

DISCIPLINA

Arquitetura Atômica e Molecular

Propriedades periódicas dos elementos

Autores

Ótom Anselmo de Oliveira
Joana D'Arc Gomes Fernandes



aula

07

Governo Federal

Presidente da República

Luiz Inácio Lula da Silva

Ministro da Educação

Fernando Haddad

Secretário de Educação a Distância – SEED

Ronaldo Motta

Universidade Federal do Rio Grande do Norte

Reitor

José Ivonildo do Rêgo

Vice-Reitor

Nilsen Carvalho Fernandes de Oliveira Filho

Secretária de Educação a Distância

Vera Lúcia do Amaral

Secretaria de Educação a Distância- SEDIS

Coordenadora da Produção dos Materiais

Célia Maria de Araújo

Coordenador de Edição

Ary Sergio Braga Olinisky

Projeto Gráfico

Ivana Lima

Revisores de Estrutura e Linguagem

Eugenio Tavares Borges

Marcos Aurélio Felipe

Pedro Daniel Meirelles Ferreira

Revisoras de Língua Portuguesa

Janaina Tomaz Capistrano

Sandra Cristinne Xavier da Câmara

Ilustradora

Carolina Costa

Editoração de Imagens

Adauto Harley

Carolina Costa

Diagramadores

Mariana Araújo Brito

Adaptação para Módulo Matemático

Thaís Maria Simplicio Lemos

Imagens Utilizadas

Banco de Imagens Sedis (Secretaria de Educação a Distância) - UFRN

Fotografias - Adauto Harley

MasterClips IMSI MasterClips Collection, 1895 Francisco Blvd,

East, San Rafael, CA 94901, USA.

MasterFile – www.masterfile.com

MorgueFile – www.morguefile.com

Pixel Perfect Digital – www.pixelperfectdigital.com

FreeImages – www.freeimages.co.uk

FreeFoto.com – www.freefoto.com

Free Pictures Photos – www.free-pictures-photos.com

BigFoto – www.bigfoto.com

FreeStockPhotos.com – www.freestockphotos.com

OneOddDude.net – www.oneodddude.net

Stock.XCHG - www.sxc.hu

Divisão de Serviços Técnicos

Catálogo da publicação na Fonte. UFRN/Biblioteca Central “Zila Mamede”

Oliveira, Ótom Anselmo de

Arquitetura atômica e molecular / Ótom Anselmo de Oliveira, Joana D'arc Gomes

Fernandes – Natal (RN) : EDUFRN – Editora da UFRN, 2006.

280 p.

ISBN 85-7273-278-0

1. Ligações químicas. 2. Modelos atômicos. 3. Tabela periódica. I. Fernandes, Joana D'arc Gomes. II. Título.

RN/UFR/BCZM 2006/18

CDU 541

CDD 541.5

Todos os direitos reservados. Nenhuma parte deste material pode ser utilizada ou reproduzida sem a autorização expressa da UFRN - Universidade Federal do Rio Grande do Norte.

Apresentação

Na aula 6 (Tabela periódica dos elementos), descrevemos a construção da tabela periódica, citando fatos históricos e discutindo dados experimentais considerados na sua formatação. Nesta aula, analisaremos algumas relações entre propriedades periódicas e configurações eletrônicas que são os fatores determinantes do comportamento químico dos elementos.

Essas análises facilitarão a interpretação das propriedades periódicas, o que é de fundamental importância para se compreender a Química de uma forma global, em aspectos como reatividade, estabilidade (térmica, termodinâmica e cinética), dimensões atômicas ou iônicas e outras características físicas e químicas dos elementos e das espécies químicas formadas a partir destes.

Para tanto, discutiremos algumas das propriedades atômicas, analisando suas variações ao longo de um período ou de um grupo, com foco nos fatores que provocam as semelhanças ou diferenças observadas entre os vários elementos.

Objetivos



- 1** Mostrar correlações entre algumas propriedades dos elementos químicos e a dependência dessas propriedades com as configurações eletrônicas.
- 2** Analisar os comportamentos periódicos da carga nuclear efetiva (Z_{ef}), dos raios atômicos (r) e iônicos (raio dos cátions, r^+ , e dos ânions, r^-), da energia de ionização (I) e da eletroafinidade (E_a).



Periodicidade das propriedades dos elementos

É importante compreender o que provoca os fenômenos químicos a nível dos átomos, pois estas unidades são as determinantes de tais fenômenos. É analisando as características específicas de cada átomo que se pode compreender as propriedades dos elementos e das substâncias por eles formadas.

Uma análise dessa natureza mostra que as propriedades químicas têm uma dependência direta da configuração eletrônica no nível de valência dos átomos, embora os níveis eletrônicos mais internos também influenciem em tais propriedades.

Partindo desse entendimento, passaremos a discutir aspectos relacionados a algumas das propriedades periódicas mais utilizadas no estudo dos elementos.

Carga nuclear efetiva

Na aula 4 (O modelo atômico atual e os números quânticos), você aprendeu a calcular a carga nuclear efetiva ($Z_{e,f}$) sobre um dos elétrons de um átomo ou de um íon simples. Talvez ainda não tenha percebido, mas esse parâmetro, salvo algumas exceções, aumenta sistematicamente ao longo dos períodos na tabela periódica, conforme está ilustrado na Figura 1. Assim, podemos dizer que a carga nuclear efetiva é uma propriedade periódica.

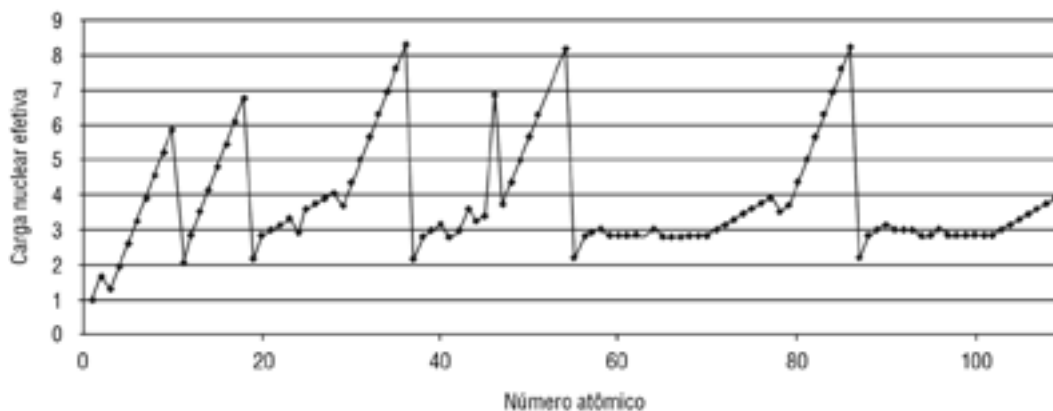


Figura 1 – Variação da carga nuclear efetiva com o número atômico

Observação ainda mais importante que poderá ser feita é a comparação do gráfico apresentado na Figura 1 com os gráficos de outras propriedades atômicas – como raio atômico ou iônico, energia de ionização, afinidade eletrônica, entre outras. A partir dessa comparação, você concluirá que tais propriedades se correlacionam com a carga nuclear efetiva, variando (na tabela periódica) no mesmo sentido ou em sentido inverso ao dessa carga, dependendo da relação existente entre elas.

Tal fato não deve ser surpreendente, já que essas propriedades dependem das interações eletrostáticas entre os elétrons e os núcleos dos átomos ou dos íons, o que leva à conclusão de que as propriedades periódicas são fortemente influenciadas pelas cargas nucleares efetivas atuantes sobre os elétrons, conforme será visto nos itens seguintes.

Raios atômico e covalente

Os orbitais atômicos não possuem limites bem estabelecidos. Conseqüentemente, não se poderia, verdadeiramente, definir raios atômicos. Porém, isso é feito em virtude da conveniência de se dispor de parâmetros correlacionados com as dimensões atômicas ou com os comprimentos de ligações. Assim, no caso dos metais e dos gases nobres, define-se o **raio atômico** (r) como a metade da distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos, na forma sólida, como é mostrado na Figura 2.

Se o elemento for um não-metal, o raio será a metade da distância (d) entre os núcleos de dois átomos desse elemento que estejam ligados por ligação covalente. Esses raios recebem os nomes genéricos de **raio atômico** ou **raio metálico** ou **raio covalente**, conforme o caso em tela.

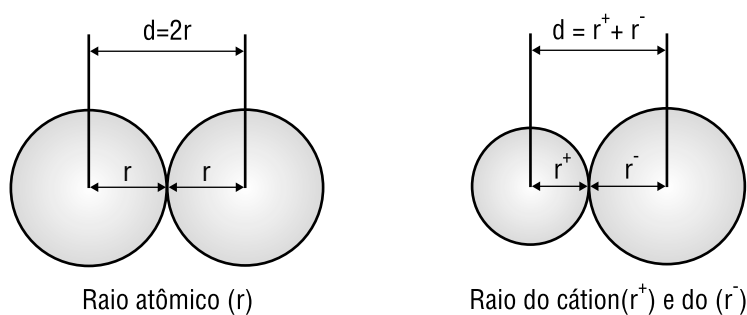


Figura 2 – Definição dos raios atômicos, covalentes e iônicos



Raios

Para o hidrogênio e os hidrogenóides, podem ser feitas boas estimativas dos raios médios, usando as funções de onda relacionadas ao único elétron dessas espécies.

Para os demais elementos, as estimativas, apesar de úteis, são menos confiáveis.

Os **raios** dos átomos ou dos íons se relacionam com a carga nuclear efetiva e com o número quântico principal do orbital mais externo através da equação:

$$r = f \left(\frac{n^2}{Z_{ef}} \right)$$

na qual f é uma função derivada da função de onda correspondente ao elétron no orbital de maior número quântico (n) do elemento.

Como o valor da carga nuclear efetiva (Z_{ef}) aumenta da esquerda para a direita e n se mantém constante em cada período, o raio do átomo (r) deve diminuir nesse mesmo sentido. Já nos grupos, o número quântico principal do orbital de maior energia (n) aumenta de cima para baixo, enquanto a carga nuclear efetiva (Z_{ef}) quase não varia. Como conseqüência, o raio dos átomos aumenta com o número atômico, conforme está indicado na Figura 3.

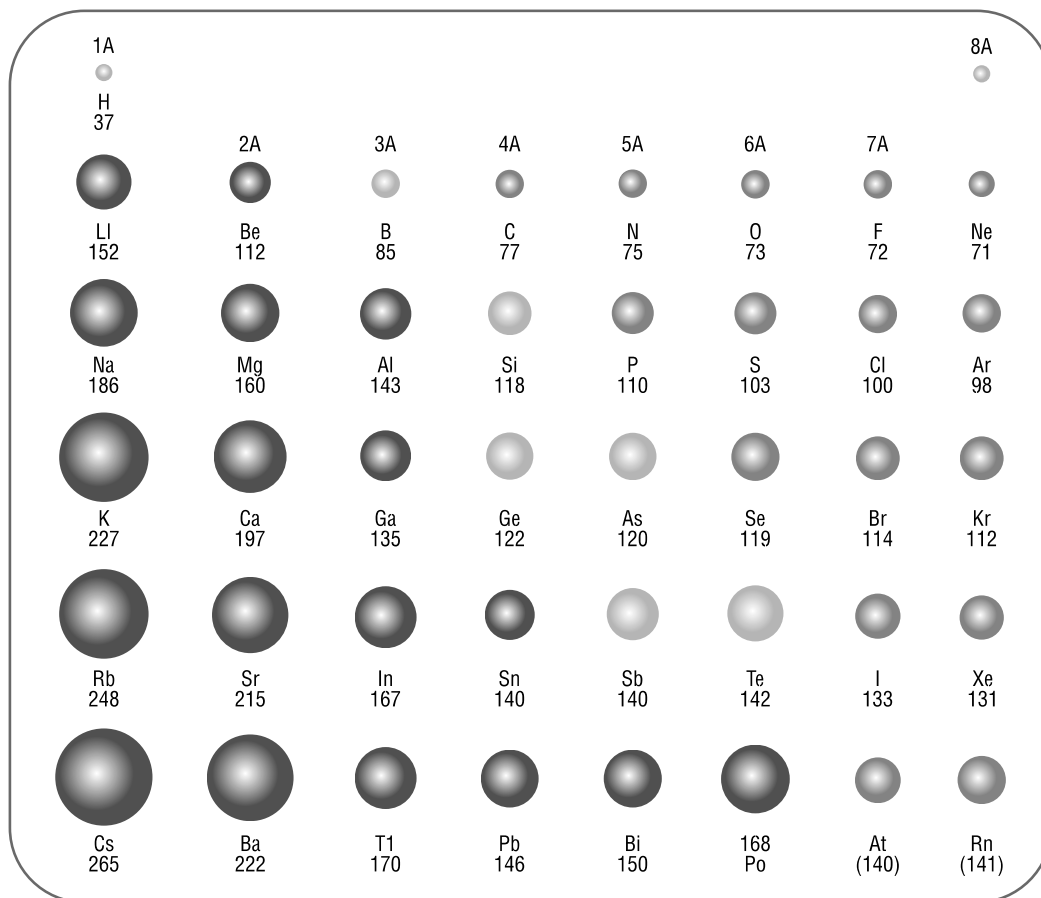


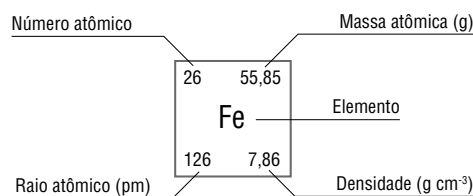
Figura 3 – Raios atômicos (pm) dos elementos representativos

Um fato interessante ocorre com os lantanídeos. Neles, a carga nuclear efetiva (Z_{ef}) aumenta de forma mais intensa com o aumento do número atômico (Z) do que nos outros elementos. Isso é atribuído à fraca blindagem que os elétrons nos orbitais $4f$ exercem sobre os demais elétrons. Com isso, as repulsões dos elétrons adicionados aos orbitais $4f$ ao longo do **bloco f** não compensam o aumento da carga nuclear (Z), o que conduz à formação de átomos mais compactos, com uma acentuada diminuição nos raios atômicos e iônicos desses elementos. Esse fenômeno, denominado **contração dos lantanídeos**, exerce um importante efeito sobre os raios atômicos ou iônicos dos metais de transição pós-lantanídeos, que são os elementos de transição do sexto período, como podemos observar na **Tabela 1**.

Nessa tabela, estão listados os raios atômicos dos elementos de transição do quarto, quinto e sexto períodos. Os dados mostram que os elementos da terceira série de transição (sexto período) têm raios menores ou muito próximos aos dos elementos da segunda série de transição (quinto período), contrariando a tendência geral de crescimento dos raios atômicos na tabela periódica, que é de cima para baixo. Não parece haver dúvida de que isso seja provocado pela contração dos lantanídeos. Um argumento para tal conclusão é o fato do efeito ser mais pronunciado nos primeiros elementos da série, diminuindo ao longo dessa devido à entrada de elétrons nos orbitais $5d$, o que vai tornando essa influência menos significativa.

Tabela 1 – Algumas propriedades dos elementos de transição *d*

4	21 44,96 Sc 164 3,0	22 47,90 Ti 147 4,5	23 50,94 V 135 6,0	24 52,00 Cr 129 7,1	25 54,94 Mn 137 7,45	26 55,85 Fe 126 7,86	27 58,93 Co 125 8,9	28 58,71 Ni 125 8,9	29 63,54 Cu 128 8,96	30 65,37 Zn 137 7,14
5	39 88,91 Y 182 4,5	40 91,22 Zr 160 6,4	41 92,91 Nb 147 8,5	42 95,94 Mo 140 10,2	43 (98) Tc 135 11,5	44 101,07 Ru 134 12,5	45 102,91 Rh 134 12,5	46 106,42 Pd 137 12,0	47 107,87 Ag 144 10,5	48 112,40 Cd 152 8,6
6	57 138,91 Lu 172 9,7	72 178,49 Hf 159	73 180,95 Ta 147 16,6	74 183,85 W 141 19,3	75 186,21 Re 137 21,0	76 190,20 Os 135 22,5	77 192,22 Ir 136 22,6	78 195,09 Pt 139 21,5	79 196,97 Au 144 19,3	80 200,59 Hg 155 13,6



Densidade

Densidade, $d = m/V$, geralmente é expressa em g cm⁻¹. Nos sólidos cristalinos, é a razão da massa da célula unitária pelo volume da célula unitária.

Um dos efeitos da contração dos lantanídeos sobre os metais da terceira série de transição é a alta densidade que esses elementos apresentam. Isso acontece porque, como pode ser visto na Tabela 1, seus raios atômicos são semelhantes aos dos elementos da segunda série de transição, apesar das massas atômicas serem maiores, o que indica um empacotamento mais compacto e uma maior **densidade**, uma vez que densidade é a razão da massa pelo volume.

É por essa razão que os elementos mais densos estão localizados no sexto período da tabela periódica.

Efeito semelhante, porém menos intenso, é observado entre o terceiro e o quarto períodos do **bloco p**. Nesse caso, o fenômeno é provocado pelo preenchimento dos orbitais $3d$. Observa-se, por exemplo, que, no **grupo 13**, o aumento do raio atômico do boro (88 pm) para o alumínio (143 pm) é igual a 55 pm, enquanto do alumínio para o gálio (153 pm) é de apenas 10 pm.



Atividade 1

1

Apresente argumentos que nos possibilite afirmar que rigorosamente não existe um raio atômico.

2

Usando dados da tabela periódica, construa um gráfico da variação dos raios atômicos com o número atômico e compare-o com o da carga nuclear efetiva. A que conclusões você chegou com essa comparação?

3

Dizer que, na tabela periódica, o raio atômico diminui da esquerda para a direita e aumenta de cima para baixo é expressar uma verdade genérica. Mas, os profissionais da química devem entender as razões para isso. Então, descreva algumas dessas razões.

4

Descreva, também, alguma anomalia e as razões para que ela seja observada nos raios atômicos de alguns elementos.

5

Explique por que alguns dos elementos mais densos estão no sexto período da tabela periódica.

O raio iônico



Raios iônicos

Os raios iônicos podem ser representados por r^+ para os cátions e por r^- para os ânions.

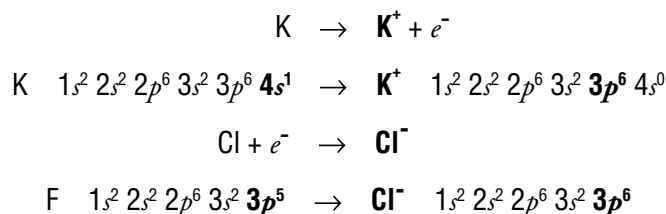
A determinação dos **raios iônicos** é mais complexa do que a dos raios atômicos, porque nas espécies iônicas não ocorrem ligações entre íons iguais, impedindo um procedimento semelhante ao utilizado para os átomos. Como consequência, os químicos adotaram o raio do íon óxido (O^{2-}), que é igual a 140 pm, como referência para determinar todos os raios iônicos.

A partir de tal referência, para determinar o raio de um cátion, basta determinar a distância de ligação num óxido formado por esse cátion e, dessa distância, subtrair o raio do íon óxido que o resultado da subtração será o raio do cátion. Assim, para o magnésio, por exemplo, cuja distância de ligação no seu óxido é 210 pm, pode-se dizer que o raio do cátion desse metal ($r_{Mg^{2+}}$) é igual a 70 pm.

Para determinar os raios dos ânions, procede-se de forma semelhante, porém, neste caso, usando-se raios dos cátions calculados a partir do íon óxido e subtraindo-se tais valores dos comprimentos de ligação em compostos com os ânions em estudo.

Os resultados obtidos mostram que os raios dos cátions são menores e os dos ânions são maiores do que os observados nos átomos que lhes dão origem. Isso ocorre não só pela perda ou pelo recebimento de elétrons nos orbitais mais externos, mas, também, pelo aumento (no caso dos cátions) ou pela diminuição (no caso dos ânions) das cargas nucleares efetivas sobre os elétrons de valência dessas espécies, se tais cargas forem comparadas com as observadas nos respectivos átomos não ionizados.

Para ilustrar essas afirmações, vamos analisar o que ocorre nas ionizações do potássio e do cloro, que podem ser descritas das seguintes formas:



Pode-se observar que o potássio perde seu único elétron do nível eletrônico 4. Assim, a carga nuclear efetiva (Z_{ef}) sobre cada elétron do orbital de valência passa de 2,20 no K para 7,75 no K^+ . Já o cloro permanece com o seu orbital de valência ($2p$), que recebe um elétron a mais e, como consequência, sua carga nuclear efetiva (Z_{ef}) passa de 6,10 no Cl para 5,75 no Cl^- .

Com isso, torna-se evidente que os elétrons do íon potássio passam a ser atraídos com mais intensidade do que eram no átomo de potássio. Já na formação do íon cloreto ocorre o oposto.

Partindo desse raciocínio, Linus Pauling propôs que as cargas nucleares efetivas e os raios iônicos de espécies isoeletrônicas se correlacionam através da equação:

$$\frac{r^+}{r^-} = \frac{Z_{ef}(Cl^-)}{Z_{ef}(K^+)}$$

Com essa equação, dispondo-se da distância interiônica de um dado composto binário (KCl, por exemplo), pode-se estimar os raios dos dois íons e, a partir destes, estimar os raios de outras espécies iônicas ligadas a qualquer um dos íons que foram analisados inicialmente.

Assim, no caso do cloreto de potássio, cujo comprimento de ligação é igual a 314 pm, a estimativa dos raios dos dois íons pode ser feita como descrevemos a seguir.

Inicialmente, estabelece-se a relação entre o raio do cátion e o raio do ânion, usando-se a equação anterior e as cargas nucleares efetivas dos íons. Ou seja:

$$\frac{r_{K^+}}{r_{Cl^-}} = \frac{Z_{ef}(Cl^-)}{Z_{ef}(K^+)} = \frac{5,75}{7,75} = 0,7419 \Rightarrow r_{K^+} = 0,7419r_{Cl^-}$$

Como a distância interiônica é igual à soma dos raios dos dois íons, podemos, facilmente estimar os seus valores com resultados muito próximos dos que são obtidos através de outras formas de determinação, operando as igualdades seguintes:

$$d = r_{K^+} + r_{Cl^-} = 0,7419r_{Cl^-} + r_{Cl^-} \quad \text{ou} \\ 1,7419r_{Cl^-} = 314 \text{ pm} \Rightarrow r_{Cl^-} = 180 \text{ pm} \quad \text{e} \quad r_{K^+} = 134 \text{ pm}$$

No exemplo anterior, o átomo de potássio perde sua quarta camada, o que já seria suficiente para justificar a redução do seu raio. Por outro lado, o cloro recebe um elétron nos orbitais $3p$, o que faz aumentar as repulsões intereletrônicas, contribuindo para expandir os orbitais de valência e, conseqüentemente, aumentar o raio do cloreto em relação ao cloro.

Esse comportamento ocorre de forma generalizada. Ou seja, os cátions são sempre menores e os ânions são sempre maiores do que os átomos neutros que lhes deram origem.



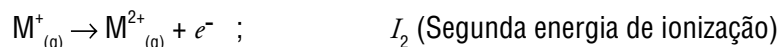
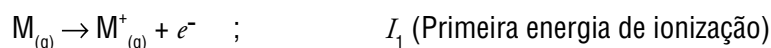
Energia de ionização



Estado padrão

O estado padrão para medidas termodinâmicas corresponde à temperatura de 298 K e à pressão de 1 bar.

Já foi visto que **energia de ionização** é definida como a energia necessária para remover um elétron de um átomo ou de um íon gasoso, no **estado padrão**, convertendo-o num íon com carga de uma unidade a mais do que a do estado inicial. Ou seja, energias de ionização são as energias necessárias para processos do tipo:



Num átomo ou num íon, o elétron mais facilmente removível é aquele que possui maior energia. No caso da remoção de mais de um elétron de um átomo, dizemos que a energia necessária para retirar o primeiro elétron é a primeira energia de ionização. Para o segundo elétron, a segunda energia de ionização, e assim sucessivamente.

Tal parâmetro normalmente é expresso em kJ mol^{-1} e, conforme está indicado na Tabela 2, aumenta da esquerda para a direita e de baixo para cima na tabela periódica.

Tabela 2 – Energias de ionização e de afinidade eletrônica dos elementos (valores em kJ mol^{-1})

Primeiras energias de ionização e valores da 1ª afinidade eletrônica (kJ mol^{-1}) de alguns elementos																		
Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período																		
1	H 1331 -72																	He 2372 99
2	Li 520 -57	Be 899 66											B 801 -15	C 1086 -121	N 1403 31	O 1314 -142	F 1681 -333	¹ Ne 2080 99
3	Na 496 -21	Mg 737 67											Al 577 -26	Si 786 -135	P 1012 -60	S 999 -200	Cl 1255 -348	Ar 1512
4	K 419	Ca 590	Sc 631	Ti 656	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 762	Co 758	Ni 736	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 760	As 947	Se 941	Br 1142 -324	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	Y 616	Zr 674	Nb 664	Mo 685	Tc 703	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 876	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1191 -295	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 503	La 541	Hf 760	Ta 760	W 770	Re 759	Os 840	Ir 900	Pt 870	Au 889	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At 912	Rn 1037
7																		

Elemento

F

1681 — Energia de Ionização

-333 — Afinidade Eletrônica

(Os valores numéricos são dados em kJ mol^{-1}), segundo Sanderson, R. T., Chemical Periodicity, Reinhold, N. York.



De forma similar ao que se fez para explicar as variações dos raios atômicos, mais uma vez é possível usar uma equação derivada da mecânica quântica (ou mesmo a **equação de Bohr**), que pode ser escrita na forma:

$$I = f \left[\frac{(Z_{ef})^2}{n^2} \right]$$

em que I é a energia de ionização, Z_{ef} é a carga nuclear efetiva e n é o número quântico principal do orbital ocupado pelo elétron a ser removido.

Essa equação indica que a energia de ionização aumenta com o quadrado da carga nuclear efetiva e diminui na razão direta do quadrado do número quântico principal do orbital ocupado pelo elétron considerado na ionização. Assim, deve-se esperar que a energia de ionização aumente da esquerda para a direita e diminua de cima para baixo na tabela periódica, o que realmente acontece, conforme está indicado na Tabela 2.

Porém, apesar da energia de ionização geralmente aumentar ao longo dos períodos, existem exceções a essa regra, como os casos do boro em relação ao berílio e do oxigênio em relação ao nitrogênio.

Tais anomalias são facilmente explicadas da seguinte maneira: no caso do boro, o elétron a ser removido está no orbital $2p$, enquanto no berílio, o elétron removido na primeira ionização ocupa um orbital $2s$. Como um elétron $2s$ se liga mais fortemente ao núcleo do que um elétron $2p$ e encontra-se totalmente preenchido, a energia necessária para ionizar o boro deve ser maior do que a energia capaz de ionizar o berílio, apesar da carga nuclear efetiva ser maior no boro.

No caso do oxigênio, a primeira energia de ionização é menor do que a do nitrogênio, porque o elétron é removido de um orbital $2p$ que contém um segundo elétron. Como dois elétrons num mesmo orbital se repelem com maior intensidade do que se estivessem em orbitais diferentes, um deles terá sua remoção facilitada. Além disso, a saída desse elétron gera o íon O^+ , no qual a configuração eletrônica alcança maior simetria, com o orbital $2p$ ficando semipreenchido ($2p_x^1$, $2p_y^1$ e $2p_z^1$), o que contribui para baixar a energia do íon formado.

Já no átomo de nitrogênio, tais fatores não ocorrem. Não existe repulsão elétron-elétron nos orbitais $2p$ porque cada orbital tem apenas um elétron. Além disso, esse subnível perde simetria quando o átomo se ioniza, pois fica com um dos seus orbitais $2p$ vazio – ao contrário do que ocorre no oxigênio, que fica semipreenchido após a primeira ionização.

Uma prova de que essas explicações são satisfatórias é o fato de que a segunda ionização, tanto do nitrogênio quanto do oxigênio (caracterizadas por saída de um elétron de orbitais p com apenas um elétron), ocorrer seguindo o comportamento geral da energia de ionização dos elementos na tabela periódica.

Por fim, deve ser destacado que anomalias ao comportamento geral, análogas às encontradas no boro e no oxigênio, verificadas em outros elementos, também podem ser explicadas com base em análises mais detalhadas das configurações eletrônicas desses elementos.

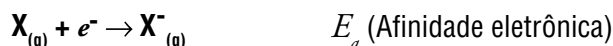
Equação de Bohr

Mesmo que a equação de Bohr tenha sido desenvolvida apenas para o hidrogênio e hidrogenóides, ela pode ser usada para especulações sobre as energias dos elétrons nos átomos em termos de comportamento genérico.

Afinidade eletrônica



A afinidade eletrônica ou eletroafinidade de um átomo é definida como a quantidade de energia liberada ou absorvida quando um átomo ou íon gasoso, sob condições padrão, recebe um elétron.



Sinal menos

Por definição, a eletroafinidade é o oposto da energia de ionização, o que justifica a colocação do sinal menos no segundo membro da equação.

À semelhança da energia de ionização, esse parâmetro também depende das interações entre elétrons e núcleo de átomos ou íons. Assim, sua expressão matemática pode ser feita por uma equação semelhante à da energia de ionização (que acabamos de analisar), por definição, antecedida do **sinal menos**. Ou seja:

$$E_a = -f \frac{(Z_{ef})^2}{n^2}$$

Nesses processos, quanto mais negativo for o valor da afinidade eletrônica, maior é a tendência do átomo a receber o elétron e, dessa maneira, formar ânions de maior estabilidade.

De uma forma geral, na tabela periódica, a afinidade eletrônica aumenta da direita para a esquerda e diminui de cima para baixo, seguindo tendência oposta às dos raios atômicos. Podemos verificar, por exemplo, que a afinidade eletrônica dos halogênios – F, Cl, Br e I –, integrantes do grupo 17, apresenta valores negativos bastante elevados, conforme se observa na Tabela 2. Como consequência, os ânions formados por esses elementos apresentam alta estabilidade.

Comportamento oposto é observado nos metais, o que pode ser relacionado com as baixas cargas nucleares efetivas sobre os elétrons de maior energia desses elementos. Assim, em virtude das baixas afinidades eletrônicas (só ocorrendo recepção de elétrons com absorção de energia), torna-se difícil a formação de ânions metálicos.

Por fim, os gases nobres (grupo 18) apresentam afinidades eletrônicas tão positivas que praticamente impossibilitam a formação de ânions desses elementos.

Além das propriedades discutidas nesta aula, várias outras (como ponto de fusão, ponto de ebulição, volume atômico, densidade) são importantes e devem ser analisadas por você para consolidar seus conhecimentos. Em muitas ocasiões ao longo do curso e na vida profissional, certamente você precisará utilizá-las. Especificamente, discutiremos a eletronegatividade na aula 8, quando iniciaremos os estudos sobre as ligações químicas.



Atividade 2

1

Compare os raios atômicos dos metais alcalinos com os raios dos seus cátions; e dos halogênios com os dos seus ânions. Quais as diferenças observadas? Explique-as.

2

Calcule a carga nuclear efetiva sobre o elétron mais energético dos elementos: Na, Mg, P e Cl. Em seguida, correlacione os valores encontrados com as energias de ionização, com a afinidade eletrônica e com os raios atômicos de cada elemento. Que conclusão você tira dessa comparação?

3

Utilizando a bibliografia citada nesta aula e os conhecimentos que você já adquiriu, faça uma análise sobre as variações do volume atômico, da densidade e do caráter metálico dos elementos da tabela periódica.

Resumo

Nesta aula, foram analisados os comportamentos periódicos da carga nuclear efetiva (Z_{ef}), dos raios atômicos e iônicos (r^+ , para os cátions e r^- , para os ânions), do potencial (ou energia) de ionização (I), da eletroafinidade (E) e alguns aspectos sobre a densidade. Verificou-se que os parâmetros estudados se correlacionam entre si e que todos dependem das configurações eletrônicas dos átomos ou dos íons. Além disso, foi abordada a contração lantanídica e as suas consequências sobre algumas propriedades de elementos pós-lantanídeos.

Auto-avaliação

- 1** Compare os elementos Si, S e Cl, e explicando as razões, coloque-os na ordem crescente de:
 - a.** raios atômicos;
 - b.** energia de ionização;
 - c.** eletroafinidade.
- 2** Coloque os íons N^{3-} , O^{2-} e F^- em ordem crescente de tamanho. Explique resumidamente a razão da ordem dada.
- 3** Explique a razão da variação do tamanho dos átomos quando aumenta o número atômico ao longo de um período.
- 4** Defina energia de ionização e afinidade eletrônica.
- 5** Qual a tendência de crescimento da energia de ionização em um período? Explique resumidamente por que a energia de ionização do oxigênio é menor do que a do nitrogênio.
- 6** A primeira energia de ionização do $\text{K}_{(g)}$ é 419 kJ mol^{-1} . A afinidade eletrônica do $\text{F}_{(g)}$ é 333 kJ mol^{-1} . Considere que um mol de átomos de $\text{K}_{(g)}$ reage com um mol de átomos de $\text{F}_{(g)}$ para formar um mol de K^+ e $\text{Cl}_{(g)}^-$. Esse processo libera ou absorve energia? Em que quantidade?
- 7** Calcule a frequência da radiação capaz de ionizar um átomo de lítio, sendo que a primeira energia de ionização do Li é 520 kJ mol^{-1} .
- 8** Para cada um dos seguintes pares, indique qual tem maior tendência à oxidação (perder elétrons) e explique brevemente o porquê: a) Na e Fe; b) C e F; c) V e Cr.

9

A tabela seguinte relaciona os raios de Pauling de alguns íons metálicos em pm.

M ²⁺	r(pm)	M ³⁺	r(pm)	M ⁴⁺	r(nm)
Ca ²⁺	100	Sc ³⁺	81	Ti ⁴⁺	68
Sr ²⁺	116	Y ³⁺	93	Zr ⁴⁺	80
Ba ²⁺	136	La ³⁺	115	Hf ⁴⁺	–

A que causas você atribui o padrão de variação desses raios iônicos? Qual o raio iônico aproximado do íon Hf⁴⁺?

Referências

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípio de química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BRADY, J. E.; RUSSEL, J. E.; HOLUM, J. R. **Química: a matéria e suas transformações**. 3.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. v. 1 e 2.

GARRITZ, A.; CHAMIZO, J. A. **Química**. São Paulo: Prentice Hall, 2003.

J. D. LEE. **Química inorgânica não tão concisa**. 5.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1999.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR, P. **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. v. 1 e 2.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química: um curso universitário**. 4.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1993.

SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. **Química inorgânica**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2003.

Secretaria de
Educação a Distância

Ministério
da Educação

