

Solubilidade x Temperatura



Introdução

Em geral, a solubilidade das substâncias em um dado solvente aumenta com o aumento da temperatura. Mas, não é sempre assim. Esse é o caso do acetato de cálcio. Por que a solubilidade do acetato de cálcio diminui com o aumento da temperatura?

Materiais Necessários

- * 18,7 g de Acetato de Cálcio ($\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$);
- * 2 Béqueres (600mL e 250mL);
- * 1 Proveta 50 mL;
- * Chapa aquecedora;
- * Gelo;
- * Espátula;
- * Balança;



Cadastrada por
Caroline Saldanha

Material - onde encontrar
em laboratórios e lojas especializadas

Material - quanto custa
acima de 25 reais

Tempo de apresentação
até 1 hora

Dificuldade
fácil

Segurança
seguro

Solubilidade x Temperatura



Passo 1

Passo 1 – Preparo da solução saturada de acetato de cálcio:

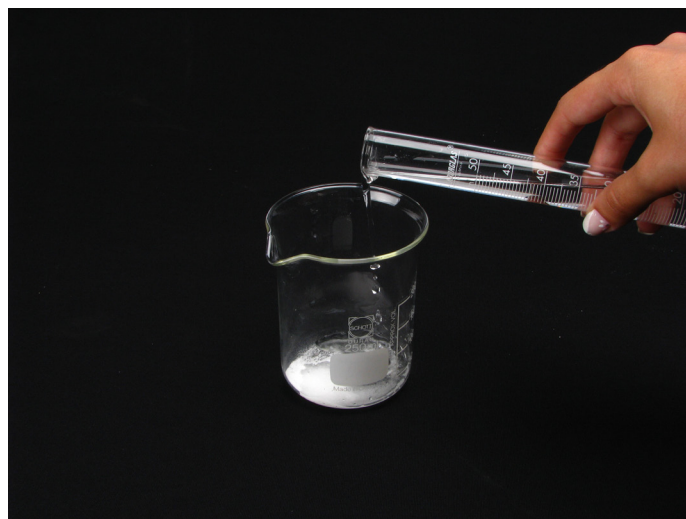
Em um erlenmeyer adicione 18,7 g de acetato de cálcio em 50 mL de água destilada.

Coloque o erlenmeyer em um banho de gelo.

Espera até que todo o sólido tenha se dissolvido.



Adicione o acetato de cálcio



Adicione a água

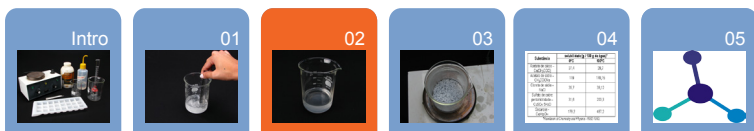


Agite



Observe a solubilidade do acetato à temperatura ambiente.

Solubilidade x Temperatura



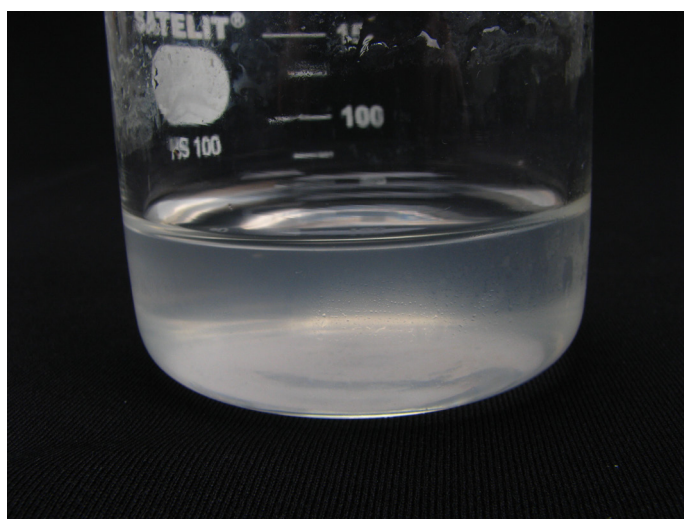
Passo 2

Passo 2 – Resfriamento da solução

Resfrie a solução utilizando um banho de gelo. Agite e observe a solubilidade do acetato de cálcio.

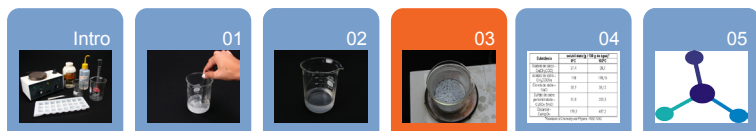


Banho de gelo



Observe a total dissolução do acetato de cálcio.

Solubilidade x Temperatura



Passo 3

Passo 4 - Aquecimento da solução

Utilizando a chapa elétrica, aqueça a solução até aproximadamente 85 °C. Observe que a solução ficará turva até a precipitação do acetato.



Precipitação do acetato de cálcio.



Solubilidade x Temperatura



Passo 4

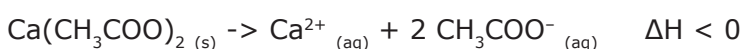
O que acontece

A solubilidade expressa a quantidade máxima de soluto que se pode dissolver em determinada quantidade de solvente. Ela é uma propriedade que depende de alguns fatores tais como: natureza das interações solvente-solvente, soluto-soluto e soluto-solvente, e também da temperatura.

Quando uma substância iônica, como o acetato de cálcio, dissolve-se em água, os íons são solvatados pelas moléculas de água: a extremidade parcialmente negativa das moléculas de água orienta-se em direção a cada íon cálcio (Ca^{2+}) e a extremidade parcialmente positiva das moléculas de água orienta-se em direção a cada íon acetato (CH_3COO^-). O processo de solvatação ajuda a estabilizar os íons em solução e previne que cátions e ânions se combinem novamente.

O processo de dissolução envolve um gasto de energia para o rompimento das interações entre os íons do soluto e das interações entre moléculas de solvente. Essas duas etapas são, portanto, endotérmicas. Além disso, ocorre liberação de energia em função da formação de interações soluto-solvente (etapa exotérmica). Para que a dissolução ocorra, a energia envolvida nas etapas endotérmicas deve ser comparável à energia da etapa exotérmica. Dependendo da magnitude da energia envolvida nessas etapas, a dissolução pode ser endotérmica ou exotérmica.

A dissolução do acetato de cálcio em água é um processo exotérmico, que pode ser representado pelo seguinte equilíbrio:



Para esse equilíbrio, o aumento da temperatura, segundo o princípio de Le Chatelier, provoca um deslocamento do equilíbrio no sentido de minimizar a perturbação, o que favorece a reação inversa, levando à precipitação do acetato de cálcio. (Observe o quadro abaixo)

Substância	solubilidade (g / 100 g de água)*	
	0°C	100°C
Acetato de cálcio – $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	37,4	29,7
Acetato de sódio – CH_3COONa	119	170,15
Cloreto de sódio – NaCl	35,7	39,12
Sulfato de cobre pentahidratado – $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	31,6	203,3
Sacarose – $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	179,2	487,2

*Handbook of Chemistry and Physics –1982-1983.

Solubilidade x Temperatura



Passo 5

Para saber mais

A dissolução de um soluto em determinado solvente também pode ser discutida em função do aumento da entropia do soluto devido a tendência das partículas se dispersarem espontaneamente no meio. Quanto mais aleatória a dispersão, mais positivo é o valor de variação de entropia (ΔS) e a dissolução é favorecida. Por outro lado, no processo de dissolução, as moléculas do solvente têm a sua entropia diminuída, devido à formação de interações com as partículas do soluto na solvatação. Portanto, a entropia diminui e o ΔS pode ser negativo. Se isso ocorrer, a solubilidade será baixa.

O que determinará se uma dissolução será espontânea ou não é a variação da energia livre de Gibbs (ΔG). A energia livre relaciona as variações de entalpia e entropia para um determinado processo:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

Um processo será espontâneo sempre que $\Delta G < 0$. Em geral, ΔH e ΔS variam pouco com a temperatura, mas o valor da temperatura afeta diretamente a ordem de grandeza do termo $- T \Delta S$.

No caso da dissolução do acetato de cálcio, $\Delta G < 0$ a baixas temperaturas. Nessas condições de temperatura, a dissolução dessa substância é espontânea. Mas em temperaturas mais altas, $\Delta G > 0$ e a dissolução não é espontânea.

Veja também

Experiência adaptada de Experiência adaptada de: BILASH II, B.; GROSS, G. R., KOOB, J. K. Exception of solubility - A Demo a Day. vol. II, página 62.