

# *Interações Intermoleculares e suas relações com solubilidade*

*Walter Ruggeri Waldman*

Este documento tem nível de compartilhamento de acordo com a licença 3.0 do [Creative Commons](http://creativecommons.org).



<http://creativecommons.org.br>  
<http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/br/legalcode>

### *Interações Intermoleculares e suas relações com solubilidade*

Imagine alguém sem nenhum conhecimento científico, pegando um punhado de açúcar e misturando-o em um litro de água. Do ponto de vista dessa pessoa, o açúcar “some” e a água fica com um gosto diferente. Ele pode ter a percepção de que fez uma mistura e de que o gosto do açúcar ficou na água. Essa mesma percepção ocorre quando o sal é misturado à água. Mas o que acontece para que o açúcar e o sal sejam solúveis em água e, por exemplo, o vidro não seja? Neste texto, vamos tentar explicar para você como uma coisa pode se dissolver em outra. Aliás, dissolver é o termo correto para o “some” que usamos acima! Muitas vezes, as pessoas usam os verbos fundir ou diluir para falar desse “sumiço”, o que é errado. Fundir é converter um sólido em líquido, mais comumente pela aplicação de calor, como fazemos quando retiramos o gelo do congelador. Diluir é fazer com que uma solução fique menos concentrada, em geral, pela adição de mais solvente. Isso ocorre quando pegamos um suco concentrado e o diluímos em água ou quando exageramos no sal da sopa e colocamos mais água para diluí-lo, alterando, conseqüentemente, seu sabor. Assim, ao adicionar um suco em pó à água, estamos dissolvendo-o.

Para explicar o fenômeno da solubilização, vamos dividir este texto em duas partes: na primeira, vamos entender o que são interações intermoleculares, e na segunda, por que uma substância se dissolve em outra. Nessa parte usaremos justamente os conceitos de interação intermolecular para explicar a solubilização.

#### **Interações Intermoleculares**

Uma questão que sempre acompanhou o homem, desde a época das cavernas, é o porquê de algumas coisas se decomporem e outras não. Por exemplo, um bicho vivo não se decompõe, mas quando ele morre seu corpo entra logo em decomposição. Esse processo se inicia rapidamente, com o cheiro característico de carne em decomposição, que chamamos popularmente de carniça. Os filósofos gregos explicavam a decomposição de vários modos: Empédocles<sup>a</sup> dizia que o que mantinha as coisas unidas era o amor e a decomposição acontecia com a discórdia (ou o ódio, segundo algumas referências); Demócrito, um filósofo posterior a Empédocles, acreditava que o surgimento da matéria acontecia pela aproximação entre átomos e a decomposição acontecia pelo afastamento dos átomos; para Demócrito,

---

<sup>a</sup> Empédocles também é conhecido por ter influenciado Demócrito com a teoria dos quatro elementos da natureza. Ao contrário de muitos filósofos gregos, tinha apego à experimentação e demonstrou, experimentalmente, a existência de um dos quatro elementos da natureza: o ar. Ele fazia isso com um vaso no qual havia dois furos, um na parte de cima e outro na parte de baixo. Colocando o vaso que tinha o furo na parte de baixo sob a água e o de cima destampado, observava-se que o vaso enchia de água. Se o vaso fosse colocado sob a água, porém com o furo de cima tampado, a água não entrava no vaso. A dedução era de que o que impedia a água de entrar no vaso era o ar e que por, isso, deveria ser considerado matéria.

a matéria se constituía de átomos e de vazios e o que proporcionava a atração entre esses átomos era o movimento espiralar<sup>b</sup> realizado por eles.

Hoje sabemos que a coisa não se explica bem assim, mas é interessante observar a tentativa dos filósofos em explicar do que a matéria seria feita e como ela se organizava. Tanto o amor e o “ódio” de Empédocles quanto o movimento espiralar dos átomos são tentativas nesse sentido. A teoria predominante hoje é de que a atração ocorre pelos pólos e cargas opostas presentes nos átomos e moléculas que constituem a matéria. Porém, temos de responder outras perguntas: O que são cargas e pólos? Como surgem nos átomos e moléculas? Por que eles proporcionam atração e repulsão? Para responder essas perguntas, vamos antes nos preparar para discuti-las...

### O que mantém os átomos em uma molécula?

Os átomos podem se ligar uns aos outros principalmente por três tipos de ligação: covalente, iônica e metálica. Neste texto abordaremos somente as ligações covalentes e iônicas, mais pertinentes ao assunto no qual vamos nos aprofundar.

É importante deixar claro que a ligação iônica não é o processo da transferência de elétrons entre átomos, mas sim a atração que mantém unidos íons de cargas opostas, ou seja, átomos com eletronegatividades muito diferentes podem reagir, com transferência de elétrons, formando íons que se mantêm unidos por meio da ligação iônica. Na Figura 2 está representada: na parte superior, o processo de reação química em que ocorre a transferência de elétrons, e na parte inferior, a atração entre íons de cargas opostas.

A ligação iônica costuma ser vista no Ensino Médio como a transferência de elétrons de um átomo menos eletronegativo para outro mais eletronegativo (mais adiante, o conceito de eletronegatividade será aprofundado). Segundo alguns autores, essa definição é equivocada, pois a ligação iônica, seguindo uma definição mais correta, seria a atração eletrostática entre íons de cargas opostas (Figura 2, inferior). Após uma reação, em que um átomo perde elétrons, a espécie fica com mais prótons do que elétrons, tornando-se uma espécie carregada positivamente, chamada de **cátion**. Quando o átomo ganha elétrons, a espécie fica com mais elétrons do que prótons, tornando-se uma espécie carregada negativamente, denominada **ânion**. A atração eletrostática entre cargas opostas de cátions e ânions é chamada de ligação iônica.

---

<sup>b</sup> Espiralar é o nome do movimento que os redemoinhos e os ciclones fazem. Se você é um bom observador e teve acesso a tanques de lavar roupa cheios de água, já deve ter observado a formação de um redemoinho quando esse tanque tem o seu ralo desobstruído. Durante a sua existência, o redemoinho atrai o que está nas suas proximidades para dentro dele. Se você já viu filmes-catástrofe com furacões, percebeu que os furacões, que também tem movimento espiralar, atrai coisas para dentro de si. Esse tipo de observação fez com que Demócrito acreditasse que esse tipo de atração pudesse ser aplicado aos átomos. Para quem só tinha como instrumento a observação da natureza com os sentidos humanos, esse tipo de suposição fazia bastante sentido à época.

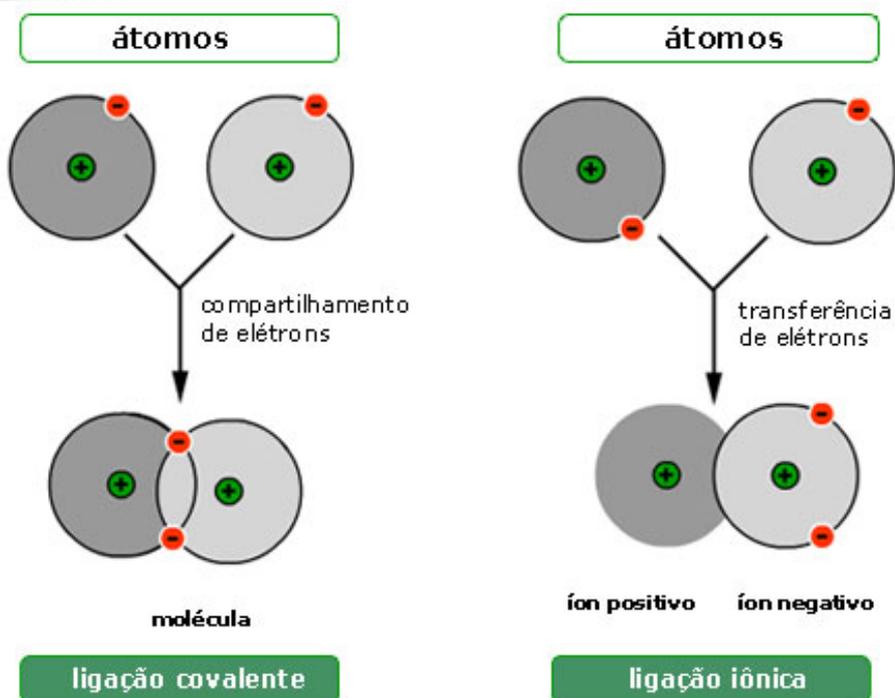


Figura 1: Representação de ligação covalente.

Figura 2: Representação de ligação iônica (inferior) e de uma reação química (superior).

Já na ligação covalente, ocorre um compartilhamento de elétrons da camada de valência (ou seja, da última camada) de dois átomos diferentes (Figura 1).

Aprofundando os conhecimentos sobre a ligação covalente, podemos entender melhor por que elas ocorrem. Tomemos como exemplo um gráfico de energia em função da distância entre os núcleos de dois átomos de hidrogênio (H), como na Figura 3. No momento 1, os 2 átomos de hidrogênio estão distantes um do outro, de modo que o elétron e o núcleo de um dos átomos não sentem a influência da carga do elétron e do núcleo do outro, a diferença de energia entre esses átomos é igual a zero e suas energias se mantêm constantes, isto é, não variam. No momento 2 da Figura 3, notamos que, quando os átomos se aproximam, as cargas dos elétrons e núcleos dos dois átomos começam a se influenciar e a variação de energia ocorre, diminuindo a energia dos dois átomos. No momento 3, a energia é a menor possível e é nessa distância que ocorre a ligação covalente. É importante lembrar que, em muitas situações, dentre elas as ligações químicas, quanto menor a energia, mais estável será essa situação. Em distâncias menores, como a que ocorre no momento 3, a energia tende a infinito, pois é necessário muita energia para vencer a repulsão entre os dois núcleos (momento 4 da Figura 3).

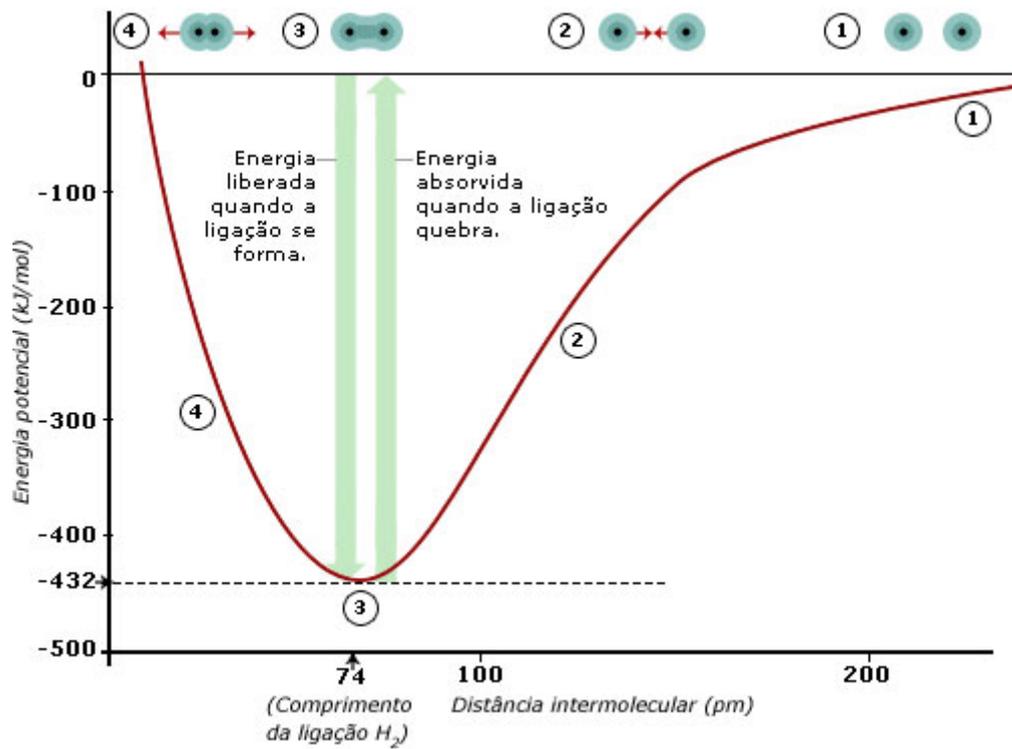


Figura 3: Gráfico de energia de dois átomos em função da distância entre seus núcleos.

A distância que caracteriza uma ligação covalente (momento 3 da Figura 3) é determinada não só pela diminuição de energia do sistema, mas também pelo jogo de atrações entre cargas opostas e repulsões entre cargas de mesmo sinal (Figura 4).

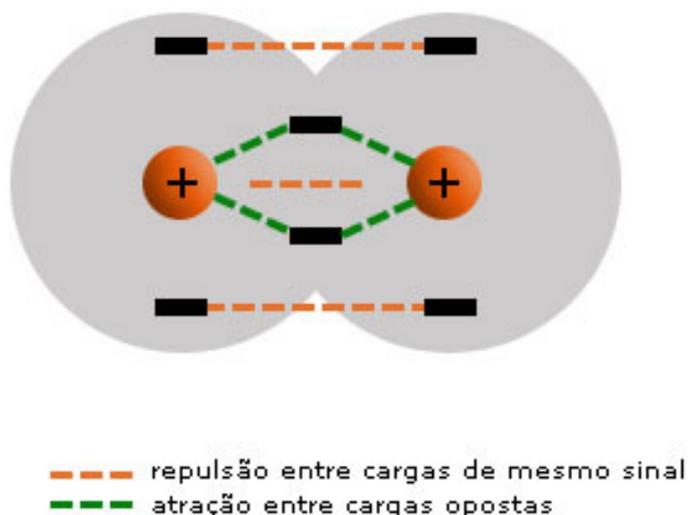


Figura 4: Representação do jogo de atração e repulsão de cargas em uma ligação covalente.

Na ligação covalente, os elétrons compartilhados podem estar igual ou desigualmente distribuídos entre os átomos envolvidos na ligação. Isso depende principalmente de uma propriedade chamada de eletronegatividade<sup>c</sup>. Átomos mais eletronegativos atraem com maior intensidade elétrons de uma ligação covalente e átomos menos eletronegativos, ao contrário, tem menor capacidade de fazer isso. Na Figura 5 é possível observar o que acontece com os elétrons quando há ou não diferença de eletronegatividade entre dois átomos que compõem uma ligação química. Na representação à esquerda (Figura 5), os átomos são iguais, portanto, possuem a mesma eletronegatividade. Nesse caso, em que os elétrons são igualmente distribuídos entre os átomos, já que são atraídos com mesma intensidade pelos dois átomos, dizemos que a distribuição de elétrons é HOMOGÊNEA. Na representação à direita (Figura 5), os elétrons são mais atraídos por um átomo do que pelo outro, devido à diferença de eletronegatividade. Nesse último caso, em que há uma distribuição desigual de elétrons na ligação química, dizemos que a distribuição de elétrons é HETEROGÊNEA. Observe que uma maior concentração de elétrons em volta do elemento mais eletronegativo ocasiona a formação de um pólo negativo. Por outro lado, em volta do elemento menos eletronegativo, devido à maior atração dos elétrons para o elemento mais eletronegativo, notamos uma menor concentração de elétrons e, conseqüentemente, a formação de um pólo positivo. Assim, dizemos que a molécula é polar e que quanto maior for a diferença de eletronegatividade, mais polar será a molécula. A atração entre polos

<sup>c</sup> A eletronegatividade de um átomo determina a força com que esse átomo atrai elétrons para si em uma ligação química. Existem várias escalas de eletronegatividade, porém a mais utilizada é a de Linus Pauling, em que o elemento mais eletronegativo é o flúor, com eletronegatividade igual a 4.

opostos dessas moléculas polares explica a grande maioria dos comportamentos que observamos para essas moléculas, inclusive o assunto principal deste texto: a solubilidade!

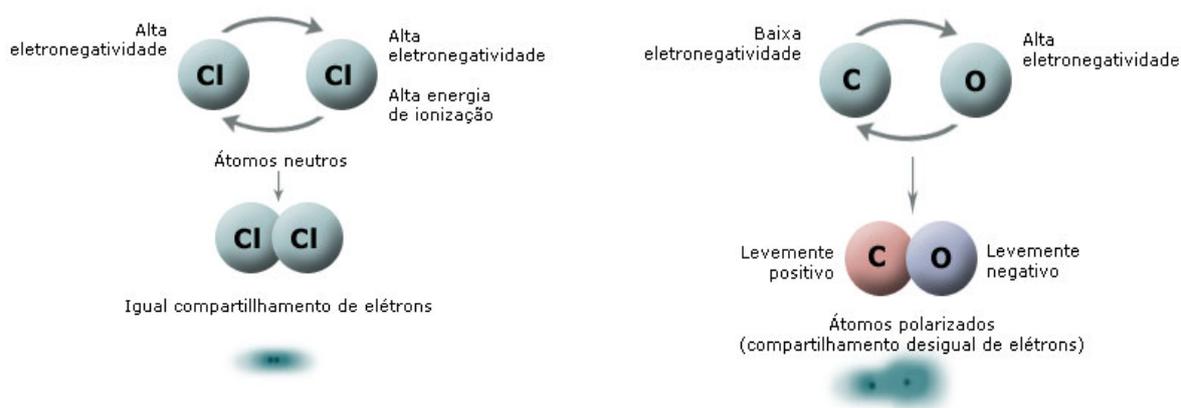


Figura 5: Representação de ligações covalentes entre átomos com mesma eletronegatividade (esquerda) e com eletronegatividades diferentes (direita).

Outro modo de descrever uma ligação polar é dizer que a ligação tem um momento de dipolo. Esse momento pode ser visto como um vetor de atração de elétrons em função da diferença de eletronegatividade (Figura 6), ou seja, quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será o momento de dipolo da ligação polar.

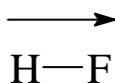


Figura 6: Representação de uma molécula polar com um vetor de atração de elétrons em função da eletronegatividade.

### Toda ligação polar gera uma molécula polar?

Para sabermos se uma molécula será polar ou apolar, existe mais uma consideração a ser feita, além da existência de ligações polares com elementos que apresentam diferença de eletronegatividade entre si. É importante compreender a estrutura espacial dessas moléculas, porque a formação de dois pólos, diametralmente opostos em uma molécula, anulam-se, caso esses polos tenham a mesma intensidade. A molécula de CO<sub>2</sub> é um bom exemplo desse conceito (**Figura** Figura 7). A ligação do carbono (C) com o oxigênio (O) é polar, uma vez que o oxigênio é mais eletronegativo do que o carbono. Como as duas ligações têm um ângulo de 180 graus entre si (Figura 7), os polos negativos se anulam, pois na verdade o que ocorre é o somatório de vetores de atração de elétrons que acaba sendo igual a zero. Portanto, apesar da molécula de CO<sub>2</sub> ter duas ligações polares, ela é uma molécula apolar!!!



Figura 7: Representação da molécula de CO<sub>2</sub> com a fórmula estrutural em duas dimensões (esquerda) e fotografia da distribuição espacial das ligações com modelo de representação molecular (direita).

Agora que percebemos a importância de conhecer a geometria espacial das moléculas, vamos descobrir mais sobre esse assunto. A teoria que usamos tem um nome em inglês e deu origem a uma sigla, a VSEPR, que significa **V**alence **S**hell **E**lectron **P**air **R**epulsion, cujo significado em português é **R**epulsão dos **P**ares de **E**létrons da **C**amada de **V**alência. Essa teoria se baseia na repulsão que os pares de elétrons da última camada do átomo central da molécula têm entre si. Os pares de elétrons, a que se refere essa teoria, são tanto os pares de elétrons formados na ligação covalente, quanto os que não se ligaram a nenhum outro átomo. Por exemplo, a molécula de CO<sub>2</sub>, que vimos na Figura 7, possui todos os seus elétrons da última camada ligados a outros átomos, tendo apenas dois grupos de elétrons para se distanciar ao máximo um do outro, no caso, as duas ligações duplas. Essa repulsão máxima só pode gerar a geometria linear com os dois átomos de oxigênio, formando um ângulo de 180 graus com o carbono ao centro (Figura 8).

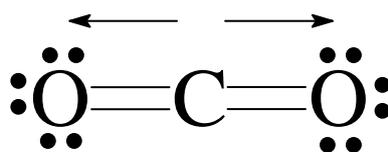


Figura 8: Representação de Lewis da molécula de CO<sub>2</sub> com os vetores de atração de elétrons em sentidos opostos.

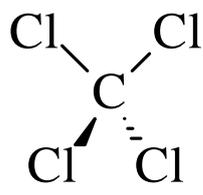
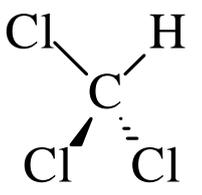
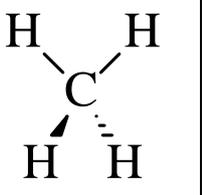
A mesma lógica se aplica a outras moléculas, bastando para isso apenas conhecermos a estrutura de Lewis. Observe a Tabela 1 abaixo e veja a estrutura de Lewis de diferentes moléculas e a sua representação espacial para entender como os pares de elétrons, sejam eles livres ou comprometidos em ligações covalentes, repelem-se ao máximo para formar a geometria da molécula.

Estrutura de Lewis	Representação espacial	Nome da geometria
H—H		Linear
H—Be—H		Linear
		Angular
		Trigonal plana
		Pirâmide trigonal
		Tetraédrico

Tabela 1: Tipos de geometria molecular em função da estrutura de Lewis.

Vamos discutir dois casos da Tabela 1 para ver se entendemos bem. A molécula do borano ( $\text{BH}_3$ ) não possui elétrons livres no átomo central. O boro, portanto, só tem repulsão entre as três ligações covalentes que ele faz com os três hidrogênios<sup>d</sup>. Essa configuração gera uma estrutura trigonal plana, que é o ângulo de 120 graus em um mesmo plano, o afastamento máximo permitido entre os elétrons dessas três ligações. Já a molécula de amônia ( $\text{NH}_3$ ), aparentemente semelhante à de  $\text{BH}_3$ , possui 4 grupos que se repelem ao máximo. Além das três ligações com hidrogênio, o nitrogênio ainda tem um par de elétrons livres. A repulsão provocada pelo par de elétrons livres faz com que haja uma distorção na geometria, afastando as três ligações do nitrogênio com os hidrogênios, resultando na estrutura conhecida como pirâmide trigonal.

Uma vez discutido como se determina a geometria espacial de algumas moléculas, vamos exercitar o julgamento sobre a polaridade de uma molécula? As moléculas de  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CH}_4$  e  $\text{CHCl}_3$  serão polares ou apolares? As três moléculas são tetraédricas, pois possuem um átomo central com 4 grupos que se repelem ao máximo entre si. Porém, na somatória de vetores de atração de elétrons nas ligações químicas com elementos de eletronegatividade diferente, as moléculas  $\text{CCl}_4$  e  $\text{CH}_4$  têm vetores de mesma intensidade que se anulam entre si. Somente o  $\text{CHCl}_3$ , possuidor de um átomo diferente, tem a somatória de vetores distinta de zero, proporcionando algum momento de dipolo à molécula.

$\text{CCl}_4$	$\text{CHCl}_3$	$\text{CH}_4$
		
APOLAR	POLAR	APOLAR

Entendido como as moléculas podem se classificar (polares e apolares), vamos tentar compreender qual a influência da polaridade em alguns comportamentos observados macroscopicamente, como a transição de fases<sup>e</sup>. No Ensino Médio e até no Ensino Fundamental é comum os professores abordarem o tema com imagens semelhantes a Figura 9. Observe na figura que, com o aumento do aquecimento,

<sup>d</sup> O boro forma algumas moléculas em que se observa exceção à regra do octeto. No caso do  $\text{BH}_3$ , o boro se torna estável com seis elétrons na camada de valência.

<sup>e</sup> Transição de fase é o nome que damos para a conversão de estado físico de uma substância. Por exemplo, quando derretemos gelo ocorre uma transformação de água da fase sólida para a líquida. Isso é uma transformação de fase. O mesmo ocorre quando observamos o fenômeno no sentido inverso: quando colocamos água líquida em um congelador ela se transforma em gelo, ou seja, passa da fase líquida para a sólida.

há uma passagem do gelo para a água líquida (fusão), e da água líquida para água gasosa (vaporização ou ebulição). Na Figura 9 também podemos observar: o resfriamento contínuo a partir da água gasosa, a transformação de gás em líquido (liquefação) e a transformação de líquido em sólido (solidificação, conhecido também como congelamento).

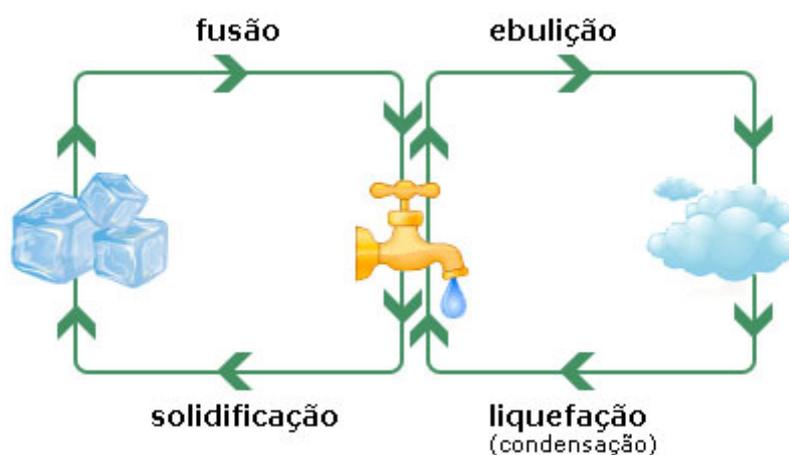


Figura 9: Esquema de transformação de fases para a água.

Agora que já conhecemos o conceito de polaridade, podemos entender um pouco melhor a Figura 9. O que acontece em uma transição de fase é basicamente a competição entre dois processos: o de atração entre moléculas, devido aos seus polos de sinais opostos e o de vibração e movimento dessas moléculas.

Quando temos um sólido de uma substância covalente, a atração entre as moléculas é mais intensa do que a vibração entre elas, por isso o sistema é mais organizado (Figura 10, à esquerda). Quando a temperatura se eleva, ocorre um aumento da vibração das moléculas, enquanto a força de atração intermolecular continua aproximadamente a mesma. No momento em que a vibração das moléculas passa a ser mais intensa do que a maior parte das forças de atração intermolecular, ocorre a fusão e a substância passa do estado sólido para o líquido (Figura 10 **Figura**, à direita).



acordo com sua teoria, a eletrosfera de um átomo seria composta por camadas e subcamadas. Baseado nesse modelo de camadas, podemos supor que, com a aproximação de dois átomos ou de duas moléculas, teríamos uma eletrosfera se aproximando de outra, ou seja, cargas negativas próximas umas das outras! Em um espaço de tempo muito curto, de aproximadamente  $10^{-15}$  segundos<sup>f</sup>, a eletrosfera desses átomos ou moléculas que se aproximaram afasta-se ligeiramente devido à repulsão de cargas iguais, formando um dipolo (Figura 11). No momento 1 dessa Figura 11 ocorre a aproximação entre duas moléculas apolares. Já no momento 2, há o deslocamento da eletrosfera de uma das moléculas, pela repulsão eletrostática. Como esses dipolos duram um tempo muito pequeno, eles são chamados de dipolos temporários e atraem menos intensamente outros átomos ou moléculas do que os dipolos permanentes, como são denominados os dipolos de moléculas polares. A baixa capacidade de moléculas apolares se atraírem entre si fez com que fosse tão difícil liquefazer átomos do gás nobre hélio (He). Foi necessário conseguir atingir a temperatura de  $-269\text{ °C}$  para que a vibração dos átomos se tornasse tão pequena, a ponto de uma pequena força de atração intermolecular do Hélio ser mais significativa, ocorrendo a sua liquefação.

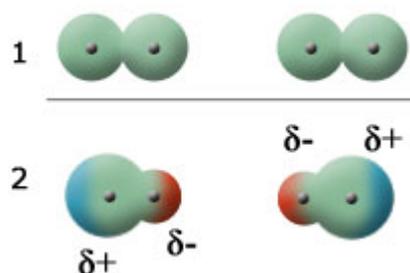


Figura 11: Representação da formação de um dipolo temporário pela aproximação de duas moléculas apolares. O mesmo processo acontece na aproximação de dois átomos.

Outros modos de formar dipolos temporários são: desorganização espontânea da eletrosfera, conhecida também como forças de dispersão de London; e aproximação entre um átomo ou molécula sem dipolos a um átomo ou molécula com dipolo já formado, conhecido também como dipolo induzido. Todos esses dipolos são classificados como temporários e possuem menor poder de atração intermolecular, portanto, suas moléculas têm menor ponto de ebulição e de fusão. As forças de interação intermoleculares fracas também são conhecidas como forças de Van Der Waals<sup>g</sup>.

<sup>f</sup> A título de exemplo,  $10^{-15}$  segundos, o chamado picosegundo, é o tempo aproximado que a luz leva para passar pelo espaço do diâmetro médio de um fio de cabelo.

<sup>g</sup> Alguns autores consideram as Forças de Van Der Waals como sendo as fracas, oriundas de moléculas apolares, e outros como sendo todas as forças de interação intermolecular.

Retomando a citação sobre a lagartixa: o que esse tipo de atração intermolecular, o dipolo temporário, tem a ver com o fato das lagartixas conseguirem subir por superfícies com baixíssima rugosidade, como porcelanas e vidros polidos? Durante muito tempo elaborou-se várias hipóteses para explicar esse fenômeno e uma das mais interessantes foi a de que as lagartixas possuíam miniventosas em suas patas. Mas em um experimento para comprovar essa hipótese, em que se fazia vácuo durante o deslocamento da lagartixa por uma parede, observou-se que ela não perdia sua capacidade de adesão à parede mesmo sob vácuo, o que levou ao descarte dessa hipótese. Com o avanço das técnicas de microscopia em escala nanométrica descobriu-se que as lagartixas possuíam em suas patas uma quantidade muito grande de fios, muito pequenos, (Figura 12, à direita). Como a superfície desses fios é de substâncias apolares, a soma de forças de baixo poder de atração contidas na enorme área superficial dos pelinhos de suas patas é o suficiente para suportar o peso da lagartixa e aderi-la a qualquer superfície, seja lisa ou rugosa. Entretanto, as forças de baixo poder não são tão intensas o suficiente para mantê-la grudada na parede, permitindo que a força de seus músculos puxe a pata e a grude novamente mais adiante.

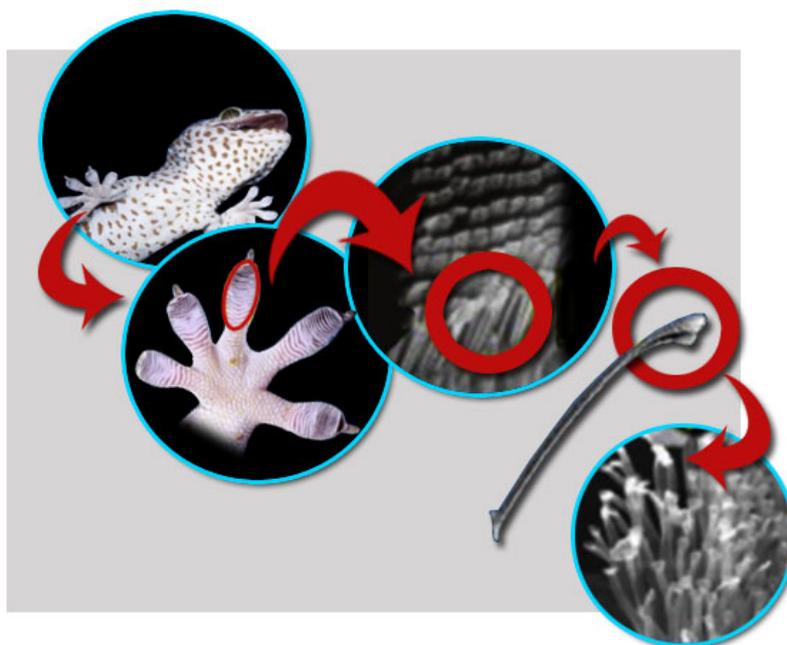


Figura 12: Fotografias da pata da lagartixa em diferentes escalas.

Agora, para finalizar essa parte do texto, vamos falar de um caso especial de interação intermolecular: a ligação de hidrogênio, conhecida também como ponte de hidrogênio. Ela ocorre quando os elementos flúor (F), oxigênio (O) e nitrogênio (N) estão ligados ao hidrogênio (H). Nesse caso, temos os três

elementos mais eletronegativos da tabela periódica ligados a um elemento com baixa eletronegatividade e que possui apenas um elétron! Quando ocorre a ligação entre o hidrogênio e esse três elementos (flúor, oxigênio e nitrogênio), devido à grande diferença de eletronegatividade, o deslocamento do único elétron do hidrogênio permite a formação de um polo positivo especialmente intenso, responsável por muitas das propriedades da água, por exemplo.

A intensidade de cada tipo de força intermolecular e uma pequena representação de cada um deles está na Tabela 2.

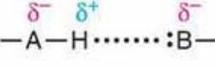
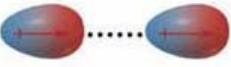
Tipo de força	Representação	Energia envolvida
Íon-dipolo		40-600 kJ/mol
Ligação de hidrogênio		10-40 kJ/mol
Dipolo permanente		5-25 kJ/mol
Íon-dipolo induzido		3-15 kJ/mol
Dipolo-dipolo induzido		2-10 kJ/mol
Dispersão de London		0,05-40 kJ/mol

Tabela 2: Tabela de valores típicos médios das forças de interação intermoleculares vistas neste texto.

### Solubilidade de Substâncias Covalentes

Depois de entendermos alguns aspectos das interações intermoleculares, chegamos ao momento de falar sobre solubilidade! Falaremos com mais profundidade sobre uma frase muito usada em vários livros e aulas do Ensino Médio, a famosa “semelhante dissolve semelhante”...

Vamos começar interpretando essa frase. Na verdade, o semelhante a que ela se refere seriam as classificações de polar e apolar. Substâncias polares dissolvem substâncias polares e substâncias apolares dissolvem substâncias apolares. Isso se observa quando um mecânico de automóveis lava a mão com gasolina para tirar a graxa, pois ambas são substâncias apolares. Também podemos notar o mesmo fato ao misturarmos água e etanol (Figura 13), duas substâncias polares que fazem ligação de hidrogênio (ambas tem hidrogênio ligado a oxigênio).

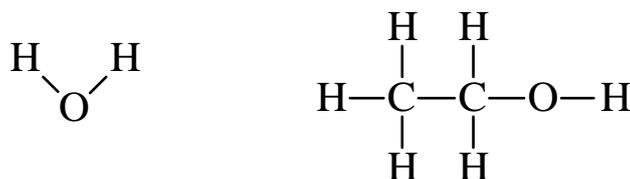


Figura 13: Representação das substâncias água (esquerda) e etanol (direita).

Quando misturamos duas substâncias covalentes pode ocorrer liberação ou absorção de calor. A liberação de calor (processo conhecido como exotérmico) acontece quando há um aumento das interações intermoleculares entre as substâncias que se misturaram, diminuindo suas mobilidades e estados de vibração. A energia da mobilidade e das vibrações que não são mais permitidas é então liberada do sistema, aquecendo o ambiente ao seu redor. Já na absorção de calor em uma dissolução (processo conhecido como endotérmico) ocorre o oposto, ou seja, há um menor número de interações entre os componentes da mistura do que antes da mistura. Devido a isso, há mais mobilidade das moléculas e essa liberdade de movimento requer energia, que acaba sendo retirada do seu redor. Você pode fazer um experimento em casa que demonstre a liberação de calor. Jogue um pouco de água e depois um pouco de álcool nas mãos e misture. Você vai observar um ligeiro aquecimento. Isso acontece porque as moléculas de água perdem mobilidade quando misturadas ao álcool. O oxigênio do ar, importantíssimo para a vida, como todos nós sabemos, dissolve-se na água em um processo exotérmico. Uma coisa comum a todos os processos de mistura ou dissolução exotérmicos é que a solubilidade de um material no outro aumenta com a diminuição da temperatura!!!

Uma boa aproximação é que, quanto maior for a força da atração intermolecular, maior será a energia liberada.

Uma vez discutida a questão do calor envolvido, vamos fazer uma crítica à frase “semelhante dissolve semelhante”. O primeiro problema é que ela não cobre toda a verdade sobre o assunto. Podemos ver os limites dessa frase a partir da observação de fenômenos que conhecemos e estudamos muito bem: a respiração dos peixes na água. O oxigênio (O<sub>2</sub>) é uma molécula apolar e pelo que nos diz a frase sobre

semelhantes, ela não se dissolveria em água, pois essa é uma molécula muito polar. Assim, por não terem polaridades semelhantes, a água não dissolveria o oxigênio. Porém, não precisamos ir muito longe para lembrarmos que o oxigênio utilizado pelos peixes na respiração está DISSOLVIDO na água.

Ora, mas o que acontece então? Vamos por etapas! Se tivermos uma substância com atração intermolecular muito forte, como a água, e misturarmos a ela uma substância com atração intermolecular bem menor, como o óleo de cozinha, as moléculas de água irão interagir fortemente não deixando espaço para que o óleo, com polos menos intensos, possa interagir com a água. É mais ou menos como se quiséssemos misturar areia com pedacinhos de ímã. Se colocarmos pedacinhos de ímãs em um vidro, espaçados entre si por areia, fecharmos o vidro e chacoalharmos, notaremos que os pedacinhos de ímã, ao se encontrarem, grudarão uns aos outros devido à forte atração entre os seus polos opostos. Ao fim do chacoalho teremos um grumo de pedacinhos de ímã separados da areia. A atração entre os pedaços de ímã é mais forte do que a capacidade da areia de entrar entre os pedaços do ímã. Processo semelhante acontece com a água e o óleo: a água interage fortemente entre si, deixando pouco espaço para interação com o óleo, que tem menor força atrativa do que a água. Se for o etanol no lugar do óleo, haverá uma mudança no processo, pois o etanol possui força de atração intermolecular próxima à força de atração intermolecular da água.

A argumentação acima explica exatamente o que a frase “semelhante dissolve semelhante” está declarando. Então, como explicamos o fato do oxigênio se dissolver na água? O raciocínio é semelhante ao da explicação do dipolo induzido. Quando uma molécula apolar se aproxima das moléculas polares, ela pode ter um dipolo induzido de intensidade significativa a ponto de conseguir interagir com o meio polar. Porém, isso acontece em uma pequena extensão, o que explica o fato da concentração de substâncias apolares serem muito baixas em solventes polares. O oxigênio, por exemplo, tem solubilidade de 8,11 miligramas em 1 litro de água, a 25 °C. Vamos ver quantas moléculas de água temos para cada molécula de oxigênio? Em um litro de água temos 1.000 gramas de água.

Se a massa molar da água for de 18 gramas por mol, teremos a seguinte divisão,  $\frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g.mol}^{-1}} = 55,56 \text{ mol}$ .

Usando o mesmo raciocínio, poderemos encontrar o número de mols de oxigênio no mesmo litro de água,  $\frac{8,11 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{32 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,00025 \text{ mol}$ . Fazendo-se a razão entre a quantidade de matéria (número de mols)

da água e do oxigênio, teremos  $\frac{55,56 \text{ mol}}{0,00025 \text{ mol}} = 222.240$  moléculas de H<sub>2</sub>O para cada O<sub>2</sub>, ou seja,

a proporção de uma molécula de oxigênio para mais de 220 mil moléculas de água. Portanto, a frase correta seria algo como: “semelhante dissolve MUITO BEM semelhante e dissolve MUITO POUCO o não semelhante”.

Um artigo muito interessante foi publicado na revista *Química Nova na Escola*, em novembro de 2005, sobre oxigênio dissolvido na água. Dê uma lida nele para se inteirar sobre o assunto, o artigo está disponível na internet e é gratuito (<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc22/a02.pdf>).

Outro aspecto bastante importante sobre solubilidade de gases em líquidos é a Lei de Henry. Essa lei deve seu nome a William Henry (1775–1836), o responsável pela descoberta de que a porção de um gás, que se consegue dissolver em um líquido, é diretamente proporcional à pressão parcial desse gás. Desse modo, em uma mesma temperatura, quanto mais gás, maior a solubilidade desse em um líquido. A Lei de Henry é muito utilizada para entender algumas situações. Existe uma situação bem drástica, a qual se aplica a lei de Henry: a escalada de montanhas em grande altitude. No nível do mar, a pressão do oxigênio é de 159 mmHg, aproximadamente 0,21 atm, e conseguimos respirar confortavelmente com essa pressão ou em altitudes um pouco maiores do que essa. Porém, em altitudes muito maiores, como os 3.600 metros da cidade de La Paz, na Bolívia, onde as seleções de futebol têm dificuldade para jogar, a pressão atmosférica chega a aproximadamente 0,61 atm (quase 2/3 da pressão atmosférica ao nível do mar) e a pressão do oxigênio é de quase 0,13 atm, tornando o ar muito rarefeito, ou seja, difícil de respirar. Isso acontece por causa de uma reação química entre o oxigênio do ar e a hemoglobina presente no nosso sangue, formando a oxi-hemoglobina ( $\text{Hemoglobina}_{(\text{sangue})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{Hb-O}_{2(\text{sangue})}$ ), que tem a função de levar o oxigênio até as células, como parte do processo respiratório. Quando a quantidade de oxigênio diminui a esse ponto, como em La Paz, onde a pressão do oxigênio baixa de 0,21 atm para 0,13 atm, é normal haver a sensação de falta de ar. Por isso as seleções de outros países protestam quando têm de jogar nessas altitudes.

Como o nosso corpo, então, faz para sobreviver nesses lugares? Já que não temos como mudar a parte do oxigênio da equação acima (a não ser que queiramos viver carregando um tanque de oxigênio...), o nosso corpo trata de modificar a parte da hemoglobina! A adaptação é feita pelo aumento dos glóbulos vermelhos, células que contêm a hemoglobina. A vicunha, por exemplo, que vive nos Andes, tem 3 vezes mais glóbulos vermelhos por milímetro cúbico de sangue do que um homem que vive ao nível do mar. A estratégia das seleções é chegar antes do jogo para haver um período de adaptação, em que o corpo produziria mais hemoglobinas para compensar a baixa quantidade de oxigênio. Alguns corredores de longa distância costumam treinar em locais de grande altitude atrás desse efeito. Acabam produzindo mais hemoglobinas para voltar e competir em altitudes moderadas com uma maior performance.

Outra situação interessante de aplicação da Lei de Henry é a de anestésicos. O médico anestesista que acompanha as cirurgias tem a função de controlar a quantidade de anestesia que é administrada aos pacientes. Em algumas cirurgias, o paciente deve estar consciente e até se mover, enquanto em outras ele não pode acordar de modo algum (como nos cardíacos). Esse controle se faz pelo aumento ou diminuição dos anestésicos ministrados pela respiração, como o halotano (Figura 14). Quanto maior a

concentração, maior a solubilidade no nosso sangue e, conseqüentemente, maior o efeito fisiológico do anestésico.

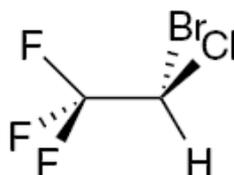


Figura 14: Representação do anestésico halotano

### Solubilidade de Substâncias Iônicas

Até agora falamos da solubilidade de substâncias covalentes. A solubilidade de substâncias iônicas em solventes polares, como a água, costuma ser ensinada baseando-se em uma tabela em que se decora quais são os ânions e cátions solúveis em água e suas exceções. Porém, tem algo muito interessante relacionado à solubilidade de sais em água que não costuma ser ensinado no colégio e que tem forte relação com o conceito de interação intermolecular. Vamos tentar entender esse assunto?

Para que um sal possa ser dissolvido em água é necessário, principalmente<sup>h</sup>, que a água tenha uma interação com os íons desse composto maior do que a dos íons entre si. Dessa maneira, se a atração dos íons uns pelos outros no retículo cristalino for maior do que a atração das moléculas de água pelos íons, o sal não se dissolverá. Caso a água tenha um conjunto de interações com os íons maior do que a atração dos íons entre si, o sal será solúvel em água. Para compreender melhor esse processo, veja a animação do sal de cozinha (NaCl) dissolvendo-se em água. Acesse o endereço:

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/molvie1.swf>

Após o íon ter se dissolvido, dizemos que ele está solvatado, ou seja, rodeado de moléculas de água, cujos polos são atraídos e direcionados para os íons de cargas opostas. O cátion  $\text{Na}^+$  solvatado tem o polo negativo das moléculas de água voltado para si, enquanto o ânion  $\text{Cl}^-$  tem o polo positivo das águas voltado para si (Figura 15).

<sup>h</sup> Na verdade, para entender plenamente a dissolução de um sal em água, é necessário que saibamos outros conceitos como entalpia, entropia e morfologia do retículo cristalino, que não são objeto deste texto. Porém, podemos entender, com os conceitos de Ensino Médio, a influência da interação intermolecular na solubilidade de sais.

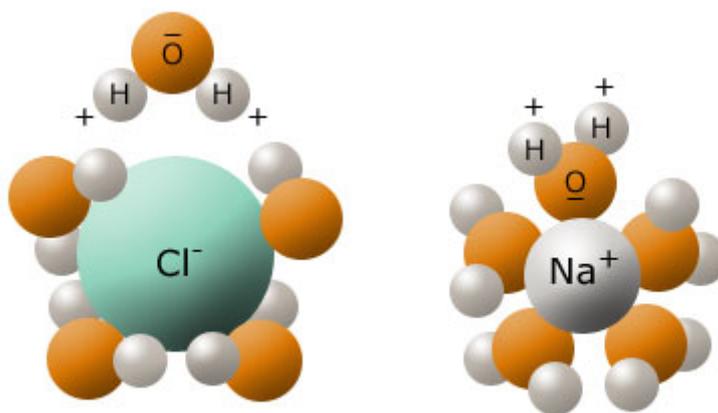


Figura 15: Representação de íons do sal de cozinha (NaCl) solvatados.

Existem várias aplicações importantes para o conceito de interação intermolecular abordando outros fenômenos além da solubilidade. Na revista *Química Nova na Escola* existem alguns artigos de acesso gratuito, como:

- “Polímeros e interações intermoleculares”  
(<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a05.pdf>)
- “Equilíbrio químico de sais pouco solúveis e o caso Celobar”  
(<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc24/eeq4.pdf>)
- “Interações intermoleculares”  
(<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/interac.pdf>)

Aproveite e faça uma leitura crítica sobre o assunto e discuta o que você aprendeu com seus amigos e professores. A discussão em grupo sobre um tema já visto é uma excelente prática para verificar se você realmente aprendeu ou só acompanhou o raciocínio. A diferença entre uma coisa e outra é mais ou menos a diferença entre a energia da força de dispersão de London e a energia de um retículo cristalino, ou seja, ENORME!!!!