



## Forças Intermoleculares

Você já se perguntou por que a água forma gotas ou como os insetos conseguem caminhar sobre a água?



Gota d'água caindo sobre a superfície da água.



Inseto pousado sobre a superfície da água.

Este comportamento da água deve-se às chamadas *forças intermoleculares*, que mantêm as moléculas unidas, formando um determinado tipo de substância cujas características físicas e químicas dependem do *tipo* e da *intensidade* dessas forças. As forças intermoleculares são o resultado das *atrações eletrostáticas* entre as moléculas que compõem uma substância. Essas forças podem ser a interação **dipolo-dipolo** (ocorre entre moléculas polares - HCl, CO, H<sub>2</sub>O), interação **dipolo induzido** (ocorre entre moléculas apolares - O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>) e a **ligação de hidrogênio** (presente exclusivamente nas moléculas contendo as ligações F-H, O-H e N-H). As forças intermoleculares são mais fracas do que as forças intramoleculares (ligações químicas), mas fortes o suficiente para governar certas propriedades das substâncias, tais como: **mudança de estado físico** (fusão, ebulição, sublimação etc.), **tensão superficial**, **viscosidade**, **capilaridade** etc.

## Interação dipolo-dipolo

A interação dipolo-dipolo é característica das moléculas **polares** neutras. Essas moléculas apresentam **momento de dipolo elétrico** ( $\mu$ ), que forma um **dipolo permanente** (Fig. 1). Quando próximas umas das outras, as moléculas se atraem mutuamente através das cargas parciais de sinais contrários localizadas em cada molécula (Fig. 2a).

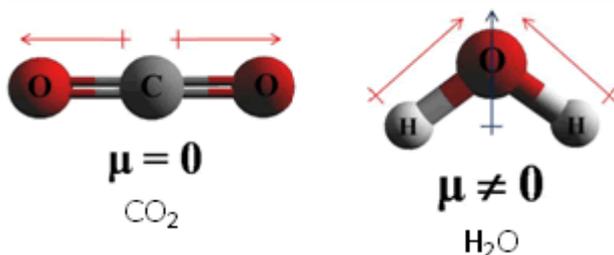


Fig. 1- Momento de dipolo elétrico.

**NOTA 1:** Utilize o modelo da *Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência* para determinar a geometria e o valor qualitativo do momento de dipolo elétrico de uma molécula.

As interações dipolo-dipolo são muito mais fracas que as ligações covalentes ( $\sim 1\%$ ) e diminuem com  $1/d^3$ , onde  $d$  é a distância entre dois polos de cargas opostas. Essa redução na intensidade das forças de interação dipolo-dipolo deve-se a dois fatores: **1-** as cargas formadas no dipolo permanente são parciais; **2-** a energia cinética das moléculas provoca um desalinhamento das mesmas, alterando a relação entre as forças de repulsão e as forças de atração entre os dipolos (Fig. 2b).

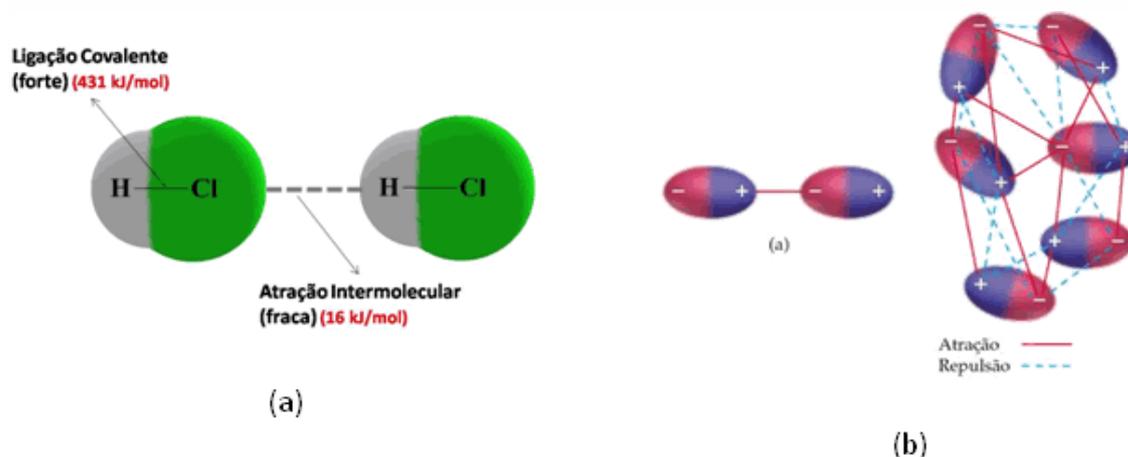
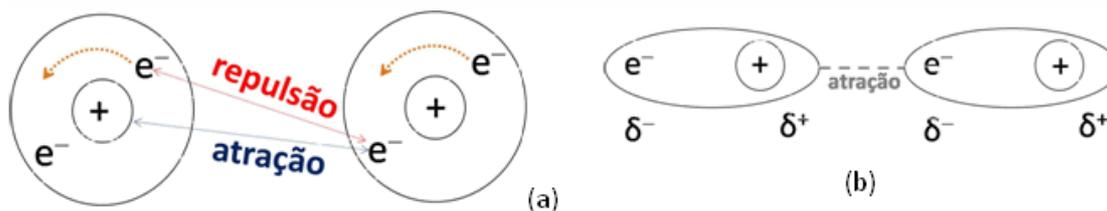


Fig. 2- (a) Diferenciação entre força intermolecular e ligação química. (b) Representação dos dipolos permanentes formados na molécula de HCl.

## Forças de London

A interação do tipo Forças de London é característica das moléculas **apolares** neutras. Essas moléculas **não** apresentam **momento de dipolo elétrico** ( $\mu$ ). Em um dado momento, a distribuição dos elétrons de uma molécula apolar pode ser espacialmente assimétrica, gerando o chamado **dipolo instantâneo**. Esse dipolo instantâneo é formado pela aproximação de outra molécula, em que as **forças de repulsão** entre os elétrons das duas moléculas e as **forças de atração** entre o núcleo de uma molécula e os elétrons da outra provocam a formação do chamado **dipolo induzido** (Fig. 3). Esse dipolo induzido é quem possibilita que moléculas vizinhas sofram atração eletrostática mútua, através dos polos de cargas opostas. Contudo, essa interação entre os dipolos

induzidos tem curta duração, desfazendo-se num ponto da substância e formando-se em outro ponto, constantemente.



**Fig. 3-** (a) Representação das forças de atração e repulsão entre duas espécies, para a formação de um dipolo induzido.(b) Representação atração entre dois dipolos induzidos.

As Forças de London são mais fracas que as interações do tipo dipolo-dipolo. Elas diminuem com  $1/d^6$  e a sua intensidade depende dos seguintes fatores:

1. **Polarizabilidade** – está associada à capacidade de distorção da nuvem eletrônica de uma espécie química (átomo, íon ou molécula). Quanto maior o tamanho da nuvem eletrônica (raio atômico, raio covalente ou raio de *van der Waal*), mais polarizável será a espécie. Quanto mais polarizável for a espécie, mais facilmente são formados os dipolos induzidos. Dessa forma, o aumento na polarizabilidade aumenta o caráter polar da espécie, aumentando a força de interação do tipo Forças de London. Esse fator pode explicar, por exemplo, a variação nos pontos de ebulição dos halogênios (**Tabela 1**), que segue o aumento do raio atômico dos elementos.

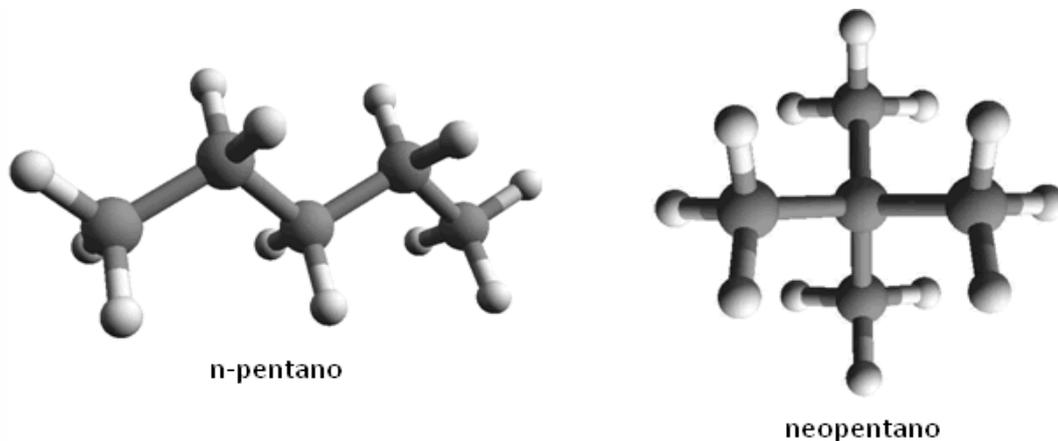
**NOTA 2:** Lembre-se de que, quanto maiores forem as forças de interação entre as moléculas de uma substância, maior será a energia necessária para aumentar os seus graus de liberdade e, conseqüentemente, maior será a energia necessária para que ocorra mudança de estado físico (fusão, ebulição ou sublimação).

**Tabela 1-** Ponto de ebulição (P. E.) e comprimento de ligação (C. Lig) dos halogênios

Grupo 17	P. E. (°C)	C. Lig (pm)
F <sub>2</sub>	-188,1	142
Cl <sub>2</sub>	-34,6	199
Br <sub>2</sub>	58,8	228
I <sub>2</sub>	184,4	268

A molécula de ácido clorídrico (**HCl**) apresenta um momento de dipolo elétrico maior que o ácido bromídrico (**HBr**), devido a maior eletronegatividade do cloro. Contudo, o ponto de ebulição do HBr (-67,0 °C) é maior que o do HCl (-84,9 °C). Apesar das interações dipolo-dipolo no HCl serem mais intensas que no HBr, o bromo apresenta um maior raio atômico, tornando-o mais polarizável e produzindo uma força de London mais intensa no HBr. Desta forma, a resultante das forças de interação intermoleculares no ácido bromídrico é mais intensa que no ácido clorídrico, explicando seu maior ponto de ebulição.

2. **Geometria molecular** – a geometria da molécula influencia diretamente a capacidade de interação entre as mesmas e, conseqüentemente, a capacidade de formação dos dipolos induzidos. Por exemplo, o *n-pentano* apresenta uma cadeia mais longa que o seu isômero de cadeia *neopentano* [**C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>**], permitindo melhor interação entre as moléculas e a formação do dipolo induzido mais intenso no primeiro isômero (maior superfície de contato) (**Fig. 4**). Este comportamento pode ser observado pela diferença entre os seus pontos de fusão (*neopentano*, 9,5°C; *n-pentano*, 36,1°C).

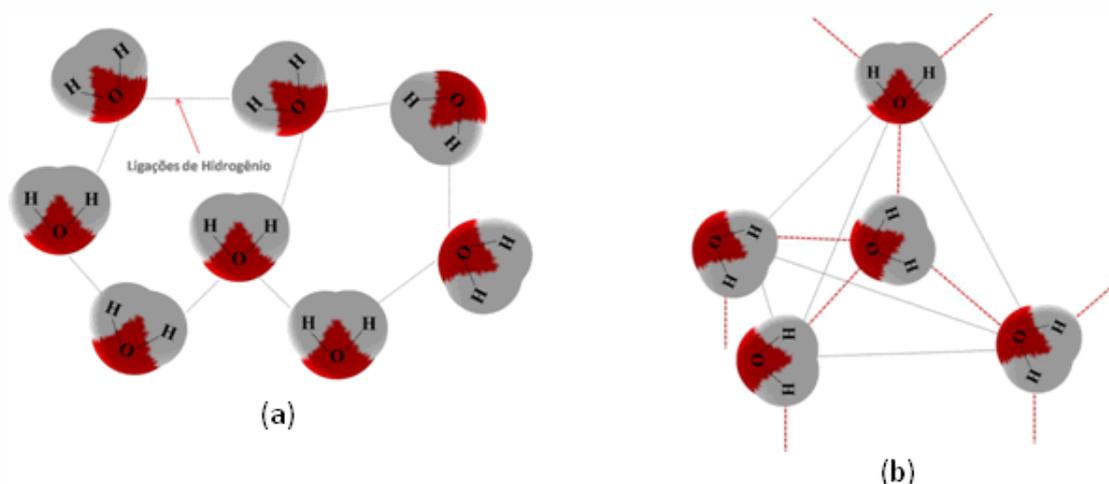


**Fig. 4-** Estruturas do n-pentano e do neopentano.

## Ligação de hidrogênio

A interação do tipo ligação de hidrogênio é característica de moléculas **polares**, onde estejam presentes *ligações covalentes* entre o *hidrogênio* e o *oxigênio (O-H)*, o *nitrogênio (N-H)* e o *flúor (F-H)*. A ligação de hidrogênio forma um tipo especial de interação dipolo-dipolo, que é cerca de cinco vezes mais intensa que uma interação dipolo-dipolo comum. Esse comportamento deve-se a dois fatores: **1-** à eletronegatividade e ao tamanho dos átomos envolvidos, que favorece a formação de cargas parciais altamente concentradas; **2-** ao grande momento de dipolo elétrico formado nessas ligações.

O exemplo mais representativo das ligações de hidrogênio é o da molécula de água (**Fig. 5**). No estado líquido, uma molécula de água forma ligações de hidrogênio aleatórias com as moléculas vizinhas, condizentes com o seu estado físico (**Fig. 5a**). Contudo, no estado sólido, cada molécula de água forma quatro ligações de hidrogênio com as moléculas mais próximas, em uma estrutura tetraédrica (**Fig. 5b**), que possibilitará a formação de um retículo cristalino. Nessa estrutura, a distância entre as moléculas de água é maior do que no estado líquido. Dessa forma, o número de átomos por unidade de volume, na água líquida é maior do que no estado sólido, tornando a *densidade do gelo* menor que a da água líquida e permitindo que aquele flutue na água.



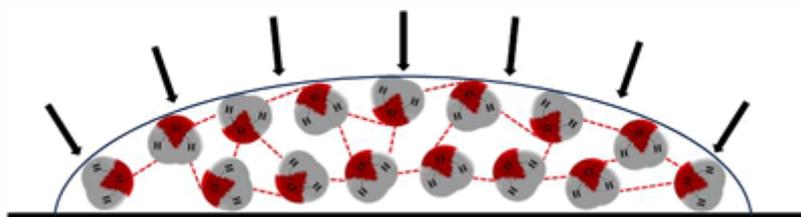
**Fig. 5-** Representação das ligações de hidrogênios presentes na molécula de água (a) no estado líquido e (b) no estado sólido.

Os flocos de neve são estudados de forma sistemática por alguns pesquisadores, que tentam definir os fatores que influenciam na formação das diferentes estruturas cristalinas que a água, no estado sólido, pode apresentar. De forma geral, a temperatura e a umidade são as principais variáveis que regem a formação das belas estruturas cristalinas da água em fase sólida (**Fig. 6**).



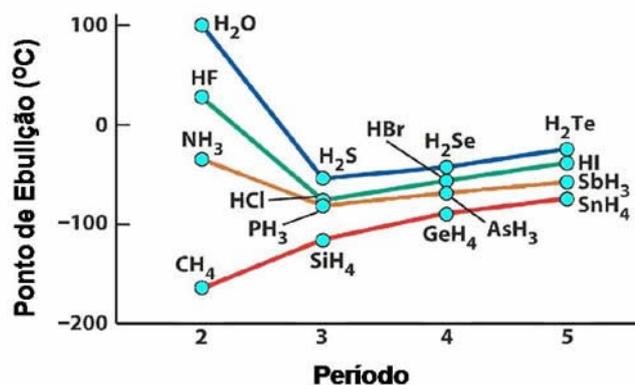
**Fig. 6-** Uma das várias estruturas cristalinas formadas pela água.  
(Fonte: <http://www.its.caltech.edu/~atomic/snowcrystals/> - em inglês)

As fortes ligações de hidrogênio conferem importante propriedade às moléculas de água – alta **tensão superficial**. A tensão superficial é a energia necessária para aumentar a área superficial de um líquido. Sob a ação das forças intermoleculares, as moléculas da superfície de um líquido são atraídas para o centro, resultando na forma esférica (forma mais compacta). Portanto, a tensão superficial é responsável pela forma gota da água (uma esfera distorcida pela ação da gravidade e da resistência do ar) (**Fig. 7**).



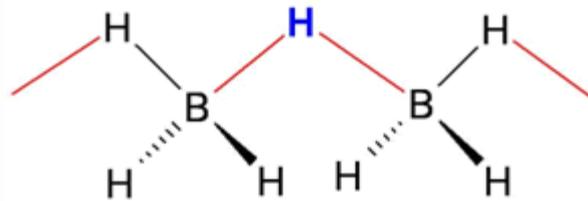
**Fig. 7-** Representação da tensão superficial presente de uma gota d'água.

As ligações de hidrogênio também são responsáveis pelo alto ponto de ebulição das substâncias que apresentam esse tipo de força intermolecular. A água (100°C), o ácido fluorídrico (20°C) e a amônia (-33°C) apresentam pontos de ebulição muito acima da tendência dos outros elementos dos seus respectivos grupos na Tabela Periódica (**Fig. 8**).



**Fig. 8-** Comparação dos pontos de ebulição de várias substâncias de um mesmo grupo da Tabela Periódica.

**NOTA 3:** Deve-se ter atenção para o fato de que *ligação de hidrogênio* e *ponte de hidrogênio* são interações diferentes. A ligação de hidrogênio é uma interação intermolecular, enquanto a ponte de hidrogênio é uma ligação covalente, responsável pela dimerização de certas substâncias (**Fig. 9**), em que o átomo de hidrogênio forma uma ponte entre as moléculas do dímero.



**Fig. 9-** Representação das pontes de hidrogênio do dímero do  $BH_3$ .

A **viscosidade** (resistência de um líquido em fluir) também é uma propriedade que depende das forças intermoleculares. Em geral, quanto maior a força de atração intermolecular maior será a *tensão superficial* ou a *viscosidade* de uma substância. Quanto à intensidade, as forças intermoleculares podem ser ordenadas como:

**Ligação de hidrogênio > Dipolo-Dipolo > Forças de London.**

A **capilaridade** (elevação de líquidos em tubos estreitos) ocorre devido às forças de atração entre as moléculas do líquido e as paredes do tubo capilar – são as chamadas forças de **adesão**, diferentes das forças de **coesão**, que mantêm as moléculas unidas (forças intermoleculares).