



Solubilidade

*Ricardo Queiroz Aucélio
Letícia Regina de Souza Teixeira*

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-sa/3.0/br/legalcode>

Solubilidade

Quando preparamos um suco, ao acrescentarmos uma colher de açúcar no copo, percebemos que ele desaparece. Com o sal de cozinha acontece o mesmo. Ao adicionarmos uma colher de sal na água, ele também desaparece. Isso ocorre porque essas substâncias, o sal e o açúcar, são solúveis em água. Solubilidade é a propriedade que uma substância tem de se dissolver espontaneamente em outra substância denominada solvente. Este é um componente cujo estado físico se preserva, quando a mistura é preparada ou quando está presente em maior quantidade. Os demais componentes da mistura são denominados solutos. Portanto, no nosso exemplo, a água é o solvente e o açúcar ou o sal, os solutos. Uma vez misturados, soluto e solvente formam uma **mistura homogênea**, também chamada de **solução**.



Figura 1

Misturas homogêneas são aquelas em que não se distinguem os diferentes componentes, ou seja, apenas uma fase pode ser identificada. Observe, na figura abaixo, por exemplo, o permanganato de potássio (sólido violeta) se misturando à água e formando um sistema homogêneo (solução):



Figura 2

Podemos ainda observar, na cozinha da nossa casa, que há limite para dissolver o açúcar e o sal na água. Quando exageramos na quantidade, a água ou o suco ficam turvos, porque o açúcar ou o sal não se dissolveram totalmente. A quantidade de substância que se dissolve em determinada quantidade de solvente varia muito, em função das características das substâncias envolvidas e da compatibilidade entre elas (soluto e solvente). Quando a água é o solvente, algumas substâncias possuem solubilidade infinita, ou seja, misturam-se em qualquer proporção com a água. Outras possuem solubilidade limitada, outras insolúveis.

Devido à sua capacidade de dissolver um grande número de substâncias, a água é considerada um **“solvente universal”**.

Então, com relação a um dado solvente, as substâncias podem ser classificadas como: insolúveis, parcialmente solúveis ou solúveis. Para que se possa compreender melhor, vamos introduzir valores numéricos. Em termos de **concentração em quantidade de matéria**, uma substância será considerada insolúvel se sua solubilidade for menor do que $0,01 \text{ mol L}^{-1}$; moderadamente solúvel se sua solubilidade estiver entre $0,01$ e $0,1 \text{ mol L}^{-1}$; e, finalmente, solúvel, se sua solubilidade for maior do que $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. A solubilidade em água é mais comumente apresentada em termos de massa de soluto por 100 g de água (**relação massa/massa**).

Veja alguns exemplos no quadro abaixo:

Substância	Solubilidade em quantidade de matéria (mol L^{-1}) ($20\text{ }^\circ\text{C}$)	Solubilidade (g) por 100 g de água ($20\text{ }^\circ\text{C}$)
FeCl_2	5,05	64
NaCl	6,15	36
CaSO_4	0,0147	0,2
AgCl	0,0000976	0,0014

De acordo com nossa definição, o cloreto de ferroso (FeCl_2) e o cloreto de sódio (sal de cozinha, NaCl) são solúveis em água. Já o sulfato de cálcio (CaSO_4) é moderadamente solúvel e o cloreto de prata (AgCl), insolúvel. Bem, mas isso só é verdade na temperatura especificada, ou seja, a $20\text{ }^\circ\text{C}$. Em outras temperaturas esses valores se modificam.

Por falar em temperatura, vamos voltar ao exemplo da dissolução do açúcar e do sal. Há ainda uma observação importante que podemos fazer: o açúcar ou o sal em excesso, aquele que não se dissolve totalmente na água, pode ser dissolvido se aquecermos a solução, ou seja, a solubilidade varia com a temperatura.

Tendo em mente todas essas observações, podemos definir solubilidade como a concentração de soluto dissolvido em um solvente, em equilíbrio com o soluto não dissolvido, à temperatura e pressão especificadas. Em outras palavras, é a medida da quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida em um determinado solvente, formando uma **solução**. Essa solução é então dita **saturada** com relação ao soluto considerado. Vamos explicar melhor:

Levando em consideração a proporção entre soluto e solvente, as soluções podem ser classificadas em:

- Soluções diluídas;
- Soluções concentradas;
- Soluções saturadas;
- Soluções supersaturadas.

Vimos na tabela de solubilidade acima que, a 20 °C, é possível dissolver 64 g de FeCl_2 em 100 mL de água. Imagine, então, um béquer com 100 mL de água no qual são adicionados apenas 20 g desse sal. Nesse caso, haverá pouco soluto em relação ao solvente e teremos uma solução **diluída** (solução A). Se adicionarmos 40 g desse soluto a 100 mL de água, teremos uma solução mais **concentrada** do que a primeira (solução B). No entanto, essas duas soluções, A e B, são ditas **insaturadas**, pois, em ambos os casos, é possível dissolver uma quantidade ainda maior de soluto. Vale ressaltar que a ideia de solução **concentrada** e **diluída** é bastante relativa. Veja o exemplo do cianeto de potássio, KCN, um composto altamente tóxico. Uma solução de cianeto de potássio contendo 0,001 g de soluto em 100 mL de água é concentrada ou diluída? Bem, para a ingestão por um indivíduo, é considerada concentrada (pois essa seria uma dose fatal), mas em termos de análise química, seria uma solução diluída (no jargão químico, seria uma quantidade traço).

Continuando os exemplos de preparo de soluções, imagine que adicionemos agora 64 g de FeCl_2 em 100 mL de água. Nesse caso, dissolvendo o máximo de soluto em relação ao solvente, a 20 °C, e teremos uma solução **saturada** (solução C). Ainda podemos dissolver uma quantidade maior de soluto, variando a temperatura. Por exemplo, no caso da solubilização ser um processo endotérmico (processo em que se precisa absorver energia para que a solubilização ocorra), uma quantidade maior de soluto pode ser dissolvido ao se aumentar a temperatura do sistema. Se essa solução for deixada em repouso para que a temperatura volte ao valor inicial, teremos uma solução **supersaturada**, que é bastante instável (solução D). Assim, a solução supersaturada é aquela que possui uma quantidade de soluto maior do que aquela que normalmente se teria em condições de saturação. Nesse caso, obtém-se um sistema com uma única fase, porém, com uma quantidade de soluto dissolvida maior do que aquela possível de ser dissolvida a uma temperatura mais baixa.

Observe na figura abaixo a diferença entre cada tipo de solução:

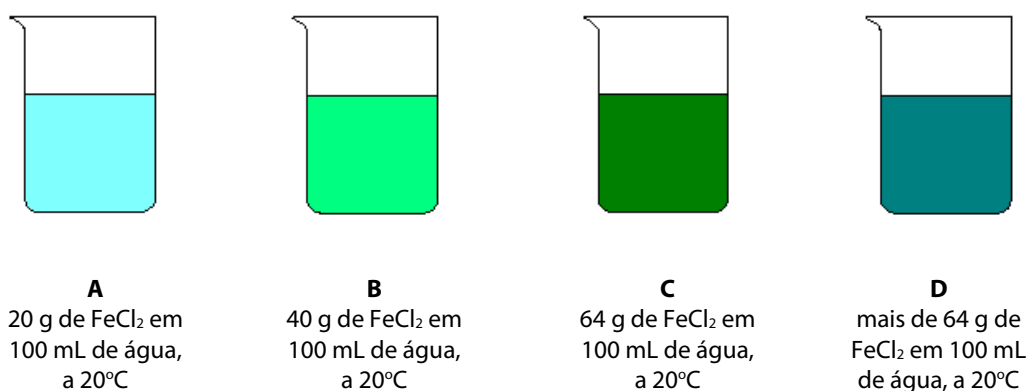


Figura 3

Mas, atenção: o soluto não é necessariamente um sólido. Ele também pode ser líquido ou gasoso. O mesmo vale para o solvente, por exemplo, o ar que respiramos é uma solução na qual o componente presente em maior quantidade é o nitrogênio (78% em volume). Assim, esse gás pode ser considerado o solvente ao qual se encontra misturado oxigênio, gás carbônico e outros gases.

Dois ou mais líquidos podem ser misturados para formar uma solução. Sabemos, por exemplo, que a gasolina contém uma pequena quantidade de álcool dissolvido, no caso o álcool anidro. Por outro lado, o álcool, aquele utilizado como combustível para automóveis, contém uma pequena quantidade de água dissolvida (álcool hidratado), portanto, trata-se de uma solução. Em se tratando de dois líquidos, é usual classificá-los como miscíveis ou imiscíveis. Quando dois líquidos se misturam em todas as proporções, eles são denominados miscíveis, como, por exemplo, a mistura água e álcool ou a mistura gasolina e álcool. Nesse caso, pode-se também dizer que a solubilidade de um líquido em outro é infinita. Quando dois líquidos não se misturam, eles são denominados imiscíveis, como por exemplo, a mistura água e tetracloreto de carbono (CCl_4), ou a mistura água e óleo (veja a figura abaixo). Dois líquidos imiscíveis formam um **sistema heterogêneo**. Esses são aqueles em que os componentes presentes podem ser facilmente identificados, ou seja, duas ou mais fases são identificadas.



Figura 4

Atenção! Os termos insolúvel e imiscível são relativos, isto é, nenhuma substância é 100% insolúvel ou 100% imiscível.

Como mencionado no início do texto, a solubilidade, na maioria dos casos, varia com a temperatura. Esse fato explica a existência de soluções supersaturadas – aquelas que têm excesso de soluto em relação ao solvente, ou seja, quando se tem uma quantidade de soluto dissolvido maior do que a solubilidade máxima naquela temperatura.

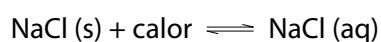
As soluções supersaturadas são instáveis, isto é, a precipitação do excesso de soluto dissolvido pode ter início muito facilmente e por várias maneiras. Por exemplo, por meio da introdução de um pequeno cristal do soluto que propicia uma superfície na qual a cristalização pode ser desencadeada. A cristalização pode também ser provocada por outros meios, como por um choque mecânico ou por uma onda sonora.

A influência da temperatura

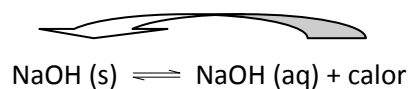
A influência da temperatura na solubilidade pode ser compreendida à luz do **princípio de Le Chatelier**. Considere uma solução saturada, em equilíbrio com excesso de soluto (corpo de fundo). O que acontece se fornecermos calor ao sistema?

Segundo **Le Chatelier**, nesse caso, o equilíbrio irá se deslocar na direção que absorve calor. Mas, qual seria essa direção?

Bem, se a dissolução for um processo **endotérmico**, que ocorre devido à absorção de calor, como no caso da dissolução do sal de cozinha (cloreto de sódio, NaCl), a absorção de calor implica em deslocamento do equilíbrio para a direita. Com isso, aumenta a massa de cloreto de sódio na fase aquosa, ou seja, sua solubilidade aumenta com a temperatura.



Por outro lado, se a dissolução for um processo **exotérmico**, que libera calor, como é o caso da dissolução do hidróxido de sódio (NaOH), o aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda. A solubilidade, nesse caso, diminui com o aumento da temperatura.



Isso pode ficar mais claro se observarmos os gráficos que representam a solubilidade de uma substância em função da temperatura, por exemplo, a solubilidade em água. Esses gráficos são denominados **curvas de solubilidade**.

Na figura abaixo estão representadas as curvas de solubilidade do nitrato de potássio (KNO_3), do cromato de potássio (K_2CrO_4), do cloreto de sódio (NaCl) e do sulfato de cério ($\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$).

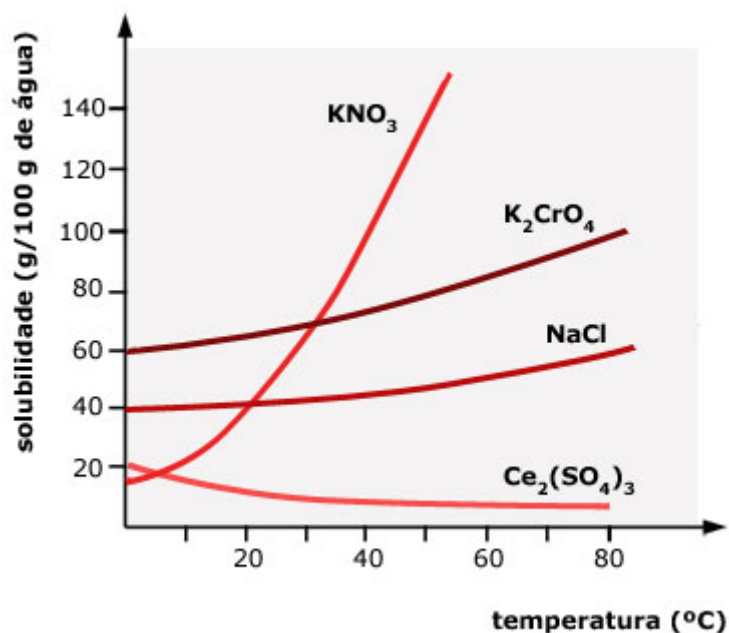


Figura 5

A primeira diferença que podemos observar entre as curvas é que as três primeiras são ascendentes, enquanto a última é descendente. Curvas ascendentes representam as substâncias cuja dissolução aumenta com a temperatura. São substâncias que se dissolvem com a absorção de calor, isto é, a dissolução é endotérmica. Já as curvas descendentes representam as substâncias cuja dissolução diminui com o aumento de temperatura. São substâncias que se dissolvem com liberação de calor, isto é, a dissolução é exotérmica. Portanto, a dissolução do KNO_3 , do K_2CrO_4 e do NaCl é endotérmica. Dentre essas, a dissolução do KNO_3 é a que mais varia com a temperatura (observe a inflexão da curva). A dissolução do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ é exotérmica.

Em alguns casos, as curvas podem apresentar inflexões. Curvas com inflexões representam as substâncias que sofrem modificações em sua estrutura com a variação da temperatura. O sulfato de sódio (Na_2SO_4), por exemplo, até a temperatura de $32,4^\circ\text{C}$ apresenta em sua estrutura dez moléculas de água ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Em temperatura acima de $32,4^\circ\text{C}$, o sulfato de sódio perde suas moléculas de "água de cristalização" e a curva de solubilidade sofre uma inflexão, indicando um comportamento diferente, em termos de solubilidade, em função da temperatura. Observe na figura abaixo:

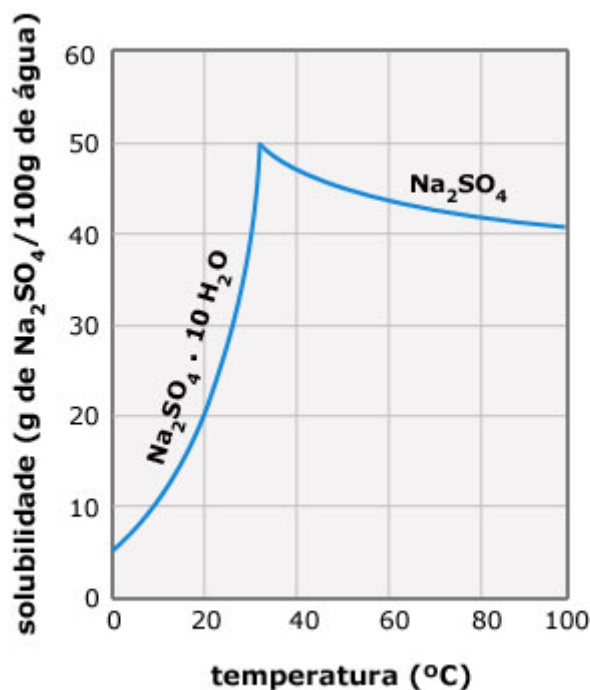


Figura 6

Vamos observar agora a curva de dissolução do KNO_3 separadamente. Podemos destacar três regiões distintas no gráfico: abaixo da curva, a própria curva, e acima da curva.

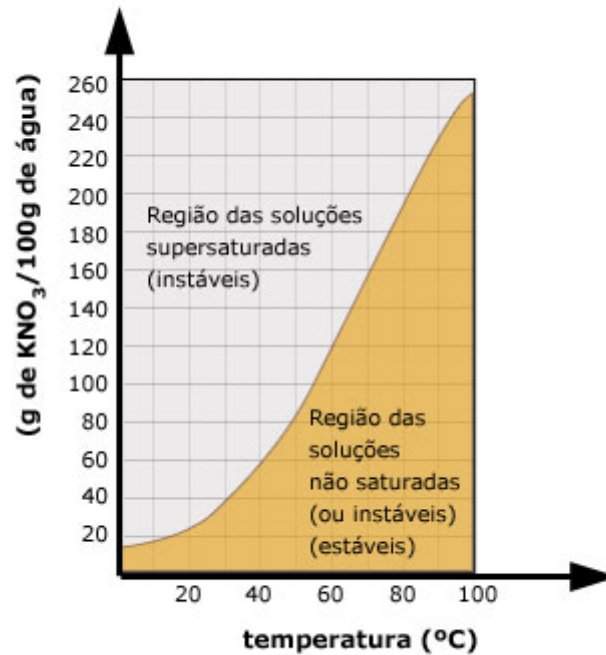


Figura 7

A região abaixo da curva corresponde às soluções insaturadas. Nos pontos da curva, a solução está saturada. A região acima da curva corresponde às soluções supersaturadas. Por exemplo, a 20 °C, a quantidade máxima de KNO_3 que pode ser dissolvida é de aproximadamente 20 g/100 g de água. Abaixo da curva, a quantidade de KNO_3 dissolvida está abaixo do máximo, ou seja, ainda é possível dissolver mais soluto e a solução encontra-se insaturada. Na curva, dissolveu-se o máximo possível de soluto e a solução encontra-se saturada. Acima da curva, a quantidade máxima de soluto que, a princípio, poderia ser dissolvida na temperatura dada, foi ultrapassada, e a solução está supersaturada.

Outro caso: soluções gás-líquido

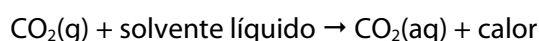
Bem, nós já mencionamos que nem todo soluto é sólido, e que há soluções em que tanto o soluto quanto o solvente são líquidos (soluções líquido-líquido). De modo geral, quanto ao estado físico do soluto e do solvente, as soluções podem ser classificadas em:

- Soluções sólido-sólido (ex. ligas metálicas: ouro-prata, bronze (cobre-estanho), latão (cobre-zinco));
- Soluções sólido-líquido: (ex. sal e água, açúcar e água);
- Soluções líquido-líquido: (ex. álcool – etanol – e água);
- Soluções gás-líquido: (ex. gás carbônico nos refrigerantes);
- Soluções gás-gás: (ex. ar atmosférico).

Vamos falar um pouco das soluções gás-líquido. A dissolução da maioria dos gases em água é um processo exotérmico. Vejamos o caso dos refrigerantes, que são soluções nas quais a água é o solvente e o gás carbônico um dos solutos. Quando um refrigerante é retirado da geladeira e deixado aberto, à temperatura ambiente, perde parte do seu gás.

Por que isso ocorre?

Bem, o aumento da temperatura irá deslocar o equilíbrio para o lado esquerdo, no sentido da formação de $\text{CO}_2(\text{g})$. Portanto, sua solubilidade diminui com o aumento da temperatura.



A diminuição da solubilidade dos gases com a temperatura tem consequências ambientais. Por exemplo, os peixes, no verão, procuram águas mais profundas, pois a solubilidade do oxigênio nas águas superficiais, que são mais quentes, é menor.

Outro aspecto importante é que a dissolução de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás acima do líquido, isto é, quanto maior a pressão de um gás, maior será sua solubilidade no líquido. Esse é um comportamento descrito pela **Lei de Henry**.

Os refrigerantes também podem ilustrar a **Lei de Henry**. Eles são envasados sob pressão em uma câmara cheia de CO_2 , ao qual parte se dissolve na bebida. Quando a garrafa de refrigerante é aberta, a pressão do gás sobre a solução diminui, o que faz a concentração de CO_2 no gás também diminuir e o gás borbulhar para fora da solução.

O princípio de **Le Chatelier** também prevê a diminuição da solubilidade de um gás ao diminuir sua pressão. Quando se aumenta a pressão exercida sobre um sistema em equilíbrio, o equilíbrio se desloca no sentido de diminuir essa pressão, ou seja, na direção em que o volume é menor. Ora, no processo de dissolução dos gases, há grande diminuição do volume ocupado pelo gás. Logo, pode-se prever que, de acordo com o princípio de **Le Chatelier**, o aumento da pressão do gás aumenta sua solubilidade.

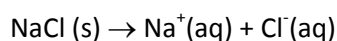
Vários são os mecanismos que influenciam a solubilidade de um gás em um solvente líquido. No caso do CO_2 , certamente a reação do gás com a água formando as espécies químicas $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ e $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$, ajuda a aumentar a solubilidade desse gás. A reação do CO_2 com água ocorre em situação de equilíbrio e afeta o valor do pH da solução, pois envolve a liberação de íons H^+ no meio aquoso. Como a água é uma molécula que tem um polo negativo e um polo positivo (dipolo elétrico) bem definidos, os processos eletrostáticos também influenciam na solubilidade de gases em água, por exemplo, você seria capaz de explicar o porquê da maior solubilidade do gás oxigênio em água com relação ao gás hidrogênio?

No caso de líquidos e sólidos, o efeito da pressão é quase sempre desprezível, porque a variação de volume do sistema é muito pequena quando eles se dissolvem.

Uma visão mais detalhada do processo de dissolução

Bem, vimos que o sal e o açúcar são solúveis em água. Mas, como ocorre a dissolução? Será que o processo para dissolver o sal e o açúcar é o mesmo?

Vamos começar examinando a dissolução do NaCl , um **sólido iônico**. Um **sólido iônico**, ao se dissolver em água, quebra-se em pequenas unidades: cátions (íons de carga positiva) e ânions (íons de carga negativa). Veja a representação na equação química abaixo:



Os íons Na^+ e Cl^- são rodeados por moléculas de água devido às forças de atração entre eles e os dipolos da água. Os cátions são atraídos pelo "lado de carga negativa" da molécula de água (oxigênio que é mais eletronegativo) e os ânions pelos "lados de carga positiva" (hidrogênios que são menos eletronegativos), ver figura abaixo, que representa o **dipolo da água**.

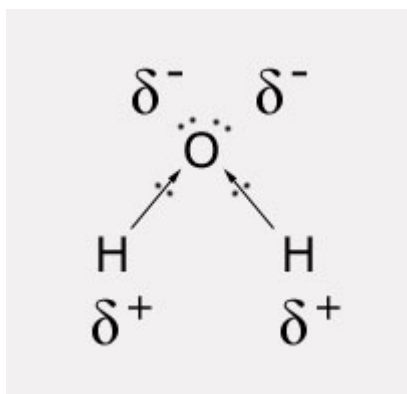


Figura 8

Esse processo de atração eletrostática entre a água e as espécies químicas é chamado de hidratação. A interação entre as moléculas do solvente e as do soluto é a responsável pelo processo de solubilização.

E no caso do açúcar (sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$)?

O açúcar não é uma **substância iônica**, mas sim **molecular**. Porém, mesmo assim, dissolve-se em água. Isso ocorre porque, tal como a água, a **sacarose** é uma molécula polar, ou seja, com regiões "carregadas" negativa e positivamente. Nesse caso, a interação com a água é do tipo **dipolo-dipolo**; como a sacarose contém grupos -OH, ela também forma **ligação de hidrogênio** com as moléculas de água, o que promove a sua solubilização na fase aquosa.

A solubilização é, portanto, um fenômeno regido pelas interações intermoleculares entre as moléculas do soluto e as moléculas do solvente.

Na dissolução, as interações soluto-soluto e solvente-solvente são, pelo menos em parte, substituídas por interações soluto-solvente. Para que a dissolução seja energeticamente favorável, é necessário que essas novas interações sejam mais fortes e/ou mais numerosas do que as anteriores.

No caso do NaCl, as novas interações íon-dipolo que se formam, fortes e numerosas, fornecem a energia necessária para superar as interações íon-íon e dipolo-dipolo, antes existentes.

Por outro lado, NaCl(s) é insolúvel em tetracloreto de carbono (CCl_4), um solvente apolar. As interações que deveriam se estabelecer, do tipo íon-dipolo induzido, são muito fracas para superar as interações íon-íon do soluto.

Entretanto, o CCl_4 é um bom solvente para solutos apolares, como o iodo (I_2). Tanto nessas substâncias puras quanto nas soluções por elas formadas, as forças intermoleculares que atuam são forças de interação fracas denominadas **forças de Van der Waals**. São pequenas as diferenças de energia entre essas interações. Adicionalmente, a dissolução é favorecida pelo aumento da desordem do sistema (aumento da **entropia**). A termodinâmica indica que processos espontâneos (no nosso exemplo, a dissolução) ocorrem com aumento da entropia do sistema.

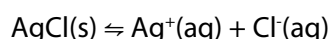
Os exemplos dos três últimos parágrafos ilustram uma conhecida regra de solubilidade: *em geral, semelhante dissolve semelhante*. Mais precisamente, essa regra estabelece que solventes polares tendem a dissolver solutos polares e que solventes apolares tendem a dissolver solutos apolares.

Além do aspecto energético, há outro que deve ser considerado no processo de dissolução e que foi mencionado acima: o aumento da desordem do sistema. Quando as partículas constituintes do soluto e do solvente se misturam, há, em geral, um aumento da desordem, o que favorece a formação da solução.

Portanto, o tamanho molecular (ou iônico), a polaridade (ou carga), as interações intermoleculares e a temperatura são fatores que se destacam na determinação da solubilidade e devem ser considerados no seu entendimento.

Equilíbrio e solubilidade

O AgCl é um sal pouco solúvel em água. Vimos, na nossa tabela de solubilidade, que o máximo desse sal que conseguimos dissolver em água a $20\text{ }^\circ\text{C}$ é $0,0000976\text{ mol L}^{-1}$. Portanto, quando o AgCl é adicionado à água, estabelece-se um equilíbrio entre o sólido e seus íons dissolvidos. Esse equilíbrio pode ser representado pela equação abaixo:



Dizer que o sólido está em equilíbrio com os íons dissolvidos significa dizer que os íons “saem” da solução e “voltam” para o estado sólido na mesma velocidade em que o sólido passa para a solução. Desse modo, os dois processos, dissolução e cristalização, ocorrem à mesma velocidade.

Vamos entender melhor. O número de íons presentes em solução, que inicialmente é igual a zero, aumenta à medida que a dissolução progride. Com isso, aumenta a probabilidade de que os íons na fase aquosa venham a colidir com o sólido não dissolvido. Algumas dessas moléculas permanecerão aderidas ao sólido, ocorrendo, portanto, a cristalização.

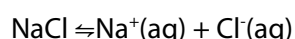
No instante em que se adiciona o AgCl à água, a velocidade de cristalização é nula, pois não há sal dissolvido. Ao contrário, a velocidade inicial de dissolução é máxima, uma vez que é máxima a superfície de contato sólido/líquido e que todas as moléculas da água estão disponíveis para interagir com o soluto.

Com o transcorrer do tempo, aumenta a velocidade de cristalização e, em contrapartida, diminui a de dissolução. Eventualmente, essas velocidades se igualam e as quantidades relativas de AgCl na fase sólida e de íons na fase aquosa permanecem constantes. Estabelece-se, portanto, um equilíbrio entre os processos contrários de dissolução e cristalização.

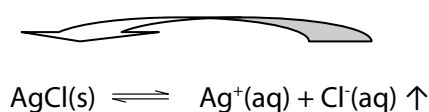
É importante salientar que quando o sistema atinge o equilíbrio, não cessam a dissolução e a cristalização. Essas apenas se processam com a mesma velocidade. Trata-se, pois, de um equilíbrio dinâmico entre esses processos.

Imagine agora o que aconteceria se adicionássemos cloreto de sódio (NaCl) a essa solução saturada de AgCl em equilíbrio. Obviamente que o equilíbrio seria perturbado. Mas, de que modo?

Bem, o NaCl, ao contrário do AgCl, é um sal bastante solúvel em água. Portanto, todo o NaCl adicionado à solução irá se dissolver. A equação abaixo representa a dissolução do NaCl:



Bem, quando NaCl for adicionado à solução de AgCl, a concentração de íons Cl^- em solução irá aumentar. Segundo o **Princípio de Le Chatelier**, o equilíbrio irá se deslocar para a esquerda, no sentido da formação de AgCl(s):



Portanto, a adição de NaCl, que fornece o íon comum Cl^- à solução de AgCl, leva à diminuição da solubilidade do AgCl. A diminuição da solubilidade causada pela presença de um íon comum é chamada de **efeito do íon comum**.