



**UDESC**  
UNIVERSIDADE  
DO ESTADO DE  
SANTA CATARINA



Seminário de Iniciação Científica  
Universidade do Estado de Santa Catarina

**26° SIC UDESC**

## **SOLUBILIDADE DO ÁCIDO CÍTRICO EM SOLUÇÕES LÍQUIDAS BINÁRIAS FORMADAS POR METANOL/ETANOL, METANOL/ISOPROPANOL E ETANOL/ISOPROPANOL NO INTERVALO ENTRE 293K E 323K**

Alessandro Cazonatto Galvão<sup>1</sup>, Cristiane Capello<sup>2</sup>, Paulo Atílio Dalan<sup>3</sup>, Alessandra Secco Nesi<sup>3</sup>, Alica Antônia Dutra<sup>3</sup>, Thaiany Demétrio Machado<sup>2</sup>

<sup>1</sup> Orientador, Departamento de Engenharia de Alimentos e Engenharia Química –  
alessandro.galvao@udesc.br

<sup>2</sup> Acadêmica do Curso de Engenharia de Alimentos - bolsista PIVIC/UDESC

<sup>3</sup> Acadêmico do Curso de Engenharia Química - bolsista PIVIC/UDESC

Palavras-chave: Solubilidade, equilíbrio sólido-líquido, ácido cítrico, termodinâmica

O ácido cítrico, também conhecido como ácido 2-hidroxiopropano-1,2,3-tricarboxílico ( $C_6H_8O_7$ , CAS N°. 77-92-9) é um ácido orgânico fraco frequentemente usado como um conservante natural. Apresenta-se em forma de cristais translúcidos e como um pó cristalino branco. É inodoro e tem um forte sabor ácido e apresenta baixa toxicidade quando comparado a outros acidulantes. O ácido cítrico é amplamente utilizado em alimentos, bebidas e na indústria farmacêutica. Seu uso principal é como acidulante, mas também é utilizado como sequestrante de íons metálicos atuando contra o desenvolvimento de sabores e odores indesejados em alimentos.

Estudos de solubilidade de sólidos em líquidos são de grande importância para o desenvolvimento de teorias de soluções e são fundamentais para o desenvolvimento e otimização de processos de purificação. A fim de contribuir com estas demandas, o presente trabalho apresenta dados de solubilidade do ácido cítrico em soluções formadas por metanol/etanol, etanol/isopropanol e metanol/isopropanol em função da temperatura. Os dados de solubilidade foram aplicados na determinação de grandezas padrão de dissolução (entalpia, entropia e energia de Gibbs) e no cálculo do coeficiente de atividade do sólido solubilizado.

A determinação da solubilidade do ácido cítrico nas soluções foi realizada por método gravimétrico com ensaios realizados sob pressão atmosférica e nas isoterms de 293,2 K, 303,2 K, 313,2 K e 323,2 K. O procedimento foi conduzido em células de vidro encamisadas e seladas com rolha de cortiça. As condições isotérmicas foram mantidas pela circulação de um fluido termostático nas camisas das células oriundo de um banho termostático acoplado ao sistema. Para a realização dos experimentos, as soluções líquidas foram previamente preparadas para cada fração molar de interesse.

O ácido cítrico foi antecipadamente seco em estufa por 1 hora na temperatura de 353 K e posteriormente acondicionado em dessecador até o início do experimento. Para cada ponto experimental as células de equilíbrio foram preenchidas com a solução e com um excesso de ácido cítrico. A mistura foi submetida a agitação magnética por um período de 3 horas com o objetivo de proporcionar o contato entre os componentes com consequente transferência de massa e após o período de agitação, o sistema foi mantido em repouso por um período de 5 horas para que ocorresse a separação e equilíbrio das fases.

Após o repouso preparou-se o sistema de amostragem. A amostragem foi realizada em triplicata retirando-se alíquotas de 3 ml da solução saturada, as quais foram acondicionadas em balões de fundo



chato de 25 ml com massas previamente determinadas em balança analítica. Os balões foram conduzidos à estufa mantida a 353 K para total remoção do solvente com acompanhamento da redução da massa em intervalos de 8 horas até atingir massa constante.

Os resultados indicam um aumento da solubilidade do ácido cítrico, com o aumento da temperatura. Os valores da solubilidade do ácido cítrico são maiores respectivamente em metanol, seguida de etanol e isopropanol, sendo maior no componente que possui maior constante dielétrica. Como o ácido cítrico é um componente polar, sua afinidade será mais pronunciada em componentes e soluções de maior polaridade.

A avaliação das grandezas termodinâmicas molares de dissolução indicam que a entalpia, a entropia e a energia de Gibbs apresentam o mesmo comportamento para as três soluções estudadas de forma que os valores das três grandezas para todas as soluções estudadas são positivos, indicando que o processo de dissolução do ácido cítrico nas soluções estudadas é endotérmico, espontâneo e direcionado por forças entrópicas. Em relação a solubilidade, observa-se que para as três soluções estudadas, um aumento na solubilidade leva a um aumento na entalpia e entropia e a uma diminuição na energia de Gibbs.

O coeficiente de atividade é uma forma de expressar o desvio da idealidade presente na solução de forma que valores maiores que 1 indicam um desvio positivo da idealidade e valores menores que 1 indicam desvios negativos da idealidade. Para todas as soluções estudadas foram encontrados desvios negativos da idealidade, com os menores valores calculados para as soluções de metanol e etanol.

Para todas as soluções binárias avaliadas observou-se um aumento do coeficiente de atividade com o aumento da temperatura e também um aumento do coeficiente de atividade com a diminuição da solubilidade do ácido cítrico. Uma condição extrema é observada quando a concentração do sólido em solução tende a zero correspondendo ao coeficiente de atividade na diluição infinita. Os coeficientes de atividade na diluição infinita obtidos aumentam com o aumento da temperatura e apresentam valores maiores respectivamente para as soluções de etanol/isopropanol, metanol/isopropanol e metanol/etanol. Quando plotados, coeficiente de atividade na diluição infinita em função da temperatura, observa-se uma correlação linear para todas as soluções avaliadas.

Na Figura 1, (a), (b) e (c) estão ilustrados parte dos resultados obtidos neste trabalho nas temperaturas estudadas; (a), solubilidade do ácido cítrico na solução formada por isopropanol (1) e metanol (2); (b) coeficiente de atividade do ácido cítrico na solução formada por etanol e isopropanol em função da solubilidade expressa em fração molar; (c) coeficiente de atividade do ácido cítrico a diluição infinita para as soluções investigadas.

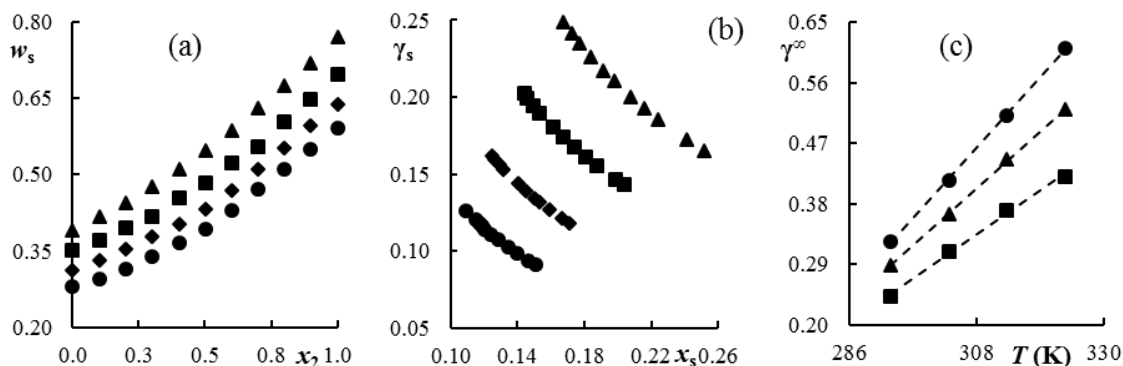


Figura 1. Solubilidade em função da fração molar do metanol (a) e coeficiente de atividade em função da solubilidade (b): ● 293 K, ◆ 303 K, ■ 313 K e ▲ 323 K; coeficiente de atividade a diluição infinita em função da temperatura (c): ■ metanol/etanol, ▲ metanol/isopropanol, ● etanol/isopropanol