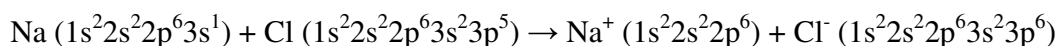


- LIGAÇÕES IÔNICAS:

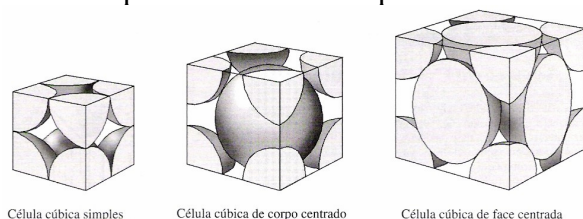
A **ligação iônica** é a ligação química formada pela atração eletrostática entre íons positivos e íons negativos. A ligação se dá entre dois átomos quando um elétron, ou mais de um, se transfere da camada de valência de um átomo para a camada de valência do outro. O átomo que perde elétrons torna-se um cátion (íon positivo) e o que recebe elétrons torna-se um ânion (íon negativo). Qualquer íon tende a atrair tantos íons vizinhos, com cargas opostas, quanto for possível. Para entender a formação da ligação iônica, consideremos a transferência de um elétron de valência do átomo de sódio (Na) para a camada de valência do átomo de cloro (Cl). Podemos representar esta transferência por meio da seguinte equação:



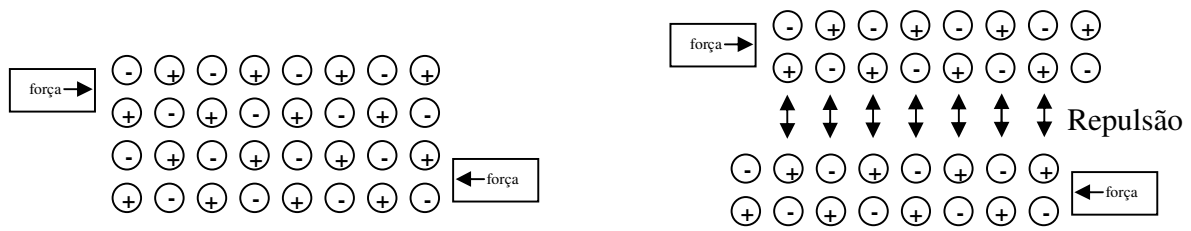
Graças a esta transferência de um elétron formaram-se os íons Na^+ e Cl^- , cada qual com a configuração eletrônica de um gás nobre. O átomo de sódio perdeu seu elétron 3s e ficou com a configuração do neônio ($_{10}\text{Ne}$). O átomo de cloro recebeu o elétron em sua subcamada 3p e ficou com a configuração eletrônica do argônio ($_{18}\text{Ar}$). Em ambos os casos os íons formados são estáveis e a estabilidade destes íons justifica, em parte, a formação do sólido iônico NaCl.

- SÓLIDOS IÔNICOS:

Como já sabemos os compostos iônicos são formados por *cátions* e por *ânions* e devido à atração eletrostática existente entre eles ocorre o que chamamos de **ligação iônica**. Em um sólido iônico os cátions e os ânions ocupam posições específicas formando uma estrutura que recebe o nome de *célula unitária* (Figura 1), que nada mais é que a menor unidade tridimensional com a qual se pode imaginar a construção de um cristal pela justaposição, no espaço, destas unidades semelhantes. Uma ligação iônica é muito forte e, por isso, é difícil distorcer um cristal formado por este tipo de ligação. Os sólidos iônicos são tipicamente duros, porém quebradiços. O NaCl (sal de cozinha), por exemplo, é muito resistente a quebra e ao esmagamento, porém, ao quebrar, estilhaça-se em vês de sofrer distorção ou esfarelar aos poucos. Isto ocorre porque quando aplicamos uma força sobre um cristal iônico (no nosso caso esta força foi a martelada), ocorre o deslocamento de uma camada de íons em relação à outra. Como as ligações iônicas que mantêm estes íons unidos são muito fortes, este deslocamento de camadas é dificultado e em consequência os íons de cargas opostas começam a se aproximar uns dos outros. As forças repulsivas substituem as atrativas (aproximação de dois íons positivamente carregados) e o resultado é a separação entre as duas camadas. Chamamos este fenômeno de clivagem (Figura 2). Macroscopicamente isto é percebido como a ruptura do cristal.



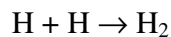
(Figura 1)



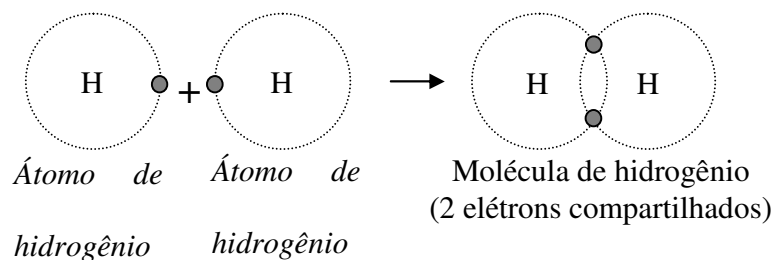
(Figura 2)

- LIGAÇÕES COVALENTES:

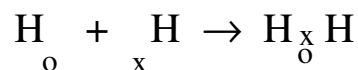
A **ligação covalente** ou **covalência normal** é a união entre átomos estabelecida por pares de elétrons de modo que cada par seja formado por um elétron de cada um dos átomos. Consideremos como exemplo a união entre dois átomos do elemento hidrogênio (H) para formar a molécula da substância simples hidrogênio (H₂)



Eletronicamente:

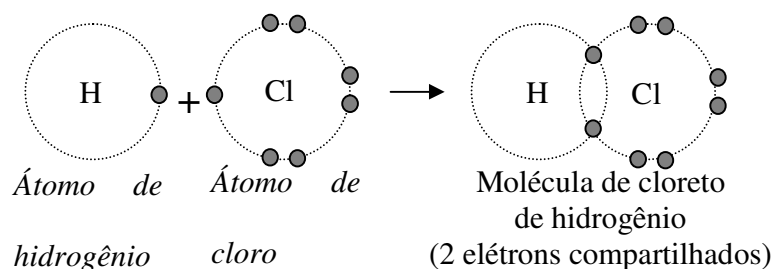


Ou, abreviadamente:



A molécula de H₂ é estável porque há um equilíbrio entre as forças de atração elétrica (entre núcleos e elétrons) e as forças de repulsão elétrica (entre os dois núcleos e os dois elétrons). Observe que cada átomo de hidrogênio dispõe de dois elétrons (o seu e o elétron compartilhado). Estes dois elétrons, contudo, completam a camada K, que é a única que o hidrogênio dispõe. Desta forma, o hidrogênio adquire a configuração eletrônica do gás nobre hélio (He).

O exemplo utilizado anteriormente representa um caso de substância simples. No entanto, as ligações covalentes aparecem ainda com maior frequência entre as substâncias compostas. Vejamos o caso da formação do cloreto de hidrogênio (HCl).

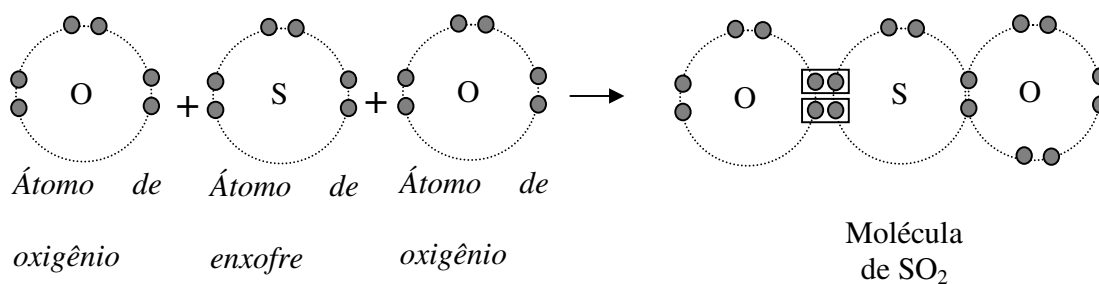


Continuamos notando que cada átomo termina ficando com o octeto completo (oito elétrons na camada de valência). De fato, cada átomo de cloro, além dos seus sete elétrons passa a ter mais um (compartilhado com o hidrogênio) e o átomo de hidrogênio, além do seu elétron, passa a ter mais um (compartilhado com o cloro) atingindo a configuração eletrônica do gás nobre hélio.

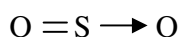
Como conclusão, podemos dizer que a ligação é covalente quando os dois átomos apresentam a tendência de receber elétrons. Isto ocorre quando os dois átomos têm 4, 5, 6 ou 7 elétrons na camada de valência. Em outras palavras, **a ligação covalente aparece entre dois átomos de ametais, ou ainda entre estes elementos e o hidrogênio.**

- LIGAÇÃO COVALENTE COORDENADA:

Ligação covalente coordenada ou **covalência dativa** é a união entre átomos estabelecida por pares de elétrons que são cedidos por apenas um dos átomos. Vejamos como exemplo a formação da molécula do dióxido de enxofre.

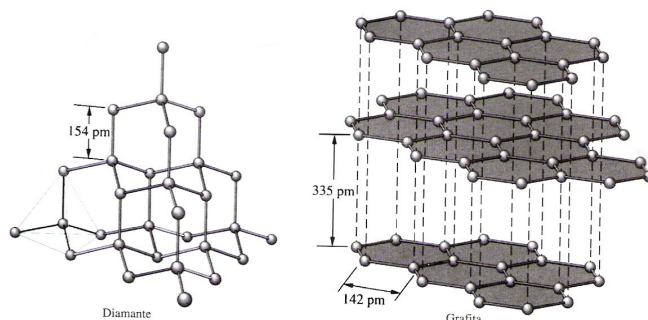


Observe que o par eletrônico que está ligando o enxofre ao segundo oxigênio pertencia, de início, apenas ao enxofre. Trata-se não mais de uma ligação covalente normal, em que cada ligação é formada por um elétron de cada átomo, mas de uma ligação onde o par de elétrons é fornecido somente por um dos átomos participantes da ligação. A covalência dativa costuma ser representada por uma seta que vai do átomo doador para o átomo receptor do par eletrônico. De qualquer modo cada átomo, após a ligação, completa o octeto.



- SÓLIDOS COVALENTES:

Em um sólido covalente as partículas que irão formar a célula unitária são átomos ligados covalentemente (tipo de ligação onde há o compartilhamento de elétrons entre os átomos participantes). Os átomos formam uma rede tridimensional que se prolonga até os limites físicos do cristal e, por isso, pode ser considerado como uma imensa molécula. Um bom exemplo de sólido covalente é o diamante (Figura 3), forma alotrópica do elemento carbono, na qual o átomo de carbono está ligado tetraedricamente a outros quatro outros átomos de carbono. Como resultado deste tipo de ligação temos uma estrutura fortemente entrelaçada, rígida, à qual se deve a grande dureza e o alto ponto de fusão do diamante.

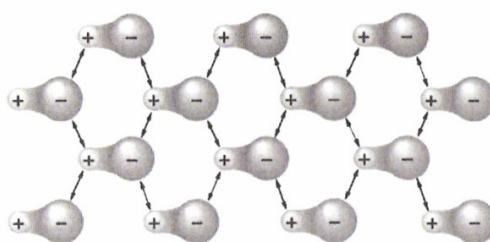


(Figura 3)

-SÓLIDOS MOLECULARES:

Em um sólido molecular as unidades que irão formar a estrutura cristalina são moléculas e dentro de cada molécula os átomos se mantêm unidos por ligações covalentes. Porém, as forças que mantêm estas moléculas unidas para formar o cristal são mais fracas e não correspondem propriamente a uma ligação química. Estas forças, de natureza eletrostática, são denominadas **forças de Van der Waals** e as mais importantes são as forças de dipolo-dipolo e as forças de London. Vamos diferenciar uma da outra:

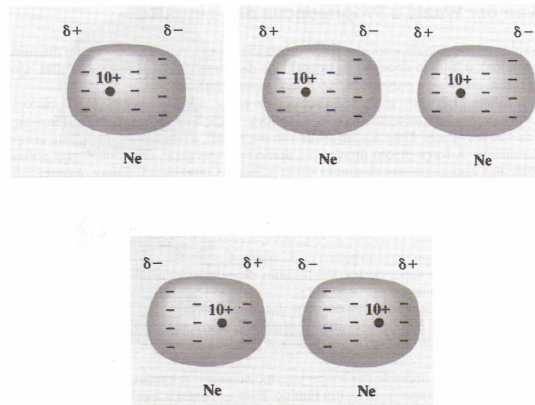
- *força de dipolo-dipolo*: são atrações elétricas entre moléculas polares (moléculas que possuem pólos elétricos em sua estrutura devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos que a constituem). Nos sólidos, as moléculas tendem a se alinhar de modo que as extremidades positivas se orientem para as extremidades negativas vizinhas. Isto está bem representado no esquema abaixo:



(Figura 4)

- *forças de London ou forças de dispersão*: são forças geralmente muito fracas e ocorrem em átomos ou moléculas apolares (moléculas que não possuem pólos elétricos em sua estrutura). Originam-se das flutuações momentâneas que ocorrem nas nuvens eletrônicas em um átomo ou molécula. Uma nuvem eletrônica pode ser representada como uma esfera simétrica de carga negativa. Porém, a distribuição real de carga negativa nesta esfera sofre rápidas flutuações em sua posição e, em função disto, ocorre o que chamamos de dipolo elétrico instantâneo (acúmulo momentâneo de carga negativa em uma determinada região do átomo ou molécula). Este acúmulo de carga negativa tende a repelir os elétrons do átomo ou molécula vizinha, convertendo-o também em um dipolo elétrico. Em outras palavras, a polaridade momentânea do primeiro átomo induz uma polaridade momentânea

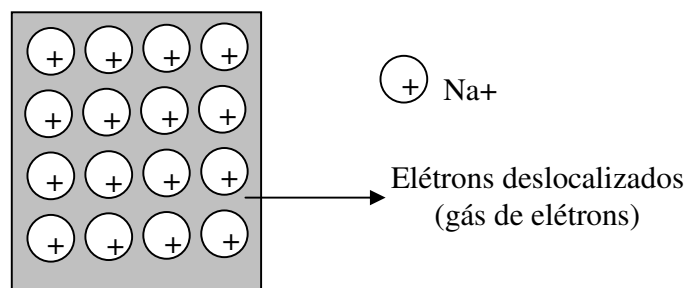
similar no segundo átomo, e o resultado é uma fraca atração eletrostática entre os dois. Em geral quanto maior a molécula e quanto mais elétrons tiver, mais fortes serão as forças de London. O esquema abaixo representa o que ocorre com os átomos do elemento neônio:



(Figura 5)

-SÓLIDOS METÁLICOS:

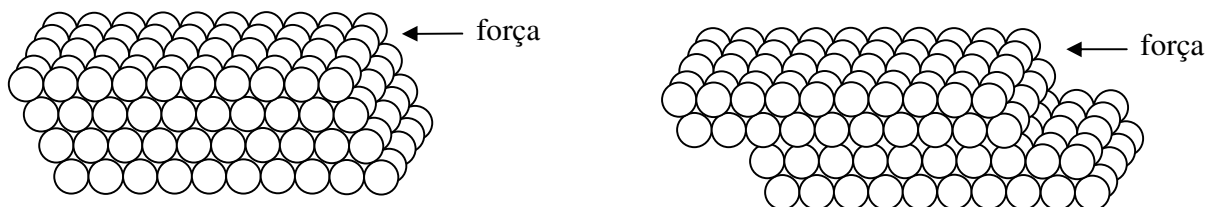
Em um sólido metálico as unidades que formarão o cristal são íons positivos (cátions). Por exemplo, no metal sódio os íons Na^+ ocupam os pontos de um retículo cúbico de corpo centrado. Cada Na^+ pode ser considerado como sendo o resultado da perda de um elétron por átomo de sódio, e os elétrons de todos os átomos de sódio forma uma gigantesca nuvem de elétrons que se espalha por todo o sólido. Estes elétrons não estão ligados a nenhum átomo, mas estão deslocalizados sobre o cristal e são chamados de elétrons livres. No sódio e em outros metais típicos existe uma atração mútua entre os elétrons livres e os cátions. Tal atração estabiliza a estrutura e ao mesmo tempo permite que sofra distorção sem esfarelar. Assim o sódio e outros metais são moles e facilmente deformáveis.



(Figura 6)

Os elétrons livres são os responsáveis por muitas características especificamente metálicas. Desde que as ligações metálicas não possuem forte caráter direcional, não é surpreendente que muitos metais possam ser facilmente deformados sem que se destrua sua estrutura cristalina. Sob a influencia de uma força, um plano pode deslizar sobre outro (Figura 7) mas, ao fazerem isto, ainda conseguem manter um certo grau de ligação entre os

dois planos. Os metais podem ser endurecidos através da obtenção de ligas com elementos que têm a propriedade de formar ligações covalentes dirigidas. Normalmente apenas traços de carbono, fósforo ou enxofre transformam um metal mole e maleável em um sólido muito quebradiço.



(Figura 7) Deslizamento de planos de átomos metálicos

O que foi dito no texto pode ser resumido na tabela abaixo que apresenta a relação existente entre os tipos de interações existentes e as unidades constituintes de cada tipo de sólido:

	Iônico	Covalente	Molecular	Metálico
Unidades constituintes	Íons positivos e negativos	Átomos	Moléculas	Íons positivos
Forças de ligação entre as unidades	Ligações iônicas	Ligações covalentes	Forças dipolo-dipolo e forças de London	Atração entre os elétrons livres e os íons positivos