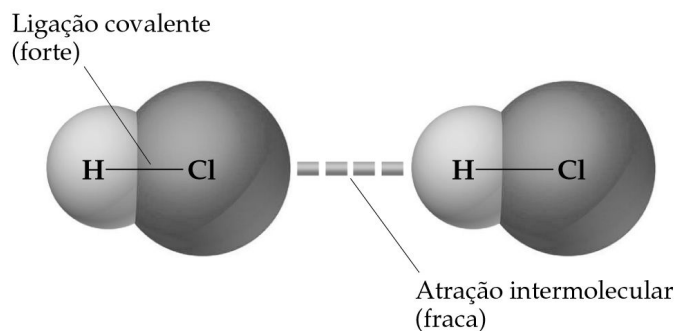


Forças Intermoleculares

- A ligação covalente que mantém uma molécula unida é uma força **intramolecular**.
- A atração entre moléculas é uma força **intermolecular**.
- Forças intermoleculares são muito mais fracas do que as forças intramoleculares (por exemplo, 16 kJ mol^{-1} versus 431 kJ mol^{-1} para o HCl).
- Quando uma substância funde ou entra em ebulição, forças intermoleculares são quebradas (não as ligações covalentes).

© 2005 by Pearson Education



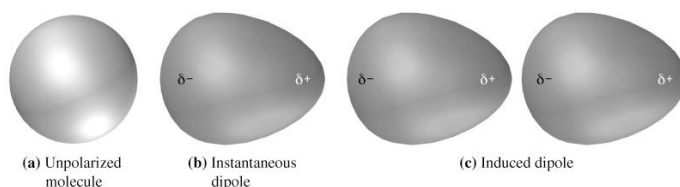
© 2005 by Pearson Education

Forças de Dispersão de London

- A mais fraça de todas as forças intermoleculares.
- É possível que duas moléculas adjacentes neutras se afetem.
- O núcleo de uma molécula (ou átomo) atrai os elétrons da molécula adjacente (ou átomo).
- Por um instante, as nuvens eletrônicas ficam distorcidas.
- Nesse instante, forma-se um dipolo (denominado dipolo instantâneo).

© 2005 by Pearson Education

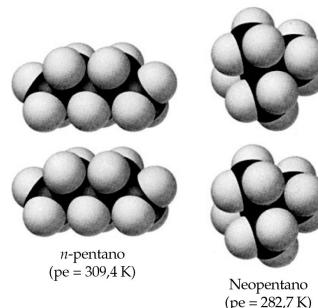
- Um dipolo instantâneo pode induzir outro dipolo instantâneo em uma molécula (ou átomo) adjacente.
- As forças entre dipolos instantâneos são chamadas **forças de dispersão de London**.



- Polarizabilidade é a facilidade com que a distribuição de cargas em uma molécula pode ser distorcida por um campo elétrico externo.
- Quanto maior for a molécula (quanto maior o número de elétrons) mais polarizável ela será.
- As forças de dispersão de London aumentam à medida que a massa molecular aumenta.
- Existem forças de dispersão de London entre todas as moléculas.
- As forças de dispersão de London dependem da forma da molécula.

© 2005 by Pearson Education

- Quanto maior for a área de superfície disponível para contato, maiores são as forças de dispersão.
- As forças de dispersão de London entre moléculas esféricas são menores do que entre as moléculas com formato de lingüiça.



© 2005 by Pearson Education

Forças de Dispersão de London

Pontos de ebulição dos halogêneos e gases nobres

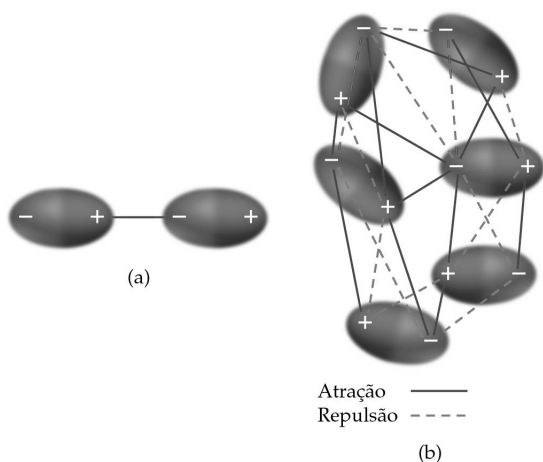
Halogêneo	Massa molecular (u)	Ponto de ebulição (K)	Gás nobre	Massa molecular (u)	Ponto de ebulição (K)
F ₂	38,0	85,1	He	4,0	4,6
Cl ₂	71,0	238,6	Ne	20,2	27,3
Br ₂	159,8	332,0	Ar	39,9	87,5
I ₂	253,8	457,6	Kr	83,8	120,9
			Xe	131,3	166,1

© 2005 by Pearson Education

Forças dipolo-dipolo

- As forças dipolo-dipolo existem entre moléculas polares neutras.
- As moléculas polares necessitam ficar muito unidas.
- Há uma mistura de forças dipolo-dipolo atrativas e repulsivas quando as moléculas se viram.
- Se duas moléculas têm aproximadamente a mesma massa e o mesmo tamanho, as forças dipolo-dipolo aumentam com o aumento da polaridade.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Massas moleculares, momentos de dipolo e pontos de ebulição de várias substâncias orgânicas comuns

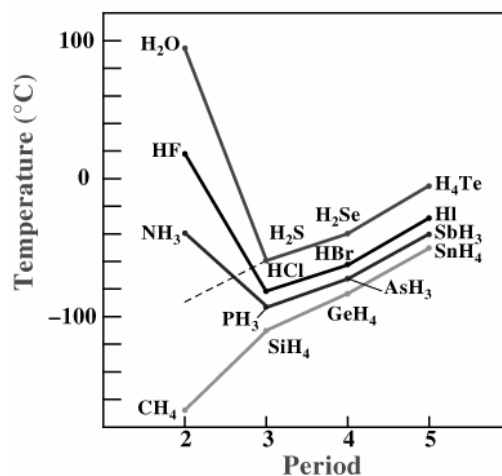
Substância	Massa molecular (u)	Momento de dipolo μ (D)	Ponto de ebulição (K)
Propano, CH ₃ CH ₂ CH ₃	44	0,1	231
Éter dimetílico, CH ₃ OCH ₃	46	1,3	248
Cloro de metila, CH ₃ Cl	50	1,9	249
Acetaldeído, CH ₃ CHO	44	2,7	294
Acetonitrila, CH ₃ CN	41	3,9	355

© 2005 by Pearson Education

Ligação de Hidrogênio

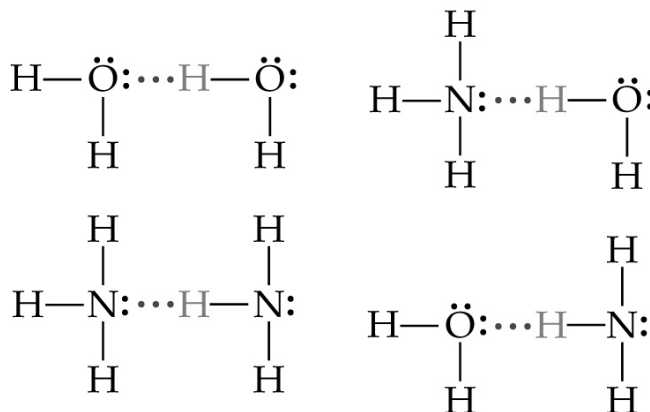
- Caso especial de forças dipolo-dipolo.
- A partir de experimentos verificou-se que os pontos de ebulição de compostos com ligações H-F, H-O e H-N são surpreendentemente altos.
- Portanto, as forças intermoleculares nesses compostos são, surpreendentemente intensas.

© 2005 by Pearson Education



- A ligação de H necessita que o átomo de H esteja ligado a um elemento eletronegativo (mais importante para os compostos de F, O e N).
 - Os elétrons na H-X (X = elemento eletronegativo) encontram-se muito mais próximos do X do que do H.
 - O H tem apenas um elétron, dessa forma, na ligação H-X, o $H^{\delta+}$ apresenta um próton quase descoberto.
 - Conseqüentemente, as ligações de H são fortes.

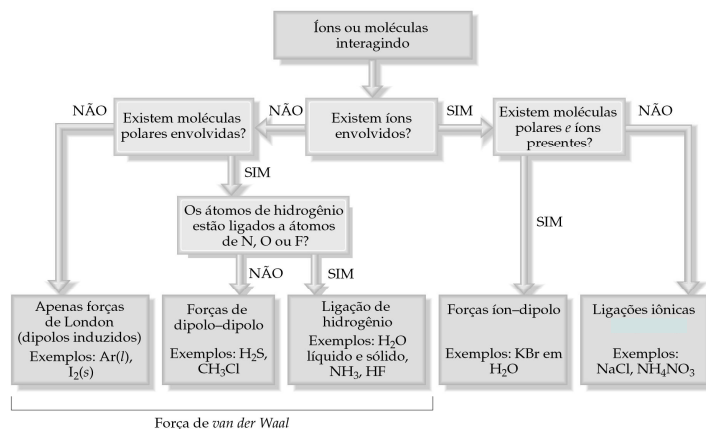
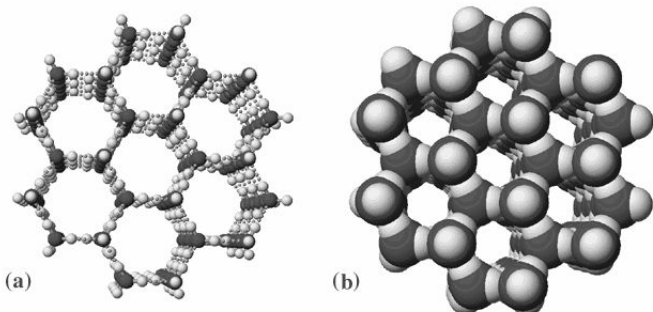
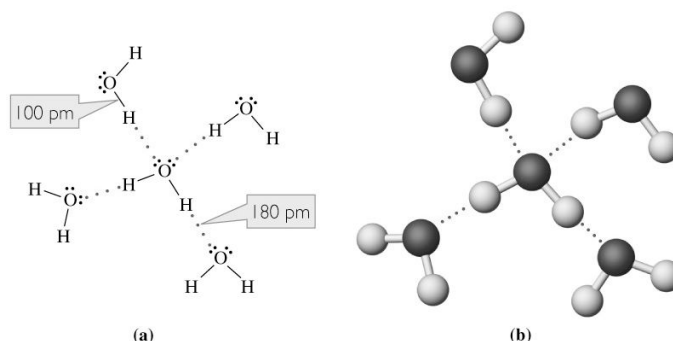
© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

- As ligações de hidrogênio explicam a flutuação do gelo:
 - Os sólidos são *normalmente* mais unidos do que os líquidos sendo, portanto, mais densos.
- O gelo é ordenado com uma estrutura aberta para otimizar a ligação H. Conseqüentemente, o gelo é menos denso do que a água.
- Na água, o comprimento da ligação H-O é 1,0 Å e o da ligação de hidrogênio $O\cdots H$ é 1,8 Å.
- O gelo tem águas ordenadas em um hexágono regular aberto, de modo que cada $H^{\delta+}$ aponta no sentido de um par solitário no O.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Tipos de Sólidos

- **Moleculares** (formados por moléculas) – normalmente macios, com pontos de ebulição baixos e condutividade ruim.
- **Rede covalente** (formada por átomos) – muito duros, com pontos de fusão muito altos e condutividade ruim.
- **Iônicos** (formados por íons) – duros, quebradiços, com pontos de ebulição altos e condutividade ruim.
- **Metálicos** (formados por átomos de metais) – macios ou duros, pontos de ebulição altos, boa condutividade, maleáveis e dúcteis.

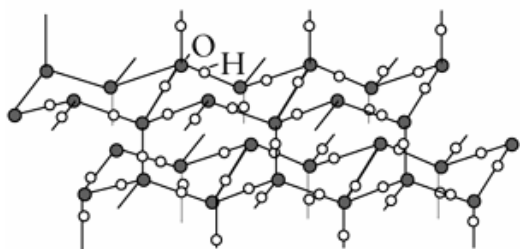
© 2005 by Pearson Education

Propriedades dos Sólidos

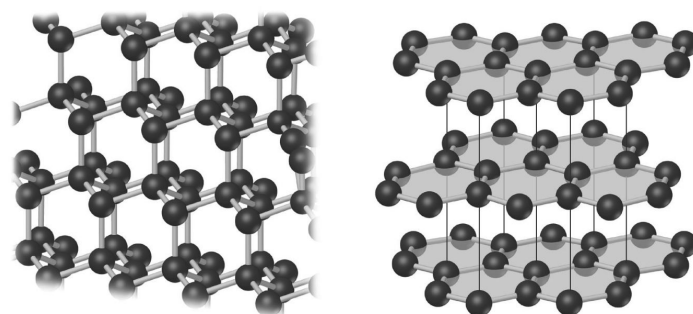
Tipo de sólido	Forma das partículas unitárias	Forças entre as partículas	Propriedades	Exemplos
Molecular	Átomos e moléculas	Forças de dispersão de London, forças dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio	Razoavelmente macio, ponto de fusão de baixo a moderado, condução térmica e elétrica ruim	Argônio, Ar; metano, CH_4 ; sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; Gelo Seco™, CO_2
Covalente	Átomos ligados em uma rede de ligações covalente	Ligações covalentes	Muito duro, pontos de fusão muito altos, geralmente condutores térmicos e elétricos ruins	Diamante, C; quartzo, SiO_2
Iônico	Íons positivos e negativos	Atrações eletrostáticas	Duros e quebradiços, alto ponto de fusão, pobres condutores térmicos e elétricos	Sais típicos — por exemplo, NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Metálico	Átomos	Ligações metálicas	De macios a muito duros, de baixos a altos pontos de fusão, excelentes condutores térmicos e elétricos, maleáveis e dúcteis	Todos os elementos metálicos — por exemplo, Cu, Fe, Al, Pt

© 2005 by Pearson Education

Sólidos Moleculares



Sólidos Covalentes

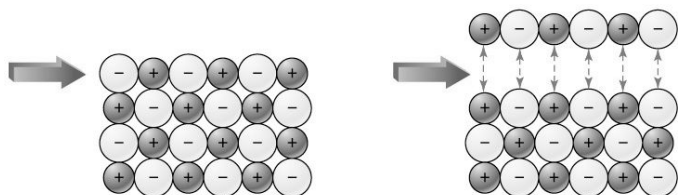


(a) Diamante

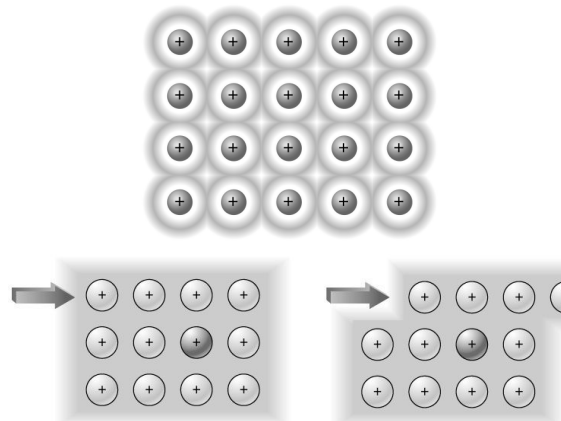
(b) Grafite

© 2005 by Pearson Education

Sólidos Iônicos



Sólidos Metálicos



© 2005 by Pearson Education