



ESCOLA SECUNDÁRIA DE LOUSADA

Física Química A 10ºano

Texto de apoio nº3: resumo da matéria para o 2º teste

ano lectivo: 2006/2007

Nome-----Nº-----

Radiações electromagnéticas

O Sol emite continuamente para a Terra uma enorme quantidade de energia, que assegura a temperatura adequada à vida no nosso planeta.

A energia do Sol é enviada para a Terra através de radiação electromagnética que percorre o espaço vazio. Do Sol, além da luz visível, a radiação infravermelha e a radiação ultravioleta contribuem para aquecer o nosso planeta. São tipos de luz invisível, com menos energia do que a luz visível, no caso dos infravermelhos, e mais energia, no caso dos ultravioletas.

A luz visível não corresponde a uma única radiação. É possível decompor a luz do Sol usando um prisma de vidro, como fez o inglês Isaac Newton no século XVII.

A experiência de Newton evidencia que a luz branca é composta por diferentes radiações, correspondentes a várias cores, todas as cores do arco-íris. Dizemos, por isso, que a luz branca é policromática.

A formação do arco-íris que vemos no céu é também explicada pela experiência de Newton. Ambos os fenómenos resultam da diferente velocidade das várias radiações nos diversos meios. Por isso, elas desviam-se de modos diferentes quando passam de um meio para o outro (do ar para o prisma de vidro ou do ar para uma gota de água). Ao resultado da decomposição da luz chamamos espectro.

Mas também na Terra há radiações naturais ou artificiais, que servem para os mais variados fins. Ouvir música num rádio, ligar um forno de microondas, ler um livro usando a luz de um candeeiro ou tirar uma radiografia são apenas algumas das muitas actividades que envolvem radiações electromagnéticas. Estas radiações, também podem prejudicar a qualidade de vida, como acontece na exposição solar em horas de intenso calor ou em acidentes de centrais nucleares (ocorreu um acidente grave em Chernobyl, na Ucrânia, em 1986).

Espectro electromagnético

O conjunto das radiações electromagnéticas constitui o espectro electromagnético.

Este é constituído pela luz visível e pelas ondas de rádio, radiação infravermelha, radiação ultravioleta, raios X, raios gama e microondas, radiações que não vemos, mas que podem ser detectadas pelos seus efeitos.

Espectros de emissão contínuos

Quando **os átomos estão muito próximos, como acontece num sólido ou na matéria densa de uma estrela**, existem tantas forças diferentes de interacção que os electrões, dos vários átomos, realizam "saltos" energéticos com valores de energia extremamente próximos. Por este facto, os electrões, ao voltarem para níveis de energia inferiores, libertam radiações com energias muito próximas, dando origem, por isso, a um **espectro contínuo**.

Espectros de emissão de riscas ou descontínuos

Se os **átomos estiverem suficientemente separados, como acontece no estado gasoso**, as forças de interacção entre eles são pequenas (excepto nos momentos de colisão de uns com os outros). Os electrões, de cada tipo de átomo, têm, contudo, apenas um número relativamente pequeno de níveis de energia possíveis. Assim, uma substância elementar, no estado gasoso e a pressão reduzida, emite um conjunto particular de linhas finas (linhas espectrais) sobre um fundo escuro – **espectro de emissão descontínuo ou de riscas**.

A energia posta em jogo para a transição de electrões entre um par particular de níveis de energia é exactamente a mesma quer ele absorva quer ele emita energia.

Cada elemento pode ser identificado pelas linhas espectrais, caracterizadas por uma determinada energia, do mesmo modo que a espécie humana é identificada pelas suas impressões digitais.

O brilho que cada risca pode apresentar depende apenas da concentração da substância presente.

Estes espectros podem obter-se no laboratório encerrando o gás rarefeito num tubo de vidro que se submete a uma descarga eléctrica de alta tensão. O gás fica incandescente e emite uma luz visível. Esta, atravessando um meio dispersor, origina um espectro de emissão de riscas característico desse elemento.

Espectros de absorção de riscas

Quando os átomos de um determinado elemento se interpõem no caminho da luz branca, algumas das radiações desta última são absorvidas por esses átomos.

No espectro da luz branca vão faltar essas radiações absorvidas, ficando no seu lugar riscas pretas. Obtém-se, assim, um espectro de absorção de riscas.

As radiações absorvidas têm energia igual à das radiações que compõem o espectro de emissão do elemento. Por isso se diz que o espectro de absorção de um elemento é o «negativo» do seu espectro de emissão.

Comparando os espectros de emissão e de absorção de diferentes elementos verifica-se que:

- cada elemento tem um único espectro de emissão e um único espectro de absorção, que são diferentes dos espectros dos outros elementos;
- esses espectros são sempre os mesmos, quer o elemento esteja isolado quer esteja combinado com outros elementos em diferentes compostos químicos.

Portanto, o espectro de riscas de um dado elemento, seja de emissão, seja de absorção, é característico desse elemento constituindo uma espécie de «impressão digital» do mesmo.

Algumas aplicações tecnológicas da interacção radiação-matéria

Espectros das estrelas

O espectro produzido pela radiação de uma estrela, contudo, nem é um espectro de emissão com linhas brilhantes, nem um espectro contínuo. É de facto um espectro de emissão contínuo com linhas escuras que correspondem à ausência de radiação de determinadas energias.

Estas linhas foram pela primeira vez descobertas no espectro solar por Fraunhofer (1787-1826), em 1814, e actualmente são conhecidas por riscas de Fraunhofer.

As riscas pretas surgem no espectro de emissão porque, numa zona mais fria da atmosfera da estrela, os átomos absorvem radiações exactamente com a mesma energia das radiações que emitem.

Comparando as riscas pretas dos espectros das estrelas com as dos espectros de emissão dos diferentes elementos obtidos em laboratório é possível:

- - conhecer a composição das estrelas relativamente aos elementos que as constituem;
- - identificar os elementos mais abundante em cada uma delas;
- - relacionar as partículas presentes na atmosfera da estrela com a temperatura superficial da estrela.

Efeito fotoeléctrico

Quando há interacção entre uma radiação electromagnética e um metal, pode ocorrer a emissão de electrões por parte do metal. Este fenómeno designa-se efeito fotoeléctrico.

O efeito fotoeléctrico, que é praticamente instantâneo, só se, verifica se sobre o metal incidir radiação com uma energia igual ou superior a energia mínima necessária para que haja remoção do electrão desse metal. Há assim, para cada metal, uma energia mínima de remoção de um electrão, que é característica de cada metal.

Se a energia de radiação incidente for superior à energia mínima de remoção, a energia "excedente" vai fazer com que o electrão emitido adquira uma certa energia cinética. Quanto maior for a energia "excedente", maior será a energia cinética dos electrões emitidos.

Eradiação incidente = Emínima de remoção do electrão + Ecinética do electrão

No efeito fotoeléctrico dá-se, portanto, uma transformação de energia radiante em energia eléctrica.

Podemos referir, como exemplo de aplicações tecnológicas da interacção radiação-matéria, as células fotoeléctricas, que convertem luz em corrente eléctrica, existem em muitos dispositivos automáticos de abertura e fecho de portas e em alguns alarmes. Um circuito eléctrico é intercalado por uma célula fotoeléctrica; quando alguém passa em frente da porta, a luz incidente é interrompida e deixam de ser ejectados electrões da célula. transmitindo-se um sinal para abrir a porta.

Por outro lado, são bem conhecidos os painéis solares, os quais, se forem grandes e bem orientados, conseguem obter quantidades significativas de energia eléctrica. Estes painéis mais não fazem do que converter energia da luz em energia eléctrica, à semelhança do efeito fotoeléctrico. No entanto, os electrões não são arrancados para fora do material, mas sim promovidos para níveis de energia superiores

A espectroscopia fotoelectrónica tem por base a análise da energia dos electrões emitidos por amostras de matéria constituída por certos átomos ou moléculas. Os electrões ejectados por acção de radiação externa (com energia superior às energias de remoção) “transportam” informação sobre a energia que tinham nos átomos ou moléculas do material. Se fizermos incidir numa amostra radiações de uma certa energia e detectarmos electrões removidos com energias cinéticas diferentes, poderemos concluir que esses electrões possuíam energias diferentes nos átomos ou moléculas da amostra.

Os aparelhos de radar e as ondas de rádio

Os aparelhos de radar são largamente utilizados em muitas situações, nomeadamente na navegação aérea, na navegação marítima, no controlo da velocidade dos automóveis, etc.

O funcionamento deste tipo de equipamento baseia-se no eco e no efeito de Doppler que ocorrem nas ondas de rádio.

O efeito de Doppler é facilmente observado quando, por exemplo, uma ambulância com a sirene a tocar passa por nós. A medida que a ambulância se aproxima ouvimos nitidamente o som da sirene, mas quando esta passa por nós de repente modifica-se para outro tom.

O funcionamento de um radar compreende a emissão e a recepção de ondas rádio. Através da análise do eco e do efeito de Doppler ocorrido durante este processo é possível determinar, por exemplo, a velocidade dos objectos.

Os raios laser

A palavra laser é a sigla de «light amplification by stimulated emission of radiation», o que em português significa «amplificação de luz por emissão de radiação estimulada».

Este equipamento pode ser definido como uma fonte luminosa que emite um feixe de luz constituído por um único comprimento de onda, que se pode situar no ultravioleta, no visível ou no infravermelho.

É devido a esta versatilidade que o laser é utilizado em muitos campos, como a medicina, a indústria, nas telecomunicações, etc.

O seu funcionamento baseia-se no facto de os átomos, em determinadas circunstâncias, emitirem energia que pode ser de vários tipos consoante a aplicação a que se destina.

Radiografias e os raios X

Os raios X conseguem penetrar através de alguns materiais sólidos. Por esta razão são utilizados para análises radiográficas, uma vez que o grau de extensão em que se dá a penetração dos tecidos vivos varia consoante se tratem dos ossos, dos músculos, da gordura, etc.

O equipamento utilizado funciona como simples máquina fotográfica, em que uma película é impressionada pela radiação que atravessou o organismo em estudo.

No entanto, este tipo de radiação não é totalmente inócuo. Destrói também as células vivas, sendo, por isso, utilizado, também, no tratamento de doenças cancerígenas.

Outras aplicações das radiações:

Lâmpadas fluorescentes

A luz é produzida por descarga eléctrica num tubo revestido de material especial e que contém um vapor metálico (mercúrio, sódio), um ou vários gases raros e, por vezes, compostos químicos de natureza variada. A descarga eléctrica excita os átomos que emitem radiações UV, as quais são reemitidas pelo revestimento do tubo, sob a forma de luz visível. São lâmpadas frias e de baixo consumo.

Lâmpadas de "néon"

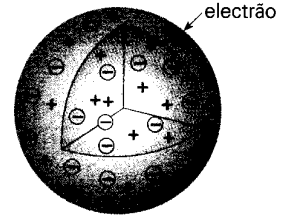
Estas lâmpadas contêm no seu interior outros gases "inertes" além do néon, como o árgon e o krípton.

As cores berrantes produzidas por estas lâmpadas são devidas a fenómenos de excitação de electrões dos átomos e à emissão de luz visível. Assim, o néon no interior dos tubos emite luz laranja-avermelhada; o árgon emite luz azul-avermelhada e o krípton luz branca. Outras cores, como o verde, são produzidas por revestimentos especiais no interior dos tubos.

Modelos do átomo. Evolução do modelo do átomo.

A partir do início do séc. XIX, a teoria do modelo atómico é retomada por Dalton (esta teoria já tinha sido defendida por Demócrito e Leucipo na Antiguidade) que admitiam que a matéria era formada por átomos indivisíveis

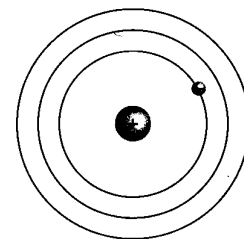
Provada a existência do electrão em todos os átomos, e sendo estes electricamente neutros, Thomson previu que deveriam também existir no átomo cargas positivas em número igual às dos electrões.



Para Thomson; o átomo seria uma esfera carregada positivamente, onde se distribuiriam os electrões, de carga negativa, espalhados como as "passas num bolo" (modelo do bolo de passas).

Os trabalhos de Rutherford (bombardeando átomos de ouro com núcleos de hélio) não deixaram dúvidas de que os átomos não eram constituídos segundo o modelo de Thomson mas sim por um núcleo, de carga eléctrica positiva (e onde se localizava quase toda a massa do átomo), em torno do qual se distribuía os electrões com carga negativa.

Após Max Planck (1858-1947), em 1913, prémio Nobel de Física em 1919, ter enunciado a quantificação da energia electromagnética e Einstein ter interpretado o efeito fotoeléctrico, Niels Bohr (1885-1962), prémio Nobel da Física em 1922, forneceu uma explicação teórica para o espectro de riscas do hidrogénio.

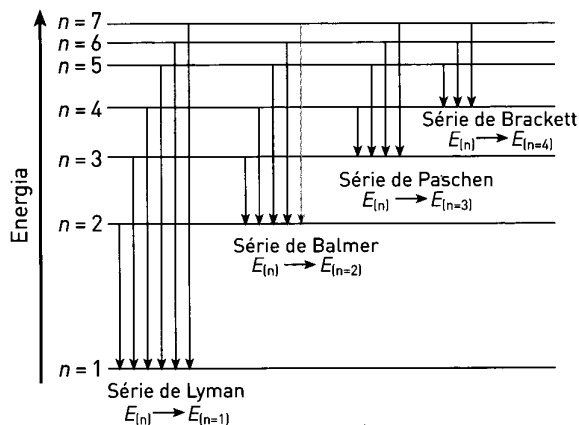


Bohr, para colmatar as falhas apresentadas pelo modelo de Rutherford, que não apresentava restrições para a energia do electrão no átomo, sugere um outro, em que

impõe restrições muito importantes quanto às "órbitas" permitidas ao electrão:

1. o electrão só pode ocupar certas "órbitas" com determinado raio;
2. a cada "órbita" está associado um certo valor de energia;
3. as saídas dos electrões das "órbitas" só são permitidas por absorção (excitação) ou emissão (desexcitação) de certas quantidades de energia: a energia do electrão está quantizada ou quantificada.

Assim, podem esquematizar-se algumas das transições possíveis para o átomo de hidrogénio.



Após o espectacular sucesso da sua teoria, seguiu-se o desapontamento, já que alguns factos não estavam de acordo com ela:

- . o desdobramento das riscas que se observava no espectro de emissão, quando era aplicado um campo magnético;
- . o espectro de emissão de átomos com mais de um electrão (polieletrónicos).

Outro desenvolvimento importante na teoria atómica moderna foi a formulação, em 1926, do principio de incerteza de Heisenberg, que demonstrou ser impossível determinar simultaneamente e com exactidão a posição e a energia de um electrão.

O modelo actual é um modelo matemático desenvolvido por Schrodinger. De acordo com Schrodinger o comportamento do electrão no átomo é descrito por uma equação matemática, cuja resolução faz surgir três parâmetros, designados por números quânticos, que caracterizam as orbitais do átomo de hidrogénio e dos outros átomos. Os electrões "ocupam orbitais", ou seja, regiões dentro do átomo que podem ser ocupadas por 1 ou 2 electrões.

Ambas as teorias (modelo de Bohr e modelo actual) estão de acordo no que respeita ao facto da energia dos electrões no átomo estar quantificada, mas diferem na descrição do comportamento do electrão em relação ao núcleo (passa-se da certeza à incerteza):

- . deixa de se falar em posição para se passar a falar em densidade electrónica ou nuvem electrónica.
- . deixa de se usar o termo "órbita" e passa a usar-se o termo orbital

As orbitais atómicas ficam perfeitamente caracterizadas por três números quânticos : n , l , e m_l que resultam da resolução da equação de Schrodinger.

Isto significa que a localização de um electrão passa a ser considerada em termos de probabilidade, por orbitais, a que correspondem zonas do espaço onde essa probabilidade tem valores apreciáveis.

Cada conjunto possível de valores de n , l e m_l define zonas do espaço à volta do núcleo onde é provável encontrar um dado electrão; cada uma destas zonas é chamada orbital atómica.

O número quântico principal está directamente relacionado com a dimensão da orbital e pode assumir os números inteiros 1,2,3....

Ex: As orbitais para $n = 2$ são maiores do que as orbitais para $n = 1$

O número quântico n está também relacionado com a ordem de energia da orbital: quanto mais elevado for o valor de n , maior é a gama de energias das orbitais associadas a esse valor de n .

O número quântico de momento angular, l , está relacionado com a forma da orbital e pode assumir os números inteiros desde 0 a $n-1$. As orbitais com $l = 0$ são esféricas e são chamadas orbitais s.

As orbitais com $l = 1$ apresentam têm forma lobular e são chamadas orbitais p.

As orbitais com $l = 2$, mais complexas, são identificadas pela letra d, e à medida que l aumenta a forma das orbitais torna-se ainda mais complicada.

O número quântico magnético, m_l , está relacionado, por seu turno, com a orientação que as orbitais podem adquirir no espaço e pode assumir os números inteiros que vão de $-l$ a $+l$.

Cada conjunto de valores possíveis de n , l e m_l permite prever uma orbital.

Se o valor de l é 0, o único valor possível de m_l é também 0 e a orbital respectiva é esférica (ou de simetria esférica) e é designada orbital s.

Se o valor de l é 1, m_l pode assumir três valores: -1, 0 e +1. Neste caso há, portanto, três orbitais equivalentes, apenas diferindo na orientação espacial.

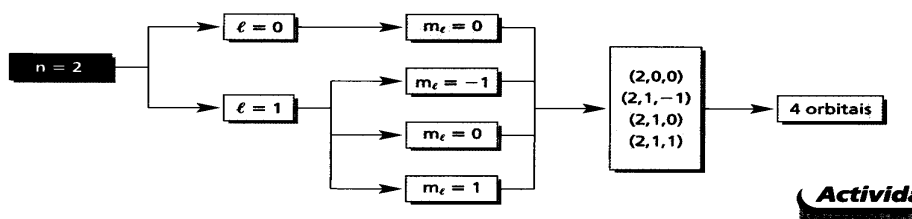
Para descrever o electrão de um átomo são necessários quatro números quânticos, simbolizados por n , l , e m_l e m_s .

O número quântico de spin (m_s) está relacionado com o movimento de rotação do electrão sobre si próprio. Existem dois movimentos de rotação possíveis para o electrão, um no sentido directo e outro no sentido retrógrado.

Os números quânticos encontram-se descritos na tabela seguinte:

	Números quânticos	Definição	Valores permitidos										
n	Número quântico principal	Determina o nível energético e representa a energia de cada nível.	1, 2, 3, 4, ...										
l	Número quântico de momento angular	Indica os subníveis de energia em que se divide cada um dos níveis energéticos e representa a forma da orbital.	0, 1, 2, ..., (n-1) Estes valores também podem ser designados por letras: <table style="margin-left: auto; margin-right: auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; padding: 0 5px;">l</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">0</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">1</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">2</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">3</td> </tr> <tr> <td style="border: none; padding: 0 5px;"></td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">s</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">p</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">d</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px 5px;">f</td> </tr> </table>	l	0	1	2	3		s	p	d	f
l	0	1	2	3									
	s	p	d	f									
m_l	Número quântico magnético	Determina as orbitais em que estão subdivididos os subníveis e a sua orientação espacial.	$-\ell, \dots, -1, 0, 1, \dots, +\ell$										
m_s	Número quântico de <i>spin</i> electrónico	Mostra o sentido em que o electrão gira em torno de si próprio.	$+1/2, -1/2$										

De acordo com o atrás exposto, nomeadamente para o nível 2, é de prever 4 orbitais:



Energia das orbitais

. Quanto maior for o número quântico principal (n), maior é a energia.

Exemplo: $E_{2s} > E_{1s}$

. Em átomos monoeléctricos $1H$, $3Li^{2+}$, $2He^+$ a energia da orbital só depende de n .

Exemplo: $E_{2s} = E_{2p}$

. Em átomos polielectrónicos, para um único valor de n , quanto maior o número quântico azimutal (l), maior é a energia.

Exemplo: $E_{2p} > E_{2s}$

. Orbitais com iguais números quânticos azimutais têm a mesma energia. Designam-se por orbitais degeneradas

Exemplo: $E_{2px} = E_{2py} = E_{2pz}$

. Para átomos diferentes a energia e o tamanho de um dado tipo de orbital são diferentes.

Exemplo: a orbital $1s$ do sódio ($11 Na$) tem maior energia que a orbital $1s$ do potássio ($19K$), pois sendo a carga nuclear do potássio maior, o electrão está mais atraído para o núcleo, sendo por isso menos energético.

Configuração electrónica

O modo como os electrões de um átomo se distribuem pelas várias orbitais é representado pela configuração electrónica. A escrita da configuração electrónica dos átomos para o estado fundamental, obedece às seguintes regras:

- . Princípio de energia mínima – a distribuição dos electrões deve conferir ao átomo o estado de menor energia possível
- . Princípio da exclusão de Pauli - o número máximo de electrões por orbital é dois e os seus números quânticos de spin terão de ser opostos.

- Regra de Hund - no preenchimento de orbitais com a mesma energia distribui-se primeiro um electrão por cada orbital de modo a ficarem com o mesmo número quântico de spin. Só em seguida se fará o emparelhamento.

O diagrama de Pauling facilita a escrita das configurações electrónicas, indicando a ordem de preenchimento das orbitais, com base no princípio da energia mínima.

Os electrões de valência são os electrões que ocupam o último nível energético do átomo quando este se encontra no estado fundamental.

Se o átomo absorver energia o electrão transita para uma orbital com maior energia.

Configurações electrónicas dos átomos dos elementos com $Z \leq 23$											
Elemento	Orbitais										Configuração electrónica
	1s	2s	2p _x 2p _y 2p _z	3s	3p _x 3p _y 3p _z	4s	3d 3d 3d 3d 3d				
₁ H	↑										1s ¹
₂ He	↑↓										1s ²
₃ Li	↑↓	↑									1s ² 2s ¹
₄ Be	↑↓	↑↓									1s ² 2s ²
₅ B	↑↓	↑↓	↑								1s ² 2s ² 2p ¹
₆ C	↑↓	↑↓	↑ ↑								1s ² 2s ² 2p ²
₇ N	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑								1s ² 2s ² 2p ³
₈ O	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑								1s ² 2s ² 2p ⁴
₉ F	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑								1s ² 2s ² 2p ⁵
₁₀ Ne	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓								1s ² 2s ² 2p ⁶
₁₁ Na	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑							1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
₁₂ Mg	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓							1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²
₁₃ Al	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑						1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹
₁₄ Si	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑						1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²
₁₅ P	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑						1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³
₁₆ S	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑						1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴
₁₇ Cl	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑						1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵
₁₈ Ar	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓						1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
₁₉ K	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑					1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹
₂₀ Ca	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓					1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²
₂₁ Sc	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑				1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹ 4s ²
₂₂ Ti	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑				1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ² 4s ²
₂₃ V	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑				1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ³ 4s ²

Exemplo de aplicações:

a) Escreva os números quânticos da orbital correspondente aos electrões menos energéticos do lítio.

Resolução:

-Configuração electrónica do lítio (Li) 1s² 2s¹

-Os electrões menos energéticos pertencem à orbital 1s

-Números quânticos das orbitais correspondentes aos electrões menos energéticos

(1,0,0)

b) Escreva os números quânticos dos electrões mais energéticos do átomo de azoto:

Resolução:

-Configuração electrónica do azoto (N) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

-Os electrões mais energéticos pertencem às orbitais 2p

-Números quânticos dos electrões mais energéticos (2,1,-1, 1/2), (2,1,0,1/2), (2,1, 1,1/2)

c) Escreva os números quânticos dos electrões mais energéticos do átomo de oxigénio:

Resolução:

-Configuração electrónica do oxigénio (O) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

-Os electrões mais energéticos pertencem às orbitais 2p

-Números quânticos dos electrões mais energéticos (2,1,-1, 1/2), (2,1,0,1/2), (2,1, 1,1/2)

(2,1,-1, -1/2)

ou: (2,1,0,1/2), (2,1, 1,1/2) (2,1,-1, 1/2),

(2,1,0, -1/2)

ou: (2,1, 1,1/2) (2,1,-1, 1/2), (2,1,0,1/2),

(2,1,1, -1/2)

Tabela periódica - organização dos elementos químicos

A Tabela Periódica sumaria, correlaciona e permite prever uma grande quantidade de informação química.

O início de uma organização sistemática dos elementos químicos ocorreu quando os químicos se aperceberam de que muitos elementos apresentavam grandes semelhanças entre si e demonstraram regularidades no seu comportamento físico e químico. Estes conhecimentos conduziram a que vários cientistas tivessem contribuído para o actual sistema Periódico.

Estrutura da Tabela Periódica:

A Tabela Periódica dos elementos que hoje conhecemos está organizada de acordo com o número atómico crescente.

A organização da Tabela Periódica está relacionada com as distribuições electrónicas dos átomos dos elementos.

Os elementos encontram-se agrupados em blocos:

. Os elementos dos grupos 1 e 2 (e o hélio) possuem electrões de valência apenas em orbitais s - bloco s.

. Os elementos que apresentam orbitais p em preenchimento (elementos dos grupos 13 ao 18) - bloco p.

. Os elementos que apresentam electrões de valência em orbitais d - bloco d.

Os elementos de um mesmo grupo possuem o mesmo número de electrões de valência

=> apresentam comportamento químico análogo e propriedades físicas semelhantes.

GRUPO	CARACTERÍSTICAS
1	1 electrão de valência \Rightarrow formam iões monopositivos (Li^+ , Na^+ , ...). A reactividade química, a estabilidade dos catiões e o carácter metálico aumentam ao longo do grupo.
2	2 electrões de valência \Rightarrow formam iões dipositivos (Be^{2+} , Mg^{2+} , ...). A reactividade química, a estabilidade dos catiões e o carácter metálico aumentam ao longo do grupo.
13	3 electrões de valência \Rightarrow originam iões tripositivos (B^{3+} , Al^{3+} , ...).
14	4 electrões de valência.
15	5 electrões de valência \Rightarrow originam iões trinegativos (N^3 , P^3 , ...)
16	6 electrões de valência \Rightarrow originam iões dinegativos (O^{2-} , S^{2-} , ...).
17	7 electrões de valência \Rightarrow originam iões mononegativos (F , Cl , ...). O carácter não metálico, reactividade e a estabilidade dos iões diminui ao longo do grupo.
18	8 electrões de valência com excepção do Hélio que possui 2 \Rightarrow não formam iões. Quimicamente inertes. Último nível completo \Rightarrow grande estabilidade química.

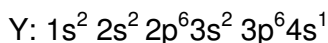
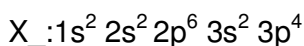
Os elementos que constituem o mesmo período apresentam os electrões de valência no mesmo nível energético.

Localização dos elementos representativos na Tabela Periódica

1) O grupo a que o elemento pertence é identificado a partir do n.º de electrões de valência: o n.º de electrões de valência coincide com o algarismo das unidades do grupo a que esse elemento pertence.

2) O período a que o elemento pertence é identificado pelo n.º de níveis de energia ocupados pelos electrões, no estado fundamental: o n.º de níveis de energia é igual ao n.º do período.

Exemplo: localize os átomos dos elementos X e Y (X e Y não são os símbolos químicos dos elementos) na T.P. sabendo que têm a seguinte configuração electrónica no estado fundamental:



X pertence ao 16 grupo pois tem 6 electrões de valência e ao 3º período porque os electrões no estado fundamental ocupam três níveis de energia.

Y pertence ao 1 grupo pois tem 1 electrão de valência e ao 4º período porque os electrões no estado fundamental ocupam quatro níveis de energia.