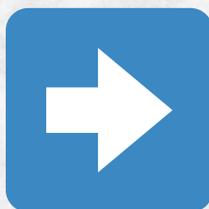


*Patrick Andersson Barreto Frasão*

---



# COESÃO

CINCO HISTÓRIAS SUCINTAS SOBRE  
AS INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

Rio de Janeiro  
2024

# O AUTOR

---



**Patrick Andersson Barreto Frasão** é licenciado em Química (2017) pela Universidade do Estado do Rio de Janeiro (UERJ), especialista em Neurociência Pedagógica (2020) pelo convênio entre a Universidade Candido Mendes (UCAM) e o instituto AVM Educacional; e, no momento da criação deste material, é mestrando em Ensino de Química pelo Programa de Pós-Graduação em Ensino de Química da Universidade Federal do Rio de Janeiro (PEQui-UFRJ).

Durante a graduação, foi bolsista de Iniciação à Docência. E, uma vez licenciado, atuou em cursos pré-vestibulares públicos e privados. Desde 2019, é professor efetivo da Educação Básica, Técnica e Tecnológica do Colégio Pedro II (CPII), onde também já atuou como coordenador pedagógico e membro organizador de olimpíadas de Química, como a Olimpíada Interna de Química do Colégio Pedro II (OIQ-CPII) e a Olimpíada de Química do Rio de Janeiro (OQRJ).

**Currículo Lattes:** <http://lattes.cnpq.br/1426822558949515>  
**E-mail profissional:** [patrick.frasao.1@cp2.edu.br](mailto:patrick.frasao.1@cp2.edu.br)



# APRESENTAÇÃO

---

Olá!

Fico feliz que tenha chegado até este material. Este *e-book* é o produto educacional da minha pesquisa de mestrado, realizada no Programa de Pós-Graduação em Ensino de Química da Universidade Federal do Rio de Janeiro (PEQui-UFRJ).

Este produto está vinculado à dissertação cujo título é **A construção de um perfil epistemológico sobre o conceito de interação intermolecular**, na qual eu discuti um pouquinho sobre a obra do epistemólogo francês Gaston Bachelard (1884–1962) e fiz o relato de uma pesquisa sobre a história do conceito de *interação intermolecular*, trabalhado, no ensino de Química, da Educação Básica até a Superior, dada a sua relevância para a compreensão das propriedades dos materiais e de diferentes fenômenos da natureza.

Os capítulos desta obra contêm textos sucintos sobre as interações intermoleculares. Alguns são mais contextualizados, outros possuem mais dados históricos e, aparentemente, não há uma forte conexão entre eles. Porém, todos esses capítulos obedecem a uma lógica, que se “materializa” no *perfil epistemológico do conceito de interação intermolecular*. Esse perfil é amplamente discutido na dissertação.

Enquanto ficamos por aqui, desejo uma agradável leitura! E espero que este material traga bons aprendizados ou que, no mínimo, reforce o que você já apreendeu. Minha intenção é fomentar um ensino mais crítico da Química. Então, caso este *e-book* desperte questionamentos intrigantes sobre as interações, fique à vontade para entrar em contato. Será um prazer refletir contigo!

Boa leitura!

O autor

2024

# SUMÁRIO

---

## **CAPÍTULO 1 -**

Como os atomistas gregos antigos explicavam a origem do universo ..... **01**

## **CAPÍTULO 2 -**

Do solo até as folhas de um angelim ..... **06**

## **CAPÍTULO 3 -**

“Os opostos se atraem!” ..... **12**

## **CAPÍTULO 4 -**

Uma lagartixa na parede e um velho cientista holandês ..... **21**

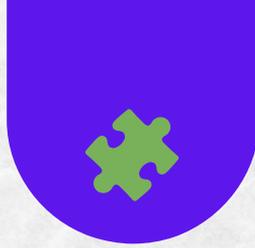
## **CAPÍTULO 5 -**

Como uma onda no mar... ..... **29**

**INDICAÇÕES DE OUTROS MATERIAIS PARADIDÁTICOS DE QUÍMICA** ..... **36**

**REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS** ..... **38**

**FONTES DAS FIGURAS** ..... **40**



## Como os atomistas gregos antigos explicavam a origem do universo

No princípio, havia os quatro deuses primordiais – Gaia (a Terra), Tártaro (o mundo subterrâneo), Caos (o abismo) e Eros (o amor). Eles existiam em plena harmonia. Até que, certo dia, decidiram gerar outros deuses a partir de si mesmos. E foi assim que, sozinha, Gaia gerou os deuses Urano (o céu), Ponto (o mar) e as Óreas (as montanhas). Em seguida, num ato incestuoso, Gaia e Urano tiveram uma relação. E, dessa união, nasceram os Titãs, dos quais o mais novo, chamado Cronos (o tempo), se destaca. Pois, dele, surgiriam os deuses habitantes do monte Olimpo – como Zeus, Poseidon, Hades e muitos outros –, cujas histórias são contadas até os dias de hoje.

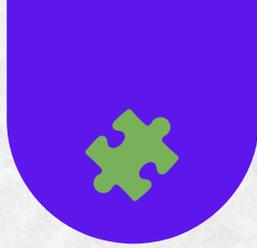
Esse relato extraído do livro *Teogonia*, do poeta grego Hesíodo (século VIII a.C.), narra o surgimento e a organização do universo – o *kósmos* – na perspectiva dos deuses. Até o século V a.C., na Grécia antiga, pensava-se dessa forma “cosmogônica”. O universo era compreendido como uma “criação não-autônoma”, dependente da contínua intervenção das entidades que lhe deram origem. No entanto, a partir do século V a.C., houve uma mudança de pensamento. Começou-se a entender o universo como uma “criação autônoma”, que, apesar de ser suscetível à interferência dos deuses, foi feita com uma lógica própria, sendo dotada de leis que regem o seu funcionamento. Essa nova forma de pensar inaugurou a “cosmologia”.



Os pensadores do século V a.C., orientados por essa nova perspectiva, tiveram grandes desafios. E, dentre esses desafios, duas questões se tornaram proeminentes. A primeira trata do elemento formador de todo o universo. A segunda, do movimento. Ou seja... "O que forma tudo aquilo que podemos ver, tocar e apreciar? E como essa coisa explica a existência do movimento?" A essas questões, muitas respostas diferentes foram elaboradas, dando origem a diversas escolas de pensamento. Mas, de todas essas escolas, uma se destaca: a escola "atomista", fundada, na Grécia antiga, pelo pensador Leucipo de Mileto (século V a.C.).

Leucipo e seu principal discípulo, Demócrito de Abdera (460-370 a.C.), propuseram respostas muito audaciosas para as perguntas que chacoalhavam o seu tempo. Assim como o nosso corpo é formado por células diminutas e um prédio imponente é formado por humildes tijolos, Leucipo e Demócrito defenderam a ideia de que os materiais são formados por partículas extremamente pequenas e indivisíveis, chamadas de "**átomos**".

Para eles, havia uma enorme diversidade de átomos no universo. E essa diversidade resultaria das diferentes formas geométricas e dos diferentes tamanhos que os átomos poderiam ter. Eles poderiam ser triangulares, quadrangulares, curvos, em forma de anzol etc.



Porém, ainda restava o problema do movimento. Como essas partículas minúsculas poderiam explicar os movimentos que realizamos e os que podemos perceber na natureza? Foi quando Leucipo e Demócrito introduziram outra ideia arriscada à época: a do “vazio”. O vazio seria o espaço não ocupado pelos átomos. Por exemplo... Considere que os cinco quadrados enfileirados a seguir representam todo o espaço existente no universo:



Agora, vejamos como seria se o universo fosse “contínuo”, inteiramente preenchido por átomos (aqui representados pela letra X):



Fica claro que, se todo o universo fosse preenchido, o movimento não seria possível, um átomo limitaria o outro. Isto é, cada um ficaria “no seu quadrado”! No entanto, nós nos movimentamos... Nós andamos e corremos; os pássaros voam, os peixes nadam e o sol cruza o céu do nascente ao poente. O movimento existe! Logo, a conclusão foi imediata: se há movimento, há vazio no universo. Observe a seguir:



X	X			
X		X		
X			X	
X				X

O movimento só é possível se, obrigatoriamente, existir o vazio. E estes seriam os elementos formadores de todo o *kósmos*, de acordo com a escola atomista: os átomos e o vazio. Para Leucipo e Demócrito, o universo seria formado por um turbilhão de átomos em movimento através do vazio.



### PRA IR ALÉM...

No link abaixo, há o vídeo de **uma simulação do ar atmosférico** da maneira como o concebemos hoje. Lembra bastante a ideia de “turbilhão de átomos” de Leucipo e Demócrito, não é mesmo?

**Link:** <https://www.youtube.com/watch?v=j9JvX58aRfg>



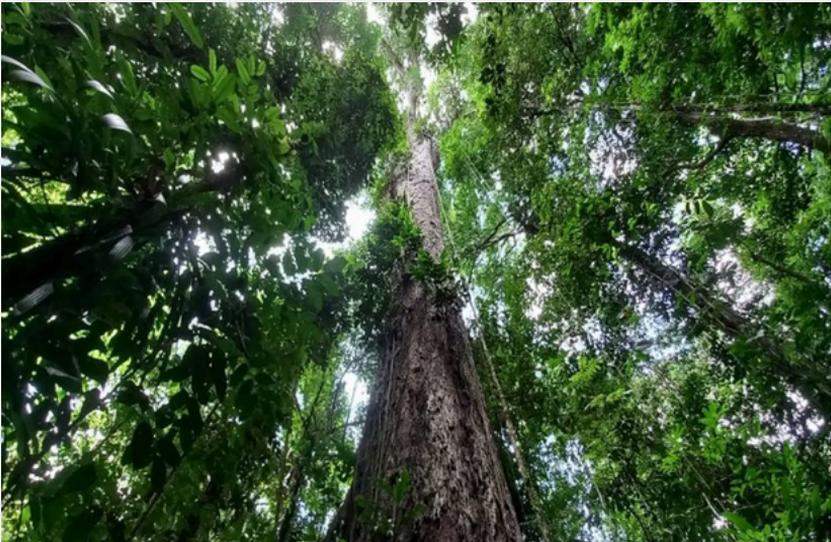
Lembra que os átomos teriam diferentes formas e tamanhos? Então... Dependendo de suas características, os átomos, ao colidirem, poderiam se encaixar uns nos outros e formar conjuntos, agregados de átomos. E à medida que fossem aumentando de tamanho, esses agregados poderiam adquirir flexibilidade, maleabilidade, podendo, inclusive, se entrelaçar uns nos outros. Imagine, por exemplo, uma infinidade de peças de quebra-cabeça, com formatos e tamanhos distintos, se movimentando em todas as direções, espontaneamente, sobre a superfície de uma mesa. Uma hora, podemos imaginar que algumas dessas peças iriam se encaixar, não é mesmo? Essa é a ideia! E, para os atomistas gregos antigos, isso explicaria toda a riqueza de materiais que podemos encontrar na natureza.

Se existe toda essa variedade de gases, líquidos e sólidos que vemos no cotidiano, é porque, primeiramente, existiriam infinitos tipos de átomos. E, depois, porque esses átomos poderiam colidir uns com os outros de diferentes maneiras, permitindo encaixes e entrelaçamentos que dariam origem a diferentes agregados. Dessa forma, aquilo que vemos seria formado por partículas que, individualmente, não podemos ver; assim como uma paisagem formada por um quebra-cabeça pode ser decomposta em pecinhas minúsculas, que, separadamente, parecem aleatórias.



## Do solo até as folhas de um angelim

O angelim-pedra (*Dinizia excelsa*), também conhecido como angelim-vermelho, é a árvore mais alta da floresta amazônica, podendo atingir cerca de 90 metros de altura – um fato impressionante! Mas você já se questionou sobre como a água e os nutrientes absorvidos pelas raízes de árvores tão grandes conseguem alcançar as suas folhas?

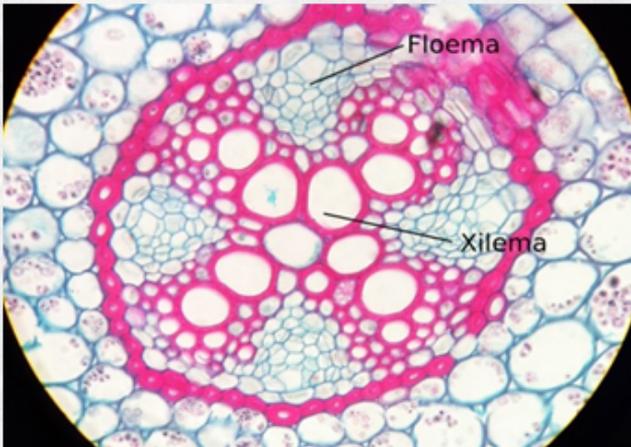


*Angelim-vermelho de 88,5 metros de altura, maior árvore já encontrada na Amazônia [1].*

Não! Apesar de serem seres-vivos, as árvores, definitivamente, não possuem uma espécie de coração para bombear a sua seiva!



Esse é um feito atribuído à **capilaridade**, a capacidade que algumas substâncias apresentam de subirem pelas paredes de tubos estreitos, de diâmetros próximos ao de um fio de cabelo – de onde vem o termo “capilar”. E esse, na verdade, é o fenômeno responsável pela nutrição das folhas de um angelim. A água e os nutrientes só alcançam o topo dessas árvores porque elas, interiormente, possuem diversos vasos condutores, que atuam como **tubos capilares**. Se for ajudar, pense neles como “canudos” muito, muito finos!



*Vasos condutores de seiva, presentes em alguns vegetais, vistos através de um microscópio. O xilema transporta água e sais minerais (seiva bruta); enquanto o floema transporta substâncias orgânicas (seiva elaborada) [2].*

Pois bem... Na história, o primeiro relato sobre a capilaridade rememora os tempos do Renascimento, no início da Era Moderna.



Ele é atribuído a Leonardo da Vinci (1452-1519), que registrou a subida de um líquido através de uma tira de pano. Depois de Da Vinci, muitos outros cientistas se debruçaram sobre o fenômeno com o objetivo de explicá-lo. E, assim, até os primórdios do século XVIII, muitas descobertas foram feitas. Uma delas é da autoria de Giovanni Borelli (1608-1679), um filósofo e cientista italiano.

Borelli identificou, em 1638, que a ascensão da água em um tubo capilar é inversamente proporcional ao raio interno do tubo. Em outras palavras, ele viu que, quanto mais fino era o tubo, maior era a altura do líquido em seu interior. E isso pode ser verificado no simulador abaixo, com diferentes substâncias químicas.



### PRA IR ALÉM...

No link a seguir, você pode brincar em um **simulador do fenômeno da capilaridade**. Note como o raio do tubo capilar afeta a altura dos líquidos em seu interior.

**Link:**

<https://www.casadasciencias.org/recurso/online/6194>

Agora, você pode ter uma ligeira noção da espessura dos vasos condutores de seiva dos angélicos.



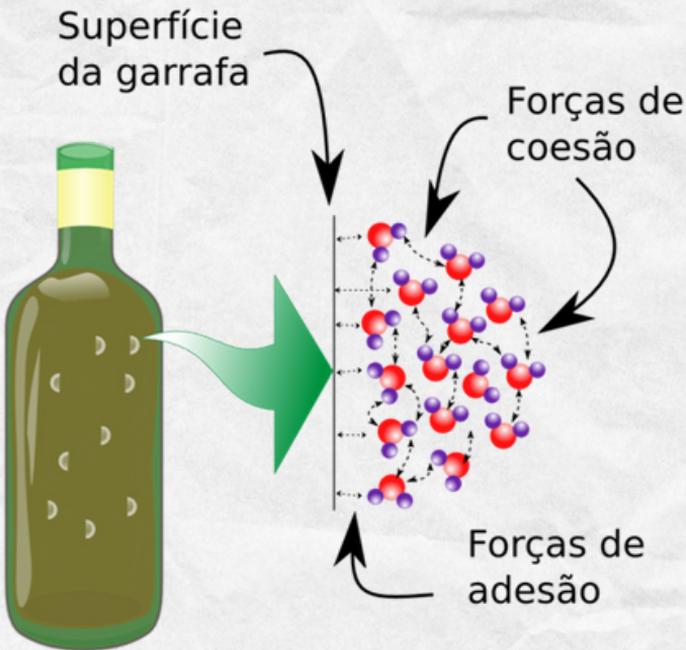
Se a água e os nutrientes absorvidos por suas raízes chegam a mais de 80 metros de altura, é porque os vasos condutores – os tubos capilares – são muito estreitos! Essa relação matemática dá uma luz sobre o fenômeno... Agora, ele parece mais “manipulável”. Mas essa relação matemática não resolve todo o problema... Por qual motivo os líquidos tendem a subir em espaçamentos muito curtos? Para respondermos essa questão, temos que considerar como as moléculas interagem umas com as outras.

Podemos conceber facilmente que, em um material sólido, suas moléculas estão interagindo bastante. O grande número de interações explica o porquê dos sólidos terem volumes e formatos fixos. Nos líquidos, entretanto, essas interações ocorrem em menor número, fazendo com que, apesar de terem um volume praticamente fixo, seus formatos sejam variáveis. Os líquidos, por exemplo, assumem a forma do recipiente que os abriga! O ponto é que, se os materiais existem nos estados sólido e líquido, principalmente, é porque suas moléculas interagem umas com as outras. Desse modo, vale a pena distinguir algumas interações.

Em um líquido qualquer, as interações que mantêm as suas moléculas coesas são chamadas de **forças de coesão**. É por conta das forças de coesão que as moléculas de água permanecem juntas, formando gotículas, durante a chuva.



Já as interações que ocorrem entre as moléculas de um líquido qualquer e as moléculas de um tubo capilar, seja ele de vidro (como encontramos nos laboratórios) ou não (como no caso dos vasos condutores de seiva dos angelins), são chamadas de **forças de adesão**. Elas têm a ver com a aderência de um material em outro. Observe a figura:



*Ilustração de como gotículas de água se mantêm aderidas à superfície de uma garrafa [3].*



Nessa figura, as gotículas de água preservam os seus formatos devido às forças de coesão. E as mesmas gotículas só se mantêm “presas” na superfície da garrafa devido às forças de adesão.

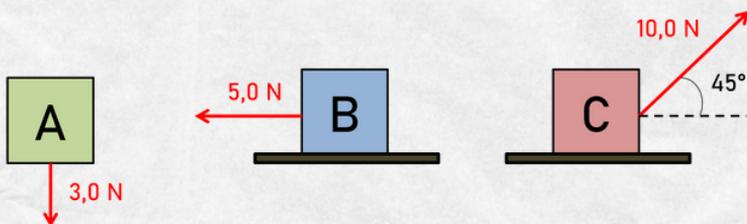
Da mesma forma, é por causa do “balanço” dessas forças (de coesão e de adesão) que ocorre a capilaridade, a subida de um líquido em um capilar. É por conta das forças de adesão que os líquidos tendem a subir pelas paredes de tubos estreitos. E é devido às forças de coesão que as moléculas do líquido, nessa subida, ficam juntas, formando uma “coluna líquida” que parece desafiar a gravidade, mas que faz com que as folhas de um angelim sejam abastecidas de água e de nutrientes.



## “Os opostos se atraem!”

No ano de 1687, Isaac Newton (1643-1727) publicou a primeira edição de seu livro intitulado *Philosophiae Naturalis Principia Mathematica* (Princípios Matemáticos de Filosofia Natural), no qual ele descreveu três leis que regem o movimento dos corpos terrestres e celestes. Nessas leis, todavia, um conceito chama a nossa atenção: o de **força**.

As forças podem ser representadas por **vetores**, que são segmentos de reta orientados e que possuem um módulo (uma intensidade), uma direção e um sentido. Veja, por exemplo, a figura abaixo, na qual blocos diferentes estão sob a ação de forças distintas, representadas por vetores:



*Representações de diferentes blocos sob a ação de forças distintas [4]*

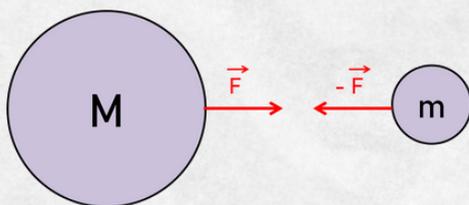
Atuando sobre o bloco A, tem-se uma força com módulo igual a 3,0 N (lê-se: três newtons), direção vertical e sentido “para baixo”.



Sobre o bloco B, tem-se uma força com módulo igual a 5,0 N, direção horizontal e sentido “para esquerda”. E atuando sobre o bloco C, tem-se uma força com módulo igual a 10,0 N, com direção de 45° com relação à horizontal e com sentido “para cima”. Assim, de acordo com Newton, nos diferentes corpos (sejam eles terrestres ou celestes), podem atuar diversas forças distintas, e essas forças podem ser somadas, dando origem a uma **força resultante**.

Foi assim, ao estudar o movimento dos astros – como, por exemplo, a órbita da Lua em torno da Terra –, que Newton formulou a **lei da gravitação universal**. De acordo com essa lei, a força de atração mútua entre dois corpos quaisquer, dotados de massa, pode ser expressa pela seguinte fórmula:

$$F = G \cdot \frac{M \cdot m}{d^2}$$



*A Lei da Gravitação Universal e a representação de dois corpos massivos se atraindo [5]*

em que  $F$  é o módulo da força de atração;  $M$  e  $m$  são as massas dos corpos que estão interagindo um com o outro,  $d$  é a distância entre os seus centros e  $G$  é uma constante – a *constante gravitacional*.



Observe nessa fórmula que, quanto maior for a massa dos corpos, maior será a força de atração entre eles. A massa ( $M$  ou  $m$ ) e a força ( $F$ ) são grandezas diretamente proporcionais. E quanto menor for a distância entre os corpos, maior será a força de atração entre eles. Ou seja, a distância entre os corpos ( $d$ ) e a força de atração ( $F$ ) são grandezas inversamente proporcionais. Agora, você sabe porque é tão difícil fugir da atração do planeta Terra!

O fato é que, depois da publicação dessas leis, o conceito de força se popularizou no meio científico. E não demorou pra que diferentes fenômenos fossem associados a diferentes tipos de forças. Um deles é a eletricidade, que merece ser destacada.

A fórmula da força elétrica, descrita por Charles Coulomb (1736-1806) entre os anos de 1783 e 1785, pode ser lida abaixo, na qual  $Q$  e  $q$  são as cargas elétricas dos corpos em interação e  $k$  é uma constante – a *constante eletrostática*:

$$F = k \cdot \frac{Q \cdot q}{d^2}$$

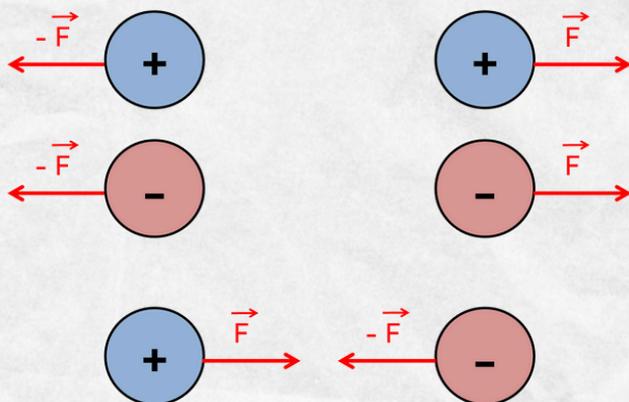
*A Lei de Coulomb [6]*

Você nota alguma semelhança entre a lei de Coulomb e a lei da gravitação universal de Newton? Essas fórmulas parecem idênticas, não é mesmo?!



Mas é preciso dizer que a lei de Coulomb nos traz alguns resultados bem interessantes...

De acordo com essa lei, cargas elétricas de sinais iguais – como ocorre entre duas cargas positivas ou entre duas cargas negativas – se repelem. As cargas iguais tendem a se afastar! Porém, cargas elétricas de sinais opostos – como ocorre entre uma carga positiva e outra negativa – se atraem. Isso mesmo! No estudo da eletricidade, vale o ditado: “os opostos se atraem!” Ou seja, cargas opostas tendem a se aproximar!



*Representação das interações entre pares de corpos eletricamente carregados [7]*

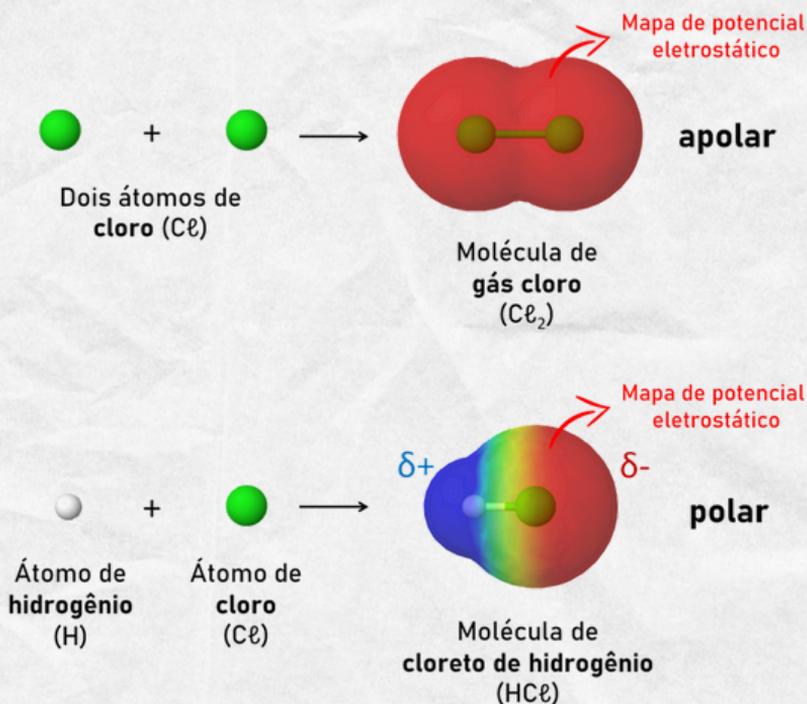
E essa conclusão é bastante útil no entendimento de como as entidades moleculares – os átomos, os íons, as moléculas etc. – interagem umas com as outras.



Depois que o **elétron** foi descoberto por J. J. Thomson (1856-1940) em 1897, sendo uma partícula fundamental da matéria e, por consequência, estando presente em todos os átomos, o físico Willem Keesom (1876-1956), cerca de trinta anos depois, descreveu o primeiro tipo de **força intermolecular**, que seria uma força que ocorre entre as moléculas, provocando suas atrações (e repulsões).

A força descrita por Keesom foi denominada **força do tipo dipolo permanente-dipolo permanente** (ou, simplesmente, dipolo-dipolo). E adivinhe?! Essa força intermolecular tem uma **natureza elétrica!** Logo, ainda que a fórmula da força de Keesom seja muito mais complexa do que a de Coulomb, elas obedecem aos mesmos princípios – cargas iguais se repelem e cargas opostas se atraem!

Para entendermos como as forças intermoleculares de Keesom atuam, vamos considerar, por exemplo, dois átomos: o de hidrogênio (H) e o de cloro (Cl). Além de pertencerem a elementos químicos distintos, esses átomos possuem eletronegatividades ( $e$ ) diferentes. Isto é, as intensidades com as quais esses átomos atraem os elétrons de uma ligação química são diferentes. A eletronegatividade de um átomo de hidrogênio ( $e_H$ ) é definida em 2,1; já a de um átomo de cloro ( $e_{Cl}$ ) é definida em 3,0. A partir disso, observe a figura:



Formação das moléculas de gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ) e de cloreto de hidrogênio ( $\text{HCl}$ ). O mapa de potencial eletrostático permite inferir como os elétrons estão distribuídos ao longo da molécula [8].

Na figura, pode-se notar que, quando dois átomos de cloro se ligam para formar a molécula de gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ), os elétrons compartilhados na formação da ligação química ficam igualmente distribuídos ao longo da molécula.



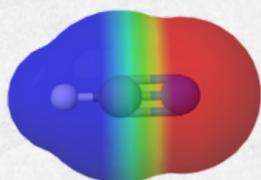
Isso porque os átomos de cloro, sendo do mesmo elemento químico, possuem o mesmo valor de eletronegatividade, portanto, atraem os elétrons da ligação com a mesma intensidade. Por isso, a molécula de gás cloro é chamada de **apolar** (que quer dizer “sem polos”).

Por outro lado, quando um átomo de hidrogênio se liga a um átomo de cloro para formar a molécula de cloreto de hidrogênio (HCl), os elétrons compartilhados na formação da ligação química não ficam igualmente distribuídos pela molécula.

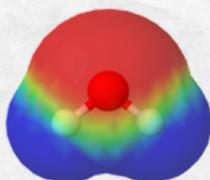
Isso porque os átomos ligados (no caso, os átomos de hidrogênio e de cloro) possuem diferentes valores de eletronegatividade, logo, atraem os elétrons da ligação com diferentes intensidades. Percebe-se que, por ser mais eletronegativo, o átomo de cloro atrai mais os elétrons da ligação para si.

Dessa maneira, a molécula de HCl passa a apresentar uma região mais densa em elétrons (o *polo negativo*,  $\delta^-$ ) e, em contrapartida, outra região mais deficiente em elétrons (o *polo positivo*,  $\delta^+$ ). Por isso, a molécula de HCl é chamada de **polar** (já que possui polos elétricos).

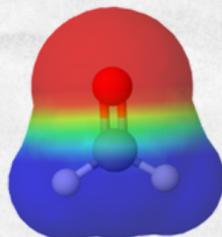
Observe mais alguns exemplos de moléculas polares:



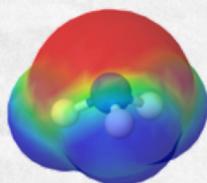
Molécula de  
cianeto de hidrogênio  
(HCN)



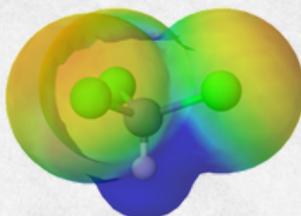
Molécula de  
água  
(H<sub>2</sub>O)



Molécula de  
formol  
(CH<sub>2</sub>O)



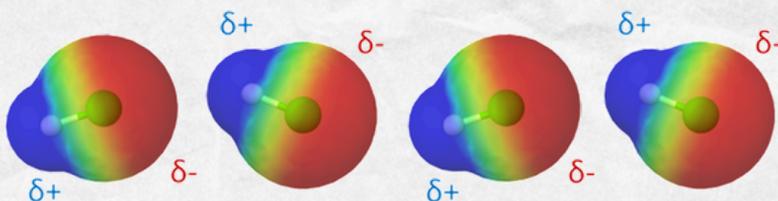
Molécula de  
amônia  
(NH<sub>3</sub>)



Molécula de  
clorofórmio  
(CHCl<sub>3</sub>)

*Outros exemplos de moléculas polares [9]*

Assim, a compreensão da força intermolecular de Keesom se completa. Nas interações entre moléculas polares – isto é, que apresentam **dipolos** (dois polos) –, o polo positivo de uma atrai o polo negativo de outra, e vice-versa.



*Interações entre moléculas de cloreto de hidrogênio (HCl) [10]*

Dessa forma, mesmo em um tema tão complexo, como é o caso das forças intermoleculares, continua valendo o dito popular: "os opostos se atraem!"



### PRA IR ALÉM...

Se você gosta de simuladores, lá vai mais um... Neste, você pode verificar **as forças de atração e de repulsão que atuam na interação de dois átomos**. Confere lá...

**Link:** <https://phet.colorado.edu/pt/simulations/atomic-interactions>



## Uma lagartixa na parede e um velho cientista holandês

Você já viu uma “lagartixa doméstica” – também conhecida como “lagartixa tropical” ou “lagartixa de parede”? Se a sua resposta foi “sim”, com certeza você já deve ter se perguntado sobre como esses pequenos répteis conseguem andar pelas paredes e pelos tetos das casas sem caírem. Talvez, você já tenha até pensado em respostas a essa pergunta, concluindo que, em suas patinhas, deve existir alguma versão em miniatura de ventosa, como a que podemos ver abaixo.



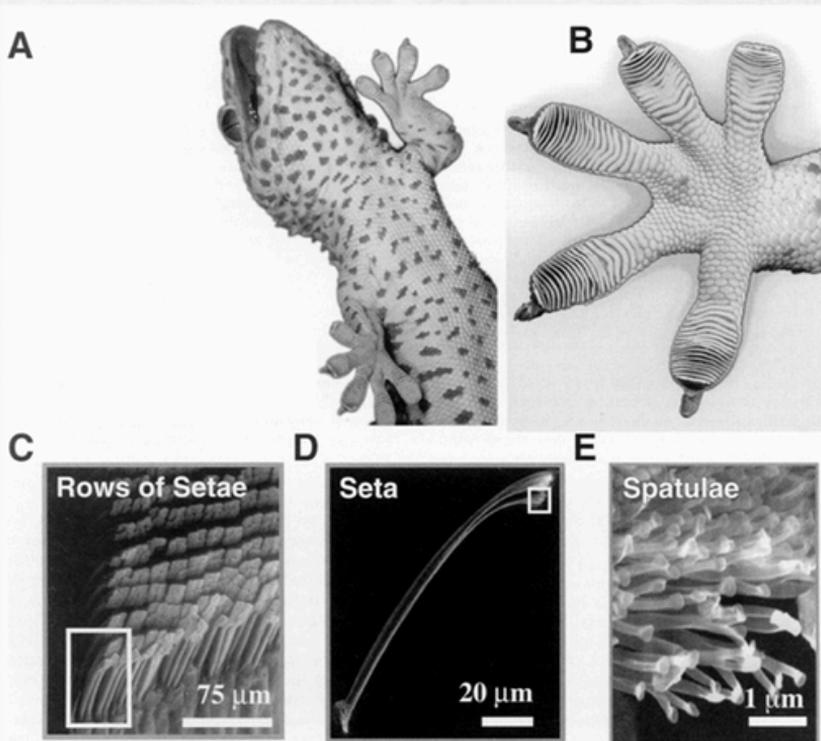
*Exemplo de ventosa de plástico [11]*

No entanto, a explicação desse “superpoder” das lagartixas não se deve a nenhum mecanismo de vácuo parcial, como ocorre nas ventosas. A explicação está, surpreendentemente, nas interações intermoleculares.

Na imagem a seguir, podemos perceber que, nas patas das lagartixas (A), que parecem pequenas “mãozinhas”, existem várias lamelas modificadas (B), que se assemelham às digitais dos nossos dedos.



Essas lamelas, quando observadas sob um microscópio, são formadas por diversas cerdas (C), semelhantes a fios de cabelo. E cada uma dessas cerdas (D) se ramifica em centenas de estruturas conhecidas como espátulas (E).



Anatomia da pata de uma lagartixa da família Gekkonidae [12]



Assim, quando as lagartixas caminham sobre uma parede, muitas vezes parecendo desafiar a gravidade, as moléculas que compõem as suas espátulas interagem com as moléculas da superfície pela qual estão andando. E essas interações consistem em **forças intermoleculares**, forças de atração entre entidades moleculares.

No capítulo anterior, a força intermolecular de Keesom, que ocorre entre moléculas polares, já foi explicada. Quando as moléculas em interação são polares, basta lembrar que polos com cargas elétricas opostas se atraem. O polo positivo de uma molécula atrai o polo negativo de outra, e vice-versa.

Contudo, além dessa força de atração, que também pode ser chamada de *dipolo permanente-dipolo permanente* (ou, simplesmente, dipolo-dipolo), existem outras, que atuam em moléculas apolares! E, aqui, vale fazer a pergunta:

*Como moléculas apolares, que não possuem polos, podem interagir?*

A resposta para essa pergunta foi, primeiramente, dada pelo físico Peter Debye (1884-1966), entre os anos de 1920 e 1921. Ele estudou as forças atrativas que ocorrem entre moléculas polares e apolares. E sua explicação para essa interação foi baseada no chamado **efeito indutivo**.

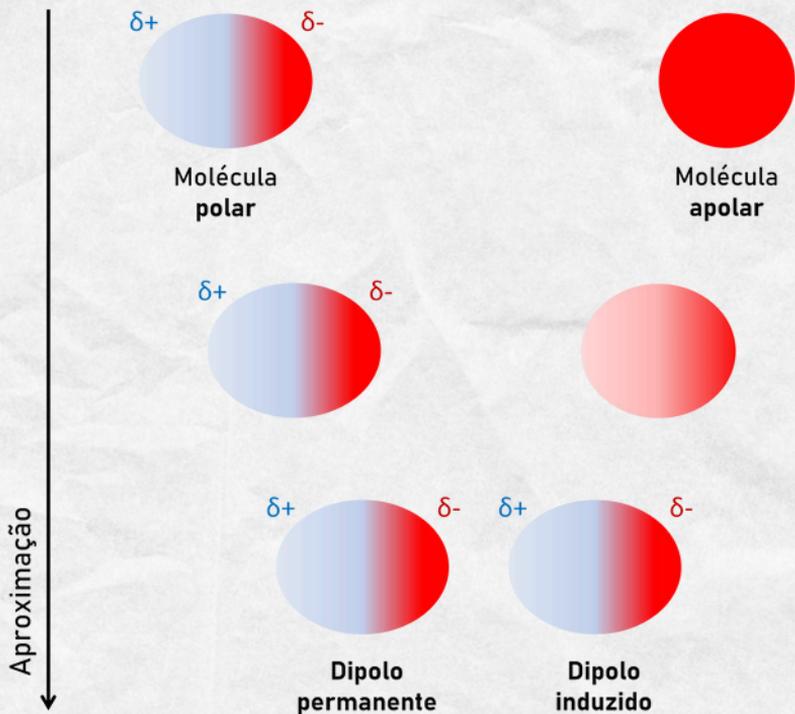


Sabemos que, quando os átomos se ligam para formar uma molécula, os elétrons compartilhados na formação das ligações químicas ficam distribuídos ao longo dela. E isso ocorre tanto em moléculas polares como em apolares. Logo, se toda molécula possui elétrons, partículas fundamentais de carga elétrica negativa, podemos concluir que todas as moléculas podem interagir umas com as outras.

Assim, de acordo com Debye, o polo negativo de uma molécula polar é capaz de repelir os elétrons de uma molécula apolar. E, nessa repulsão, progressivamente, um dipolo vai sendo formado na molécula que, inicialmente, não tinha polos. Porém, não se trata de um **dipolo permanente** dessa molécula, e sim de um **dipolo induzido**, um dipolo “momentâneo”, que foi provocado por outra molécula.

Esse é o processo que explica a força intermolecular de Debye, a **força do tipo dipolo permanente-dipolo induzido**.

Veja a seguir, uma ilustração de como uma molécula polar interage com uma molécula apolar. Perceba como a aproximação das moléculas favorece a ocorrência do efeito indutivo.

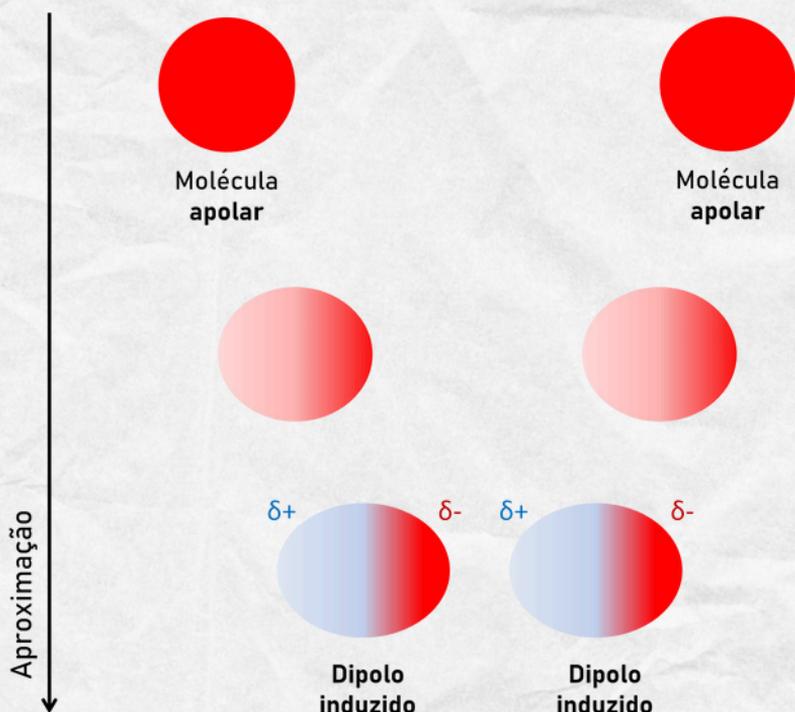


*Interação entre uma molécula polar e uma molécula apolar [13]*

A ideia do efeito indutivo, que explica esse tipo de força, também foi utilizada por outro físico, chamado Fritz London (1900-1954), no estudo das forças atrativas que ocorrem entre duas ou mais moléculas apolares.



De acordo com London, quando moléculas apolares se aproximam, os elétrons de uma molécula podem repelir os elétrons de outra – afinal, cargas iguais se repelem. E nessa repulsão mútua entre os elétrons, dipolos momentâneos também podem se formar nas moléculas, permitindo, em seguida, que elas se atraiam.



*Interação entre duas moléculas apolares [14]*



Essa força que explica a atração entre moléculas apolares ficou conhecida como **força do tipo dipolo induzido-dipolo induzido** ou, simplesmente, **força de London**.

Desse modo, todas as forças que explicam as atrações entre as diversas entidades moleculares foram solucionadas. Repare bem... Todas as combinações possíveis já foram contempladas:

MOLÉCULA 1	MOLÉCULA 2		FORÇA INTERMOLECULAR
POLAR	POLAR	→	Dipolo permanente-dipolo permanente, dipolo-dipolo ou força de Keesom
POLAR	APOLAR	→	Dipolo permanente-dipolo induzido ou força de Debye
APOLAR	APOLAR	→	Dipolo induzido-dipolo induzido ou força de London

↓

<b>Forças de van der Waals</b>
--------------------------------

E todas essas forças podem ser chamadas pelo nome genérico de **forças de van der Waals**, em homenagem ao cientista holandês Johannes Diderik van der Waals (1837–1923), que, bem antes de Keesom, nos seus estudos sobre o estado gasoso da matéria, fez as primeiras considerações físico-matemáticas bem sucedidas para a explicação das forças intermoleculares.



Se Keesom, Debye e London conseguiram descrever muito bem as forças intermoleculares, foi porque estavam apoiados nos ombros desse “gigante” holandês!

Assim, solucionamos o “mistério” sobre como as lagartixas caminham nas paredes e nos tetos e, surpreendentemente, não caem. A explicação está nas forças intermoleculares! E se, hoje, temos essa resposta, agradecemos a um velho holandês que, estudando os gases, se preocupou em pensar sobre como as suas moléculas interagem umas com as outras.



### PRA IR ALÉM...

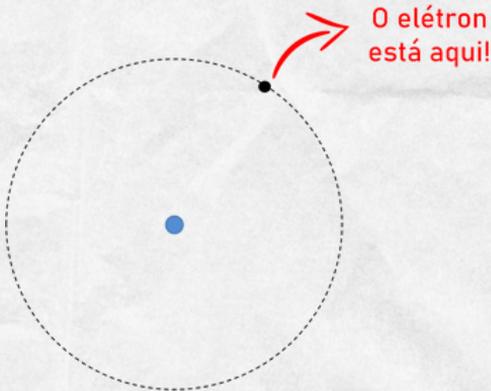
A seguir, indicamos **o vídeo de um experimento** que demonstra a diferença de substâncias polares (A) e apolares (B) ante a um bastão de vidro eletrizado.

**Link:** [https://www.youtube.com/watch?v=4MTitfDZ\\_w](https://www.youtube.com/watch?v=4MTitfDZ_w)



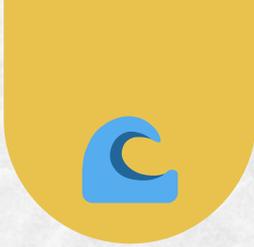
## Como uma onda no mar...

Muito provavelmente, ao pensar na estrutura atômica, a primeira imagem que vem à sua mente se assemelha a que está representada a seguir:

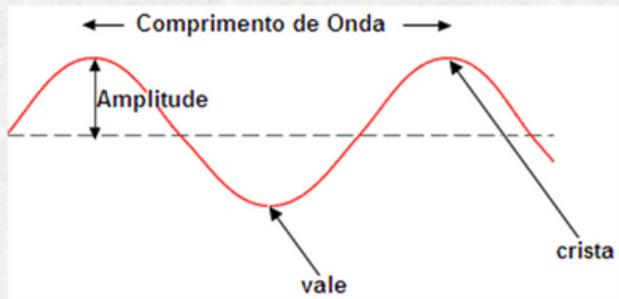


*Modelo atômico que concebe o elétron como uma partícula [15]*

Nessa figura, o elétron é ilustrado como uma **partícula** de matéria, que descreve uma órbita circular ao redor do núcleo do átomo. Assim, de acordo com esse modelo atômico, sabemos perfeitamente onde o elétron está e conseguimos, sem muita dificuldade, prever o seu movimento. Todavia, essa é uma ideia “clássica” do elétron... E quando dizemos isso, estamos nos referindo à física clássica, aquela que foi consolidada a partir da obra de Isaac Newton (1643-1727).

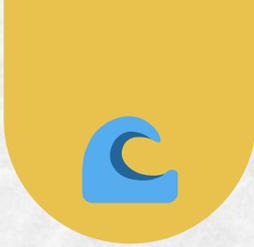


Na física moderna, que foi estabelecida a partir dos trabalhos de Max Planck (1858–1947), Albert Einstein (1879–1955), Louis de Broglie (1892–1987), Erwin Schrödinger (1887–1961) e alguns outros, o elétron é pensado de uma forma diferente. Ele também pode ser compreendido como uma **onda** de matéria. E é nessa perspectiva que vamos navegar agora! Vamos pensar no elétron como uma onda no mar...

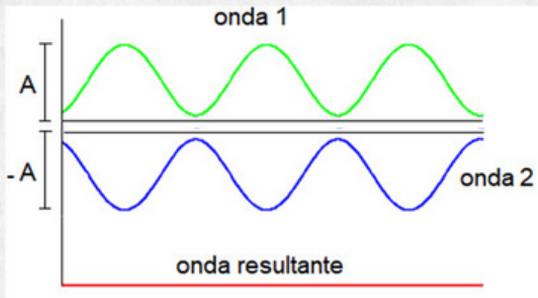
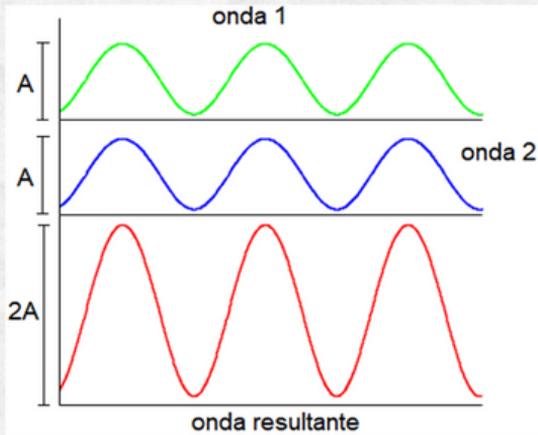


À esquerda, tem-se a fotografia de uma onda se propagando na superfície da água [16]. À direita, tem-se a representação de uma onda genérica, com seus elementos básicos [17].

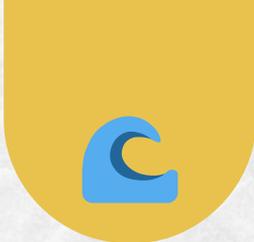
As ondas possuem quatro elementos básicos: (1) a **crista**, que é o seu ponto mais alto, (2) o **vale**, o seu ponto mais baixo; (3) o **comprimento de onda**, que é a distância entre duas cristas consecutivas ou dois vales consecutivos, e (4) a **amplitude**, a altura da onda. Dessa maneira, quando duas ondas se propagam no espaço, um fenômeno bastante interessante pode ocorrer: a **interferência**. Ou seja, uma onda pode se superpor sobre a outra. E isso pode ocorrer de duas maneiras, de forma construtiva ou destrutiva.



A **interferência construtiva** ocorre quando duas ondas se superpõem na mesma fase, produzindo uma amplitude maior do que quando estavam separadas. Já a **interferência destrutiva** ocorre quando duas ondas se superpõem em fases diferentes, podendo, por algum instante, uma “anular” a outra.

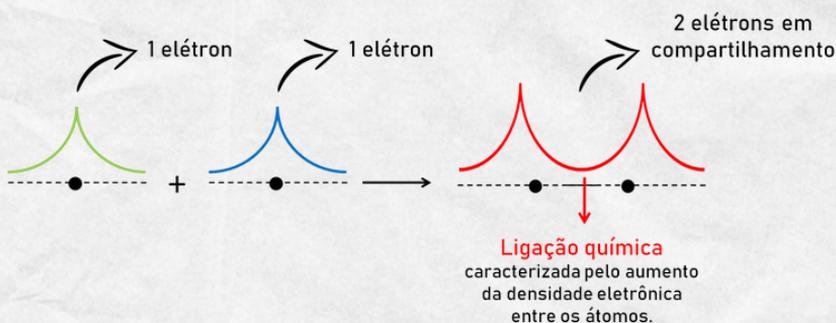


Representação dos tipos de interferência de ondas [18].  
Acima, a interferência construtiva. Abaixo, a destrutiva.



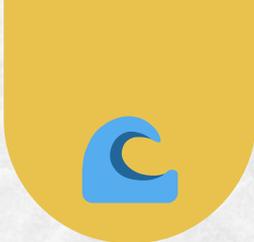
E o que isso tudo tem a ver com os átomos e as moléculas?

Então... Quando dois átomos compartilham seus elétrons na formação de uma ligação química, podemos interpretar esse compartilhamento, de acordo com a física moderna, como uma interferência de ondas. Afinal, os elétrons podem ser entendidos como ondas! E é assim que, na formação de uma ligação, aumenta-se a densidade eletrônica entre os núcleos dos átomos ligados. Observe a seguir, um esquema que representa uma **ligação de dois centros atômicos e 2 elétrons compartilhados (2c-2e)**:

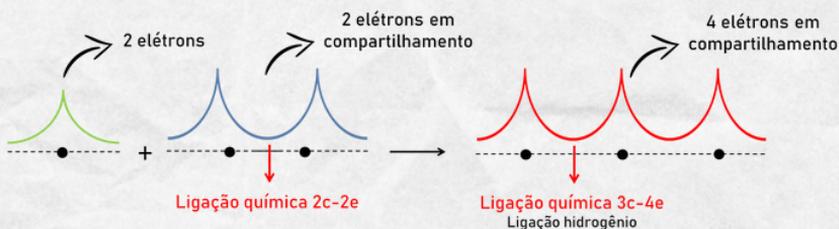


*Formação de uma ligação química convencional através da interferência de ondas [19]*

O mesmo, entretanto, pode ocorrer entre um par de elétrons disponível em um átomo e uma ligação química.



A onda correspondente ao par de elétrons do átomo pode interferir construtivamente com a onda correspondente à ligação química e, dessa maneira, formar uma **ligação não-convencional de três centros atômicos e 4 elétrons compartilhados (3c-4e)**:



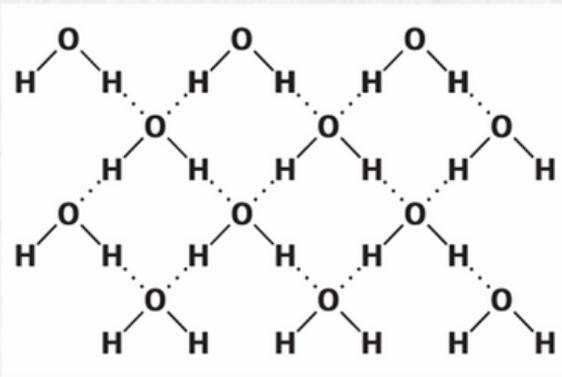
*Formação de uma ligação hidrogênio através da interferência de ondas [20]*

Essa ligação não-convencional também é uma interação intermolecular. E, aqui, vale questionar: quais moléculas tendem a realizar esse tipo de interação?

Nas condições ambientes, *somente as moléculas muito polares!* Moléculas nas quais o átomo de hidrogênio está ligado aos elementos químicos mais eletronegativos da Tabela Periódica – o nitrogênio ( $eN = 3,0$ ), o oxigênio ( $eO = 3,5$ ) e o flúor ( $eF = 4,0$ ). Não é por outra razão que essas ligações não-convencionais são chamadas de **ligações hidrogênio!**



Algumas substâncias cujas moléculas interagem através de ligações hidrogênio são a amônia ( $\text{NH}_3$ ), a água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e o fluoreto de hidrogênio ( $\text{HF}$ ). Mas existem muitas outras, como o etanol (o álcool etílico), o ácido acético (presente no vinagre) e, até mesmo, o nosso DNA.



*Um grupamento de moléculas de água [21].*

*As ligações covalentes que unem os átomos e formam as moléculas estão representadas por linhas cheias.*

*Já as interações intermoleculares, as ligações hidrogênio, estão representadas por linhas pontilhadas.*

Assim, quando for a um passeio de mar, lembre-se que o mesmo fenômeno que colabora para a formação das ondas que estão diante dos seus olhos também atua, numa escala atômica, para a coesão das moléculas de água do seu corpo e para a constituição do seu próprio DNA.



## PRA IR ALÉM...

No link abaixo, você pode assistir o vídeo de **uma simulação da solidificação da água**. Repare na organização das moléculas no estado sólido, um resultado do aumento do número de ligações hidrogênio.

**Link:** <https://www.youtube.com/watch?v=j9JvX58aRfg>

# INDICAÇÕES DE OUTROS MATERIAIS PARADIDÁTICOS DE QUÍMICA

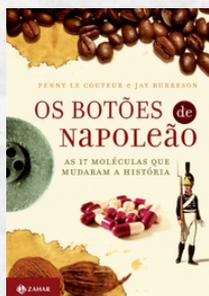
---



## **Uma breve história da ciência**

Autor: William Bynum

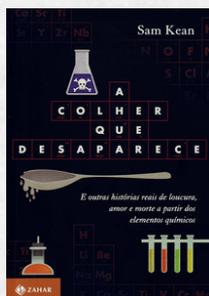
Edição: 1 Ano: 2019 Editora: L&PM



## **Os botões de Napoleão: As 17 moléculas que mudaram a história**

Autores: Penny Le Couteur e Jay Burreson

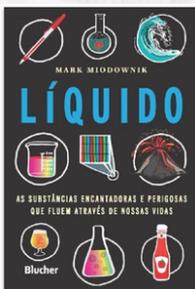
Edição: 1 Ano: 2006 Editora: Zahar



## **A colher que desaparece e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos**

Autor: Sam Kean

Edição: 1 Ano: 2011 Editora: Zahar



## **Líquido: As substâncias encantadoras e perigosas que fluem através de nossas vidas**

Autor: Mark Miodownik

Edição: 1 Ano: 2021 Editora: Blucher



## **50 baldes de urina e os compostos organofosforados**

Autor: Marcelo Bria Ano: 2020

Disponível em:

<<https://profqui.iq.ufrj.br/ufrrj/>>.

Acesso em: 25 jun. 2024.

# REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

---

## CAPÍTULO 1

SOUZA, J. C. (Org.). *Os pré-socráticos: Fragmentos, doxografia e comentários*. São Paulo: Abril Cultural, 1978. (Coleção Os Pensadores)

PEREIRA, C. A. R.; PEREIRA, S. D. O Significado de Zeus na Teogonia de Hesíodo. *Revista Eletrônica Existência e Arte*, n. 4, p. 1-7, 2008.

## CAPÍTULO 2

MILLINGTON, E. C. Theories of cohesion in the seventeenth century. *Annals of Science*, v. 5, n. 3, p. 253-269, 1945.

MILLINGTON, E. C. Studies in capillarity and cohesion in the eighteenth century. *Annals of Science*, v. 5, n. 4, p. 352-369, 1947.

ROWLINSON, J. S. *Cohesion: A scientific history of intermolecular forces*. Cambridge: Cambridge University Press, 2004.

MUSA. ANGELIM-PEDRA. Disponível em: <<https://museudaamazonia.org.br/angelim-pedra/>>. Acesso em: 15 jul. 2024.

## CAPÍTULO 3

FABBRIZZI, L. Beyond The Molecule: Intermolecular Forces from Gas Liquefaction to X-H...π Hydrogen Bonds. *ChemPlusChem*, v. 87, p. 1-23, 2022.

NEWTON, I. *Óptica*. São Paulo: edUSP, 2017.

NEWTON, I. *Principia: Princípios Matemáticos de Filosofia Natural* – Livro I. São Paulo: edUSP, 2018.

NEWTON, I. *Principia: Princípios Matemáticos de Filosofia Natural* – Livros II e III. São Paulo: edUSP, 2020.

ROWLINSON, J. S. *Cohesion: A scientific history of intermolecular forces*. Cambridge: Cambridge University Press, 2004.

## CAPÍTULO 4

AUTUMN, K.; PEATTIE, A. M. Mechanisms of Adhesion in Geckos. *Integrative and Comparative Biology*, v. 42, n. 6, p. 1081-1090, 2002.

FABBRIZZI, L. Beyond The Molecule: Intermolecular Forces from Gas Liquefaction to X-H... $\pi$  Hydrogen Bonds. *ChemPlusChem*, v. 87, p. 1-23, 2022.

ROWLINSON, J. S. *Cohesion: A scientific history of intermolecular forces*. Cambridge: Cambridge University Press, 2004.

## CAPÍTULO 5

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY (IUPAC). *Compendium of Chemical Terminology (Gold Book)*. 2014. 1622 p. Disponível em: <<https://goldbook.iupac.org/>>. Acesso em: 28 jul. 2022.

HERBST, M. H.; MONTEIRO FILHO, A. R. M. Um outro olhar sobre as ligações hidrogênio. *Química Nova na Escola*, v. 41, n. 1, p. 10-16, 2019.

# FONTES DAS FIGURAS

---

## CAPA DO E-BOOK:

Ícones (emojis) extraídos do aplicativo WhatsApp.

## INTERIOR DO E-BOOK:

[1] ((O))ECO. *Maior árvore do Brasil, angelim-vermelho de 88,5 metros está ameaçado por avanço do desmatamento*. Disponível em: <<https://oeco.org.br/noticias/maior-arvore-do-brasil-angelim-vermelho-de-885-metros-esta-ameacado-por-avanco-do-desmatamento/>>. Acesso em: 15 jul. 2024.

[2] INFOESCOLA. *Floema*. Disponível em: <<https://www.infoescola.com/histologia/floema/>>. Acesso em: 25 jun. 2024.

[3] TODA CIÊNCIA. *Coesão e adesão*. Disponível em: <[https://www.todaciencia.com.br/bioquimica/coeso\\_e\\_adeso.html](https://www.todaciencia.com.br/bioquimica/coeso_e_adeso.html)>. Acesso em: 25 jun. 2024.

[4] O autor, 2024.

[5] O autor, 2024.

[6] O autor, 2024.

[7] O autor, 2024.

[8] O autor, 2024.

[9] O autor, 2024.

[10] O autor, 2024.

[11] PNGWING. *Ventosa*. Disponível em: <<https://www.pngwing.com/pt/search?q=ventosa>>. Acesso em: 25 jun. 2024.

[12] AUTUMN, K.; PEATTIE, A. M. Mechanisms of Adhesion in Geckos. *Integrative and Comparative Biology*, v. 42, n. 6, p. 1081-1090, 2002.

[13] O autor, 2024.

[14] O autor, 2024.

[15] O autor, 2024.

[16] BLOG DE FQ. *Ondas*. Disponível em: <<https://blogcfq8.blogspot.com/2013/03/ondas.html>>. Acesso em: 25 jun. 2024.

[17] LIEF. *INTRODUÇÃO*. Disponível em: <[https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcT\\_iV-AwbcAEBSb05PbyxpkI4gUiDTQ0nWBVg&s](https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcT_iV-AwbcAEBSb05PbyxpkI4gUiDTQ0nWBVg&s)>. Acesso em: 25 jun. 2024.

[18] INFOESCOLA. *Interferência entre ondas*. Disponível em: <<https://www.infoescola.com/fisica/interferencia-entre-ondas/>>. Acesso em: 25 jun. 2024.

[19] O autor, 2024.

[20] O autor, 2024.

[21] SANTOS, W. L. P. et al. *Química cidadã – Materiais, substâncias, constituintes, química ambiental e suas implicações sociais*, v. 1. 1. ed. São Paulo: AJS, 2012.