

Propriedades Químicas

Álvaro Montebelo Barcelos

Este documento tem nível de compartilhamento de acordo com a licença 3.0 do [Creative Commons](http://creativecommons.org).



<http://creativecommons.org.br>
<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/br/legalcode>

Propriedades Químicas

1) Eletronegatividade

Quatro conselhos de mãe:

- 1º) Beba leite porque é fonte de cálcio!
- 2º) Menina, você precisa comer feijão, pois tem ferro!
- 3º) Garoto, coma banana porque é rica em potássio!
- 4º) Meu filho, escove bem os dentes, pois o flúor da pasta previne a formação de cáries!

Essas recomendações feitas pelas nossas preocupadas mães nos falam sobre a presença de determinados elementos químicos nos alimentos e sua importância para nossa saúde. No entanto, precisamos ter atenção, pois há uma diferença entre a forma na qual eles se encontram nos exemplos acima e como aparecem na Tabela Periódica. Os elementos químicos citados, assim como os presentes em outros alimentos, aparecem como íons, e não na forma neutra da tabela dos elementos químicos.

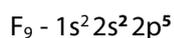
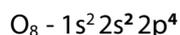
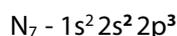
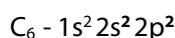
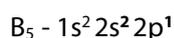
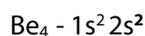
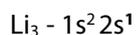
Enquanto alguns apresentam-se como íons positivos, chamados de cátions, outros encontram-se na forma de íons negativos, denominados ânions. Neste ponto precisamos responder a um questionamento natural: por que determinados elementos formam cátions e outros ânions?

Os gases nobres e a estabilidade

Para responder a isto vamos lembrar um pouco da família dos gases nobres. Esses elementos, também chamados de gases inertes, recebem essa denominação por serem bastante estáveis, somente reagindo com outros elementos em condições muito especiais. O gás nobre de menor número atômico, o hélio, tem apenas dois elétrons acomodados na primeira camada, resultando na configuração eletrônica $1s^2$. Como nesta camada eletrônica só cabem dois elétrons, evidencia-se que este elemento já completou o limite disponível para ocupá-la. O segundo gás nobre na ordem de número atômico, o neônio, conta com dez elétrons, sendo dois na primeira camada e oito na segunda. Isto resulta na configuração $1s^2 2s^2 2p^6$. Ao verificá-la, percebemos que sua primeira camada assemelha-se à do hélio e que sua segunda camada está completa com oito elétrons, dos quais dois estão no subnível **s** e seis no subnível **p**. Mais uma vez, percebe-se que os subníveis **s** e **p** estão com sua máxima ocupação. Os demais gases (argônio, kriptônio, xenônio e radônio) possuem a mesma configuração do neônio. Desse modo, podemos notar que os gases nobres podem ser considerados como exemplos da estabilidade que um elemento químico pode ter.

O bom exemplo deve ser imitado!

Vejamos agora a distribuição eletrônica dos elementos representativos do segundo período da Tabela Periódica:



O que seria necessário para que os elementos acima ficassem com a configuração semelhante à de um gás nobre? Para o sódio, o elétron do subnível mais externo $2s^1$ deveria ser liberado da camada de valência. Com isso, o átomo de Li se transformaria no cátion Li^{1+} . Processo semelhante acontece com o berílio e com o boro, com a diferença de que o primeiro perderá dois elétrons, ao passo que o segundo ficará com três elétrons a menos. Como resultado disso, surgem seus respectivos cátions: Be^{2+} e B^{3+} .

Verificando os elementos nitrogênio, oxigênio e flúor, percebemos comportamento oposto ao dos três elementos citados anteriormente. Para o representante da família 5A, seria mais fácil receber três elétrons, para completar o subnível **p** e chegar à configuração do neônio, do que perder os cinco elétrons de sua camada de valência. A mesma tendência, porém com menor número de elétrons, acontece com os elementos das famílias 6A e 7A. Isto leva à formação dos seus respectivos ânions: N^{3-} , S^{2-} e F^- .

A solução para um problema

Quando analisamos o caso do carbono, surge uma dúvida: perder quatro elétrons para ficar com a configuração do hélio ou ganhar o mesmo número de elétrons para se assemelhar ao neônio?

Essa tendência que os elementos possuem de formar cátions ou ânions está diretamente ligada ao que o cientista Linus Pauling chamou de eletronegatividade, para ele definida como o “poder de um átomo,

numa molécula, de atrair elétrons para si". Foi o famoso químico o primeiro a elaborar uma escala para essa propriedade química, tendo como limite inferior o frâncio e como superior o átomo de flúor. Desse modo, a escala criada apresenta uma variação de 0,4 a 4,0. Os demais elementos apresentam valores intermediários, sendo que os valores confiáveis referem-se aos elementos representativos. Os gases nobres, por não apresentarem essa propriedade, têm eletronegatividade igual a zero.

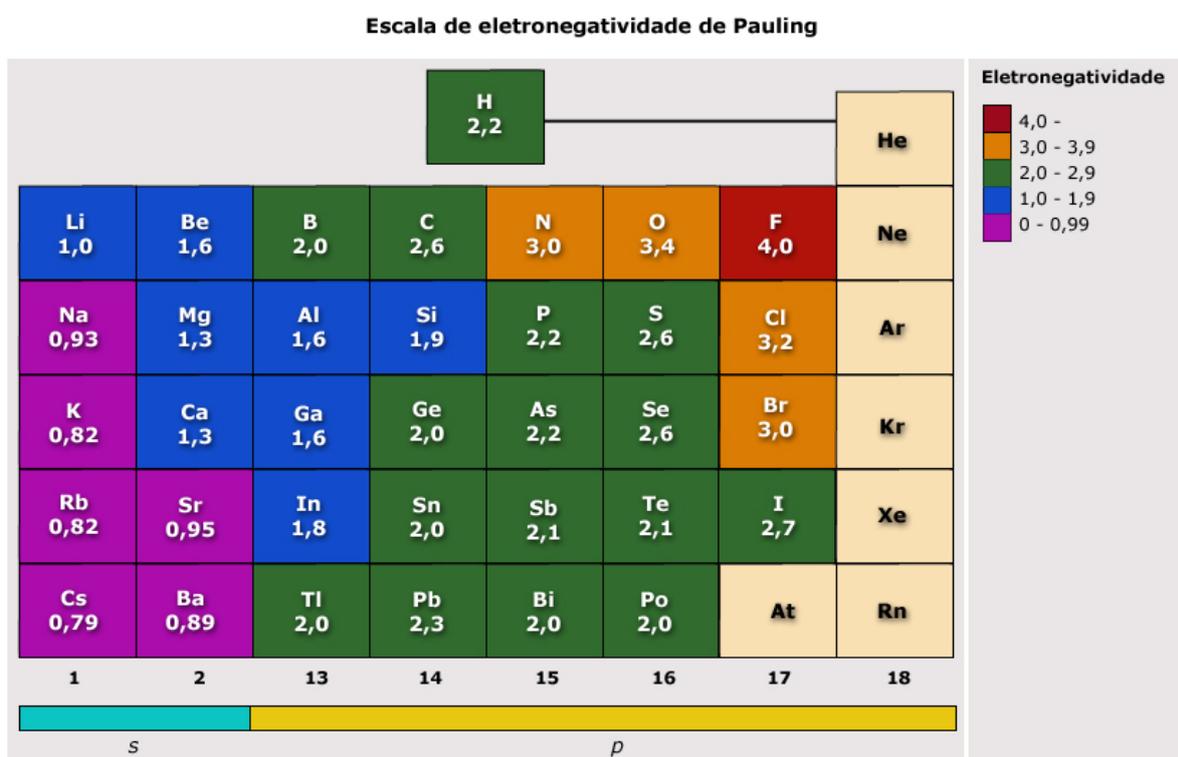


Figura 1: Escala de eletronegatividade de Pauling

A resposta para o caso do carbono pode ser dada levando em consideração duas substâncias formadas por este elemento: o gás carbônico (CO₂) e o metano(CH₄). Verificando suas respectivas eletronegatividades, teremos as seguintes informações:

Elemento	Eletronegatividade
C	2,6
O	3,4
H	2,2

Sendo o gás carbônico formado por carbono e oxigênio e esse primeiro elemento apresentar menor eletronegatividade do que o segundo, percebemos que, nessa substância, o elemento da família 4A se comporta como cátion, enquanto, no metano, ele se comporta como ânion, em razão de apresentar maior eletronegatividade do que o hidrogênio. O fato de o carbono se comportar como cátion na primeira substância e ânion na segunda não implica em dizer que a ligação química presente seja iônica, mas sim que esta diferença de eletronegatividade confere polaridade à ligação, sendo possível definir a região positiva e negativa dessas duas moléculas. Por essa razão, os conhecimentos de eletronegatividade permitem não somente a compreensão da natureza das ligações químicas, como também discutir a polaridade de uma molécula, além de prever a formação de determinados eletrófilos (cátions) e nucleófilos (ânions) numa reação orgânica.

A influência das camadas eletrônicas

Já que comparamos os valores de eletronegatividade entre as diversas famílias, podemos analisar o comportamento dessa propriedade ao longo dos períodos. Olhando novamente os valores de eletronegatividade na escala de Pauling (figura 1), percebemos que, numa mesma família, eles decrescem com o aumento do número atômico. Cabe lembrar que os níveis eletrônicos possuem valores de energia quantizados que diminuem na proporção em que o nível da camada aumenta, conforme mostra a fórmula abaixo:

$$E = - \frac{13,6\text{eV}}{n^2} \quad (1), \text{ onde } n \text{ corresponde ao nível de energia.}$$

O elétron a ser recebido será mais facilmente acomodado em uma camada de menor valor de energia. Isto explica os maiores valores de eletronegatividade nos menores períodos.

2) Afinidade Eletrônica ou Eletroafinidade:

“Toda regra tem uma exceção”- ditado popular

Ao final do capítulo anterior, ressaltávamos a importância da eletronegatividade para entender as características das ligações químicas. Ao construir sua escala, o brilhante cientista Linus Pauling também estabeleceu um limite entre o caráter iônico e covalente de uma ligação química: diferença de

eletronegatividade entre ânion e cátion de 1,7. Com base nesse número, o renomado químico classificou como iônicas as ligações presentes nas substâncias, cuja diferença entre o ânion e cátion que as forma fosse igual ou superior ao limite anteriormente citado e covalentes naquelas inferiores a esse limite. Esse critério apresenta uma série de exceções, e é isto que iremos estudar neste capítulo.

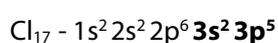
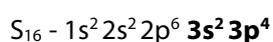
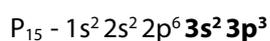
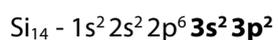
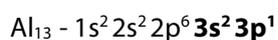
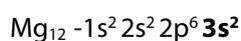
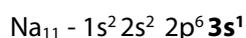
Não podemos estabelecer a eletronegatividade como único parâmetro que irá determinar o caráter de uma ligação química. Existem outros fatores que devem ser considerados nesta análise, para que não se chegue a conclusões errôneas. Uma propriedade que influencia bastante no caráter da ligação é a **afinidade eletrônica**. Esta propriedade pode ser medida experimentalmente e corresponde ao valor da energia envolvida no processo representado pela reação abaixo:



Pela equação representativa da reação, podemos notar a presença de um sinal de mais ou menos que indica que a energia envolvida pode ser liberada ou absorvida. Esse valor deve ser considerado no cômputo do cálculo para determinar a natureza da ligação formada entre dois elementos químicos.

A afinidade eletrônica nas famílias e nos períodos

Se usarmos o mesmo raciocínio do capítulo anterior, poderemos verificar quais elementos apresentam maior ou menor afinidade por elétrons. Retomemos então a análise, porém usando os elementos representativos do terceiro período, conforme fizemos no estudo do capítulo anterior:

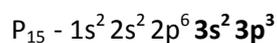
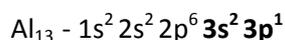


Propositalmente deixamos os gases nobres de fora, pois já sabemos que eles apresentam todos os subníveis preenchidos e, portanto, não necessitam de elétrons para se estabilizarem, o que significa dizer que possuem afinidade eletrônica igual a zero. No entanto, dos sete elementos da sequência acima, percebe-se que basta um único elétron para que o cloro se estabilize adquirindo configuração semelhante ao do argônio. Desse modo, podemos perceber que este elemento possui uma alta afinidade eletrônica. Situação contrária acontece com o sódio que, ao adquirir um elétron, fica com a configuração igual ao do magnésio, o que não contribui em nada para aumentar sua estabilidade.

Perceba, nos valores abaixo, a confirmação do que foi dito antes, com exceção de alguns casos que contradizem uma tendência natural de aumento da afinidade eletrônica.

Elemento	Afinidade Eletrônica (kJ/mol)
Na	+53,9
Mg	<0
Al	+42,6
Si	+133,6
P	+72,1
S	+200,4
Cl	+349,0

Dois valores saltam aos olhos: o do alumínio e do fósforo. Qual seria a razão para isto? Novamente vamos verificar a configuração desses dois elementos.



No caso do alumínio, o ganho de um elétron não acarretaria em aumento significativo de estabilidade, diferentemente do que acontece com o silício que, ao ganhar um elétron, fica com os três orbitais **p** semipreenchidos e relativamente estáveis.

Por isso, uma maior afinidade eletrônica do silício quando comparada à do alumínio. Na sequência temos o fósforo com uma baixa afinidade, pois, já tendo seus três orbitais semiocupados, o ganho do elétron adicional quebraria essa estabilidade e, por essa razão, este elemento apresenta uma afinidade eletrônica bem menor do que a do seu antecessor. A partir do enxofre, a tendência natural volta a acontecer.

Este exemplo nos ensina algo muito importante que devemos aprender ao estudar as propriedades químicas dos elementos: nunca acreditar em verdades absolutas ou regras gerais. Neste assunto, existem muitas exceções e devemos estar sempre atentos para percebê-las e explicá-las.

A análise da afinidade eletrônica ao longo do período é a mesma da eletronegatividade, pois a energia liberada ou absorvida, em razão da chegada de um elétron num determinado nível, assemelha-se à energia do próprio nível, conforme a equação 1 mostrou.

3) Potencial ou Energia de Ionização:

A luz solar acendendo e apagando a luz elétrica.

Neste capítulo, vamos explicar como funciona um recurso tecnológico muito utilizado nos dias atuais: as fotocélulas. Esses dispositivos têm grande aplicação na substituição de interruptores que acendem lâmpadas de casas e postes de ruas. O aparato funciona através da ionização de um material foto sensível pela radiação solar. Este fenômeno, conhecido como efeito fotoelétrico, encontra-se representado na imagem abaixo:

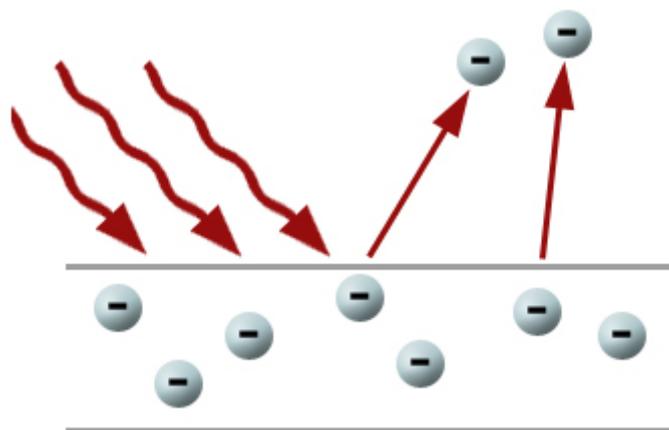


Figura 2:

Durante o dia, a luz do sol penetra pelo orifício do aparelho ionizando o elemento sensível à luz. Como consequência disso, um dispositivo chamado de fotodiodo, ao perceber a claridade, interrompe o seu ciclo de funcionamento, não permitindo a passagem da corrente elétrica no circuito, fazendo com que a luz se apague. De noite, na ausência da luz, não ocorre excitação do material pela luz e o circuito elétrico funciona normalmente acendendo a lâmpada. O material empregado nestas fotocélulas contém um elemento químico capaz de ser facilmente ionizado. Como exemplos podemos citar o rubídio e o potássio.

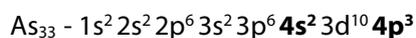
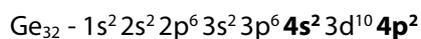
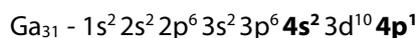
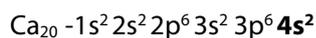
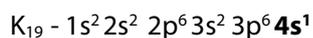
Chegando ao conceito de Energia de Ionização

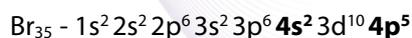
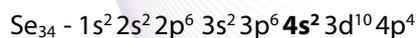
Essa facilidade em perder elétrons varia de elemento para elemento e se chama potencial ou energia de ionização. Esse processo apresenta uma diferença em relação ao que estudamos no capítulo anterior: lá o átomo recebia um elétron e agora ele perde um elétron. Outra diferença importante entre a afinidade eletrônica e o potencial de ionização diz respeito ao sinal da medida de energia. Enquanto a afinidade eletrônica pode ter valor positivo ou negativo, a energia de ionização apresentará valor positivo, pois o átomo sempre irá absorver energia para liberar elétron. Veja a equação abaixo:



Comparando as Famílias

Novamente iremos estudar como essa propriedade varia ao longo das diversas famílias da tabela. Para não repetirmos os mesmos elementos, vamos nos focar agora nos elementos representativos do quarto período:





Verificando as configurações eletrônicas, percebemos que o elemento potássio, ao perder 1 elétron para gerar o íon K^+ , adquire a configuração eletrônica do gás nobre argônio, o que faz com que esta perda requeira baixa quantidade de energia e, em razão disso, este elemento apresenta a menor energia de ionização dentre os sete desta sequência.

No outro extremo, encontramos o bromo, ametal do grupo 7A. A perda de um elétron por parte desse elemento não contribui para aumentar sua estabilidade e, além disso, vimos no capítulo anterior que, devido à sua configuração eletrônica, o bromo tem uma alta afinidade eletrônica, fazendo com que a retirada de elétrons desse elemento contrarie sua natureza de receber elétrons, o que faz com que haja necessidade de uma grande quantidade de energia. Diante do exposto, fica evidente que os halogênios apresentam altíssimo potencial de ionização, só perdendo para uma família. Qual?

Os gases nobres! Não podíamos deixar de falar neles, já que ficaram de fora nas duas primeiras propriedades. Agora, precisamos analisar seus valores de energia de ionização. Isto fica bem fácil se lembrarmos que eles apresentam todos os seus orbitais completos. Por conta disso, a retirada de um elétron de um gás nobre requer muita energia em razão da quebra de sua estabilidade. Por essa razão, os gases nobres apresentam os maiores valores de energia de ionização dentre os elementos da tabela periódica.

A variação ao longo dos períodos

Comparando os valores de energia de ionização ao longo dos períodos, verifica-se uma diminuição daqueles em razão do aumento das camadas eletrônicas. Isto acontece, pois, para ionizar um elétron de um átomo, faz-se necessária uma energia suficiente para vencer a atração elétron-núcleo. A física, através da lei de Coulomb ($F = kq_1q_2/d^2$), nos ensina que, quanto mais próximos dois corpos de cargas opostas estiverem, maior será a força de atração entre eles. Desse modo, quanto mais próximo do núcleo estiver um elétron, maior será esta força de atração e, assim, maior energia será necessária para sua retirada (energia de ionização). Essa análise é comprovada pelos valores abaixo:

Elemento	distribuição eletrônica	energia de ionização
Li ₃ -	1s ² 2s ¹	5,39 eV
Na ₁₁ -	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	5,14 eV
K ₁₉ -	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	4,34 eV
Rb ₃₇ -	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ¹	4,18 eV

A segunda vez pode ser mais fácil ou difícil.

Passemos a estudar a segunda energia de ionização de um átomo. Dependendo de sua família, esse processo pode ser mais ágil ou dificultoso. Vamos comparar as energias dos elementos sódio e magnésio:

Elemento	Na ₁₁	Mg ₁₂
Distribuição eletrônica	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	K ₁₉ - 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²
1ª energia de ionização	5,14 eV	7,65eV
2ª energia de ionização	47,3eV	15,04eV

Verificando os dados, percebemos que, da primeira para a segunda energia de ionização do sódio, há um aumento de quase dez vezes, enquanto, no magnésio, esse aumento corresponde ao dobro. Se verificarmos as respectivas configurações eletrônicas, poderemos compreender o porquê de tamanha diferença. Enquanto no sódio a primeira ionização lhe confere *status* de gás nobre, no magnésio esse *status* será alcançado com a segunda ionização. Uma vez estando com uma configuração semelhante ao de um gás nobre, uma nova ionização irá requerer grande quantidade de energia, pois a estabilidade alcançada seria perdida no caso de nova ionização. Tal fato é verificado ao se checar a terceira energia de ionização do magnésio (80,1eV), seis vezes maior do que a segunda. Em face do que foi dito, podemos destacar que, quando um átomo adquirir *status* de gás nobre, a energia de ionização necessária para isso será baixa, mas, para perder essa condição, será gasta uma quantidade bastante considerável da energia.

4) Raio Atômico

A regra da exceção.

Se tivemos de explicar exceções no capítulo de afinidade eletrônica, agora teremos muito mais. Comumente encontramos na literatura aquelas terríveis setinhas mostrando como variam as propriedades químicas ao longo de toda a tabela. Infelizmente as coisas não se resumem àqueles famigerados artifícios. Quando se fala em raio atômico, encontramos mais elementos que fogem à regra do que os que a seguem. Por causa disso, vamos realizar o estudo a partir dos dados experimentais para, em função deles, desenvolver a teoria. Começemos pelos elementos representativos do terceiro período:

Elemento	Raio Atômico (picômetros)
Na ₁₁	191
Mg ₁₂	160
Al ₁₃	143
Si ₁₄	118
P ₁₅	110
S ₁₆	104
Cl ₁₇	99

Primeiramente, cabe lembrar que o raio atômico assemelha-se ao raio de uma circunferência. Apesar de o modelo planetário de Bohr estar superado, essa aproximação não prejudica em nada o estudo dessa propriedade.

Analisando o comportamento do raio ao longo das famílias, percebemos um decréscimo deste em função da diminuição do número atômico. Como explicar esse comportamento?

Todos os elementos acima apresentam dois níveis de energia, diferindo somente no número de elétrons da camada de valência. A resposta encontra-se exatamente nessa última informação: quanto mais elétrons na camada de valência, maior será a repulsão entre eles, uma vez que cargas de mesmo sinal repelem-se. Em face disso, os elétrons de valência estarão com seu movimento limitado pela presença de outro. Imagine que você está confinado num ambiente com várias pessoas

com as quais você não tem um bom relacionamento. Sua postura natural será ficar no seu canto quieto, esperando a hora de sair. Ao contrário, se nesse mesmo lugar estivessem somente uma ou duas pessoas, você teria até alguma liberdade de movimento. Pois acontece o mesmo com os elétrons da camada de valência.

Que tal uma ajuda da Matemática!

Elemento	Raio Atômico (picômetros)
Li ₃	157
Na ₁₁	191
K ₁₉	235
Rb ₃₇	250
Cs ₅₅	272

Quando analisamos o comportamento do raio atômico ao longo do período, percebemos que ele cresce juntamente com os níveis eletrônicos. Nesse ponto, a geometria explica o que acontece. Quando fazemos a medida do raio, estamos calculando a distância do centro de uma circunferência até um ponto qualquer que esteja sobre a circunferência. Transpondo esse conhecimento para o átomo, verificamos que o centro da circunferência corresponde ao núcleo atômico, e o ponto sob ela localiza-se na camada de valência. Ora, quanto maior for esta distância, maior será o raio. Por isso, ele cresce juntamente com as famílias, pois, ao trocar de período, muda-se o número quântico principal da camada de valência e aumenta-se a distância até o núcleo.

Enfim a exceção!

Até agora os valores do raio atômico se comportaram dentro do previsto. Realmente, quando falamos de elementos representativos, as coisas funcionam bem, mas no mundo dos elementos de transição a coisa é bem diferente. Quando olhamos os valores dos seus raios, percebemos que eles tendem a sofrer pequena ou quase nenhuma variação. Isto deve-se à presença do subnível **d** da camada anterior à camada de valência de cada elemento químico. Os elementos de transição têm suas configurações terminando em **(n-1)d¹⁰ ns²**. Os elétrons do subnível anterior ao da camada de valência exercem um efeito sobre os elétrons desta conhecido como blindagem. Podemos compará-lo a um cordão de isolamento feito para alguma celebridade passar. O que acaba acontecendo: ninguém enxerga

ninguém e a força de atração torna-se mais fraca. Como o que varia do elemento 21 (escândio) até o 30 (zinco) são os elétrons do subnível anterior, e não os da camada de valência, a tendência do raio será variar pouco ou nada.

Elemento	raio
Sc	209
Ti	200
V	192
Cr	185
Mn	179
Fe	172
Co	167
Ni	162
Cu	157
Zn	153

5) Raio Iônico

As aparências enganam!

Muitas pessoas cometem um terrível engano quando comparam o raio iônico dos elementos, pois há uma tendência a aplicar o mesmo raciocínio de raio atômico. Ledo engano! A análise de raio iônico deve ser feita sob três aspectos: átomo neutro e seus cátions; átomo neutro e seus ânions; e entre átomos isoeletrônicos. Todos esses três casos têm como aspecto comum a proporção entre o número de prótons e o número de elétrons.

Começemos então pelos cátions de átomos. Quem teria maior raio o átomo neutro ou seu cátion? Que tal darmos uma olhada nas informações tabuladas abaixo!

Elemento/Cátion	número de prótons	número de elétrons	raio
Na	11	11	191
Na ⁺	11	10	102
Mg	12	12	160
Mg ²⁺	12	10	72

Al	13	13	143
Al ³⁺	13	10	53

Comparando cada elemento com seus respectivos cátions, percebemos que a perda de elétrons resulta em uma maior quantidade de prótons em relação à de elétrons e, com isso, a atração do núcleo sobre os elétrons de valência se torna mais intensa e, conseqüentemente, o raio menor. Não seria absurdo dizer que um cátion de um elemento terá raio menor do que o elemento neutro correspondente.

Partamos agora para o segundo caso, em que temos um átomo e seu respectivo ânion. Mais uma vez, segue-se uma sequência de informações sobre alguns átomos e seus ânions:

Elemento/Cátion	número de prótons	número de elétrons	raio
F	9	9	64
F ⁻	9	10	133
O	8	8	66
O ²⁻	8	10	140
N	7	7	74
N ³⁻	7	10	171

Agora percebemos um fenômeno inverso ao anterior, ou seja, a proporção entre o número de prótons e de elétrons diminuiu. Isto significa dizer que a atração do núcleo sobre os elétrons está menor e, assim, os elétrons de um ânion gozam de maior liberdade do que no átomo neutro. Desse modo, podemos afirmar que o raio de um ânion será maior do que o seu átomo neutro.

O terceiro caso que merece análise é o dos íons isoeletrônicos, pois teremos oportunidade de comparar o raio iônico de diferentes elementos químicos. Vamos aos dados:

Cátion/Ânion	prótons	elétrons	proporção próton/elétron	raio
Al^{3+}	13	10	1,3	53
Mg^{2+}	12	10	1,2	72
Na^+	11	10	1,1	102
F^-	9	10	0,9	133
O^{2-}	8	10	0,8	140
N^{3-}	7	10	0,7	171

Novamente a proporção entre prótons e elétrons nos dará a informação de como o raio desses átomos isoeletrônicos se comporta em relação aos outros. O íon nitreto (N^{3-}) apresenta menor proporção próton/elétron (7/10), o que significa dizer que, dentre os íons acima, este apresenta maior raio, pois neste elemento há mais elétrons do que prótons, quando comparado ao cátion alumínio (Al^{3+}), que apresenta 13 prótons atraindo dez elétrons. Diante disso, podemos dispor os elementos em ordem crescente de raio: $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{N}^{3-}$, o que se comprova com os valores acima representados.