**Cálculo da Elevação do Ponto de Ebulição de  
Soluções a partir de Dados de Pressão Parcial**

**Denis Libert Westphalen**Dep. de Engenharia Química e Alimentos   
Escola de Engenharia Mauá – IMT  
Estrada das Lágrimas, 2035, CEP 09580-900   
São Caetano do Sul – SP  
e-mail: [dlw@maua.br](mailto:dlw@maua.br)

**Introdução**

         Quando um soluto não volátil é dissolvido em água, observa-se que a temperatura de ebulição da solução formada é superior ao valor da temperatura de ebulição da água pura. Este fenômeno é denominado elevação do ponto de ebulição. Informações sobre a elevação do ponto de ebulição de soluções são fundamentais para o projeto e resolução de equações de balanço de diversos tipos de equipamentos da indústria química, em particular evaporadores múltiplo-efeito. Algumas equações podem ser encontradas na literatura para predição deste parâmetro, porém sua validade é restrita a soluções diluídas ou soluções ideais. Tais hipóteses não podem ser aceitas na grande maioria dos processos de interesse industrial. No caso de evaporadores, deseja-se aumentar o teor de sólidos de um determinado licor até valores onde uma solução nunca poderia ser considera diluída. Além disto, cita-se o exemplo da concentração de soluções de sais, que não podem ser admitidas como soluções ideais. Desta forma, torna-se necessário o uso de dados experimentais da elevação do ponto de ebulição, em função da concentração de sólidos e pressão.

         Efetuando-se uma busca na literatura, nota-se uma grande dificuldade em encontrar-se valores deste parâmetro. No capítulo 2 do “Perry” (7a. edição) [1], que trata especificamente de propriedades físicas, nenhum dado de elevação do ponto de ebulição pode ser encontrado. Alguns livros na área de operações unitárias, no capítulo referente ao tópico Evaporação, apresentam dados da elevação do ponto de ebulição apenas de soluções de hidróxido de sódio em água, numa forma gráfica denominada Diagrama de Duhring [2]. Neste contexto, este trabalho tem como objetivo apresentar um procedimento para calcular a elevação do ponto de ebulição a partir de dados de pressão parcial da água sobre soluções. Informações da pressão parcial da água podem ser encontrados com relativa facilidade para um grande número de soluções aquosas.

**Relação entre pressão parcial e elevação do ponto de ebulição**

         A Lei de Raoult estabelece que em soluções ideais, a pressão parcial de um componente numa solução é dada pelo produto de sua fração molar e sua pressão de vapor na temperatura da solução. Assim, quanto maior for a concentração de um determinado soluto dissolvido em água, menor será a fração molar da água na solução e, consequentemente, menor será o valor da pressão parcial da água. Admitindo que o soluto seja não-volátil, a solução entrará em ebulição quando a pressão parcial da água se igualar com a pressão do sistema. Para que isto ocorra, é necessário que a solução seja aquecida até uma temperatura superior à temperatura de ebulição da água pura.

         Tomemos, por exemplo, os dados de pressão parcial da água sobre soluções aquosas de hidróxido de sódio, apresentados na Tabela 2-27 do “Perry” (7a. edição). Os valores desta tabela na faixa de 40 a 120°C estão reproduzidos na Tabela 1.

Tabela 1. Pressão parcial da água sobre soluções aquosas de hidróxido de sódio (mmHg)

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Concentração g NaOH/  100 g H2O | | Temperatura (°C) | | | | | | | | | | | |
|  | | 40 | | 60 | | 80 | | 100 | | 120 | | 160 | |
|  | 0 | | 55,3 | | 149,5 | | 355,5 | | 760,0 | | 1489,0 | | 4633,0 |
|  | 5 | | 53,2 | | 143,5 | | 341,5 | | 730,0 | | 1430,0 | | 4450,0 |
|  | 10 | | 50,6 | | 137,0 | | 325,5 | | 697,0 | | 1365,0 | | 4260,0 |
|  | 20 | | 44,2 | | 120,5 | | 288,5 | | 621,0 | | 1225,0 | | 3860,0 |
|  | 30 | | 36,6 | | 101,0 | | 246,0 | | 537,0 | | 1070,0 | | 3460,0 |
|  | 40 | | 28,7 | | 81,0 | | 202,0 | | 450,0 | | 920,0 | | 3090,0 |
|  | 50 | | 20,7 | | 62,5 | | 160,5 | | 368,0 | | 770,0 | | 2690,0 |
|  | 60 | | 15,5 | | 47,0 | | 124,0 | | 294,0 | | 635,0 | | 2340,0 |
|  | 70 | | 10,9 | | 34,5 | | 94,0 | | 231,0 | | 515,0 | | 2030,0 |
|  | 80 | | 7,6 | | 24,5 | | 70,5 | | 179,0 | | 415,0 | | 1740,0 |
|  | 90 | | 5,2 | | 17,5 | | 53,0 | | 138,0 | | 330,0 | | 1490,0 |
|  | 100 | | 3,6 | | 12,5 | | 38,5 | | 105,0 | | 262,0 | | 1300,0 |
|  | 120 | | 1,7 | | 6,3 | | 20,5 | | 61,0 | | 164,0 | | 915,0 |
|  | 140 | |  | | 3,0 | | 11,0 | | 35,5 | | 102,0 | | 765,0 |
|  | 160 | |  | | 1,5 | | 6,0 | | 20,5 | | 63,0 | | 470,0 |
|  | 180 | |  | |  | | 3,5 | | 12,0 | | 40,0 | | 340,0 |
|  | 200 | |  | |  | | 2,0 | | 7,0 | | 25,0 | | 245,0 |
|  | 250 | |  | |  | | 0,5 | | 2,0 | | 8,0 | | 110,0 |
|  | 300 | |  | |  | | 0,1 | | 0,5 | | 2,7 | | 50,0 |
|  | 350 | |  | |  | |  | |  | | 0,9 | | 23,0 |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

         Na concentração de 50 g NaOH / 100 g H2O, observa-mos que na temperatura de 80°C, a pressão parcial da água sobre esta solução é igual a 160,5 mmHg.

         Isto significa que se esta solução estiver neste valor de pressão total, ela entrará em ebulição a 80°C.

         Por outro lado, a temperatura de ebulição da água pura na pressão de 160,5 mmHg pode ser obtida a partir de tabelas com propriedades termodinâmicas do vapor d’água saturado, chegando-se ao valor igual a 61,52°C.

         Conclui-se, então, que a elevação do ponto de ebulição para esta concentração, na pressão de 160,5 mmHg é:

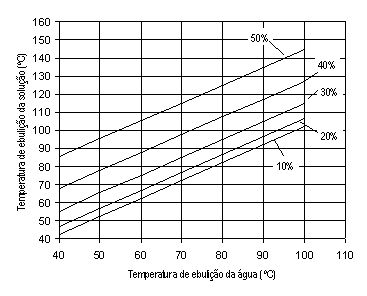
80 – 61,52 = 18,45°C.

         Seguindo o mesmo procedimento para todos os pontos da Tabela 1 pode-se montar a Tabela 2 que relaciona a elevação do ponto de ebulição de soluções aquosas de hidróxido de sódio em função de pressão e concentração de hidróxido de sódio.

         Rearranjando-se estes dados, pode-se ainda construir o Diagrama de Duhring que relaciona a temperatura de ebulição da solução em função da temperatura de ebulição da água pura e da concentração de hidróxido de sódio, conforme mostrado na Figura 1.

Tab. 2. Elevação do ponto de ebulição de soluções aquosas de hidróxido de sódio (°C)

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Porcentagem de NaOH  (em peso) | Pressão (kPa) | | | | | |
|  | 7,37 | 19,93 | 47,38 | 101,30 | 198,47 | 617,53 |
| 0,00 | 0,00 | 0,00 | 0,00 | 0,00 | 0,00 | 0,00 |
| 4,76 | 0,73 | 0,89 | 0,98 | 1,12 | 1,27 | 1,57 |
| 9,09 | 1,67 | 1,88 | 2,15 | 2,40 | 2,72 | 3,27 |
| 16,67 | 4,14 | 4,59 | 5,06 | 5,56 | 6,04 | 7,04 |
| 23,08 | 7,52 | 8,24 | 8,82 | 9,44 | 10,11 | 11,14 |
| 28,57 | 11,76 | 12,66 | 13,34 | 14,05 | 14,54 | 15,28 |
| 33,33 | 17,28 | 17,71 | 18,45 | 19,11 | 19,61 | 20,23 |
| 37,50 | 21,94 | 23,05 | 23,97 | 24,58 | 24,93 | 25,08 |
| 41,18 | 27,47 | 28,59 | 29,68 | 30,25 | 30,53 | 29,89 |
| 44,44 | 32,86 | 34,47 | 35,36 | 36,01 | 36,07 | 34,97 |
| 47,37 | 38,30 | 40,06 | 40,81 | 41,68 | 41,77 | 39,93 |
| 50,00 | 43,27 | 45,33 | 46,64 | 47,39 | 47,30 | 44,18 |
| 54,55 | 52,75 | 55,55 | 57,46 | 58,12 | 57,92 | 54,65 |
| 58,33 |  | 65,71 | 67,26 | 68,05 | 67,96 | 59,74 |
| 61,54 |  | 74,48 | 76,22 | 77,43 | 77,48 | 72,86 |
| 64,29 |  |  | 83,55 | 85,95 | 85,90 | 80,99 |
| 66,67 |  |  | 90,74 | 94,03 | 94,09 | 88,81 |
| 71,43 |  |  | 106,60 | 110,71 | 111,97 | 106,37 |
| 75,00 |  |  | 126,08 | 126,57 | 127,02 | 121,79 |
| 77,78 |  |  |  |  | 140,48 | 135,41 |



**Figura 1. Diagrama de Duhring de soluções aquosas de hidróxido de sódio**

**Uso de uma correlação empírica**

         Face ao uso disseminado do computador, informações disponíveis em diagramas tem sido substituídas por equações matemáticas. Capriste e Lozano [4] propuseram uma correlação empírica que permite o cálculo da elevação do ponto de ebulição em função da concentração de sólidos e pressão, conforme apresentado na Equação 1.

mhtml:file://E:\Parte%20do%20pendrive%204g%202\Operações%20unitarias\Cálculo%20da%20Elevação%20do%20Ponto%20de%20Ebulição%20de%20Soluções%20a%20partir%20de%20Dados%20de%20Pressão%20Parcial.mht!http://www.hottopos.com.br/regeq6/images/image4.gif                                          (1)

         Utilizando-se os dados da Tabela 2, e a ferramenta “Solver” da planilha Excel, os parâmetros da Equação (1) foram calculados, obtendo-se os valores:

a = 5,29x10-2, b = 1,5314, g = 1,540x10-2 e d = -0,0024.

         O mesmo procedimento foi repetido para as soluções de Na2CO3, NaCl, NaClO3 e NaNO3 a partir de dados de pressão parcial da água relatados na literatura [1,3], obtendo-se os resultados apresentados na Tabela 3.

Tabela 3. Parâmetros da Equação de Capriste e Lozano

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Soluto | a x 102 | b | g x 102 | d | Concentraçãomáxima de soluto(%) |
| Na2CO3 | 0,10 | 0,5932 | 4,09 | 0,1208 | 30,0 |
| NaCl | 0,11 | 0,7804 | 3,87 | 0,1403 | 27,5 |
| NaClO3 | 3,86 | 1,0039 | 1,61 | 0,1517 | 67,0 |
| NaNO3 | 5,85 | 0,8602 | 2,01 | 0,1779 | 70,0 |

**Comentários finais**

         Informações sobre a elevação do ponto de ebulição de soluções aquosas são fundamentais no estudo de diversas operações unitárias da indústria química. Nota-se entretanto que estes dados não são encontrados facilmente na literatura. Entretanto, dados de pressão parcial da água sobre soluções aquosas são encontrados com maior facilidade nos livros usualmente consultados por estudantes de engenharia química. Este trabalho apresenta um procedimento, baseado em princípios de termodinâmica, para calcular a elevação do ponto de ebulição de soluções a partir de dados de pressão parcial da água. Finalmente, os parâmetros da correlação empírica de Capriste e Lozano foram ajustados para  algumas soluções.

**Nomenclatura**

*P*                Pressão (kPa)

*T*                 Temperatura (°C)

*w*                Fração mássica de sólidos

a                 Constante da equação de Capriste e Lozano

b                 Constante da equação de Capriste e Lozano

d                 Constante da equação de Capriste e Lozano

g                 Constante da equação de Capriste e Lozano

D*Teb*            Elevação do ponto de ebulição (°C)

**Bibliografia**

[1] Perry, R. H.; Green, D. W. (1997), Peery´s Chemical Engineering Handbook. 7a. edição, McGraw-Hill.

[2] McCabe, W. L.; Smith, J. C.; Harriott, P. (1985), Unit Operations of Chemical Engineering, 4a. edição, McGraw-Hill.

[3] National Research Council (1928), International Critical Tables of Numerical Data, Physics, Chemistry and Technology. McGraw-Hill Book Company, Inc.

[4] Capriste, G. H.; Lozano, J. E. (1988), Effect of concentration and pressure on the boiling point rise of apple juice and related sugar solutions, Journal of Food Science, 53(3), 865-895.