afasta da influência atractiva do núcleo. Esta energia de remoção é a **energia de ionização** e tem o valor de $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$.

Como a energia de ionização (ΔE) tem o valor de $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ ficamos a saber o valor da energia do estado fundamental:

$$2,18 \times 10^{-18} = E_{\infty} - E_{\text{fundamental}}$$

$$2,18 \times 10^{-18} = 0 - E_{\text{fundamental}}$$

$$E_{\text{fundamental}} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Para calcular a energia de um nível n para o átomo de hidrogénio, usamos a equação de Bohr:

$$E_n = - \frac{2,18 \times 10^{-18}}{n^2}$$

Absorção de energia por um átomo

Quando sobre um átomo incide energia sob a forma de radiação, podem acontecer três situações:

1. A energia da radiação incidente é igual ou superior à energia para extrair o electrão. Então, o electrão abandona o átomo que fica ionizado. Se a energia da radiação for igual à energia de remoção, o electrão sai sem energia cinética. Se for maior, o electrão sai com energia cinética.
2. Se a energia incidente for menor que a energia de remoção, o electrão não é arrancado mas transita para um estado de energia permitido e o átomo fica excitado.
3. Se a energia incidente for inferior à energia de remoção e não corresponder à energia adequada a uma transição, a radiação não é absorvida e nada acontece ao átomo.

Orbitais e números quânticos

Modelos atómicos

Modelo de Dalton

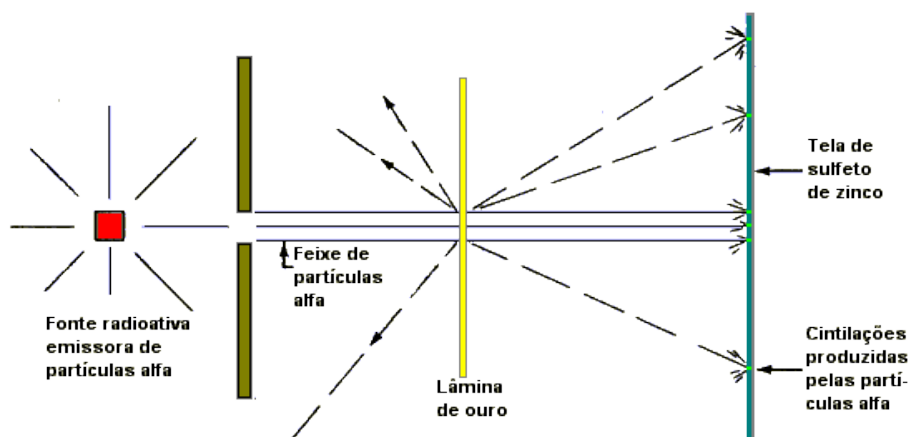
O átomo é indivisível – uma esfera sem carga;

Modelo de Thomsom

Depois da descoberta do electrão, Thomsom imaginou o átomo como uma esfera carregada positivamente com os electrões de carga negativa dispersos, pelo átomo (modelo do pudim de passas);

Modelo de Rutherford

A partir da sua experiência, concluiu que o átomo é constituído por um núcleo com carga positiva e electrões movendo-se em órbitas à volta do núcleo (modelo planetário);



Modelo de Bohr

Para explicar os espectros, Bohr reconheceu a quantização de energia dos electrões no átomo.

Princípio da incerteza de Heisenberg

Bohr admitia órbitas para os electrões mas Heisenberg demonstrou ser impossível determinar simultaneamente, com exactidão a posição e a energia de um electrão. No modelo actual, tal como acontecia no modelo de Bohr, a energia do electrão vem quantificada mas deixou de se falar em incerteza quanto à sua posição. Apenas se conhece **a probabilidade de um electrão com uma dada energia se localizar num dado ponto – orbital** (representada pela nuvem electrónica – onde é mais densa é onde é mais provável encontrar o electrão).

Números quânticos. Caracterização de orbital

Para caracterizar as orbitais usam-se os números quânticos:

n – numero quântico principal (1, 2, 3, 4, 5 ...) – número do nível. Relaciona-se com a energia e tamanho da orbital;

l – número quântico de momento angular, secundário ou azimuthal. Está relacionado com o tipo de orbital. Varia entre 0 e $n - 1$

l	0	1	2	3	4	5
Tipo de orbital	s	p	d	f	g	h

m_l – número quântico magnético. Está relacionado com a orientação da orbital no espaço.

Varia entre $-l$ e $+l$

n	l	m_l	Orbital	Número de orbitais
1	0	0	1s (1,0,0)	1 (2 electrões)
	0	0	2s (2, 0, 0)	
2	1	-1	2px (2, 1, -1)	4 (8 electrões)
		0	2py (2, 1, 0)	
		1	2pz (2, 1, 1)	
3	0	0	3s (3, 0, 0)	9 (18 electrões)
	1	-1	3px (3, 1, -1)	
		0	3py (3, 1, 0)	
		1	3pz (3, 1, 1)	
	2	-2	3d (3, 2, -2)	
		-1	3d (3, 2, -1)	
		0	3d (3, 2, 0)	
		1	3d (3, 2, 1)	
		2	3d (3, 2, 2)	

Os electrões comportam-se como pequenos ímanes (pois existem dois movimentos de rotação possíveis para o electrão) número quântico de *spin* ($m_s = +/- \frac{1}{2}$).

2

- Para caracterizar uma orbital, são necessários 3 números quânticos (n, l, m)
- Para caracterizar um electrão, são necessários 4 números quânticos (n, l, m, m_s)

Diagrama de caixas



$m_s: +\frac{1}{2}$

$m_s: -\frac{1}{2}$

Energia das orbitais

Para átomos diferentes, a energia e o tamanho de um dado tipo de orbital são diferentes. Por exemplo, a orbital 1s do sódio ($_{11}\text{Na}$) tem **maior energia** do que a orbital 1s do potássio ($_{19}\text{K}$), pois, sendo a carga nuclear do potássio maior, o electrão está **mais atraído para o núcleo**, sendo **menos** energético.

Configurações electrónicas dos átomos

Distribuição dos electrões pelas orbitais

Princípio da energia mínima

A distribuição dos electrões deve conferir ao átomo o estado de menor energia possível (começa por se preencher as orbitais de menor energia).

Princípio da exclusão de Pauli

Numa orbital só podem existir dois electrões de *spins* opostos (no mesmo átomo não há dois electrões com o mesmo conjunto de números quânticos).

Regra de Hund

No preenchimento das orbitais com igual energia, distribui-se primeiro um electrão por cada orbital de modo a ficarem com o mesmo *spin* e só depois se completam, ficando com *spins* opostos.

Diagrama de Linus Pauling

Camada	Subcamadas
1	s
2	s p
3	s p d
4	s p d f
5	s p d f
6	s p d
7	s p

Tabela Periódica

- Johann Dobereiner verificou que haviam grupos de três elementos com propriedades semelhantes – **lei das tríadas**.
- Newlands conseguiu formar sete conjuntos de sete elementos com base nas massas atômicas – **lei das oitavas**.
- Mendeleev verificou existir periodicidade em algumas propriedades dos elementos quando colocados por ordem crescente de massa atômica.
- Moseley (1913), estabeleceu que as propriedades dos elementos são uma função periódica do número atômico.

Bloco s – 1º e 2º grupo e He

Bloco d – elementos de transição

Bloco p – 13º - 18º grupo

Bloco f – lantanídeos e actinídeos

Grupo 1 – Família dos Metais Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) – um electrão de valência, muito reactivos, com forte tendência a perder o electrão (formam iões monopositivos). Essa reactividade aumenta ao longo do grupo, porque o electrão a ser perdido está cada vez mais afastado da influência atractiva do núcleo. **Excepção:** Hidrogénio

Grupo 2 – Metais alcalino-terrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) – dois electrões de valência, também reactivos (mas menos do que os do primeiro grupo. Tendência a formar iões bpositivos perdendo esses dois electrões. A reactividade também aumenta ao longo do grupo.

Grupo 17 – Halogéneos (F, Cl, Br, I, At). Sete electrões de valência. Reactivos com tendência a captar um electrão e formar iões mononegativos. A reactividade diminui ao longo do grupo.

Grupo 18 – Gases nobres (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Oito electrões de valência. Estáveis.

Variação das propriedades periódicas

- O raio atômico aumenta ao longo do grupo (número de níveis aumenta) e diminui ao longo do período (aumenta a carga nuclear).
- Raios iónicos dos catiões são menores que os raios dos respectivos átomos.
- Raios iónicos dos aniões são maiores que os raios dos respectivos átomos.
- A energia de ionização é a menor energia de remoção, ou seja, a energia necessária para extrair o electrão mais energético do átomo desse elemento no estado fundamental. Ao longo do grupo, a energia de ionização diminui porque os electrões vão estando mais afastados do núcleo e são mais fáceis de extrair. Além disso, o **efeito de blindagem** do cerne aumenta, protegendo os electrões de valência da atracção do núcleo. Ao longo do período, a energia aumenta, porque a carga nuclear vai aumentando, os electrões vão estando cada vez mais atraídos e por isso são mais difíceis de extrair.