

Forças Intermoleculares e Solubilidade de Compostos Químicos

Forças Intermoleculares

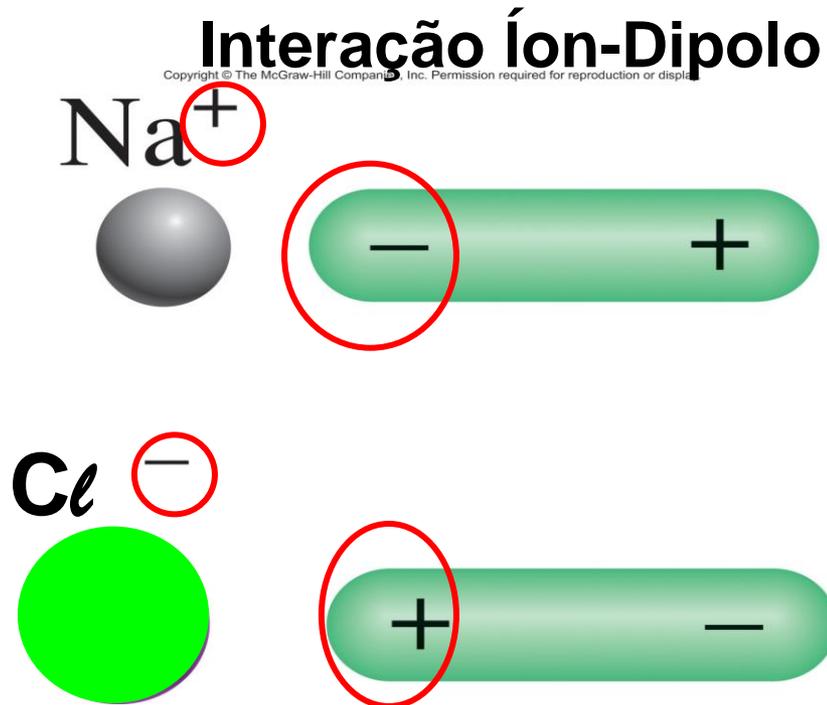
- Forças intermoleculares são as forças que ocorrem entre uma molécula e a molécula vizinha.
- Durante as mudanças de estado da matéria ocorre somente um afastamento ou uma aproximação das moléculas, ou seja, forças moleculares são rompidas ou formadas.



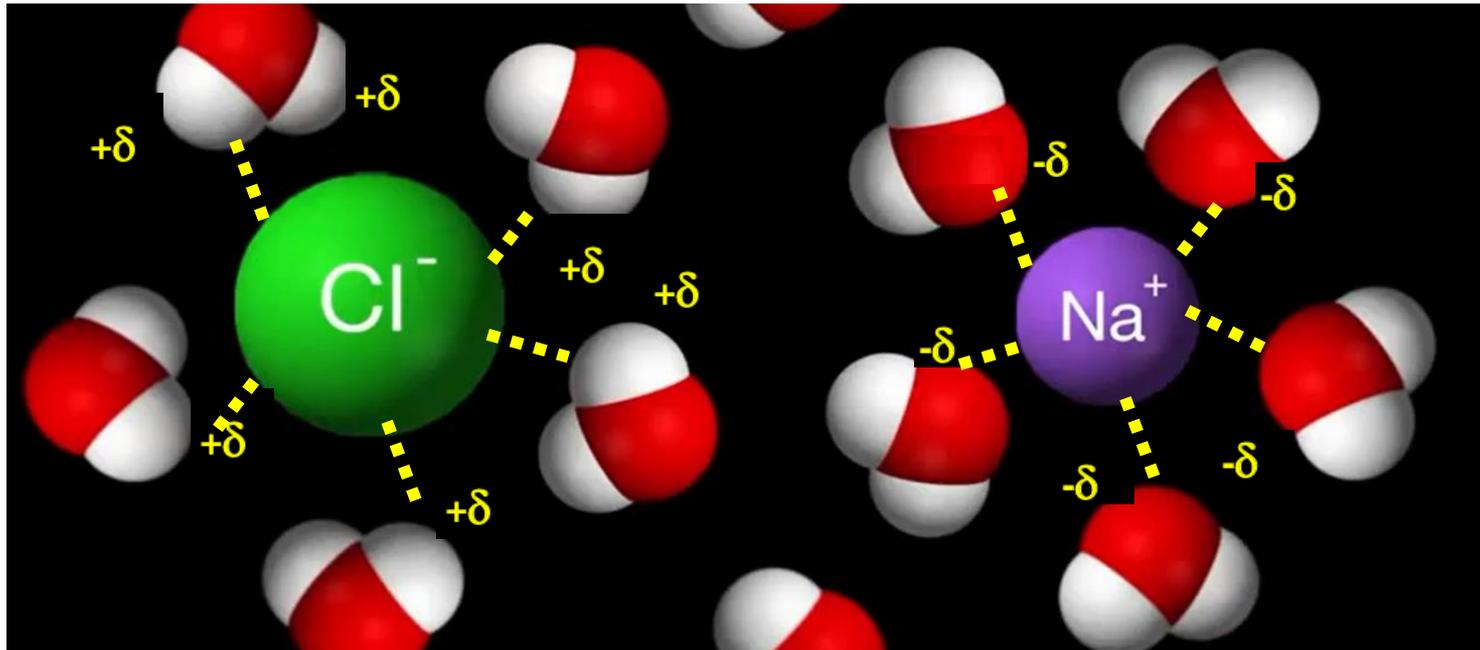
O estado físico (sólido, líquido ou gasoso) também depende de forças atrativas entre as moléculas.

Forças Íon-Dipolo

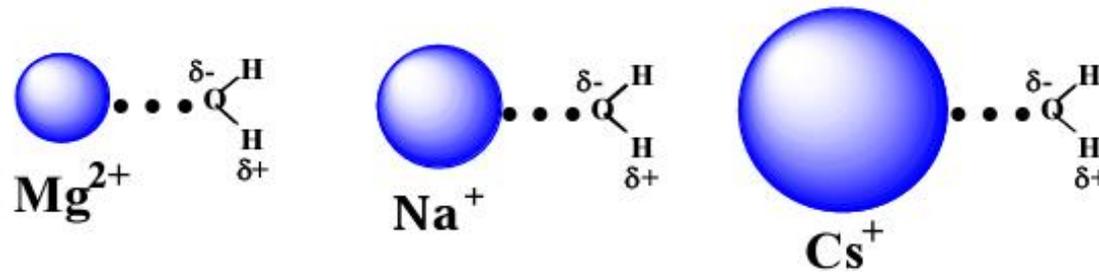
- ✓ São forças atrativas entre um íon e uma molécula polar
- ✓ As interações íon-dipolo são fortes para íons pequenos com carga elevada.



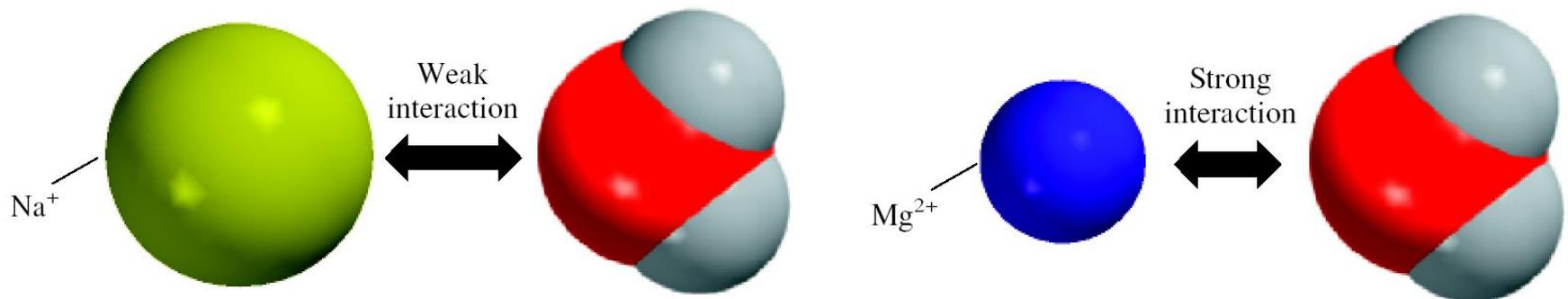
Forças Íon-Dipolo



Forças Íon-Dipolo



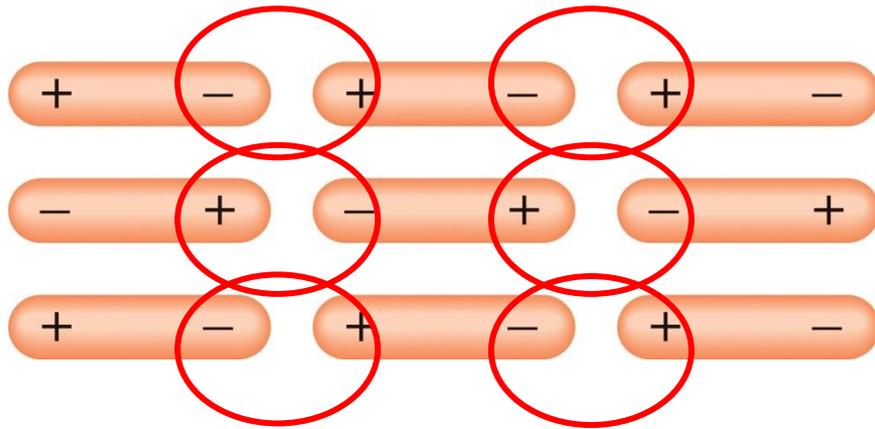
-1922 kJ/mol - 405 kJ/mol - 263 kJ/mol



A atração entre **íons** e **dipolo** depende da **carga do íon** e da **distância íon-dipolo**.

Dipolo-Dipolo

- As forças dipolo-dipolo existem entre **moléculas polares**
- Chamadas de *Dipolo Permanente*



Orientação em uma molécula polar

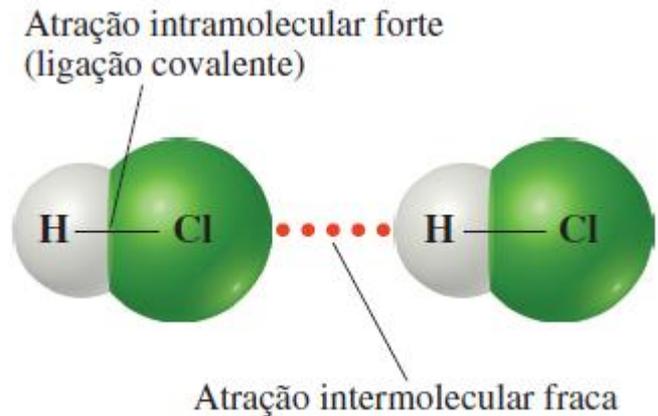
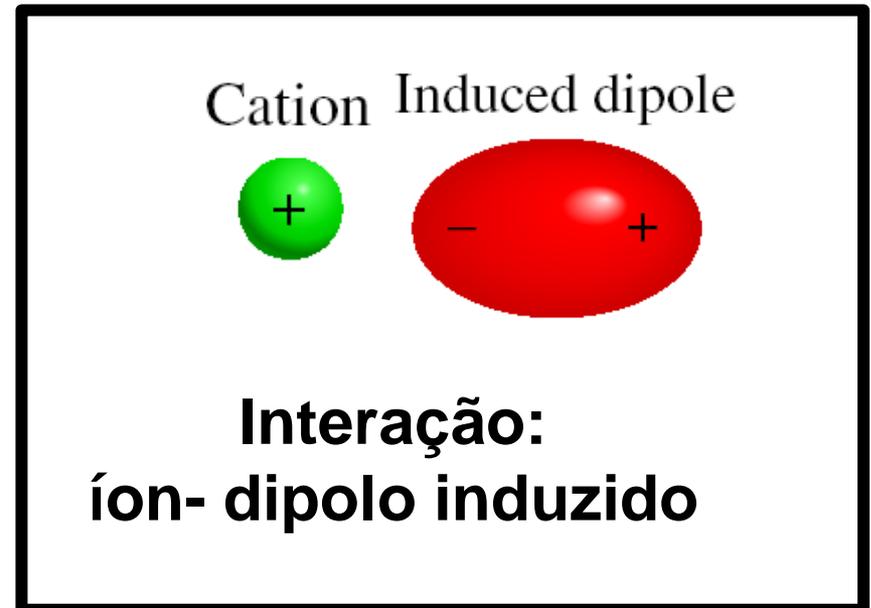
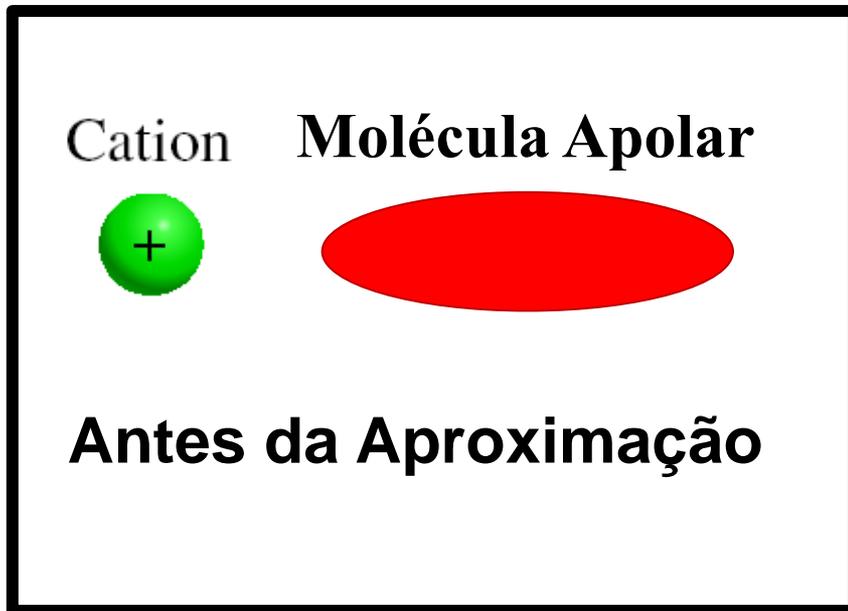


Figura 11.3 Interações intermoleculares e intramoleculares.

Forças de Dispersão ou London^a (íon-dipolo induzido)

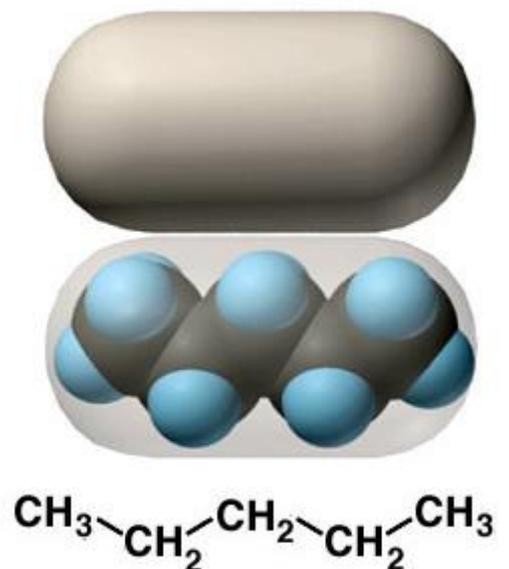
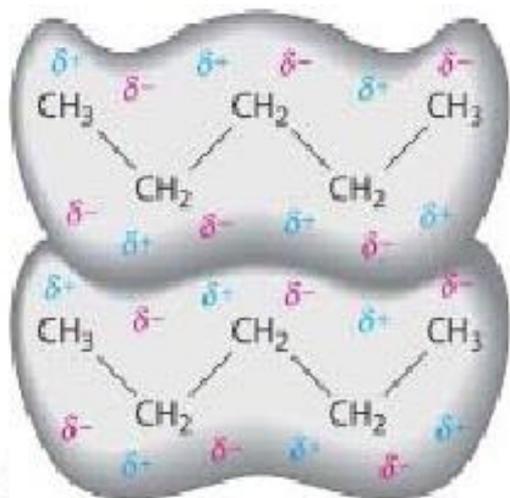
- São forças que surgem da interação entre **íons** e **moléculas apolares**.



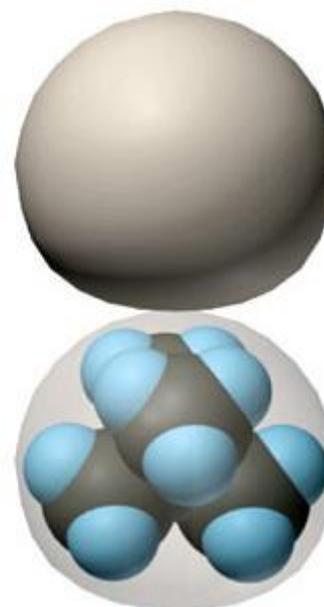
a. É comum autores classificarem as forças dipolo-dipolo, dipolo-dipolo induzido e forças de dispersão como Forças de van der Walls

Forças de Dispersão ou London (dipolo induzido-dipolo induzido)

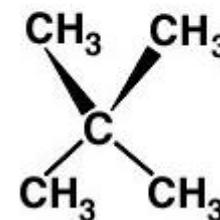
- Estes dipolos instantâneos não podem orientar-se para um alinhamento de suas moléculas/átomos, mas eles podem induzir a polarização das moléculas/átomos adjacentes, resultando em forças atrativas.
- **Ocorrem em moléculas apolares e/ou átomos neutros.**



CH3-CH2-CH2-CH2-CH3
n-Pentane, bp = 36.1°C

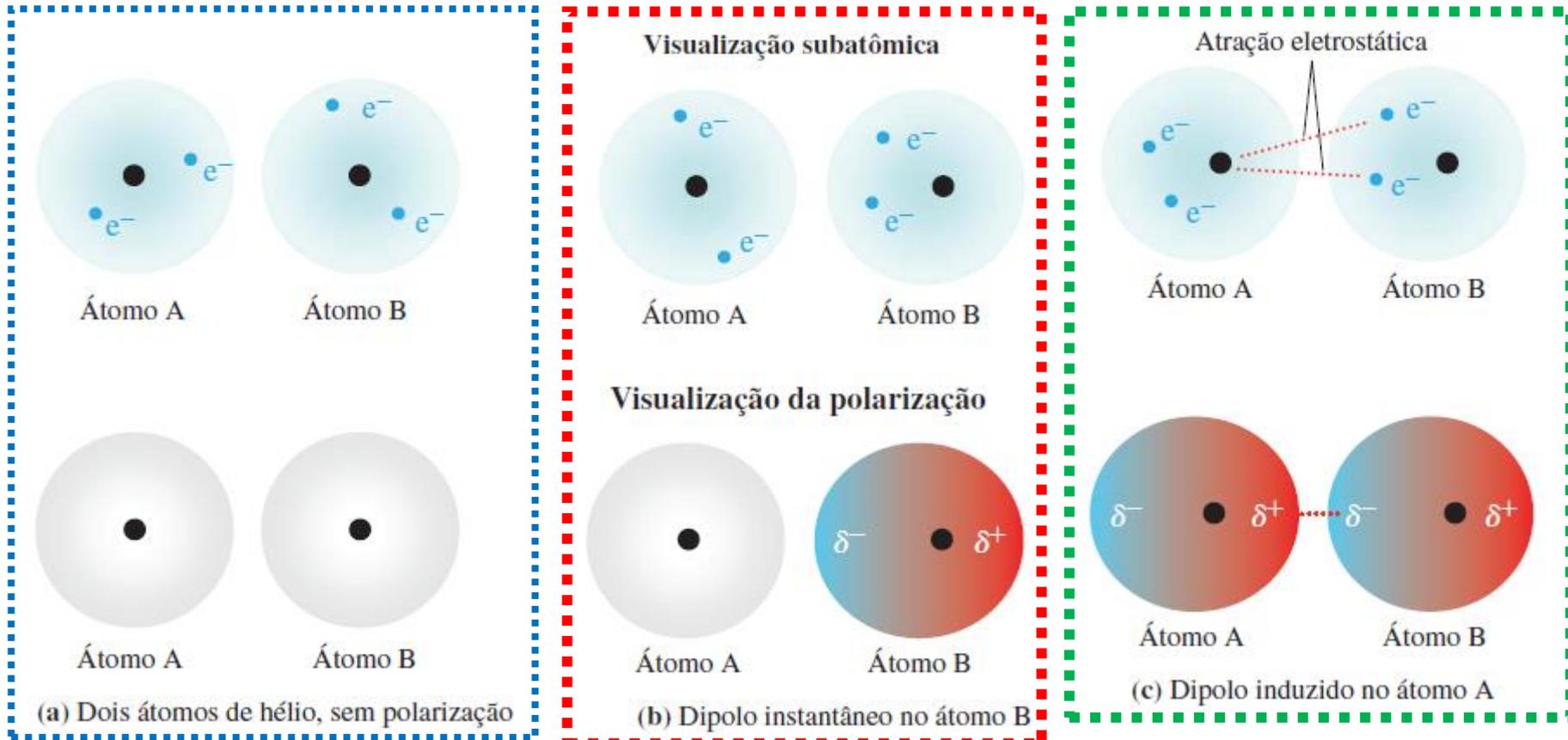


Neopentane, bp = 9.5°C



Forças de Dispersão ou London (dipolo induzido-dipolo induzido)

Distribuição de carga em 2 átomos de **He** (3 etapas):



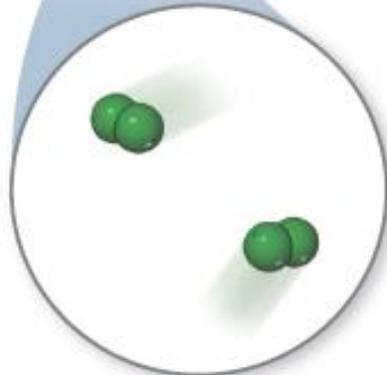
Etapa 1

Etapa 2

Etapa 3



Gás

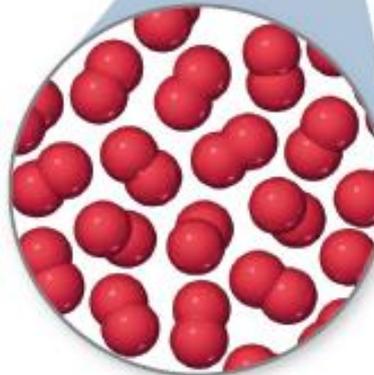


Cloro, Cl_2

As partículas estão bem afastadas e têm liberdade total de movimento.



Líquido

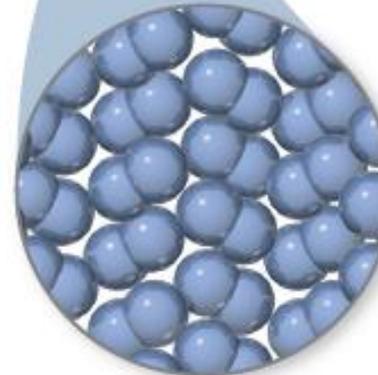


Bromo, Br_2

As partículas estão empacotadas, mas com orientação aleatória; a vizinhança muda rapidamente.



Sólido cristalino



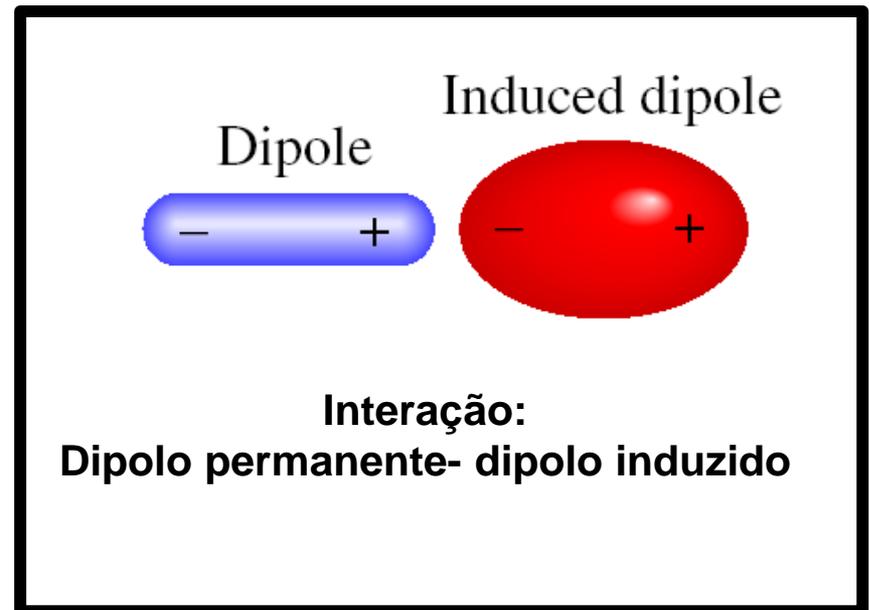
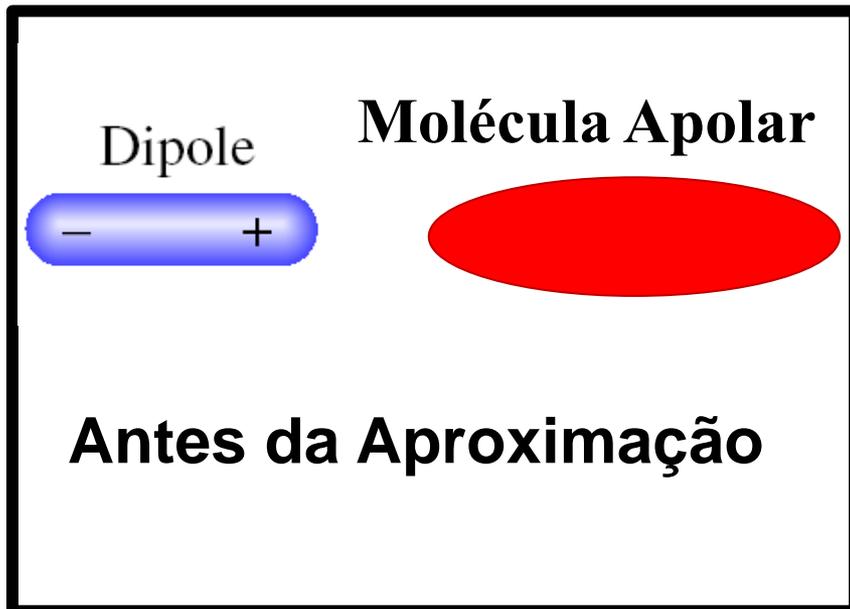
Iodo, I_2

As partículas estão empacotadas de maneira ordenada e as posições são essencialmente fixas.

Figura 11.2 Gases, líquidos e sólidos. O cloro, o bromo e o iodo são formados por moléculas diatômicas, sendo o resultado de ligações covalentes. No entanto, em razão de diferenças na intensidade das forças intermoleculares, eles são encontrados em três estados diferentes à temperatura ambiente e pressão padrão: Cl_2 gasoso, Br_2 líquido, I_2 sólido.

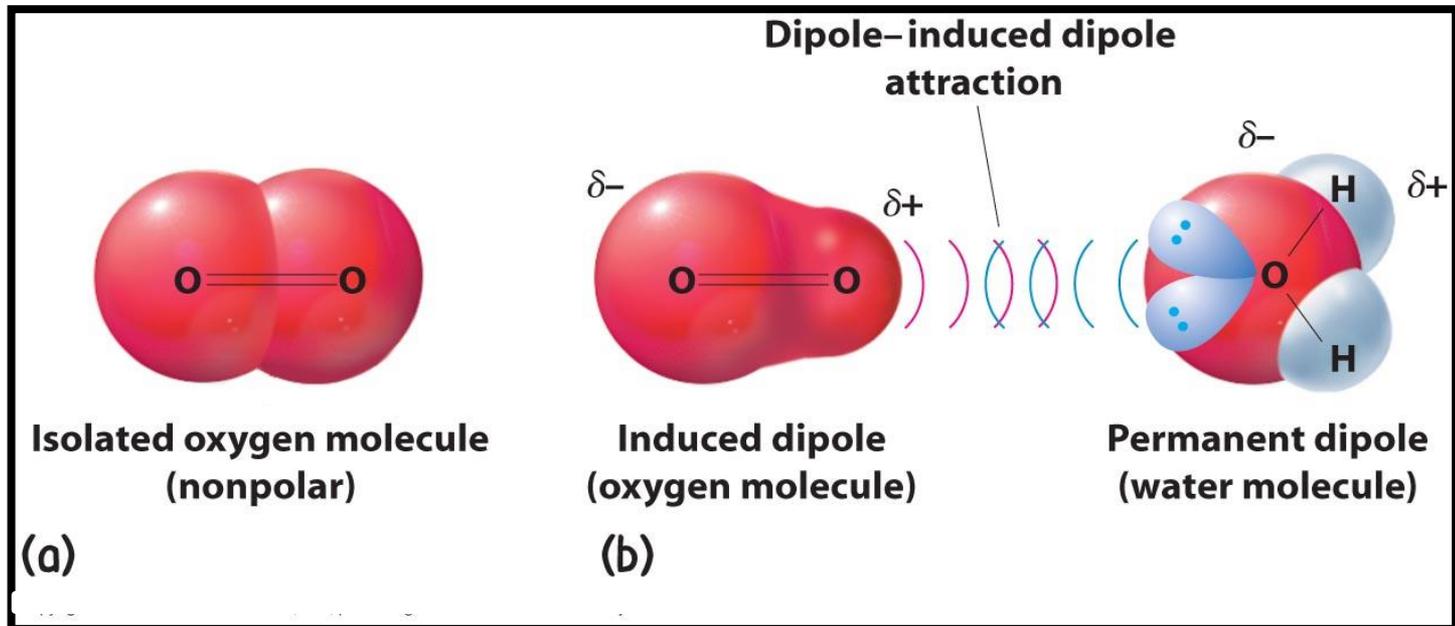
Forças de Dispersão ou London (dipolo permanente-dipolo induzido)

- ✓ São forças entre **moléculas polares e apolares**.
- ✓ Surgem porque, em dado momento, a região densa de elétrons da molécula apolar sofre distorção, devido à força exercida pela molécula polar, levando à formação de um dipolo induzido.

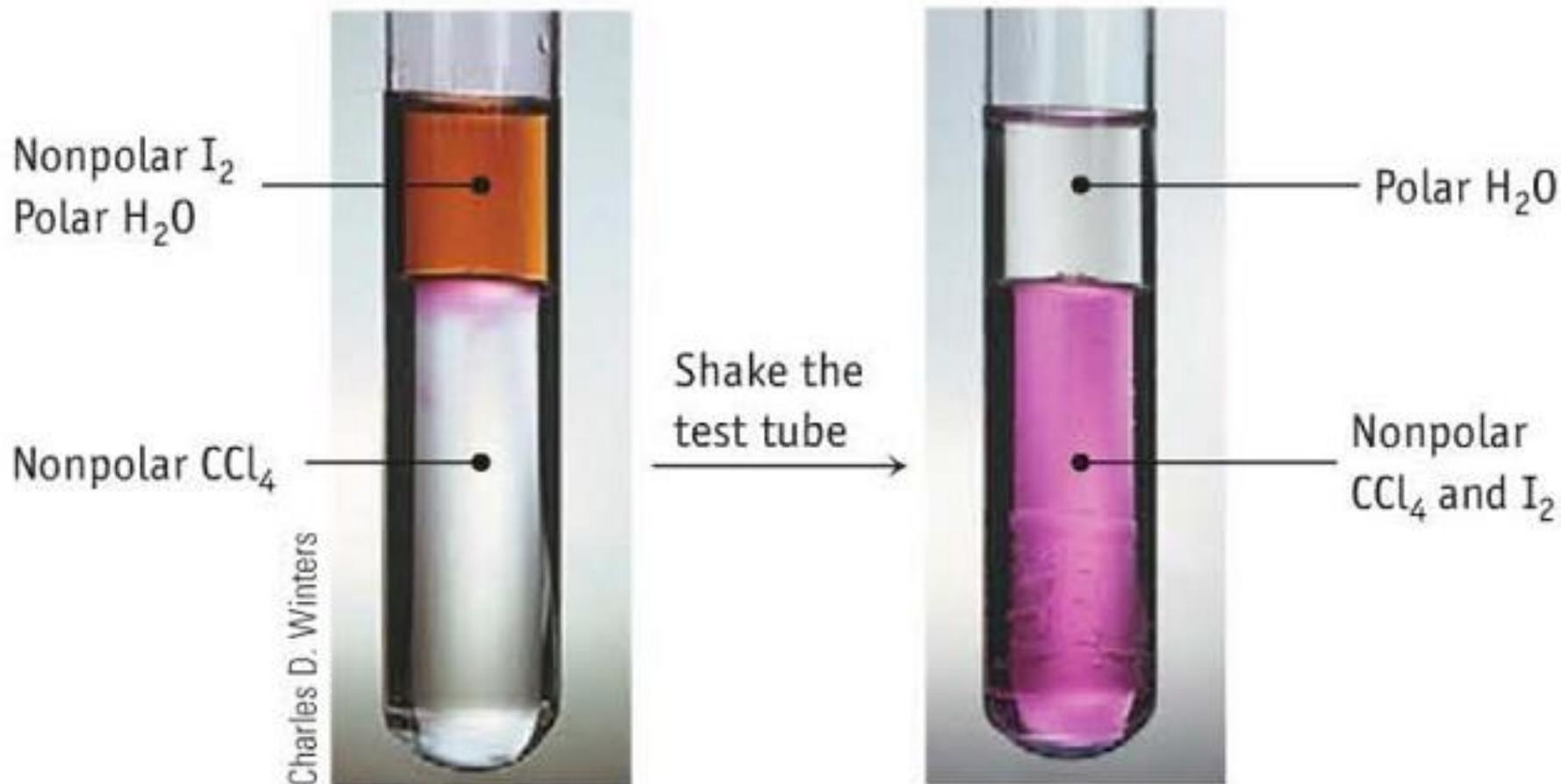


Forças dipolo permanente – dipolo induzido

- ✓ São forças atrativas entre uma molécula polar e outra apolar.
- ✓ Decorre daí a explicação de como existe oxigênio dissolvido na água.



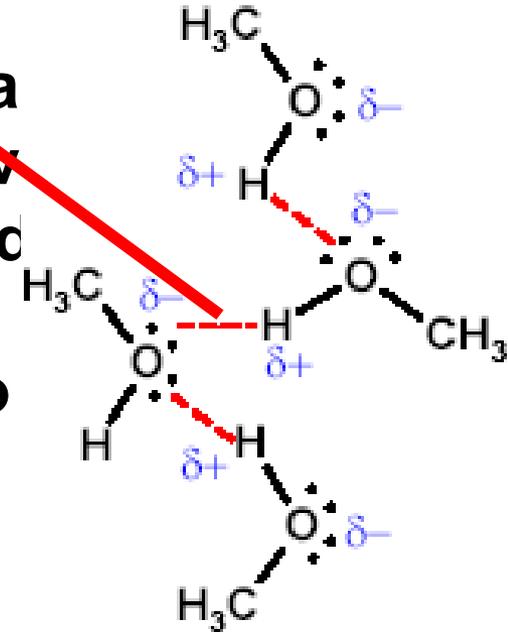
Mistura $I_2 + H_2O + CCl_4$



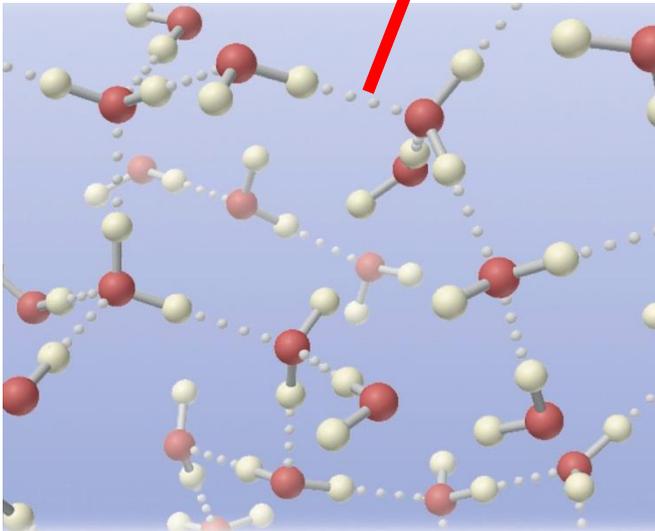
Ligações de Hidrogênio

Ocorre entre átomos de hidrogênio ligados a átomos pequenos e fortemente eletronegativos (O, N ou F) e pares de elétrons não-ligantes de outros desses átomos.

A ligação pontilhada representa uma ligação hidrogênio entre moléculas de metanol. É um tipo de interação dipolo-dipolo.



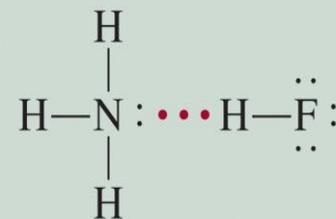
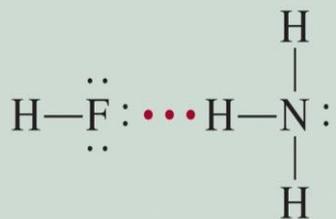
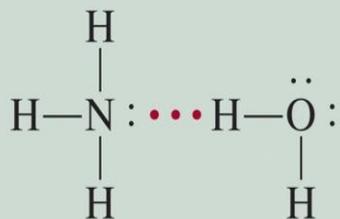
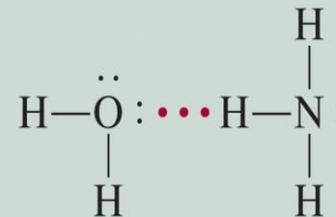
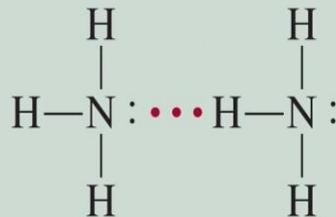
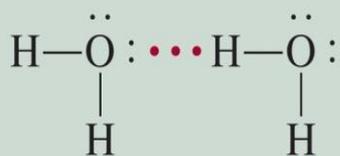
Metanol



H₂O

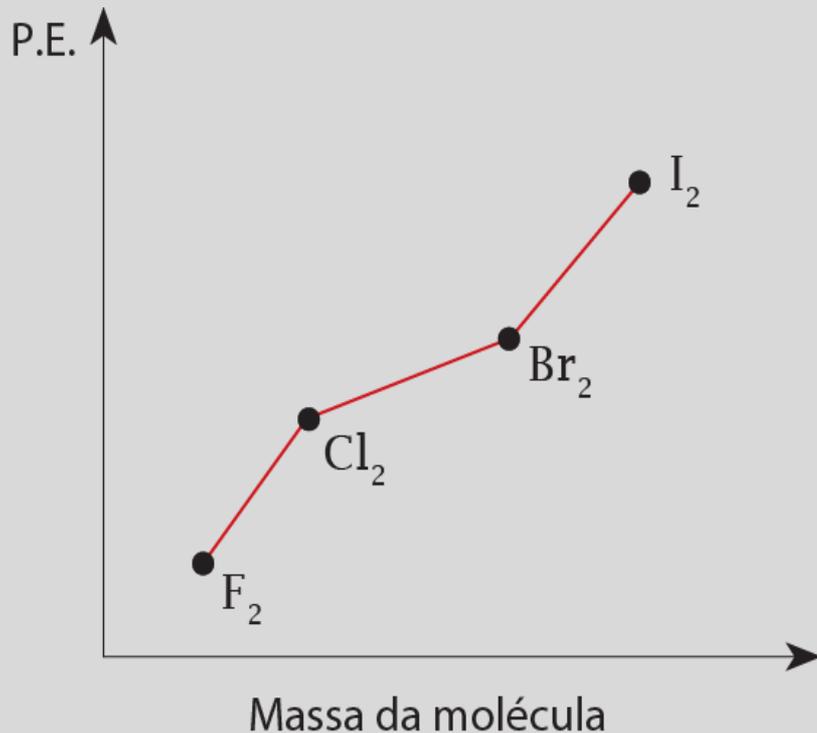
Ligações de Hidrogênio

➤ Exemplos:

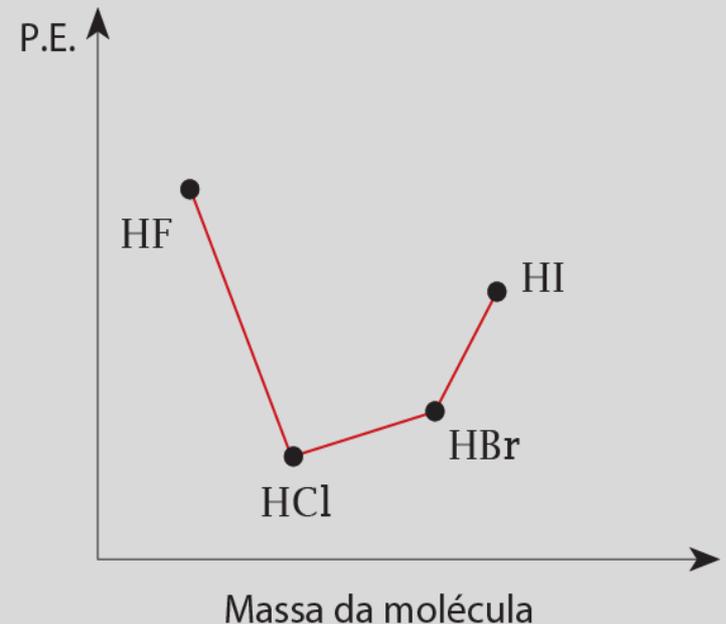


Ligações Intermoleculares e Ponto de Ebulição (P.E)

- O ponto de ebulição (P.E.) aumenta à medida que aumenta a massa da molécula.

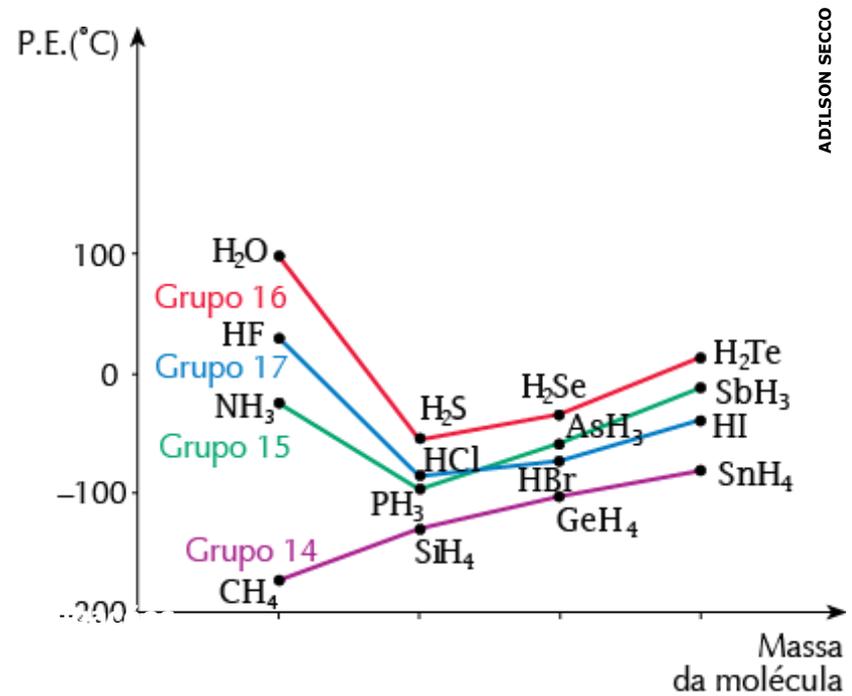


- O HF, apesar de ser mais leve que HCl, HBr e HI, apresenta P.E. superior ao deles devido às Lig. de H.



Ligações Intermoleculares e Ponto de Ebulição (P.E)

- Em moléculas apolares, é o tamanho crescente (massa molecular crescente) que determina a ordem crescente dos P.E. Ex: $\text{CH}_4 < \text{SiH}_4 < \text{GeH}_4 < \text{SnH}_4$
- Em moléculas polares como HCl, HBr, HI e HF, o HF apresenta um alto P.E. e destoa da sequência HCl, HBr e HI. Ex: $\text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI} < \text{HF}$



Solubilidade

- **A natureza das forças intermoleculares existentes entre os compostos tem grande influência sobre a solubilidade destes em determinado solvente.**
- **Se quisermos remover uma mancha causada por gordura em uma peça de roupa, somente a lavagem com água não resolverá o problema.**
- **Por que isso acontece?**

Solubilidade

- **Nos estados sólido e líquido, as moléculas (ou íons) são mantidas unidas umas às outras por meio de vários tipos de forças intermoleculares.**
- **Durante o processo de dissolução de um composto (sólido ou líquido), as interações soluto-soluto são substituídas por interações soluto-solvente**
- **Os compostos se dissolverão bem em solventes com polaridades semelhantes.**

Solubilidade

- O etanol e a água, por exemplo, misturam-se em qualquer proporção.
- O etanol, tem o grupo polar (OH^-), e a parte pouco polar pelo grupo CH_3CH_2^- .
- Como o grupo pouco polar é relativamente pequeno, o etanol, assemelha-se mais a água que a hidrocarbonetos.

Solubilidade

- Se considerarmos agora a dissolução, em água, dos álcoois lineares com 4, 5 e 11 átomos de carbono, veremos que as solubilidades deles são, respectivamente, 7,9/100 mL de água, 2,3 g/100 mL e praticamente zero.
- A medida que a cadeia carbônica aumenta, a solubilidade diminui.
 - Isso ocorre pois, nos três casos, o grupo polar, também chamado de hidrofílico, é o mesmo.
- A solubilidade do butan-1-ol é 7,9 g/100 mL de água.
- **O butano-1,4-diol, é totalmente miscível em água.**

Solubilidade

- De modo geral, compostos e grupos que possuem apenas carbono, hidrogênio e halogênios são pouco polares.
- Grupos como -OH, =NH, -NH₂, -COOH e -COO⁻, quando presentes nas moléculas, conferem características polares.
- Normalmente um composto é solúvel em água quando pelo menos 3 gramas dele se dissolvem em 100 mL de água.

Solubilidade

- **Compostos que realizam ligação de hidrogênio e com até 3 átomos de carbono são solúveis em água.**
- **Aqueles com 4 a 5 átomos estão no limite de solubilidade.**
- **com 6 ou mais carbonos, que não são iônicos, são considerados insolúveis em água.**
- **Se tiver muitos grupos polares, ele poderá se solubilizar em água.**
- **Ex: sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) o açúcar de uso caseiro, possui em sua estrutura 8 grupos hidroxila (OH^-)**

Solubilidade

- **Efeito da Temperatura = Para os líquidos e sólidos, a solubilidade geralmente aumenta com o aumento da temperatura.**
- **Alguns solventes utilizados comumente em laboratórios de química orgânica, em ordem decrescente de polaridade, são: água, metanol, etanol, acetato de etila, diclorometano, clorofórmio, eter dietilico e hexano.**
- **Fica evidente que os compostos pouco polares e insolúveis em água são solúveis em hexano e outros solventes pouco polares (Lipofílicos).**

Bibliografia Básica:

1. **BROWN, Theodore L.; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R. Química: A Ciência Central. 9 ed. São Paulo: Editora Pearson Prentice Hall Inc., 2005.**
2. **MAIA, Daltamir Justino e BIANCHI, J. C. de A. Química geral. 1 ed. São Paulo: Pearson, 2007**
3. **Peter Vollhardt; Neil E. Schore Química Orgânica: Estrutura e Função 6ª edição - Porto Alegre: Editora Bookman, 2013.**
4. **BARBOSA, L. C. A.; Introdução à Química Orgânica. 1 ed. São Paulo: Prentice Hall, 2004.**
5. **SOLOMONS, T. W. G. Química Orgânica. 9 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2009. V.1e 2.**
6. **BRUCE, P. Y.; Química Orgânica. 4 ed. São Paulo: Prentice Hall, 2006; V. 1 e 2.**
7. **Chang R. Goldsby K. Química 11ª edição, Porto Alegre, AMGH, 2013.**
8. **BROWN, L.S. e HOLME, T.A.; Química geral aplicada à engenharia. Tradução: Maria Lucia Godinho de Oliveira. Revisão técnica: Robson Mendes Matos. São Paulo: Cengage Learning, 2009.**
9. **ATKINS, Peter; JONES, Loretta. Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 5 ed. Porto Alegre: Editora Bookman, 2012.**