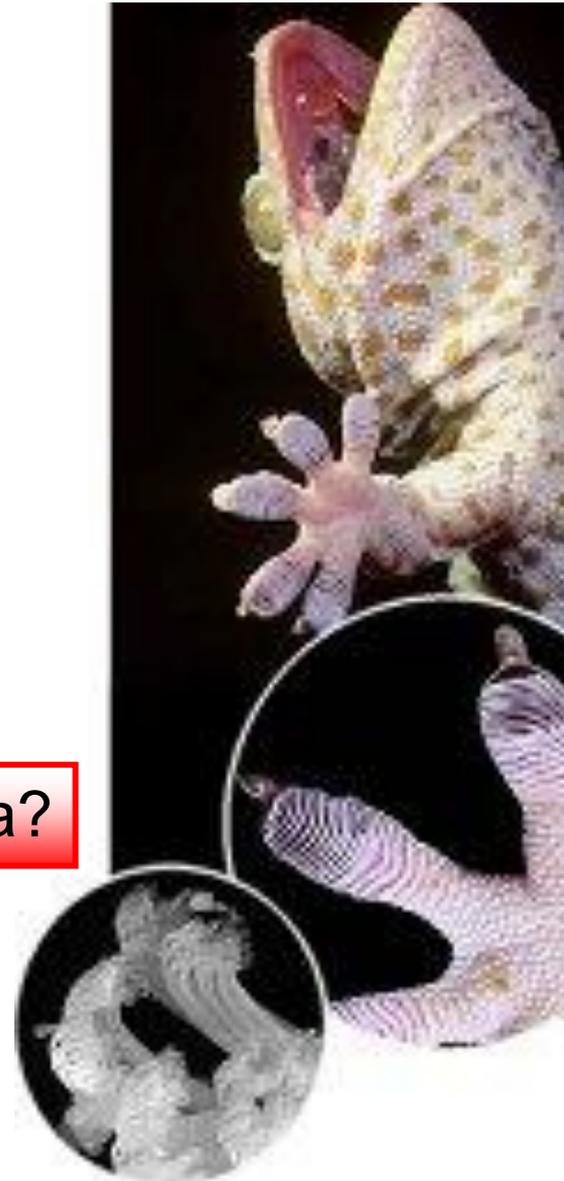


# FORÇAS INTERMOLECULARES

Lagartixas andam pelas paredes, mesmo de cabeça para baixo. Por quê? Seriam ventosas poderosas?

... ou haveria uma explicação química?



## A explicação ...

Em 1960, o alemão Hiller sugeriu que um tipo de força atrativa, entre as moléculas da parede e as moléculas da pata da lagartixa, fosse a responsável.

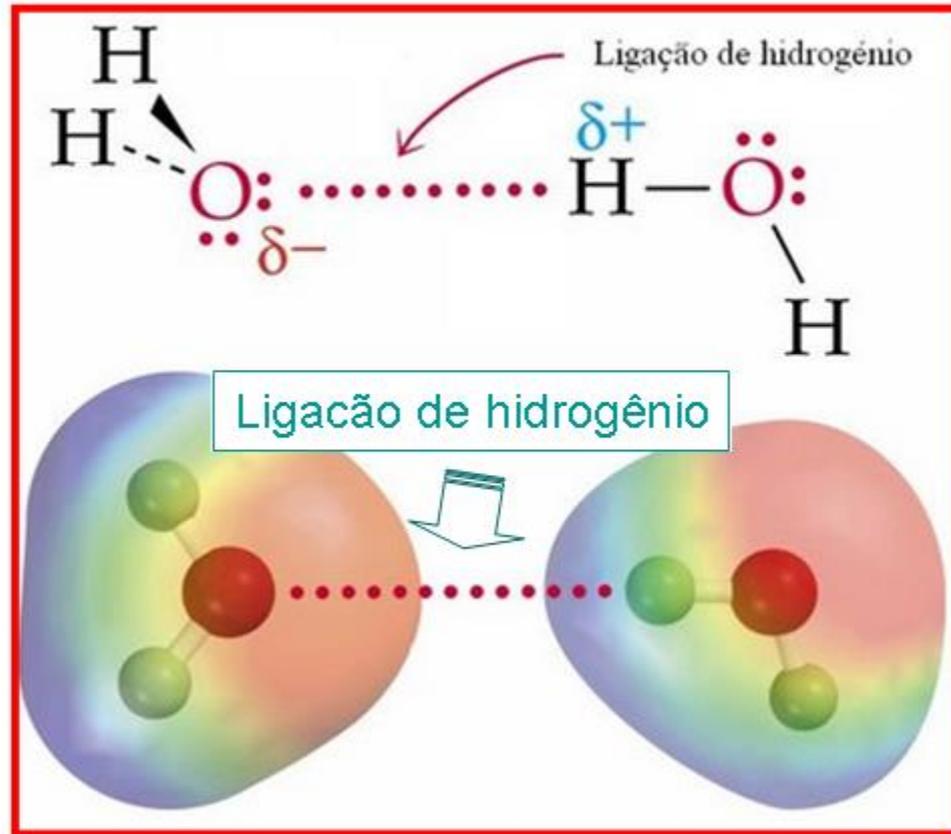
Ele sugeriu que essa seria intermolecular, um tipo especial denominada “força de Van der Waals”.

O inseto não afunda ...



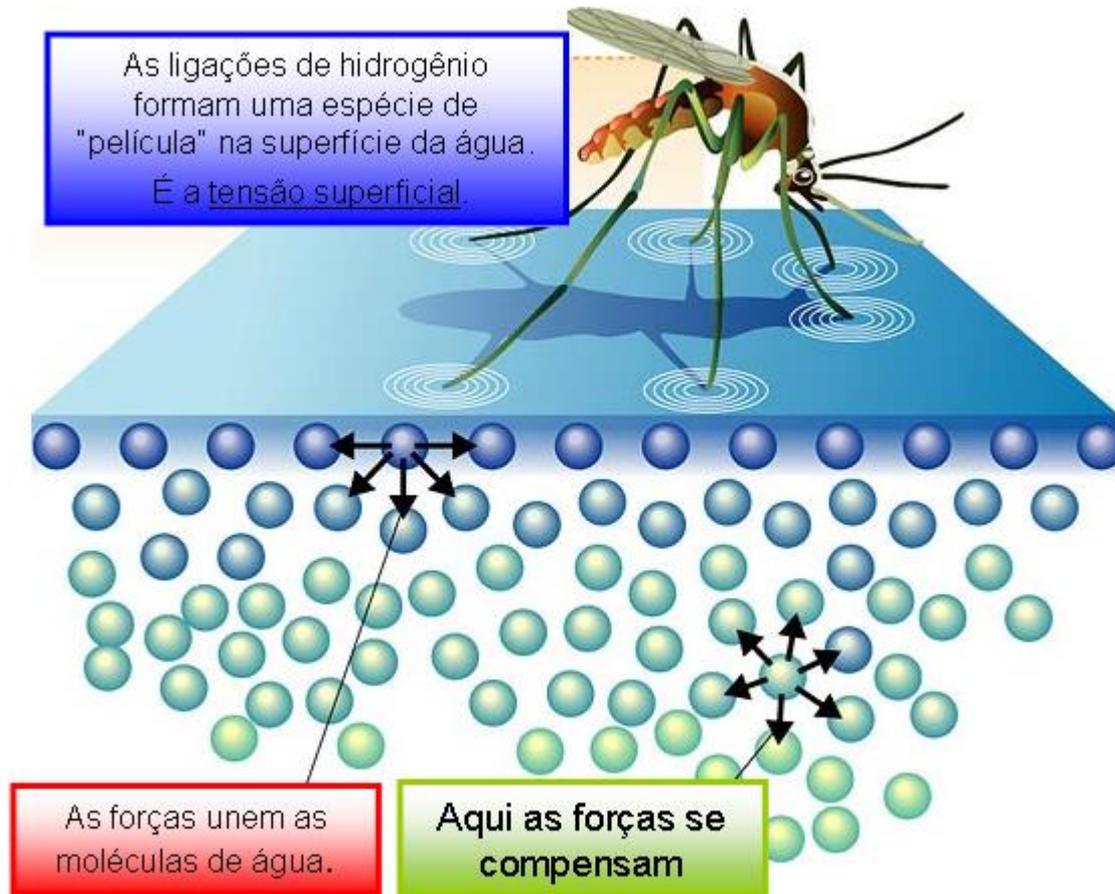
Há também relação deste fenômeno com a química?

A explicação ...



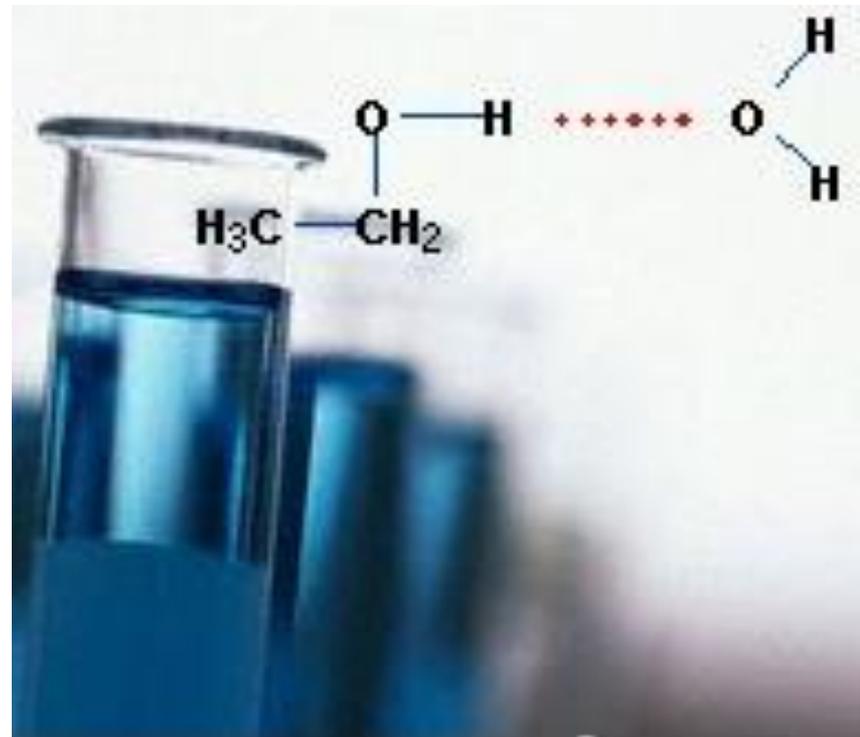
Há entre as moléculas de água interações muito fortes.  
São as ligações de hidrogênio.

# A explicação (um modelo)...



## Outros fenômenos (modelo) . . .

A solubilidade de uma substância em outra depende de interações entre moléculas vizinhas.



## Outros fenômenos (modelo) . . .



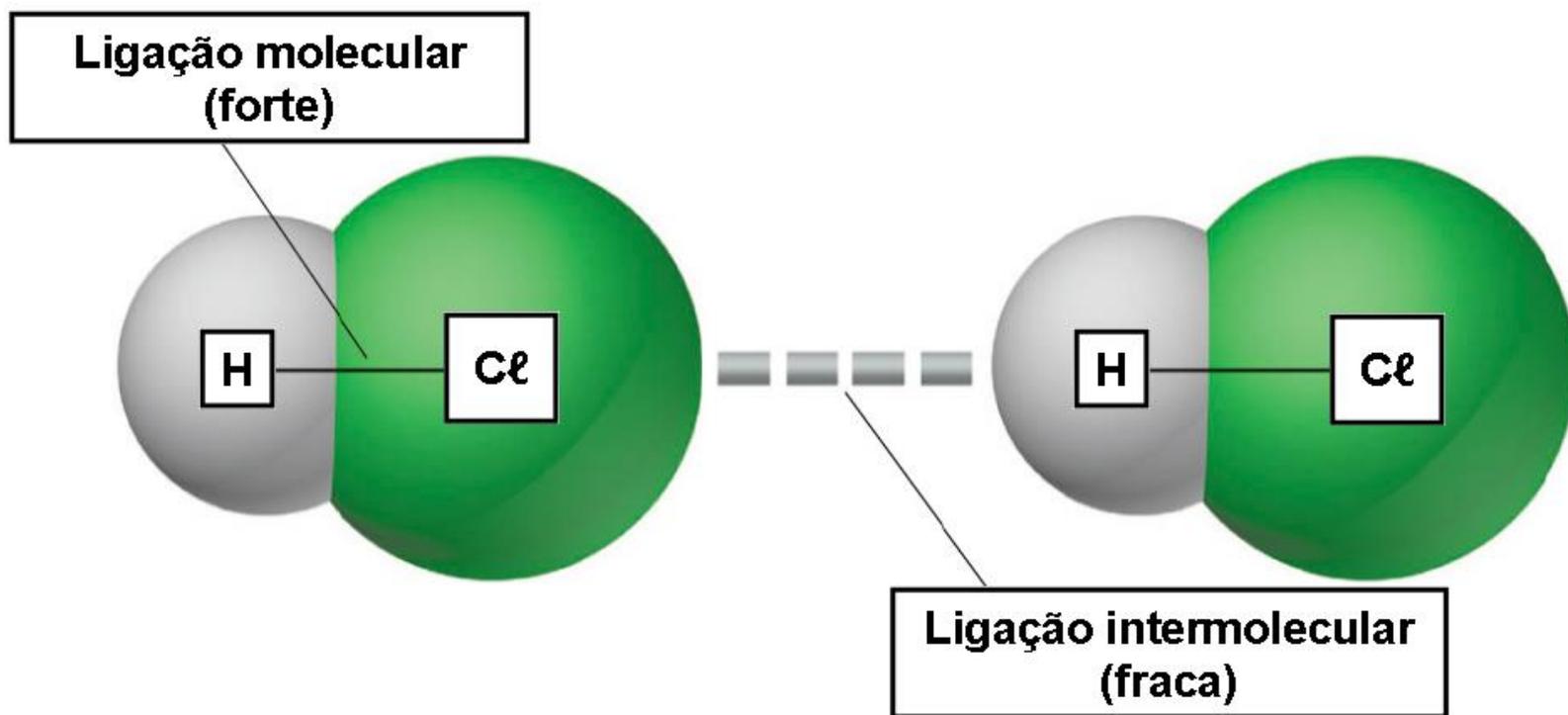
O estado físico (sólido, líquido ou gasoso) também depende de forças atrativas entre as moléculas.

Os exemplos apresentados representam  
*ligações\* intermoleculares*,  
as quais passaremos a estudar de forma mais  
detalhada a seguir.

Então lá vai . . .

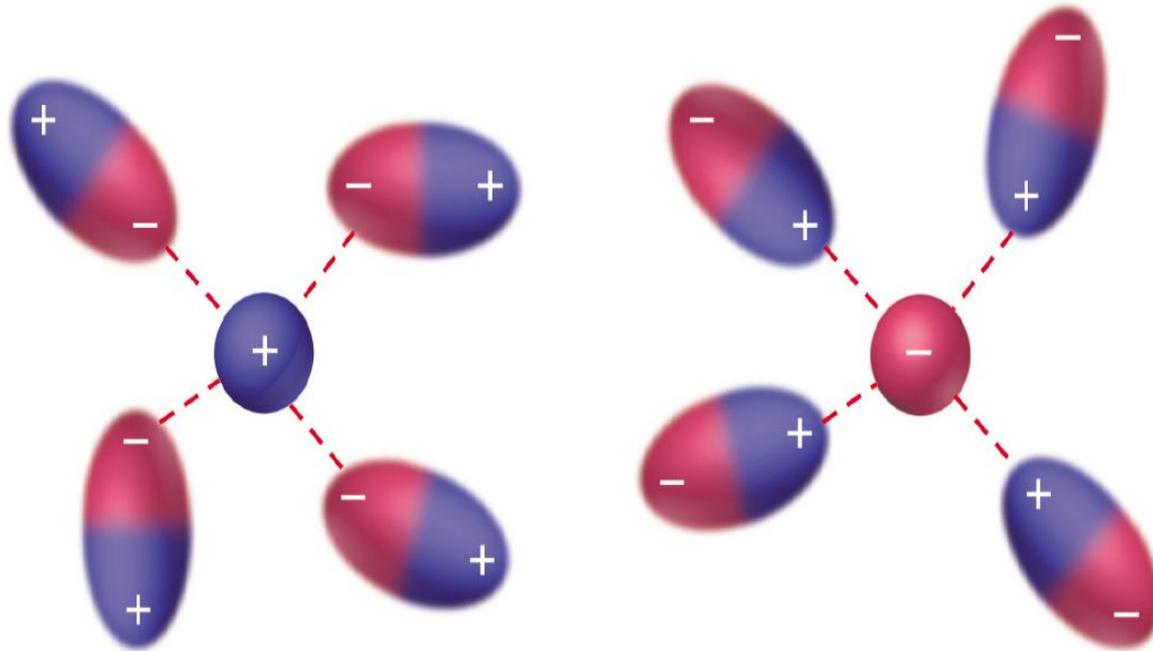
\*Também ditas interações ou ainda forças intermoleculares

## Ligações (intra)moleculares ou intermoleculares?



No presente momento, nossa ênfase é dada às ligações intermoleculares.

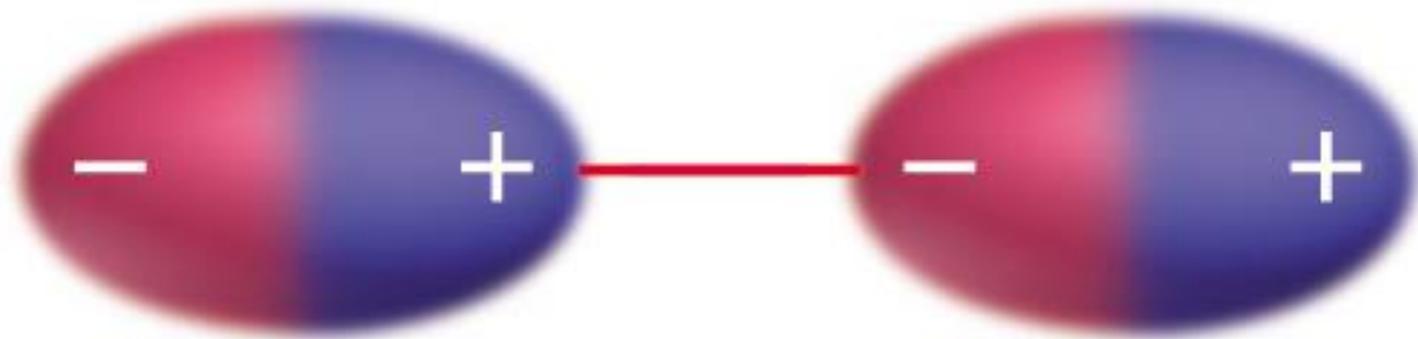
# I. Forças íon-dipolo



A interação entre um íon e um dipolo (exemplo,  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ).

É a mais forte de todas as forças intermoleculares.

## II. Forças dipolo-dipolo



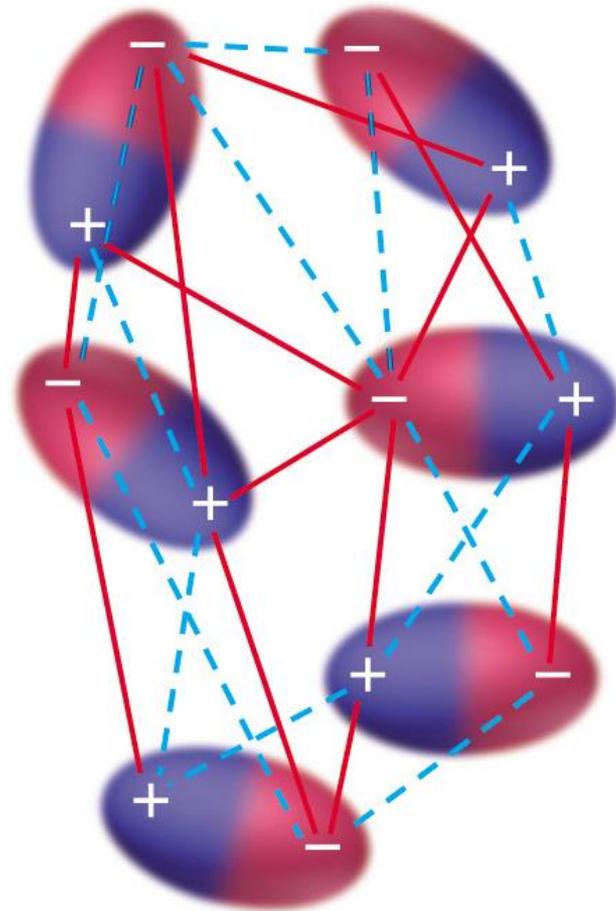
As forças dipolo-dipolo existem entre moléculas polares neutras  
(exemplo,  $\text{HCl} + \text{HCl}$ )

São mais fracas do que as forças íon-dipolo.

## II. Forças dipolo-dipolo

Há uma mistura de forças dipolo-dipolo atrativas e repulsivas quando as moléculas se viram. É um bom modelo para o estado líquido.

Atração ———  
Repulsão - - - -



### III. Forças “Ligações de hidrogênio”

Quando, em uma molécula, o *hidrogênio* está interagindo (ligado) com ...

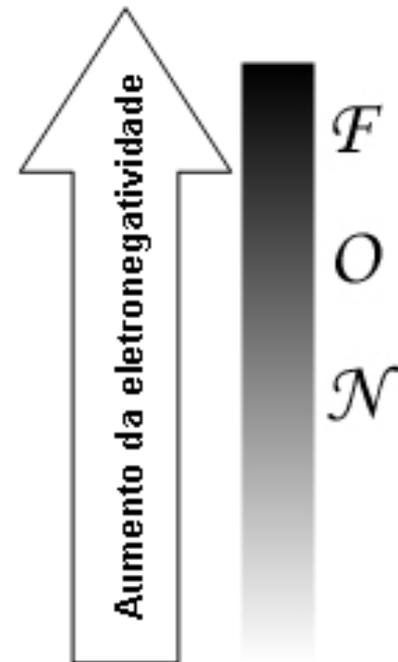
Massas atômicas referidas ao isótopo 12 do carbono ( $^{12}\text{C}$ )

1	2											13	14	15	16	17	18
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

### III. Forças “Ligações de hidrogênio”

Há uma grande diferença de *eletronegatividade* entre hidrogênio e os outros elementos.

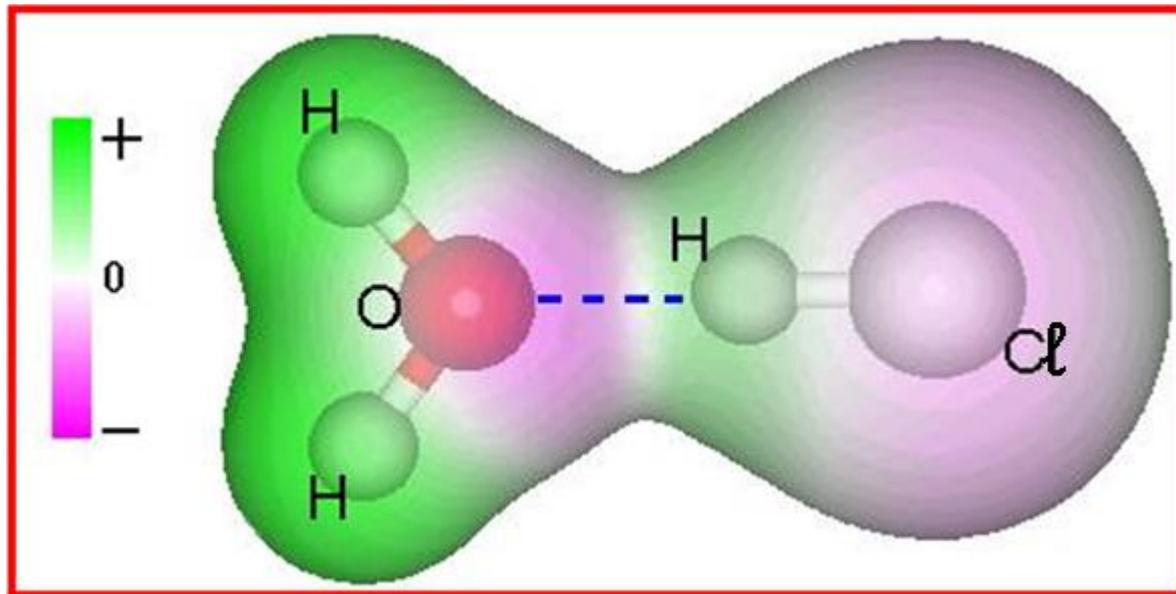
São interações muito fortes.



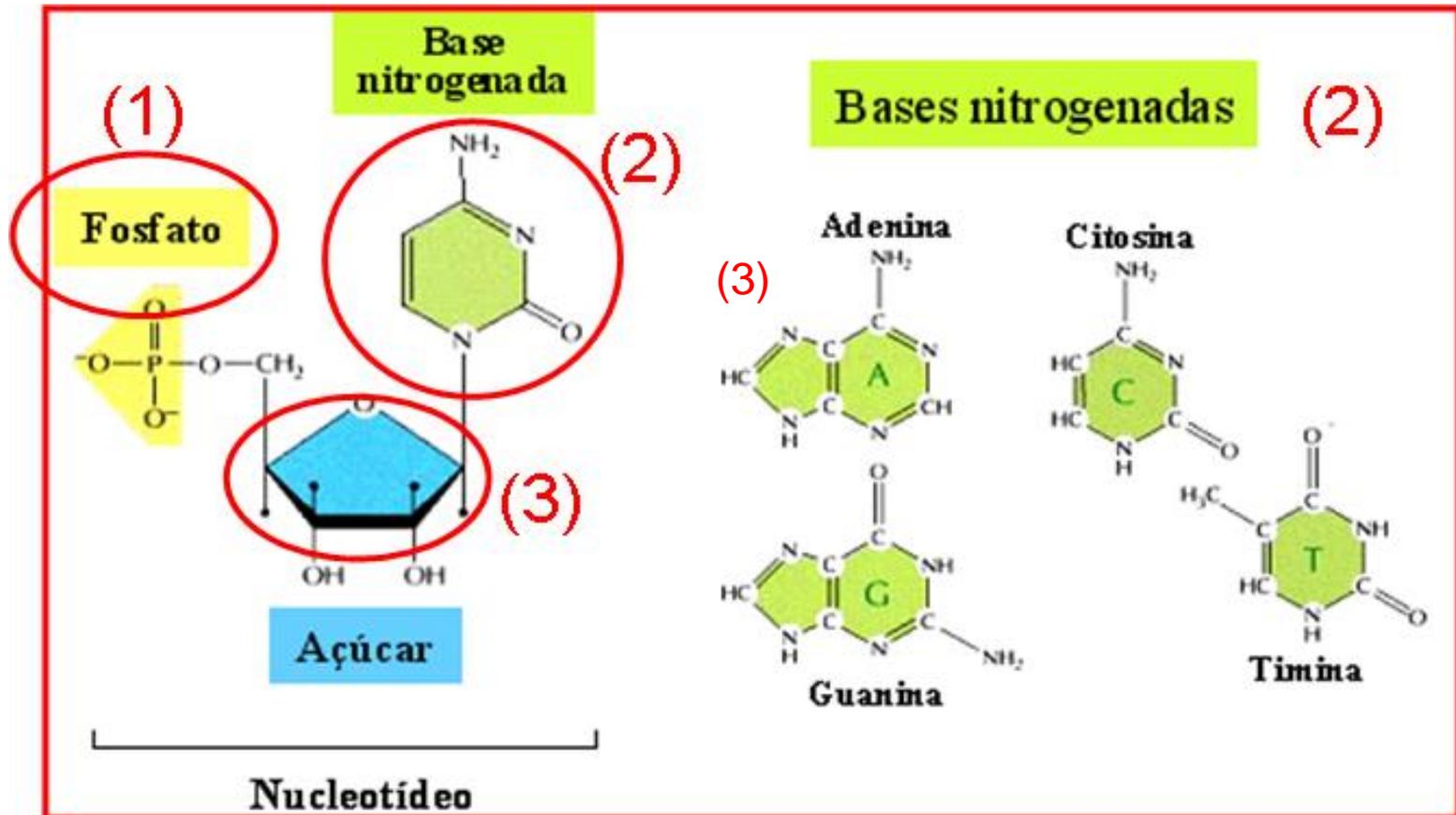
### III. Forças “Ligações de hidrogênio”

As interações **H-F**, **H-N** e **H-O**, por serem muito intensas, deixam o hidrogênio deficiente de elétrons.  
Por isso o hidrogênio interage com a molécula vizinha.

### III. Forças “Ligações de hidrogênio”

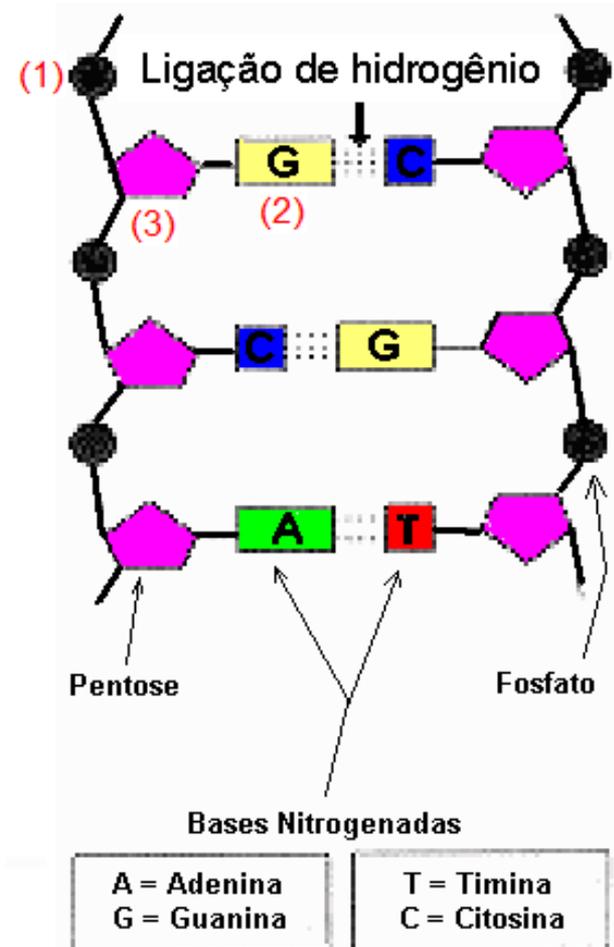


# “Ligações de hidrogênio e o DNA”



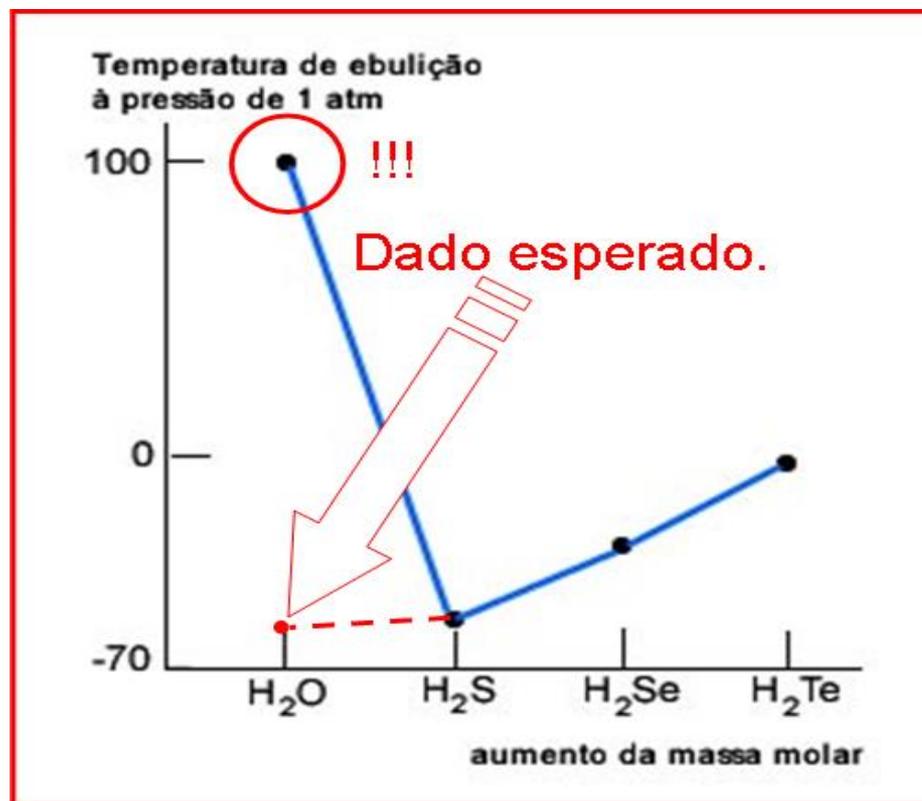
# “Ligações de hidrogênio e o DNA”

A interação entre as bases nitrogenadas no DNA se dá através de ligações de hidrogênio.



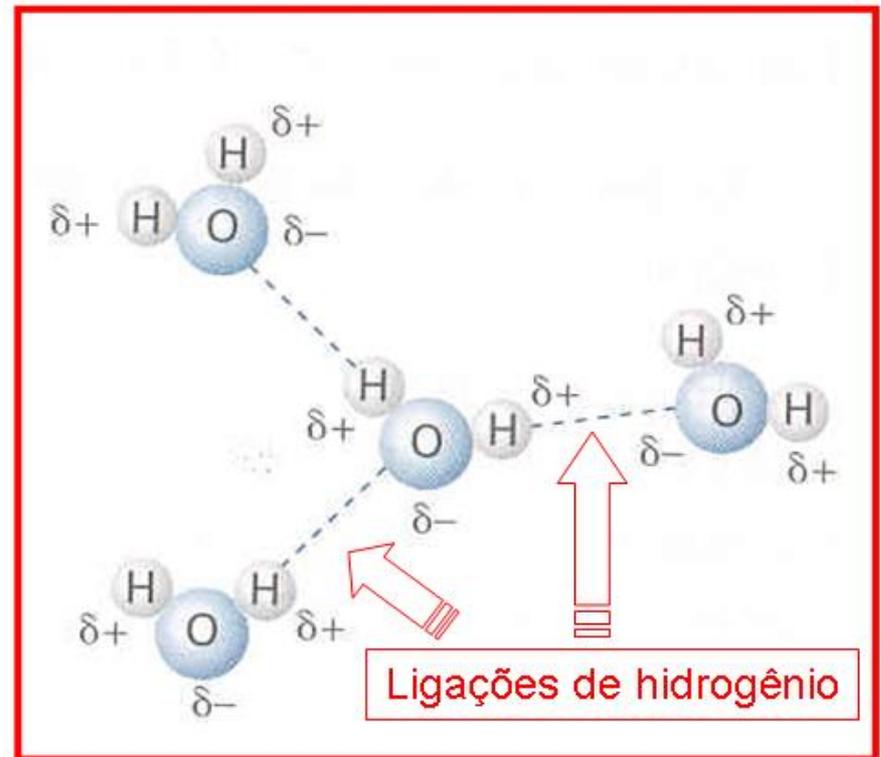
## “Ligações de hidrogênio: comportamento da água”

Algo inesperado: o alto ponto de ebulição da água ( $100^{\circ}\text{C}$ ), comparando com outros hidretos do mesmo grupo da T.P.



## “Ligações de hidrogênio: comportamento da água”

Trata-se de uma anomalia apresentada pela água, a qual, pelas previsões, deveria ser gasosa em temperatura ambiente. Por que a anomalia?

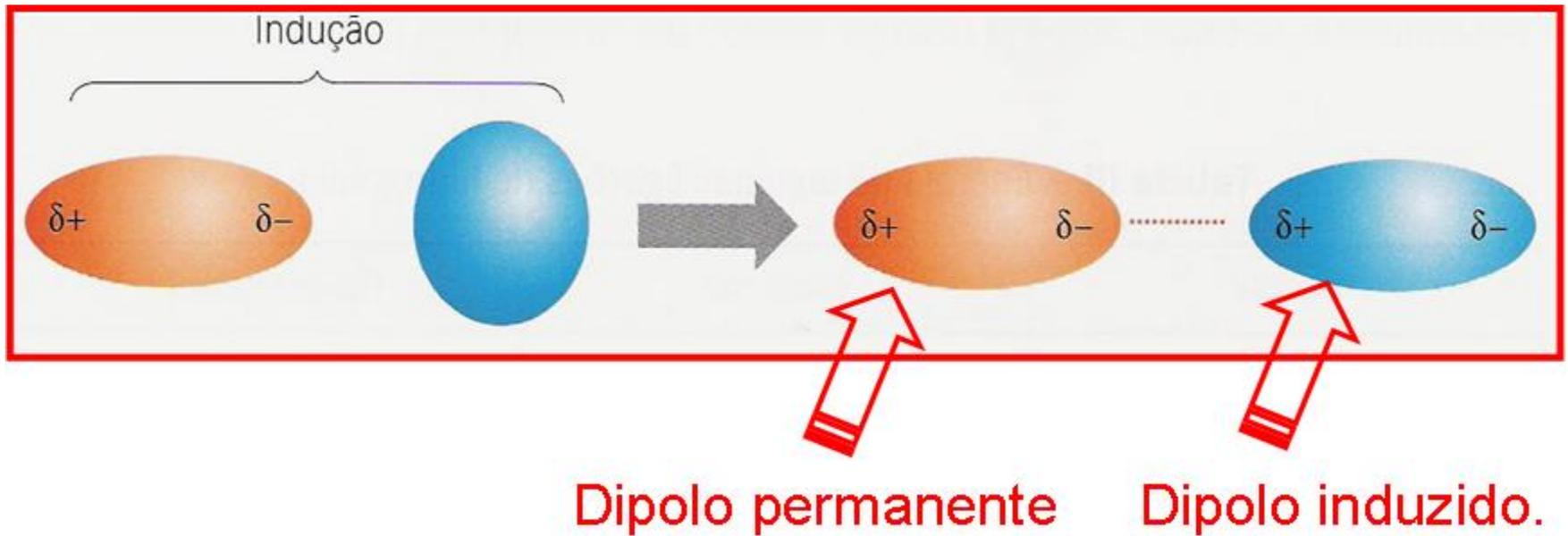


Sendo muito fortes entre as moléculas de água, as ligações de hidrogênio propiciam alto ponto de ebulição.

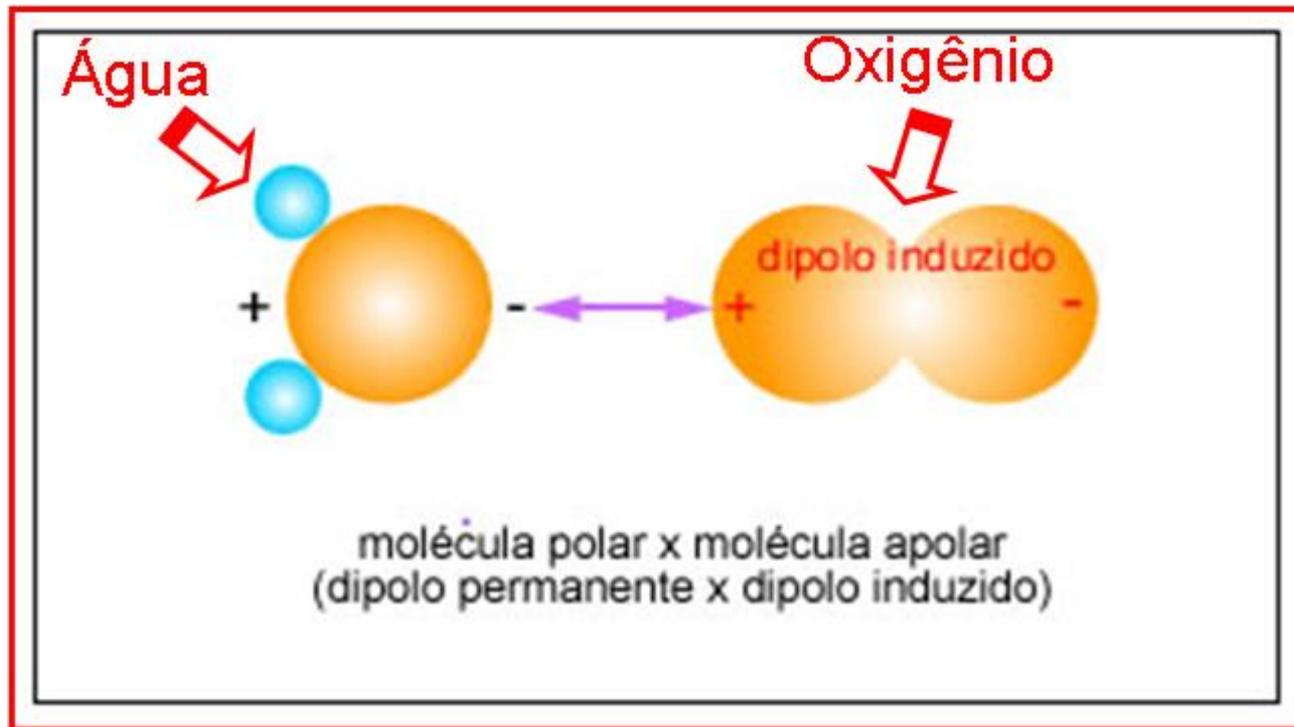
## IV. Forças dipolo permanente – dipolo induzido

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.

## IV. Forças dipolo permanente – dipolo induzido



## IV. Forças dipolo permanente – dipolo induzido



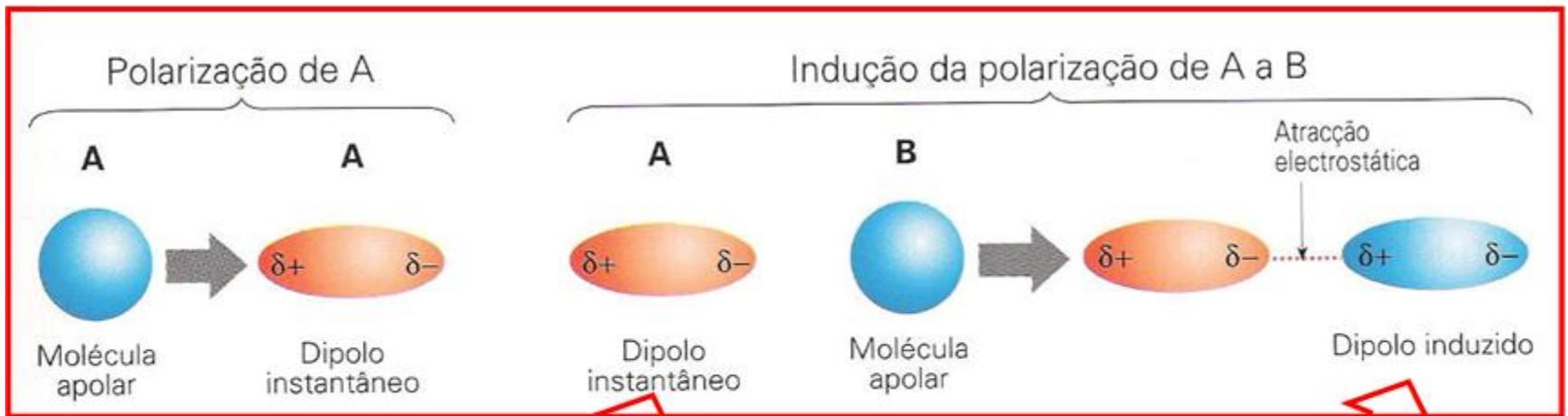
Dissolução de oxigênio em água é pequena, pois as forças de interação dipolo permanente-dipolo induzido são fracas.

## V. Forças dipolo induzido – dipolo induzido ( Forças de London)

São as *forças de dispersão de London* (assim designadas em homenagem ao físico alemão de mesmo nome), sendo características das *moléculas apolares*.

Os elétrons nas moléculas estão constantemente em movimento. Num determinado instante podem acumular-se numa dada zona da molécula: forma-se um *dipolo instantâneo*, que pode, noutro instante, ter orientação diferente.

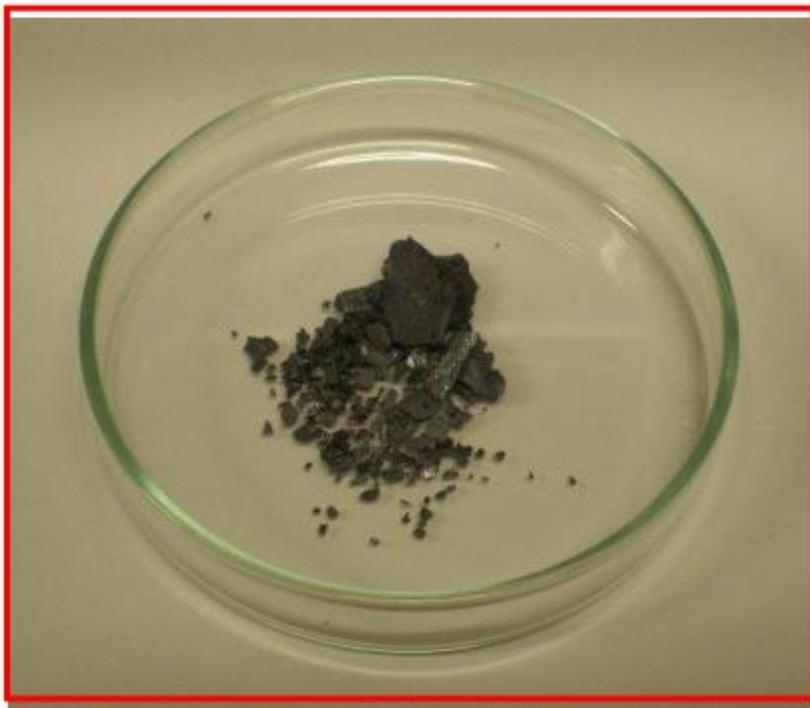
## V. Forças dipolo induzido – dipolo induzido (Forças de London)



Dipolo instantâneo

Dipolo induzido.

V. Forças dipolo induzido – dipolo induzido  
(o caso do iodo: sólido em temperatura ambiente)



Iodo sólido(marron)



Iodo gasoso(violeta)

## V. Forças dipolo induzido – dipolo induzido (o caso do iodo: sólido em temperatura ambiente)

Como explicar, por exemplo, o fato de o iodo ( $I_2$ ), sendo molecular e apolar, se apresentar no *estado sólido* em temperatura ambiente?

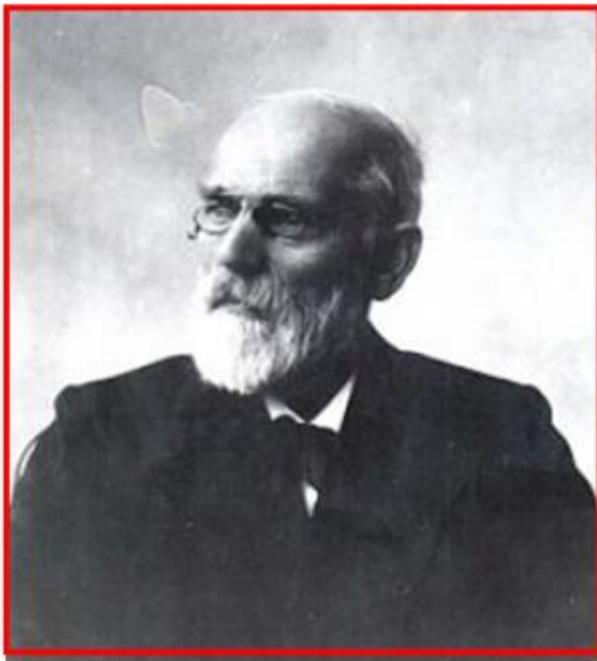


V. Forças dipolo induzido – dipolo induzido  
(o caso do iodo: sólido em temperatura ambiente)

Embora fracas, as forças de dispersão de London são intensificadas quando há maior superfície de contato. É o caso do iodo ou  $I_2$ , em que cada átomo da molécula possui grande raio atômico. Note, contudo que aquecimento brando é suficiente para romper essas interações: o iodo sublima.

E n c e r r a n d o . . .

Forças de London ou de Van der Waals?



Johannes Van der Waals

X



Fritz London

Em 1873 Van der Waals postulou a existência das forças intermoleculares, que ficaram conhecidas pelo seu nome. Fritz London, já no século XX, descreveu a natureza delas e as atribuiu ao movimento dos elétrons dentro das moléculas.

# Esquema prático para determinação do tipo de força intermolecular

