

## O Processo de Dissolução

- Uma solução é uma mistura homogênea de soluto (presente em menor quantidade) e solvente (presente em maior quantidade).
- Os solutos e solvente são componentes da solução.
- No processo da preparação de soluções com fases condensadas, as forças intermoleculares se tornam reordenadas.

© 2005 by Pearson Education

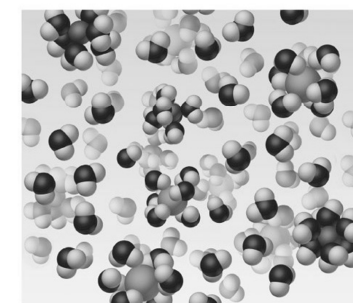
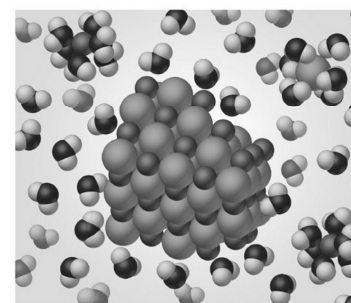
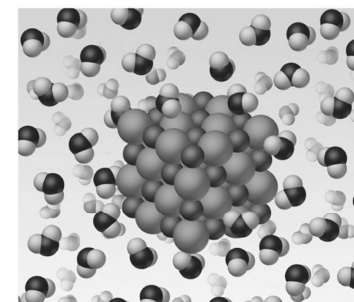
## Exemplos de soluções

Estado da solução	Estado do solvente	Estado do soluto	Exemplo
Gás	Gás	Gás	Ar
Líquido	Líquido	Gás	Oxigênio na água
Líquido	Líquido	Líquido	Álcool na água
Líquido	Líquido	Sólido	Sal na água
Sólido	Sólido	Gás	Hidrogênio no paládio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercúrio na prata
Sólido	Sólido	Sólido	Prata no ouro

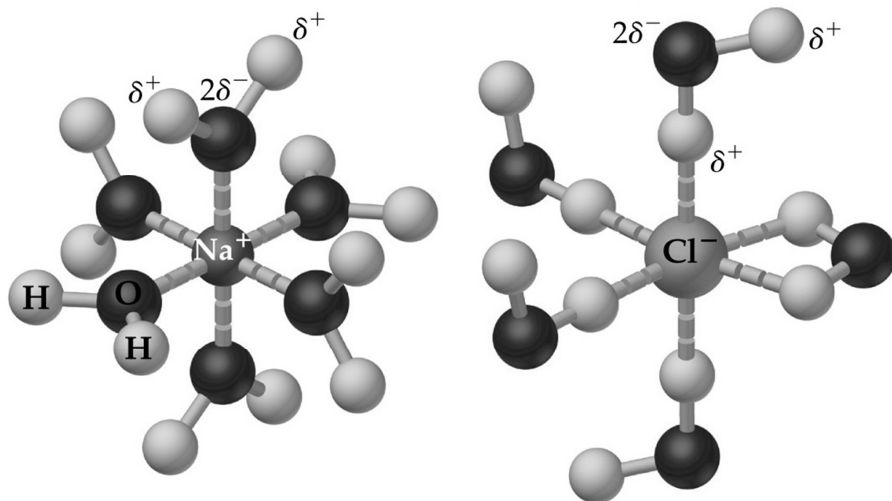
© 2005 by Pearson Education

- Considere o  $\text{NaCl}$  (soluto) dissolvendo-se em água (solvente):
  - as ligações de H da água têm que ser quebradas,
  - o  $\text{NaCl}$  se dissocia em  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ,
  - Surgem interações íon-dipolo:  $\text{Na}^+ \cdots \delta^- \text{OH}_2$  e  $\text{Cl}^- \cdots \delta^+ \text{H}_2\text{O}$ .
  - Dizemos que os íons são solvatados pela água.
  - Se água é o solvente, dizemos que os íons são hidratados.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

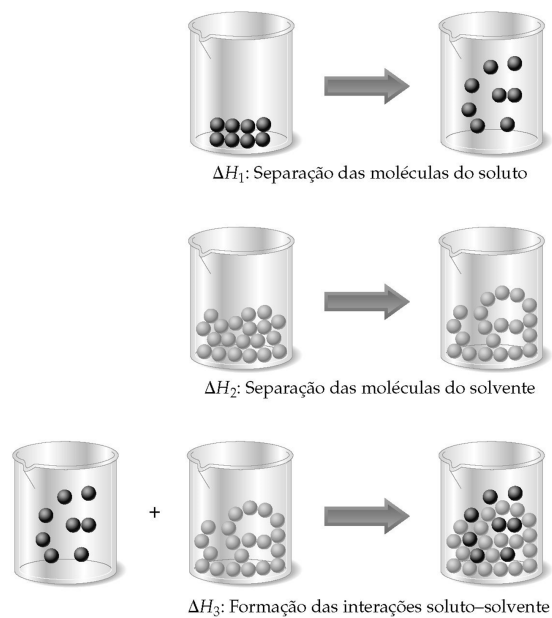
## Aspectos Energéticos do Processo de Dissolução

- Há três fases de energia na formação de uma solução:
  - a separação das moléculas do soluto ( $\Delta H_1$ ),
  - a separação das moléculas do solvente ( $\Delta H_2$ ) e
  - a formação das interações soluto-solvente ( $\Delta H_3$ ).
- Definimos a variação de entalpia no processo de dissolução como

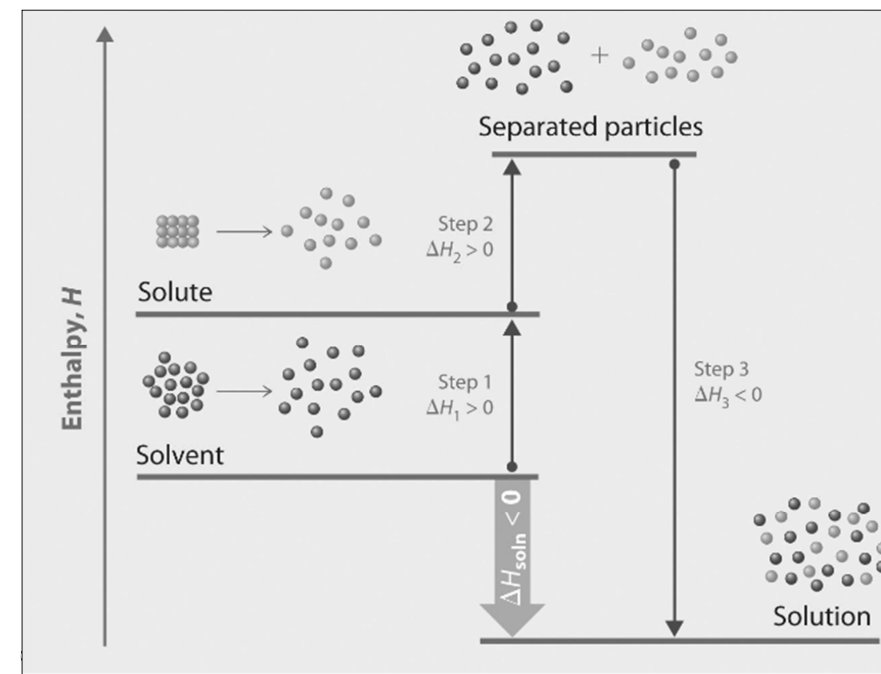
$$\Delta H_{\text{diss}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

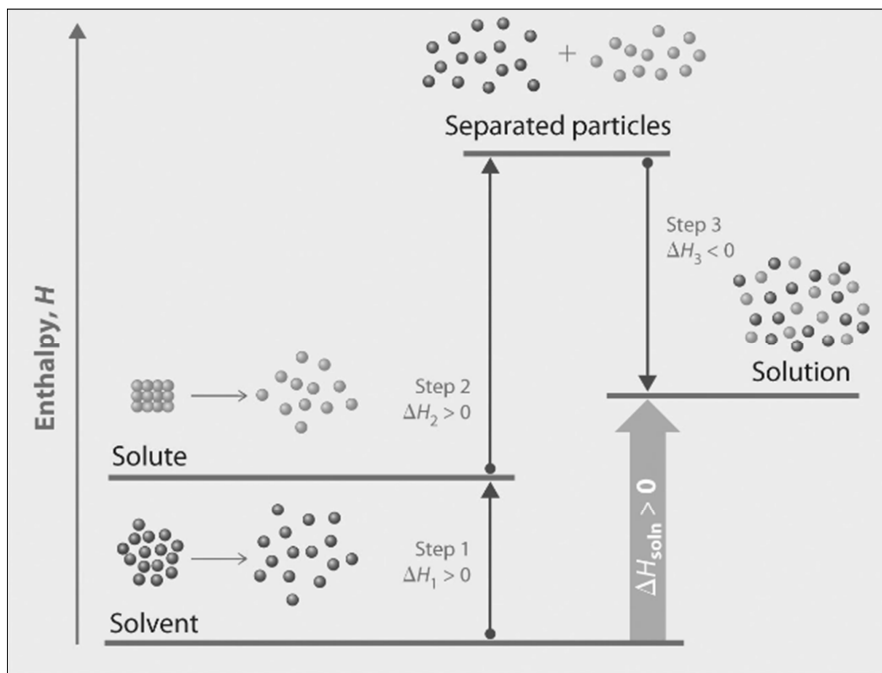
- O  $\Delta H_{\text{diss}}$  pode tanto ser positivo como negativo, dependendo das forças intermoleculares.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education



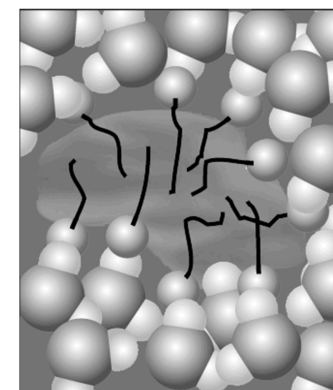


- A quebra de forças intermoleculares é sempre endotérmica.
- A formação de forças intermoleculares atrativas é sempre exotérmica.
- Para determinarmos se o  $\Delta H_{\text{dissol}}$  é positivo ou negativo, consideramos as extensões de todas as interações soluto-soluto e soluto-solvente:
  - $\Delta H_1$  e  $\Delta H_2$  são ambos positivos.
  - $\Delta H_3$  é sempre negativo.
  - É possível termos tanto  $\Delta H_3 > (\Delta H_1 + \Delta H_2)$  quanto  $\Delta H_3 < (\Delta H_1 + \Delta H_2)$ .

© 2005 by Pearson Education

- Se o  $\Delta H_{\text{dissol}}$  é demasiadamente endotérmico, a formação de solução não é favorecida.
- NaCl em gasolina: as forças íon-dipolo são fracas, uma vez que a gasolina é apolar. Conseqüentemente, as forças íon-dipolo não são compensadas pela separação de íons.
- Água em octano: a água tem ligações de H fortes. Não há forças atrativas entre a água e o octano para compensar as ligações de H.

- Exemplos:
  - NaOH adicionado à água:  $\Delta H_{\text{dissol}} = -44,48 \text{ kJ/mol}$ .
  - $\text{NH}_4\text{NO}_3$  adicionado à água:  $\Delta H_{\text{dissol}} = + 26,4 \text{ kJ/mol}$ .
- Regra: “Semelhante dissolve semelhante” (Por quê?)

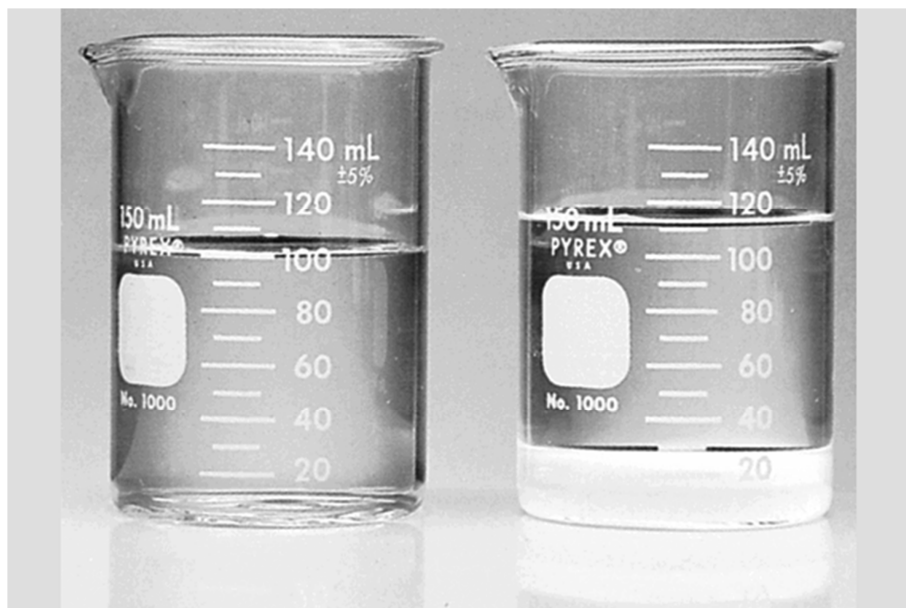


## Fatores que afetam a solubilidade

### Interações soluto-solvente

- Os líquidos polares tendem a se dissolver em solventes polares.
- Líquidos miscíveis misturam-se em quaisquer proporções, enquanto líquidos imiscíveis: não se misturam.
- As forças intermoleculares são importantes: água e etanol são miscíveis porque as ligações de H quebradas em ambos os líquidos puros são reestabelecidas na mistura.
- O número de átomos de carbono em uma cadeia afeta a solubilidade: quanto mais átomos de C, menos solúvel em água.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Solubilidades de alguns alcoóis em água e hexano

Álcool	Solubilidade em H <sub>2</sub> O <sup>a</sup>	Solubilidade em C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
CH <sub>3</sub> OH (metanol)	∞	0,12
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH (etanol)	∞	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (propanol)	∞	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (butanol)	0,11	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (pentanol)	0,030	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (hexanol)	0,0058	∞
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH (heptanol)	0,0008	∞

<sup>a</sup> Expresso em mol de álcool/100 g de solvente a 20 °C. O símbolo de infinito indica que o álcool é completamente miscível em solvente.

### Interações soluto-solvente

- O número de grupos -OH dentro de uma molécula aumenta a solubilidade em água.
- Generalização: “semelhante dissolve semelhante”.
- Quanto mais ligações polares na molécula, mais facilmente ela se dissolve em um solvente polar.
- Quanto menos polar for a molécula, mais dificilmente ela se dissolve em um solvente polar e melhor ela se dissolve em um solvente apolar.

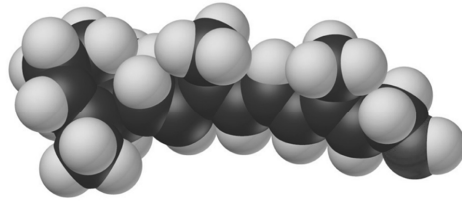
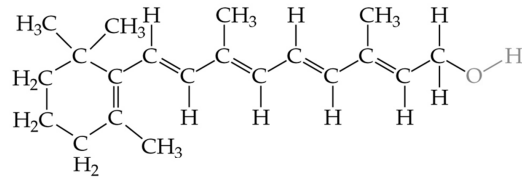
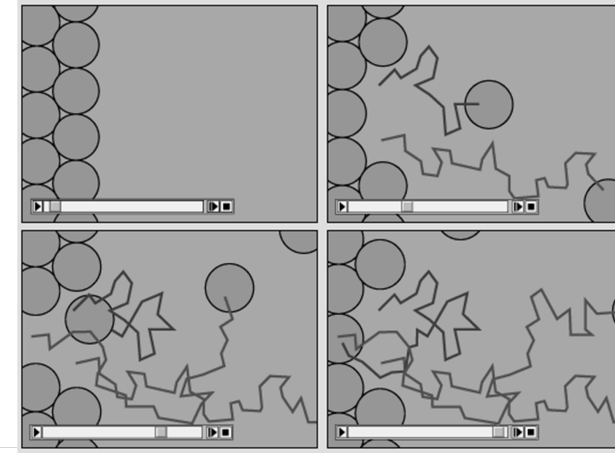
© 2005 by Pearson Education

© 2005 by Pearson Education



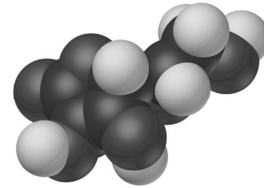
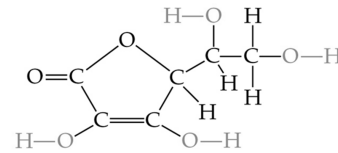
## Soluções saturadas e solubilidade

- Dissolução: soluto + solvente → solução.
- Cristalização: solução → soluto + solvente.



Vitamina A

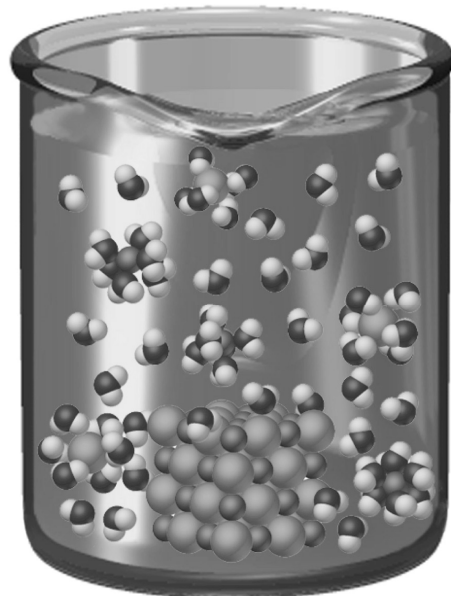
(a)



Vitamina C

(b)

© 2005 by Pearson Education



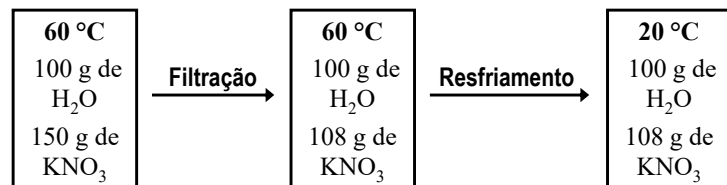
- Solução saturada: é aquela em que se observa a presença de soluto dissolvido em equilíbrio dinâmico com soluto não dissolvido.
- Solubilidade: é a quantidade de soluto necessária para formar uma solução saturada.
- A solubilidade depende da temperatura e, geralmente, é expressa em gramas da substância por 100 g do solvente.
- Por exemplo, a solubilidade do  $\text{NaCl}$  em água, a  $20^\circ\text{C}$  é  $36 \text{ g}/100 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ ; do  $\text{KNO}_3$ , a  $60^\circ\text{C}$ , é  $108 \text{ g}/100 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ .

© 2005 by Pearson Education

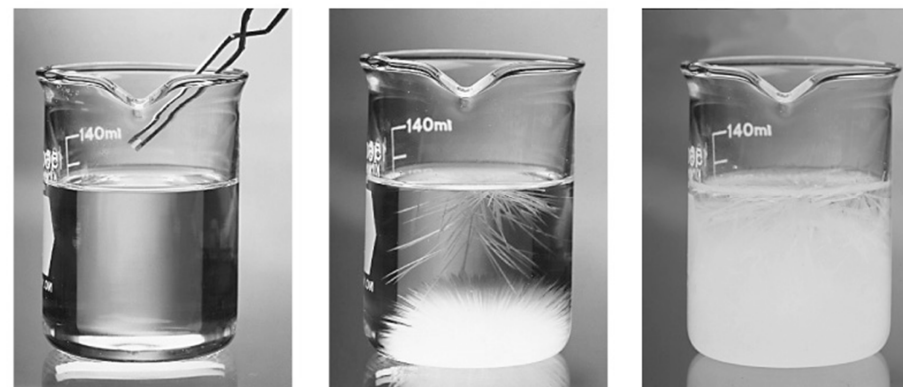
© 2005 by Pearson Education

## Solução supersaturada

- A solubilidade do  $\text{KNO}_3$  em 100 g de água é 30 g a  $20^\circ\text{C}$  e 108 g a  $60^\circ\text{C}$ .
- Considere a seguinte seqüência:



- Haverá precipitação de  $\text{KNO}_3$  quando a solução for resfriada?



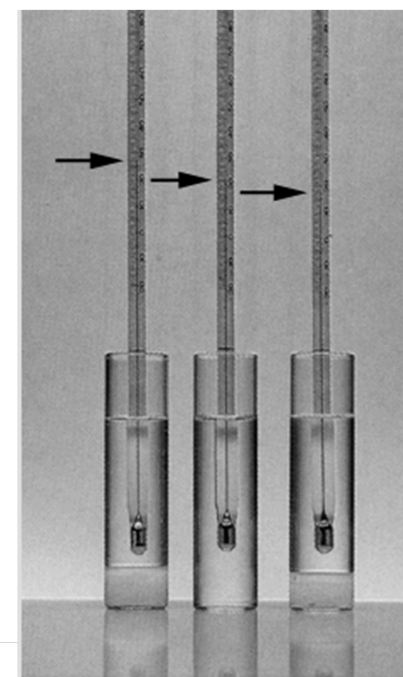
- **Solução supersaturada:** é aquela que contém uma quantidade de soluto *dissolvido* maior do que ela conteria se fosse saturada.

## Solubilidade e Temperatura

- Os equilíbrios de solubilidade para processos endotérmicos e exotérmicos podem ser escritos da seguinte forma:

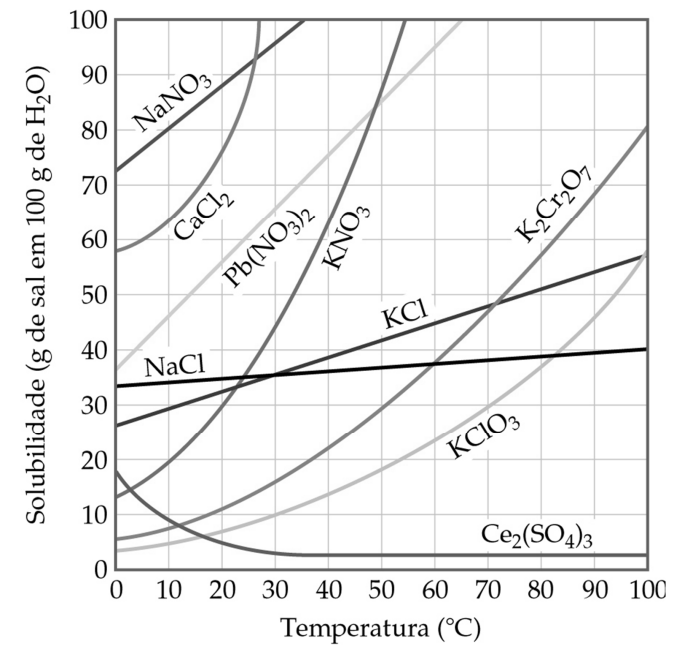


- Processos **endotérmicos:** um **aumento de temperatura** desloca o equilíbrio para a direita, favorecendo a solução e, portanto, **umenta a solubilidade**.
- Processos **exotérmicos:** um **aumento de temperatura** desloca o equilíbrio para a esquerda, favorecendo o soluto não dissolvido e, portanto, **diminui a solubilidade**.

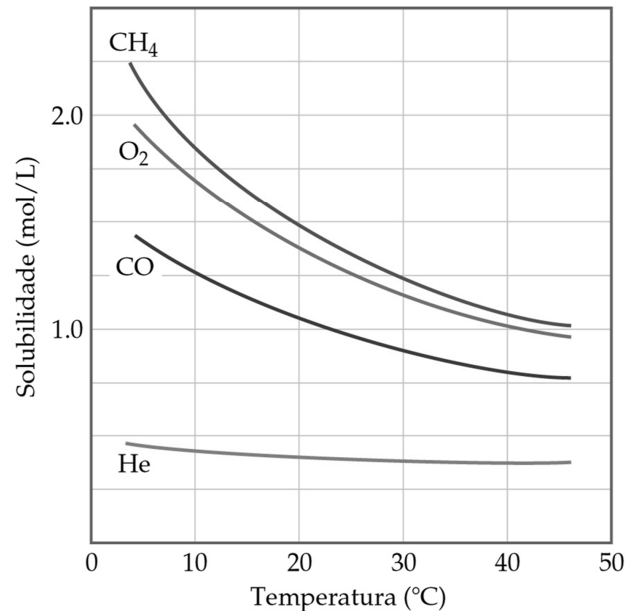


- A experiência nos mostra que o açúcar se dissolve melhor em água quente do que em água fria e que as bebidas carbonadas ficam insípidas ao serem aquecidas.
- A maioria dos sólidos exibe solubilidades em água que aumentam com a temperatura.
- Algumas vezes, a solubilidade diminui quando a temperatura aumenta.
- A solubilidade de gases em água normalmente diminui com a temperatura.
- Se os lagos se aquecem muito, o  $\text{CO}_2$  e o  $\text{O}_2$  tornam-se menos solúveis e ficam indisponíveis para as plantas ou animais, causando a poluição térmica.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education



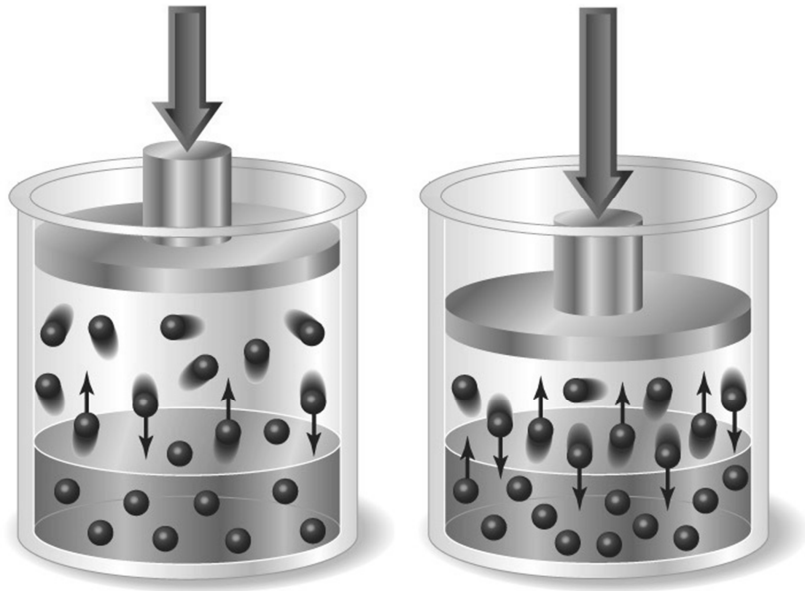
© 2005 by Pearson Education

## Solubilidade e Pressão

- A solubilidade de sólidos e líquidos em solventes líquidos é praticamente independente da pressão.
- A solubilidade dos gases em um líquido aumentam com o aumento da pressão do gás.



© 2005 by Pearson Education



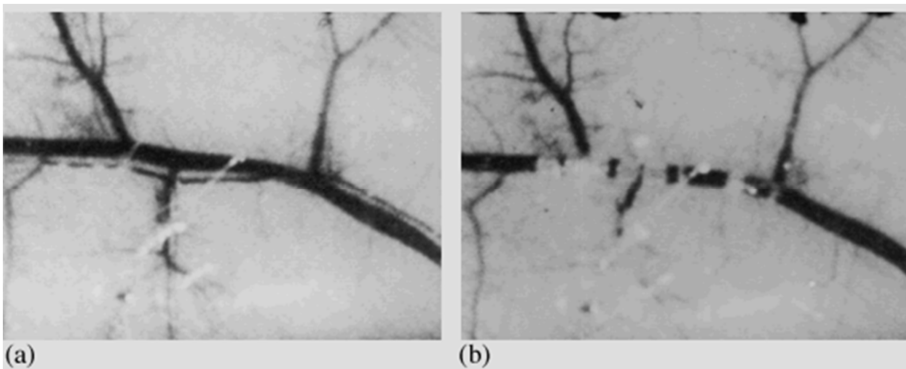
© 2005 by Pearson Education

- Quanto maior a pressão, mais próximas as moléculas de gás estarão do solvente e maior a chance da molécula de gás atingir a superfície e entrar na solução.
  - Conseqüentemente, quanto maior for a pressão, maior a solubilidade.
  - Quanto menor a pressão, menor a quantidade de moléculas de gás próximas ao solvente e menor a solubilidade.
- Se  $S_g$  é a solubilidade de um gás,  $k$  é uma constante e  $P_g$  é a pressão parcial de um gás, então, a Lei de Henry nos fornece:

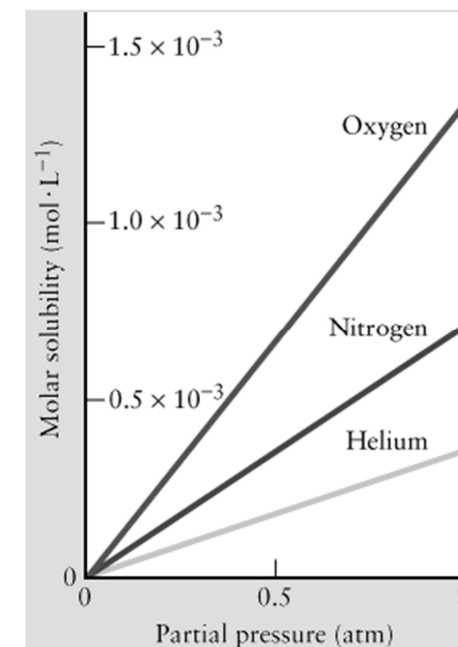
$$S_g = kP_g$$

© 2005 by Pearson Education

- As bebidas carbonadas são engarrafadas com uma pressão parcial de  $\text{CO}_2 > 1 \text{ atm}$ . Ao abriremos a garrafa, a pressão parcial de  $\text{CO}_2$  cai subitamente e a solubilidade do  $\text{CO}_2$  diminui. Conseqüentemente, bolhas de  $\text{CO}_2$  escapam da solução.



© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

## Formas de expressar a concentração

- Todos os métodos envolvem medir a quantidade de soluto em função da quantidade de solvente (ou da solução).
- Geralmente, as quantidades ou medidas são massas, quantidade de matéria ou litros.
- A massa pode ser convertida em quantidade de matéria usando a massa molar.
- Qualitativamente, as soluções são dilutas ou concentradas.

© 2005 by Pearson Education

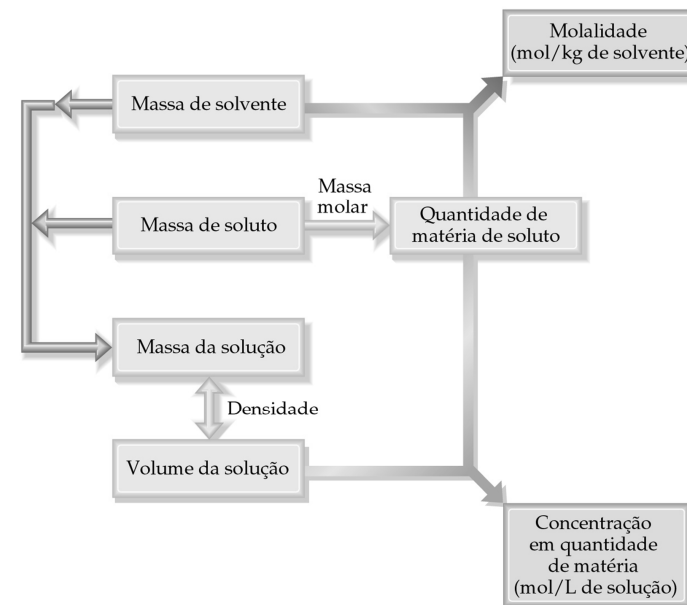
Tipo de concentração	Fórmula	Unidade
Porcentagem em peso/peso	$\% \frac{p}{p} \text{ de soluto} = \frac{\text{massa de soluto (em gramas)}}{\text{massa de solução (em gramas)}} \times 100\%$	% p/p
Porcentagem em peso/volume	$\% \frac{p}{v} \text{ de soluto} = \frac{\text{massa de soluto (em gramas)}}{\text{volume de solução (em mililitros)}} \times 100\%$	% p/v
Concentração em quantidade de matéria	$c = \frac{\text{quantidade de matéria de soluto (em mol)}}{\text{volume de solução (em litros)}}$	mol.L <sup>-1</sup>
Densidade de solução	$\text{densidade} = \frac{\text{massa de solução (em gramas)}}{\text{volume de solução (em mililitros)}}$	g.mL <sup>-1</sup> ou g.cm <sup>-3</sup>

- Partes por milhão (ppm) podem ser expressas como 1 mg de soluto por quilograma de solução.
  - Se a densidade da solução é 1g mL<sup>-1</sup>, então 1 ppm = 1 mg de soluto por litro de solução.

- Partes por bilhão (ppb) são 1 µg de soluto por quilograma de solução.

Tipo de concentração	Fórmula	Unidade
Partes por milhão	$\frac{\text{massa do componente na solução}}{\text{massa total da solução}} \times 10^6$	ppm
Partes por bilhão	$\frac{\text{massa do componente na solução}}{\text{massa total da solução}} \times 10^9$	ppb
Molalidade	$m = \frac{\text{quantidade de matéria de soluto (em mol)}}{\text{massa de solvente (em kg)}}$	molal

- A conversão entre concentração em quantidade de matéria (*c*) e molalidade (*m*) necessita da densidade.



© 2005 by Pearson Education