

Ligações Intermoleculares

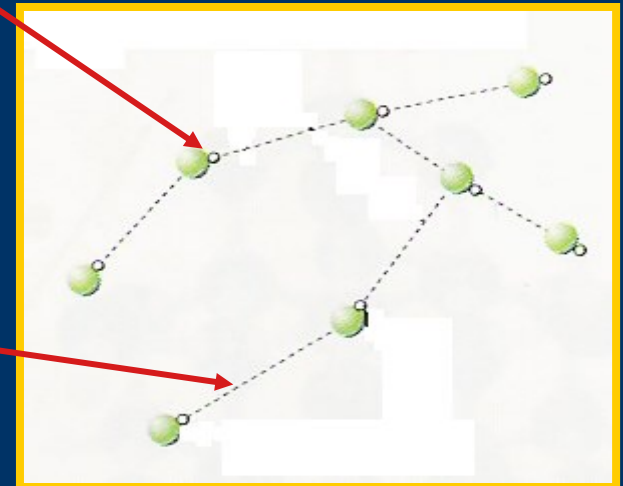


T10- José Pestana

■ Estados de agregação da matéria

→ **Ligações intramoleculares**
(+ fortes)

→ **Ligações intermoleculares**
(+ fracas – responsáveis pelo
estados físicos da matéria)



Forças Intermoleculares

Forças intermoleculares — forças atrativas **entre** moléculas.

Forças intramoleculares — forças que mantêm os átomos unidos numa molécula.

Intermolecular vs. Intramolecular

- 41 kJ para vaporizar 1 mol de água (**inter**).
- 930 kJ para quebrar todas as ligações O—H em 1 mol de água (**intra**).



Geralmente,
as forças **inter-**
moleculares são muito
mais fracas do que as
forças **intra**moleculares

«Medida» da força intermolecular

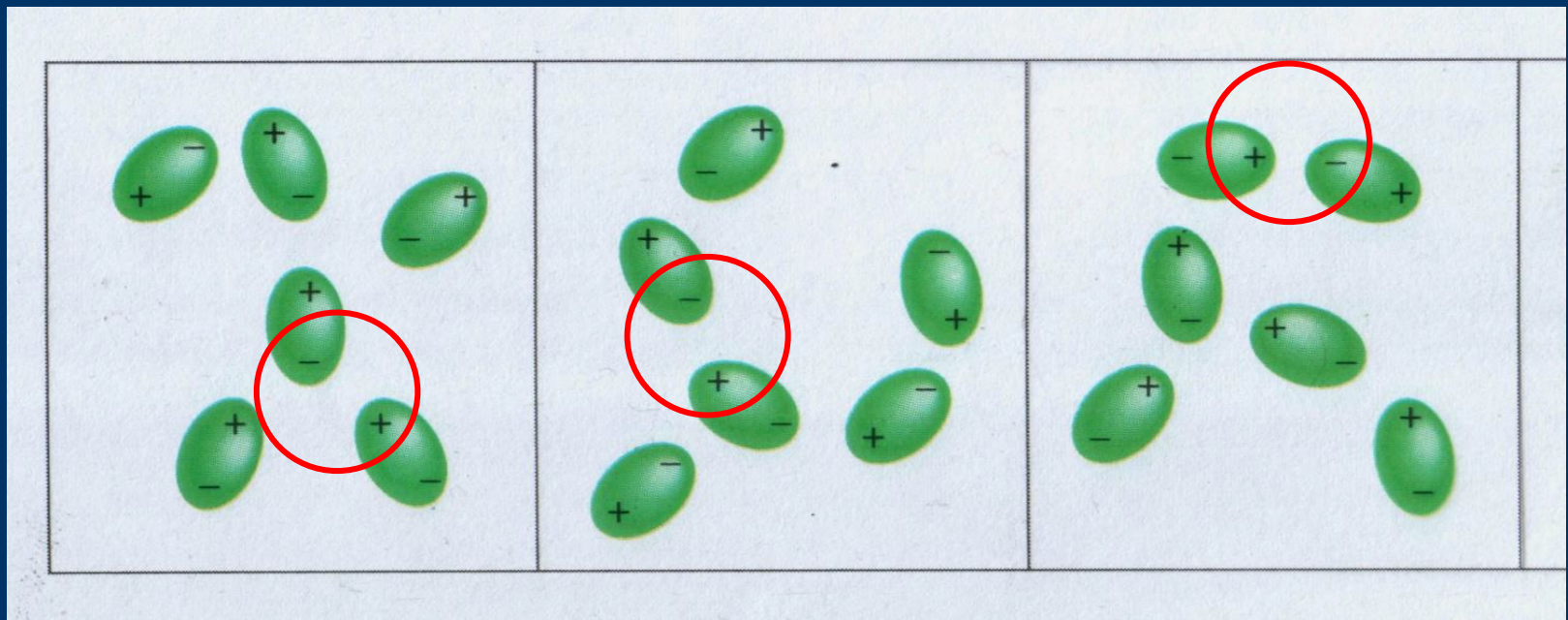
- ponto de ebulição
- ponto de fusão

Tipos de Ligações ou Forças Intermoleculares

- Dipólo – dipólo (permanentes)
- Forças ião - dipólo (permanente)
- Dipólo - dipólo induzido
- Forças de dispersão (ou de *London*)
- Ligação de hidrogénio (caso particular das forças dipólo - dipólo)

Forças dipólo – dipólo (permanentes)

- São forças que atuam entre ***moléculas polares***
- As moléculas tendem a alinhar-se de modo a que a **interação atrativa** seja **máxima**



Forças ião – dipólo (permanente)

- Ocorrem entre um **ião** (um catião ou um anião) e uma **molécula polar**.

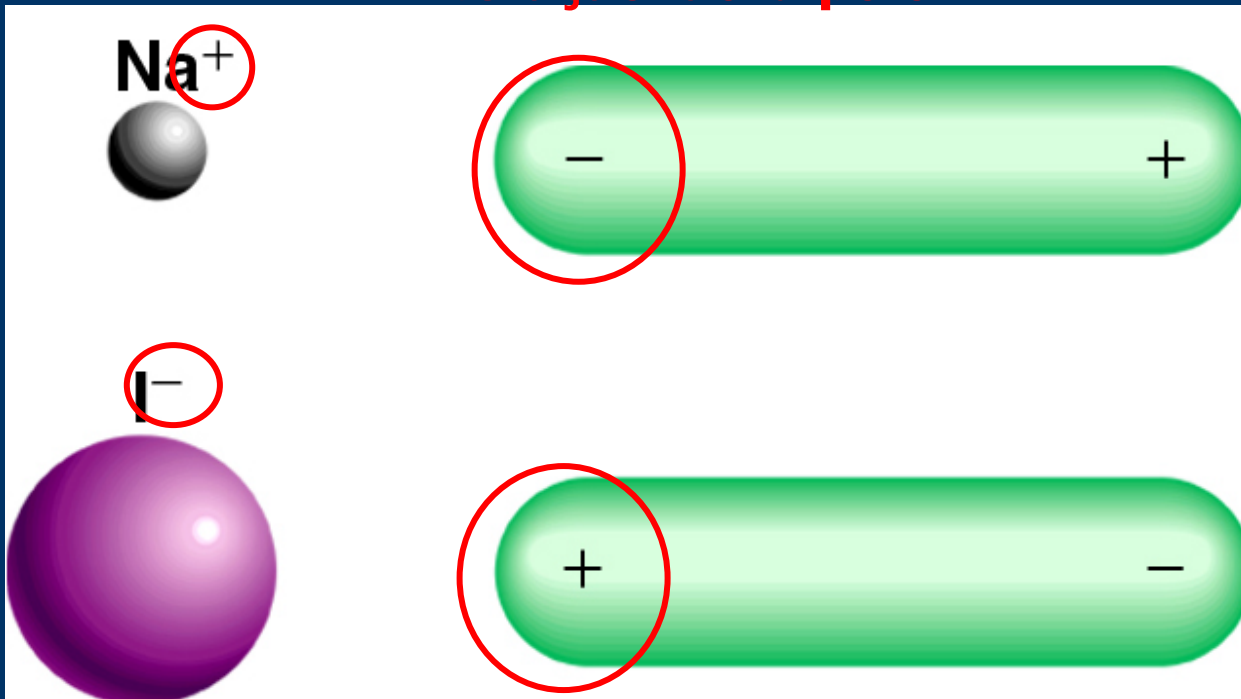
Exemplo: Na^+ e H_2O

- A sua **intensidade** depende da **carga do ião**, do **tamanho do ião**, do **momento dipolar da molécula** e do **tamanho da molécula**;
- Como os **catiões** são **mais pequenos** do que os **aniões** (quando **isoeletrónicos**) e no caso das **cargas** serem **iguais** em valores absolutos, a **interação** de um **catião** com um **dipólo** é **mais forte** do que a de um **anião**.

Forças ião-dipolo

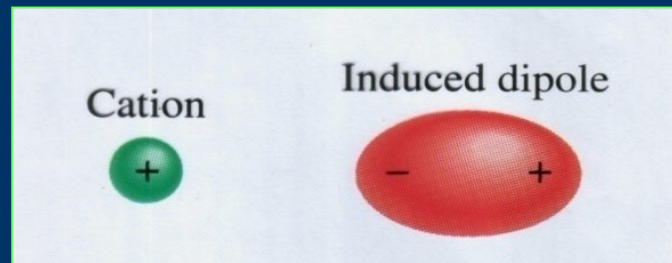
Forças ião-dipolo — forças atrativas entre um **ião** e uma molécula polar.

Interação ião-dipolo

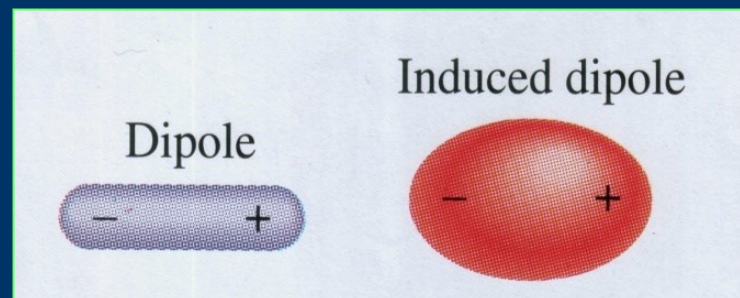


Forças ião – dipólo induzido e dipólo - dipólo induzido

- A **interação atrativa** entre um **ião** e o **dipólo induzido** chama-se interação **ião - dipólo induzido**



- A **interação atrativa** entre uma **molécula polar** e uma **apolar** chama-se **dipólo (permanente) - dipólo induzido**



Forças de dispersão (ou de *London*)

- Interação entre **moléculas apolares**.
- São forças entre **dipólo induzido - dipólo induzido**.
- Em geral, são **fracas**.

Exemplos:

- Metano (**CH₄**) e Hidrogénio (**H₂**) – gases à Ta, logo P.E. são baixos
- Tetracloreto de carbono (**CCl₄**) – devido à alta polarizabilidade da molécula dado a presença de átomos de cloro, que têm bastantes eletrões, as **forças de *London*** são consideráveis e o P.E. deste composto é relativamente elevado (líquido à Ta)

Forças de dispersão (continuação)

Polarizibilidade é a facilidade com que a distribuição eletrônica do átomo (ou molécula) pode ser distorcida.

A polarizibilidade aumenta:

- com o aumento do número de elétrons;
- quanto mais difusa for a nuvem eletrônica.

As forças de dispersão aumentam geralmente com a massa molar.



Temperaturas de Fusão de Compostos Semelhantes Apolares		TABELA 11.2
Composto	Temperatura de Fusão (°C)	
CH ₄	-182,5	
CF ₄	-150,0	
CCl ₄	-23,0	
CBr ₄	90,0	
Cl ₄	171,0	

Ligações de Hidrogénio

- É um tipo especial de interação **dipólo - dipólo** entre o átomo de **H** numa **ligação polar** como as **N-H**, **O-H** ou **F-H**, e um **átomo eletronegativo O, N, e F** (ligação intermolecular mais forte)
- P. ex: ocorre um aumento da massa molar do **HCl** para o **HI**, o que causa um **aumento** das **Forças de dispersão (London)** e conduz ao **aumento** do **P.E.** do **HI**.
- P. ex: no caso do **HF**, é o composto com maior P.E. porque tem as **forças intermoleculares mais fortes** que são as **ligações de hidrogénio**.

Ligações de Hidrogénio

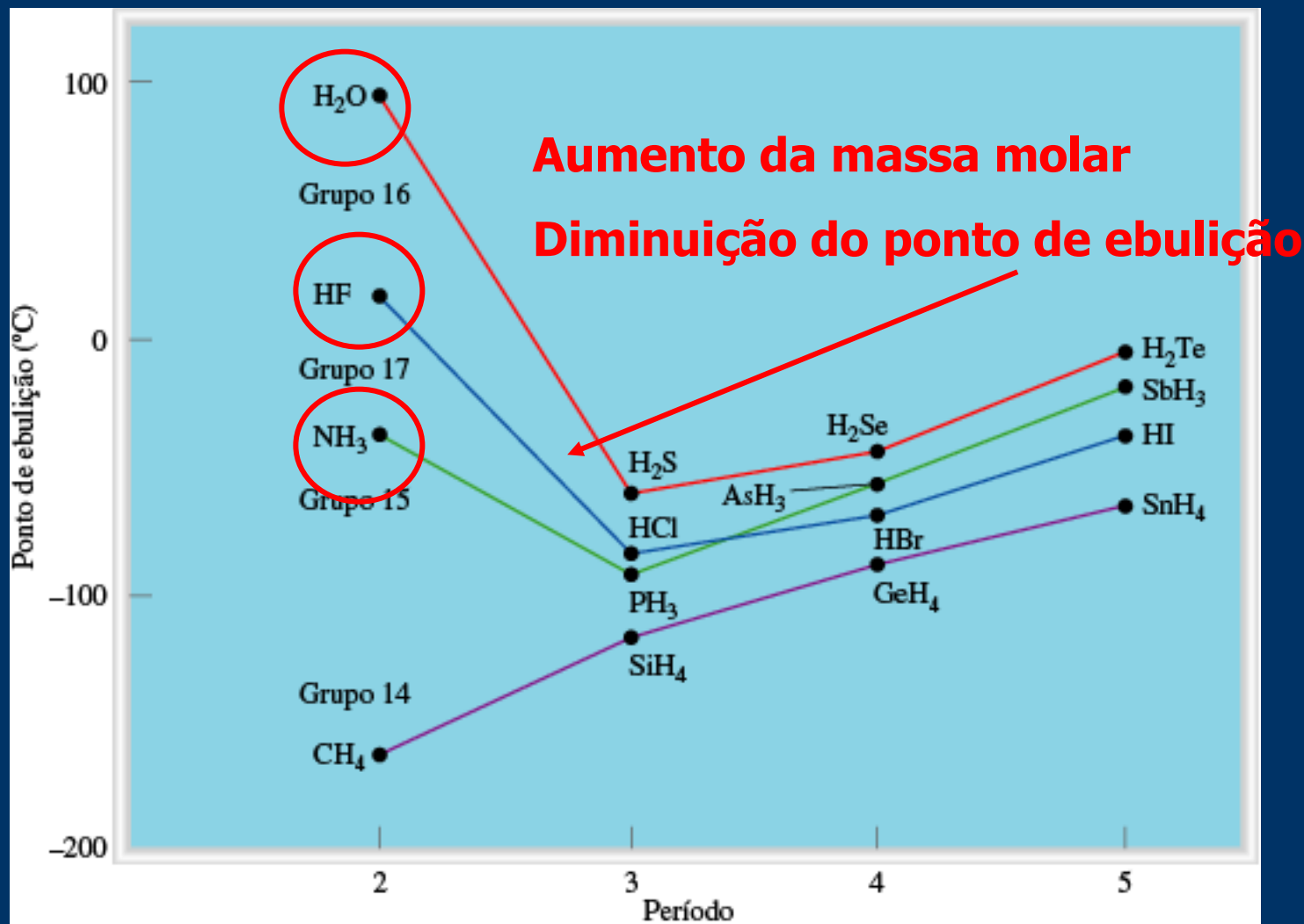
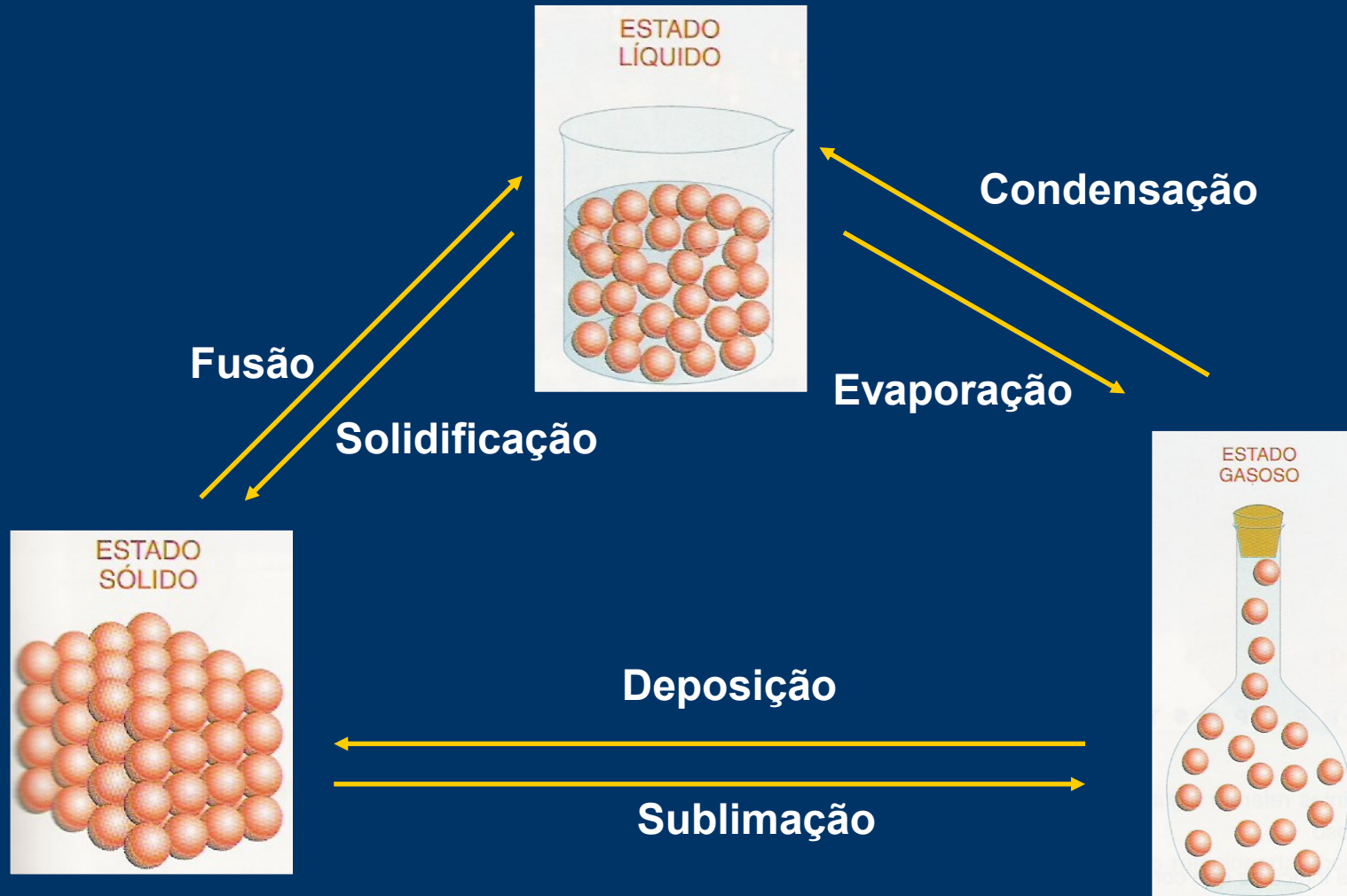


Figura: Variação do ponto de ebulição (P.E.) dos compostos formados a partir de elementos de diferentes períodos da Tabela Periódica.

- As **forças intermoleculares** são responsáveis pelas **mudanças de estado físico**:



➔ Nas mudanças de estado estabelecem-se ou quebram-se ligações intermoleculares.

- . Passagem de estados mais **condensados** para estados mais **fluidos**: **quebram-se** algumas **ligações intermoleculares** → **consumo de energia**; as moléculas afastam-se mais umas das outras (exemplo: água líquida → vapor de água)
- . Passagem de estados físicos mais **fluidos** para mais **condensados**: **formam-se** mais **forças intermoleculares** → **libertação de energia**; as moléculas ficam mais próximas umas das outras (ex: água líquida → gelo)
- . No **estado gasoso** as **forças intermoleculares** são **poucas** e as **moléculas** estão **bastante afastadas** umas das outras.

➔ Os pontos de fusão e de ebulição estão relacionados com as ligações intermoleculares

Exemplos:

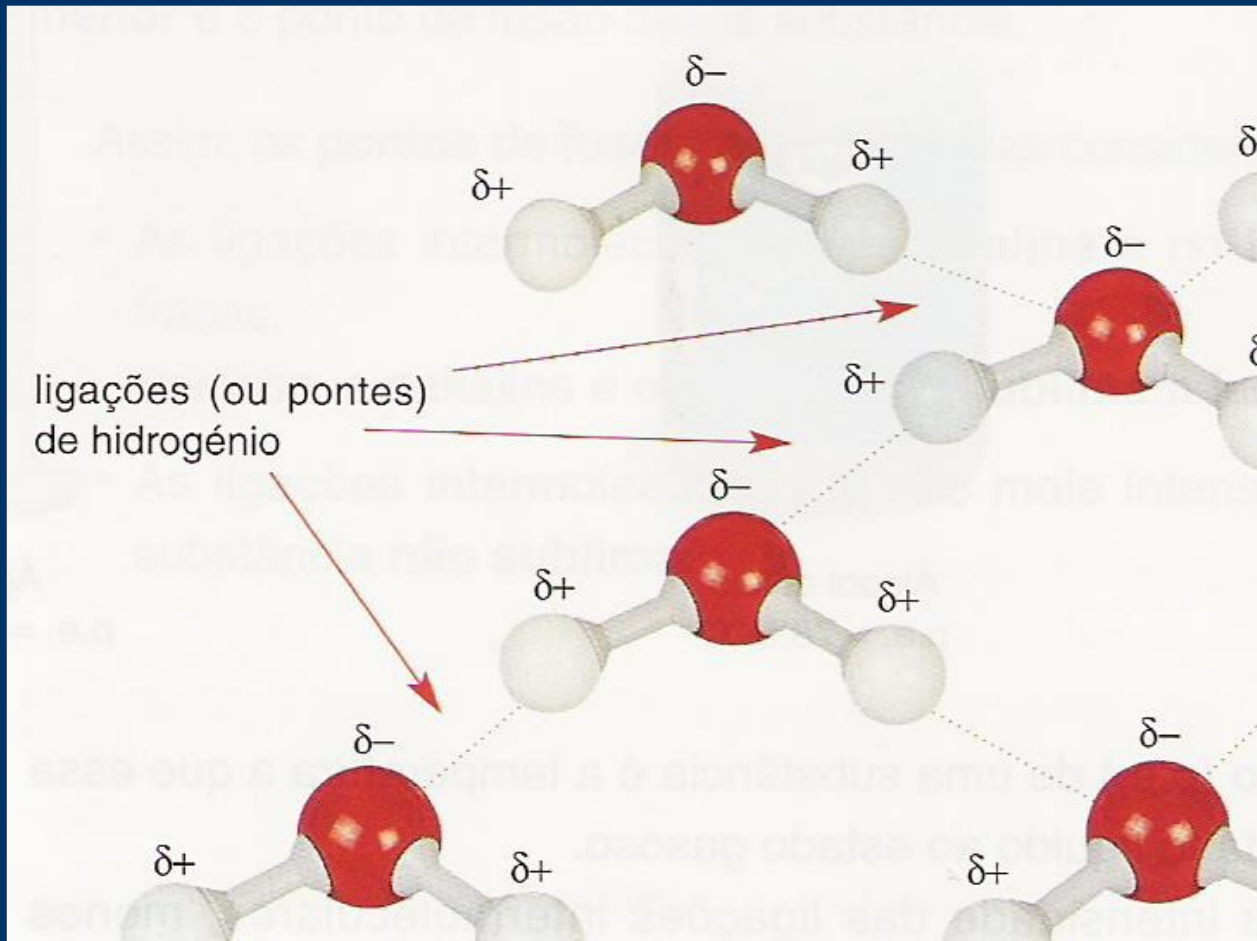
CH₄ – molécula apolar - forças de dispersão ou de *London*, são fracas (gás à Ta, P.E. de -162 °C)

H₂O – molécula polar - ligações de hidrogénio são muitas e no conjunto são muito fortes (líquido à Ta, P.E. de 100 °C)

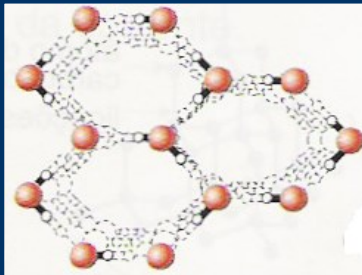
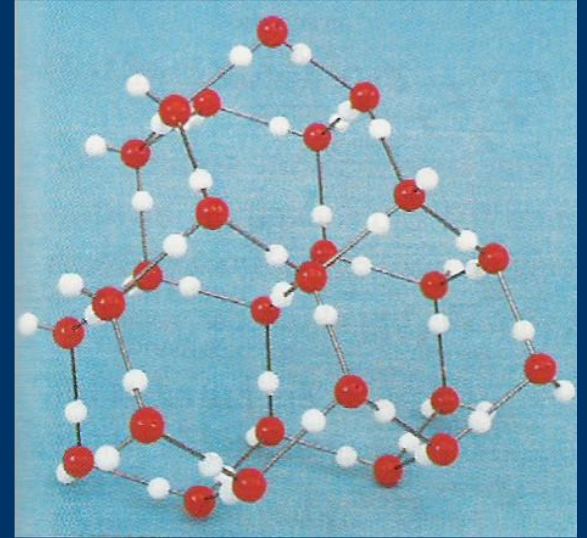
CH₃CH₂OH (álcool etílico) – molécula polar - forças dipólo - dipólo (permanentes), são fortes (líquido à Ta, P.E. de 80 °C)

CCl₄ – molécula apolar - forças de dispersão – dada a elevada polarizabilidade, forças de dispersão são excepcionalmente elevadas (líquido à Ta, P.E. de 76,5 °C)

■ A Água:

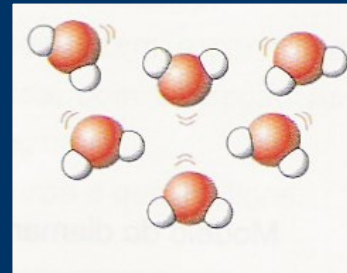


■ Estrutura “lacunar” do gelo

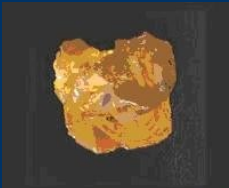
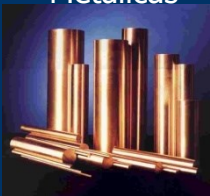


Estado SÓLIDO

→
Fusão



Estado LÍQUIDO

Substâncias	Tipo de corpúsculos constituintes da estrutura	Outros exemplos de substâncias	Ligação química	Propriedades gerais
Moleculares  Ex: enxofre (S) cristalizado	Moléculas	■ Iodo ■ Bromo ■ Água ■ Naftalina ■ Sacarose ■ Acetona	Ligações covalentes (polares ou apolares)	■ Baixos P.F. e P.E. ■ Maus condutores
Covalentes  Ex: diamante (C)	Átomos	■ Grafite ■ Óxido de silício (quartzo)	Ligações covalentes	■ P.F. e P.E. elevados ■ Maus condutores, à excepção da grafite ■ Duros
Iónicas  Ex: cloreto de sódio	Iões positivos e iões negativos	■ Cloreto de potássio ■ Fluoreto de potássio ■ Iodeto de sódio ■ Carbonato de cálcio	Ligações iónicas	■ P.F. e P.E. elevados ■ Os sólidos são maus condutores ■ Bons condutores quando em solução aquosa ou fundidos ■ Duros e quebradiços
Metálicas  Ex: cobre (Cu)	Iões positivos e electrões livres	■ Sódio ■ Zinco ■ Ferro ■ Alumínio ■ Mercúrio ■ Prata	Ligações metálicas	■ P.F. e P.E. elevados ■ Bons condutores térmicos e eléctricos ■ Maleáveis e dúcteis ■ Brilho metálico

Exercícios

1. Indique, justificando, o tipo de ligação química nas seguintes substâncias:

CaCl_2 *R: ligação iónica. Ligação simples*

H_2O *R: ligação de hidrogénio. Molécula polar. Ligação simples*

Na_2O *R: ligação iónica. Ligação simples*

Oxigénio (molecular) *R: Ligação covalente apolar. Ligação dupla*

Azoto (molecular) *R: Ligação covalente apolar. Ligação tripla*

Identifique as ligações simples, duplas e triplas no caso das ligações covalentes, bem como a polaridade das ligações.

2. “O semelhante dissolve o semelhante”

Sendo o azeite uma mistura de compostos que são apolares, conseguirá dissolver-se em água? *R: Não.*

Prevê que se dissolva melhor em n-hexano que é um hidrocarboneto apolar? *R: Sim.*

Prevê que se consiga misturar bem álcool e água? Porquê? *R: Ambos são polares. Porque semelhante dissolve semelhante.*

Exercícios

3. Verificar, por aplicação da regra do octeto, que a estrutura da molécula H_2O_2 não pode implicar uma ligação dupla entre os oxigénios.
4. Preveja o tipo de ligações, simples, duplas ou triplas, existentes na molécula C_2H_2 (etino ou acetileno). *R: Ligação tripla*