São Mateus – Outubro de 1999 – Polivalente

# FORÇAS INTERMOLECULARES

As moléculas se mantêm unidas devido às forças de atração que existem entre elas.

Quanto maior a força de atração, maior será a coesão entre as moléculas. Isso irá se refle­tir em muitas propriedades como, por exemplo, num maior ponto de fusão e ebulição.

Essas forças de atração intermoleculares começaram a ser desvendadas em 1873 por Diderik van der Waals, e atualmente se resumem em 3 tipos: forças de van der Waals, forças de dipolo permanente e pontes de hidrogênio.

## Forças de van der Waals ou forças de dipolo induzido

As forças de van der Waals ou de dipolo induzido são forças fracas que ocorrem entre moléculas apoIares ou entre átomos de gases nobres.

Estas forças são estabelecidas da seguinte maneira: quando duas moléculas apoiares se aproximam, ocorre uma repulsão entre suas nuvens eletrônicas.

Essa repulsão provoca um movimento dos elétrons que vão se acumular numa região da molécula, deixando a região oposta com deficiência de carga negativa.

Cria-se assim um dipolo induzido: a molécu­la apolar, onde se formou o dipolo, induz as outras moléculas a também formarem dipolos, dando origem a uma pequena força de atração elétrica entre elas.

Essas moléculas, unidas por forças de van der Waals, formam na fase sólida o que se denomina cristais moleculares.

Exemplos importantes são os cristais de gelo seco ou gás carbônico, C02, sólido e também os cristais de iodo, I2 sólido, que, por terem suas moléculas fracamente unidas, passam facilmente da fase sólida para a fase gasosa, ou seja, sofrem sublimação.

### **Forças de dipolo permanente**

As forças de dipolo permanente são responsáveis pela atração existente entre moléculas polares.

Estabelecem-se de tal forma que a extremidade negativa do dipolo de uma molécula se aproxime da extremidade positiva do dipolo de outra molécula.

São forças de natureza elétrica, mais for­tes que as forças de van der Waals.

A união de moléculas por força de dipolo permanente, na fase sólida, dá origem aos cris­tais dipolares, por exemplo: HCl sólido.

#### **Pontes de hidrogênio**

Pontes de hidrogênio são forças de atração de natureza elétrica, do tipo dipolo permanente, porém nem mais intensas.

Ocorrem quando a molécula possui hidrogênio ligado a elemento muito eletronegativo: flúor, oxigênio ou nitrogênio.

A “ponte” é formada pela atração entre o hidrogênio de uma molécula e o átomo muito eletronegativo (F, O ou N) de outra molécula. Por ser essa uma força de atração bastante forte, as moléculas que fazem pontes de hidrogênio possuem pontos de fusão e ebulição muito altos. Na fase sólida formam cristais dipolares.

Um exemplo importante de molécula que faz ponte de hidrogênio é a água.

Considerando-se uma massa fixa de água, o volume ocupado por essa massa será muito maior na fase sólida que na fase líquida.

Isso ocorre porque o arranjo do cristal dipolar, através de pontes de hidrogênio, segue uma estrutura rígida que leva um mesmo número de moléculas de água a ocupar na fase sólida um espaço maior do que ocuparia na fase líquida, livres de tal rigidez.

##### Cristais covalentes ou atômicos

Algumas vezes um número indeterminado de átomos estabelecem entre si ligações covalentes comuns, de modo a formarem estruturas muito grandes, às quais chamamos de macro­moléculas. Essas macromoléculas formam os cristais covalentes ou atômicos, que possuem al­tos pontos de fusão e ebulição.

* Podem ser formadas por um único elemento químico.

*Exemplo:* diamante, Cn, sendo n um número muito grande e indeterminado.

Outro exemplo importante de cristal molecular é o córidon, **(Al2O3)n.**

O córidon ocorre na natureza sob a forma de rubi, safira e esmeralda, entre outras. A coloração variável é devida à presença de impurezas. Pode-se preparar rubi sintético fundindo-se, em um cilindro de alumina, o Al2O3, finamente dividido, na presença de óxido crômico, CrO3, formando-se um cristal único.

* Podem ser formadas por elementos quími­cos diferentes.

*Exemplo:*sílica, (SiO2)n, sendo n um número muito grande e indeterminado.

###### Bibliografia

Martha Reis, Química Integral, volume único, editora FTD. pág. 105 à 107.