



Disciplina – Química geral (MAF1293)

Professora – Cleonice Rocha

### Atividade - Interações Intermoleculares (valor = 1,0 pt)

Quando moléculas, átomos ou íons aproximam-se uns dos outros, dois fenômenos podem ocorrer: (i) eles podem reagir ou (ii) eles podem interagir. Uma reação química por definição requer que ligações químicas sejam quebradas e/ou formadas. Usualmente as energias envolvidas neste processo variam entre 50 e 100 kcal.mol<sup>-1</sup>. Uma interação química significa que as moléculas se atraem ou se repelem entre si, sem que ocorra a quebra ou formação de novas ligações químicas. Estas interações são freqüentemente chamadas de interações intermoleculares. As energias envolvidas em tais tipos de interações são muito menores que aquelas envolvidas em processos reativos, variando usualmente entre 0,5 a 10 kcal.mol<sup>-1</sup>.

As interações intermoleculares estão intimamente relacionadas com as propriedades termodinâmicas de líquidos, sólidos e gases. Logo, o entendimento de tais forças intermoleculares é de extrema relevância se quisermos entender o comportamento de sistemas químicos a nível molecular.

Como exemplo, a Figura 1 mostra como a temperatura de ebulição de hidrocarbonetos (compostos contendo somente carbono e hidrogênio) varia com o número de átomos de carbono presentes na molécula. A temperatura de ebulição de um composto é a temperatura na qual um sistema líquido passa para a fase gasosa, que tem uma relação direta com as forças entre as moléculas constituintes do líquido. Pode-se ver na Figura 1 que a temperatura de ebulição varia linearmente com o número de átomos de carbono.

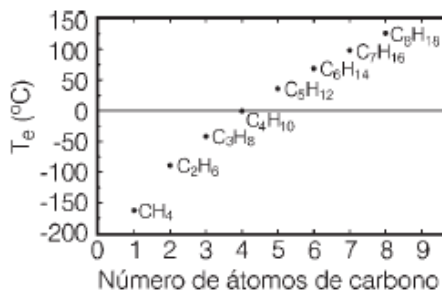


Figura 1: Variação da temperatura de ebulição com o número de átomos de carbono para os hidrocarbonetos lineares.

É interessante perceber na Figura 1 que o único fator diferenciador entre uma molécula e outra é a quantidade de átomos de carbono presentes. Entretanto, estas moléculas possuem um comportamento macroscópico completamente diferente. CH<sub>4</sub> é um gás à temperatura ambiente e C<sub>8</sub>H<sub>18</sub> é um líquido. Esta e outras características, como será mostrado adiante, estão intimamente relacionadas com a natureza das interações existentes entre as moléculas.

A Tabela 1 ilustra como as propriedades de um sistema químico estão intimamente relacionadas com a sua composição e estrutura tridimensional. Nesta tabela, são mostrados compostos com massas moleculares aproximadamente iguais mas, que à temperatura ambiente existem em diferentes fases: butano (gás), acetona e álcool isopropílico (líquidos). É interessante perceber que dos dois líquidos, acetona e álcool

isopropílico, a única diferença entre eles é a substituição de um grupo C=O por um grupo C-OH. Esta mudança é suficiente para alterar completamente as características dos dois líquidos. Como pode ser visto, a acetona é um líquido muito mais volátil que o álcool isopropílico. A substituição dos grupos funcionais é acompanhada de uma mudança na estrutura tridimensional da molécula, que irá afetar completamente a maneira na qual elas irão interagir no líquido. Também é mostrado na Tabela 1, os diferentes tipos de interação intermolecular, que serão explicados adiante, para os três compostos.

Tabela 1: Relação entre a estrutura e propriedades químicas.

Nome	butano	acetona	álcool isopropílico
Fórmula molecular	$C_4H_{10}$	$C_3H_6O$	$C_3H_8O$
Massa molecular (g/mol)	58	58	60
Estrutura bidimensional	$\begin{array}{ccccccc} & H & H & H & H & & \\ &   &   &   &   & & \\ H & - C & - C & - C & - C & - H & \\ &   &   &   &   & & \\ & H & H & H & H & & \end{array}$	$\begin{array}{ccccc} & H & O & H & \\ &   &    &   & \\ H & - C & - C & - C & - H \\ &   & &   & \\ & H & & H & \end{array}$	$\begin{array}{ccccc} & H & OH & H & \\ &   &   &   & \\ H & - C & - C & - C & - H \\ &   &   &   & \\ & H & H & H & \end{array}$
Estrutura tridimensional			
Temperatura de ebulição (°C)	-0,6	56	82
Tipo de interação	Dispersão	Dipolo - Dipolo	Ligação de hidrogênio

### Interações do tipo dipolo-dipolo

Ocorre em moléculas constituídas de átomos diferentes, os elétrons não são compartilhados de maneira equivalente, pois possuem eletronegatividade (tendência em atrair o par de elétrons) diferente.

A Tabela 2 mostra valores de eletronegatividade para alguns átomos:

Tabela 2: Valores de eletronegatividade para alguns átomos.

Átomo	Eletronegatividade
H	2,13
C	2,55
N	2,98
O	3,45
S	2,53

Em uma molécula composta de átomos com diferentes eletronegatividades, os átomos com menor eletronegatividade ficam com cargas parciais positivas, e os átomos com maior eletronegatividade ficam com cargas parciais negativas, resultando na polarização das ligações que refletirá na maneira como a molécula irá interagir. Para ilustrar este conceito, considere a molécula de acetona, mostrada na Figura 2.

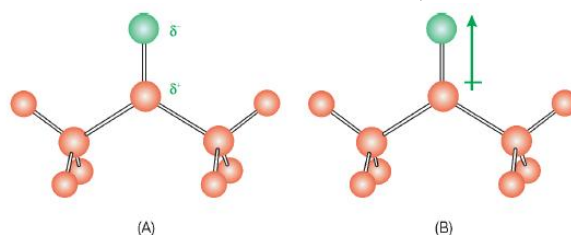


Figura 2: Momento de dipolo molecular da molécula de acetona. (A) distribuição de cargas, (B) orientação do vetor momento de dipolo resultante.

Uma vez que o oxigênio é mais eletronegativo que o átomo de carbono, a ligação C=O exibirá um dipolo elétrico  $\Delta$ , (dois monopolos elétricos), com os elétrons tendendo a serem mais atraídos pelo oxigênio. Então, a ligação C=O terá uma carga parcial negativa ( $\delta^-$ ) no oxigênio e uma carga parcial positiva no carbono ( $\delta^+$ ).

Da mesma forma que os lados opostos de um magneto (ímã) se atraem, os lados opostos de um dipolo se atraem, dando origem às interações dipolo-dipolo.

### Exercício 1 – Em que tipo de compostos ocorrerá interação intermolecular do tipo dipolo-dipolo

### Exercício 2 – Dentre os compostos a seguir, prediga quais apresentarão interação do tipo dipolo-dipolo

a)  $\text{CCl}_4$

b)  $\text{HCCl}_3$

c)  $\text{HCl}$

d)  $\text{CH}_4$

### Forças de Van der Waals

Se o que atrai as moléculas umas às outras são os polos positivos e negativos que se formam pela diferença de eletronegatividade na ligação química, como se atraem as moléculas que não tem polo, ou seja, as moléculas apolares? Como se explicaria a transição de fase de moléculas apolares ou de átomos se eles não possuem polos? A explicação foi baseada na teoria atômica recém-proposta pelo físico Niels Bohr. De 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, a eletrosfera desses átomos ou moléculas que se aproximaram afastam-se ligeiramente devido à repulsão de cargas iguais, formando um dipolo (Figura 3). No momento 1 dessa Figura 5 ocorre a aproximação entre duas moléculas apolares. Já no momento 2, há o deslocamento da eletrosfera de uma das moléculas, pela repulsão eletrostática.

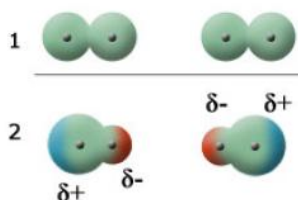


Figura 3: Representação da formação de um dipolo temporário pela aproximação de duas moléculas apolares. O mesmo processo acontece na aproximação de dois átomos.

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 ( $\text{He}$ ). Foi necessário conseguir atingir a temperatura de  $-269^\circ\text{C}$  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.

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

**Exercício 3 – Prediga qual terá maior ponto de ebulição**

- a)  $H_2$  ou  $HCl$       b)  $O_2$  ou  $H_2O$

**Exercício 4 – Considerando que as ligações C-H são apolares, explique por que o ponto de ebulição nos hidrocarbonetos aumenta com o número de átomos de carbono (veja figura 1)**

**Ligações de Hidrogênio**

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.

Se o átomo de hidrogênio está ligado a um átomo muito eletronegativo, o hidrogênio fica com uma carga parcial bastante positiva (ou ácido), e o outro átomo (D) fica com carga parcial negativa.

A combinação de alta polaridade da ligação H-D e o contato muito próximo resulta em uma interação particularmente forte. Na verdade, a interação é tão forte que é diferente das interações dipolo-dipolo convencionais, e recebe o nome especial de ligação de hidrogênio.

As propriedades da água, álcoois, ácidos orgânicos, aminas e as macromoléculas biológicas (proteínas, DNA e RNA) estão intimamente relacionadas com a formação de ligações de hidrogênio.

**Exercício 5 – Cite três compostos que podem fazer ligações de hidrogênio**

**Exercício 6 – O  $HF$  ou o  $NH_3$  possui maior ponto de ebulição? Justifique sua resposta (lembre-se o F é muito mais eletronegativo que o N)**

**Exercício 7 – Sabendo que o ponto de ebulição e de fusão de uma substância aumenta com a força das interações intermoleculares, coloque as substâncias a seguir em ordem crescente (menor para o maior) de ponto de ebulição.**

$HCl$ ,  $H_2O$ ,  $HF$ ,  $CH_4$ ,  $Cl_2$

**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 4), duas substâncias polares que fazem ligação de hidrogênio (ambas tem hidrogênio ligado a oxigênio).

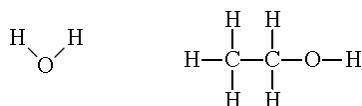


Figura 4: Representação das substâncias água (esquerda) e etanol (direita).

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 e então conseguirá separar as moléculas de água e misturar-se a esta.

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 oC. 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

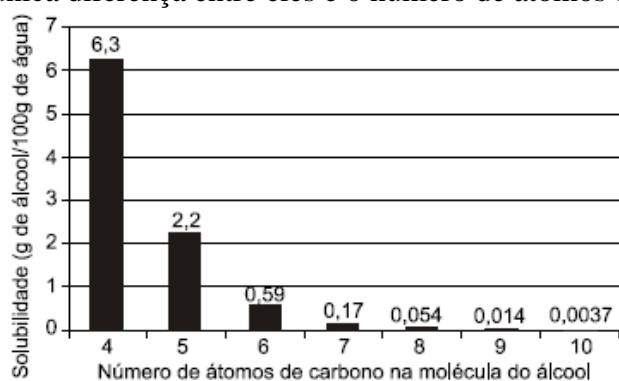
$$\frac{55,56 \text{ mol}}{0,00025 \text{ mol}} = 222.240 \text{ moléculas de H}_2\text{O para cada O}_2$$

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”.

**Exercício 7 – Coloque as substâncias a seguir em ordem crescente (menor para o maior) de solubilidade em água. CH<sub>3</sub>Cl; Etanol (H<sub>3</sub>C-CH<sub>2</sub>OH); N<sub>2</sub>, HF, HCl**

### Exercícios gerais

1) O gráfico abaixo apresenta a solubilidade em água, a 25 °C, de álcoois primários de cadeia linear, contendo apenas um grupo –OH no extremo da cadeia não ramificada, a única diferença entre eles é o número de átomos de carbono.

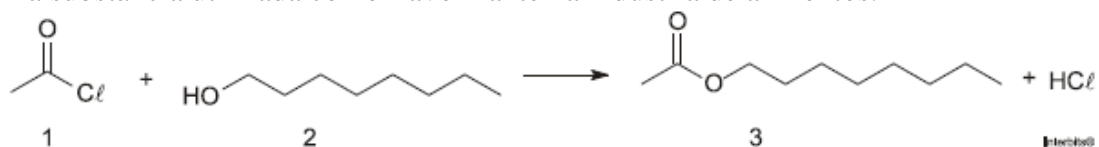


Analise o gráfico e explique a tendência observada

2) O álcool etílico ou etanol (H<sub>3</sub>C-H<sub>2</sub>C-OH) é usado na limpeza doméstica porque dissolve gorduras, é solúvel em água e é mais volátil do que ela. Além disso, sua densidade é menor do que a da água. Essas propriedades são explicadas corretamente nas alternativas abaixo, **EXCETO** em:

- O etanol é solúvel em água porque forma ligações de hidrogênio com a mesma.
- O etanol dissolve gorduras porque tem uma parte apolar em sua estrutura.
- O etanol é mais volátil que a água porque suas ligações intermoleculares são mais fracas do que as da água.
- O etanol é menos denso que a água porque sua temperatura de ebulição é menor do que a da água.

3) Substâncias químicas de interesse industrial podem ser obtidas por meio de extração de plantas, produzidas por micro-organismos, sintetizadas em laboratórios, entre outros processos de obtenção. Abaixo é apresentado um esquema de reação para obtenção de uma substância utilizada como flavorizante na indústria de alimentos.

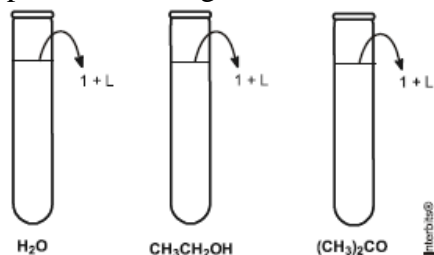


Em relação às propriedades físicas das substâncias **2** e **3**, a substância

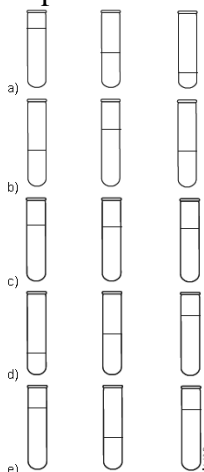
- 3** é mais solúvel em água do que a substância **2**.
- 3** é mais solúvel em solvente polar do que a substância **2**.
- 2** é mais solúvel em solvente apolar do que a substância **3**.

- d) **2** é mais solúvel em água do que a substância **3**.  
 e) **2** e a substância **3** apresentam a mesma solubilidade em água.

4) Três substâncias, água ( $\text{H}_2\text{O}$ ), etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) e acetona ( $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ ) foram adicionadas em três tubos de ensaio, na mesma quantidade em volume, conforme figura apresentada a seguir.



Considerando-se a volatilidade das substâncias presentes nos tubos, após um determinado tempo, a figura que representa as quantidades em volume das substâncias à temperatura ambiente é:



5) Propriedades como temperatura de fusão, temperatura de ebulição e solubilidade das substâncias estão diretamente ligadas às forças intermoleculares. Tomando-se como princípio essas forças, indique a substância (presente na tabela a seguir) que é solúvel em água e encontra-se no estado líquido à temperatura ambiente ( $30^\circ\text{C}$ .)

Substância	Ponto de fusão ( $^\circ\text{C}$ )	Ponto de ebulição ( $^\circ\text{C}$ )
$\text{H}_2$	- 259,1	- 252,9
$\text{N}_2$	- 209,9	- 195,8
$\text{C}_6\text{H}_6$	5,5	80,1
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	- 115,0	78,4
$\text{Kl}$	681,0	1330,0

- a)  $\text{H}_2$   
 b)  $\text{N}_2$   
 c)  $\text{C}_6\text{H}_6$   
 d)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$   
 e)  $\text{KCl}$