

TEORIA DAS DIAGONAIS ENERGÉTICAS

A VERDADEIRA ESTRUTURA ELETRÔNICA DOS ELEMENTOS

*Autor: **Ricardo Soares Vieira***

§1. A evolução do Conceito de Átomo até o Modelo de E. Rutherford.

O conceito de átomo surgiu há muito tempo na Grécia Antiga, com Tales de Mileto, Leucipo e Demócrito, entre outros, porém, a sua formulação era mais filosófica do que científica.

Podemos considerar que a primeira teoria realmente científica de que toda matéria fosse constituída por átomos, foi desenvolvida pelo cientista inglês John Dalton, com base principalmente nos trabalhos de Lavoisier e Proust.

Segundo Dalton, o átomo era a unidade elementar da matéria, indivisível. Para explicar os diferentes tipos de substâncias, Dalton admitiu a existência de diferentes átomos, que em combinação formavam todas as substâncias complexas existentes.

Tempos depois, através dos avanços obtidos na teoria da eletricidade, J. J. Thomson modificou o conceito de átomo proposto por Dalton: ele demonstrou que os fenômenos elétricos deveriam ter origem nos átomos. Para Thomson, um átomo no seu estado normal deveria conter uma igual quantidade e cargas elétricas positivas e negativas, mas que poderiam se desprender deles, eletrizando assim os corpos.

Através das experiências da época, Thomson concluiu que o átomo deveria ser como um “pudim de ameixas”: uma esfera carregada positivamente com pequenos grãos carregados negativamente sobre ela.

Algum tempo depois, Rutherford na sua celebre experiência em que bombardeou uma folha de ouro com radiação, demonstrou que o átomo na verdade não era maciço, mas antes, possuía um núcleo formado por partículas positivas (que se denominou “*prótons*”), e orbitando ao seu redor, partículas negativas (*elétrons*); esse modelo de Rutherford ficou conhecido também como “modelo planetário”. As experiências indicaram também que a massa do átomo deveria estar quase toda concentrada no núcleo atômico, sendo a massa dos elétrons desprezível em relação à dos prótons.

Mas havia um problema teórico no modelo de Rutherford: sabia-se pelas leis do eletromagnetismo vigente, que cargas elétricas quando se aceleram emitem energia sob forma de luz, assim, o elétron ao orbitar ao redor do núcleo, deveria perder energia, logo, acabaria por colidir com o núcleo. Obviamente isso não ocorre, pois se ocorresse não poderia haver elétrons em órbita, nem átomos estáveis...

Uma luz no fim do túnel só surgiu através da descoberta de Max Planck de que a energia não pode ser absorvida ou emitida de forma contínua, mas antes, somente em pequenos pacotes (*quantum*). Com o trabalho de Planck, Einstein aplicou esse conceito aos raios de luz, admitindo a existência do *photon*, o átomo da luz, e com isso conseguiu explicar o efeito fotoelétrico.

O efeito fotoelétrico consiste numa corrente elétrica que surge em determinados metais quando sofrem a incidência de luz. Mas a questão era que esse efeito não dependia da intensidade da luz, mas apenas de sua frequência, o que era muito estranho na época. A explicação dada por Einstein, era de que o efeito ocorria quando um elétron absorvia um photon cuja energia era suficiente para vencer a força elétrica que o unia ao núcleo. Ora, como pela teoria de Planck-Einstein, a energia dos photons não depende da intensidade da luz (esta é determinada pela densidade de photons), mas apenas da sua frequência; isso explicava totalmente o fenômeno. Podemos fazer incidir uma fortíssima luz de frequência baixa que o fenômeno não será observado, obviamente porque nenhum photon dessa luz tem energia suficiente para libertar um elétron do átomo, ao passo que uma fraca luz de frequência alta já produz o efeito... Desde então, ficou claro que quaisquer trocas de energia deveriam resultar sempre da absorção ou emissão de um photon por completo e nunca por frações de photons. Esse fato foi fundamental para a elaboração dos modelos atômicos posteriores.

§2. O Modelo Atômico de Niels Bohr.

Utilizando esses conceitos de Einstein e Planck, o brilhante físico dinamarquês Niels Bohr, elaborou um modelo atômico que superava a contradição do modelo de Rutherford. Bohr admitiu para esse fim duas hipóteses, injustificáveis na época, mas que, uma vez admitidas como verdadeiras, explicavam vários fenômenos até então inexplicáveis. As hipóteses postuladas por Niels Bohr foram as seguintes:

1 – *Os elétrons não podem assumir qualquer valor de energia, mas apenas alguns valores bem determinados. Logo, os elétrons não podem orbitar a qualquer distância do núcleo, mas apenas em algumas distâncias permitidas, nas quais não perdem energia.*

2- *Um elétron pode saltar para uma órbita menos energética liberando um photon, cuja energia corresponde à diferença entre a energia das órbitas final e inicial. Analogamente, um elétron pode saltar para uma órbita mais energética absolvendo um photon se a energia deste for igual à diferença energética entre uma das órbitas permitidas e a órbita inicial do elétron.*

O fenômeno da incandescência, estudado por Kirchhoff entre outros, consiste na emissão de luz pelos corpos ao serem aquecidos. Através de várias experiências, ficou claro que a frequência da luz emitida pelo corpo aquecido era independente da substância desse corpo, ela dependia apenas da temperatura. Aumentando-se então gradativamente a temperatura do corpo, a cor da luz emitida, sendo esta característica relacionada com a frequência da luz, também se modificava gradativamente. Se fotografássemos todo o processo, obteríamos um espectro contínuo, com todas as frequências existentes.

Mas algo de estranho ocorria quando o corpo aquecido consistia numa substância pura, como um gás de Hidrogênio por exemplo. Neste caso, as leis da incandescência não eram aplicáveis: se a determinada temperatura o gás de Hidrogênio emitia uma luz de determinada cor, aumentando um pouco essa temperatura, a cor da luz emitida não se modificava, a frequência da luz emitida permanecia a mesma; até que, aquecendo mais o corpo até certo grau, a cor da luz emitida era bruscamente alterada. A luz emitida não se modificava de forma contínua, mas de forma discreta e o gás emitia apenas luz de algumas frequências bem determinadas, formando com isso um espectro descontínuo, com apenas algumas riscas coloridas correspondente a apenas algumas frequências de luz. Esse fato era até então inexplicável, não se sabia porque os gases puros se comportavam de forma tão diferente das substâncias compostas. A teoria de Bohr permitiu elucidar o mistério...

A sua teoria explicou totalmente o fato: as frequências dos photons emitidos pelos elétrons do gás de Hidrogênio, quando eles saltam para uma órbita de menor corresponde exatamente com a frequência da luz que aparece no espectro desse gás! Por isso que o gás não emite todas as cores, pois que somente alguns saltos eletrônicos são possíveis. Obviamente, numa substância quimicamente complexas, o número de frequências permitidas é tão grande que o tratamos como contínuo... Este foi um dos grandes triunfos do modelo de Niels Bohr. E fez com que sua teoria ganhasse bastante credibilidade na época de sua publicação, apesar de Bohr não justificar a origem das suas hipóteses...

Pela teoria de Bohr, as órbitas possíveis (ou os níveis energéticos), foram representadas pelas letras:

K, L, M, N, O, P, Q...

Porém, mais tarde verificou-se que para os outros elementos, o espectro obtido experimentalmente não era o previsto: ao invés de aparecer uma única raia no espectro para cada nível energético, aparecia duas ou mais linhas muito próximas, o que não era esperado pela teoria. Logo, a teoria de Niels Bohr necessitava também de ser reparada... Foi o que fez Arnold Sommerfeld.

§3. O Modelo Atômico de Arnold Sommerfeld.

Para resolver o problema, o professor A. Sommerfeld chegou à conclusão de que as órbitas eletrônicas deveriam ser elípticas e não circulares como supunha Bohr, deste modo cada nível energético deveria ser composto de sub-níveis, que foram representados pelas letras:

$$s, p, d, f, g, h, i\dots$$

Segundo sua teoria, o sub-nível s corresponde a uma órbita circular, enquanto os demais correspondem a órbitas elípticas, que obedecem as leis de Kepler da gravitação.

O número máximo de elétrons que cada camada energética suporta bem como os sub-níveis existentes foram experimentalmente determinados. Eles estão descritos na tabela abaixo:

<i>Nível:</i>	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>
<i>Elétrons:</i>	2	8	18	32	32	18	2
<i>Sub-nível:</i>	<i>s</i>	<i>sp</i>	<i>spd</i>	<i>spdf</i>	<i>spdf</i>	<i>spd</i>	<i>s</i>

Onde o número máximo de elétrons suportado por sub-nível é:

$$s = 2 \quad p = 6 \quad d = 10 \quad f = 14$$

§4. A Teoria dos Octetos.

A teoria de Bohr-Sommerfeld permitiu a Kossel e Lewis estabelecerem uma teoria para explicar a estabilidade dos átomos e também a maneira pela qual eles se ligam para formarem moléculas, esta teoria foi denominada “teoria dos octetos”. Ela se baseia em três princípios fundamentais:

- *Um átomo apenas se torna estável quando o seu último nível energético possuir 8 elétrons;*

- *Os elétrons preenchem primeiramente os níveis de menor energia;*

- *Um átomo não pode possuir mais do que 8 elétrons no seu último nível energético.*

Estas três leis, explicam porque os átomos se ligam para formarem substâncias, pois somente possuindo 8 elétrons na sua ultima camada, o átomo adquire estabilidade, por exemplo: o Hidrogênio possui 1 elétron, e o Oxigênio possui 6 elétrons, então, dois átomos de Hidrogênio devem se unir a um átomo de Oxigênio para formar assim uma molécula de água (H_2O). Veja que desta forma a molécula possuirá 8 elétrons no seu último nível energético, e estará estável... A partir destas teorias, Mendeleev conseguiu elaborar a tabela periódica dos elementos, e relacionar as características das substâncias com as suas semelhanças atômicas.

§5. As Contradições na Teoria de Bohr-Sommerfeld.

A tabela que demonstra o número máximo de elétrons que cada camada suporta, dada no capítulo anterior, foi derivada de dados experimentais, e é diferente do que a teoria de Niels Bohr realmente prevê:

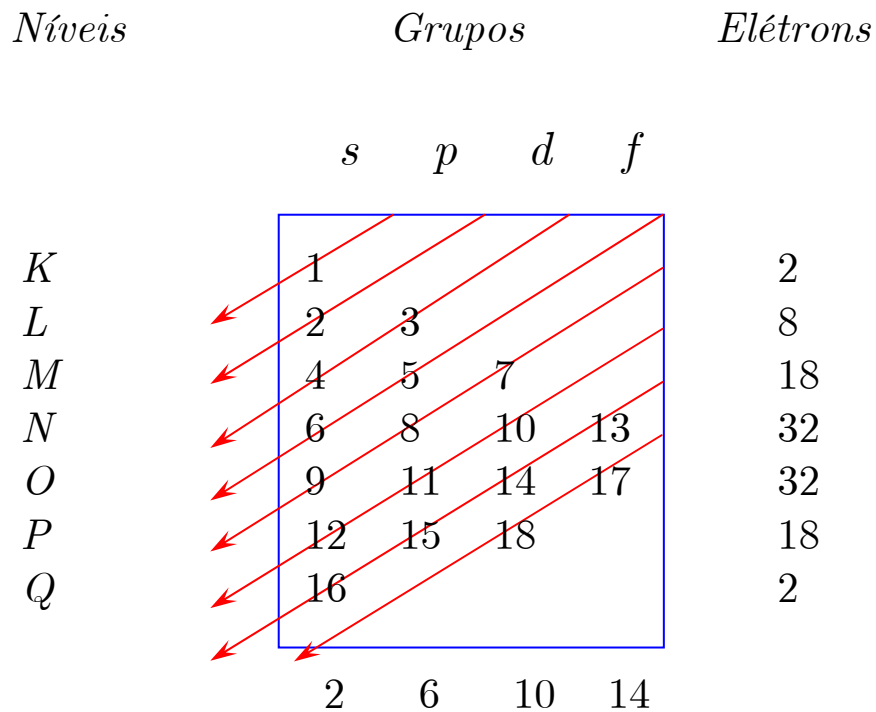
Pela teoria de Bohr, a cada nível n , o número máximo de elétrons deveria aumentar segundo a equação $2n^2$, e teríamos a seqüência 2, 8, 18, 32, 50 *etc.*, mas vemos que a partir do nível O , esse número de elétrons começa a decair. O mesmo acontece com o número de sub-níveis: o previsto era que o número máximo de sub-níveis aumentasse de acordo com o nível, para cada nível n , devia existir um igual número de sub-níveis, encontraríamos então os sub-níveis s, p, d, f, g, h, i *etc.*, conforme o nível energético. Mas todas as experiências demonstram que só encontramos elétrons nos quatro primeiros sub-níveis, pois os restantes sempre estão vazios. É difícil de se convencer que seja natural que o número de elétrons cresça até determinado ponto, o nível O , e depois comece a diminuir, assim como que os sub-níveis g, h e i estejam sempre vazios, pois não há fundamento teórico para tal, o que indica que algo não está esclarecido...

Uma contradição mais importante na minha opinião é a seguinte: Verifica-se experimentalmente que, dependendo do sub-nível que um elétron ocupa, a sua energia pode ser maior do que a de um elétron de um nível maior. Em suma, isso significa que o modelo de Bohr não é válido, pois que pela teoria de Bohr, a energia dos elétrons deveria crescer conforme o nível, mas a experiência comprova que os elétrons não seguem tal lei. Esse fato é consequência da teoria de Sommerfeld, ao introduzir os sub-níveis de energia, o que permite explicar as raias espectrais dos elementos mais complexos que o Hidrogênio. Por exemplo: um elétron situado no nível O pode possuir, dependendo dos sub-níveis que ele ocupa, uma energia menor que um elétron no nível N . O modelo de Sommerfeld acaba com a idéia de que a energia dos elétrons segue os níveis de Bohr, ora, mas então não há mais sentido falarmos em “níveis de energia”...

§6. O Diagrama de Linus Pauling.

Linus Pauling, estudando o caso, conseguiu elaborar um diagrama que permite saber a ordem crescente da energia dos elétrons; ela não cresce conforme os níveis de Bohr (K, L, M, N, O, P, Q), mas sim conforme as diagonais diagrama de Pauling:

DIAGRAMA DE LINUS PAULING



Os números escritos dentro do diagrama representam a ordem crescente da energia dos elétrons. Assim, do menos energético ao mais energético, vamos ter:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Ks	Ls	Lp	Ms	Mp	Ns	Md	Np	Os	Nd	Op	Ps	Nf	Od	Pp	Qs	Of	Pd

Observe que a energia dos elétrons aumenta de acordo com as diagonais do diagrama de Pauling, representados pelas setas; e não de acordo com os níveis energéticos de Bohr. Por exemplo, um elétron que situa-se em Op (número 11 do diagrama), possui menos energia do que o elétron situado em Nf (número 13 do diagrama). O que é totalmente contraditório com a teoria de Bohr, pois pela na sua teoria, o nível O deveria possuir maior energia que o nível N ...

Porém a experiência fala em favor do diagrama de Pauling, o que demonstra que a teoria de Bohr não está correta.

O brilhante Linus Pauling, a partir de seu diagrama pode obter então a lei dos preenchimentos eletrônicos nos átomos:

“Os elétrons tendem a ocupar primeiramente os sub-níveis de menor energia, e estes devem ser obtidos pelo diagrama de Linus Pauling.”

§7. Conflitos Entre o Diagrama de Pauling e a Teoria dos Octetos.

Esta lei apresentada no capítulo anterior não é compatível com o esperado pela teoria dos octetos para a maioria dos elementos, pois que entra em contradição com as duas últimas leis da teoria dos octetos.

Mas a razão desta discordância não está na lei de Pauling, como demonstrarei em breve, mas sim porque a própria teoria dos octetos é intrinsecamente contraditória:

Como exemplo, temos o elemento Hélio, que adquire estabilidade com dois elétrons na sua última camada, contrariando a primeira lei desta teoria, que postula a estabilidade atômica com oito elétrons. É claro que esta lei não poderia mesmo ser válida para o elemento Hélio, uma vez que a camada K suporta apenas dois elétrons, mas mesmo assim é uma exceção ao modelo...

Porém, um caso mais grave é o do elemento Paládio (Pd 46), cuja experiência demonstra possuir 18 elétrons na sua última camada energética, quando a teoria dos octetos, postula que a camada eletrônica de um elemento pode no máximo suportar 8 elétrons...

As contradições ainda não se limitam a estes dois casos, basta perceber que a teoria dos octetos somente é válida para um pequeno número de elementos, pois que a sua segunda lei, não é válida para os elementos metálicos (ou para a maioria deles), que representam a maioria dos elementos conhecidos.

Assim como, ela está em conflito direto com a teoria de Linus Pauling, pois a distribuição eletrônica dos elementos, obtida por cada uma destas teorias levam a resultados diferentes no que diz respeito a ordem de energia dos elétrons. Isso leva a contradições nos valores da valência dos elementos (devemos entender por “valência”, como sendo o número necessário de elétrons que o elemento deve ceder ou receber para que assim se torne estável; esse número é determinado pela teoria dos octetos), pois que, ao utilizarmos o diagrama de Pauling para encontrar a distribuição eletrônica dos elementos, e depois através desse diagrama calcular a valência desse elemento, para alguns elementos, o valor encontrado não corresponde aos valores obtidos pela experiência, que estão de acordo com aquele valor obtido pela distribuição eletrônica, fornecida pela teoria dos octetos. Um caso onde isso ocorre é demonstrado no seguinte exemplo: Se calcularmos a distribuição eletrônica do átomo Cobre (Cu 29), através do diagrama de Pauling, encontraríamos:

$$K = 2 \qquad L = 8 \qquad M = 17 \qquad N = 2$$

O que resulta em uma valência igual a 6 (pois que ele necessita de mais 6 elétrons para ficar com 8 elétrons na sua ultima camada energética, e assim, adquirir estabilidade). Porém o valor real da valência deste elemento, ou seja, aquela calculada experimentalmente, não é 6, mas sim 7, o que demonstra que a teoria de Linus Pauling não é adequada para o cálculo da valência de alguns elementos...

Se a distribuição eletrônica fosse feita a partir da teoria dos octetos encontraríamos:

$$K = 2 \qquad L = 8 \qquad M = 18 \qquad N = 1$$

O que fornece o valor real para a valência do átomo. Assim, talvez o leitor seja levado a pensar que o erro está no Diagrama de Linus Pauling, e que a teoria dos octetos é a correta, pois que a primeira não corresponde ao resultado das experiências, enquanto que a segunda sim, mas isso é um erro! Pois que o conceito de valência, tal qual utilizamos, está enraizado na teoria dos octetos, uma vez que aceitamos a sua primeira lei como sendo verdadeira, (ou seja, que os elementos adquirem estabilidade apenas com 8 elétrons na sua última camada eletrônica).

Se refletirmos um pouco mais sobre o assunto, perceberemos que um abandono da teoria de Linus Pauling, levaria-nos a uma profunda inconsistência teórica, no já confuso cenário da teoria de Bohr-Sommerfeld. Assim, a maneira pela qual determinamos a valência de um elemento, isto é, pela teoria dos octetos, é que deve estar equivocada, e com ela, a própria teoria dos octetos...

As contradições apresentadas acima são tão fortes, que ignorá-las seria o mesmo que abandonar qualquer base científica! Deste modo, é de suma importância modificar estas teorias, elaborando um modelo atômico no qual todas estas fortes contradições deixem de existir.

É o que lhes apresento agora:

A VERDADEIRA ESTRUTURA ELETRÔNICA DOS ELEMENTOS

§8. A Teoria das Diagonais Energéticas.

Cheguei a esta nova teoria, analisando o diagrama de Pauling: Percebi que todas as contradições desapareciam ao aceitar a hipótese de que os elétrons pertencentes a uma mesma diagonal do diagrama de Pauling, possuísem mesma energia. Ora, na teoria de Bohr-Sommerfeld, a energia de um dado elétron pode ser obtida, desprezando-se correções devido à relatividade, pela soma do número que define seu nível energético ($K = 1, L = 2, M = 3, N = 4, O = 5, P = 6, Q = 7 \dots$), com o número que define o seu sub-nível ($s = 0, p = 1, d = 2, f = 3, \dots$). Assim, percebe-se claramente que os elétrons situados numa mesma diagonal possuem energias iguais, pois que a soma supra mencionada resultará sempre em um número igual, específico a cada diagonal. Todos esses fatos me convenceram que deveríamos considerar estas diagonais como os verdadeiros níveis energéticos, e felizmente, ao substituir os níveis de Bohr pelas diagonais de Pauling, as contradições desapareceram!

Com essa nova visão, vamos obter 8 níveis energéticos. O número máximo de elétrons que cada sub-nível suporta não foi alterado. A tabela abaixo demonstra qual será o número máximo de elétrons e de sub-níveis permitidos pela nova teoria:

<i>Nível:</i>	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>	<i>R</i>
<i>Elétrons:</i>	2	2	8	8	18	18	32	32
<i>Sub-nível:</i>	<i>s</i>	<i>s</i>	<i>sp</i>	<i>sp</i>	<i>spd</i>	<i>spd</i>	<i>spdf</i>	<i>spdf</i>

$$s = 2$$

$$p = 6$$

$$d = 10$$

$$f = 14$$

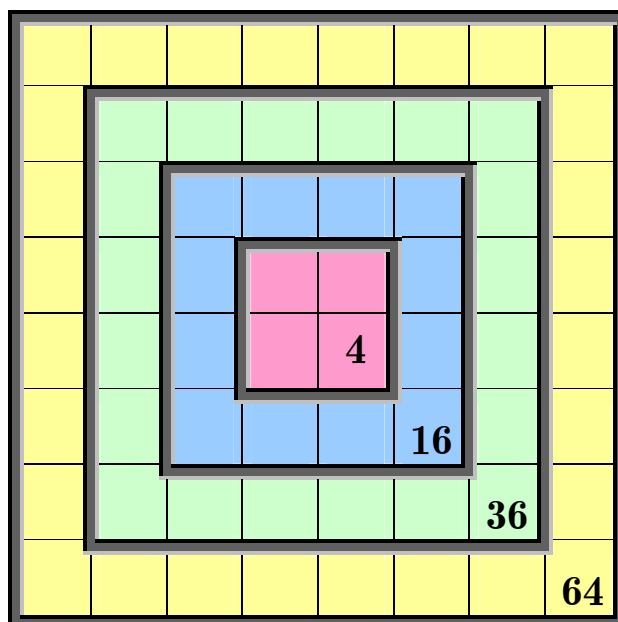
Observe que o número de elétrons previsto teoricamente corresponde à experiência, pois que aumentam conforme o nível energético.

§9. A Pirâmide Atômica.

Se por curiosidade, agruparmos o número de elétrons existentes a cada dois níveis energéticos consecutivos, o qual representaremos por r , iremos encontrar a seguinte seqüência:

$$KL = 4 \qquad MN = 16 \qquad OP = 36 \qquad QR = 64$$

Encontramos assim que o número de elétrons aumenta conforme $4r^2$. Esta seqüência representa a construção de uma pirâmide, onde cada andar dela representará dois níveis energéticos consecutivos, e cada bloco, um elétron. Assim, o topo será constituído por 4 blocos, o andar de baixo deve ser construído aumentando-se a sua área com um tijolo ao lado de cada um dos quatro anteriores. Repetindo o procedimento, vamos encontrar a mesma seqüência obtida acima, quando agrupamos os níveis aos pares. A figura abaixo representa a “Pirâmide Atômica”, quando vista do topo:



Veja que o número de “blocos”, ou seja, elétrons, aumenta conforme o andar, na progressão 4, 16, 36, 64 etc, ou conforme a formula $4r^2$, onde r é o “raio da pirâmide”, que expressa a distância do centro à extremidade do andar considerado. Assim, dividindo cada andar por dois, encontramos a seqüência que representa o número de elétrons em cada nível, que corresponde a essa “progressão piramidal”.

§10. O Teorema da Estabilidade Atômica.

Por esta nova maneira de pensar, garantimos, como veremos, que ***TODOS*** os elementos seguem a distribuição eletrônica de Pauling, inclusive os elementos metálicos. Porém, para que isso se torne visível, e para que possamos explicar através da nova teoria a maneira pela qual os átomos se estabilizam, assim como as ligações químicas que eles formam, temos que substituir a teoria dos octetos por outra que esteja em harmonia com o diagrama de Pauling e de acordo com as experiências, conforme já tinha lhes adiantado...

Assim, apresento-lhes agora esta nova teoria da estabilidade atômica, que se baseia no seguinte teorema:

“Um átomo se estabilizará quando em seu ultimo nível energético, lhe faltar dois elétrons”.

Ou de forma equivalente:

“Um átomo se estabilizará quando o sub-nível “s” do seu ultimo nível energético estiver vazio”.

Observe que todos os elementos nobres possuem o seu ultimo orbital s vazio. O elemento Hélio (He 2), apesar de ser o ultimo elemento do nível energético *K*, ele possui no seu próximo nível, um orbital s, que se encontra vazio, o que garante a sua estabilidade. O mesmo já não acontece com os outros elementos, como por exemplo o elemento Berílio (Be 4), pois o próximo orbital a ser preenchido é um orbital *p*.

O teorema da estabilidade atômica é fácil de ser aceito de um modo filosófico, pois que esta lei deve ter origem no fato de que quando um nível energético estiver completamente preenchido por elétrons, ou seja, quando tiver o máximo de elétrons possíveis, esses elétrons devem ficar muito pressionados devido a suas mutuas repulsões.

Assim, quando o nível energético tiver poucos elétrons lhe preenchendo, essa “pressão eletrônica”, não será tão grande, o que pode permitir a entrada de novos elétrons. E por fim, quando lhe faltam dois elétrons, o átomo se encontra na situação ideal, não permitindo a entrada de mais elétrons e também a saída dos que lá estão...

Esta lei é válida para ***TODOS*** os elementos, até mesmo para os átomos metálicos e o elemento Paládio! Veja como fica a distribuição eletrônica do elemento Paládio (Pd 46):

$$K = 2 \quad L = 2 \quad M = 8 \quad N = 8 \quad O = 18 \quad P = 8.$$

O que garante que a sua valência seja 8, como confirmam as experiências, e segue a risca as leis da distribuição eletrônica.

Vejam também como fica a distribuição eletrônica do Cobre (Cu 29):

$$K = 2 \quad L = 2 \quad M = 8 \quad N = 8 \quad O = 9.$$

O que determina uma valência de 7, valor que corresponde a sua valência real. E esse resultado é obtido sem que sejamos obrigados a recorrer à hipóteses adicionais.

Nesse ponto, o leitor pode se perguntar se esta teoria não modificaria a nossa visão sobre as ligações químicas. Isso ocorre em parte: uma vez que não mais utilizamos a teoria dos octetos, admitimos que as moléculas se ligam para ficar com a estrutura dos elementos nobres, o que nos leva diretamente ao Teorema da Estabilização Atômica. Mas com isso devemos substituir o conceito de “camada de valência” pelo de “elétrons de valência”, pois que os átomos se estabilizam quando apresentam o seu último orbital *s* vazio, assim, além dos elétrons do último nível energético, os elétrons situados no orbital *s*, imediatamente anterior (penúltimo nível), também podem participar das ligações. Desse fato, decorre que o número de “elétrons de valência”, ou seja, àqueles que participam as ligações químicas, são idênticos tanto nesta teoria quanto na teoria atual, o que não deixa dúvidas quanto a descrição correta de todas as ligações químicas através da teoria apresentada.

§11. As modificações que a Mecânica Quântica Introduziu no Modelo Atômico de Bohr-Sommerfeld.

Gostaria de comentar um pouco sobre as modificações que o modelo atômico sofreu desde a teoria de Bohr-Sommerfeld, que são de fato revolucionárias e modificam bastante a nossa visão e compreensão da natureza. Apesar de não implicar em nenhuma alteração na teoria aqui desenvolvida, e também não ser necessário para a sua descrição, estas modificações são muito interessantes, e não poderia deixar de transmitir aos leitores que não tem conhecimento delas...

Com o advento da mecânica quântica, especialmente a mecânica ondulatória de Louis de Broglie e Schrödinger, chegou-se à conclusão de que os elétrons poderiam ser pensados como ondas (ou guiados por ondas), ao invés de apresentarem apenas características corpusculares. O Príncipe Louis De Broglie chegou a esta conclusão pelo trabalho de Einstein:

De Broglie se perguntou se não era possível que os elétrons, que todos nós pensamos serem partículas, não pudessem possuir também um caráter ondulatório, uma vez que Einstein pode demonstrar que a luz, que todos pensavam ser constituída por ondas, também se comporta como partículas (photons).

A teoria de Einstein sobre a luz representou a volta triunfal da teoria corpuscular da luz de Isaac Newton. Porém a teoria ondulatória de Huygens e Maxwell não poderia ser renegada, apenas uma união entre as duas poderia explicar os fenômenos da ordem atômica. O que L. de Broglie fez foi generalizar este comportamento dual para as partículas materiais, como os elétrons.

De Broglie assim obteve uma relação entre o comprimento de onda que o elétron deveria ter, quando este possuísse determinado momentum cinético. Pouco tempo depois, para a surpresa de muita gente, um acidente em um laboratório gerou um padrão e interferência que só poderia provir de elétrons, o que comprovou a sua hipótese.

Nisso tudo, há até uma curiosidade: O grande físico experimental J. J. Thomson foi laureado com prêmio Nobel por confirmar experimentalmente a existência do elétron, como partícula, enquanto que, tempos depois, o seu filho G. P. Thomson foi laureado com o mesmo prêmio, por ter confirmado experimentalmente a existência do elétron, mas agora como onda. E o mais surpreendente nisso tudo é que ambos estavam certos!

Com todos esses resultados em mente, Schrödinger se perguntou qual comportamento teria os elétrons-onda quando aprisionados em um átomo. Ele desenvolveu uma equação para as ondas eletrônicas no átomo, e por ela encontrou que, na maioria das vezes, a onda eletrônica deveria ficar fora de fase consigo mesmo, o que ocasionava uma interferência destrutiva e um anulamento da amplitude eletrônica, que por sua vez impediria a observação de elétrons nestas órbitas.

Porém, em determinadas órbitas, as ondas eletrônicas vibravam perfeitamente em fase, e criavam assim ondas estacionárias que possuíam amplitudes altas e estáveis e surpreendentemente, estas órbitas se localizavam exatamente onde encontramos as órbitas de Bohr! Chegou-se então a um entendimento completo da até então estranha teoria de Bohr.

A estas regiões onde a amplitude eletrônica é alta, Schrödinger denominou de “Orbitais”, substituindo o conceito de “Órbita”, que não era muito apropriado às ondas.

Algum tempo depois, a comunidade científica, principalmente Pauli e Dirac, foram aos poucos se convencendo de que os elétrons deveriam possuir um movimento de rotação sobre o seu próprio eixo, o que denominaram de Spin. Isso era necessário para explicar de forma mais exata a estabilidade dos átomos. Então, concluíram que cada orbital deveria possuir no Máximo 2 elétrons, e estes elétrons deveriam possuir spins opostos (cada qual girando em um sentido oposto), ou seja, em um mesmo local, ou com mesma energia, dois elétrons só podem existir se tiverem spins opostos, o que impede a presença de um terceiro elétron; princípio este que ficou conhecido por “Princípio da Exclusão de Pauli”.

E através de dados experimentais, Hund obteve uma regra para o preenchimento dos orbitais de um mesmo sub-nível (que chamaremos de grupos de orbitais). O que Hund obteve é que os elétrons tendem a preencher primeiramente os orbitais que estão vazios, em um mesmo grupo de orbitais do mesmo nível energético, de modo que tenhamos o máximo de elétrons isolados (desemparelhados), para depois sim, quando todos os orbitais já possuem 1 elétron, um outro elétron poderá acabar de preencher os orbitais, conforme o princípio da exclusão. Este princípio ficou conhecido como “Princípio da Máxima Multiplicidade de Hund”. O Princípio de Hund afirma ainda que os elétrons desemparelhados dos orbitais semi-preenchidos, devem possuir todos eles spins iguais.

Com todos estes conhecimentos, Schrödinger, Heisenberg, Dirac, Pauli, Feynman, L. de Broglie, Bohr, Einstein, entre outros, elaboraram a mecânica quântica, teoria que descreve o comportamento do universo na ordem atômica, porém, até hoje esta teoria é polêmica, e muitos ainda a consideram incompleta (como próprio Einstein a considerava).

§12. As Leis da Distribuição Eletrônica.

O leitor pode ter notado que até então não utilizei nenhuma matemática para comprovar o que foi dito. De fato, a parte matemática da teoria de Bohr não foi comentada porque ela não sofre qualquer alteração pelas modificações que fiz, e portanto, não vou aborrecer os leitores com elas...

Assim como, também acho desnecessário descrever um outro “Diagrama de Pauling”, uma vez que as diagonais desse diagrama correspondem aos novos níveis energéticos, que podem antes, serem denominados “Níveis de Pauling”...

Abaixo relaciono as conclusões que obtemos do mundo atômico, como as leis da nova estrutura eletrônica dos elementos, ou seja, o objetivo inicial desta teoria.

1) *A energia dos elétrons aumenta na ordem crescente dos níveis energéticos K, L, M, N, O, P, Q, R etc., que são obtidos pela Teoria Das Diagonais Energéticas.*

2) *Os elétrons tendem a preencher primeiramente os níveis de menor energia.*

3) *Em um mesmo nível energético, os elétrons tendem a preencher os grupos de orbitais (i.e., sub-níveis), na seguinte ordem: f, d, p, s; desde que existentes no nível.*

4) *Em um mesmo Orbital podem existir no máximo 2 elétrons e seus spins devem ser opostos (Princípio da exclusão de Pauli);*

5) *Em um mesmo grupo de orbitais, os elétrons tendem a preencher primeiramente aqueles orbitais que se encontram vazios, todos com mesmo spin, para depois sim, preencherem os orbitais semi-preenchidos, com o spin oposto (Princípio de Hund).*

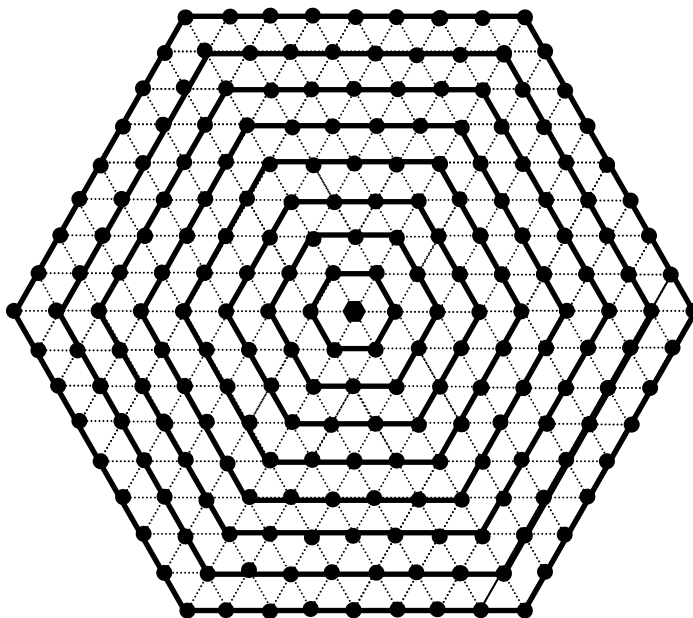
6) *Os átomos adquirem estabilidade quando o seu ultimo orbital “s” estiver vazio, ou seja, quando lhe faltar 2 elétrons para completar o seu ultimo nível energético.*

§13. O Átomo Cristalino.

O que vou apresentar neste capítulo não foi descoberto por mim, mas sim pelo Professor Alberto Mesquita Filho (vide o seu artigo “*Os Átomos Também Amam*”, pp. 78-83 do capítulo 10 “*Uma curiosa coincidência*”). Espero que o Sr., caro Professor, não se importe por eu ter comentado parte de sua obra aqui...

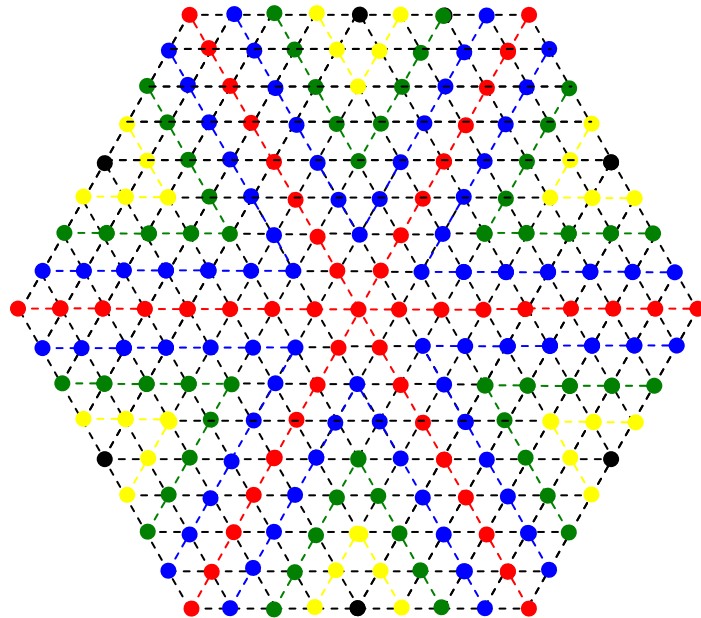
Essa descoberta trata-se de uma analogia entre a estrutura (energética) de um átomo com a estrutura de um cristal. Tive contato com esse tema enquanto navegava pela Internet, e um desafio do autor, por sinal muito criativo, me chamou a atenção. Vou descrever com minhas palavras o conteúdo do desafio:

Desenhe vários hexágonos equiláteros e concêntricos, cujos raios aumentem numa dada razão a partir do primeiro. Considere que o ponto central comum a todos eles também seja um hexágono que, de tão pequeno, se confunda com um ponto. Trace em seguida todas as diagonais paralelas aos seus lados existentes, e a cada encontro dessas linhas marque com um ponto. O leitor deve ter conseguido a seguinte figura:

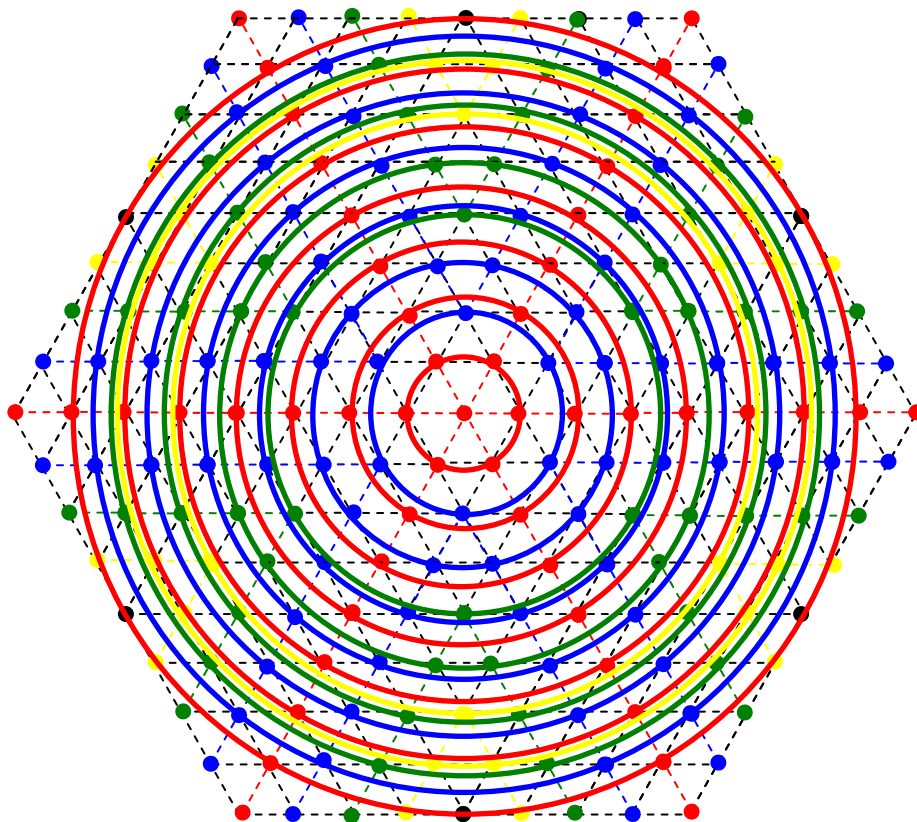


Vamos demarcar cada hexágono, começando do ponto central (que assumimos ser também um hexágono), pelas letras: *K, L, M, N, O, P, Q, R* etc. Neste ponto, o leitor já deve ter entendido onde queremos chegar: cada hexágono estará representando um nível energético.

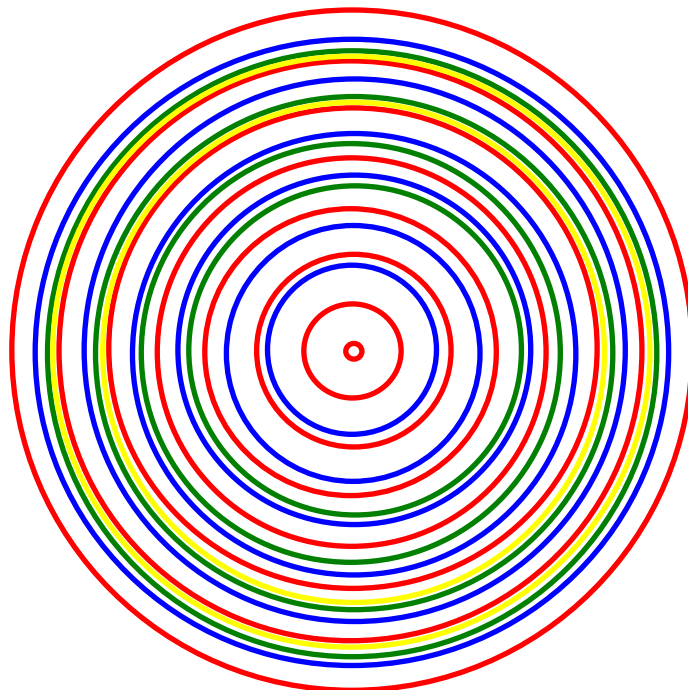
Dando continuidade, vamos pintar cada ponto que está alinhado com o ponto central, de uma determinada cor, por exemplo: vermelho; aos pontos vizinhos destes, na direção ao exterior do hexágono, pintemos de uma outra cor: azul; e assim sucessivamente, dando seqüência com as cores: verde, amarelo, preto etc. Com este procedimento, vamos obter a figura abaixo:



Depois de chegarmos à figura acima, façamos o seguinte: por todos os pontos de uma mesma cor, tracemos um círculo, também de mesma cor que os pontos, todos eles com o seu centro no ponto central. Com isso, vamos obter a seguinte figura:



Para que visualizemos melhor, vamos ocultar o hexágono, assim teremos os seguintes grupos de circunferências:



Mas atenção leitores: os círculos acima não devem ser confundidos com as órbitas eletrônicas, a figura acima é apenas um diagrama...

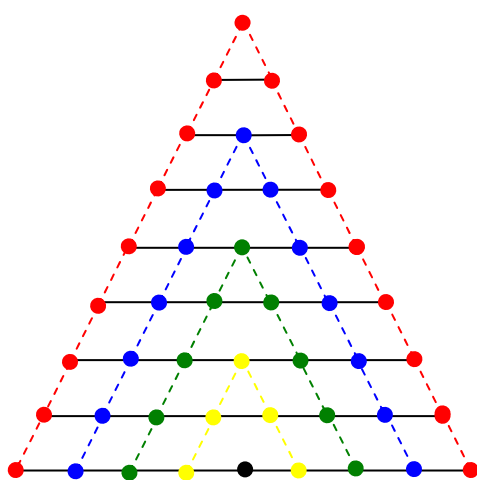
Agora vamos dar a cada uma dessas famílias de círculos que acabamos de obter, sobrenomes: aos círculos vermelhos, chamaremos de “*s*”, aos azuis de “*p*”, aos verdes de “*d*” e aos amarelos de “*f*”. Dessa forma, cada círculo em particular, pode ser especificado com um nome (através do hexágono na qual ele pertence) e um sobrenome (através da sua cor, conforme definimos). Iniciando-se do ponto central, encontraremos então a seguinte seqüência:

**Ks, Ls, Mp, Ms, Np, Ns, Od, Op, Os,
Pd, Pp, Ps, Qf, Qd, Qp, Qs, Rf, Rd, Rp, Rs,...**

Eureka! A seqüência acima é idêntica ao obtido pelo Diagrama de Linus Pauling, mas o interessante aqui é que esta seqüência não foi obtida através de um modelo atômico: o professor A. Mesquita Filho a encontrou simplesmente através da geometria! Ao meu ver, a sua proeza é digno de Kepler, que encontrava as órbitas dos planetas através de figuras geométricas...

Perceba caro leitor, que o “Diagrama Cristalino” do Sr. A. Mesquita Filho, está em completo acordo com a teoria aqui apresentada, pois sem esta teoria, o diagrama do professor apenas descreveria a ordem crescentes dos níveis energéticos dos elementos, sem fazer qualquer nexos com os níveis de Bohr, assim como faz o diagrama de Linus Pauling, mas ao considerarmos cada hexágono como representando um nível energético, de acordo com esta nova teoria, podemos facilmente encontrar quais orbitais um dado nível possui, basta traçar os círculos que passam pelos pontos do hexágono correspondente...

Esse diagrama pode ser pensado de uma forma mais simples, através da construção de uma pirâmide: trace oito linhas paralelas que representarão os oito níveis energéticos. Na primeira linha, desenhe apenas um único ponto e suba dele uma reta que corte perpendicularmente as outras linhas, que será o eixo de simetria da pirâmide; na segunda desenhe dois pontos, de forma a fazer um triângulo equilátero com o ponto da primeira linha; na terceira linha desenhe três pontos, todos formando triângulos equiláteros com os pontos da linha anterior, e com o ponto central no local onde passa o eixo de simetria. Prossiga a construção da pirâmide colocando tantos pontos quanto for a numeração da linha, e sempre mantendo a simetria com relação ao eixo. Agora vamos considerar que o sub-nível energético é determinado pela distância do ponto ao eixo de simetria, assim, pontos equidistantes ao eixo, representarão um mesmo sub-nível, dessa forma vemos que os sub-níveis novos vão aparecendo a cada duas linhas. A figura abaixo ilustra tal diagrama:



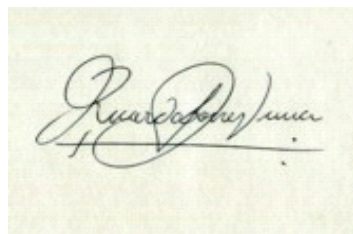
Analisando a figura, o leitor facilmente perceberá que ela se trata de uma das seis partes de um hexágono, assim, podemos traçar circunferências pelos pontos equidistantes, cujo centro seja o ponto da primeira linha, e obteremos diretamente o diagrama do cristal...

Com esta nova teoria, todas as contradições anteriores foram aniquiladas, e mais, o novo modelo exige uma reformulação da tabela periódica, que a torna indiscutivelmente mais clara e objetiva, como apresento a seguir:

§ 14. A Nova Tabela Periódica dos Elementos.

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS – TEORIA DAS DIAGONAIS ENERGÉTICAS

18 17 16 15 14 13 12 11 10 9 8 7 6 5 4 3 2 1



Ricardo Soares Vieira

																	H ¹	He ²	<i>K</i>	<i>2</i>																
																	Li ³	Be ⁴	<i>L</i>	<i>2</i>																
																	B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹	Ne ¹⁰	Na ¹¹	Mg ¹²	<i>M</i>	<i>8</i>										
																	Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸	K ¹⁹	Ca ²⁰	<i>N</i>	<i>8</i>										
																	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	Rb ³⁷	Sr ³⁸	<i>O</i>	<i>18</i>
																	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	Cs ⁵⁵	Ba ⁵⁶	<i>P</i>	<i>18</i>
>																	Lu 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	Fr ⁸⁷	Ra ⁸⁸	<i>Q</i>	<i>32</i>
>																	Lr ¹⁰³	Unq ¹⁰⁴	Unp ¹⁰⁵	Unh ¹⁰⁶	Uns ¹⁰⁷	Uno ¹⁰⁸	Une ¹⁰⁹	? ¹¹⁰	? ¹¹¹	? ¹¹²	? ¹¹³	? ¹¹⁴	? ¹¹⁵	? ¹¹⁶	? ¹¹⁷	? ¹¹⁸	? ¹¹⁹	? ¹²⁰	<i>R</i>	<i>32</i>

32 31 30 29 28 27 26 25 24 23 22 21 20 19

Gases Nobres

La ⁵⁷	Ce ⁵⁸	Pr ⁵⁹	Nd ⁶⁰	Pm ⁶¹	Sm ⁶²	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb ⁶⁵	Dy ⁶⁶	Ho ⁶⁷	Er ⁶⁸	Tm ⁶⁹	Yb ⁷⁰	>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>Q</i>	<i>32</i>
Ac ⁸⁹	Th ⁹⁰	Pa ⁹¹	U ⁹²	Np ⁹³	Pu ⁹⁴	Am ⁹⁵	Cm ⁹⁶	Bk ⁹⁷	Cf ⁹⁸	Es ⁹⁹	Fm ¹⁰⁰	Md ¹⁰¹	No ¹⁰²	>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>R</i>	<i>32</i>