Uma introdução sobre a matéria

1.1 A história do átomo

reconhecimento de que a matéria consiste de átomos foi lento e se estendeu por dois milênios. O conceito de átomo foi desenvolvido por Democritus e Epicuro por volta de 400 a.C. para resolver um conflito lógico: por um lado, havia a observação de que os objetos naturais estão num constante estado de transformação; de outro, a fé inabalável de que as coisas reais são indestrutíveis. Os gregos achavam que esse impasse filosófico poderia ser evitado se átomos invisíveis fossem aceitos como constituintes permanentes do universo, e se as transformações observadas fossem interpretadas em termos de seus movimentos.

Com a ideia do átomo, podia-se entender muitas propriedades da matéria:

- Os sólidos seriam formados por átomos tendo extensões com as quais poderiam unir-se formando uma massa rígida.
- Os átomos dos líquidos seriam lisos para deslizarem uns sobre os outros.
- O gosto de algumas substâncias estaria ligado a arestas agudas de seus átomos, que feririam a língua.



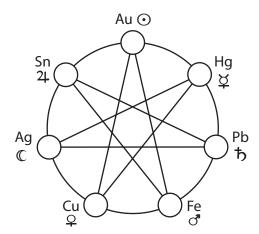
Figura 1.1 Representação do que seriam os átomos imaginados pelos gregos em 400 a.C. baseando-se em estruturas que encontramos no dia a dia: a) átomo dos sólidos — peça de montagem de jogo infantil; b) átomo dos líquidos — bolas de gude; c) átomos de substâncias ácidas — estrutura de um ouriço do mar.

Enquanto algumas dessas ideias são de uma precisão notável (as moléculas das enzimas de abacaxi cru na verdade ferem a língua, destruindo a estrutura das proteínas), elas não deixam de ser construções mentais. As principais objeções estavam dirigidas à sua simplicidade em comparação com a complexidade da natureza. Como é que uma coisa pequenina e inanimada poderia ser responsável por objetos que tinham vida?

Como é que todas as coisas da natureza poderiam ser constituídas por partículas que diferiam muito pouco umas das outras? Como poderia um corpo constituído de partículas que se movimentavam caoticamente ter comportamento previsível? Foram estas perguntas que fizeram com que a ideia do átomo ficasse sem resolução por cerca de 2.000 anos.

Percorrendo os tempos, chegou-se ao ano 1000, quando a extensa utilização de minérios na fabricação de metais e cerâmicas aos poucos foi criando a necessidade de entender a origem e classificar os minerais que ocorrem na natureza. O árabe Averroes (1126-1198) discursava que deveria haver um mínimo natural nos minerais, uma unidade que conservasse as características do todo. Assim, a menor parte do *alum* (um sulfato de alumínio, utilizado pelos egípcios como corante) seria uma partícula com a mesma forma do *alum*, ou seja, o conceito de molécula se confundiu por muito tempo com o conceito de átomo.

Os alquimistas, os primeiros químicos da história (entre 500 a.C. e 1500 d.C.), na sua busca de converter outros materiais em ouro, associaram alguns metais aos planetas do sistema solar: o chumbo a Saturno, o estanho a Júpiter, o ferro a Marte, o ouro ao sol, o cobre a Vênus, o mercúrio a Mercúrio, e a prata à Lua. Por volta de 1500, na Europa, tornou-se maior o interesse em classificar e identificar os elementos presentes na crosta terrestre.



À medida que as análises químicas avançaram, alguns observadores classificavam os minerais em termos de suas composições, outros, em termos de sua aparência externa. Os "externalistas" começaram medindo os ângulos entre as faces dos cristais e logo se chegou à conclusão de que eles tinham simetria. No século XVII, Robert Hooke (Inglaterra, 1635-1703) e Christiaan Huygens (Holanda, 1629-1695) postularam que a existência de faces planas em cristais poderia ser interpretada em termos de um empilhamento regular de átomos esféricos ou elipsoidais.

Foi a partir de 1800 d.C. que a ideia do átomo voltou a ganhar corpo com os trabalhos de Dalton, Gay-Lussac e Avogadro, que comprovaram experimentalmente que a matéria era constituída de partículas indivisíveis com pesos diferentes (cada elemento teria átomos diferentes) que se combinavam entre si para formar compostos de proporções (peso, volume) definidas. Foi o italiano Avogadro quem em 1811 elaborou a hipótese de que volumes iguais de gases continham números iguais de moléculas. Mais tarde (1858), Stanis-lao Cannizzarro comprovou esta hipótese provando que os pesos moleculares são múltiplos inteiros de algum número que muito provavelmente seria o peso atômico expresso em gramas. Cannizzaro também verificou que o peso atômico poderia ser medido através do seu calor específico, ou seja, do calor necessário (em calorias) para fazer com que 1 g do material aumente de 1 °C.

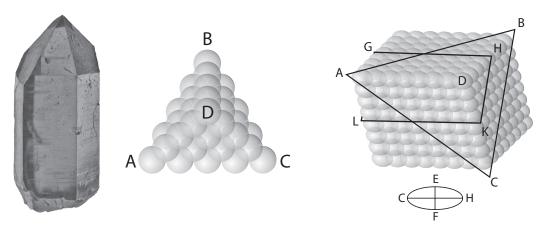


Figura 1.2 Cristal de quartzo e representações de arranjos de partículas esféricas de acordo com Hooke (1745) e Huygens (1690).

Os pesos atômicos são quocientes adimensionais que não têm relação com qualquer unidade particular de medida. O número de Avogadro (N = 6,023 X 10²³), representa o número de átomos presentes quando tomamos o peso atômico em gramas, ou *1 mol* daquele elemento. O volume molecular de um sólido expresso em cm³/mol, dividido pelo número de Avogadro, fornece o volume aproximado de 10⁻⁴ cm³. A raiz cúbica deste número, aproximadamente 10⁻¹⁰ m, dá uma aproximação da ordem de grandeza do raio do átomo. Perrin, em 1909, mediu experimentalmente o número de Avogrado em 15 experimentos diferentes e em 1926 recebeu o Prêmio Nobel por ter definitivamente mostrado a existência dessa entidade física.

Graças à comprovação da hipótese de Avogadro por Cannizzarro, o conhecimento sobre os elementos e seus pesos evoluiu, e em 1869 Mendeleev organizou a primeira tabela periódica. Ele dispôs os elementos segundo seu peso atômico e segundo a sua valência, que é a base para entender por que os elementos formam famílias naturais e apresentam profundas analogias químicas e físicas uns com os outros. Valência, segundo uma definição de 1850, é a capacidade combinatória de um elemento. Mas, para entender melhor as valências, é necessário caminhar mais um pouco na história.

0	Hidrogênic) 1	Θ	Estrôncio	46
\bigcirc	Azoto	5	\odot	Baritas	68
	Carbono	54	(I)	Ferro	50
0	Oxigênio	7	②	Zinco	56
(3)	Fósforo	9	©	Cobre	56
\oplus	Enxofre	13	Œ	Chumbo	90
(1)	Magnésia	20	S	Prata	190
Θ	Cal	24		Ouro	190
lacksquare	Soda	28	P	Platina	190

Figura 1.3 Organização dos elementos químicos segundo seu peso atômico, proposta por Dalton.

Thomson (1897) demonstrou que, por menor que fosse o átomo, ele continha partículas ainda menores, polarizadas negativamente, os elétrons. Desde que os átomos em geral são eletricamente neutros, concluiu-se que eles também deveriam conter cargas positivas.

Em 1911 Rutherford mostrou que o átomo não era uma entidade única, mas sim constituído de um núcleo pesado com carga positiva e uma atmosfera leve de cargas negativas. Dois assistentes de Rutherford, Moseley e Bohr, contribuíram muito para o entendimento da natureza do átomo.

Assim, em 1912 Henry Moseley, com o auxílio dos recém-descobertos raios X, descobriu que a frequência desta radiação é característica de cada tipo de átomo, que ela depende do seu número atômico e, portanto, serviria para ordenar os elementos da tabela periódica. Foram resolvidas, assim, as dúvidas que surgiam quando a ordenação era feita pelo peso atômico, pois muitos elementos apresentavam diferentes pesos para o mesmo número atômico (os isótopos).

Bohr postulou em 1913 que o "sistema solar" atômico era constituído por um número limitado de órbitas discretas, cada qual com um nível de energia específico, denominado estado quântico. O menos energético destes, o mais próximo do núcleo, Bohr denominou o estado fundamental. Um elétron poderia ser deslocado brevemente para órbitas de maior energia, os estados estacionários. Assim, se absorvesse energia com a frequência certa, um elétron poderia passar de seu estado fundamental a uma órbita de maior energia, embora mais cedo ou mais tarde retornasse ao seu estado fundamental original, emitindo energia de frequência idêntica à que a absorvera, fenômenos que ocorrem na fluorescência e na fosforescência.

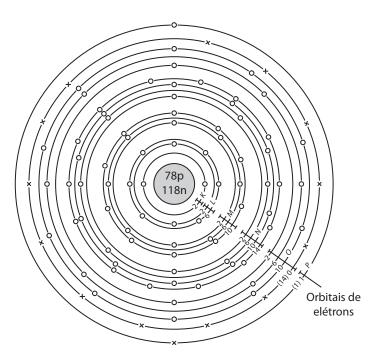


Figura 1.4 Representação esquemática de um átomo de ouro seguindo o modelo proposto por Bohr.

Segundo o modelo de Bohr, pode-se imaginar que os elétrons orbitem em esferas concêntricas de raios crescentes denominadas K, L, M, N, O, P... (ou 1, 2, 3, 4, 5...), as camadas eletrônicas. Cada camada comporta um número fixo de elétrons, que contrabalançam a força eletrostática exercida pelo núcleo. Os elétrons mais externos são os elétrons de valência, ou seja, aqueles que irão interagir com os elétrons de outros átomos dando as características das ligações químicas. Nos dez anos seguintes, o modelo de orbitais esféricos se mostrou válido somente para átomos de um elétron como o hidrogênio, e teve que ser abandonado. Este conceito, porém, serviu para determinar a existência de diferentes níveis de energia que podem ser preenchidos por elétrons.

Para explicar por que os elétrons não são atraídos pelo núcleo e permanecem em seus orbitais, foi necessário criar uma nova teoria, a mecânica quântica. A mecânica quântica foi desenvolvida sucessivamente por Bohr, De Broglie, Schrödinger, Heisenberg, Dirac, Born e Pauli. Eles deram elementos para descrever matematicamente a característica natural do elétron de ter propriedades de onda e de partícula ao mesmo tempo (De Broglie, 1924). Primeiro ficou claro que os orbitais não seriam sempre esféricos e nem discretos, mas que a probabilidade de encontrar um elétron seria mais bem descrita por uma "nuvem" que assumiria formas diferentes conforme fosse aumentando o nível de energia do elétron (Schrödinger, 1926).

Um nível quântico pode ser ocupado por apenas dois elétrons rodando em torno do mesmo eixo mas em direções opostas, denominadas spin (Pauli – 1925 e Dirac – 1928). O movimento dos elétrons é interdependente, ou seja, eles devem sempre contrabalançar a carga positiva do núcleo. Os níveis de energia se

subdividem em subníveis denominados s, p, d, f... com valores de orbitais e de energia crescentes. Os subníveis de energia de diferentes níveis se intercalam de modo que, a partir da terceira camada, eles se sobrepõem.

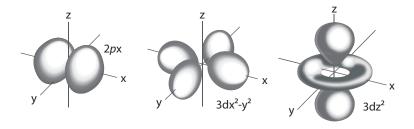


Figura 1.5 Formato dos subníveis de energia, os orbitais.

Figura 1.6 Escala dos valores de energia dos diferentes subníveis das camadas eletrônicas de um átomo com mais de dois elétrons.

E assim se chegou à chave da tabela periódica. Tomando átomo por átomo e acrescentando um próton por vez no núcleo, deve-se acrescentar um elétron extra para contrabalançar a carga elétrica. Deste modo, preenchem-se os subníveis de energia com dois elétrons em cada orbital. O subnível s possui 1 orbital, o subnível s possui 3 orbitais, o subnível s possui 5 orbitais e o subnível s possui 7 orbitais. Elétrons em níveis de energia completos são mais difíceis de arrancar de sua órbita, ou seja, a sua energia de ionização aumenta. Assim, à medida que os níveis de energia vão sendo preenchidos (número atômico crescente), a valência assume um caráter periódico.

Max von Laue (1879-1960) descobriu que os raios X podiam ser difratados pelos cristais. Em arranjos cristalinos os átomos estão localizados em linhas retas, formando planos de distâncias constantes, cada cristal com sua configuração característica. A difração de raios X possibilitou medir a distância entre planos atômicos e, assim, caracterizar os cristais. Foram os Bragg (pai e filho) em 1912 que, utilizando esta descoberta, determinaram experimentalmente o reticulado cristalino do NaCl, KCl, KBr e KI por difração de raios X. É interessante mencionar que até então a estrutura cristalina de metais já extensivamente

utilizados, como ferro e cobre, era desconhecida, embora a ideia do ordenamento dos átomos já tivesse sido sugerida no século XVII.

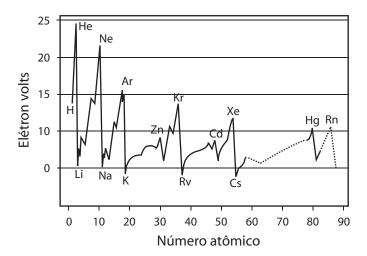


Figura 1.7 Energia de ionização dos átomos em ordem crescente de número atômico.

Apesar de a existência dos átomos ter sido comprovada e seus pesos, estrutura e arranjo espacial, determinados, foi só em 1970, com o advento dos microscópios eletrônicos de transmissão de alta resolução, que se pôde obter imagens de colunas de átomos empilhados na superfície de materiais cristalinos. Estas imagens precisam, porém, ser reconstituídas por programas de computador e não são obtidas diretamente.

Em 1981, Gerd Binnig e Heinrich Rohrer desenvolveram um aparelho capaz de medir a rugosidade de superfícies metálicas com resolução atômica – o microscópio de tunelamento de elétrons. Com isso, foi possível "enxergar" a superfície das nuvens eletrônicas e ver o empacotamento dos átomos. Como cada átomo tem estrutura eletrônica diferente, também foi possível identificar a natureza dos átomos em ligas metálicas, que são misturas de dois ou mais átomos metálicos diferentes.

Resumindo, sabe-se hoje que o átomo é composto de um núcleo com raio de 10^{-15} a 10^{-14} m ao redor do qual circula uma nuvem de elétrons com raio de aproximadamente 10^{-10} m, concêntrica ao núcleo. Os elétrons têm raio de aproximadamente 10^{-15} m e velocidade da ordem de 10^6 m/s. A massa do elétron em descanso é de 9.1×10^{-31} kg e cada partícula do núcleo é aproximadamente 1.840 vezes mais pesada, de modo que praticamente toda a massa do átomo está ali localizada. O núcleo pode existir sob duas formas: como prótons carregados positivamente ou como nêutrons de carga nula. O número atômico Z é equivalente ao número de prótons do átomo e o seu peso atômico é igual à soma do número de prótons e do número de nêutrons do núcleo. Em um átomo de carga total nula, o número de elétrons é igual ao número de prótons e é por isso que o número atômico determina as características químicas do átomo – pois são os elétrons os responsáveis pelas ligações químicas.

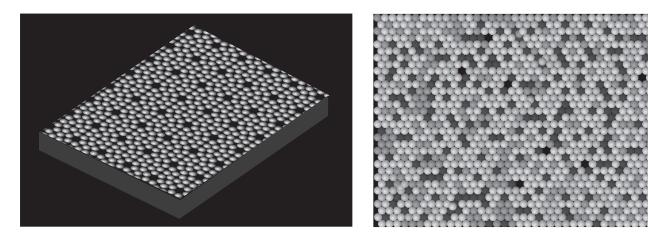


Figura 1.8 Superfície de um cristal de silício e superfície de uma liga platina-ródio, obtidas por microscopia de tunelamento de elétrons.

Por meio da tabela periódica, fica clara a relação entre a estrutura atômica dos elementos e as suas propriedades. Os elementos são ordenados segundo o número de prótons do seu núcleo, ou seja, de número atômico, e na condição padrão o número de prótons corresponde ao número de elétrons da camada de elétrons. Cada um dos períodos começa com um elemento que tem um elétron de valência no orbital s. O primeiro período contém apenas dois elementos porque o orbital 1s pode alojar apenas 2 elétrons. O terceiro elétron do lítio deve entrar no orbital 2s e então começa o segundo período. Como existe um orbital 2s e três orbitais 2p, cada um com condição de alojar 2 elétrons, 2x (1 + 3) = 8 elementos entram na tabela, antes de serem preenchidos os orbitais 2s e 2p do elemento neônio. O terceiro período também tem 8 elétrons e começa com o sódio e termina quando os orbitais 3s e 3p são preenchidos no argônio. O quarto período começa com o orbital 4s no potássio, pois o orbital 4s tem energia menor do que o orbital 3d. O orbital 4s fica preenchido no elemento cálcio e começa então a ser preenchido o orbital 3d no elemento scândio e se iniciam os metais de transição. Como os orbitais d têm 10 elétrons, são 10 os elementos desta linha até que se inicia o preenchimento do orbital 4p, com o gálio. E assim por diante.

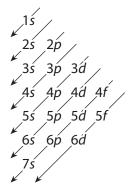


Figura 1.9 Sequência de preenchimento dos orbitais.

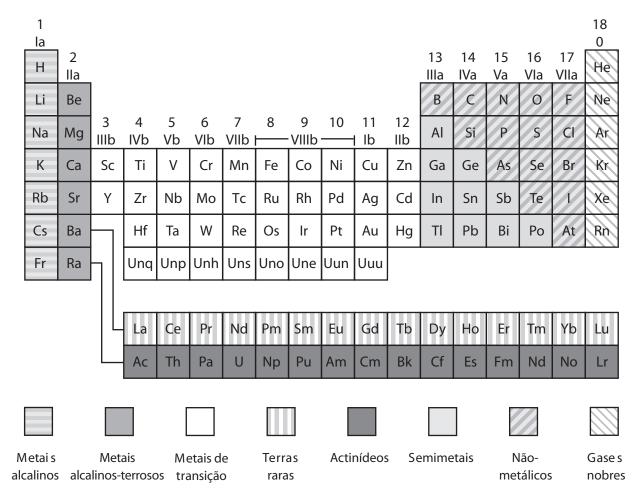


Figura 1.10 Tabela Periódica dos elementos, mostrando os orbitais de valência dos elementos nos períodos (linhas) e as famílias (columas) dos metais (alcalino, alcalino-terrosos e de transição), dos semimetais, dos não metais e dos gases nobres.

Na tabela periódica, os elementos são enquadrados em 18 colunas verticais que delimitam as famílias ou grupos químicos. Como o número atômico aumenta ao longo das linhas, as propriedades químicas retornam em ciclos. Por isso, elementos semelhantes, com configurações de elétrons de valências iguais, aparecem agrupados verticalmente. Embora as semelhanças químicas sejam mais pronunciadas, na maioria das vezes, entre elementos da mesma coluna, há alguma similaridade entre elementos que não se acham na mesma coluna, mas que possuem o mesmo número de elétrons de valência.

Levando em conta somente suas propriedades elétricas, os elementos químicos podem ser classificados como *metais*, *não metais*, *semimetais* e *gases nobres*.

Os *metais* são bons condutores de calor e de eletricidade; sua condutividade elétrica diminui com o aumento da temperatura e, em geral, formam um reticulado cristalino compacto. Aqueles da primeira e segun-

da colunas (os alcalino e os alcalino-terrosos) são muito reativos e não são encontrados na natureza em sua forma metálica. Os metais de transição (colunas 3 a 12) possuem conjuntos de orbitais de valência *d* incompletos, e energia de ionização baixa. Isto significa que seus átomos têm relativamente pouca atração pelos elétrons de valência e pouca afinidade para quaisquer outros elétrons adicionais. Em ligações químicas com elementos não metálicos, os metais doam seus elétrons de valência e se tornam íons. Os metais formam íons positivos (cátions) e os não metais, íons negativos (ânions).

Os *não metais* são isolantes elétricos, mas sua condutividade aumenta com o aumento da temperatura; têm tendência a formar moléculas como N_2 , S_2 , Cl_2 , que formam sólidos voláteis. Combinam-se com elementos metálicos formando íons negativos.

Na tabela periódica, os metais são separados dos não metais por uma faixa de *semimetais* que vai do alumínio ao polônio. Estes são condutores de eletricidade, mas com condutividade mais baixa do que os metais e, em geral, formam reticulados cristalinos pouco compactos. Possuem normalmente formas alotrópicas (diferentes tipos de ordenação dos átomos, convencionalmente nomeados por letras gregas) com propriedades elétricas diferentes. Por exemplo, o estanho α tem propriedades de semimetal (baixa condutividade elétrica), enquanto o estanho β é um condutor metálico.

Os *gases nobres* são elementos em que o subnível *p* está completo e possuem alta energia de ionização, não tendo tendência a se associar com nenhum outro elemento da tabela periódica.

1.2 Ligações químicas e a matéria

Uma vez entendido do que a matéria é constituída, é preciso entender como os átomos se organizam para formar a grande variedade de compostos presentes na natureza. Nesta eles aparecem, na maioria das vezes, combinados uns aos outros na forma de moléculas agrupadas na forma de gás, líquidos ou sólidos. Moléculas são conjuntos de dois ou mais átomos, iguais ou diferentes, ligados entre si pela interação de suas nuvens eletrônicas.

No estado gasoso, o número de moléculas por unidade de volume é muito baixo (10¹9/cm³); elas se movimentam em grande velocidade (100 m/s na temperatura ambiente) e não estão em contato permanente. No estado líquido, a densidade de moléculas sobe para 10²²/cm³, as partículas estão sempre em contato, mas se movimentam com facilidade e não possuem organização de longo alcance. No estado sólido, as partículas praticamente não têm movimento relativo e podem estar arranjadas de modo aleatório, semelhante ao estado líquido (sólido amorfo), ou em distâncias regulares umas das outras formando um reticulado contínuo (sólido cristalino). Os sólidos cristalinos são mais compactos do que os sólidos amorfos com cerca de 10²³ partículas/cm³. Exemplos de materiais que normalmente se encontram como sólidos amorfos são os vidros e a maioria dos plásticos (também denominados polímeros); na forma de sólidos cristalinos são os sais, os cristais de rocha e os metais.

Embora, teoricamente, qualquer substância possa assumir todos esses estados, são necessárias condições específicas ou até o desenvolvimento de tecnologia apropriada para que eles possam existir. Por exemplo, a água pode estar no estado de vapor, líquido ou sólido sob determinadas condições de pressão e temperatura,

mas metais amorfos só são conseguidos por meio de misturas adequadas de átomos somadas a um resfriamento muito rápido do líquido.

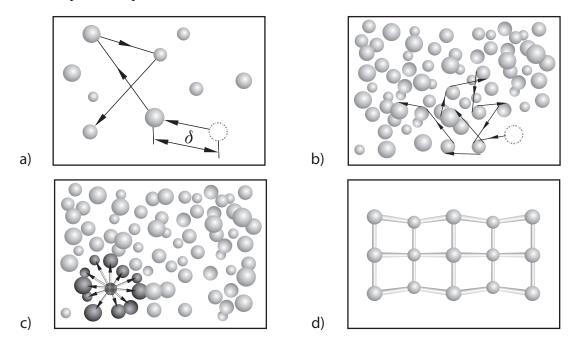


Figura 1.11 Estados da matéria: a) gasoso; b) líquido; c) sólido amorfo; d) sólido cristalino.

Como foi dito, valência significa que existem elétrons mais fracamente ligados ao átomo e que podem tomar parte na formação de ligações químicas. A maneira de os átomos se combinarem depende da sua energia de ionização. As afinidades eletrônicas dos não metais são em geral mais altas do que a dos metais, e eles têm maior tendência à aquisição de elétrons do que os metais e semimetais. Essencialmente, existem quatro tipos de ligações atômicas: ligações iônicas, covalentes, metálicas e de van der Waals.

Ligação iônica

Quando um átomo doa ou recebe um elétron, ele se torna íon positivo, no primeiro caso, ou negativo, no segundo. Ou seja, a sua carga elétrica total deixa de ser nula. O aspecto essencial da ligação iônica é a simetria eletrônica. A transferência de elétrons de átomos de baixa energia de ionização (metais) para átomos de alta afinidade eletrônica (não metais) produz íons com cargas opostas, cuja atração mútua (forças de Coulomb) conduz a um cristal estável. O exemplo deste tipo de ligação é o sal de cozinha, NaCl. O sódio doa um elétron para a nuvem eletrônica do cloro e passa a ter uma carga positiva enquanto o cloro adquire carga negativa. Por força eletrostática, os dois átomos se atraem e, na presença de outros átomos com o mesmo tipo de ligação química, forma-se um reticulado contínuo que procura anular a carga eletrônica total do conjunto.

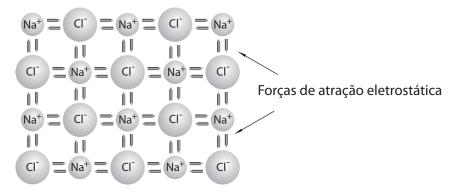


Figura 1.12 Representação esquemática da ligação iônica.

Ligação covalente

Nas ligações covalentes mais simples, os átomos em geral possuem a mesma energia de ionização e a mesma afinidade eletrônica, como, por exemplo, nos gases H_2 , N_2 , O_2 e Cl_2 . Neste caso, os elétrons são divididos simetricamente entre os dois núcleos, ou seja, as suas nuvens eletrônicas se fundem. Assim como na ligação iônica, há uma redistribuição de densidade eletrônica que faz com que a energia total do sistema diminua. Ligações covalentes também podem se formar com átomos diferentes. Neste caso, haverá uma distribuição não homogênea da nuvem eletrônica, pois as cargas nucleares serão diferentes, e a distribuição dos átomos é bem definida, o que lhes confere polaridade. Um exemplo é a molécula do gás metano, CH_4 . Quando a polaridade é muito acentuada, como no caso da água, H_2O , forma-se uma ligação *polar covalente*, na qual as moléculas se atraem mutuamente por força eletrostática. Estas moléculas tendem a ter formas bem definidas e podem também construir íons compostos, como é o caso da sílica, SiO_4^{4-} . Ligações covalentes não são condutoras de eletricidade, pois a ligação promove um preenchimento dos orbitais externos dos átomos que dela fazem parte.

A grande maioria das gemas utilizadas em joalheria é constituída de um arranjo cristalino de íons compostos; a ametista, por exemplo, é formada por cristais de quartzo com átomos de magnésio dispersos na sua estrutura.

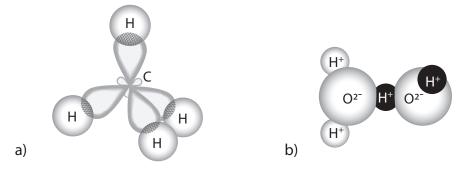


Figura 1.13 Exemplos da distribuição espacial de moléculas formadas por ligação polar covalente: a) molécula de metano; b) duas moléculas de água unidas por ligação polar covalente.

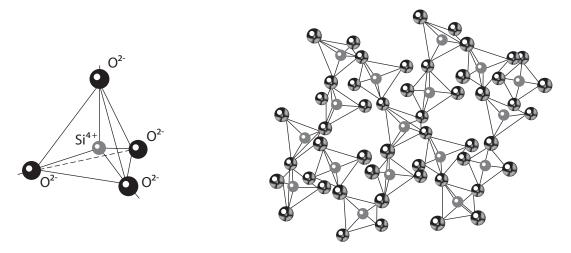


Figura 1.14 Distribuição espacial de moléculas de SiO₄ formando o cristal de quartzo.

Ligação metálica

As ligações metálicas podem ser entendidas como ligações covalentes não saturadas, ou seja, não há preenchimento dos orbitais externos do átomo, sendo que sempre há mais elétrons do que ligações necessárias para a saturação. Isto faz com que os elétrons circulem livremente em uma estrutura de íons positivos. A boa condutividade térmica e elétrica dos metais é explicada por esta liberdade dos elétrons. Como não há nada além da geometria para restringir o número de vizinhos atômicos, os átomos metálicos tendem a se agrupar de maneira compacta, como em um conjunto de esferas sólidas. Em metais puros, isto leva a estruturas cristalinas bem simples.

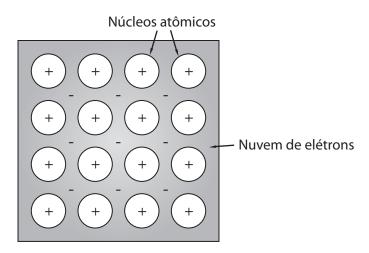


Figura 1.15 Representação esquemática da ligação metálica.

A natureza insaturada da ligação metálica também é responsável pela propriedade que os metais têm de dissolver outros elementos no seu cristal, ou seja, formar ligas. Quando um átomo de cobre se junta a um átomo de níquel, eles são relativamente indiferentes um ao outro, já que ambos contribuem para a mesma nuvem de elétrons livres. Desta forma, é possível misturar de maneira aleatória um metal com o outro formando soluções substitucionais. Com o aumento da temperatura, aumenta a vibração dos átomos em torno da sua posição no reticulado cristalino, e vem daí a sua expansão volumétrica com a temperatura. Com o aumento da vibração, o deslocamento dos elétrons de valência é prejudicada e a condutividade elétrica cai.

Ligação do tipo van der Waals

É uma força fraca que age em todos os átomos e é responsável pela condensação de gases nobres e de moléculas saturadas, e pela formação de líquidos e sólidos destas moléculas em baixas temperaturas. É a principal força de atração entre as cadeias de moléculas que formam os materiais poliméricos.

Referências bibliográficas

- 1.1 B. H. MAHAN. Química um curso universitário. 2. ed. São Paulo: Blücher, 1972.
- 1.2 A. COTTRELL. An introduction to metallurgy. 2. ed. Londres: The Institute of Materials, 1995.
- 1.3 R.W. CAHN. The coming of materials science. Pergamon Amsterdan: Elsevier Science, 2001.
- 1.4 W. SCHATT. Einfuhrung in der Werkstoff Wissenschaft. Leipzig: Deutsche Verlag für Grundstoffindustrie, 1991.