

FORÇAS INTERMOLECULARES

Dependem da:

Natura química das moléculas

Posição das moléculas (energia potencial)

Temperatura do meio (energia cinética)

ϵ_0 = const. dielétrica
vácuo =
 $8.854 \times 10^{-12} \text{ C}^2 \text{J}^{-1} \text{m}^{-1}$

Tipo de interação	Potencial x Distância	Energia típica (kJ/mol)
Íon – íon	$\frac{(ze)_1(ze)_2}{(4\pi\epsilon_0\epsilon)r}$	100 a 600
Íon-dipolo permanente	$\frac{(ze)_1\mu_2\cos\theta}{(4\pi\epsilon_0\epsilon)r^2}$	15-60
Dipolo perman. - dipolo permanente (Keesom)	$-\frac{2(ze)_1\mu_2\cos\theta}{3(4\pi\epsilon_0\epsilon)^2k_B}r^6$	2
Dipolo perman. - dipolo induzido (Debye)	$-\frac{\alpha_1\mu_2^2 + \alpha_2\mu_1^2}{(4\pi\epsilon_0\epsilon)^2}r^6$	2
Dipolo induzido -dipolo induzido (London)	$-\frac{3h}{2} \frac{\omega_1\omega_2}{(\omega_1+\omega_2)} \frac{\alpha_1\alpha_2}{(4\pi\epsilon_0\epsilon)^2}r^6$	1 a 2

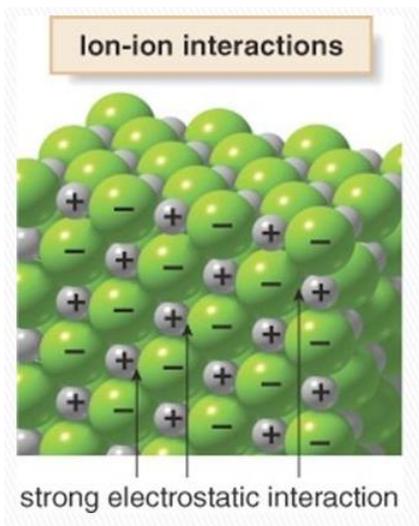
Forças de van der Waals

Ligações de H:
~ 10 a 40 kJ/mol

Tipo de interação

Íon – íon

$$V_{12} = \frac{(ze)_1(ze)_2}{(4\pi\epsilon_0\epsilon)r}$$



NaCl

p.f. = 801 °C

p.e. = 1413 °C

Solubilidade

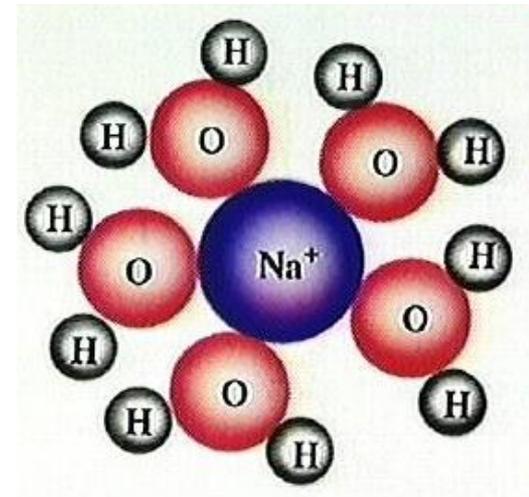
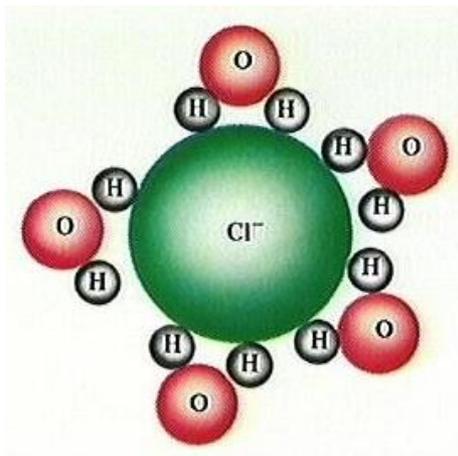
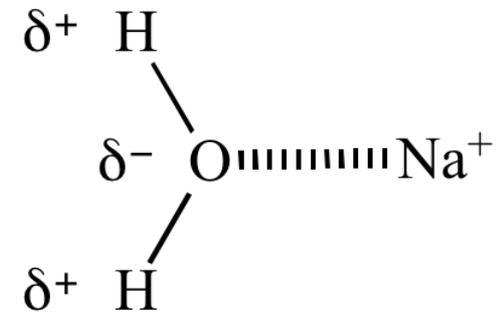
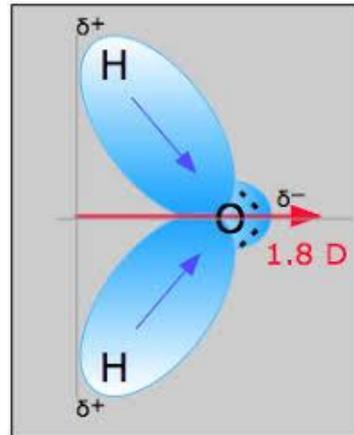
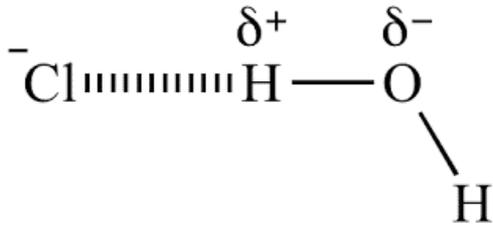
359 g/L (H₂O), $\epsilon = 80$

14,9 g/L (CH₃OH), $\epsilon = 32,7$

Tipo de interação

Íon – dipolo permanente

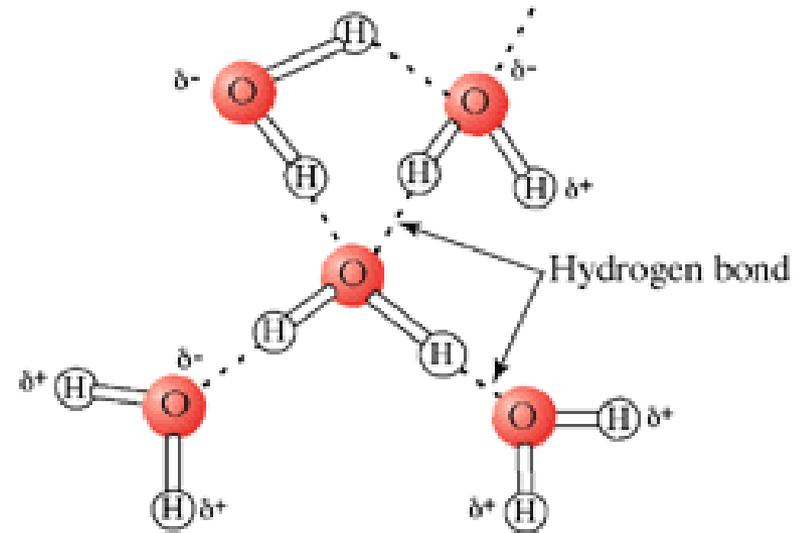
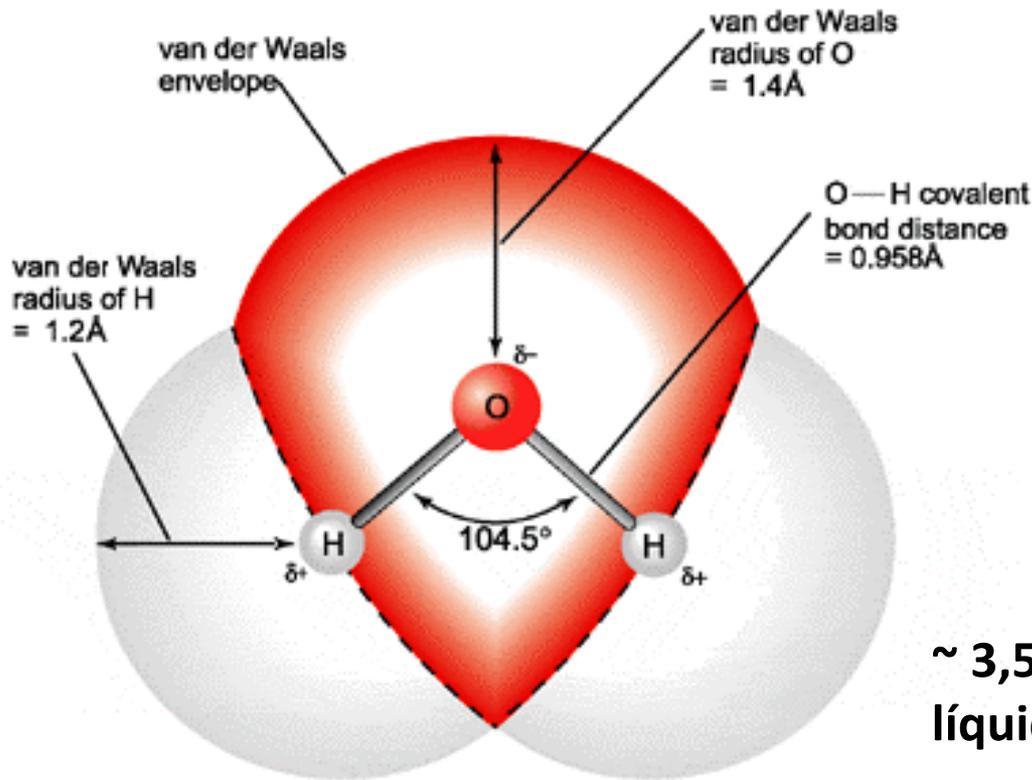
$$V_{12} = \frac{(ze)_1 \mu_2 \cos\theta}{(4\pi\epsilon_0\epsilon)r^2}$$



$$1D = 3.336 \times 10^{-30} \text{ C m}$$

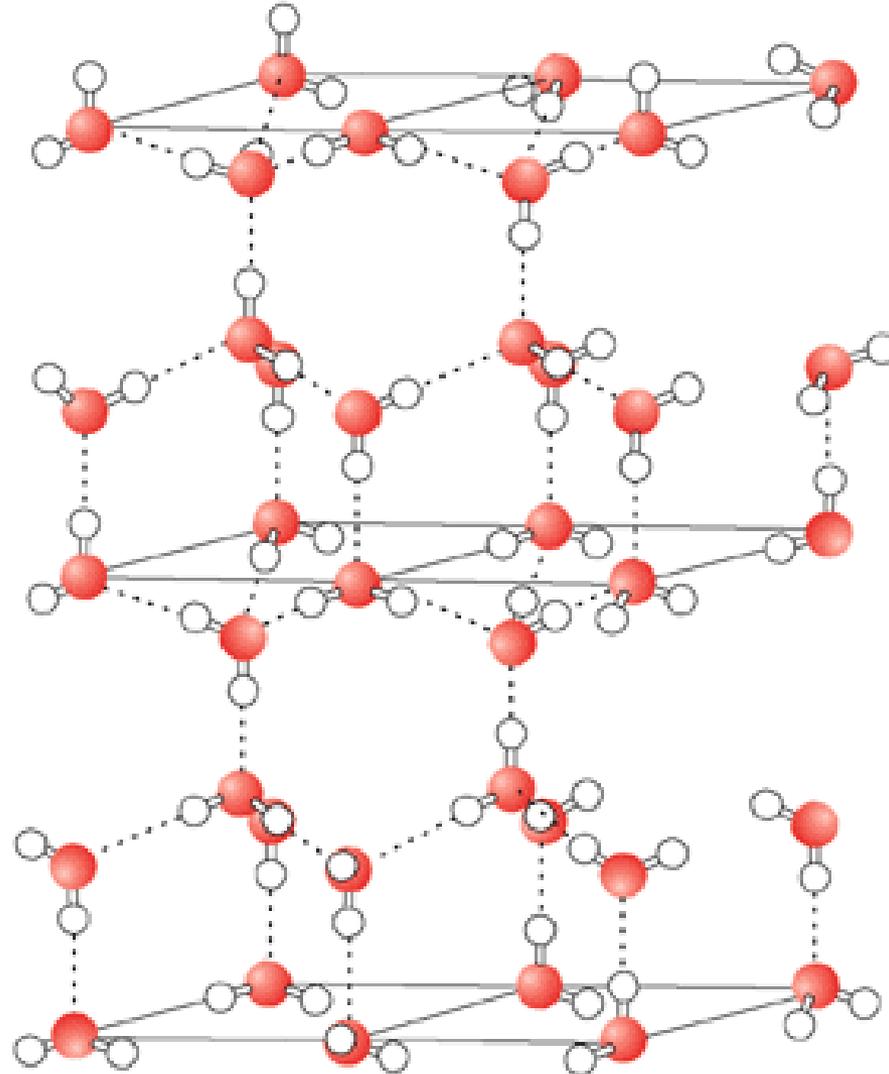
Tipo de interação

Ligações de H (F, N, O)



~ 3,5 ligações de H/molécula na água líquida, alta $E_{\text{cin}} \sim 10^{-12}$ s

Gelo (baixa E_{cin}): 4 ligações de H → as moléculas estão mais afastadas que no líquido, formando estrutura hexagonal e cavidades → menor densidade que líquido

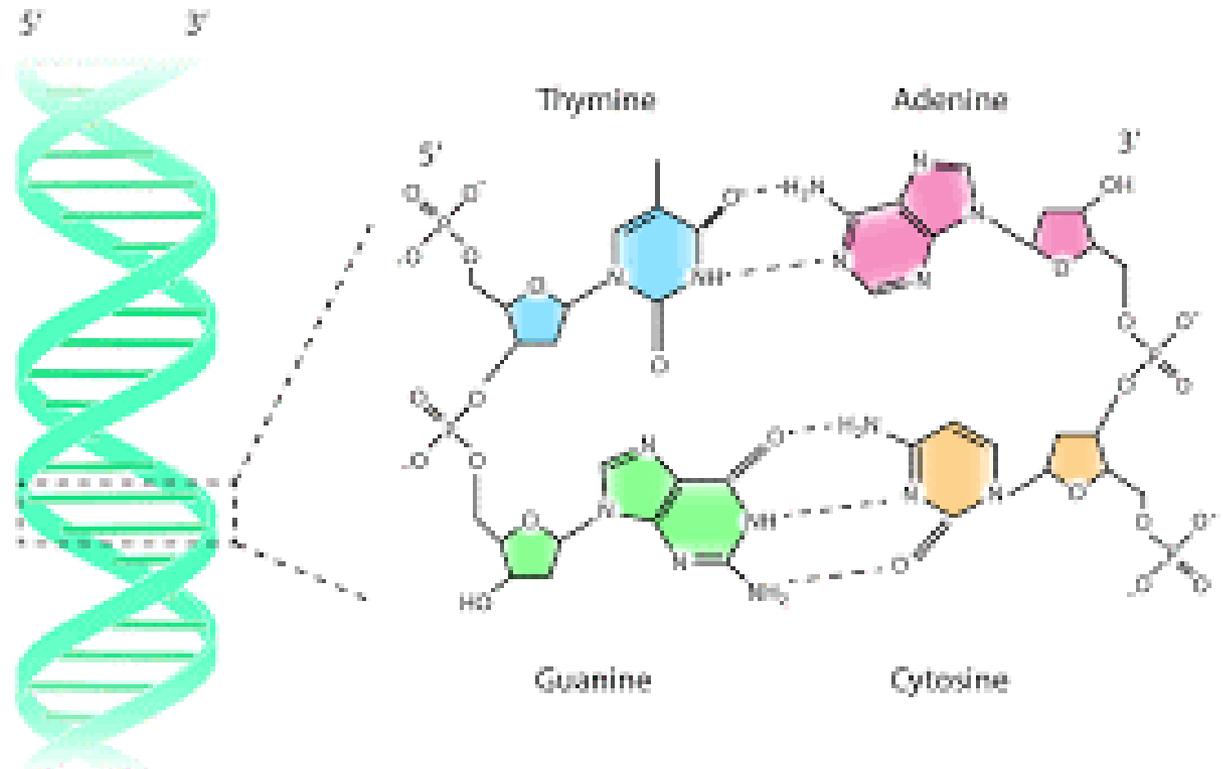


p.e. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 79\text{ }^\circ\text{C}$, momento dipolar = 1,7 D

p.e. $\text{CH}_3\text{OCH}_3 = -25\text{ }^\circ\text{C}$, momento dipolar = 1,3 D

p.e. $\text{H}_2\text{O} = 100\text{ }^\circ\text{C}$

p.e. $\text{H}_2\text{S} = -60\text{ }^\circ\text{C}$



FORÇAS DE VAN DER WAALS

- SÃO INTERAÇÕES ENTRE DIPOLO-DIPOLO OU DIPOLO-DIPOLO INDUZIDO QUE GOVERNAM PROPRIEDADES MACROSCÓPICAS DA MATÉRIA (KEESOM + DEBYE + LONDON);
- SÃO SEMPRE INTERAÇÕES ATRATIVAS;
- SÃO DE CURTO ALCANCE;
- ESPECIALMENTE IMPORTANTES PARA MOLÉCULAS ORGÂNICAS.

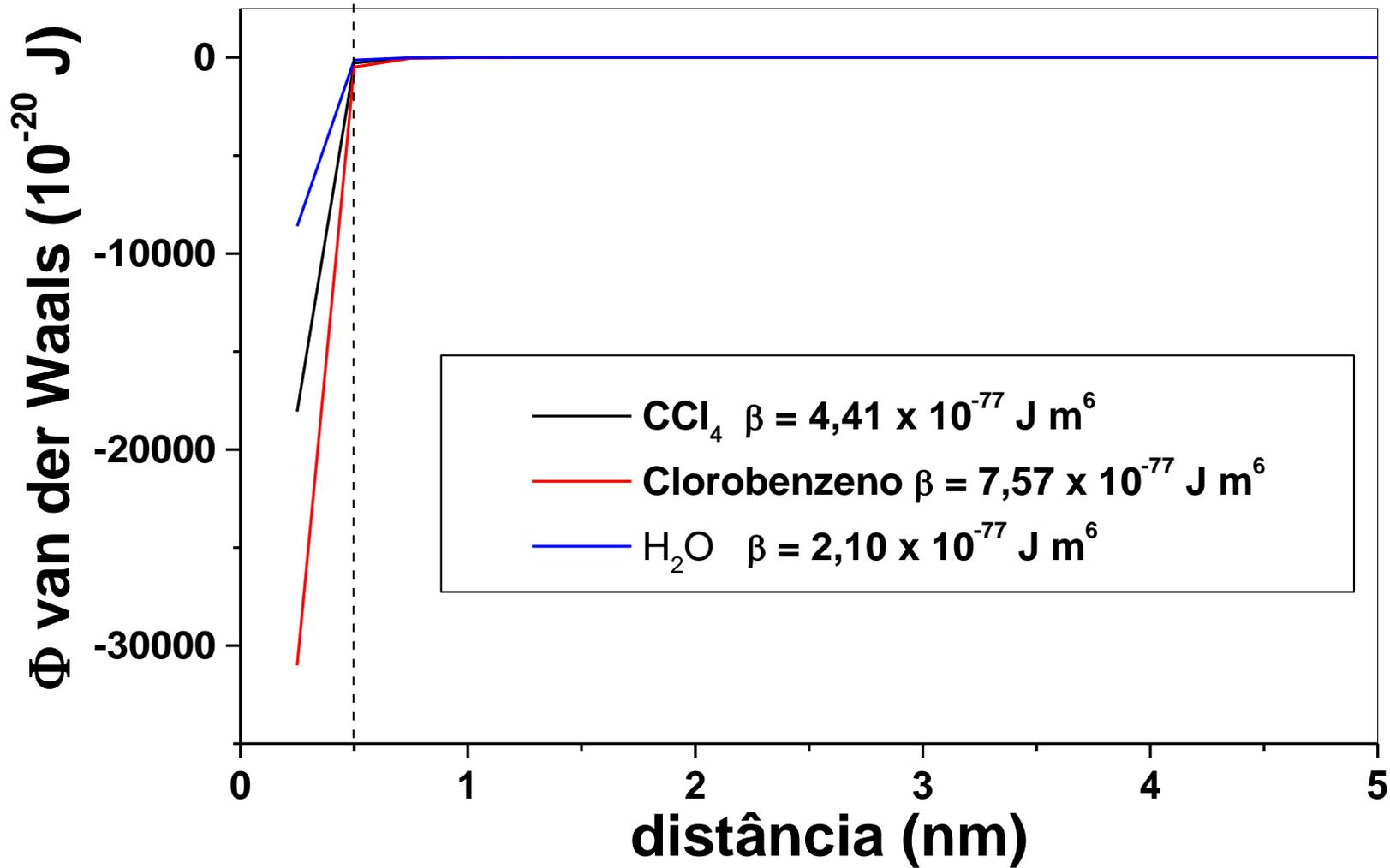
Implicações macroscópicas:

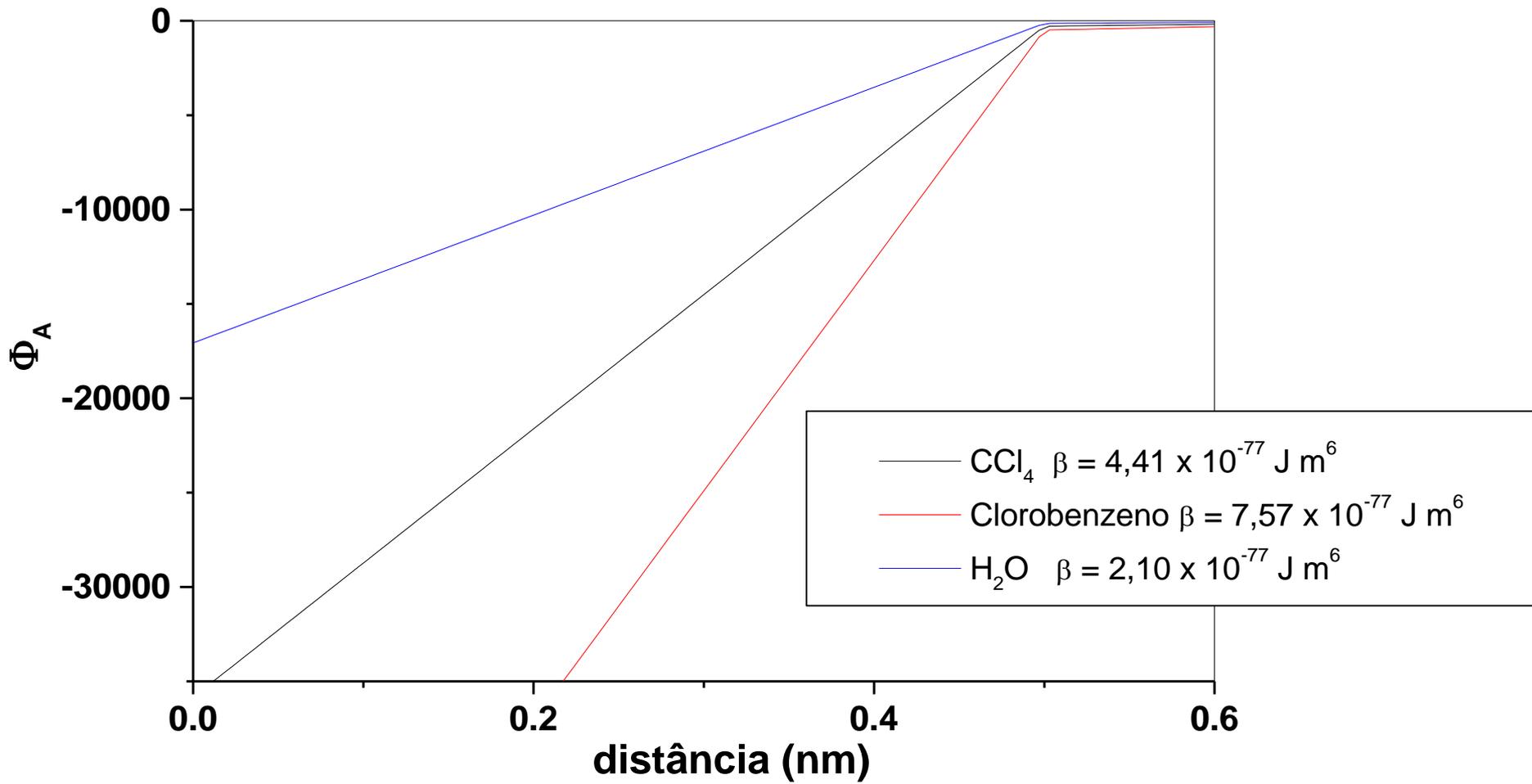
- Calor de vaporização de líquidos
- Viscosidade
- Coesão ou adesão
- Auto-associação
- Estabilidade coloidal

Para calcular como varia o potencial de atração de van der Waals (Φ_A) com a distância entre 2 moléculas iguais em função da distância (x):

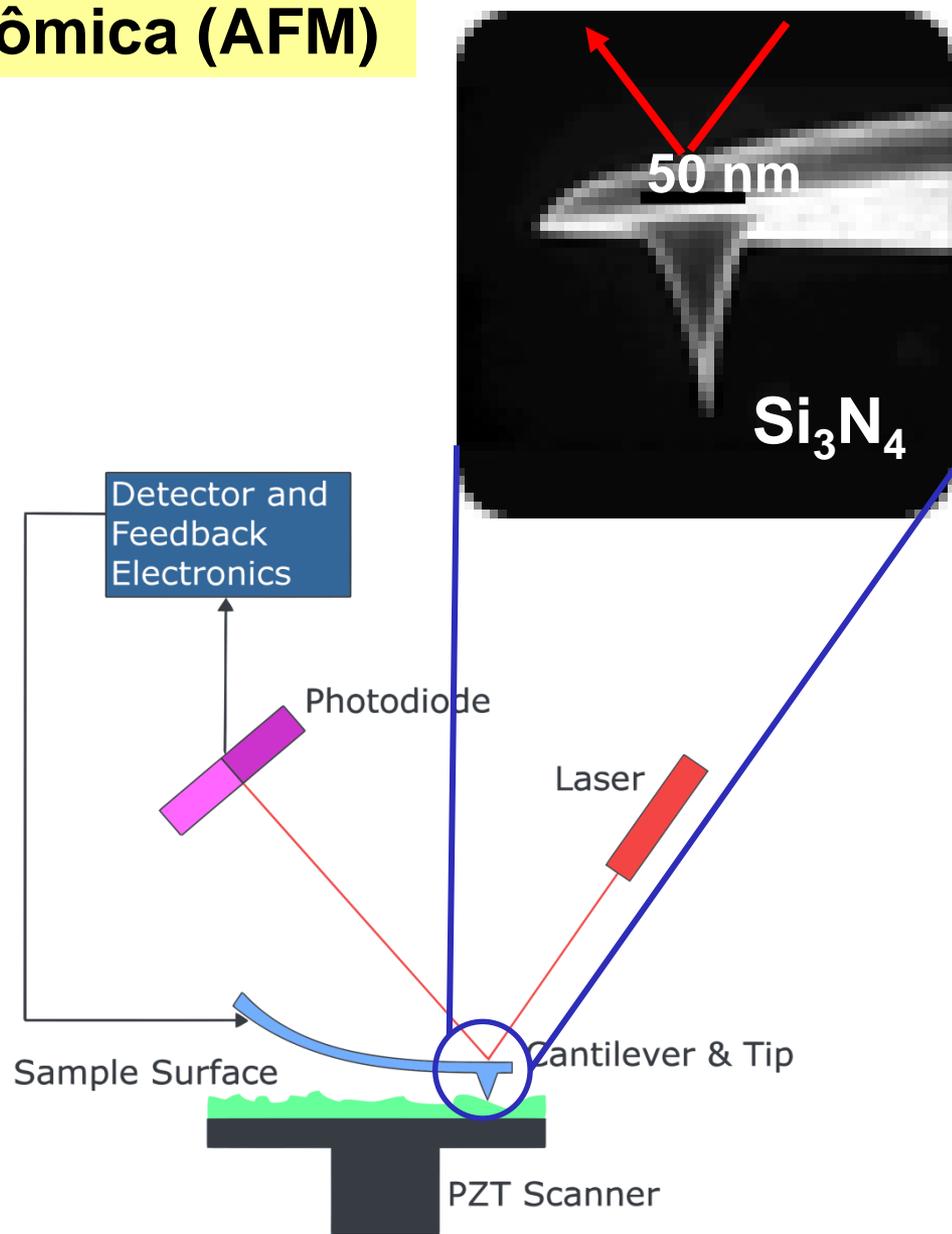
$$\Phi_A = - \frac{1}{(4\pi\epsilon_0)^2} \left(2\alpha_{0,1}\mu_1^2 + \frac{2\mu_1^4}{3k_B T} + \frac{3}{4} h\nu_1 \alpha_{0,1}^2 \right) x^{-6} = -\beta_{11} x^{-6}$$

β_{11}

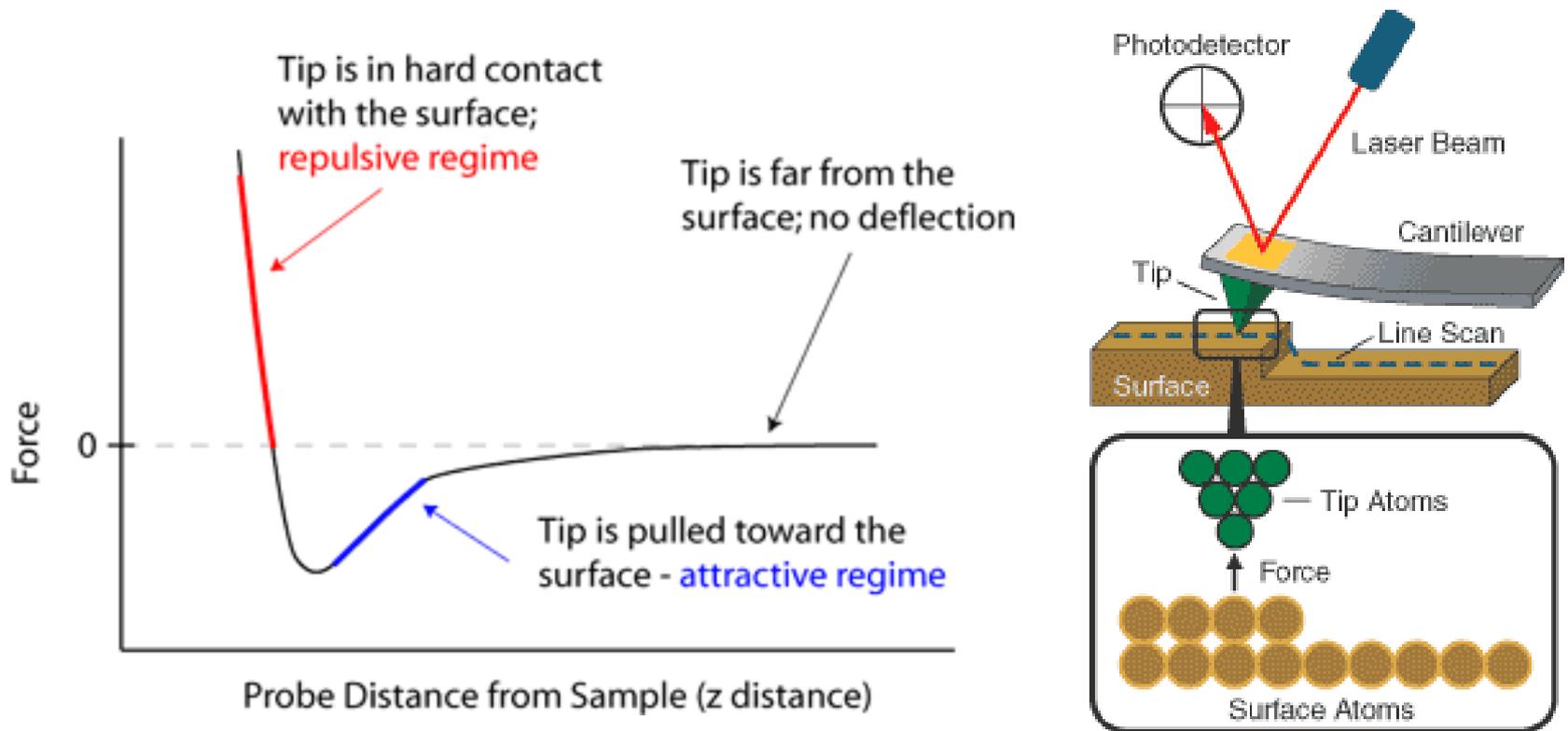




Microscopia de força atômica (AFM)



Microscopia de força atômica (AFM)



<https://www.youtube.com/watch?v=s6KqJS1GZNE>

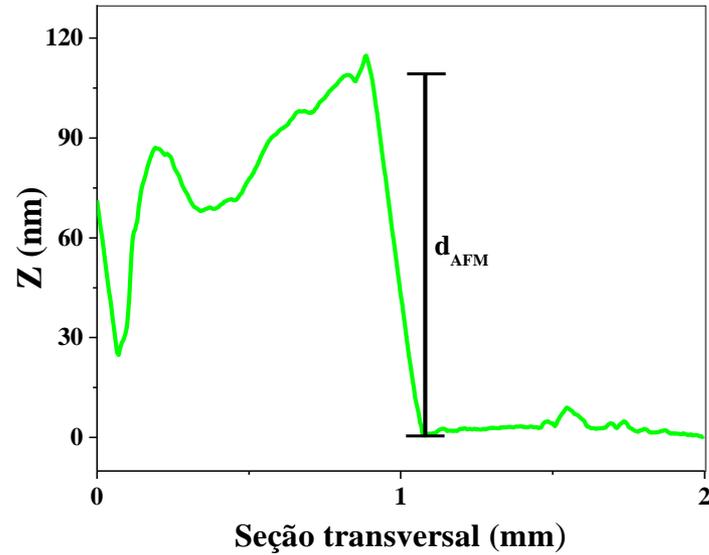
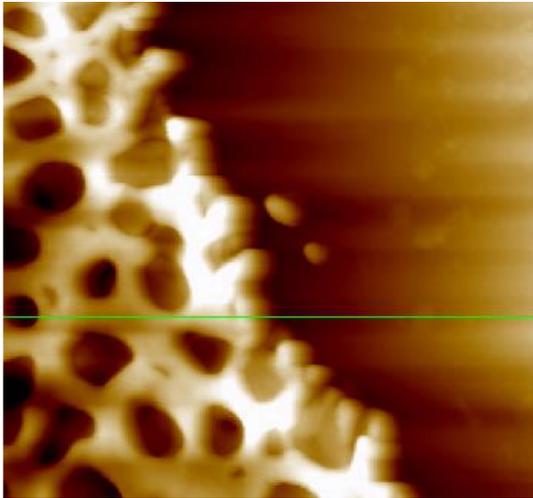
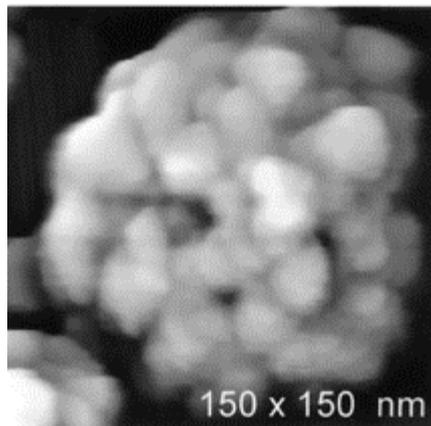


Figura 4. Ilustração da determinação da espessura dos filmes por AFM através da medição da distância pico-vale em uma micrografia (2×2) μm^2 obtida de um filme de éster de celulose



Partícula isolada de HIV

Bibliografia

- Introdução da química dos colóides e de superfícies, D. J. Shaw, Ed. Edgard Blücher Ltda, 1975.
- Livros de química geral.