

FRENTE: QUÍMICA II

PROFESSOR(A): ANTONINO FONTENELLE

ASSUNTO: SOLUÇÕES, CURVAS DE SOLUBILIDADE

EAD – ITA/IME

AULAS 17 E 18



Resumo Teórico

Soluções

Definições

Soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias. Misturas homogêneas, por sua vez, são aquelas que apresentam uma única fase. A substância que se dissolve é chamada soluto, enquanto que a substância que dissolve o soluto (ou os solutos) é denominada solvente (ou dissolvente). Na maioria dos casos, o solvente será a água. Em situações menos comuns, pode ser difícil escolher qual substância será o solvente: nesses casos, o solvente é a substância presente em maior quantidade na solução. Observe o exemplo do ar atmosférico, uma solução gasosa: o gás nitrogênio, N_2 , é considerado solvente por estar em maior quantidade na mistura (cerca de 78% em volume).

Assim, podemos escrever, simplificadamente:

solução = soluto + solvente

Observações:

Na verdade, quando duas ou mais substâncias se misturam intimamente, temos uma dispersão. As dispersões podem ser classificadas de acordo com o tamanho da partícula dispersa:

- até 1 nm: a dispersão é uma solução verdadeira (que estamos estudando);
- de 1 nm até 1 μ m: temos uma dispersão coloidal (um coloide), que apresenta propriedades de sistemas heterogêneos;
- acima de 1 μ m: temos uma suspensão (dispersão grosseira), em que as propriedades de sistemas heterogêneos são bem caracterizadas.

Como as dispersões coloidais são sistemas heterogêneos, podem ser separadas por filtração, desde que se use filtros especiais, chamados de ultrafiltros. Também podem ter as partículas visualizadas por um microscópio, desde que se use um ultramicroscópio, que faz uso de uma característica marcante de coloides: o efeito Tyndall (desvio da luz incidente sobre as partículas coloidais, relativamente grandes). Alguns coloides podem ter sua sedimentação acelerada por ultracentrífugas (usadas em laboratórios de análises clínicas).

Muitos materiais de uso cotidiano são coloides, como a gelatina (um sol), a maionese e o leite (emulsões), a espuma de barbear (espuma líquida), as geleias (um gel), o spray de perfumes ou inseticidas no ar (aerossois), a maria-mole e o isopor (espumas sólidas) e algumas pedras preciosas, como o rubi (chamadas de sois sólidos).

De acordo com as características e propriedades do soluto e do solvente, podemos classificar as soluções nas seguintes categorias:

- a) De acordo com o estado físico apresentado pela solução:
- **Solução sólida:** ocorre quando o solvente é sólido.
Exemplo: liga metálica entre cobre e zinco (conhecida por latão);
 - **Solução líquida:** quando o solvente é líquido.
Exemplo: açúcar comum dissolvido em água;
 - **Solução gasosa:** quando o solvente é gasoso.
Exemplo: ar atmosférico.
- b) De acordo com os estados físicos do soluto e do solvente (nesse caso, teremos nove subtipos):
- Soluções **sólido-sólido** (ligas metálicas, como o latão e o bronze);
 - Soluções **sólido-líquido** (açúcar comum em água);
 - Soluções **sólido-gás** (iodo sublimado no ar);
 - Soluções **líquido-sólido** (água retida em retículos de alguns sais higroscópicos, como $MgCl_2$);
 - Soluções **líquido-líquido** (benzeno dissolvido em tolueno, dois líquidos orgânicos);
 - Soluções **líquido-gás** (umidade do ar);
 - Soluções **gás-sólido** (gases, como CO e H_2 , adsorvidos nas superfícies de catalisadores sólidos para a produção de gasolina sintética);
 - Soluções **gás-líquido** (oxigênio que os peixes respiram em um rio ou lago);
 - Soluções **gás-gás** (ar atmosférico).
- c) De acordo com a proporção entre soluto e solvente. Nesse caso, as soluções podem ser classificadas em:
- **soluções diluídas:** são as que admitem baixa razão entre a quantidade de soluto e a de solvente. É comum encontrarmos comentários que uma cerveja, em termos de teor em etanol, é mais diluída que uma aguardente;
 - **soluções concentradas:** são aquelas que possuem alta proporção entre a quantidade de soluto e a de solvente. Uma solução que contém 80 g de açúcar comum (sacarose) em 100 g de água está concentrada.
- d) De acordo com a natureza do soluto (essa classificação será trabalhada em soluções aquosas): nessa situação, as soluções podem se dividir em:
- **soluções moleculares (ou não eletrolíticas):** são as que não conduzem a corrente elétrica pela falta (ou muito baixa quantidade) de íons em solução. Se formam com a dissolução em água de compostos moleculares (formados por ligações covalentes) que não sofrem o processo de ionização, como o açúcar comum (sacarose) e o etanol (álcool comum);
 - **soluções iônicas (ou eletrolíticas):** são aquelas que conduzem a corrente elétrica em solução, graças à presença de íons em solução. Esses íons aparecem por dissociação iônica (quando o soluto apresenta ligação iônica, como NaCl e NaOH) ou por ionização (processo que ocorre em alguns compostos

moleculares, como ácidos e NH_3), em que íons são gerados a partir de moléculas por reação com o solvente (no caso, a água). Solutos que formam soluções eletrolíticas são chamados eletrólitos, e esses se subdividem em fortes (como NaCl , HCl e NaOH) ou fracos (como NH_3 e ácido acético).

Coeficiente de solubilidade

Coeficiente de solubilidade, também conhecido como grau de solubilidade, ponto de saturação ou, simplesmente, solubilidade é a quantidade de um soluto necessária para tornar saturada uma certa quantidade de solvente, em determinadas condições de temperatura e pressão.

De acordo com a solubilidade de uma substância, as soluções podem receber outra classificação:

- **Soluções insaturadas:** são aquelas em que a proporção soluto solvente não alcançou o valor estabelecido pelo coeficiente de solubilidade. Essas soluções ainda não chegaram ao ponto de saturação e não formam corpo de fundo (ou precipitado);
- **Soluções saturadas:** são aquelas em que a saturação estabelecida pelo coeficiente de solubilidade foi alcançada. Se o soluto for sólido e o solvente líquido, as soluções saturadas podem ser divididas em: saturadas com corpo de fundo ou saturadas sem corpo de fundo. As soluções saturadas são as únicas em que a solução pode coexistir com um corpo de fundo em condição de estabilidade;
- **Soluções supersaturadas:** são aquelas em que a saturação estabelecida pelo valor do coeficiente de solubilidade foi ultrapassada. Formam sistemas instáveis. Em soluções sólido-líquido, normalmente são preparadas pelo aquecimento de soluções saturadas com corpo de fundo (até que se dissolva todo o corpo de fundo), seguido pelo resfriamento sem perturbação. Em caso de perturbação de uma solução supersaturada sólido-líquido, todo o soluto dissolvido além da saturação precipita e a solução retorna ao ponto de saturação, voltando a ser saturada com corpo de fundo. Essa perturbação pode ser realizada pela agitação do recipiente ou ainda pela adição de um germen de cristalização, uma "semente" na qual os cristais do soluto começam a crescer (e precipitar).

Observação:

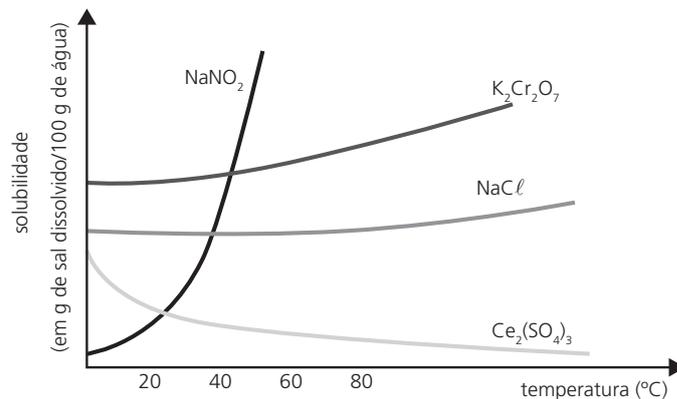
Quando uma solução está saturada, ela pode se encontrar diluída ou concentrada. De fato, uma solução saturada de AgCl é formada, a 25°C , quando se dissolve $0,0019\text{ g}$ de sal por litro de água (valor de seu coeficiente de solubilidade nessa temperatura). Como esse valor é muito reduzido, a solução está saturada, embora ainda seja classificada como diluída. Veja outro exemplo: o coeficiente de solubilidade da sacarose em água, a 25°C , é de 340 g por 100 g de água. Quando se dissolve 200 g de sacarose em 100 g de água (uma alta proporção soluto-solvente) nessa temperatura, a solução fica concentrada, embora ainda seja classificada como insaturada. Se dissolvermos 340 g de sacarose em 100 g de água nessa temperatura, teremos uma solução saturada e concentrada.

Curvas de Solubilidade

Introdução

As curvas de solubilidade são uma importante ferramenta para observarmos o comportamento do coeficiente de solubilidade de uma solução com o aumento de temperatura. A solubilidade da maioria dos solutos sólidos não sofre influência significativa da pressão. Assim, a solubilidade de um sólido em um líquido será expressa em função apenas da temperatura.

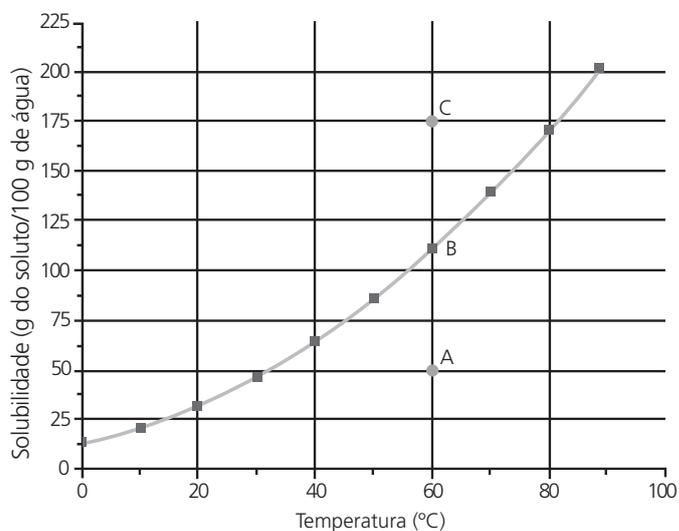
Observe, no gráfico seguir, as curvas de alguns sais, expressas em **g** de soluto por 100 g de água, em função da temperatura.



Veja que a curva do NaNO_2 e do $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ são ascendentes, ou seja, aumentam a solubilidade com o aumento da temperatura. Podemos afirmar que esses sais se dissolvem endotermicamente, isto é, absorvem calor do ambiente ao se dissolverem. Assim, com a dissolução desses sais em água, se observa que a solução se resfria.

Veja, ainda, que a curva do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ é decrescente, ou seja, a solubilidade diminui com o aumento da temperatura. Assim, podemos afirmar que esse sal apresenta dissolução exotérmica, isto é, libera calor ao se dissolver e, conseqüentemente, torna suas soluções mais quentes.

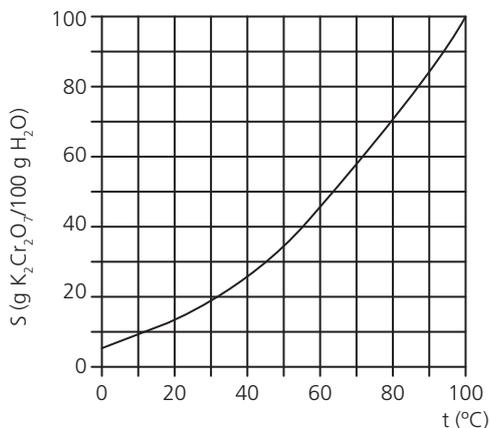
Veja agora o gráfico a seguir:



O gráfico mostra a curva de solubilidade do KNO_3 (em **g** do soluto por 100 g de água) em função da temperatura. Observe os pontos A, B e C. No ponto A, temos uma solução preparada com a proporção de soluto para 100 g de água inferior ao valor previsto pelo coeficiente de solubilidade, na temperatura de 60°C . Assim, o ponto A representa uma solução insaturada, como todos os outros pontos na região abaixo da curva de solubilidade. No ponto B, foi dissolvida uma quantidade de soluto em 100 g de água, na temperatura de 60°C , que torna a solução saturada, ou seja, dissolveu-se uma quantidade de soluto que alcance o valor do coeficiente de solubilidade. Assim, o ponto B representa uma solução saturada, com ou sem a presença de corpo de fundo, como todos os outros pontos que se situam na própria curva de solubilidade. No ponto C, foi preparada uma solução que conseguiu dissolver mais soluto que o valor previsto pelo coeficiente de solubilidade na temperatura de 60°C . Assim, o ponto C representa uma solução

06. (UFMG) Uma colher de chá contendo sal de cozinha foi adicionada a um copo com 250 mL de água a 25 °C. O sistema foi agitado até a completa dissolução do sal. Com relação à solução resultante, todas as alternativas estão corretas, exceto:
- ela é eletricamente neutra.
 - ela é eletrolítica.
 - ela é homogênea.
 - ela é incolor.
 - ela é saturada.

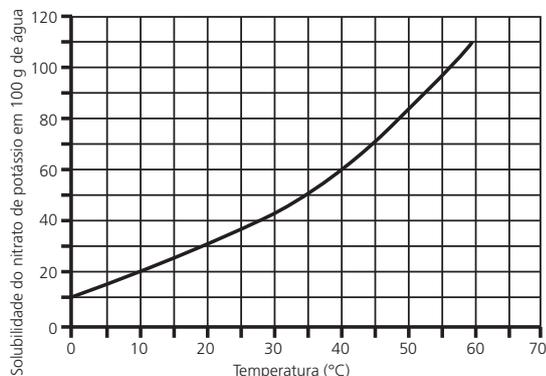
07. (Fuvest) O gráfico adiante mostra a solubilidade (S) de $K_2Cr_2O_7$ sólido em água, em função da temperatura (t). Uma mistura constituída de 30 g de $K_2Cr_2O_7$ e 50 g de água, a uma temperatura inicial de 90 °C, foi deixada esfriar lentamente e com agitação. A que temperatura aproximada deve começar a cristalizar o $K_2Cr_2O_7$?



- 25 °C
- 45 °C
- 60 °C
- 70 °C
- 80 °C

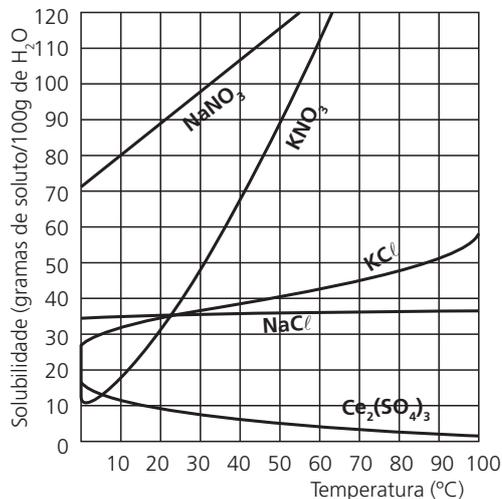
08. (Acafe) Um técnico preparou 420 g de uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3 , dissolvida em água) em um béquer, a uma temperatura de 60 °C. Depois deixou a solução esfriar até uma temperatura de 40 °C, verificando a presença de um precipitado.

Desconsidere a massa de água presente no precipitado.



- A massa aproximada desse precipitado é
- 100 g
 - 60 g
 - 50 g
 - 320 g

09. (Uece) Os sais são nutrientes importantíssimos dos seres vivos e têm larga aplicação na indústria farmacêutica. O gráfico da figura a seguir representa as curvas de solubilidade de cinco sais. Adicionaram-se, separadamente, 90 g de cada um dos sais a 200 g de água.



Considerando-se a temperatura de 40 °C, estarão totalmente dissolvidos:

- KCl e $NaCl$
- KCl e $Ce_2(SO_4)_3$
- KNO_3 e $NaNO_3$
- $NaCl$ e $Ce_2(SO_4)_3$

10. (Fuvest) 160 gramas de uma solução aquosa saturada de sacarose a 30 °C são resfriados a 0 °C. Quanto do açúcar cristaliza?

Temperatura °C	Solubilidade da sacarose g/100 g de H ₂ O
0	180
30	220

- 20 g
- 40 g
- 50 g
- 64 g
- 90 g

11. (Fatec) As indústrias fotográficas preparam massas gelatinosas às quais adicionam um ou mais compostos de prata e, com elas, recobrem películas de plástico transparente ou folhas de papel, obtendo, assim, os filmes ou papéis fotográficos. Suponha que, trabalhando a 50 °C, uma indústria tenha realizado a reação entre $AgNO_3$ e $NaCl$ com rendimento de 100% obtendo 100 kg de cloreto de prata como corpo de fundo em 20000 L de solução.

Dado:

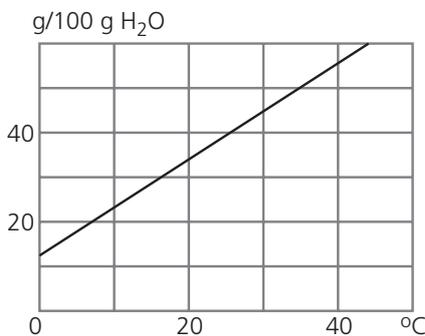
Solubilidade do $AgCl$ a 50 °C é aproximadamente $5 \cdot 10^{-3}$ g/L

A indústria despreza a solução sobrenadante, jogando-a fora. A massa total de $AgCl$, em kg, produzida na reação química é

- 90,00
- 99,99
- 100,00
- 100,10
- 110,00

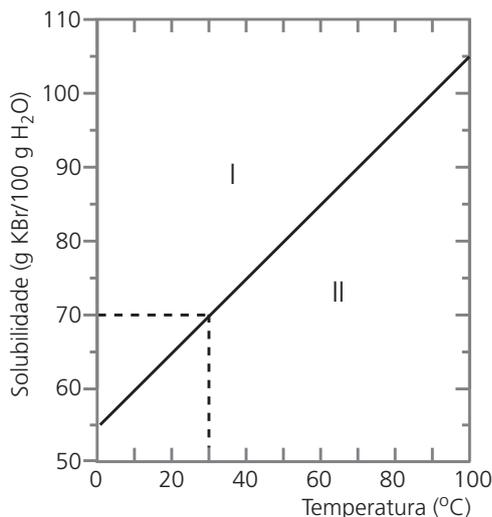
12. (Ufes) Ao se adicionar cloreto de amônio a uma certa quantidade de água a 25 °C, observa-se um resfriamento na solução. Com base nessa informação, pode-se afirmar:
- A) o processo é exotérmico e a solubilidade do NH_4Cl aumenta com o aumento da temperatura.
 - B) o processo é endotérmico e a solubilidade do NH_4Cl aumenta com o aumento da temperatura.
 - C) o processo é exotérmico e a solubilidade do NH_4Cl diminui com o aumento da temperatura.
 - D) o processo é endotérmico e a solubilidade do NH_4Cl diminui com o aumento de temperatura.
 - E) o processo é endotérmico e a solubilidade do NH_4Cl independe da temperatura.

13. (Fuvest) A curva de solubilidade do KNO_3 em função da temperatura é dada abaixo. Se a 20 °C misturarmos 50 g de KNO_3 com 100 g de água, quando for atingido o equilíbrio, teremos



- A) um sistema homogêneo.
- B) um sistema heterogêneo.
- C) apenas uma solução insaturada.
- D) apenas uma solução saturada.
- E) uma solução supersaturada.

14. (ITA) A figura abaixo mostra a curva de solubilidade do brometo de potássio (KBr) em água:



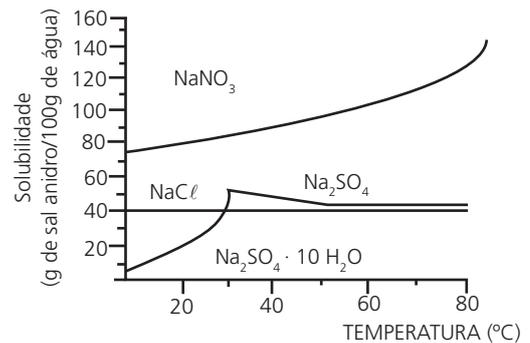
Dados: Massa molar (g/mol): K = 39; Br = 80.

Baseado nas informações apresentadas na figura é errado afirmar que

- A) a dissolução do KBr em água é um processo endotérmico.
- B) a 30 °C, a concentração de uma solução aquosa saturada em KBr é de aproximadamente 6 mol/kg de H_2O .

- C) misturas correspondentes a pontos situados na região I da figura são bifásicas.
- D) misturas correspondentes a pontos situados na região II da figura são monofásicas.
- E) misturas correspondentes a pontos situados sobre a curva são saturadas em KBr.

15. (ITA) As notações $\Delta H_{\text{dis},i}$ e $\Delta H_{\text{hid},i}$ serão utilizadas, respectivamente, para representar as variações de entalpia molar de dissolução e de hidratação da espécie *i* em água.



Em relação à dissolução de um mol de sal em água, a 25 °C, é errado afirmar que:

- A) hidratação de ions ocorre com liberação de calor.
- B) $|\Delta H_{\text{hid}, \text{Na}_2\text{SO}_4}| > |\Delta H_{\text{hid}, \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}|$.
- C) $\Delta H_{\text{dis}, \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} > \text{zero}$ enquanto $\Delta H_{\text{dis}, \text{Na}_2\text{SO}_4} < \text{zero}$.
- D) $|\Delta H_{\text{dis}, \text{Na}_2\text{SO}_4}| > |\Delta H_{\text{dis}, \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}|$.
- E) $|\Delta H_{\text{dis}, \text{Na}_2\text{SO}_4}| > |\Delta H_{\text{dis}, \text{NaCl}}|$.

Gabarito

01	02	03	04	05
C	C	D	C	A
06	07	08	09	10
E	D	A	C	A
11	12	13	14	15
D	B	B	C	D