

### B.3 – Ligações Intermoleculares

Iniciada a nossa viagem ao mundo sub-microscópico, no qual o átomo tem um papel fundamental para nos ajudar a compreender a formação de iões e de moléculas, vamos aprender algo mais sobre as moléculas.

É realmente muito grande a variedade de moléculas conhecidas, que apresentam também diferenças de forma. Por que razão têm as moléculas formas diferentes? Dizendo de outro modo, por que razão têm as moléculas geometrias diferentes? E que implicações acarretam essas diferenças?

A geometria molecular é um parâmetro fundamental para prever a polaridade de uma molécula. E esta previsão é determinante, já que permite inferir sobre o tipo e intensidade de interações que se podem estabelecer entre as moléculas, na substância pura, ou com átomos, iões, ou moléculas de outras substâncias.

As forças que unem os átomos dentro da molécula são intensas, cada molécula é uma entidade, uma partícula discreta, separada de todas as outras por espaços vazios. A água, por exemplo, é constituída por moléculas. Cada uma consiste num agregado de três átomos, um do elemento oxigénio ligado por ligações covalentes a dois átomos de hidrogénio. Entretanto, por que será que as numerosíssimas moléculas de um copo de água não se difundem todas, instantaneamente, na atmosfera circundante? O que as mantém unidas? Quando a temperatura diminui e a água congela, como é que as mesmas moléculas se agregam num sólido compacto?

As forças que existem entre as moléculas – forças intermoleculares – não são tão fortes como as ligações iónicas ou covalentes, mas são muito importantes, sobretudo quando se deseja explicar propriedades macroscópicas de materiais. As forças intermoleculares permitem-nos compreender a existência de três estados físicos; sem elas apenas existiria o estado gasoso.

É também com base nas forças intermoleculares que interpretamos:

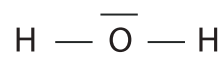
- As diferentes solubilidades de solutos em solventes, como a solubilidade de um elevado número de sais e de outros compostos em água (hidrossolúveis);
  - A enorme afinidade das gorduras, na sua maioria apolares ou pouco polares, para determinados compostos apolares (lipossolúveis), como algumas substâncias constituintes de óleos e cremes destinados à higiene ou relacionados com a saúde;
  - Como atuam sabões e detergentes na limpeza de tecidos e da pele;
  - Os estados sólido e líquido da água, numa elevada gama de temperaturas e, ainda, porque flutua o gelo em água....
- Eis mais algumas questões para as quais vamos procurar respostas no âmbito deste subtema:

- *Como é que a geometria das moléculas condiciona a sua polaridade?*
- *Como é que a polaridade das moléculas se relaciona com ligações intermoleculares?*
- *Que relações se podem estabelecer entre ligações intermoleculares e solubilidade?*
- *O que são substâncias lipossolúveis? E hidrossolúveis?*
- *Como funcionam os sabões e os detergentes?*

### B.3.1 Geometria molecular e polaridade das moléculas

Os átomos de uma molécula não estão dispostos de uma forma qualquer. Eles ligam-se numa distribuição tridimensional que corresponde à sua **geometria molecular**.

A partir da fórmula química da água,  $\text{H}_2\text{O}$ , é possível escrever a fórmula de estrutura:



Mas diversos estudos, utilizando métodos teóricos e experimentais, mostram que as ligações O-H nesta molécula formam um ângulo de  $105^\circ$ , aproximadamente (Fig.1).

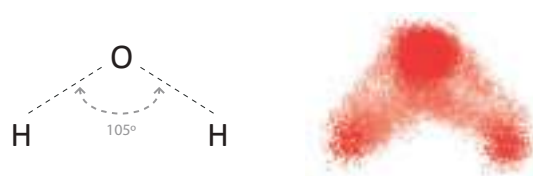


Figura 1 – Representações da geometria da molécula da água.

A molécula da água tem, assim, uma **geometria angular**.

#### 3.1.1 Geometrias moleculares mais simples

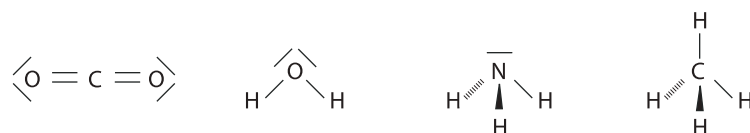
As moléculas podem ter geometrias muito complexas, mas as mais comuns, das moléculas mais simples, apresentam-se na tabela 1.

Nome	Geometria	Exemplo
Geometria linear		Dióxido de carbono $\text{CO}_2$
Geometria angular		Água $\text{H}_2\text{O}$
Geometria triangular plana		Fluoreto de boro $\text{BF}_3$
Geometria piramidal		Amoníaco $\text{NH}_3$
Geometria Tetraédrica		Metano $\text{CH}_4$

Tabela 1 – Geometrias mais comuns de moléculas simples.

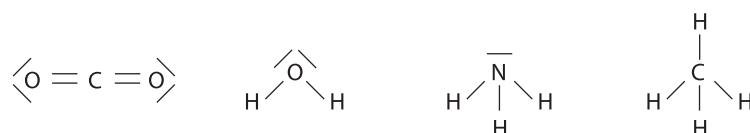
A geometria das moléculas pode representar-se por **fórmulas de estrutura estereoquímicas**, ou seja,

representações que indicam a disposição espacial relativa dos átomos nas moléculas.



Nos exemplos utilizados, as ligações a tracejado (N ..... H ou C ..... H) significam que os átomos de H estão para lá do plano do papel. As ligações de traços mais grossos significam que os átomos de H estão para cá do plano do papel. As restantes são ligações em que os núcleos dos átomos envolvidos estão sobre o plano do papel.

É frequente simplificar-se as representações destas moléculas não distinguindo os traços:



### 3.1.2 Teoria da Repulsão de Pares Eletrónicos de Valência

Para interpretar a geometria das moléculas e, até, prever tipos de geometria, usa-se a **Teoria da Repulsão de Pares Eletrónicos de Valência** (TRPEV). De acordo com a TRPEV:

O arranjo dos átomos numa molécula é aquele de que resulta maior estabilidade molecular.



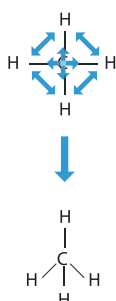
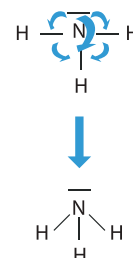
Tal acontece quando são mínimas as repulsões entre eletrões de valência ligantes e não-ligantes.



Apesar de as repulsões serem eletrostáticas, a estabilidade molecular resulta também de os eletrões com o mesmo *spin* tenderem a afastar-se.

Partindo das fórmulas de estrutura, apliquemos a TRPEV a dois casos: moléculas de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , e de metano,  $\text{CH}_4$ .

Na molécula de amoníaco, o par não-ligante em N e os pares ligantes N–H, repelem-se entre si, obrigando as ligações N–H a aproximarem-se. Por sua vez, os pares ligantes N–H repelem-se também entre si, tendendo a afastar as ligações N–H umas das outras. O valor mínimo do conjunto destas repulsões corresponderá a uma geometria piramidal para a molécula de amoníaco.



Na molécula de metano não existem pares de eletrões não-ligantes. Então, as ligações C–H repelem-se entre si afastando-se o máximo possível. O valor mínimo do conjunto destas repulsões corresponderá a uma geometria tetraédrica para a molécula de metano.

A tabela 2 mostra aplicações da TRPEV a quatro exemplos de moléculas com geometrias diferentes.

	Elétrons de valência e suas repulsões	Estabilidade e geometria molecular
CO <sub>2</sub>	<p>Apenas os átomos de oxigênio têm pares de elétrons não-ligantes; no átomo central, C, os elétrons de valência são todos ligantes. Há, então, que realçar as repulsões entre pares:</p> <p><b>Ligantes ↔ ligantes (R)</b></p>	<p>A estabilidade da molécula é máxima, as repulsões são mínimas, quando os núcleos dos átomos estão em linha reta.</p> <p><b>Geometria linear</b></p>
H <sub>2</sub> O	<p>Além dos pares ligantes, há dois pares de elétrons de valência não ligantes no átomo central, O. Assim, há que considerar repulsões entre pares:</p> <p><b>Ligantes ↔ ligantes (R)</b>  <b>Ligantes ↔ não ligantes (R')</b>  <b>Não ligantes ↔ não ligantes (R'')</b></p>	<p>A estabilidade da molécula é máxima, as repulsões são mínimas, quando os núcleos dos átomos da molécula estão no mesmo plano.</p> <p><b>Geometria angular</b></p>
NH <sub>3</sub>	<p>Além dos pares ligantes, existe um par de elétrons de valência não ligantes em N, de que resulta uma distribuição não simétrica dos átomos de H em torno de N, pois há repulsões entre pares:</p> <p><b>Ligantes ↔ ligantes (R)</b>  <b>Ligantes ↔ não ligantes (R')</b></p>	<p>A estabilidade da molécula é máxima, as repulsões são mínimas, quando os átomos se distribuem segundo uma pirâmide triangular. O átomo N ocupa o vértice dessa pirâmide e os átomos H os vértices do triângulo da base</p> <p><b>Geometria piramidal</b></p>
CH <sub>4</sub>	<p>Como não há qualquer par de elétrons de valência não-ligantes, apenas tem que se considerar as repulsões entre pares ligantes. Compreende-se, assim, que haja uma distribuição simétrica dos átomos de hidrogênio em torno do átomo de carbono – iguais ângulos de ligação.</p> <p><b>Ligantes ↔ ligantes (R)</b></p>	<p>A estabilidade da molécula é máxima, as repulsões são mínimas, quando os átomos se distribuem segundo um tetraedro cujos vértices são ocupados por átomos de hidrogênio e em cujo centro está o átomo de carbono.</p> <p><b>Geometria tetraédrica</b></p>

Tabela 2 – Aplicações da TRPEV.

## Atividade



### Construir modelos moleculares

Os modelos moleculares são representações das moléculas que evidenciam os aspetos mais importantes da sua geometria. Na figura seguinte, a esfera maior, vermelha, representa um átomo de oxigénio e as esferas mais pequenas, brancas, representam átomos de hidrogénio.



1. Procede do seguinte modo, para construir modelos moleculares:

**A** – Corta pequenos cubos de esferovite e transforma-os em esferas;

**B** – Espeta as esferas na ponta de um palito e aquece-as ligeiramente numa chama. A esferovite funde ligeiramente, adquirindo uma superfície dura. Esferas de tamanhos diferentes corresponderão a átomos diferentes;

**C** – Podes pintar as esferas usando o seguinte código de cores: hidrogénio – branco; carbono – preto; oxigénio – vermelho; azoto – azul; cloro – verde;

**Nota:** os átomos não têm cor; pintam-se as esferas de esferovite para distinguir os diferentes átomos que se representam nos modelos moleculares

**D** – Para representar ligações duplas e triplas, utiliza dois ou três palitos, respetivamente.

2. Considera as seguintes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$     $\text{HCN}$     $\text{NH}_3$     $\text{BH}_3$     $\text{CH}_4$

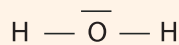
a) Identifica a geometria de cada molécula.

b) Usa modelos moleculares para as representar.

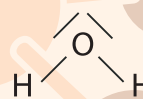
## Questão



Discute a geometria da molécula de água,  $\text{H}_2\text{O}$ , com base na TRPEV e partindo da fórmula de estrutura:



**Resposta:** Há dois pares de eletrões de valência não-ligantes no átomo central e dois pares ligantes nas ligações O – H, resultando em múltiplas repulsões entre pares ligantes e não ligantes. O valor mínimo do conjunto destas repulsões corresponde à estabilidade máxima da molécula de água, que ocorrerá para uma geometria angular.



### 3.1.3 Eletronegatividade

As variações da energia de ionização,  $E_i$ , e da afinidade eletrónica,  $E_{ae}$ , verificadas de átomo para átomo permitem compreender que, na formação de ligações, um deles pode exercer maior atração sobre os eletrões ligantes. Por exemplo, o átomo de cloro, Cl, tem valores elevados para a afinidade eletrónica e para a energia de ionização. Tal traduz a forte tendência do cloro para atrair e fixar eletrões.

Na ligação entre cloro e hidrogénio, por exemplo na molécula HCl, os eletrões da ligação são mais atraídos pelo átomo de cloro do que pelo de hidrogénio. Diz-se que o cloro é mais eletronegativo do que o hidrogénio.

A **eletronegatividade** indica a tendência de um átomo para atrair para si os eletrões que formam a ligação química em que intervêm.

As eletronegatividades dos átomos podem assumir valores numéricos, de acordo com escalas, como a utilizada no excerto da Tabela Periódica (TP) da figura 2.

Li <sup>1,0</sup>	Be <sup>1,5</sup>	B <sup>2,0</sup>	C <sup>2,5</sup>	N <sup>3,0</sup>	O <sup>3,5</sup>	F <sup>4,0</sup>
Na <sup>0,9</sup>	Mg <sup>1,2</sup>	Al <sup>1,5</sup>	Si <sup>1,8</sup>	P <sup>2,1</sup>	S <sup>2,5</sup>	Cl <sup>3,0</sup>

Figura 2 – Valores de eletronegatividade de elementos dos 2º e 3º períodos da Tabela Periódica.

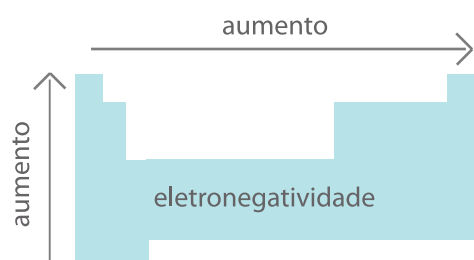


Figura 3 – Variação da eletronegatividade na TP.

Em geral, a eletronegatividade aumenta ao longo de cada período, da esquerda para a direita, tal como a energia de ionização ( $E_i$ ) e a afinidade eletrónica ( $E_{ae}$ ). Como a soma dos valores de  $E_i + E_{ae}$ , em geral, aumenta ao «subir» cada grupo, a eletronegatividade também aumenta dessa maneira, como a figura 3 indica.

### 3.1.4 Ligações polares e apolares

**Ligação covalente polar:** quando dois átomos são diferentes, em geral, a atração dos eletrões da ligação pelos dois núcleos origina uma distribuição **assimétrica** da nuvem eletrónica; é mais densa junto do núcleo que atrai mais os eletrões.



A palavra *polar* advém de existirem dois pólos elétricos, positivo e negativo, na ligação, o que é representado por  $\delta^+$  e  $\delta^-$ . Uma ligação polar forma um **dipolo elétrico**, que se representa por um vetor que aponta para o átomo mais eletronegativo.



**Ligação covalente apolar:** quando dois átomos são iguais, os eletrões da ligação são igualmente atraídos por ambos os núcleos, resultando numa nuvem eletrónica **simétrica**.



De modo idêntico ao que acontece com as ligações, também às moléculas podem corresponder **dipolos elétricos**, o que depende da:

- Polaridade de cada ligação;
- Geometria molecular.

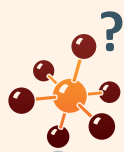
Como se disse, a polaridade de uma ligação pode traduzir-se por um vetor que aponta para o átomo mais eletronegativo, o **vetor momento dipolar**,  $\vec{\mu}$ . A polaridade da molécula obtém-se somando os vetores momento dipolar definidos por cada ligação.

As moléculas CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O têm ligações polares, respetivamente C-O e H-O, mas apenas a molécula H<sub>2</sub>O é polar. A polaridade da molécula depende também da sua geometria (Tab. 3)!

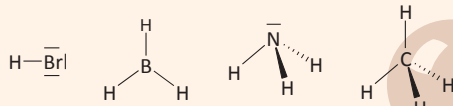
Água	Dióxido de carbono
<p><math>\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2</math></p> <p>A geometria é angular Há dois vetores cuja soma não é nula Molécula H<sub>2</sub>O é polar</p>	<p><math>\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{0}</math></p> <p>A geometria é linear Há dois vetores cuja soma é nula A molécula CO<sub>2</sub> é apolar</p>

Tabela 3 – Momentos dipolares resultantes em H<sub>2</sub>O e CO<sub>2</sub> e polaridade molecular.

## Questão



Observa as seguintes fórmulas de estrutura. Prevê e explica as polaridades das respetivas moléculas.



**Resposta:** - Em HBr há uma ligação entre dois átomos diferentes, com diferentes eletronegatividades, por isso a molécula é polar.

-Em BH<sub>3</sub> existem dipolos nas três ligações H-B e, dada a geometria triangular plana (com ângulos de 120°), a soma dos vetores momento dipolar é nula, pelo que a molécula é apolar.

- Em NCl<sub>3</sub> existem dipolos nas três ligações N-Cl e, dada a geometria piramidal, a soma dos vetores momento dipolar não é nula, pelo que a molécula é polar.

- Em CH<sub>4</sub> existem dipolos nas quatro ligações H-C, mas, dada a geometria tetraédrica, a soma dos vetores momento dipolar é nula, pelo que a molécula é apolar.

### B.3.2 Polaridade das moléculas e ligações intermoleculares

As **ligações intramoleculares** são as que mantêm os átomos ligados entre si nas moléculas. As ligações que se estabelecem de molécula para molécula, entre várias moléculas, que resultam de forças atrativas entre elas, são chamadas **ligações intermoleculares**. Esta designação não se limita a ligações entre moléculas, pois aplica-se também a situações em que estão envolvidas outras entidades, como iões (por exemplo em soluções aquosas) ou átomos (por exemplo nos gases nobres).

Apesar das intensidades das ligações intermoleculares serem muito inferiores às das ligações intramoleculares (ligações entre átomos constituintes da molécula), são suficientes para manter a coesão de numerosos materiais.

É com base nas ligações intermoleculares que se explicam propriedades dos materiais, como o estado físico. Todos os materiais são constituídos por entidades (átomos, moléculas, iões) que interatuam entre si, mais ou menos, através de ligações intermoleculares, que se traduzem em diferentes graus de coesão e diferentes estados físicos: gasoso, líquido e sólido.

	Sólidos	Líquidos	Gases
Intensidade das forças intermoleculares	Grande	Considerável	Muito pequena
Distância média entre entidades constituintes	Pequena	Pequena	Grande
Liberdade de movimentos das entidades constituintes	Pequena	Considerável	Grande
Arrumação das entidades constituintes	Regular	Desordenada	Caótica

Tabela 4 – Características sub-microscópicas de sólidos líquidos e gases.

Existem vários tipos de ligações intermoleculares, mas todos eles dependem de dipolos elétricos.

### 3.2.1 Ligações dipolo instantâneo – dipolo induzido

A necessidade de existirem dipolos para que haja ligações intermoleculares parece contraditória com o facto de elas também existirem entre moléculas apolares, como é o caso do iodo. No iodo existem forças intermoleculares, que até são mais intensas do que noutros casos, por exemplo no iodeto de hidrogénio, HI, caso contrário este não se apresentaria no estado gasoso e o iodo no estado sólido! Isto explica-se porque as moléculas apolares, como as de iodo, sofrem, por instantes, distorções na sua nuvem eletrónica, que provocam a formação de dipolos elétricos instantâneos, mais ou menos intensos. Estes dipolos induzem outros dipolos em moléculas próximas.

Os dipolos temporários criados por estes efeitos de polarização são suficientes para que existam forças atrativas entre as moléculas (Fig. 4). A estas ligações **dipolo instantâneo – dipolo induzido** chamam-se também **forças de London** ou **de dispersão**.



Figura 4 – Ligações dipolo instantâneo – dipolo induzido.

### 3.2.2 Ligações dipolo – dipolo

No caso de moléculas polares, os dipolos são permanentes. Tais moléculas tendem a aproximar pólos de sinal contrário, aumentando as forças atrativas (Fig.5). Tais interações **dipolo – dipolo** permitem explicar, por exemplo, a facilidade com que a água e a acetona,  $C_3H_6O$ , se misturam: tanto a água como a acetona são constituídas por moléculas polares.

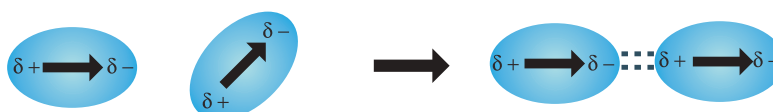


Figura 5 – Ligações dipolo – dipolo.

Entre moléculas polares surgem também forças de London porque, apesar de terem dipolos permanentes, as moléculas polares sofrem também outras distorções instantâneas de nuvens eletrónicas – o efeito de polarização descrito anteriormente.



### 3.2.3 Ligações ião – dipolo

Numa solução aquosa com iões, por exemplo de NaCl em água, surgem forças intermoleculares algo semelhantes às anteriores. Cada ião é rodeado de moléculas de água que, sendo polares, viram o pólo de sinal contrário para cada ião; surgem assim ligações **ião – dipolo permanente** (Fig. 6). Também aqui surgem forças de London, pois tanto as moléculas polares como os iões sofrem os fenómenos de polarização que os caracterizam.

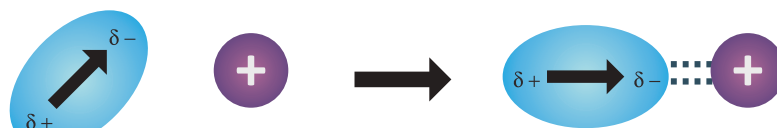


Figura 6 – Ligações ião – dipolo.

A facilidade com que a água forma ligações do tipo ião-dipolo permite explicar a formação de **sais hidratados** – sais que incorporam moléculas de água na sua estrutura. As moléculas de água retidas no cristal iónico chamam-se **águas de hidratação** ou de cristalização.

Na fórmula química, a hidratação indica-se através de um ponto seguido do número de moléculas de água. No caso da figura 7 será  $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Por exemplo, a fórmula do sulfato de cobre penta-hidratado é  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  e significa que para cada conjunto  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  existem cinco moléculas de água de hidratação. O sulfato de níquel (II) pode ter um número variável de águas de hidratação. Nesse caso escreve-se  $\text{NiSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .



Figura 7 – Cristais de sulfato de cobalto hepta-hidratado.

## Sobrevivência e qualidade de vida

### Solventes apolares



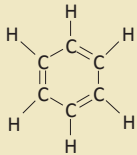
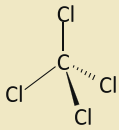
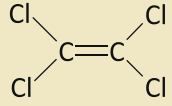
Os solventes apolares são sempre nocivos ou tóxicos:

- Têm grande afinidade para as gorduras e, de um modo geral, provocam danos no fígado e nos rins;
- São muito voláteis, isto é, passam facilmente ao estado gasoso, o que facilita a sua inalação.

Contudo, têm grande utilidade, pois são essenciais para dissolver substâncias apolares, como gorduras, tintas, vernizes, colas, etc. São muito usados em tira-nódoas (produtos comercializados para remover manchas de sujidade) e em limpeza a seco.

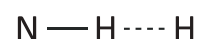
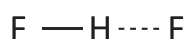
Na limpeza a seco a água é substituída por um líquido apolar. Este líquido remove facilmente gorduras que estão na base da sujidade mais comum. Atualmente, usa-se o percloroetileno na limpeza a seco, por ser menos perigoso que solventes utilizados no passado, como o benzeno e o tetracloreto de carbono.

## Sobrevivência e qualidade de vida (continuação)

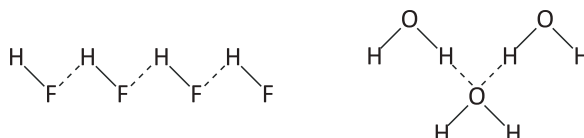
Benzeno	Tetracloroeto de carbono	Percloroetileno
		
<ul style="list-style-type: none"> <li>Foi usado em limpeza a seco, para remover tintas, e como solvente laboratorial.</li> <li>Já não é usado como solvente por ser muito tóxico. Provou-se causar cancro.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Foi usado em limpeza a seco.</li> <li>Está proibido na maioria dos países por ser poluente (destrói a camada de ozono) e tóxico.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>É o líquido de limpeza a seco atualmente mais usado.</li> </ul>

### 3.2.4 Ligações por pontes de hidrogénio

As ligações intermoleculares que se estabelecem entre moléculas de água são mais fortes que as resultantes de simples interações dipolo-dipolo. Elas são muito mais fortes que a generalidade das ligações intermoleculares. Isto sucede porque a molécula da água tem ligações O-H, as quais são fortemente polares, tal como sucede noutras moléculas em que existe hidrogénio ligado a um átomo muito eletronegativo, como o oxigénio, flúor ou azoto:



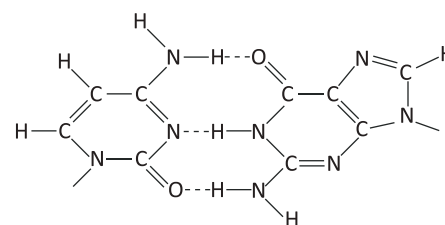
O átomo H, como pólo positivo, faz ponte entre dois átomos mais eletronegativos. Chamam-se a estas interações **ligações de hidrogénio** ou **por pontes de hidrogénio**.



As ligações de hidrogénio permitem explicar a elevada solubilidade de álcoois e de açúcares em água, pois estas duas classes de compostos têm ligações O-H, tal como a água.

A existência de ligações de hidrogénio entre duas moléculas não invalida que, ao mesmo tempo, existam, entre essas moléculas, ligações dipolo-dipolo e forças de London, pois também nelas existem os fenómenos de atração entre dipolos e de polarização correspondentes, descritos anteriormente.

As ligações de hidrogénio têm grande importância em Biologia. As moléculas de grande dimensão indispensáveis à manutenção da vida, como as proteínas e as enzimas, alinham-se de uma maneira ordenada, para exercerem as suas funções biológicas. Esse alinhamento é conseguido com ligações de hidrogénio. Também a estrutura em dupla hélice do ADN, que transmite características genéticas, se estabelece através de ligações de hidrogénio.



## Questão



Associa as várias letras da coluna da esquerda aos números da coluna da direita.

Substâncias ou suas misturas	Forças intermoleculares predominantes
A – Amoníaco, $\text{NH}_3$	1. Ligações de hidrogénio
B – NaCl em solução aquosa	2. Dipolo – dipolo
C – Etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	3. Ião – dipolo
D – Tetracloreto de carbono, $\text{CCl}_4$	4. Dipolo instantâneo – dipolo induzido
E – Sulfureto de hidrogénio, $\text{H}_2\text{S}$	

**Resposta:** A – 1; B – 3; C – 1; D – 4; E – 2. Trata-se de identificar as forças intermoleculares predominantes. Note-se que em A e C existem simultaneamente 1, 2 e 4, em B existem 3 e 4, em D existe apenas 4 e em E existem 2 e 4.

## Atividade



Acede a sítios na Internet com animações computacionais sobre ligações intermoleculares.

<http://www.molecularium.net/pt/ligintermol/interaccoes/index.html> – Simulação computacional de interações entre barras eletrizadas e diversos líquidos. Inclui representações a nível sub-microscópico.

<http://www.molecularium.net/pt/ligintermol/dipolo/index.html> – Animação com explicação, a nível sub-microscópico, das ligações dipolo instantâneo – dipolo induzido.

### B.3.3 Ligações intermoleculares e solubilidade

A palavra **solubilidade**, para além de outros significados, traduz a possibilidade de um soluto se dissolver melhor ou pior num solvente.

Quando um soluto é **solúvel** num solvente forma-se uma solução, isto é, uma mistura homogénea. Em alguns casos a dissolução é apenas parcial, isto é, apenas uma parte do soluto se dissolve no solvente. Noutros casos, não há praticamente dissolução e diz-se que o soluto é **insolúvel** no solvente.

A solubilidade depende do par soluto-solvente. Por exemplo, o cloreto de sódio é solúvel em água e em éter etílico, mas insolúvel em acetona. Já as gorduras são solúveis em éter etílico e acetona, mas insolúveis em água.

A solubilidade depende também da temperatura e da pressão atmosférica. Por exemplo:

- A solubilidade da maioria dos sais em água aumenta com o aumento da temperatura;
- A solubilidade de gases em água diminui com o aumento da temperatura;
- O aumento da pressão faz aumentar a solubilidade de gases em água.

Ao nível sub-microscópico, a solubilidade depende, além de outros fatores, do tipo de interações que se estabelecem entre as entidades constituintes do solvente e as do soluto.

Duas substâncias que tenham ligações intermoleculares semelhantes entre as suas entidades constituintes terão interações soluto-solvente suficientemente fortes para formarem soluções.

A frase «**igual dissolve igual**» traduz esta ideia, de uma forma simplificada.

### 3.3.1 Solventes mais comuns

O solvente mais importante é a água, mas o etanol (álcool etílico) e a acetona são também solventes polares com inúmeras aplicações.

#### Água, H<sub>2</sub>O

Molécula polar, com ligações O–H

Ligações intermoleculares mais importantes em água: dipolo-dipolo e ligações de hidrogénio.

A água é um bom solvente de inúmeras substâncias, incluindo:

- **Sais**, pois estabelece com os iões interações do tipo ião-dipolo (mas note-se que há sais insolúveis em água);
- **Açúcares e álcoois**, pois estabelece ligações de hidrogénio com os múltiplos grupos OH existentes nas moléculas destes compostos;
- **Ácidos**, pois, além de outros efeitos, estabelece ligações dipolo-dipolo e ligações de hidrogénio com moléculas destes compostos.

Devido à multiplicidade de substâncias que consegue dissolver, a água é a base dos fluidos do corpo humano, e de outros seres vivos, como o sangue, o suor, as lágrimas ou a urina. É o solvente em muitos alimentos, medicamentos, produtos de higiene e de limpeza.

#### Etanol, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH

Molécula polar, com ligações O–H

Ligações intermoleculares mais importantes no etanol: dipolo-dipolo e ligações de hidrogénio.

Componente mais importante das bebidas alcoólicas. É usado como solvente em medicamentos (as tinturas) e em álcool sanitário, devido ao seu poder desinfetante. Usa-se em tintas de canetas e em produtos de limpeza. Também é usado como combustível.

#### Acetona, C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O

Molécula polar

Ligações intermoleculares mais importantes na acetona: dipolo-dipolo

A acetona é um bom solvente de alguns produtos como vernizes e tintas.

É usada como componente de removedores de verniz para pintar unhas, supercola e silicone.

É inadequada para limpar plásticos, pois dissolve facilmente alguns deles.



Existem muitas substâncias que não são solúveis em água e noutros solventes polares, mas que se dissolvem em solventes **apolares**. Os solventes apolares são utilizados, por exemplo, nos tira-nódoas para remover gorduras, que são, na sua maioria, apolares ou pouco polares.

### Benzina ou éter de petróleo

Mistura de pentano e hexano principalmente, que são constituídos por moléculas apolares.  
Ligações intermoleculares mais importantes na benzina: dipolo instantâneo-dipolo induzido.



É usada como solvente em tinturaria, em lavagens a seco, como desengordurante (tira-nódoas de óleos e gorduras) e na remoção de adesivos.

### Querosene ou petróleo doméstico

É uma mistura complexa de hidrocarbonetos, a maioria dos quais são constituídos por moléculas apolares.  
Ligações intermoleculares predominantes no querosene: dipolo instantâneo-dipolo induzido.

É usado como solvente, em inseticidas e na produção de asfaltos diluídos para pavimentação, e como líquido de limpeza para óleos, gorduras e alcatrão. Também é utilizado em iluminação, em aquecimento residencial, e como combustível para aviação.

## Sobrevivência e qualidade de vida

### Limpar com solventes



Certas nódoas ou manchas de sujidade podem ser removidas por aplicação de um solvente apropriado. Neste caso, é necessário que o solvente tenha a mesma natureza (polar, pouco polar ou apolar) da nódoa ou mancha de sujidade.

Se for uma nódoa de tinta em tecido, coloca-a por cima de um papel absorvente e com um pano molhado no solvente apropriado aplica-o sobre a nódoa (do exterior para o centro).

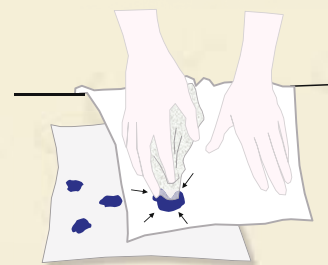
Vai substituindo o papel e limpando o pano com que esfregas a nódoa. Repete este processo as vezes necessárias até removeres a nódoa. O papel por baixo do tecido começará a absorver parte da tinta e deves substituí-lo frequentemente.

**Tinta de caneta** - depende se é tinta à base de água ou de álcool, o que podes saber cheirando-a.

- Para tinta à base de água utiliza uma mistura de água e detergente da loiça.

- Para tinta à base de álcool, mais difícil de remover, utiliza álcool etílico, ou laca para o cabelo (que contém álcoois).

**Gorduras e graxa**- em tecidos, aplica primeiro pó de talco ou farinha. Raspa e sacode. Limpa com um solvente apolar e, por fim, lava com água quente e detergente da loiça.



## Sobrevivência e qualidade de vida (continuação)

### Solventes apolares ou pouco polares:

- Benzina (petróleo de iluminação);
- Querosene (gasolina de isqueiro);
- Diluentes;
- Éter etílico;
- Gasolina;
- Aguarrás (essência de terebintina).



Nocivo (n)



Irritante (i)

São todos facilmente inflamáveis e nocivos. Evita a inalação direta. Aplica-os em local bem ventilado e longe de fontes de ignição.

Testa sempre o solvente numa parte não exposta do objeto a limpar. Muitos tecidos, plásticos e revestimentos são também solúveis neles!

**Adesivos e autocolantes:** Usa acetona para os remover em peças de vidro ou metal. Certos plásticos e tecidos são muito solúveis em acetona, que os destrói. Nesse caso, tenta remover a nódoa com um óleo para cozinhar. Por fim, lava com água e detergente.

**Alcatrão:** limpa com um óleo, vaselina ou com um solvente apolar.

### 3.3.2 Substâncias hidrossolúveis e lipossolúveis

Em saúde, higiene e cosmética é comum utilizar-se as designações seguintes:

**Lipossolúvel** - solúvel em lípidos. Refere-se a uma substância apolar;

**Hidrossolúvel** - solúvel em água. Refere-se a uma substância polar.

Os óleos e gorduras são lipossolúveis, pelo que a afinidade é mútua: substâncias lipossolúveis têm afinidade para óleos e gorduras e vice-versa. A diferença fundamental entre óleos e gorduras é que os primeiros são líquidos à temperatura ambiente enquanto as segundas são sólidas.

A afinidade por gorduras confere às substâncias lipossolúveis a facilidade em penetrarem nas membranas biológicas, o que regula:

- A absorção de fármacos pelo organismo;
- A ação de cremes na pele;
- A acumulação de poluentes pelos organismos vivos.

### 3.3.3 Sabões e detergentes

Os produtos mais comuns em higiene e limpeza são os sabões. Os **sabões** são sais solúveis em que catiões sódio se ligam a aniões de cadeia longa. Estes aniões têm (Fig. 8):

- Uma extremidade com afinidade para a água – hidrofílica;
- Uma extremidade com afinidade para a sujidade – hidrofóbica.

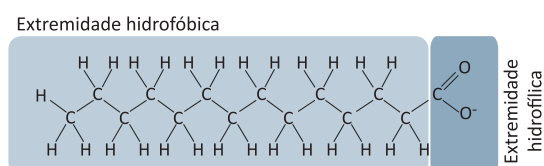


Figura 8 – Anião de sabão.

Os aniões presentes no sabão formam **micelas**: são agregados esféricos dos referidos iões, em que a extremidade hidrofóbica está apontada para o interior, criando um ambiente hidrofóbico, onde se podem acumular materiais apolares, como os constituintes da sujidade. O exterior da micela é polar, o que permite mantê-la em suspensão na água de lavagem. O sabão remove a sujidade das superfícies mantendo-a em suspensão, confinada dentro das micelas (Fig. 9).

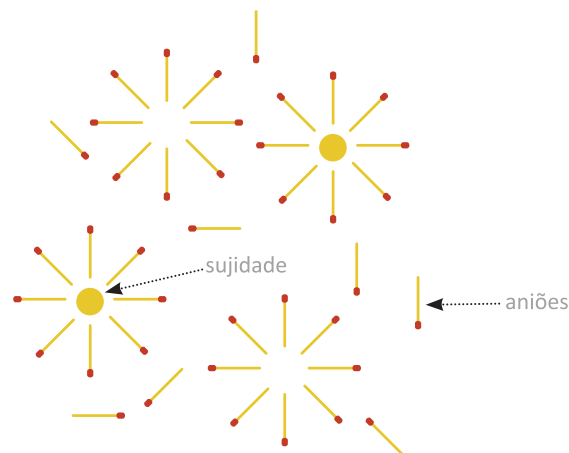
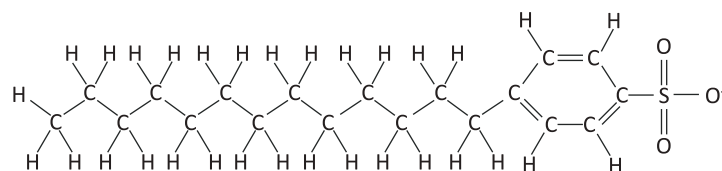


Figura 9 – Os aniões rodeiam as partículas de sujidade, mantendo-as na solução.

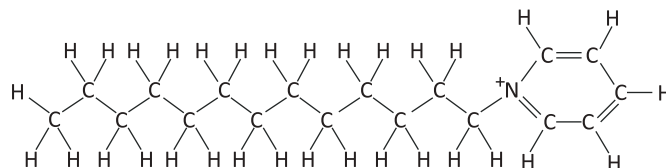
Os **sabonetes** são simplesmente sabões perfumados e melhorados para o fim a que se destinam – higiene pessoal.

Os **detergentes** são compostos com sais semelhantes aos dos sabões, em que há iões com uma extremidade hidrofílica e com outra hidrofóbica, mas com uma estrutura diferente.

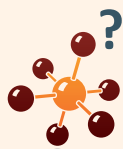
Se os iões com estas características (uma extremidade hidrofílica e outra hidrofóbica) forem aniões, os detergentes classificam-se como aniónicos, por exemplo:



e se forem catiões designam-se catiónicos, por exemplo:



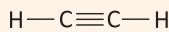
## Questão



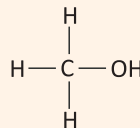
Considera os seguintes compostos:



Sulfureto de hidrogénio



etino



metanol

Qual é o mais solúvel em água? Justifica.

**Resposta:** É o metanol.

- A água é um solvente polar em que coexistem diversas forças intermoleculares, incluindo ligações de hidrogénio. O composto em que existam forças intermoleculares com características semelhantes a estas será o mais solúvel em água.
- O etino é constituído por moléculas apolares, cujas forças intermoleculares não se assemelham à maioria das presentes em água.
- O sulfureto de hidrogénio é constituído por moléculas polares, com diversos tipos de forças intermoleculares semelhantes às presentes em água, exceto as ligações por pontes de hidrogénio.
- O metanol é constituído por moléculas polares, com forças intermoleculares que incluem todos os tipos das presentes em água, incluindo pontes de hidrogénio, por o grupo O-H integrar a respetiva estrutura molecular.

## Atividade



Accede a sítios na Internet com animações computacionais sobre a ação de detergentes.

[http://www.yteach.ie/page.php/resources/view\\_all?id=fat\\_sugar\\_reaction\\_soap\\_polysaccharides\\_carbohydrates\\_diet\\_t\\_page\\_13&from=search](http://www.yteach.ie/page.php/resources/view_all?id=fat_sugar_reaction_soap_polysaccharides_carbohydrates_diet_t_page_13&from=search) – Vídeo com animação sobre o caráter hidrofílico e hidrofóbico de um detergente aniónico.

[http://www.yteach.com/page.php/resources/view\\_all?id=colloid\\_water\\_emulsy\\_agent\\_coagulation\\_soap\\_detergent\\_t\\_page\\_16&from=search](http://www.yteach.com/page.php/resources/view_all?id=colloid_water_emulsy_agent_coagulation_soap_detergent_t_page_16&from=search) – Vídeo com animação sobre a estrutura de micelas.

### B.3.4 Testes laboratoriais de solubilidade

Para testar a solubilidade de solutos em solventes é preciso misturar uns com os outros. Para tal, é necessário cumprir regras específicas de segurança relativas à manipulação dos vários reagentes, de modo a evitar:

- Acidentes;
- Contaminações;
- Produção de resíduos.

Regra de segurança	Justificação
1. Não tocar nos reagentes.	Evita-se o contacto da pele com substâncias que podem ser perigosas e evita-se a contaminação do reagente com gordura da pele ou suor.
2. Nunca cheirar ou provar reagentes.	Muitos reagentes são perigosos por inalação e por ingestão (irritantes, corrosivos, tóxicos).
3. Ler o rótulo com atenção.	O rótulo deve conter a informação de segurança necessária à manipulação do reagente.
4. Pousar a tampa do frasco de reagente com a parte interior virada para cima.	Evita-se não só a contaminação do conteúdo do frasco com resíduos existentes na mesa de trabalho, mas também que resíduos existentes na tampa sujem a mesa.
5. Segurar um frasco de líquido com o rótulo virado para a palma da mão.	O líquido escorrerá pela face oposta à do rótulo, prevenindo a destruição do rótulo e a contaminação dos restantes utilizadores.

Tabela 5 – Regras de segurança específicas para uso de reagentes.

A **experimentação** é um tipo de investigação científica em que se faz variar um *fator* para observar qual é o *efeito* produzido. Mas, tem de se garantir que não existem outras *ocorrências* que possam produzir esse mesmo efeito.

Por exemplo, caso se queira testar o grau de evaporação de solventes usados em medicamentos, é necessário escolher vários solventes (água, etanol, glicerol, etc.) e determinar o grau de evaporação, por exemplo usando uma balança para medir a perda de massa que o líquido sofre. É indispensável fixar vários fatores, por exemplo o tempo de evaporação, a área da superfície do líquido em contacto com o ar, a temperatura e a pressão atmosféricas.

- Ao fator que se varia chama-se **variável independente**; a sua escolha depende do que se pretende investigar que, por seu turno, condiciona a escolha dos solventes a testar (água, etanol, glicerol, etc.).



- Ao efeito produzido chama-se **variável dependente**, porque depende do fator que se varia. É o grau de evaporação, que se determina medindo a perda de massa do solvente, e que depende do solvente que se utiliza.

- Ao que se fixa previamente chama-se **variáveis de controlo**, porque têm de ser criteriosamente controladas: tempo de evaporação, área da superfície do líquido, temperatura e pressão atmosféricas. É essencial fixar estes fatores para garantir que o efeito observado não é devido a *ocorrências* produzidas por eles, mas sim pela variável independente em estudo.

## Atividade Laboratorial

### Testar o melhor excipiente para um medicamento



Muitos medicamentos são soluções líquidas nas quais existe um soluto, que é o componente ativo, e o excipiente, que é o veículo no qual o medicamento é transportado. Nesta atividade vamos testar o melhor excipiente para um dado componente ativo.

**A. Variável independente:** o par soluto-solvente.

1. Selecionar um componente ativo de entre os seguintes:

**Cloreto de sódio, borato de sódio, açúcar, cânfora, iodeto de potássio, ácido salicílico e iodo.**

2. Obter os seguintes veículos para testar a solubilidade:

Água, acetona, álcool etílico, glicerina, hexano ou clorofórmio.

3. Identificar os perigos potenciais de todas as substâncias que vão ser usadas (ver Anexo).

**B. Variável dependente:** solubilidade.

Num processo de dissolução:

- Os cristais do soluto desagregam-se;
- Por vezes, os cristais do soluto tornam-se translúcidos ou transparentes;
- Por vezes, os cristais do soluto colam-se às paredes do recipiente;
- A solução fica progressivamente da cor do soluto, se este for corado;
- Obtém-se, no final, uma mistura com um aspeto homogéneo.

**C. Variáveis de controlo:** todos os fatores que possam afetar a solubilidade.

**Questão 1:** Selecionar, de entre as seguintes variáveis, aquelas que se devem controlar de modo a, durante um teste de solubilidade, manter as mesmas condições:

A – temperatura ambiente    C – tempo de agitação da mistura    E – luminosidade ambiente  
B – pressão atmosférica    D – volume de solvente a usar    F – massa de soluto a usar

**Questão 2:** Das variáveis anteriores, quais as que quase não variam durante uma aula? E quais as que devem ser controladas durante a experimentação?

**D. Experimentação**

1. Recordar como se medem massas e volumes – atividade de B.3.1

2. Realizar uma experimentação que permita completar uma tabela análoga à seguinte:

Soluto (componente ativo): 0,2 g	
Solventes (excipiente): 5 ml	Registo de observações: (dissolve totalmente / dissolve parcialmente/ não dissolve)
Água	
Acetona	
Álcool etílico	
Glicerina	
Hexano ou clorofórmio	

3. Completar a tabela referida em 2.

**Questão 3:** A partir da informação registada na tabela, escolher excipientes possíveis para o soluto selecionado.

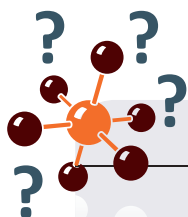


## Atividade



- Lê as questões apresentadas no início deste subtema.
- A quais pensas que sabes responder bem?
- Para quais tens resposta mas não sabes se está correta?

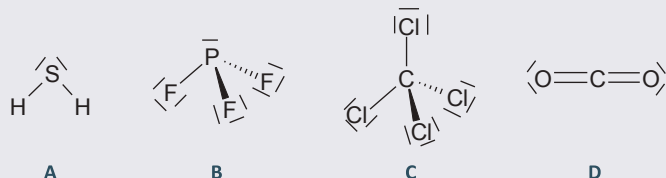
- A quais ainda não sabes responder?
- Que outras questões te surgiram neste subtema e para as quais ainda não encontraste resposta?



## Mais Questões\*



1. Associa as geometrias linear, angular, piramidal e tetraédrica às seguintes moléculas:



2. Classifica as afirmações seguintes como verdadeiras ou falsas.

- A – Todas as moléculas triatómicas têm geometria angular.  
B – Os núcleos dos átomos de moléculas triatómicas estão todos no mesmo plano.  
C – As moléculas triatómicas têm sempre geometria linear.  
D – Os eletrões não ligantes nunca influenciam a geometria da molécula.

3. Considera as moléculas:  $\text{H}_2\text{S}$      $\text{CS}_2$      $\text{CCl}_4$

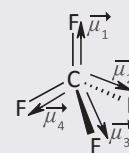
- a) Com base na regra do octeto, estabelece as representações de Lewis de cada uma.  
b) Das geometrias piramidal, angular, linear e tetraédrica, identifica a que corresponde a cada molécula.

4. Dos pares seguintes, selecciona os que têm a mesma geometria.

A -  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{S}$     B -  $\text{PCl}_3$  e  $\text{NH}_3$     C -  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CO}_2$

5. A fórmula de estrutura do tetrafluorometano e os vetores momento dipolar associados a cada ligação na molécula estão representados na figura ao lado.

Justifica o facto de o momento dipolar da molécula ser nulo.



6. Prevê a geometria das seguintes moléculas:

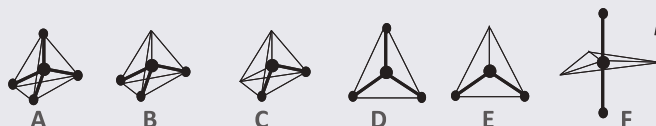
a)  $\text{PH}_3$     b)  $\text{SiH}_4$     c)  $\text{SCL}_2$     d)  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$

7. Considera as seguintes moléculas:  $\text{NF}_3$ ,  $\text{BeCl}_2$  e  $\text{OF}_2$

- a) Escreve a fórmula de estrutura de cada uma.  
b) Indica a geometria de cada uma.  
c) Indica, para cada uma, se é polar ou apolar.

8. Considera as espécies químicas seguintes:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CH}_4$

Faz corresponder a cada uma a letra que indica a respetiva geometria representada na figura.



Exame nacional, Portugal – Adaptado

9. A configuração eletrónica de um átomo de azoto, no estado de menor energia pode ser representada por:  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

A geometria de uma molécula de amoníaco é...

- (A) ...piramidal e o átomo central possui apenas três pares de eletrões.
- (B) ...piramidal e o átomo central possui três pares de eletrões ligantes e um não ligante.
- (C) ...triangular plana e o átomo central possui apenas três pares de eletrões.
- (D) ...triangular plana e o átomo central possui três pares de eletrões ligantes e um não ligante.

*Exame Nacional, Portugal – Adaptado*

10. Classifica as afirmações seguintes como verdadeiras ou falsas.

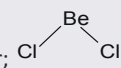
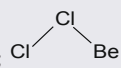
A – A existência de ligações polares determina que uma molécula seja polar.

B – A polaridade de uma molécula é determinada pela polaridade das ligações e pela geometria da molécula.

C – Uma molécula poliatómica polar é aquela em que o vetor momento dipolar resultante é nulo.

D – Uma molécula diatómica com átomos iguais é sempre apolar.

11. O vetor momento dipolar da molécula de cloreto de berílio é nulo. Selecciona a sua geometria e fórmula de estrutura:

- A) Linear; Cl–Cl–Be      B) Angular;       C) Linear; Cl–Be–Cl      D) Angular; 

*FSJT, Brasil – Adaptado*

12. Considera as moléculas: SiH<sub>4</sub>   CO<sub>2</sub>   CCl<sub>4</sub>   HCl

Qual é a única molécula polar?

13. As moléculas H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> e CH<sub>4</sub> são, respetivamente:

A – apolar, apolar, polar;

B – apolar, apolar, polar;

C – polar, polar, apolar;

D – apolar, apolar, apolar.

14. Tendo em conta o modo como varia a eletronegatividade na Tabela Periódica, assinala a opção que apresenta as moléculas de HI, HCl e HBr por ordem crescente de polaridade.


- A – HI < HCl < HF    B – HCl < HF < HI    C – HI < HF < HCl    D – HI < HF < HCl

15. De entre as substâncias cujas fórmulas moleculares se indicam a seguir, selecciona aquela em que as ligações intermoleculares predominantes são do tipo dipolo-dipolo.

- A – CCl<sub>4</sub>      B – CH<sub>3</sub>Cl      C – C<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>      D – CO<sub>2</sub>

*Exame nacional, Portugal - Adaptado*

16. Indica o tipo de ligações intermoleculares que predomina nas substâncias constituídas pelas moléculas seguintes:

- A) H–H    B) H–F    C) F–F    D) 

17. Considera a água, H<sub>2</sub>O, e o sulfureto de hidrogénio, H<sub>2</sub>S, substâncias constituídas por moléculas análogas. Indica o tipo de interações que predomina entre as moléculas em cada uma das substâncias.

18. Considera as substâncias: A – Iodo (molécula apolar)      B – Clorometano (molécula polar)  
C – Etanol (molécula polar com ligações O-H, altamente polares)

Selecciona os tipos de ligações intermoleculares que coexistem em cada caso:

- X – Ligações dipolo instantâneo – dipolo induzido      Y – Ligações dipolo-dipolo      Z – Ligações de hidrogénio

19. Das afirmações seguintes, indica a única que é falsa.

- A. Entre moléculas apolares existem apenas forças de London.
- B. Entre moléculas polares existem interações dipolo-dipolo mas também forças de London.
- C. As ligações ião-dipolo são as que existem entre iões positivos e negativos.
- D. Quando existem pontes de hidrogénio também existem interações dipolo-dipolo e forças de London.

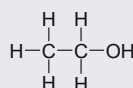
20. Selecciona, de entre as alternativas indicadas de (A) a (D), a que completa corretamente a frase seguinte.

«Relativamente às moléculas:

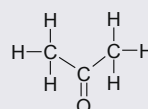
Água



Álcool etílico



Acetona



pode afirmar-se que:

- A – As ligações intermoleculares predominantes entre moléculas de acetona são ligações de hidrogénio;
- B – As ligações intermoleculares predominantes entre moléculas de etanol e de água são forças de London;
- C – As moléculas de acetona podem estabelecer ligações de hidrogénio com as moléculas de água;
- D – Existem ligações intermoleculares dipolo-dipolo entre as moléculas de água e as de etanol.

*Exame nacional, Portugal – Adaptado*

21. Consulta a tabela seguinte.

Substância	Fórmula molecular	Ponto de fusão/°C (a 1 atm)	Ponto de ebulição/°C (a 1 atm)
Cloro	Cl <sub>2</sub>	- 101,6	34,6
Bromo	Br <sub>2</sub>	- 7,3	58,7
Iodo	I <sub>2</sub>	113,5	184

Classifica como verdadeira ou falsa cada uma das seguintes afirmações:

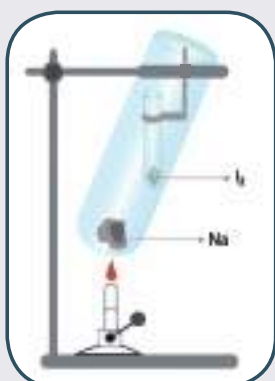
- A – O iodo é sólido, o bromo é líquido e o cloro é gasoso, à temperatura de 25°C e à pressão de 1 atm.
- B – As substâncias cloro, bromo e iodo estão apresentadas na tabela por ordem crescente de intensidade das respetivas ligações intermoleculares.
- C – As ligações intermoleculares nas três substâncias são do tipo dipolo permanente-dipolo induzido.
- D – As ligações intermoleculares nas três substâncias são forças de London.

*Exame nacional, Portugal – Adaptado*

22. Na revista “Journal of Chemical Education” (maio de 2000) foi descrita uma experiência interessante e de fácil execução para se obter iodeto de sódio, a partir de sódio metálico e iodo. Um tubo de ensaio pequeno contendo iodo é pendurado dentro de um tubo maior que contém sódio metálico, conforme ilustrado pela figura.

Aquecendo-se, o sódio metálico funde-se formando sódio líquido (e também vapor de sódio). O iodo, por sua vez, sublima e o vapor desloca-se na direção do fundo do tubo maior.

No encontro das duas substâncias ocorre uma vigorosa reação química, com emissão de luz e calor. O iodeto de sódio sólido deposita-se nas paredes do tubo.



- a) Escreve a equação para a reação química descrita acima.
- b) Qual o tipo de ligação química existente entre os átomos de iodo em I<sub>2</sub>?
- c) Que tipo de ligação intermolecular existe no iodo?

*UFV, Brasil – Adaptado*

23. Considera os compostos amoníaco,  $\text{NH}_3$ , e metano,  $\text{CH}_4$ . Qual é mais solúvel em água? Justifica a resposta.

24. Para estudar a dissolução de quatro materiais em três solventes, um grupo de alunos realizou um trabalho laboratorial que permitiu completar a tabela seguinte:

Tipo de tinta	Solvente		
	Óleo de linhaça	Terebentina	Água
Tinta de óleo	Solúvel	Solúvel	Não solúvel
Guache	Não solúvel	Não solúvel	Solúvel
Aguarela	Não solúvel	Não solúvel	Solúvel
Tinta de esmalte	Solúvel	Solúvel	Não solúvel
Tinta acrílica	Não solúvel	Não solúvel	Solúvel

a) A essência de petróleo (*white spirit*) é usada como solvente para tinta de óleo. Que outro tipo de tinta conseguirá dissolver? Justifica a resposta.

b) Qual dos solventes, terebentina ou água, será mais adequado para dissolver óleo de linhaça?

25. Qual das seguintes substâncias será mais solúvel em água?

- A –  $\text{CO}_2(\text{g})$       B –  $\text{O}_2(\text{g})$       C –  $\text{NH}_3(\text{g})$       D –  $\text{N}_2(\text{g})$

26. Selecciona a opção que completa corretamente a frase: Um sólido molecular apolar é...

- A – ...solúvel em qualquer solvente.  
B – ...pouco solúvel em qualquer solvente.  
C – ...solúvel em solventes apolares.  
D – ...solúvel em solventes polares.

27. Com base no tipo de ligação química existente no cloreto de potássio, KCl, explica a solubilidade elevada deste sal em água.

28. Com base na polaridade das respetivas moléculas, explica:

- i) A elevada solubilidade do etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) em água;  
ii) A baixa solubilidade do etanol em hexano ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ).

29. Observa o comportamento das substâncias representado nos sistemas seguintes e classifica as frases como verdadeiras e falsas.



- A. O óleo deve ser solúvel em tetracloreto de carbono.  
B. A água e o óleo não são miscíveis, por serem ambos apolares.  
C. Juntando-se os conteúdos dos sistemas I, II e III, obtém-se uma mistura heterogénea.  
D. A sacarose é um composto polar.

MACK-SP, Brasil – Adaptado

30. Quais dos seguintes solventes escolherias para remover uma nódoa de gordura?

- A – Etanol      B – Benzina      C – Água      D – Querosene

31. Alguns poluentes acumulam-se nos tecidos gordos do nosso organismo porque são...

- A – ...detergentes.      B – ...lipossolúveis.      C – ...hidrossolúveis.      D – ...hidrofílicos.

32. Selecciona a opção que completa melhor a frase: Os sabões formam micelas que mantêm a sujidade em suspensão porque...:

- A – ...no interior da micela há uma zona hidrofílica e o seu exterior é hidrofóbico.  
B – ...no interior da micela há uma zona apolar e o seu exterior é hidrofóbico.  
C – ...no interior da micela há uma zona hidrofóbica e o seu exterior é polar.  
D – ...no interior da micela há uma zona polar e o seu exterior é apolar.

\*Nota: Nas questões de escolha múltipla, deves seleccionar a opção correta, exceto se te for pedido outro tipo de resposta.