

QUÍMICA

ESTRUTURA ATÔMICA

Introdução

Diz a lenda que foi observando os grãos de areia na praia que os gregos Demócrito e Leucipo, cerca de 450 anos antes de Cristo, tiveram a primeira concepção atomística. Achavam eles que toda a matéria era formada por diminutas partículas, às quais chamaram de átomos, que em grego significa "indivisíveis".

Hoje, nós sabemos que toda a matéria é formada por átomos, partículas extremamente pequenas, mas não indivisíveis. Sabemos que o átomo contém prótons, nêutrons e elétrons. E sabemos também que os prótons e os nêutrons são formados por partículas ainda menores, que são chamadas de "quarks". E mais ainda: no interior do átomo, o que mais existe é espaço vazio. A eletrosfera é cerca de 10000 a 100000 vezes maior que o núcleo do átomo!

O átomo de Dalton

Por volta de 1808, o inglês John Dalton, utilizando combinações químicas, formulou a seguinte teoria.

- Toda a matéria é formada de átomos, esferas extremamente pequenas, maciças, homogêneas, indivisíveis e indestrutíveis.
- Os átomos do mesmo elemento químico são idênticos em massa.
- Em uma reação química, os átomos das substâncias reagentes se reorganizam para formar os produtos.

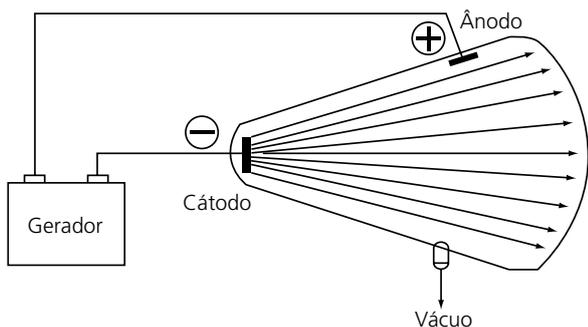


➤ Modelo "bola de bilhar", de Dalton.

O modelo de Dalton não explicava os fenômenos da eletricidade e da radioatividade, bem como a existência dos isótopos, tendo por isso se tornado obsoleto.

A descoberta dos elétrons

Em meados do século XIX, Sir William Crookes criou um tubo de vidro que ficou conhecido como ampola de Crookes, o qual continha um gás rarefeito (gás à baixa pressão) que era submetido a uma descarga elétrica. Vários experimentos foram realizados, observando-se a formação de uma mancha luminosa em frente ao cátodo (polo negativo). Constatou-se que havia um feixe de partículas que partia do cátodo, ao qual se chamou de **raios catódicos**.



➤ A experiência dos raios catódicos.

Foram descobertas as seguintes propriedades para os raios catódicos.

- 1ª. Os raios catódicos possuíam massa;
- 2ª. Os raios catódicos possuíam carga elétrica **negativa**;
- 3ª. Os raios catódicos se propagavam em linha reta.

Posteriormente, os raios catódicos foram chamados de **elétrons**. A descoberta dessas partículas é atribuída a J. J. Thomson, físico inglês que conseguiu medir a relação entre sua carga e sua massa (e/m) pela análise do movimento do elétron quando submetido a um campo elétrico ou magnético. Para o elétron, em um campo magnético, temos:

$$\frac{e}{m} = \frac{v}{BR}$$

Sendo:

v = velocidade atingida pelo elétron em um campo elétrico-magnético de indução;

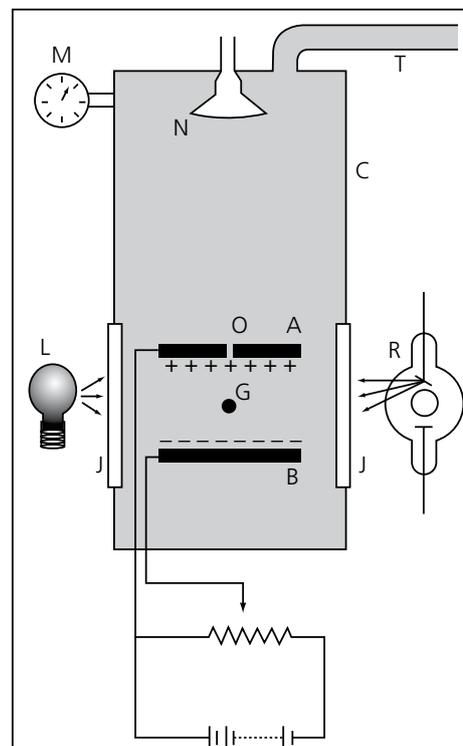
B = módulo do vetor indução magnética;

R = raio da trajetória circular descrita pelo elétron no campo magnético.

A experiência de Millikan

A determinação da carga do elétron foi feita em 1909, pelo físico estadunidense Robert Millikan, através da observação do movimento, em um campo elétrico, de gotículas de óleo eletrizadas.

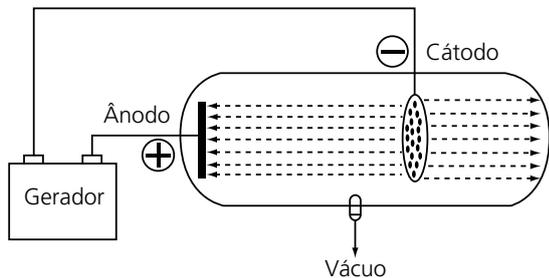
O experimento de Millikan consiste em pulverizar um óleo dentro de uma câmara contendo gás ionizado. Na queda, as gotas de óleo ficam eletrizadas com um ou mais elétrons. Isso ocorrendo com várias gotículas, cada uma delas deve adquirir a carga correspondente a 1 elétron ou mais de um. Medindo-se a carga das várias gotículas, o máximo divisor comum dos resultados obtidos é a carga do elétron. A medição da carga de uma gotícula é feita através de dados obtidos de seu movimento dentro do campo elétrico, ao ser observada com o auxílio de um microscópio.



➤ A experiência de Millikan, da gota de óleo. **M** é um manômetro para a regulagem, na câmara **C**, da pressão do gás que vem pela tubulação **T**. **N** é o nebulizador do óleo e **R** é um tubo produtor de raios X. **A** e **B** são placas planas e paralelas eletrizadas. Há um orifício **O** na placa **A**, pelo qual uma gotícula **G** de óleo entra no campo elétrico, iluminado pela lâmpada **L** através da janela lateral **J**.

A descoberta dos prótons

Em 1886, Eugen Goldstein, utilizando um cátodo perfurado em uma ampola semelhante à de Crookes, observou que havia a formação de um feixe luminoso que aparecia atrás do cátodo, originado no ânodo. Goldstein chamou esse feixe de **raios anódicos** ou **raios canais**.



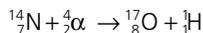
➤ A experiência dos raios canais.

Goldstein verificou as seguintes propriedades dos raios anódicos.

- 1ª. Os raios anódicos possuíam massa;
- 2ª. Os raios anódicos possuíam carga elétrica **positiva**;
- 3ª. Os raios anódicos se propagavam em linha reta.

Verificou-se ainda que, se o gás contido na ampola fosse o hidrogênio, os raios apresentavam a menor massa possível. Concluiu-se que, neste caso, os raios canais eram constituídos essencialmente da menor partícula de carga positiva, a qual recebeu o nome de **próton**.

A descoberta do próton, no entanto, é atribuída a Ernest Rutherford, em 1918, num experimento que consistia em bombardear o gás nitrogênio com partículas alfa altamente energizadas. Como resultado, alguns núcleos de hidrogênio eram detectados.



O átomo de Thomson

Baseando-se nos experimentos com a ampola de Crookes, J.J. Thomson, em 1898, sugeriu a seguinte teoria.

- O átomo era formado por uma massa esférica, que possuía carga elétrica positiva.
- Essa massa possuía cargas elétricas negativas incrustadas (os elétrons), semelhantemente às passas em um pudim.
- A carga total do átomo era nula, de modo a haver a neutralidade da matéria.



➤ Modelo "pudim de passas", de Thomson.

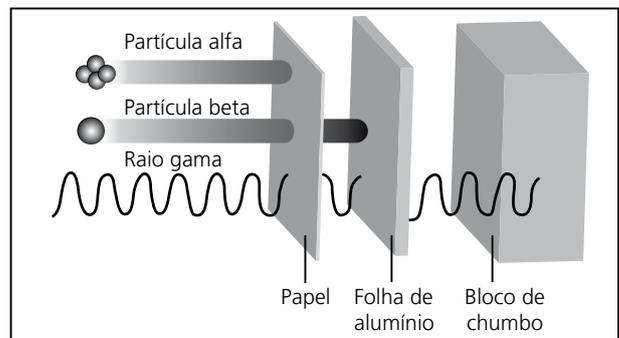
Os raios X e a radioatividade

A descoberta dos raios X ocorreu por acaso, em 1895, quando Wilhelm Röntgen verificou a existência de raios invisíveis, desprovidos de massa e carga elétrica, com grande poder de penetração e que eram capazes de manchar chapas fotográficas.

Em 1896, o francês Henri Becquerel observou que algumas substâncias contendo urânio emitem espontaneamente raios capazes de atravessar a matéria. Muitas pesquisas foram realizadas até 1900, culminando com a descoberta de três tipos de radiação, designadas por α , β e γ .

- Partículas alfa (α): são formadas por dois prótons e dois nêutrons. Têm, portanto, carga elétrica positiva, são relativamente pesadas e são o tipo de radiação de menor poder penetrante (podem ser bloqueadas por uma folha de papel).
- Partículas beta (β): cada partícula corresponde a um elétron altamente energizado. São, portanto, relativamente leves e de carga elétrica negativa. Possuem maior poder penetrante que as partículas α , podendo ser barradas por uma folha de alumínio.
- Raios gama (γ): são radiações eletromagnéticas semelhantes à luz e aos raios X, só que mais energéticas. Possuem carga e massa nulas e possuem o maior poder penetrante, somente podendo ser bloqueadas por um bloco de chumbo bem espesso.

Partículas α	${}^4_2\alpha$ ou ${}^4_2\text{He}^{2+}$
Partículas β	${}^0_{-1}\beta$ ou e^-
Raios gama	${}^0_0\gamma$

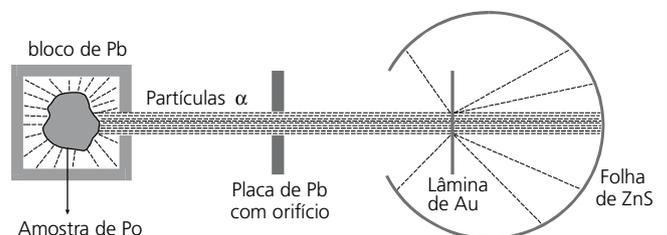


➤ Testando o poder de penetração das radiações.

Muitas descobertas no campo da radioatividade são atribuídas ao casal Curie. Pierre Curie, francês, e Marie Sklodovska Curie, polonesa, conseguiram descobrir dois elementos radioativos: o polônio e o rádio.

A descoberta do núcleo – O átomo de Rutherford

Em 1911, Ernest Rutherford, físico neozelandês, auxiliado por Geiger e Marsden, bombardeou uma fina lâmina de ouro com partículas α que eram emitidas por uma amostra de polônio, como mostra a figura.



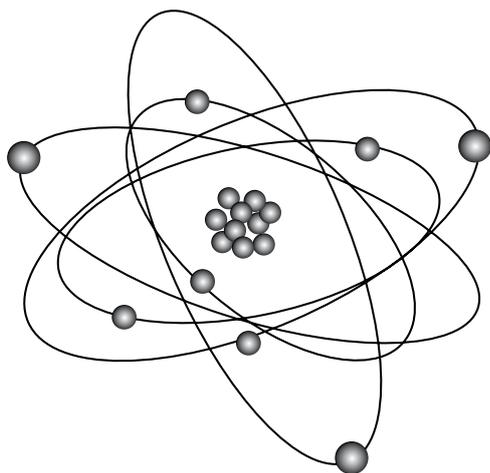
➤ A experiência de Rutherford.

Rutherford fez as seguintes observações.

- 1ª. A maioria das partículas atravessava a lâmina de ouro sem sofrer desvio.
- 2ª. Algumas poucas partículas α eram desviadas de sua trajetória.
- 3ª. Outras partículas α , em menor quantidade, eram rebatidas e retornavam.

Em 1911, Rutherford apresentou ao mundo o seu modelo atômico ("átomo nucleado"), concluindo que o átomo possui um grande espaço vazio, onde estão os elétrons (eletrosfera), e um **núcleo**, que possui carga elétrica positiva e onde se acha concentrada a massa do átomo.

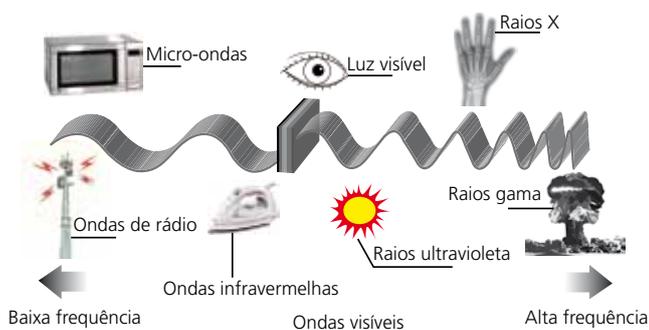
Muitos cientistas da época sentiram-se impelidos a acreditar que o átomo se assemelhava a um sistema solar, em que o núcleo se assemelharia ao Sol e os elétrons aos planetas. Essa ideia ficou conhecida como "modelo planetário" ou "modelo atômico clássico".



➤ O átomo clássico era semelhante a um sistema solar.

A Teoria Quântica de Planck

Os raios gama, os raios X, a luz visível, ultravioleta e infravermelho, as hertzianas (ondas de rádio e TV) e as micro-ondas propagam-se no vácuo sempre à velocidade de 300000 quilômetros por segundo e são chamadas ondas eletromagnéticas.



A parte visível do espectro eletromagnético é uma faixa estreita de comprimento de onda.
➤ O espectro eletromagnético.

Com o objetivo de justificar a distribuição de energia entre as diversas formas de radiação emitidas por um corpo negro, o físico alemão Max Planck formulou, no ano de 1900, uma ideia segundo a qual a energia somente pode ser emitida por quantidades discretas, ou seja, por quantidades múltiplas de uma mínima chamada *quantum* (plural: *quanta*). Era a Teoria Quântica de Max Planck.

Segundo a Teoria Quântica, a energia das ondas eletromagnéticas é proporcional à frequência da radiação e pode ser calculada pelas expressões seguintes:

$$E = hv \quad \text{ou} \quad E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sendo:

E = energia, em joules (J);

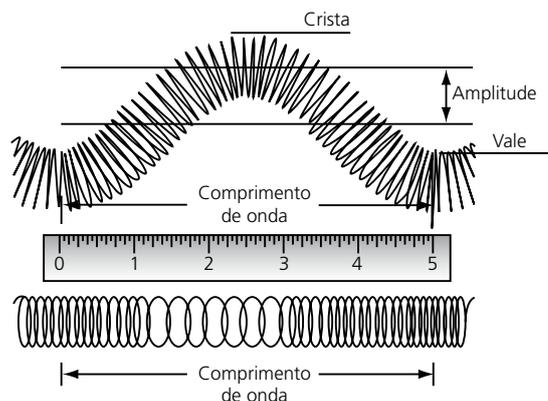
v = frequência da radiação, em hertz (Hz);

$$v = \frac{c}{\lambda}$$

λ = comprimento de onda da radiação, em metros (m).

c = velocidade da luz no vácuo = $2,9979 \cdot 10^8$ m/s;

h = constante de Planck = $6,6262 \cdot 10^{-34}$ J · s.



➤ Exemplo de uma onda simples.

O efeito fotoelétrico

Quando um feixe de luz incide sobre uma placa metálica, verifica-se, em determinadas condições, uma emissão de elétrons pela placa irradiada. A explicação foi dada por Albert Einstein, em 1905. Segundo Einstein, para que haja emissão de um elétron é necessária uma energia mínima característica do metal (a sua energia de ionização). Quando o fóton incidente tem energia maior que a energia de ionização, a diferença entre as duas parcelas passa a ser a energia cinética do elétron emitido, ou seja:

$$E_c = E_{\text{tot}} - I \quad \text{ou} \quad \frac{1}{2}mv^2 = hv - I$$

Sendo:

$E_{\text{tot}} = hv$ = energia do fóton;

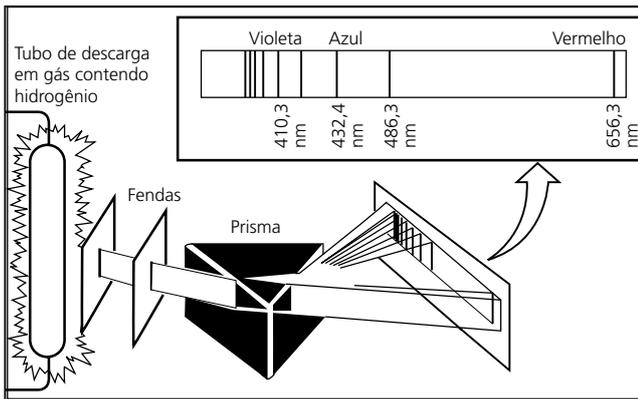
I = energia de ionização;

$E_c = \frac{1}{2}mv^2$ = energia cinética do elétron emitido.

O átomo de Bóhr

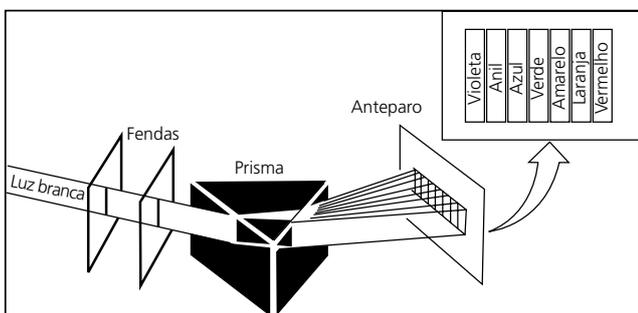
No início do século XX, havia uma dificuldade em se aceitar o modelo atômico planetário, pois sabia-se que uma carga elétrica que gira em torno de uma outra de sinal contrário perde energia continuamente, resultando numa aproximação entre as duas, conforme mostravam os estudos de Eletrodinâmica. Isso significava que os elétrons deveriam se aproximar continuamente do núcleo até haver a colisão, o que tornava inviável a ideia sobre os átomos.

Para resolver o impasse, o físico dinamarquês Niels Bóhr formulou em 1913 o seu modelo atômico, observando o espectro de emissão do átomo de hidrogênio e baseando-se na Teoria Quântica de Planck.



➤ O espectro do átomo de hidrogênio (um espectro descontínuo).

Compare esse espectro com um espectro contínuo, por exemplo, o da luz solar.



➤ O espectro contínuo.

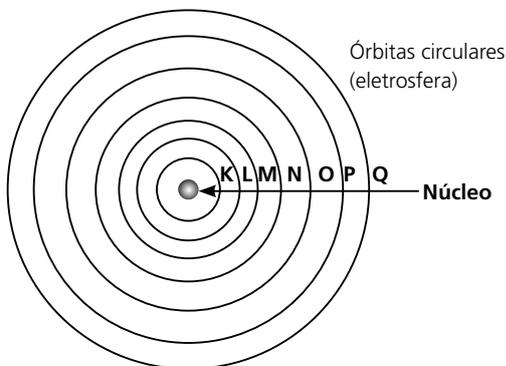
O modelo de Bôhr consistia nos seguintes postulados:

Postulados Mecânicos

- O elétron descreve órbitas circulares, em torno do núcleo, sem absorver ou emitir energia espontaneamente.
- Somente são possíveis certas órbitas com energias fixas (energias quantizadas). As órbitas permitidas são aquelas para as quais o momento angular do elétron (mvr) é um múltiplo inteiro de $h/2\pi$:

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

Sendo h a constante de Planck e n um número inteiro maior que zero.

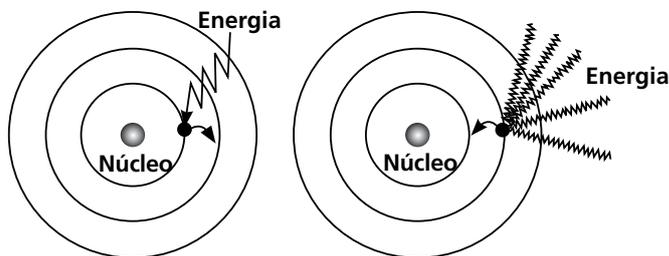


➤ O modelo das órbitas circulares de Bôhr.

Os níveis de energia são numerados de $n = 1$ até $n = \infty$ (infinito). Quanto mais afastado do núcleo estiver o elétron, maior a energia.

Postulado Óptico

Ao receber energia, o elétron salta para órbitas mais externas. Ao retornar para órbitas mais internas, emite energia na forma de ondas eletromagnéticas.



Elétron absorvendo energia

Elétron emitindo energia

➤ Saltos quânticos do elétron no átomo de Bôhr.

A energia absorvida ou emitida pelo elétron no chamado **salto quântico** é dada pela diferença entre as energias dos níveis envolvidos:

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

Essa energia absorvida ou emitida, ΔE , é dependente da frequência da radiação eletromagnética envolvida, de acordo com a Teoria Quântica de Planck:

$$\Delta E = h\nu \quad \text{ou} \quad \Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Observações:

- I. Átomos hidrogenoides são aqueles que possuem apenas 1 elétron. Para esse tipo de átomo se aplica também a teoria de Bôhr, com a energia do elétron na órbita sendo dada por:

$$E_n = -\frac{me^4Z^2}{8\epsilon_0^2n^2h^2} \quad \text{ou} \quad E_n = -\frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2} \text{ eV}$$

Sendo:

Z = número atômico

m = massa do elétron = $9,1095 \cdot 10^{-31}$ kg

e = carga do elétron = $1,6022 \cdot 10^{-19}$ C

ϵ_0 = permissividade do vácuo = $8,8542 \cdot 10^{-12}$ C² · N⁻¹ · m⁻²

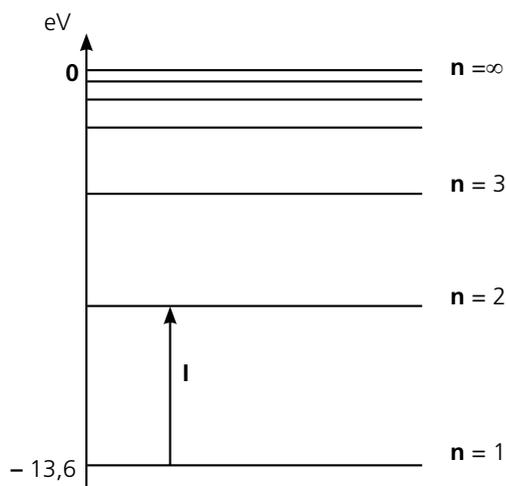
h = constante de Planck = $6,626 \cdot 10^{-34}$ J · s

eV = elétron-Volt (unidade de energia que equivale a $1,6022 \cdot 10^{-19}$ J).

Desse modo, a energia do elétron numa órbita do átomo de hidrogênio ($Z = 1$) é dada por:

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$

II. À medida que o elétron se afasta do núcleo, a energia aumenta, mas os níveis energéticos se tornam cada vez mais próximos:

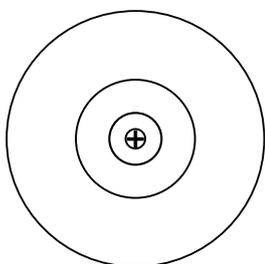


➤ Os níveis de energia em um átomo de hidrogênio. Os níveis energéticos se tornam cada vez mais próximos, quando n aumenta.

III. O raio da órbita de um átomo hidrogenoide é dado por:

$$r = \frac{\epsilon_0 n^2 h^2}{\pi m e^2 Z} \quad \text{ou} \quad r = \frac{0,0529 n^2}{Z} \text{ nm}$$

IV. Os raios das órbitas também aumentam à medida que cresce o valor de n . No entanto, o afastamento entre as órbitas também cresce:



➤ As órbitas de Bôhr. A diferença entre os raios das órbitas cresce com n .

Séries espectrais

Por meio da teoria de Bôhr se pode calcular o número de onda (recíproco do comprimento de onda) da radiação eletromagnética emitida pelo elétron, utilizando-se para isso a equação abaixo:

$$\bar{\nu} = RZ^2 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (\text{Equação de Rydberg})$$

Sendo:

$\bar{\nu}$ = número de onda = $1/\lambda$, medido em m^{-1}

R = constante de Rydberg, $1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$

Z = número atômico

n_i = nível inicial do salto quântico de emissão, $n_i > n_f$

n_f = nível final do salto quântico de emissão

As linhas (raias) observadas no espectro do átomo de **hidrogênio** ($Z = 1$) podem ser classificadas de acordo com o tipo de radiação eletromagnética emitida e, conseqüentemente, com o nível final do salto quântico. São as chamadas **séries espectrais**.

Pela equação de Rydberg, temos:

Série de Lyman: $n_f = 1$ (ultravioleta)

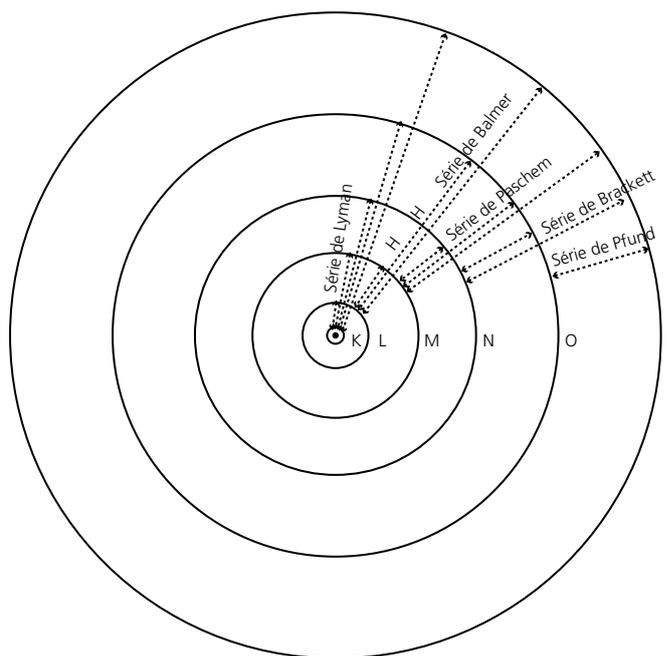
Série de Balmer: $n_f = 2$ (visível)

Série de Paschen: $n_f = 3$ (infravermelho)

Série de Brackett: $n_f = 4$ (infravermelho)

Série de Pfund: $n_f = 5$ (infravermelho)

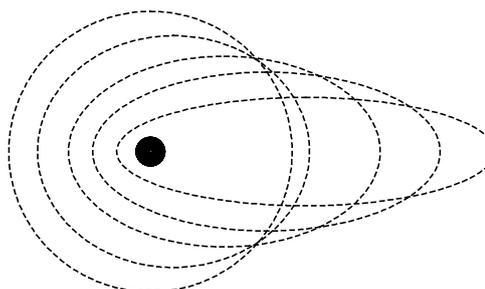
Série de Humphreys: $n_f = 6$ (infravermelho)



As séries espectrais

O modelo atômico de Sommerfeld

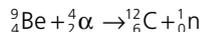
Em 1916, Arnold Sommerfeld, ao estudar com mais cuidado os espectros atômicos, observou que as raias possuíam subdivisões. Sommerfeld tentou explicar o fato estabelecendo que para cada camada eletrônica haveria 1 órbita circular e $n-1$ órbitas elípticas de diferentes excentricidades (razão entre a distância focal e o eixo maior da elipse). Por exemplo, para a 5ª camada, haveria 1 órbita circular e 4 órbitas elípticas. O modelo de Sommerfeld deu a primeira ideia a respeito das **subcamadas eletrônicas**.



➤ Exemplo de um átomo segundo Sommerfeld.

A descoberta dos nêutrons

Em 1932, o físico inglês James Chadwick, realizando experiências com partículas alfa, verificou que os núcleos continham, além dos prótons, outras partículas, de massa aproximadamente igual à do próton, mas eletricamente neutras, às quais chamou de **nêutrons**. O experimento de Chadwick consistiu em bombardear átomos de berílio-9 com partículas α :



A existência dos nêutrons já havia sido prevista por Rutherford, que imaginou que somente seria possível os prótons compartilharem o minúsculo volume do núcleo atômico se lá existissem partículas de carga neutra.

O modelo atômico atual

Os átomos não são esferas maciças e indivisíveis como pensava Dalton, mas sistemas compostos por várias partículas. Prótons e nêutrons (ambos chamados **núcleons**) compõem o **núcleo**, enquanto a **eletrosfera** é formada pelos elétrons. A massa do átomo está praticamente toda concentrada no núcleo, uma vez que a massa do elétron é muito pequena em relação às massas do próton e do nêutron.

O modelo atual é baseado ainda em **orbitais** — regiões onde os elétrons mais provavelmente podem ser encontrados.

• Partículas atômicas fundamentais (partículas elementares):

Partícula	Massa	Massa relativa	Carga	Carga relativa
próton	$1,6726 \times 10^{-27}$ kg	1	$+1,6022 \times 10^{-19}$ C	+1
nêutron	$1,6749 \times 10^{-27}$ kg	1	0	0
elétron	$9,1095 \times 10^{-31}$ kg	1/1836	$-1,6022 \times 10^{-19}$ C	-1

Conceitos fundamentais

Número atômico

Número atômico (**Z**) é o número de prótons de um átomo.
Exemplo: sódio (Na): $Z = 11$

Átomo neutro

É todo átomo que possui igual número de prótons e elétrons.
Exemplo: cálcio (Ca): $Z = 20 \Rightarrow$ possui 20 prótons e 20 elétrons.

Íon

É um átomo eletricamente carregado. Um íon pode ter carga positiva ou negativa:

- Cátion – átomo que perdeu elétrons e que, portanto, possui carga positiva. Exemplo: Na^+ = átomo de sódio que perdeu 1 elétron;
- Ânion – átomo que ganhou elétrons, e que, portanto, possui carga negativa. Exemplo: O^{2-} = átomo de oxigênio que ganhou 2 elétrons.

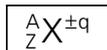
Número de massa

Número de massa (**A**) é a soma dos números de prótons e nêutrons de um átomo, partículas chamadas de núcleons, pois são integrantes do núcleo.

$$A = Z + N$$

Exemplo: Um átomo de potássio (**K**) que possui 19 prótons (**Z**) e 20 nêutrons (**N**), tem número de massa 39.

Levando-se em conta o número atômico e o número de massa, o átomo pode ser representado da seguinte maneira:



Sendo:

X = símbolo do elemento **A** = n° de massa
Z = n° atômico **q** = carga (no caso dos íons)

Massa atômica de um átomo

É a massa do átomo medida em unidades de massa atômica (u) – grandeza que corresponde a 1/12 do átomo ${}^{12}_6\text{C}$. A massa atômica é dada por um valor muito próximo do número de massa, mas as duas grandezas são **diferentes**.

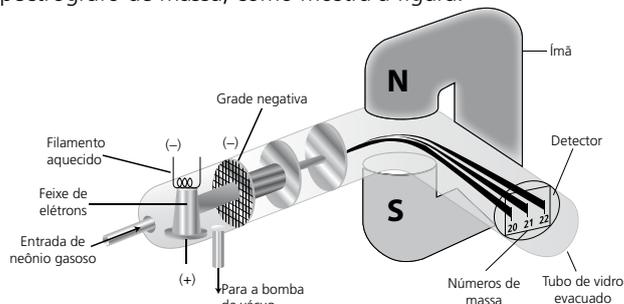
Exemplo: o átomo de ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ possui número de massa igual a 35, mas sua massa atômica é 34,969 u.

Isótopos

São átomos do mesmo elemento químico, portanto possuem o mesmo número atômico (**Z**), mas possuem diferentes números de nêutrons.

Exemplo: os isótopos do hidrogênio são o prótio (${}^1_1\text{H}$), o deutério (${}^2_1\text{H}$) e o trítio (${}^3_1\text{H}$).

As massas dos isótopos são obtidas através de um espectrógrafo de massa, como mostra a figura:



➤ O espectrógrafo de massa. Neste caso, estão sendo utilizados os isótopos do neônio.

Isóbaros

São átomos de elementos químicos diferentes que possuem o mesmo número de massa (**A**).

Exemplo: ${}^{14}_6\text{C}$ e ${}^{14}_7\text{N}$.

Isótonos

São átomos de elementos químicos diferentes que possuem o mesmo número de nêutrons (**N**).

Exemplo: ${}^{39}_{19}\text{K}$ e ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ possuem $N = 20$.

Isodiáferos

São átomos que têm a mesma diferença entre o número de nêutrons e o número de prótons.

Exemplo:

${}^{15}_7\text{N}$: possui 7 prótons e 8 nêutrons $\Rightarrow N - Z = 1$

${}^{17}_8\text{O}$: possui 8 prótons e 9 nêutrons $\Rightarrow N - Z = 1$

Isoeletrônicos

São espécies químicas (átomos ou grupos de átomos) que possuem o mesmo número de elétrons.

Exemplo: ${}^8\text{O}^{2-}$, ${}^9\text{F}^-$, ${}^{12}\text{Mg}^{2+}$, NH_3 e H_2O possuem 10 elétrons cada.

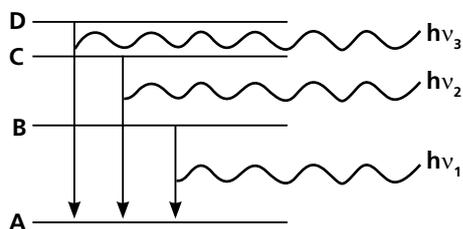
- 04.** (©SM) Na época em que J.J.Thomson conduziu seu experimento de raios catódicos, a natureza do elétron era uma dúvida. Alguns o consideravam uma forma de radiação; outros acreditavam que era uma partícula. Algumas observações feitas sobre os raios catódicos foram usadas para avançar em uma ou outra visão. Entre essas observações sobre os raios catódicos, podemos citar:
- I. Eles passam através de folhas metálicas;
 - II. Viajam a velocidades mais baixas que a da luz;
 - III. Se um objeto for colocado em seu caminho, eles produzem uma sombra deste objeto;
 - IV. Seu caminho é defletido quando passam através de placas eletricamente carregadas.
- São observações que levam, sem dúvida alguma, à conclusão de que os raios catódicos são constituídos de partículas e não de ondas eletromagnéticas:
- A) I, II e III, apenas.
 - B) I e III, apenas.
 - C) II, III e IV, apenas.
 - D) II e IV, apenas.
 - E) todas.
- 05.** (©SM) No experimento de espalhamento das partículas α , o que mais impressionou Rutherford foi o fato de algumas dessas partículas não atravessarem a lâmina de ouro. Explique por que esse fato ocorreu e qual a razão do "espanto" de Rutherford.
- 06.** Em uma experiência realizada por Rutherford, um feixe de núcleos de hélio (partículas α) incidiu sobre uma fina folha de ouro. Nesta experiência, Rutherford:
- A) observou que muitas partículas α eram desviadas, mas os desvios eram pequenos.
 - B) observou que poucas partículas eram desviadas, mas os desvios eram grandes.
 - C) chegou à conclusão de que os elétrons eram partículas de grande massa.
 - D) concluiu que as cargas positivas estavam distribuídas sobre todo o volume atômico.
 - E) chegou à conclusão de que a carga positiva do átomo estava concentrada em uma pequena esfera (núcleo), que se movia sobre todo o volume do átomo, com velocidade próxima à da luz.
- 07.** O experimento que levou à proposição do modelo nuclear para os átomos, no qual os prótons estão localizados num núcleo de pequenas dimensões e massa elevada, e os elétrons a uma distância grande do núcleo, foi o de:
- A) determinação da carga do elétron.
 - B) descoberta do nêutron.
 - C) descoberta da radioatividade.
 - D) isolamento do elemento rádio.
 - E) espalhamento de partículas alfa por lâminas finas de ouro.
- 08.** Um dado muito importante com relação à experiência realizada por Rutherford, Geiger e Marsden, revela que a lâmina de ouro utilizada era constituída, aproximadamente, por 1000 camadas de átomos superpostas. Admitindo que de 105 partículas alfa lançadas sobre esta lâmina, apenas uma sofre um desvio maior que 90° , é de se esperar que se 108 partículas alfa forem lançadas sobre uma camada de átomos da mesma lâmina, apenas sofrerá desvio com ângulo maior que 90° :
- A) 10^2 partículas alfa.
 - B) 10^3 partículas alfa.
 - C) 1 partícula alfa.
 - D) 10^5 partículas alfa.
 - E) 10^8 partículas alfa.
- 09.** O experimento clássico de Rutherford levou à descoberta do núcleo atômico e abriu um novo capítulo no estudo da Estrutura da Matéria, ao fazer incidir um feixe de partículas sobre um alvo fixo no laboratório. As partículas desviadas eram observadas com detectores de material cintilante. Experimentos desse tipo são ainda realizados hoje em dia. A experiência de Rutherford mostrou que, ao atravessar uma lâmina delgada de ouro, uma em cada 10^5 partículas alfa é desviada de um ângulo médio superior a 90° . Considerando que a lâmina de ouro possui 10^3 camadas de átomos e elaborando a hipótese de que este desvio se deve à colisão de partículas alfa com um único núcleo atômico, Rutherford foi capaz de estimar a ordem de grandeza do núcleo. Se o raio do átomo é da ordem de 10^{-8} cm, o raio do núcleo, em cm, é da ordem de:
- A) 10^{-12}
 - B) 10^{-10}
 - C) 10^{-9}
 - D) 10^{-5}
- 10.** (©SM) O modelo de Bohr propunha um átomo com núcleo que concentrava a massa, elétrons girando em órbitas circulares em torno do núcleo e níveis energéticos permitidos aos elétrons, entre outras características. Quais das características citadas ainda hoje são aceitas?
- 11.** (©SM) Segundo o modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio, o raio das órbitas era proporcional a n^2 e a energia a $-1/n^2$. Faça considerações a respeito dos espaçamentos relativos entre as órbitas eletrônicas e a respeito dos espaçamentos entre os níveis em um diagrama de energia.
- 12.** (©SM) Um conceito estabelecido pelo modelo atômico de Bohr, ainda aceito hoje, é o dos níveis de energia. A energia absorvida ou liberada por um elétron na transição entre dois níveis é proporcional à frequência da reação absorvida ou emitida. Determine a frequência da radiação absorvida ou emitida com uma energia de 10,2 eV.
- 13.** (©SM) A energia de um nível, no átomo de hidrogênio, é dada por: $E = -13,6/n^2$ eV, onde $n = n^\circ$ inteiro positivo. Determine, em eV, a energia de ionização do átomo de hidrogênio.
- 14.** A energia recebida por um elétron em um átomo é:
- A) contínua.
 - B) descontínua.
 - C) independente da frequência.
 - D) independente do comprimento de onda.
 - E) dependente do quadrado da constante de Planck (h).
- 15.** Em fogos de artifício, as diferentes colorações são obtidas quando se adicionam sais de diferentes metais às misturas explosivas. Assim, para que se obtenha a cor azul é utilizado o cobre, enquanto que para a cor vermelha utiliza-se o estrôncio. A emissão de luz com cor característica para cada elemento deve-se:
- A) aos elétrons destes íons metálicos, que absorvem energia e saltam para níveis mais externos e, ao retornarem para os níveis internos, emitem radiações com coloração característica.
 - B) às propriedades radioativas destes átomos metálicos.
 - C) aos átomos desses metais que são capazes de decompor a luz natural em um espectro contínuo de luz visível.
 - D) à baixa eletronegatividade dos átomos metálicos.
 - E) aos elevados valores de energia de ionização dos átomos metálicos.

16. Assinale (V) verdadeiro ou (F) falso.
- () A experiência de Rutherford evidenciou, de forma inequívoca, que as partículas alfa, ao atravessarem o núcleo, são desviadas bruscamente.
 - () Admitindo-se como verdadeiro o modelo atômico de Thomson, era de se esperar que os desvios sofridos pelas partículas alfa, ao atravessarem uma lâmina metálica, seriam sempre maiores que 90° e menores que 180° .
 - () Um elétron, quando se movimenta ao longo de uma órbita quanticamente permitida, não irradia energia, encontrando-se, conforme Bohr, em estado estacionário.
 - () A concepção teórica de uma órbita definida para um elétron é inaceitável, após o conhecimento do princípio de Heisenberg.
 - () A luz branca é essencialmente monocromática, isto é, formada por um só tipo de radiação, de comprimento e frequência bem definidos.

17. (©SM) O elétron do átomo de hidrogênio ao saltar do nível 8 para o nível 4:
- A) absorve a energia de um fóton cujo comprimento de onda é $1,94 \cdot 10^{-6}\text{m}$.
 - B) libera a energia de um fóton cujo comprimento de onda é $1,46 \cdot 10^{-6}\text{m}$.
 - C) absorve a energia de um fóton cujo comprimento de onda é $1,46 \cdot 10^{-6}\text{m}$.
 - D) libera a energia de um fóton cujo comprimento de onda é $1,94 \cdot 10^{-6}\text{m}$.
 - E) absorve a energia de um fóton cujo comprimento de onda é $5,82 \cdot 10^{-6}\text{m}$.

18. (©SM) O elétron do átomo de hidrogênio, no estado fundamental, é incidido por uma radiação cuja energia é 13,464 eV. Pergunta-se:
- A) Para que nível salta o elétron ao receber essa energia?
 - B) Qual o comprimento da onda eletromagnética emitida, em ângstroms?

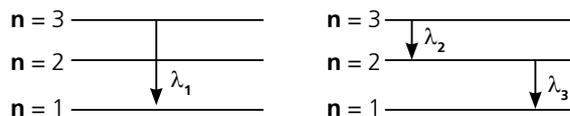
19. A figura abaixo mostra 3 (três) possíveis transições eletrônicas entre os estados excitados B, C e D para o estado fundamental A de um determinado átomo.



Se $h\nu$ representa a energia de um fóton, assinale (V) verdadeiro ou (F) falso.

- () $h\nu_1 > h\nu_2$.
- () O nível A é o de mais alta energia.
- () Os saltos quânticos indicados são acompanhados de emissão de energia.
- () As radiações $h\nu_1$, $h\nu_2$ e $h\nu_3$ possuem diferentes comprimentos de onda.
- () Essas transições eletrônicas ocorrem porque elétrons foram previamente excitados.

20. Um elétron no estado excitado pode retornar ao estado fundamental de duas formas diferentes, emitindo fótons de comprimento de onda (λ) de acordo com as figuras a seguir.



Assinale entre as opções a equação que relaciona corretamente λ_1 , λ_2 e λ_3 .

- A) $\lambda_1 = \lambda_2 + \lambda_3$
 - B) $1/\lambda_1 = 1/\lambda_2 + 1/\lambda_3$
 - C) $\lambda_1 = \lambda_2 \cdot \lambda_3$
 - D) $1/\lambda_1 = 1/(\lambda_2 \cdot \lambda_3)$
 - E) $1/\lambda_1 = 1/(\lambda_2 + \lambda_3)$
21. Dados três átomos, A, B e C, notamos que A e B são isótopos, A e C são isótonos e B e C são isóbaros. Sabe-se ainda que a soma de seus números de prótons é 58, a soma de seus números de nêutrons é 61 e que o número de massa de A é 39. Encontre seus números de nêutrons.

22. Três átomos A, B e C possuem números de massa consecutivos, sendo A e B isótopos e B e C isótonos. O átomo C possui 22 prótons e 25 nêutrons. Encontre os números atômicos e de massa de A, B e C.

23. O átomo X^{2+} possui 50 nêutrons e é isoeletrônico do átomo Y^- , que possui 5 nêutrons a menos e número de massa 80. Encontre o número atômico e o número de massa de X.

24. Três átomos A, B e C são tais que: A e B são isótopos, B e C são isóbaros, A e C são isótonos. A e B juntos possuem 55 núcleos. Sabe-se ainda que C possui 14 prótons e que B possui 15 nêutrons. Encontre seus números atômicos e de massa.

25. Os átomos genéricos A, B e C possuem números atômicos pares e consecutivos, sendo B e C isóbaros. Se A possui 16 nêutrons, número de massa 32 e B possui 22 nêutrons, determine seus números atômicos e de massa.

26. (©SM) Considere três átomos genéricos com números atômicos consecutivos, A, B e C.

- B e C são isóbaros;
 - A e C são isodíaferos;
 - O número de nêutrons de B é 23;
 - O número de massa de A é 38.
- Encontre seus números atômicos.

27. Das afirmações seguintes, a única que está de acordo com o modelo atômico idealizado por Sommerfeld é:

- A) No átomo os elétrons descrevem órbitas circulares e elípticas ao redor do núcleo.
- B) Existe um núcleo positivo no átomo.
- C) No átomo há distribuição uniforme de partículas positivas e negativas.
- D) O átomo é maciço e indivisível.

28. (©SM) Para a determinação da 1ª energia de ionização de um determinado elemento químico, forneceu-se uma radiação eletromagnética de 1152,0 eV ao seu átomo. O elétron foi, então, ejetado a uma velocidade de $2,0 \times 10^7$ m/s. A 1ª energia de ionização do elemento analisado é de, aproximadamente:

- A) 1392 kJ/mol
- B) 1683 kJ/mol
- C) 1904 kJ/mol
- D) 2410 kJ/mol
- E) 2258 kJ/mol

29. O modelo atômico de Bohr considera que o elétron executa movimento circular uniforme em torno do núcleo, e que o momento angular do elétron é um múltiplo inteiro de $h/2\pi$. Utilizando esses dois conceitos, demonstre uma expressão para o cálculo da velocidade do elétron de um átomo hidrogenoide em função apenas do número atômico (**Z**), da carga elementar (**e**), da constante de Planck (**h**), da permissividade do vácuo (ϵ_0) e do número do nível eletrônico (**n**).
30. O efeito fotoelétrico pode ser utilizado para se calcular a energia de ionização de um átomo. Essa energia corresponde ao mínimo necessário para ejetar o elétron do átomo isolado, partindo do estado fundamental. Suponha que o elétron solitário de um átomo monoelétrônico, no estado fundamental, seja incidido por um fóton com comprimento de onda λ . Utilizando a teoria de Bohr, demonstre uma expressão para a velocidade de ejeção que o elétron terá nessas condições, em função do número atômico (**Z**), do comprimento de onda do fóton incidente (λ), da constante de Planck (**h**), da massa do elétron (**m**), da velocidade da luz no vácuo (**C**) e da constante de Rydberg (**R**).

12. $\Delta E \cong 1,6 \times 10^{-18} \text{ J}$; $v = 2,4 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$
13. $E_I = 13,6 \text{ eV}$
16. $F - F - V - V - F$
18. A) 10; B) 920 Å
19. $F - F - V - V - V$
21. 20, 21 e 20, respectivamente.
22. ${}^{45}_{21}\text{A}$ ${}^{46}_{21}\text{B}$ ${}^{47}_{22}\text{C}$
23. ${}^{88}_{38}\text{X}$
24. ${}^{27}_{13}\text{A}$ ${}^{28}_{13}\text{B}$ ${}^{28}_{14}\text{C}$
25. ${}^{32}_{16}\text{A}$ ${}^{40}_{18}\text{B}$ ${}^{40}_{20}\text{C}$
26. 18, 19 e 20.
29. $v = \frac{Ze^2}{2\epsilon_0nh}$
30. $v = \sqrt{\frac{2hc}{m} \left(\frac{1}{\lambda} - RZ^2 \right)}$

Gabarito – Exercícios Propostos									
01	02	03	04	05	06	07	08	09	10
*	*	*	D	*	B	E	C	A	*
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
*	*	*	B	A	*	D	*	*	B
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
*	*	*	*	*	*	A	A	*	*

- * 01. Segundo Dalton, os átomos eram indivisíveis e átomos de um mesmo elemento possuíam a mesma massa. Uma reação química consistia tão somente num rearranjo das “pequenas esferas”, de modo que a massa do sistema reacional se mantinha constante.
02. A) À luz dos conhecimentos atuais, os átomos são constituídos por prótons, nêutrons, elétrons e outras partículas, sendo, portanto, divisíveis.
B) À luz dos conhecimentos atuais, podemos ter átomos de um mesmo elemento com massas diferentes, que constituem os isótopos desse elemento.
03. Com a descoberta dos elétrons (raios catódicos), pequenas partículas de carga negativa arrancadas de uma placa metálica (cátodo) na ampola de Crookes, conseguiu-se explicar a natureza da eletricidade (corrente elétrica), já conhecida na época.
05. As partículas ao se aproximarem do núcleo sofriam desaceleração e repulsão. O bombardeio de partículas α sobre a lâmina de ouro era como “atirar com um canhão numa folha de papel”. Rutherford esperava que todas as partículas atravessassem a lâmina.
10. A existência do núcleo e dos níveis de energia. Estes últimos representam a quantização da energia, proposta por Max Planck, sendo aplicada a sistemas atômicos.
11. O raio (r) é proporcional a n^2 . Então:
 $n = 1 \Rightarrow r \propto 1$;
 $n = 2 \Rightarrow r \propto 4$;
 $n = 3 \Rightarrow r \propto 9$;
 $n = 4 \Rightarrow r \propto 16$; etc.
 \Rightarrow O espaçamento entre as órbitas aumenta com **n**.
 A energia é proporcional a $-1/n^2$. Assim, para:
 $n = 1 \Rightarrow E \propto -1$;
 $n = 2 \Rightarrow E \propto -1/4$;
 $n = 3 \Rightarrow E \propto -1/9$;
 $n = 4 \Rightarrow E \propto -1/16$; etc.
 \Rightarrow O espaçamento entre as linhas diminui com **n**.

Níveis e subníveis de energia

Os postulados de Böhr diziam que o elétron se move em órbitas circulares de energias fixas, às quais chamamos **níveis de energia**. A cada nível corresponde um número quântico principal (**n**), que varia de 1 a $+\infty$.

Camada	n
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7
...	...

Pelo modelo atômico de Sommerfeld, os níveis energéticos se dividem em **subníveis** ou **subcamadas**, cada uma correspondendo a um **número quântico secundário** (ℓ), também chamado **azimutal**. As subcamadas são designadas pelas letras **s, p, d, f, g, h, i, j** etc. As quatro primeiras letras vêm do inglês: **s** – *sharp*, **p** – *principal*, **d** – *diffuse*, **f** – *fundamental*.

Teoricamente, cada nível possui **n** subníveis, de modo que ℓ varia de 0 a $n-1$.

Camada	n	Valores de ℓ	Subcamadas
K	1	0	s
L	2	0, 1	s, p
M	3	0, 1, 2	s, p, d
N	4	0, 1, 2, 3	s, p, d, f
O	5	0, 1, 2, 3, 4	s, p, d, f, g
P	6	0, 1, 2, 3, 4, 5	s, p, d, f, g, h
Q	7	0, 1, 2, 3, 4, 5, 6	s, p, d, f, g, h, i
...

O número quântico secundário (ℓ) assume, portanto, os seguintes valores:

Subnível	ℓ
s	0
p	1
d	2
f	3
g	4
h	5
i	6
...	...

Representando cada subnível por uma das letras (**s, p, d, f** etc.) precedida pelo número que indica o nível a que pertence, teremos o seguinte esquema:

Nível	Subnível
1	1s
2	2s, 2p
3	3s, 3p, 3d
4	4s, 4p, 4d, 4f
5	5s, 5p, 5d, 5f, 5g
6	6s, 6p, 6d, 6f, 6g, 6h
7	7s, 7p, 7d, 7f, 7g, 7h, 7i
...	...

O caráter ondulatório do elétron

Um grande desafio dos físicos, no início do século XX, era compreender a natureza da luz, ora entendida como um movimento ondulatório, ora como um fluxo de partículas. Assim como a luz, os objetos também apresentam este duplo caráter, corpuscular e ondulatório, conforme sugeriu em 1924 o Príncipe Louis de Broglie, um físico francês. A cada objeto e partícula, de um modo geral, está associado um comprimento de onda dado pela equação de de Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Sendo:

λ = comprimento de onda

h = constante de Planck = $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

m = massa da partícula

v = velocidade da partícula

Isso foi provado ao se realizar, experimentalmente, a **difração** de elétrons (espalhamento dos elétrons em todas as direções, quando incididos sobre uma superfície opaca), característica típica de fenômenos ondulatórios como a luz.

O elétron passou a ser considerado, então, uma **partícula-onda**, ora exibindo comportamento corpuscular, ora ondulatório, de acordo com o Princípio da Dualidade de de Broglie:

"A toda partícula em movimento está associada uma onda característica."

O princípio da incerteza

Para reforçar ainda mais a ideia de que o elétron não deve ser tratado apenas como partícula, em 1926 o físico alemão Werner Heisenberg enunciou o chamado Princípio da Incerteza de Heisenberg:

"É impossível determinar com exatidão a posição e a velocidade de um elétron simultaneamente."

O Princípio da Incerteza de Heisenberg se traduz através da equação:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Sendo:

Δx = incerteza na posição do elétron, em metros.

Δp = incerteza no momento linear do elétron = $m \cdot \Delta v$, medido em $\text{kg} \cdot \text{m/s}$

Δv = incerteza na velocidade do elétron, em m/s .

m = massa do elétron, em kg

h = constante de Planck = $6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Orbitais

Considerando a natureza ondulatória do elétron, pela teoria de de Broglie, e seu comportamento probabilístico, pela teoria de Heisenberg, chegou-se ao conceito de **orbital**:

Orbital é a região do espaço onde é maior a probabilidade de se encontrar o elétron.

A cada orbital está associado um número quântico magnético (m_ℓ ou **m**), também chamado terciário, que varia de $-\ell$ a $+\ell$, sendo ℓ o número quântico secundário do subnível ao qual pertence.

Subnível	Valor de ℓ	Valores de m	Nº de orbitais
s	0	0	1
p	1	-1, 0, +1	3
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7
g	4	-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4	9
h	5	-5, -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5	11
i	6	-6, -5, -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6	13
...

Deste modo, o número de orbitais por subcamada é dado pela fórmula:

$$N_{\text{ofs}} = 2 \cdot \ell + 1$$

Os orbitais, com seus respectivos números quânticos magnéticos podem ser representados assim:

s							
	0						
p							
	-1	0	+1				
d							
	-2	-1	0	+1	+2		
f							
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3

Podemos também estabelecer o número de orbitais por camada:

Camada	Valor de n	Subcamadas
K	1	s
L	2	s, p
M	3	s, p, d
N	4	s, p, d, f
O	5	s, p, d, f, g
P	6	s, p, d, f, g, h
Q	7	s, p, d, f, g, h, i

Nº teórico de orbitais	Nº de orbitais nos átomos conhecidos
1	1
1 + 3 = 4	4
1 + 3 + 5 = 9	9
1 + 3 + 5 + 7 = 16	16
1 + 3 + 5 + 7 + 9 = 25	16
1 + 3 + 5 + 7 + 9 + 11 = 36	9
1 + 3 + 5 + 7 + 9 + 11 + 13 = 49	4

Deste modo, o número de orbitais por camada, teoricamente, é:

$$N_{o/c} = n^2$$

Em 1927, o físico austríaco Erwin Schrödinger, levando em consideração a incerteza na posição do elétron em um átomo, bem como seu caráter ondulatório, propôs uma equação matemática cuja resolução permite descrever o formato e a orientação dos orbitais no espaço.

A equação de Schrödinger é usualmente escrita na forma:

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Sendo:

ψ = função de probabilidade que descreve a forma do orbital

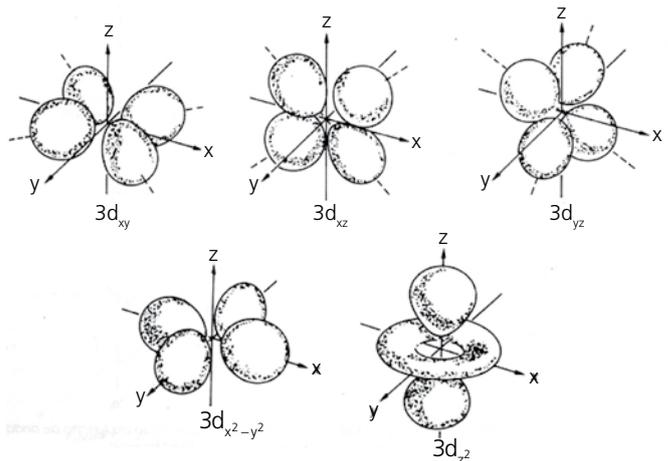
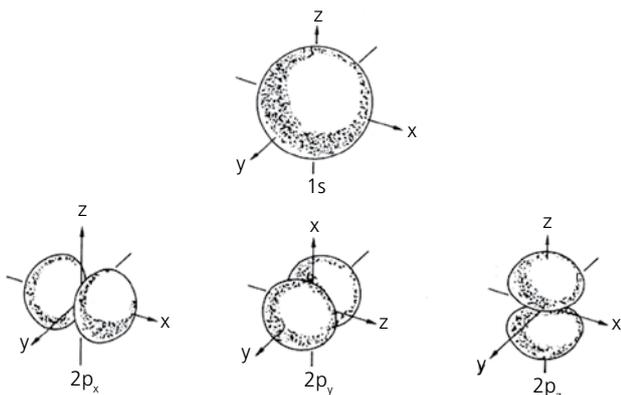
$$\nabla^2 \psi = \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2}$$

x, y e z = coordenadas retangulares

E = energia total do elétron

V = energia potencial do elétron

O orbital **s** tem formato **esférico** e os orbitais **p, d e f** têm forma de halteres e são ditos halteromorfos. Cada uma das partes de um orbital é chamada de **lóbulo** ou **lobo**.

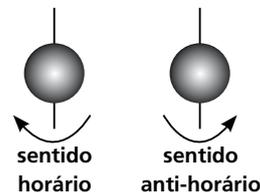


➤ Funções de onda (contorno de orbitais) para o átomo de nitrogênio.

Os orbitais apresentam o que se chama de **superfícies nodais** – regiões onde a probabilidade de encontrar o elétron é nula. O número de superfícies nodais de um orbital é igual ao seu número quântico principal. Por exemplo: o orbital 1s tem apenas uma superfície nodal (no infinito), o orbital 2p tem duas (uma no infinito e a outra é um plano passando pelo núcleo e que é perpendicular ao eixo que contém os lóbulos).

O spin do elétron

Um quarto número quântico está associado ao movimento de rotação do elétron em torno de seu próprio eixo. É o **número quântico de spin** (m_s ou **s**), que assume apenas dois valores: $-1/2$ e $+1/2$.



➤ Sentidos de rotação do elétron.

Spin é o sentido de rotação de um elétron em torno de seu próprio eixo.

O físico alemão Wolfgang Pauli estabeleceu em 1925 o chamado Princípio da Exclusão de Pauli:

“Dois elétrons em um mesmo átomo não podem possuir os quatro números quânticos iguais.”

Este princípio também pode ser escrito do seguinte modo:

“Em um orbital existem, no máximo, dois elétrons, estes com *spins* opostos.”

Costuma-se representar um orbital contendo dois elétrons da seguinte maneira:



Estabelece-se, por convenção:

- 1 elétron no orbital $\Rightarrow s = -1/2$
- 2 elétrons no orbital \Rightarrow 1º elétron: $s = -1/2$; 2º elétron: $s = +1/2$

Com isso, podemos dizer quantos elétrons podem existir, no máximo, em cada subcamada:

Subcamada	ℓ	Nº de orbitais	Nº máximo de elétrons
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14
g	4	9	18
h	5	11	22
i	6	13	26
...

Deste modo, o número máximo de elétrons por subcamada é dado pela expressão:

$$N_{e/s} = 2 \cdot (2\ell + 1) = 4\ell + 2$$

Podemos também dizer o número máximo de elétrons que cada camada pode conter:

Camada	Subcamada	Nº máximo de elétrons
K	s	2
L	s, p	2 + 6 = 8
M	s, p, d	2 + 6 + 10 = 18
N	s, p, d, f	2 + 6 + 10 + 14 = 32
O	s, p, d, f, g	2 + 6 + 10 + 14 + 18 = 50
P	s, p, d, f, g, h	2 + 6 + 10 + 14 + 18 + 22 = 72
Q	s, p, d, f, g, h, i	2 + 6 + 10 + 14 + 18 + 22 + 26 = 98
...

Assim, o número máximo de elétrons por camada é dado por:

$$N_{e/c} = 2n^2$$

Os átomos conhecidos hoje, no entanto, não possuem elétrons suficientes para o preenchimento completo de todas essas camadas, de tal modo que os valores conhecidos são:

Camada	Subcamadas	Nº máximo de elétrons
K	1s	2
L	2s 2p	8
M	3s 3p 3d	18
N	4s 4p 4d 4f	32
O	5s 5p 5d 5f	32
P	6s 6p 6d	18
Q	7s	8

Distribuição eletrônica em camadas e subcamadas

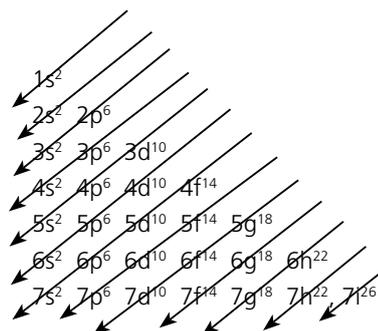
A energia do elétron depende dos valores de n e ℓ :

$$E \propto (n + \ell)$$

Deste modo, pode-se estabelecer a seguinte regra prática:

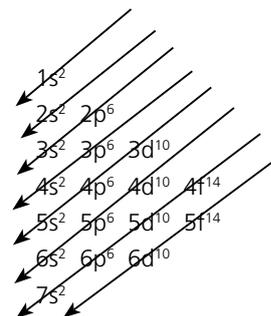
- Quanto maior a soma $n + \ell$, maior a energia do elétron;
- Em caso de "empate", o mais energético será o subnível de maior número quântico principal.

Calculando-se a soma $n + \ell$ para todos os subníveis, chega-se ao **diagrama de energia seguinte**:



➤ Os subníveis em ordem crescente.

Representando apenas os subníveis existentes nos átomos conhecidos, obtemos:



➤ O diagrama de Madelung.

Ao se fazer a **configuração eletrônica** de um átomo no estado fundamental, os elétrons devem ser distribuídos seguindo-se a sequência das setas, a partir de 1s, completando-se a quantidade máxima permitida por subnível, até se ter colocado todos os elétrons. A sequência completa é:



Exemplos:

- ${}^8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$
- ${}^{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- ${}^{18}\text{Ar}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- ${}^{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Outra maneira de representar as configurações eletrônicas dos átomos é feita levando-se em consideração as configurações dos gases nobres. É a chamada **notação espectral** ou **convenção cerne do gás nobre**.

Gás nobre	Z
He	2
Ne	10
Ar	18
Kr	36
Xe	54
Rn	86

Exemplos:

- ${}^8\text{O}$: $[\text{He}]2s^2 2p^4$
- ${}^{17}\text{Cl}$: $[\text{Ar}]3s^2 3p^5$
- ${}^{26}\text{Fe}$: $[\text{Ar}]4s^2 3d^6$

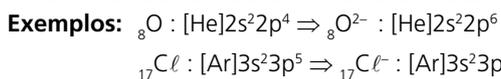
Observação:

O preenchimento sucessivo dos subníveis em ordem crescente de energia e com a sua quantidade de elétrons máxima permitida é conhecido como **Princípio do Aufbau** ou **Princípio de construção**.

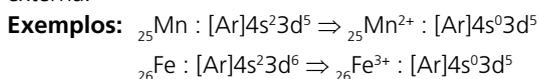
Distribuição eletrônica em íons

Para escrevermos a configuração de um íon no estado fundamental, procedemos da seguinte maneira:

- Ânions: adicionam-se elétrons à camada mais externa,



- Cátions: retiram-se elétrons, primeiramente, da camada mais externa.



Distribuição eletrônica em orbitais – Regra de Hund

Considerações acerca da estabilidade de estruturas eletrônicas em subníveis conduzem à **Regra de Hund**, também chamada **Regra de Máxima Multiplicidade**, elaborada por Friedrich Hund, físico alemão, em 1927.

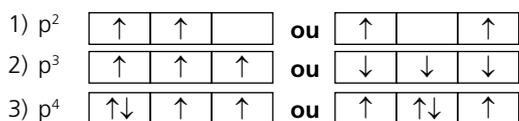
“Em uma mesma subcamada, os elétrons tendem a ocupar orbitais diferentes com *spins* paralelos.”

ou

“Só podemos completar um orbital quando todos os outros orbitais do mesmo subnível tiverem um elétron.”

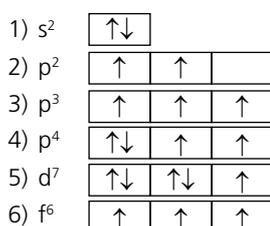
A representação é feita por meio de **diagramas de quadriculas**.

Exemplos:



Ao se distribuir os elétrons em um subnível deve-se, por convenção, colocar um elétron em cada orbital, da esquerda para a direita, até o último orbital, e só então retornar ao início para completar os orbitais com os elétrons restantes. Deve-se também obedecer ao Princípio da Exclusão de Pauli.

Exemplos:



Observações:

As definições abaixo são muito utilizadas no estudo das distribuições eletrônicas:

- 1) Subnível mais energético — é o último subnível da distribuição eletrônica, seguindo o diagrama de energia.
- 2) Camada mais externa — camada mais afastada do núcleo, e representada pelo maior número quântico principal que aparece na distribuição eletrônica.
- 3) Subnível mais externo — último subnível da camada mais externa.
- 4) Camada de valência — a camada mais externa; a última camada.
- 5) Elétrons mais energéticos — elétrons pertencentes ao subnível mais energético.
- 6) Elétrons mais externos — elétrons pertencentes ao subnível mais externo.
- 7) Elétrons de valência — elétrons pertencentes à camada de valência.
- 8) Quando dois elétrons ocupam um mesmo orbital, dizemos que eles estão emparelhados ou que o orbital está preenchido.
- 9) Quando um elétron ocupa sozinho um orbital, dizemos que ele está desemparelhado, ou que o orbital está semipreenchido.
- 10) Elétron de diferenciação é o último elétron colocado nos orbitais na distribuição. Ele pertence ao subnível mais energético.

Exemplo: ${}_{20}\text{Ca} \Rightarrow Z = 20$ (20 elétrons):

- Por subcamadas: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
- Por camadas: K = 2, L = 8, M = 8, N = 2;
- Subnível mais energético: 4s;
- Camada mais externa (camada de valência): N (4ª camada);
- Subnível mais externo: 4s;
- Elétrons mais energéticos: 2 elétrons ($4s^2$);
- Elétrons mais externos: 2 elétrons ($4s^2$);
- Elétrons de valência: 2 elétrons (camada N);
- Elétron de diferenciação: o último elétron colocado no subnível 4s.

Casos especiais de distribuição eletrônica

A energia dos subníveis decresce com o aumento do número atômico, em decorrência do aumento da força atrativa nuclear. A partir do número atômico 21, pode ficar invertida a ordem energética de alguns subníveis:

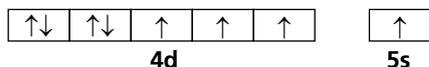
Ordem esperada	Ordem real
4s 3d	3d 4s
5s 4d	4d 5s
6s 4f 5d	4f 5d 6s

Exemplos:

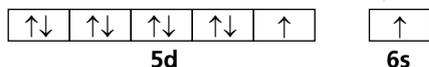
- ${}_{30}\text{Zn} : [{}_{18}\text{Ar}]3d^{10}4s^2$
- ${}_{48}\text{Cd} : [{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^2$
- ${}_{80}\text{Hg} : [{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2$

Em alguns casos, as energias dos subníveis são tão próximas que os mesmos são tratados como se fossem um único subnível com vários orbitais. Por exemplo:

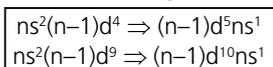
- ${}_{44}\text{Ru}$: $[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^75s^1$ (4d e 5s se comportam como um único subnível de 6 orbitais)



- ${}_{78}\text{Pt}$: $[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^96s^1$ (5d e 6s se comportam como um único subnível de 6 orbitais)



As configurações eletrônicas de alguns elementos de transição como o cromo (${}_{24}\text{Cr}$), o molibdênio (${}_{42}\text{Mo}$), o cobre (${}_{29}\text{Cu}$), a prata (${}_{47}\text{Ag}$) e o ouro (${}_{79}\text{Au}$), merecem atenção especial. Pelo diagrama de energia, essas configurações terminariam em $ns^2(n-1)d^4$ para os dois primeiros e $ns^2(n-1)d^9$ para os três últimos elementos. No entanto, ocorre o seguinte:



As configurações d^5 e d^{10} são mais estáveis, pois correspondem ao subnível **d** semipreenchido e totalmente preenchido, respectivamente.

Exemplos:

- ${}_{24}\text{Cr}$: $[\text{Ar}]4s^23d^4 \Rightarrow [\text{Ar}]3d^54s^1$
- ${}_{29}\text{Cu}$: $[\text{Ar}]4s^23d^9 \Rightarrow [\text{Ar}]3d^{10}4s^1$
- ${}_{42}\text{Mo}$: $[\text{Kr}]5s^24d^4 \Rightarrow [\text{Kr}]4d^55s^1$
- ${}_{47}\text{Ag}$: $[\text{Kr}]5s^24d^9 \Rightarrow [\text{Kr}]4d^{10}5s^1$

Propriedades magnéticas das espécies químicas

As espécies químicas (átomos ou moléculas) podem ser classificadas quanto à atração por campos magnéticos (ímãs). Esta atração depende da existência de elétrons desemparelhados nos átomos.

Espécies químicas que possuem elétrons desemparelhados são atraídas por campos magnéticos e são chamadas **paramagnéticas**.

Exemplos:

- ${}_{11}\text{Na}$: $1s^22s^22p^63s^1$

3s ¹	↑
-----------------	---
- ${}_{22}\text{Ti}$: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^2$

3d ²	↑	↑			
-----------------	---	---	--	--	--

Espécies que não possuem elétrons desemparelhados não são atraídas por campos magnéticos e são chamadas **diamagnéticas**.

Exemplos:

- ${}_{20}\text{Ca}$: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$

4s ²	↑↓
-----------------	----
- ${}_{15}\text{P}^{3-}$: $1s^22s^22p^63s^23p^6$

3p ⁶	↑↓	↑↓	↑↓
-----------------	----	----	----

Há ainda um terceiro caso, em que a espécie química é atraída por forças milhares de vezes maiores que uma espécie paramagnética. É o que acontece com Fe (**ferro**), Co (**cobalto**) e Ni (**níquel**). As espécies químicas que apresentam esse comportamento são chamadas ferromagnéticas.

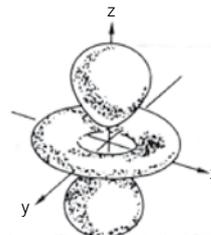
O ferromagnetismo ocorre não somente devido à existência de elétrons desemparelhados nos átomos dos elementos ferro, cobalto e níquel, mas também devido a suas estruturas cristalinas favoráveis.



Exercícios de Fixação

- (©SM) Dentre os cientistas que tiveram alguma contribuição na evolução dos modelos atômicos, nas três primeiras décadas do século XX, podemos citar:
 - William Crookes, Robert Millikan e Marie Curie.
 - Ernest Rutherford, Louis de Broglie e Werner Heisenberg.
 - Erwin Schrödinger, Johann Balmer e Wolfgang Pauli.
 - Arnold Sommerfeld, James Chadwick e Niels Bohr.
 - John Dalton, J.J. Thomson e Henri Becquerel.
- (©SM) Os números quânticos surgiram com o desenvolvimento dos estudos sobre a natureza do elétron e seu comportamento ondulatório. Estes números se relacionam com a provável localização de um elétron em um átomo, indicando o nível e o subnível, por exemplo. No entanto, assumem apenas determinados valores. Qual o único conjunto de números quânticos abaixo que não é possível, de acordo com a Mecânica Quântica?
 - $n = 2, \ell = 1, m_\ell = -1, m_s = -1/2$
 - $n = 3, \ell = 2, m_\ell = -3, m_s = +1/2$
 - $n = 4, \ell = 3, m_\ell = 0, m_s = +1/2$
 - $n = 8, \ell = 5, m_\ell = -4, m_s = -1/2$
 - $n = 9, \ell = 4, m_\ell = +3, m_s = +1/2$
- (©SM) Usando a notação espectral, escreva a distribuição eletrônica **correta** para os elementos que originam íons cujos números quânticos para o último elétron colocado em suas configurações são:
 - $n = 4, \ell = 1, m_\ell = +1, m_s = +1/2$, para o ânion bivalente.
 - $n = 4, \ell = 2, m_\ell = -1, m_s = -1/2$, para o cátion trivalente.

Dados:
 Gases nobres: ${}_{2}\text{He}$, ${}_{10}\text{Ne}$, ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{36}\text{Kr}$, ${}_{54}\text{Xe}$ e ${}_{86}\text{Rn}$.
 1º elétron do orbital: $m_s = -1/2$;
 2º elétron do orbital: $m_s = +1/2$.
- (©SM) Dê uma justificativa para as seguintes anomalias da distribuição eletrônica.
 - A configuração do molibdênio (${}_{42}\text{Mo}$) é $[\text{Kr}]4d^55s^1$ e não $[\text{Kr}]5s^24d^4$, como seria previsto pelo diagrama de Madelung.
 - A configuração do lantânio (${}_{57}\text{La}$) é $[\text{Xe}]5d^16s^2$ e não $[\text{Xe}]6s^24f^1$, como seria previsto pelo diagrama de Madelung.
- (©SM) As propriedades magnéticas das espécies químicas variam com alguns fatores como, por exemplo, a configuração eletrônica.
 - Qual íon gasoso, no estado fundamental, deve ser mais susceptível à atração de um campo magnético: ${}_{23}\text{V}^{2+}$ ou ${}_{33}\text{As}^{3+}$? Justifique.
 - Explique o que são domínios de magnetização e qual sua importância para as propriedades magnéticas de um sólido.
- (©SM) A figura a seguir representa um orbital do átomo de hidrogênio, sendo resultado da aplicação da equação de Schrödinger.



O número de superfícies nodais para o orbital representado é, no mínimo:

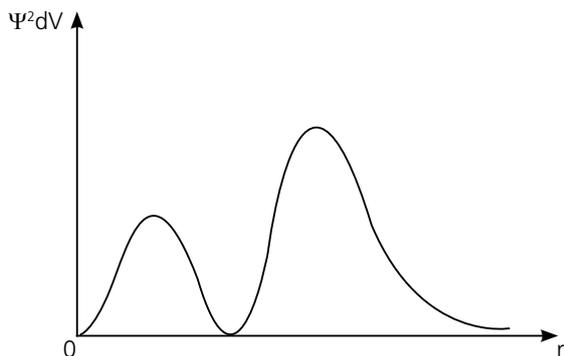
- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

07. Analise as configurações eletrônicas abaixo e, em seguida, marque a alternativa que relaciona aquelas para as quais não se pode afirmar que se encontram no estado fundamental.

- I. $_{15}\text{P}$: $[\text{Ne}]3s^23p^3$
- II. $_{17}\text{Cl}$: $[\text{Ne}]3s^23p^5$
- III. $_{20}\text{Ca}$: $[\text{Ar}]4s^14p^1$
- IV. $_{22}\text{Ti}$: $[\text{Ar}]3d^24s^2$
- V. $_{30}\text{Zn}$: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$

- A) I, III e IV, apenas.
- B) I, II, III e IV, apenas.
- C) III, IV e V, apenas.
- D) III, apenas.
- E) Todas.

08. (©SM) O gráfico abaixo, mostrando a distribuição de probabilidade (Ψ^2dV) de localizar um elétron em função da distância ao núcleo (r), refere-se ao orbital:



- A) 1s
- B) 2p
- C) 3s
- D) 3p
- E) 4s

09. Encontre a soma dos números quânticos dos elétrons de valência de $_{22}\text{Ti}$.

10. Um íon X^{2+} apresenta para o último elétron o conjunto de números quânticos: $n = 3$, $\ell = 2$, $m = +2$, e é paramagnético. Encontre seu número atômico.

Gabarito – Exercícios de Fixação

01	02	03	04	05	06	07	08	09	10
B	B	*	*	*	C	A	D	*	*

* 03. A) $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$ B) $[\text{Kr}]4d^25s^2$

04. A) A carga nuclear do molibdênio é suficientemente elevada para contrair os orbitais 4d, aproximando-os do núcleo e diminuindo sua energia, ficando praticamente a mesma do orbital 5s. A distribuição de elétrons nos orbitais 4d e 5s é feita como se pertencessem a um único subnível.
 B) No átomo de lantânio, a energia do orbital 4f é relativamente elevada para que contenha o elétron, devido às repulsões eletrônicas na 4ª camada. Assim, o elétron é alocado no orbital 5d, devido à diminuição da energia potencial de repulsão entre os elétrons.
05. A) O V^{2+} é mais susceptível à atração de um campo magnético, pelo fato de possuir mais elétrons desemparelhados.
 B) Domínios de magnetização são regiões na estrutura cristalina onde os spins eletrônicos de vários átomos se orientam no mesmo sentido, resultando em forte campo magnético. A importância é que os domínios de magnetização originam materiais ferromagnéticos.

- 09. 8
- 10. 25



Exercícios Propostos

01. Considere as seguintes espécies químicas.

- I. $_{24}\text{Cr}$
- II. $_{12}\text{Mg}^{2+}$
- III. $_{47}\text{Ag}$
- IV. $_{54}\text{Xe}$

São diamagnéticas apenas:

- A) I e II
- B) I e III
- C) II e IV
- D) I e IV
- E) II e III

02. (©SM) Baseando-se nas considerações de Einstein sobre a natureza da luz, Louis de Broglie elaborou uma equação onde prevê um comprimento para uma onda associada a cada corpo em movimento.

- A) Determine o comprimento de onda, em nanômetros, associado a um elétron que se move a 1/4 da velocidade da luz.
- B) Determine a velocidade, em m/s, que deveria ter um homem de 60 kg para que seu comprimento de onda fosse o mesmo do elétron do item A.

03. (©SM)

- A) Explique o significado da expressão: "Dizemos que o elétron apresenta comportamento dualístico".
- B) Por que não observamos o mesmo comportamento para corpos macroscópicos?
- C) Calcule a velocidade, em m/s, de um elétron que apresenta um comprimento de onda associado igual a 2,2 nanômetros.

04. O conhecimento da estrutura eletrônica dos elementos químicos é um dos fundamentos da Química Moderna para compreensão dos fenômenos naturais ao nível molecular. Assinale (V) verdadeiro ou (F) falso.

- () Existe a probabilidade de haver elétrons de diversos orbitais atômicos em um mesmo lugar do espaço, em tempos diferentes.
- () Um elemento químico hipotético de número atômico 32 e número de massa 64, possui 32 elétrons, 32 prótons e 64 nêutrons.
- () Um elemento químico de número atômico 16, possui 6 elétrons na sua camada de valência.
- () Se o número de elétrons de um elemento no estado fundamental é igual a n , o número de orbitais atômicos ocupados por elétrons é necessariamente igual a $n/3$.
- () Para um mesmo nível energético, os orbitais atômicos do tipo p têm mesma forma geométrica, apenas diferindo em suas orientações relativas no espaço.
- () O orbital atômico de maior energia de um elemento de número atômico 50, no seu estado fundamental, é do tipo d .

05. As diferentes propostas para o modelo atômico sofreram modificações que estão citadas cronologicamente. Qual das associações entre o autor e o modelo está **incorreta**?

- A) Dalton: partículas indivisíveis, indestrutíveis e imperecíveis.
- B) Thomson: esfera positiva com cargas negativas internas.
- C) Rutherford: átomo nuclear com elétrons externos.
- D) Bohr: o modelo de Rutherford, com elétrons em orbitais (caráter ondulatório).
- E) de Broglie: elétron com a concepção onda-partícula.

06. O orbital é a região do átomo com maior probabilidade de se localizar elétrons. Quanto a estes orbitais, assinale (V) verdadeiro ou (F) falso.
- () Localizam-se em torno do núcleo.
 - () Têm, todos, formas geométricas semelhantes.
 - () Os de energia mais elevada se encontram mais próximos do núcleo.
 - () Os orbitais 1s do hidrogênio e os orbitais 1s do flúor são idênticos em forma e volume.

07. Utilizando de metáforas, Santo Tomás de Aquino descreveu, em 1268, o comportamento dos "anjos":
- "... Se, portanto, os anjos são compostos de matéria e forma, como foi dito acima, segue-se que seria impossível haver dois anjos da mesma espécie.
- (...) O movimento de um anjo pode ser contínuo ou descontínuo como ele deseja.
- (...) E, portanto, um anjo pode estar num momento em um lugar e no outro instante em outro lugar, não podendo existir em qualquer instante intermediário." *Summa Teológica*, I: 50, 4 (1268).

Considere elétrons, a imagem de "anjos" descrita no texto acima, e assinale (V) verdadeiro ou (F) falso.

- () O primeiro período do texto descreve o que, atualmente, define-se como "Princípio da Exclusão de Pauli", isto é, dois elétrons não podem ser da mesma espécie (possuir mesmo conjunto de números quânticos).
 - () Planck supôs que um *quantum* de energia pode ser dividido entre todos os elétrons presentes, tal como predisse Santo Tomás de Aquino no 2º período do texto acima.
 - () O "Princípio da Incerteza de Heisenberg" e a Lei de Coulomb estão anunciadas no terceiro período.
 - () O Princípio da Dualidade de de Broglie (partícula-onda) e a Regra de Hund estão descritas no terceiro período do texto.
08. O Princípio da Indeterminação de Heisenberg, associado ao aspecto mecânico-ondulatório do elétron, nos permite afirmar **corretamente**, a respeito:
- A) da ocorrência de orbitais reais bem definidos em redor do núcleo atômico.
 - B) da certeza de um determinado elétron ser encontrado numa posição precisa em redor do núcleo atômico.
 - C) da existência de órbitas ao redor do núcleo atômico.
 - D) do contorno eletrônico tridimensional ao redor do núcleo atômico.
 - E) da existência de orbitais com capacidade de até 32 elétrons.

09. Relacione a primeira coluna com a segunda.

Coluna 1

- I. Modelo nuclear do átomo.
- II. Modelo de órbitas eletrônicas quantizadas.
- III. Configuração eletrônica fundamental:



IV. $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$

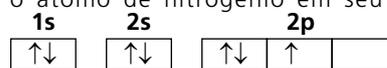
- V. Região de probabilidade de se encontrar o elétron em torno do núcleo.

Coluna 2

- 1) Bohr
- 2) Planck
- 3) Rutherford
- 4) He⁺ (Z=2)
- 5) Li⁺ (Z=3)
- 6) Órbita eletrônica
- 7) Orbital atômico

A alternativa que apresenta a sequência **correta** é:

- A) I-2, II-3, III-5, IV-6, V-7
 - B) I-2, II-4, III-5, IV-1, V-6
 - C) I-3, II-1, III-5, IV-2, V-7
 - D) I-4, II-1, III-2, IV-6, V-3
 - E) I-4, II-1, III-7, IV-5, V-2
10. A estrutura eletrônica, abaixo representada, para o átomo de nitrogênio em seu estado fundamental,



não é verdadeira por violar:

- A) o princípio da incerteza de Heisenberg.
- B) a regra de Hund.
- C) a teoria de Planck.
- D) o princípio da exclusão de Pauli.
- E) a lei de Moseley.

11. Qual das representações abaixo de um átomo, no seu estado fundamental, não está de acordo, simultaneamente, com as regras de Pauli e Hund?



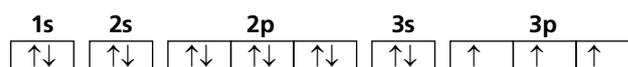
12. Com relação às afirmativas abaixo, quais as (V) verdadeiras e quais as (F) falsas?

- () Em um átomo não podem existir dois ou mais elétrons com o mesmo conjunto de números quânticos. Isto é conhecido como "Princípio de Pauli."
- () Em um átomo não pode existir um orbital com mais de dois elétrons. Isto é conhecido como "Princípio de Pauli."
- () Num mesmo orbital não podem existir mais do que dois elétrons, isto é conhecido como "Regra de Hund."
- () A Teoria Quântica de Max Planck e o comportamento onda-partícula de Louis de Broglie permitiram a Niels Bohr propor um modelo ondulatório para o átomo.
- () Os números quânticos surgem como consequência da aplicação do modelo ondulatório para o elétron no átomo.

13. Em relação ao íon férrico (${}_{26}\text{Fe}^{3+}$), no estado fundamental, é **correto** afirmar que:

- A) ele apresenta apenas 24 elétrons distribuídos em seus orbitais.
- B) ele apresenta cinco elétrons desemparelhados, ocupando, cada um, um orbital "d".
- C) ele apresenta dois elétrons no orbital 4s e três elétrons distribuídos em orbitais "d".
- D) ele apresenta seis elétrons distribuídos, segundo a regra de Hund, em orbitais "d".
- E) os elétrons removidos para a formação do íon foram todos retirados do terceiro nível de energia.

14. Um íon com carga (+2) tem a seguinte distribuição eletrônica:



Marque a alternativa **correta**.

- A) O átomo que originou este íon tem número atômico = 15.
- B) O íon em questão encontra-se no estado excitado.
- C) Os dois elétrons retirados, do átomo em questão, ocupavam o orbital 4s.
- D) Todos os elétrons deste íon têm o mesmo número quântico de *spin*.
- E) Os elétrons que ocupam os orbitais 3p têm energia mais elevada que os elétrons que ocupam os orbitais 2p.

04: ${}^{55}_{26}\text{J}$, ${}^{56}_{26}\text{L}$ e ${}^{56}_{27}\text{M}$.

05: Isótopos: ${}^{102}_{45}\text{Xa}$ e ${}^{106}_{45}\text{Xc}$; ${}^{103}_{46}\text{Xb}$ e ${}^{106}_{46}\text{Xc}$; Isóbaros: ${}^{106}_{45}\text{Xc}$ e ${}^{106}_{46}\text{Xc}$; Isótonos: ${}^{102}_{45}\text{Xa}$ e ${}^{103}_{46}\text{Xb}$ e ${}^{104}_{47}\text{Xa}$.

06: A) Um elemento químico da família dos halogênios tem a seguinte configuração na sua camada de valência: ns^2np^5 . Logo, $n+1=5 \Rightarrow n=4$. Portanto, a configuração do halogênio pode ser escrita como: $[\text{X}]4s^23d^{10}4p^5$ ou $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^5$. Logo, o número atômico do halogênio é 35, enquanto o número atômico de **X** é 18.

B) ZX representa o gás nobre argônio: ${}_{18}\text{Ar}$.

07:
$$V = \frac{\epsilon \cdot n^2 \cdot h^2}{\pi m e^2}$$

08: A configuração (B) é a correta para os estados fundamentais do cromo, pelos motivos a seguir:

- 1°. Os subníveis estão escritos em ordem crescente de energia.
 - 2°. Segue o princípio da exclusão de Pauli, que afirma que um orbital deve conter no máximo 2 elétrons, e com *spins* opostos
 - 3°. Segue a regra de Hund, que estabelece que um subnível deve conter o máximo possível de elétrons desemparelhados, e que o primeiro elétron de cada orbital deve ter sempre o mesmo *spin*.
 - 4°. Considera que os subníveis 4s e 3d possuem praticamente a mesma energia, devendo ser preenchidos como se fossem um único subnível.
- (A) A configuração é impossível, já que contraria o Princípio da Exclusão de Pauli.
- (C) A configuração representa um estado excitado do átomo de cromo, pois o subnível 3d desobedece à Regra de Hund.
- (D) A configuração representa um estado excitado, pois os elétrons 4s e 3d não estão distribuídos como em um único subnível.
- (E) A configuração representa um estado excitado, pelo mesmo motivo da anterior.

QUESTÕES DO ITA

01. (ITA-1998) Entre as afirmações a seguir, assinale a opção **errada**.
- A) Os íons He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , no estado gasoso, são exemplos de "hidrogenoides".
- B) No átomo de hidrogênio, os orbitais 3s, 3p e 3d têm a mesma energia.
- C) No átomo de carbono, os orbitais 3s, 3p e 3d têm valores de energias diferentes.
- D) A densidade de probabilidade de encontrar um elétron num átomo de hidrogênio no orbital 2p é nula num plano que passa pelo núcleo.
- E) As frequências das radiações emitidas pelo íon He^+ são iguais às emitidas pelo átomo de hidrogênio.
02. (ITA-1998) Neste ano, comemora-se o centenário da descoberta do elétron. Qual dos pesquisadores a seguir foi o principal responsável pela determinação de sua carga elétrica?
- A) R. A. Millikan
B) E. R. Rutherford
C) M. Faraday
D) J.J. Thomson
E) C. Coulomb

03. (ITA-2001) Considere as seguintes afirmações.

- I. O nível de energia de um átomo, cujo número quântico principal é igual a 4, pode ter, no máximo, 32 elétrons;
- II. A configuração eletrônica $1s^22s^22p^x2p^y$ representa um estado excitado do átomo de oxigênio;
- III. O estado fundamental do átomo de fósforo contém três elétrons desemparelhados;
- IV. O átomo de nitrogênio apresenta o primeiro potencial de ionização menor que o átomo de flúor;
- V. A energia necessária para excitar um elétron, do estado fundamental do átomo de hidrogênio para o orbital 3s, é igual àquela necessária para excitar este mesmo elétron para o orbital 3d.

Das afirmações feitas, estão **corretas**:

- A) apenas I, II e III. B) apenas I, II e V.
C) apenas III e IV. D) apenas III, IV e V.
E) todas.

04. (ITA-2002) Considere as seguintes configurações eletrônicas de espécies no estado gasoso:

- I. $1s^22s^22p^1$
- II. $1s^22s^22p^3$
- III. $1s^22s^22p^4$
- IV. $1s^22s^22p^5$
- V. $1s^22s^22p^53s^1$

Assinale a alternativa **errada**.

- A) As configurações **I** e **IV** podem representar estados fundamentais de cátions do segundo período da Tabela Periódica.
- B) As configurações **II** e **III** podem representar tanto um estado fundamental como um estado excitado de átomos neutros do segundo período da Tabela Periódica.
- C) A configuração **V** pode representar um estado excitado de um átomo neutro do segundo período da Tabela Periódica.
- D) As configurações **II** e **IV** podem representar estados excitados de átomos neutros do segundo período da Tabela Periódica.
- E) As configurações **II**, **III** e **V** podem representar estados excitados de átomos neutros do segundo período da Tabela Periódica.

05. (ITA) Assinale qual das afirmações é **errada** a respeito de um átomo neutro cuja configuração eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$.

- A) O átomo não está na configuração mais estável.
- B) O átomo emite radiação eletromagnética ao passar a $1s^2 2s^2 2p^6$.
- C) O átomo deve receber energia para passar a $1s^2 2s^2 2p^6$.
- D) Os orbitais 1s e 2s estão completamente preenchidos.
- E) Na configuração mais estável o átomo é diamagnético.

06. (ITA) Qual das configurações eletrônicas abaixo, todas representando átomos isolados ou íons monoatômicos, implica num paramagnetismo mais acentuado?

- A) $1s^2 2s^1$
B) $1s^2 2s^2 2p^1$
C) $1s^2 2s^2 2p^3$
D) $1s^2 2s^2 2p^6$
E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Como se distingue, experimentalmente, se um certo material é dia, para ou ferromagnético?

07. (ITA-2004) Considere as seguintes radiações eletromagnéticas.

- I. Radiação Gama;
- II. Radiação visível;
- III. Radiação ultravioleta;
- IV. Radiação infravermelho;
- V. Radiação micro-ondas.

Dentre estas radiações eletromagnéticas, aquelas que, via de regra, estão associadas a transições eletrônicas em moléculas são:

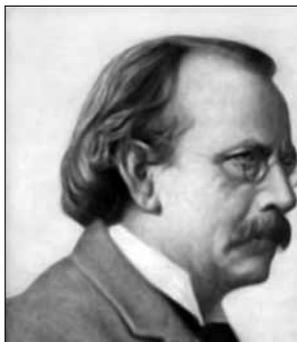
- A) apenas I, II e III. B) apenas I e IV.
 C) apenas II e III. D) apenas II, III e IV.
 E) todas.



Fique de Olho

BIOGRAFIAS DE ALGUNS EXPOENTES DA ESTRUTURA ATÔMICA

Joseph Thomson



Físico britânico (1856-1940). Prêmio Nobel de Física de 1906. Sua descoberta do elétron como partícula integrante do átomo, carregada eletricamente, acelera os achados subsequentes sobre a estrutura do núcleo atômico.

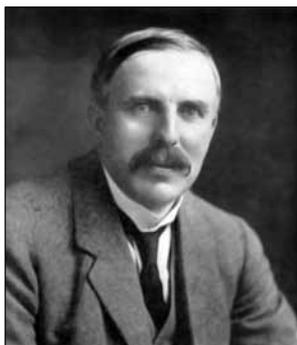
Nasce em Cheetham Hill, perto de Manchester, e estuda no Owens College e na Universidade de Cambridge – nesta ensina matemática e física experimental.

Em 1884, é nomeado diretor do Laboratório Cavendish, em Cambridge, onde começa a pesquisar os raios catódicos. Três anos depois, vai além de demonstrar que eles são partículas de rápido movimento.

Ao medir sua velocidade e carga específica, deduz que esses corpúsculos, chamados elétrons, são cerca de 2 mil vezes menores que o átomo de hidrogênio, a menor partícula até então conhecida. Prova também que a interação entre elétrons e matéria produz raios X, que, ao interagir com a matéria, geram elétrons. Em 1908, recebe o título de sir.

Entre 1905 e 1918, leciona filosofia natural no Instituto Real da Grã-Bretanha. Deixa a instituição para assumir o cargo de diretor do Trinity College, que ocupa até morrer, em Cambridge.

Ernest Rutherford



Físico neozelandês (1871-1937). Prêmio Nobel de Química de 1908. Precursor das descobertas em física atômica com suas pesquisas sobre a radioatividade.

Nasce em Nelson, na Nova Zelândia, onde inicia o curso de física. Em 1895, muda-se para a Inglaterra e completa os estudos na Universidade de Cambridge. De 1898 a 1907, é professor de física da Universidade McGill, em

Montreal, no Canadá. Revela o fenômeno da radioatividade com base em pesquisas com o tório, feitas em colaboração com o químico Frederick Soddy, da universidade.

De volta a Cambridge em 1919, desenvolve a moderna concepção do átomo como um núcleo em torno do qual elétrons giram em órbitas elípticas. No mesmo ano, realiza a primeira transmutação induzida, também conhecida como reação nuclear: bombardeia com partículas alfa um núcleo de nitrogênio e o transforma em oxigênio. Suas experiências levam à descoberta dos meios para a obtenção de energia nuclear. Em 1931, é agraciado com o título de lorde de Nelson pela Coroa britânica. Morre em Cambridge.

08. (ITA) Entre as opções abaixo, todas relativas a orbitais atômicos, assinale aquela que contém a afirmação **errada**.

- A) O valor do número quântico principal (**n**) indica o total de superfícies nodais.
 B) Orbitais **s** são aqueles em que o número quântico secundário, ℓ , vale um.
 C) Orbitais do tipo **p** têm uma superfície nodal plana, passando pelo núcleo.
 D) Orbitais do tipo **s** têm simetria esférica.
 E) Em orbitais do tipo **s** há um ventre de densidade de probabilidade de se encontrar elétrons, lá onde está o núcleo.

09. (ITA) Um átomo de hidrogênio com o elétron inicialmente no estado fundamental é excitado para um estado com número quântico principal (**n**) igual a 3. Em correlação a este fato, qual das opções a seguir é a **correta**?

- A) Este estado excitado é o primeiro estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio.
 B) A distância média do elétron ao núcleo será menor no estado excitado do que no estado fundamental.
 C) Será necessário fornecer mais energia para ionizar o átomo a partir deste estado excitado do que para ionizá-lo a partir do estado fundamental.
 D) A energia necessária para excitar um elétron do estado com $n = 3$ para um estado com $n = 5$ é a mesma para excitá-lo do estado com $n = 1$ para um estado com $n = 3$.
 E) O comprimento de onda da radiação emitida, quando este elétron retornar para o estado fundamental, será igual ao comprimento de onda da radiação absorvida para ele ir do estado fundamental para o mesmo estado excitado.

10. (ITA) Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere que sobre a base conceitual desse modelo sejam feitas as seguintes afirmações.

- I. O átomo apresenta a configuração de uma esfera rígida;
 II. Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos;
 III. As transformações químicas consistem de combinação, separação e/ou rearranjo de átomos;
 IV. Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos unidos em uma razão fixa.

Qual das opções a seguir se refere a todas as afirmações **corretas**?

- A) I e IV B) II e III
 C) II e IV D) II, III e IV
 E) I, II, III e IV

Gabarito – Questões do ITA									
01	02	03	04	05	06	07	08	09	10
E	A	E	D	C	C	C	B	E	E

* 06: O material diamagnético não é atraído por um campo magnético, ao contrário do que ocorre com o material paramagnético. Já o ferromagnético é atraído por forças milhares de vezes superiores.

Niels Böhr



Físico dinamarquês (1885-1962) nascido em Copenhague. Prêmio Nobel de Física de 1922. Autor da descoberta da estrutura do átomo e da posição dos elétrons dentro dele.

Em 1912, muda-se para Manchester para trabalhar com o físico inglês Ernest Rutherford, que acabava de propor um modelo para a estrutura do átomo. Com base nele, Böhr identifica a posição dos elétrons no núcleo atômico, estabelecendo que ele se desloca sempre em determinadas órbitas estáveis ou quânticas. Pela descoberta, recebe o Prêmio Nobel de Física de 1922.

Durante a Segunda Guerra Mundial, vai para os Estados Unidos e colabora com as pesquisas que levam à fabricação da bomba atômica. Em 1944, abandona o projeto e passa a trabalhar pela utilização pacífica da energia nuclear. Retorna a seu país no ano seguinte. Morre em Copenhague.

Werner Heisenberg



Físico alemão (1901-1976), Prêmio Nobel de física e um dos fundadores da mecânica quântica.

Heisenberg iniciou o curso de física em 1920, em Munique. Em 1925, Heisenberg enunciou o Princípio da Incerteza ou Princípio de Heisenberg, segundo o qual é impossível medir simultaneamente e com precisão absoluta a posição e a velocidade de uma partícula.

Alguns cientistas, como Einstein, rejeitaram as ideias do físico, que romperam em grande parte os princípios da física newtoniana. O "princípio de Heisenberg", utilizando fartamente o cálculo estatístico, além de mecanismos desenvolvidos para a comprovação de suas teorias, abriu um novo campo não só para a física, mas para a teoria do conhecimento.

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Histórico

No século XVIII, já eram conhecidos cerca de 50 elementos químicos, entre os quais muitos apresentavam propriedades semelhantes. À medida que mais elementos iam sendo descobertos, os químicos sentiam a necessidade de agrupá-los de acordo com suas propriedades.

Muitas tentativas foram feitas no sentido de encontrar generalizações para classificar os elementos. Iniciando-se por **Lavoisier** (metais, não metais, semimetais), até a classificação atual, os cientistas procuraram utilizar critérios cada vez mais precisos. Somente com a determinação das massas atômicas dos elementos, feita pelo cientista italiano **Cannizzaro**, essas tentativas alcançaram progresso considerável.

Entre os personagens desta evolução, destacaram-se ainda **Döbereiner**, **Chancourtois**, **Newlands** e, de forma mais brilhante, **Meyer**, **Mendeleev** e **Moseley**, este último dando a contribuição definitiva para a classificação atual.

• 1829 – Tríades de Döbereiner

Consistiam em grupos de três elementos com propriedades semelhantes. O elemento central da tríade possuía massa atômica, aproximadamente, igual à média aritmética das massas dos outros dois.

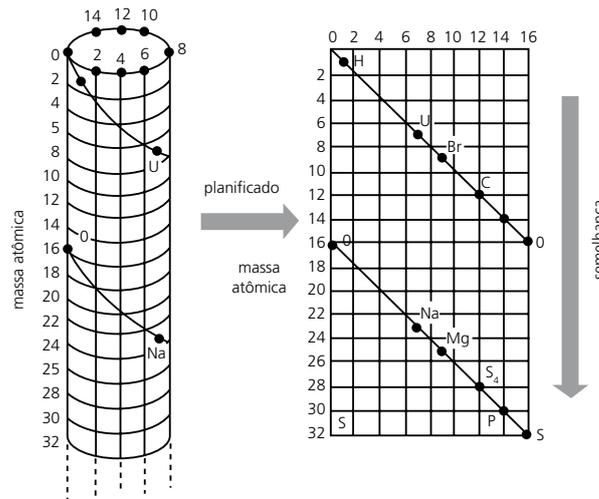
Exemplo:

Elemento	Massa atômica
Li	7u
Na	23u
K	39u

Note que a massa atômica do sódio é a média aritmética das massas do lítio e do potássio.

• 1863 – Parafuso Telúrico de Chancourtois

Os elementos eram distribuídos em uma linha helicoidal desenhada em ângulo de 45° sobre um cilindro de madeira. Os elementos localizados na mesma vertical possuíam propriedades semelhantes.



• 1864 – Lei das Oitavas de Newlands

O músico inglês Newlands organizou os elementos químicos segundo a ordem crescente de suas massas atômicas. As propriedades se repetiam a cada sete elementos, como ocorre com as notas musicais. Os gases nobres não haviam sido descobertos.

Exemplo:

1	2	3	4	5	6	7
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Ca	Al	Si	P	S	Cl

• 1869 – Lei Periódica de Mendeleev e Meyer

O russo Dmitri Ivanovitch Mendeleev e o alemão Julius Lothar Meyer apresentaram trabalhos semelhantes acerca da periodicidade das propriedades dos elementos, o primeiro trabalhando com ênfase em propriedades químicas e o segundo em propriedades físicas.

Mendeleev dispôs em uma tabela os elementos químicos conhecidos à época (cerca de 50) em ordem crescente de massa atômica, de modo que os elementos que apresentavam propriedades semelhantes se localizavam em uma mesma coluna (vertical). Verificou que as propriedades dos elementos se repetiam em intervalos regulares ao longo da tabela. É o que chamamos de periodicidade, daí os termos Classificação Periódica e Tabela Periódica.

A lei periódica de Mendeleev e Meyer estabelece que:

“As propriedades dos elementos químicos são funções periódicas de suas massas atômicas”.

Mendeleev destacou-se pela previsão de propriedades de alguns elementos ainda desconhecidos na época, baseando-se simplesmente nas posições que deveriam ocupar na tabela. Entre esses elementos estavam o eka-boro (escândio), o eka-alumínio (gálio) e o eka-silício (germânio).

Previsões de Mendeleev para o eka-silício (1869)	Propriedades observadas para o germânio (1886)
Massa atômica = 72,0 u	Massa atômica = 72,6 u
Densidade = 5,50 g/mL	Densidade = 5,47 g/mL
Ponto de fusão muito alto	Ponto de fusão = 960 °C
Metal cinza-escuro	Metal de cor cinza
Cloreto de Eka-silício (EsCl₄):	Cloreto de Germânio (GeCl₄):
Ponto de ebulição < 100 °C	Ponto de ebulição = 83 °C
Densidade = 1,90 g/mL	Densidade = 1,88 g/mL

Períodos ou séries

São as fileiras horizontais. Contêm elementos que apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas. Existem 7 períodos na tabela atual, sendo o 7º ainda incompleto.

PERÍODO	DESIGNAÇÃO	Nº DE ELEMENTOS	Nº DE CAMADAS OCUPADAS	CAMADA DE VALÊNCIA
1º	muito curto	2 (Z = 1 e Z = 2)	1	K
2º	curto	8 (Z = 3 a Z = 10)	2	L
3º	curto	8 (Z = 11 a Z = 18)	3	M
4º	longo	18 (Z = 19 a Z = 36)	4	N
5º	longo	18 (Z = 37 a Z = 54)	5	O
6º	muito longo	32 (Z = 55 a Z = 86)	6	P
7º	incompleto	Z = 87 em diante	7	Q

Grupos ou famílias

São as fileiras verticais. Contêm elementos que apresentam propriedades semelhantes e, em geral, mesmo número de elétrons na última camada.

Elementos representativos ou típicos

As configurações eletrônicas terminam em subnível **s** (bloco s) ou **p** (bloco p).

Grupo	Denominação	Configuração
1 (IA)	metais alcalinos	ns ¹
2 (IIA)	metais alcalinoterrosos	ns ²
13 (IIIA)	família do boro	ns ² np ¹
14 (IVA)	família do carbono	ns ² np ²
15 (VA)	família do nitrogênio	ns ² np ³
16 (VIA)	calcogênios	ns ² np ⁴
17 (VIIA)	halogênios	ns ² np ⁵
18 (VIIIA ou 0)	gases nobres	ns ² np ⁶

TABELA PERIÓDICA DE MENDELEEV

Série	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe-56 Ni-59 Co-59
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru-104 Pd-106 Rh-104
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? 138	? 140				
9								
10	? 178	? 180	Ta 182	W 184				Os-195 Pt-198 Ir-197
11	Au 199	Hg 200	Ti 204	Pb 207	Bi 208			
12			Th 231				U 240	

• 1913 – Lei Periódica de Moseley

O inglês Henry Moseley deu a contribuição definitiva para a classificação periódica dos elementos, quando estabeleceu o conceito de número atômico, tendo feito as primeiras determinações de cargas nucleares. Eis, então, o enunciado da lei periódica atual:

“As propriedades dos elementos químicos são funções periódicas de seus números atômicos”.

A Tabela Periódica atual

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A (0)										
1ºP	H 1	He 2																
2ºP	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10										
3ºP	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18										
4ºP	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5ºP	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6ºP	Cs 55	Ba 56	La 57-71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7ºP	Fr 87	Ra 88	La 89-103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Uuu 110	Uuu 111	Uuu 112						
☞ Lantanídeos	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			
☉ Actinídeos	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			

Elementos de transição

As configurações eletrônicas fundamentais terminam em subnível **d** (bloco d) ou **f** (bloco f). Correspondem aos grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 e 12.

- Elementos de transição externa – a configuração termina em subnível **d**.

Grupo	Configuração
3 (IIIB)	ns ² (n - 1)d ¹
4 (IVB)	ns ² (n - 1)d ²
5 (VB)	ns ² (n - 1)d ³
6 (VIB)	ns ¹ (n - 1)d ⁵
7 (VIIB)	ns ² (n - 1)d ⁵
8 (VIIIB, 1ª coluna)	ns ² (n - 1)d ⁶
9 (VIIIB, 2ª coluna)	ns ² (n - 1)d ⁷
10 (VIIIB, 3ª coluna)	ns ² (n - 1)d ⁸
11 (IB)	ns ¹ (n - 1)d ¹⁰
12 (IIB)	ns ² (n - 1)d ¹⁰

- Elementos de transição interna – a configuração termina em subnível **f**. São os lantanídeos e actinídeos, todos pertencentes ao grupo 3 (IIIB). Os lantanídeos (ou lantanoides) estão localizados no 6º período e os actinídeos (ou actinoides) no 7º período.

Classes de elementos

Os metais constituem-se na grande maioria dos elementos químicos conhecidos atualmente. Até o elemento $Z = 112$, 87 são metais, 11 são não metais, 7 são semimetais e 6 são gases nobres. O hidrogênio completa a lista.

Metais

- Metais alcalinos, alcalinoterrosos, todos os elementos de transição e mais: Alumínio (Al), Gálio (Ga), Índio (In), Tálcio (Tl), Estanho (Sn), Chumbo (Pb) e Bismuto (Bi).
- São bons condutores de calor e eletricidade.
- São dúcteis (capazes de serem reduzidos a fios) e maleáveis (capazes de serem reduzidos a lâminas).
- Em condições ambientais são sólidos, à exceção de mercúrio (Hg), que é líquido.

Não metais ou Ametais

- Carbono (C), Nitrogênio (N), Fósforo (P), Oxigênio (O), Enxofre (S), Selênio (Se) e os halogênios.
- São poucos em número, comparados aos metais, mas são os mais abundantes na natureza. Só para se ter uma ideia, considerando a superfície terrestre (crosta, mares e atmosfera), 49% é oxigênio.
- Em geral, são maus condutores de calor e eletricidade.
- Sólidos: C, P, S, Se e I; Líquido: Br; gasosos: N, O, F, Cl. (O astatínio, At, foi excluído por ser artificial.)

Semimetais ou Metaloides

- Boro (B), Silício (Si), Germânio (Ge), Arsênio (As), Antimônio (Sb), Telúrio (Te) e Polônio (Po).
- Possuem propriedades intermediárias às dos metais e às dos não metais.
- Em condições ambientais são todos sólidos.

Gases Nobres

- Hélio (He), Neônio (Ne), Argônio (Ar), Criptônio (Kr), Xenônio (Xe) e Radônio (Rn).
- São quimicamente inertes, não participando de reações, a não ser em condições especiais.
- São encontrados na natureza na forma de átomos isolados.

Hidrogênio

- Em condições ambientais é gasoso.
- É por vezes classificado como não metal, e alguns autores o colocam fora da Tabela Periódica devido a suas propriedades incomuns.

Outras classes de elementos

Elementos artificiais

Diz-se dos elementos que não existem na natureza e que são obtidos em laboratório.

- Cisurânicos – são os elementos artificiais que apresentam número atômico menor que 92 (urânio). São eles: Tc, Pm, At e Fr.
- Transurânicos – são os elementos artificiais que apresentam número atômico maior que 92 (urânio).

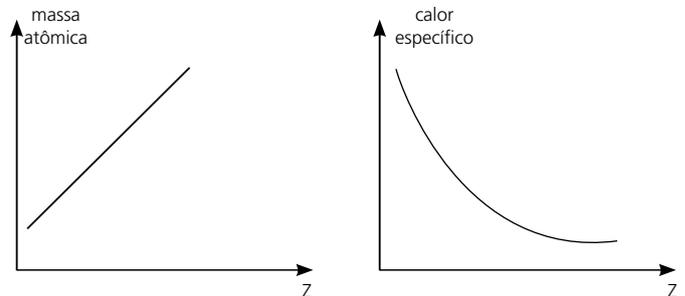
Elementos radioativos

São todos os elementos cujo isótopo mais estável é radioativo. Compreendem todos os elementos a partir do Polônio ($Z = 84$).

Propriedades dos elementos

Propriedades aperiódicas

São aquelas que só aumentam ou só diminuem com o aumento do número atômico. Exemplos: massa atômica, número de nêutrons e calor específico.



- Lei de Dulong-Petit (1819) — “O produto da massa molar de um elemento sólido pelo seu calor específico é, aproximadamente, constante e igual a $6,4 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.”

$$M \cdot c = 6,4 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

Sendo:

M = massa molar, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

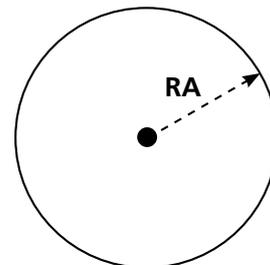
c = calor específico, em $\text{cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

Propriedades periódicas

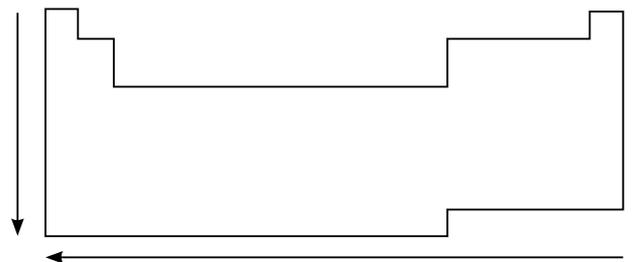
São aquelas que variam periodicamente com o aumento do número atômico, sofrendo sucessivos crescimentos e decrescimentos.

Raio atômico (Tamanho atômico)

É a distância média do núcleo à última camada.



O raio atômico aumenta de cima para baixo nos grupos e da direita para a esquerda nos períodos.



Justificativa:

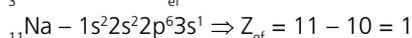
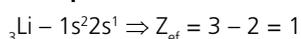
A camada de valência do átomo é a que, efetivamente, determina o raio atômico, pois é a camada externa. Essa camada não sente tanto os efeitos da atração nuclear porque está protegida pelas camadas internas. Essa proteção é chamada de **blindagem**.

Quanto maior o número de elétrons em camadas internas, maior a blindagem, e menos a camada externa é atraída pelo núcleo, aumentando o raio atômico. Assim, os átomos possuem o que se chama de **carga nuclear efetiva** (Z_{ef}), que representa a carga positiva real que o núcleo dispõe para atrair a camada de valência. Quanto maior Z_{ef} , maior a força de atração do núcleo pela camada externa e menor o tamanho do átomo. A carga nuclear efetiva é definida pela equação abaixo, sendo Z o número atômico e b a constante de blindagem (número de elétrons internos, de acordo com a teoria de Böhr).

$$Z_{\text{ef}} = Z - b$$

- **Nos grupos** – o raio atômico aumenta de acordo com o aumento do número de camadas eletrônicas, uma vez que a carga nuclear efetiva é a mesma.

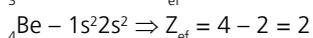
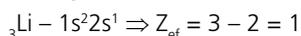
Exemplo:



O raio atômico do sódio é maior, já que ambos possuem a mesma carga nuclear efetiva, mas o sódio tem mais camadas eletrônicas.

- **Nos períodos** – o raio atômico cresce de acordo com a diminuição da carga nuclear efetiva, uma vez que o número de camadas eletrônicas é o mesmo.

Exemplo:

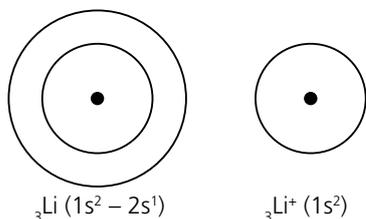


O raio atômico do lítio é maior, já que ambos possuem o mesmo número de camadas eletrônicas, mas o lítio tem menor carga nuclear efetiva.

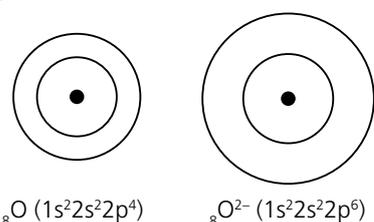
Observações:

Raio Iônico – é o raio atômico de um íon.

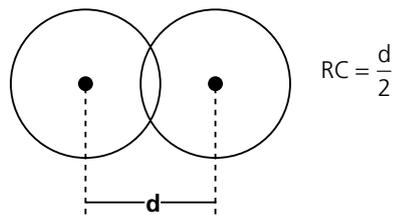
O raio de um cátion é sempre menor que o raio do átomo neutro correspondente, uma vez que, ao ser removido 1 elétron, as repulsões na eletrosfera diminuem e a nuvem eletrônica se torna mais compacta:



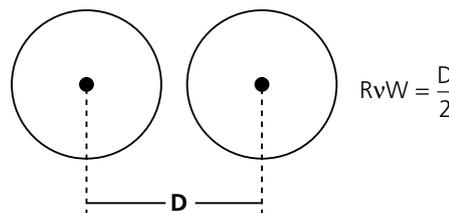
O raio de um ânion é sempre maior que o raio do átomo neutro correspondente, uma vez que, ao ser adicionado 1 elétron, as repulsões na eletrosfera aumentam e a nuvem eletrônica se expande mais:



Raio Covalente — é o raio médio do átomo na ligação covalente, correspondendo à metade da distância internuclear. Perceba que o raio covalente é menor que o raio atômico:



Raio de van de Waals — é o raio médio do átomo em um sólido atômico, correspondendo à metade da distância internuclear. Perceba que o raio de van de Waals é maior que o raio atômico:



A contração lantanídica

Normalmente, para elementos representativos, o raio atômico diminui bastante num período, de elemento para elemento. A variação no tamanho, quando percorremos uma linha de elementos de transição externa ou interna, é muito menor do que entre os elementos representativos. Ela é consequência de os elétrons serem adicionados em uma camada mais interna, à medida que a carga nuclear torna-se maior.

Os elétrons da camada interna são bastante efetivos na blindagem da carga nuclear, de modo que os elétrons mais externos sentem apenas um leve e gradual aumento da carga nuclear efetiva ao longo da série de transição. Assim, ocorrem pequenas variações no tamanho. Esse efeito é mais pronunciado nos lantanídeos, uma vez que o preenchimento com elétrons ocorre no antepenúltimo nível mais externo (4f), onde a blindagem é bem maior. A diminuição do raio atômico acumulada ao longo da série dos lantanídeos é conhecida como **contração lantanídica**.

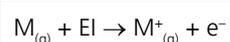
O efeito acumulado da contração lantanídica nos 14 elementos, do Ce ao Lu, é de cerca de 0,2 Å. Como consequência, o tamanho dos átomos dos elementos de transição que seguem os lantanídeos é praticamente igual ao dos elementos do mesmo grupo no 5º período. Assim, os elementos do 5º e do 6º período localizados na mesma família de transição possuem praticamente as mesmas propriedades. Separar uma mistura desses elementos é quase tão difícil quanto separar isótopos.

5º período	Y 1,62	Zr 1,45	Nb 1,34	Mo 1,29	Tc –	Ru 1,24	Rh 1,25	Pd 1,28
6º período	La 1,69	Hf 1,44	Ta 1,34	W 1,30	Re 1,28	Os 1,26	Ir 1,26	Pt 1,29

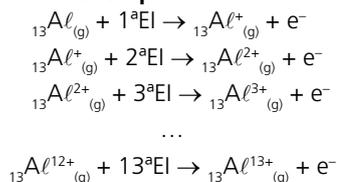
Raios covalentes, em Å.

Energia de Ionização (Potencial de Ionização)

É a energia necessária para retirar 1 elétron de um átomo gasoso isolado.



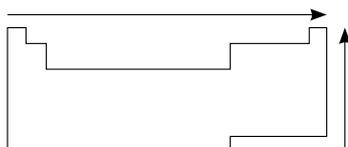
Um átomo possui tantas energias de ionização quantos forem os seus elétrons. **Exemplo:**



Essas energias de ionização aumentam à medida que o átomo se torna menor:

$$1^{\circ}\text{EI} < 2^{\circ}\text{EI} < 3^{\circ}\text{EI} < 4^{\circ}\text{EI} < \dots$$

A energia de ionização aumenta de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos.

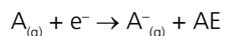


Justificativa:

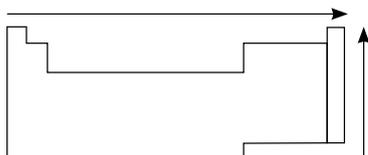
O aumento da energia de ionização dos átomos neutros é provocado pela diminuição do raio atômico, o que causa um aumento da força nuclear de atração pelo elétron a ser removido, requerendo maior quantidade de energia.

Afinidade eletrônica (Eletroafinidade)

É a energia liberada ou absorvida quando se adiciona 1 elétron a um átomo gasoso isolado.



A eletroafinidade aumenta de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos.

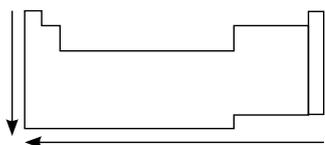


Justificativa:

O aumento da afinidade eletrônica dos átomos neutros é provocado pela diminuição do raio atômico, o que causa um aumento da força nuclear de atração pelo elétron a ser adicionado. Isso estabiliza mais o ânion produzido, resultando numa maior liberação de energia.

Eletropositividade (Caráter metálico)

É a capacidade que o átomo possui de perder elétrons em ligações químicas. O caráter metálico aumenta de cima para baixo nos grupos e da direita para a esquerda nos períodos.

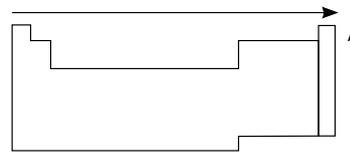


Justificativa:

A eletropositividade cresce com o aumento do raio atômico e consequente diminuição da energia de ionização, o que faz com que seja mais fácil ao átomo doar elétrons.

Eletronegatividade (Caráter não metálico)

É a capacidade que o átomo possui de atrair elétrons numa ligação química. A eletronegatividade aumenta de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos.



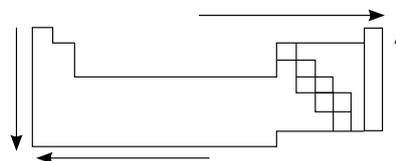
Justificativa:

A eletronegatividade aumenta de acordo com a diminuição do raio atômico e consequente aumento da afinidade eletrônica, o que faz com que seja mais fácil ao átomo atrair elétrons.

O elemento mais eletronegativo é o flúor (F), cujo valor de eletronegatividade na escala de Pauling é 4,0.

Reatividade química

É a capacidade do elemento para formar compostos químicos. A reatividade aumenta com a eletropositividade, no caso dos metais, e com a eletronegatividade, no caso dos não metais.



Justificativa:

A reatividade química dos metais aumenta com a eletropositividade, devido ao aumento da facilidade de ceder elétrons. Já a reatividade química dos ametais aumenta com a eletronegatividade, devido ao aumento da facilidade de atrair elétrons. Excluem-se os gases nobres, devido à sua baixíssima reatividade química.

Propriedades físicas

Densidade

É a razão entre a massa e o volume de uma amostra do elemento.

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{ou} \quad d = \frac{M}{V_M}$$

m = massa de uma amostra do elemento

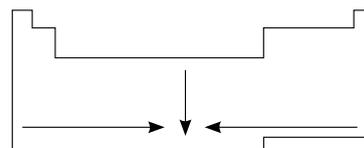
V = volume de uma amostra do elemento

M = massa molar

V_M = volume molar

Os elementos mais densos são o ${}_{76}\text{Os}$ (ósmio) e o ${}_{77}\text{Ir}$ (irídio), cujas densidades são, respectivamente, iguais a $22,58 \text{ g/cm}^3$ e $22,55 \text{ g/cm}^3$, ambas a $20 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

A densidade aumenta de cima para baixo nos grupos e das extremidades para o centro nos períodos.

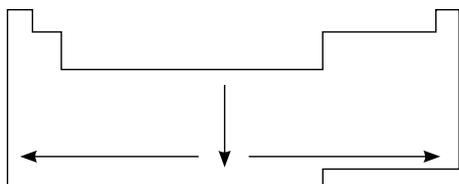


Justificativa:

O aumento da intensidade da ligação metálica nos metais de transição, os quais utilizam orbitais **s**, **d** e às vezes **f** em suas ligações, aumenta o empacotamento atômico que resulta na redução de volume e consequente aumento de densidade.

Volume atômico

É o volume ocupado por 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos) do elemento no estado sólido. O volume atômico aumenta de cima para baixo nos grupos e do centro para as extremidades nos períodos.



Justificativa:

O aumento da densidade das extremidades para o centro provoca o decrescimento do volume atômico nos períodos, do centro para as extremidades. Nos grupos, o volume atômico cresce de cima para baixo, devido ao aumento da massa atômica ser mais significativo que o aumento de densidade.

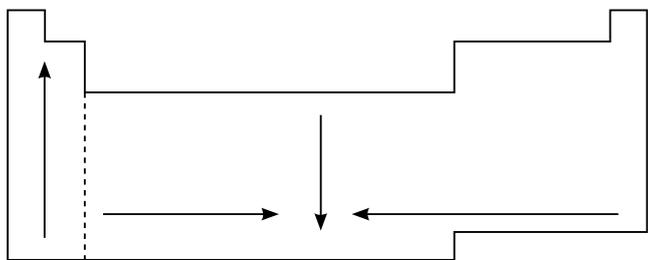
Observação:

Não confunda **volume atômico** com **volume do átomo**, pois este último está diretamente relacionado ao raio atômico, sendo também uma medida do tamanho do átomo.

Pontos de fusão e ebulição

Os pontos de fusão e ebulição aumentam de cima para baixo em quase todos os grupos, exceto 1 e 2, e aumenta das extremidades para o centro nos períodos.

O elemento de maior ponto de fusão é o carbono na forma de diamante (PF = 3570 °C). Em segundo lugar aparece o tungstênio (W), com ponto de fusão de 3410 °C.



Justificativa:

Nos metais alcalinos o ponto de fusão cresce com a diminuição do tamanho do átomo, o que facilita a sobreposição de orbitais e aumenta a intensidade da ligação metálica. Nos demais grupos, o ponto de fusão cresce para a região dos metais de transição, devido à utilização de mais orbitais (**s**, **d** e **f**) na ligação metálica.



Exercícios de Fixação

01. Por meio da distribuição eletrônica, encontre os períodos e grupos a que pertencem os elementos:

- A) ${}_{17}\text{Cl}$ B) ${}_{45}\text{Rh}$
 C) ${}_{55}\text{Cs}$ D) ${}_{60}\text{Nd}$

02. Para cada elemento a seguir, faça o que se pede.
 I. Determine se é representativo ou de transição;
 II. Encontre o grupo e o período a que pertence;
 III. Se for elemento de transição, diga se é de transição externa ou interna, classificando ainda, neste último caso, em lantanoide ou actinoide.

- A) $Z = 36$ B) $Z = 40$
 C) $Z = 80$ D) $Z = 90$

03. Baseando-se na configuração eletrônica, encontre o número atômico de cada elemento.

- A) 3º período, grupo 14
 B) 2º período, grupo 3A
 C) 5º período, família do nitrogênio
 D) 6º período, halogênio

04. Um elemento **X** pertence ao 3º período, grupo 1. Seu íon X^+ é isoeletrônico do íon Y^- . A que grupo e período pertence o elemento **Y**?

05. Encontre os 4 números quânticos do elétron mais energético dos átomos, no estado fundamental, dos elementos situados na Tabela Periódica no:

- A) grupo 6B, 4º período
 B) grupo 5A, 5º período

Adote o número quântico de $spin^{-1/2}$ para o 1º elétron do orbital e $+1/2$ para o 2º elétron.

06. O elemento cujo elétron de diferenciação é identificado pelos números quânticos $n=5$, $\ell=1$, $m=-1$, emparelhado, pertence à família e ao período, respectivamente:

- A) 6A e 5º B) 4A e 5º
 C) 6A e 4º D) 5A e 5º
 E) 3A e 5º

07. Encontre a família e o período a que pertence um elemento cujo cátion bivalente é paramagnético e possui elétron de diferenciação com os seguintes números quânticos:

$$n = 3, \ell = 2, m = +2.$$

08. Com relação à Tabela Periódica são feitas as seguintes afirmações.

- I. Consiste de séries (períodos) com 2, 8, 8, 18, 18, 32 e 32 elementos, estando o último período ainda incompleto;
- II. Elementos na mesma coluna (grupo) têm propriedades químicas semelhantes;
- III. Os períodos longos (4 a 7) contêm séries de elementos com propriedades químicas semelhantes;
- IV. Todos os gases nobres apresentam 8 elétrons na camada de valência.

Dessas afirmações são **corretas** somente:

- A) I e II B) I, II e III
 C) II e III D) II, III e IV
 E) I e III

09. Considerando os elementos **A** e **B**, com números atômicos, respectivamente, iguais a 20 e 17, marque (**V**) ou (**F**).

- () $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ é a configuração eletrônica de **A**.
 () $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ é a configuração eletrônica de **B**.
 () **A** deve ser um não metal e **B** um metal.
 () **A** e **B** devem ser semimetais.

20. Considere as seguintes espécies químicas:

- I. ${}^8_8\text{O}^{2-}$
- II. ${}^9_9\text{F}^-$
- III. ${}^{11}_{11}\text{Na}^+$
- IV. ${}^{12}_{12}\text{Mg}^{2+}$

A ordem crescente de raio atômico dessas espécies é:

- A) I < II < III < IV
- B) II < I < IV < III
- C) I < III < II < IV
- D) III < IV < I < II
- E) IV < III < II < I

21. A energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro gasoso é chamada de:

- A) entalpia de formação.
- B) afinidade eletrônica.
- C) eletronegatividade.
- D) energia de ionização.
- E) energia de ligação.

22. Três elementos de números atômicos subsequentes, mas de mesmo número de massa, encontram-se em um mesmo período da Tabela Periódica. Com relação a esses elementos, marque (V) ou (F).

- () Possuem igual número de prótons.
- () Devem ter números de nêutrons diferentes.
- () Apresentam as mesmas propriedades químicas.
- () Devem apresentar diferenças nos seus raios atômicos.

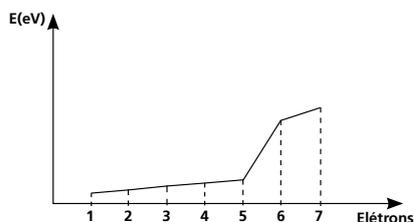
23. O efeito fotoelétrico foi estudado pela primeira vez por Albert Einstein e consiste na incidência de luz sobre uma placa metálica, com consequente emissão de elétrons por esta. Entre outras aplicações, o efeito fotoelétrico pode ser usado no fechamento automático de portas de elevadores. A emissão de elétrons pela placa metálica é possível porque os átomos metálicos:

- A) possuem energias de ionização relativamente baixas.
- B) apresentam a última camada eletrônica totalmente preenchida.
- C) possuem altas eletronegatividades.
- D) possuem baixas reatividades químicas.

24. Sobre estrutura atômica e propriedades periódicas, assinale (V) verdadeiro ou (F) falso.

- () A configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^2$, tendo os elétrons **p** o mesmo spin, viola a regra de Hund.
- () ${}^9_9\text{F}^-$ e ${}^{10}_{10}\text{Ne}$ são espécies isoeletrônicas.
- () O sódio tem maior facilidade de formar cátions que o célio.
- () A primeira energia de ionização do $\text{He}_{(g)}$ deve ser igual à segunda.
- () Metais apresentam valores de afinidade eletrônica menores que os não metais.

25. Um átomo **X** apresenta o seguinte gráfico de energia de ionização de seus elétrons.



Baseado no gráfico, é **correto** fazer a seguinte afirmação sobre o elemento **X**.

- A) Possui 5 elétrons de valência.
- B) Possui 7 camadas eletrônicas.
- C) Possui 2 elétrons de valência.
- D) Está situado na coluna 2A.
- E) É um metal de transição.

26. Os elementos representativos **A** e **B** apresentam os seguintes valores para 1ª, 2ª, 3ª etc. energias de ionização, em kcal/mol:

	1º E.I.	2º E.I.	3º E.I.	4º E.I.	5º E.I.	6º E.I.
A	500	4600	5900	7200	8700	10400
B	241	453	695	3184	3700	4283

Em que grupos da Tabela Periódica estão localizados os elementos **A** e **B**? Explique.

27. As letras **W**, **X**, **Y** e **Z** designam quatro elementos escolhidos entre aqueles das colunas 1, 2 e 13 da Tabela Periódica (antigas colunas IA, IIA e IIIA). Seus átomos têm as energias de ionização mostradas na tabela abaixo.

elemento	EI/kJ · mol ⁻¹			
	1º	2º	3º	4º
W	578	1817	2745	11578
X	419	3051	4412	5877
Y	496	4563	6913	8544
Z	590	1145	4912	5877

Os valores das sucessivas energias de ionização de um átomo podem dar uma indicação de seu número de elétrons de valência. Analisando as informações contidas na tabela, conclui-se que a associação **correta**, entre um elemento e a coluna a que ele pertence na Tabela Periódica, é:

- A) W – coluna 1 (IA)
- B) X – coluna 2 (IIA)
- C) Y – coluna 1 (IA)
- D) Z – coluna 13 (IIIA)

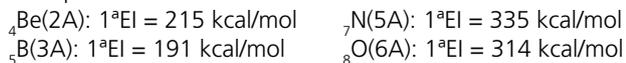
28. A 1ª, a 2ª e a 3ª energia de ionização (EI) dos metais alcalinoterrosos estão indicadas no quadro abaixo.

elemento	1ª EI (kcal/mol)	2ª EI (kcal/mol)	3ª EI (kcal/mol)	1ª EI + 2ª EI (kcal/mol)
${}^4_4\text{Be}$	+215	+420	+3550	+635
${}^{12}_{12}\text{Mg}$	+176	+346	+1848	+522
${}^{20}_{20}\text{Ca}$	+141	+274	+1181	+415
${}^{38}_{38}\text{Sr}$	+131	+253	–	+384

Assinale (V) verdadeiro ou (F) falso.

- () A 1ª EI é o ΔH da reação $\text{M}_{(g)} \rightarrow \text{M}^+_{(g)} + \text{e}^-$.
- () A 2ª EI é maior que a 1ª EI porque o elétron a ser extraído se encontra em um orbital **p**.
- () A 1ª e a 2ª EI decrescem progressivamente em uma família porque a atração nuclear cresce neste sentido.
- () A energia requerida para remover um dos elétrons do átomo ou íon aumenta à medida que o átomo ou íon fica maior.
- () Consome-se mais energia para retirar um elétron do Be^+ do que para transformar Ca ou Sr em íons com configuração do gás nobre mais próximo.
- () O substancial aumento na 3ª EI decorre da retirada do elétron de um nível mais interno (**n** menor).

29. Como regra, a 1ª energia de ionização dos elementos cresce nos períodos com Z crescente, isto é, cresce da esquerda para a direita (→). Entretanto, há algumas irregularidades. Assim, a 1ª. energia de ionização dos elementos da família 2A é maior que a dos elementos da família 3A do mesmo período; a 1ª. energia de ionização dos elementos da família 5A é maior que a dos elementos da família 6A do mesmo período. Veja alguns exemplos:



Como explicar essas anomalias?

30. Compare as energias de ionização dos elementos abaixo e justifique.

A) 1ª energia de ionização de ${}_{15}\text{P}$ e ${}_{16}\text{S}$

B) 3ª energia de ionização de ${}_{43}\text{Tc}$ e ${}_{44}\text{Ru}$

Gabarito – Exercícios de Fixação					
01	02	03	04	05	06
*	*	*	*	*	A
07	08	09	10	11	12
*	B	*	A	B	A
13	14	15	16	17	18
*	A	A	A	D	E
19	20	21	22	23	24
B	E	B	*	A	*
25	26	27	28	29	30
A	*	C	*	*	*

* 01: A) 3º período, grupo 17

B) 5º período, grupo 9

C) 6º período, grupo 1

D) 6º período, grupo 3

02: A) Representativo, 4º período, grupo 18

B) Transição externa, 5º período, grupo 4

C) Transição externa, 6º período, grupo 12

D) Transição interna, 7º período, grupo 3

03: A) 14 B) 5 C) 51 D) 85

04: 2º período, grupo 17.

05: A) $n=3, \ell=2, m_\ell=+2, m_s=-1/2$; B) $n=5, \ell=1, m_\ell=+1, m_s=1/2$;

07: 4º período, grupo 7.

09: V – V – F – F

13: F – F – V – V

22: F – V – F – V

24: F – V – F – F – V

26: 1 e 13, respectivamente

28: V – F – F – F – V – V

29: É mais difícil remover 1 elétron do berílio devido a seu subnível mais energético totalmente preenchido ($2s^2$), que é de alta estabilidade, se comparado ao dobro ($2p^1$). No caso do nitrogênio, é mais difícil remover 1 elétron devido a seu subnível mais energético semipreenchido ($2p^3$), altamente estável, se comparado ao do oxigênio ($2p^4$).

30: A) $1^\circ \text{EI}(\text{P}) > 1^\circ \text{EI}(\text{S})$

B) $3^\circ \text{EI}(\text{Tc}) > 3^\circ \text{EI}(\text{Ru})$



Exercícios Propostos

01. Quais os cientistas considerados os descobridores da periodicidade química e que, com base nela, criaram a classificação periódica (Tabela Periódica) dos elementos? Em que época aconteceu esse evento?

02. Cite três classificações com indícios de periodicidade que antecederam as classificações de Mendeleev e Lothar Meyer.

03. A classificação de Newlands funcionava bem até o cálcio, na sequência dos elementos em ordem crescente de massas atômicas. De fato, de sete em sete elementos havia repetição de propriedades (1° elemento semelhante ao 8° , 15° etc). Na Tabela Periódica atual, para os elementos do lítio até o cálcio, as propriedades se repetem de 8 em 8 elementos e não de 7 em 7. Como se explica esse fato?

04. Na primitiva classificação periódica de Mendeleev, os elementos foram colocados em ordem crescente de suas massas atômicas. Entretanto, em alguns casos, excepcionalmente, não foi obedecida essa ordem crescente de massas atômicas. Assim, o telúrio foi colocado antes do iodo, embora a massa atômica do telúrio fosse superior à do iodo. A partir de quando desapareceram essas anomalias, isto é, elementos com massas atômicas maiores colocados antes de elementos com massas atômicas menores?

05. Qual o enunciado atual da Lei Periódica dos elementos? Qual o seu significado?

06. Qual o enunciado da Lei Periódica antes do conceito de número atômico de Moseley?

07. A massa atômica é uma propriedade periódica ou aperiódica? Por quê?

08. Em 1819, os físicos franceses Dulong e Petit enunciaram a lei (regra): “O produto da massa atômica em gramas de um elemento sólido pelo seu calor específico é, aproximadamente, constante e igual a 6,4 cal.” Com base nessa lei (regra) você conclui que o calor específico dos elementos é uma propriedade periódica ou aperiódica?

09. A Lei Periódica dos elementos diz que as suas propriedades são funções periódicas dos seus números atômicos. Isso quer dizer que de intervalos (períodos) de números atômicos há repetição de propriedades. Quais são os valores dos referidos intervalos? Qual a razão desses valores numéricos?

10. Dentre as propriedades dos elementos:

A) tamanho do átomo (raio atômico).

B) volume atômico (volume molar no estado sólido).

C) eletronegatividade.

D) energia de ionização.

E) eletroafinidade ou afinidade eletrônica.

F) pontos de fusão e de ebulição.

G) densidade no estado sólido.

H) reatividade química.

I) nox máximo e nox mínimo nos compostos.

J) caráter metálico e não metálico.

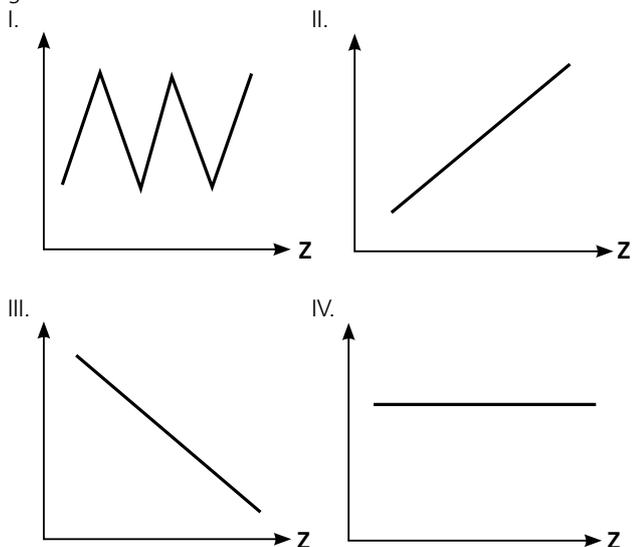
K) massa atômica.

L) calor específico.

M) calor molar (quantidade de calor necessária para elevar de 1°C a massa molar do elemento) no estado sólido.

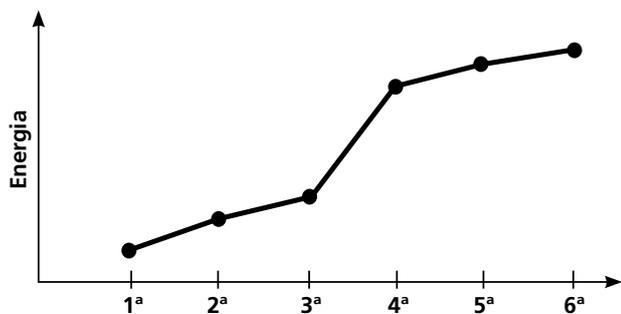
Quais dessas propriedades são periódicas?

11. A seguir, têm-se esboços grosseiros dos gráficos das propriedades dos elementos em função do número atômico. Associe cada propriedade, citada na questão anterior, com os gráficos mencionados.



12. Na curva (gráfico) dos raios atômicos dos elementos em função dos números atômicos, quais os elementos correspondentes aos picos (máximos) e aos mínimos? Esses máximos e mínimos crescem ou decrescem com o número atômico (Z) crescente?
13. Idem, na curva das energias de ionização.
14. Idem, na curva das eletronegatividades (excluindo os gases nobres).
15. Idem, na curva dos volumes atômicos ou volumes molares no estado sólido.
16. Idem, na curva das densidades no estado sólido.
17. Idem, nas curvas de pontos de fusão e de ebulição.
18. Coloque os elementos do 2º período (${}_3\text{Li}$, ${}_4\text{Be}$, ${}_5\text{B}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{10}\text{Ne}$) em ordem crescente de suas 1ªs energias de ionização.
19. Idem, para os elementos do 3º período (${}_{11}\text{Na}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$ e ${}_{18}\text{Ar}$).

20. O gráfico abaixo representa os valores das 1ª, 2ª, 3ª etc., energias de ionização do alumínio ($Z = 13$) em unidades arbitrárias por mol.



Por que o trecho entre a 3ª e a 4ª energias de ionização no gráfico é significativamente mais ascendente? Se fossem assinalados nesse mesmo gráfico os valores das 7ª, 8ª..., 13ª energias de ionização do Al , qual outro trecho que seria significativamente mais ascendente?

21. Um elemento X apresenta os seguintes valores para as 1ª, 2ª, 3ª..., energias de ionização em kcal/mol:

1ª	2ª	3ª	4ª	5ª	6ª	7ª	8ª
241	453	695	1184	1500	5083	6072	7132

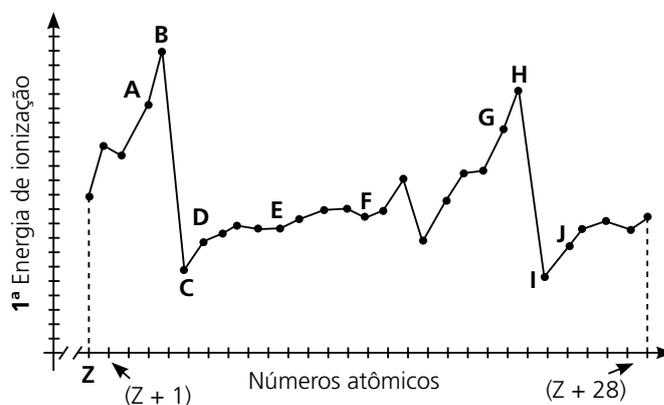
Em que grupo da Tabela Periódica está localizado o elemento?

22. Um elemento X apresenta os seguintes valores para as 1ª, 2ª, 3ª..., energias de ionização em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

1ª	2ª	3ª	4ª	5ª	6ª
500	4600	6900	9500	13400	16600

Em que família da Tabela Periódica está o elemento?

23. Considere o gráfico abaixo, que representa os valores das primeiras energias de ionização dos elementos de número atômico entre Z e $Z+28$. Os elementos foram representados pelas letras A, B, C, \dots , que nada têm a ver com os respectivos símbolos.



Quais das afirmações seguintes são **incorretas**?

- I. B e H são gases nobres;
- II. A e G são halogênios;
- III. C e I são metais alcalinos;
- IV. O composto resultante da combinação de A com D será iônico e sua fórmula mais provável será DA_2 ;
- V. O elemento E está localizado no grupo 6B da Tabela Periódica;
- VI. Dentre os elementos A, B, C, D e E o mais eletronegativo é B e o menos eletronegativo é C ;
- VII. Entre os elementos de A a J não existe nenhum do bloco f da Tabela Periódica;
- VIII. Pela informação fornecida pelo gráfico, concluímos que o elemento F só pode estar localizado no 4º ou no 5º período da Tabela Periódica;
- IX. Dentre os elementos representados no gráfico o de maior volume atômico é o elemento I ;
- X. O hidreto de G é gasoso nas condições ambientais e dissolvido em água produz um ácido;
- XI. O hidreto de C é sólido nas condições ambientais;
- XII. O elétron de maior energia dos átomos de C e E , em seus estados fundamentais, tem o mesmo número quântico principal;
- XIII. Em relação aos pontos de fusão das respectivas substâncias simples podemos afirmar que $G > A$ e $I < C$.

05: As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos. Isso quer dizer que de intervalos em intervalos (períodos) de números atômicos, na sequência dos elementos em ordem crescente de números atômicos, há repetição de propriedades (elementos semelhantes).

Observação: nem todas as propriedades são periódicas; existem propriedades aperiódicas, mas constituem uma minoria.

06: As propriedades dos elementos são funções periódicas de suas massas atômicas.

07: A massa atômica é uma propriedade aperiódica porque sempre cresce com o número atômico crescente.

08: À medida que cresce a massa atômica, decresce o calor específico. Como a massa atômica é uma propriedade aperiódica crescente (sempre cresce com o número atômico), o calor específico é uma propriedade aperiódica decrescente (sempre decresce com o número atômico crescente).

09: Na sequência dos elementos em ordem crescente de números atômicos, excluindo o hidrogênio que é um elemento atípico, a cada 8, 8, 18, 18 e 32 elementos, respectivamente, há repetição de propriedades. O fato de haver repetição de propriedades a cada 8, 18 e 32 elementos é devido à repetição de distribuições eletrônicas ao serem completadas as camadas da eletrosfera.

10: Todas, exceto (k) e (l) que são aperiódicas e (m) que é aproximadamente constante.

11: Gráfico I: a, b, c, d, e, f, g, h, i, j; Gráfico II: k; Gráfico III: 1, Gráfico IV: m.

12: Máximos: metais alcalinos; Mínimos: gases nobres. Os máximos e mínimos crescem com Z crescente.

13: Máximos: gases nobres; Mínimos metais alcalinos. Os máximos e mínimos decrescem com Z crescente.

14: Máximos: halogênios; Mínimos: metais alcalinos. Os máximos e mínimos decrescem com Z crescente.

15: Máximos: metais alcalinos; Mínimos: elementos da região central da tabela. Os máximos e mínimos crescem com Z crescente.

16: Máximos: elementos da região central da tabela; Mínimos: gases nobres. Os máximos e mínimos crescem com Z crescente.

17: Máximos: elementos da região central da tabela; Mínimos: gases nobres. Os mínimos crescem com Z crescente; os máximos crescem e decrescem com Z crescente (não há regularidade).

18: $Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$

19: $Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl < Ar$

20: Nas 1ª, 2ª e 3ª energias de ionização o elétron é removido da mesma camada ou nível ($n = 3$) e por isso o aumento de energia de ionização da 1ª para a 2ª e da 2ª para a 3ª é aproximadamente uniforme. Na 4ª energia de ionização é removido um elétron de uma camada mais interna ($n = 2$) e por isso o aumento da energia de ionização da 3ª para a 4ª é significativamente maior e o respectivo trecho no gráfico é mais ascendente. Da 4ª para a 11ª energias de ionização o elétron é removido da mesma camada ($n = 2$) e por isso o aumento é uniforme. Da 11ª para a 12ª energias de ionização o elétron removido é de uma camada mais interna ($n = 1$) e no gráfico esse trecho seria significativamente mais ascendente.

21: Os aumentos das energias de ionização, da 1ª à 5ª, são aproximadamente uniformes. Da 5ª para 6ª energias de ionização o aumento é muito maior. **Conclusão:** os 5 primeiros elétrons removidos do átomo de X estão na mesma camada, ou seja, a última camada do átomo tem 5 elétrons e por isso X está localizado no grupo 5A. Fazendo um gráfico semelhante ao do exercício anterior nota-se que no trecho entre a 5ª e a 6ª energias de ionização a curva é significativamente mais ascendente.

22: Família dos metais alcalinos (grupo IA).

23: São incorretas as afirmações VI e XII.

24: Fazendo a média aritmética do antecessor e do sucessor, temos:

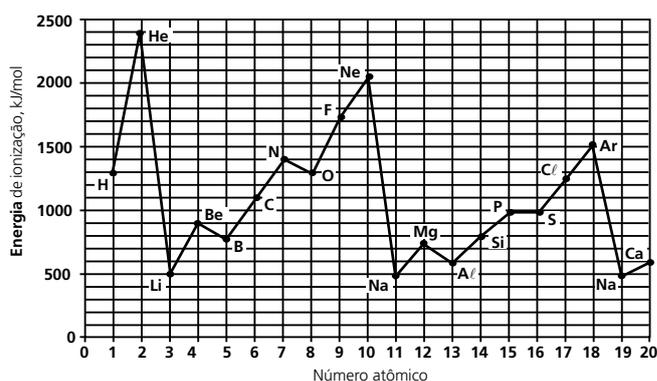
Raio do $Na^+ = 97$ pm

Raio do $Sr^{2+} = 117$ pm

Mendeleev corrigiu valores de várias propriedades de elementos já conhecidos fazendo a média aritmética dos valores dos elementos vizinhos nas respectivas famílias. Pelo mesmo raciocínio, Mendeleev fez previsão de valores de propriedades (macroscópicas) para elementos desconhecidos como o eka-boro (escândio), o eka-alumínio (gálio) e o eka-silício (germânio).

QUESTÕES DO IME

01. (IME-2004) A incidência de radiação eletromagnética sobre um átomo é capaz de ejetar o elétron mais externo de sua camada de valência. A energia necessária para a retirada deste elétron pode ser determinada pelo princípio da conservação de energia, desde que se conheça sua velocidade de ejeção. Para um dado elemento, verificou-se que a velocidade de ejeção foi de $1,00 \cdot 10^6$ m/s, quando submetido a $1070,9$ kJ/mol de radiação eletromagnética. Considerando a propriedade periódica apresentada no gráfico a seguir (Energia de ionização \times Número Atômico) e a massa do elétron igual a $9,00 \cdot 10^{-31}$ kg, determine:



A) o elemento em questão, sabendo que este pertence ao terceiro período da Tabela Periódica.

B) o número atômico do próximo elemento do grupo.

C) as hibridizações esperadas para o primeiro elemento deste grupo.

02. (IME-1998) A Lei de Periodicidade (ou Lei de Moseley) diz que muitas propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos. Há, contudo, algumas propriedades cujos valores só aumentam ou só diminuem com o número atômico e que são chamadas propriedades aperiódicas. Cite duas propriedades aperiódicas dos elementos da Tabela Periódica e indique como as mesmas variam com o aumento do número atômico.

03. (IME-2005) Considerando os elementos químicos Be, B, F, Ca e Cs, classifique-os em ordem crescente de acordo com as propriedades periódicas indicadas.
 A) Raio atômico;
 B) Primeira energia de ionização.
04. (IME-2001) Dois elementos químicos **X** e **Y**, em seus estados fundamentais, são tais que:
- O elemento **X** possui os seguintes valores para os números quânticos do último elétron que entra na sua estrutura, considerando o Princípio de Construção de Wolfgang Pauli: $n = 3$, $\ell = 2$, $m = -1$ e $s = -1/2$.
 - Os números quânticos, principal e secundário, do elétron mais externo do elemento **Y** são, respectivamente, 2 e 1. Sabe-se ainda que, em relação a um observador externo, **Y** possui 4 elétrons de mais baixa energia, ou que, em relação a um observador situado no núcleo, os elétrons mais energéticos são 4.

Com base nestas informações, responda às seguintes perguntas sobre os elementos **X** e **Y**.

- Quais são suas distribuições eletrônicas e seus números atômicos?
- A que grupo e período da Tabela Periódica pertence cada elemento?
- Como devem ser classificados os elementos: representativo, de transição ou de transição interna?
- Qual o elemento mais eletronegativo?
- Qual o elemento de potencial de ionização mais baixo?
- Qual o elemento de maior afinidade eletrônica?
- Em que estado físico devem se encontrar os elementos nas condições ambientais de pressão e temperatura?
- Que tipo de ligação deve se formar entre os átomos de **X**?

Gabarito – Questões do IME			
01	02	03	04
*	*	*	*

- 01: A) Silício.
 B) 32 (germânio).
 C) sp , sp^2 e sp^3 (carbono).
- 02: A massa atômica, de um modo geral, só aumenta com o aumento do número atômico. Já o calor específico, em geral, diminui com o aumento do número atômico.
- 03: A) $F < B < Be < Ca < Cs$
 B) $Cs < Ca < B < Be < F$
- 04: A) ${}_{22}X - [{}_{18}Ar]3d^24s^2$ ou ${}_{27}X - [{}_{18}Ar]3d^74s^2$; ${}_8Y - 1s^22s^22p^4$
 B) X – 4º período, grupo 4 ou 9; Y – 2º período, grupo 16
 C) X – transição; Y – representativo
 D) Y
 E) X
 F) Y
 G) X – sólido; Y – gasoso
 H) Metálica

QUESTÕES DO ITA

01. (ITA-1997) Dadas as configurações eletrônicas dos seguintes átomos no seu estado fundamental:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



Anotações

FARIAS BRITO DO BRASIL

1º LUGAR DO BRASIL NO IME*

- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA BRASILEIRA DE QUÍMICA
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA BRASILEIRA DE BIOLOGIA
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA BRASILEIRA DE FÍSICA
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA ÍBERO-AMERICANA DE QUÍMICA
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA ÍBERO-AMERICANA DE BIOLOGIA
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA ÍBERO-AMERICANA DE FÍSICA

1º LUGAR DO BRASIL NO ITA*

- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA BRASILEIRA DE QUÍMICA JR.
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA BRASILEIRA DE INFORMÁTICA
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA RIO PLATENSE DE MATEMÁTICA
- 1º LUGAR DO BRASIL NA OLIMPIADA INTERNACIONAL DE CIÊNCIAS JR.
- 1º LUGAR DO BRASIL NO COLÉGIO NAVAL

*Comparativo entre todas as capitais.

**Quando você escolhe uma escola de excelência,
o mundo escolhe você.**

www.fariasbrito.com.br