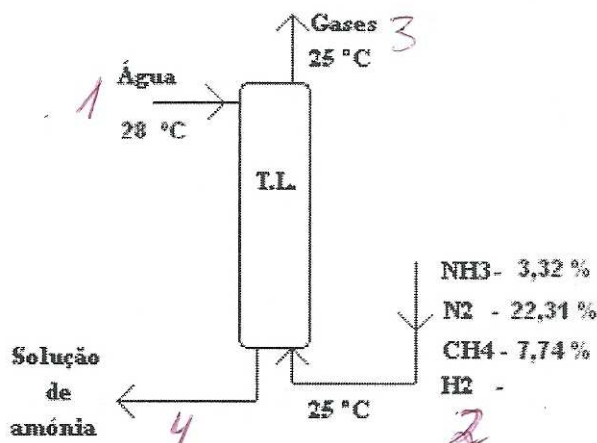


Caso 3.1

Um efluente gasoso contendo NH_3 - 3,32 %, CH_4 - 7,74 %, N_2 - 22,31 % e H_2 é lavado com água a 28 °C, a fim de se remover integralmente o amoníaco existente no gás alimentado. A corrente gasosa lavada encontra-se saturada em vapor de água.

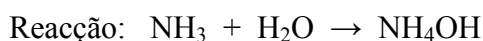
A torre de lavagem opera à pressão atmosférica, admitindo-se que é adiabática. O consumo de água de lavagem é de 1,8 kg/ mol de NH_3 a remover.



Considerando desprezável a solubilidade dos restantes gases (N_2 , CH_4 e H_2), calcular a temperatura da solução de amónia produzida na torre de lavagem. (R: $\cong 27,1$ °C)

Balanco de massa

Como Base de cálculo podemos escolher 100 moles em (2) (entrada dos gases a lavar).



$$\text{Corrente (1)} = 1,8 \text{ kg} \times 3,32 = 5,976 \text{ kg} = 332 \text{ moles}$$

Cálculo da corrente (3) – Gases a 25°C saturados em água.

$$P_{\text{V}}^{25^\circ\text{C}}_{\text{H}_2\text{O}} = 23,756 \text{ mmHg} \quad y_{\text{agua}} = \frac{23,756}{760} = 0,0312579$$

A Tabela de entradas e saídas vem:

mole	1	2	3	4
H ₂ O	332		3,12	325,56
NH ₃		3,32		
NH ₄ OH				3,32
N ₂		22,31	22,31	
CH ₄		7,74	7,74	
H ₂		66,63	66,63	
Total	332	100	99,80	328,88

Balanco entálpico

Estado de referência: 25°C, N₂, CH₄, NH₃, H₂ (g), H₂O (l), P_T

O balanço entálpico vem: $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4$

Não há Q_R. A reacção de formação do NH₄OH é considerada como a dissolução do NH₃ numa molécula de água e está incluída na entalpia de solução do NH₃.

Trata-se duma situação única que só ocorre com o NH₃.

$$\Delta H_1 = 332 \times 18 \times (28 - 25) = 17928 \text{ cal}$$

$$\Delta H_2 = 0$$

$$\Delta H_V^{25^\circ\text{C}}_{\text{H}_2\text{O}} = \Delta H_{f\text{H}_2\text{O}}(\text{g}) - \Delta H_{f\text{H}_2\text{O}}(\text{l}) = -57,7979 - (-68,3174) = 10,5195 \text{ kcal/mole}$$

$$\Delta H_3 = 3,12 \times 10519,5 = 32821 \text{ cal}$$

Substituindo-se:

$$17928 + 0 = 32821 + \Delta H_4$$

Vem $\Delta H_4 = -14893 \text{ cal}$

$$\Delta H_4 = M_{\text{sol}} \times C_{\text{psol}} \times \Delta T + n_{\text{soluto}} \times \Delta H^{\circ}_s$$

Agora é necessário calcular-se a razão de dissolução: $R = \frac{\text{mole de solvente}}{\text{mole de soluto}} = \frac{325,56}{3,32} = 98$

Conhecendo-se o R pode-se consultar os gráficos da Página 29 para obtenção do Cp da solução:

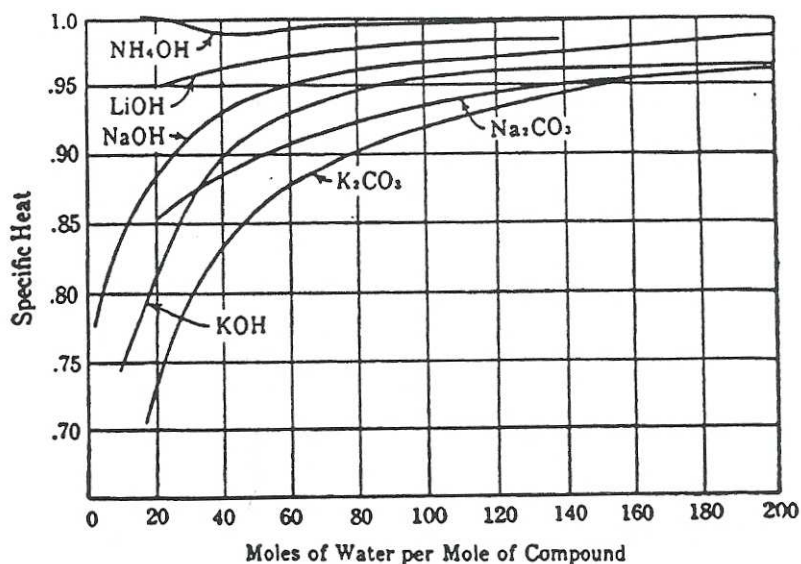
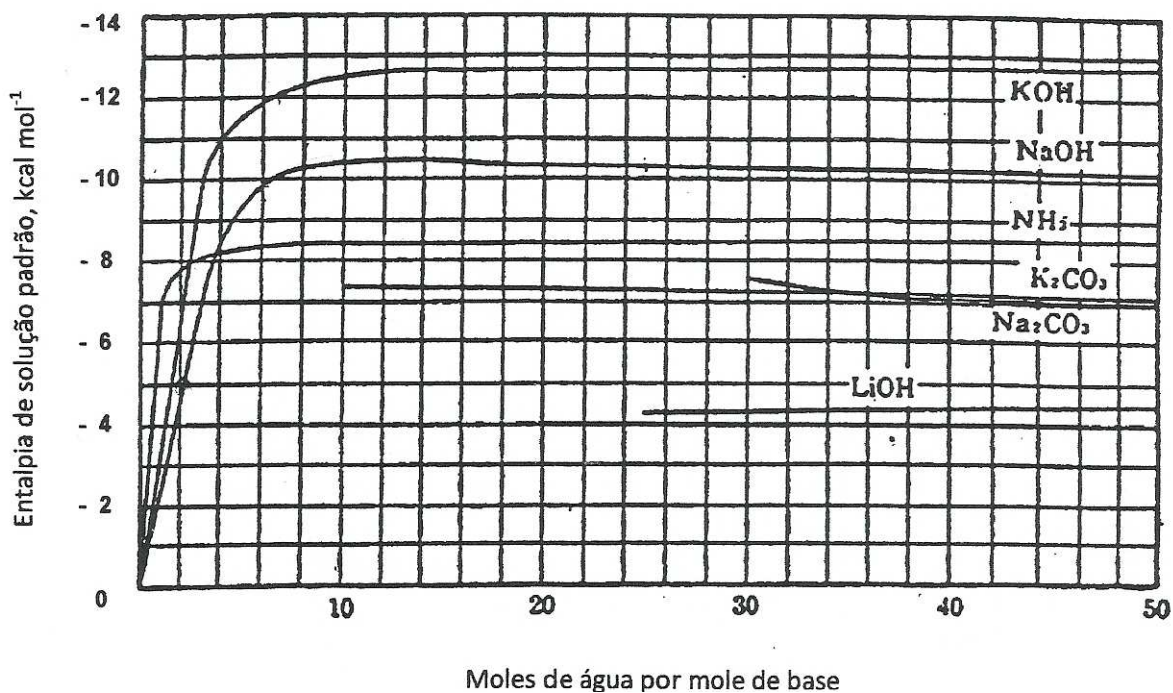


FIG. 68. Specific heats of aqueous solutions of bases at 20° C

Para $R = 98 \rightarrow C_{psol} \approx 0,995 \text{ cal/g K}$

E os gráficos da Página II.57 para obtenção das entalpias de solução:



O valor de R é muito elevado para se poder consultar este gráfico então considera-se diluição infinita:

$$\Delta H_{S_{\infty} \text{NH}_3}^{\circ} = -8,28 \text{ kcal/mole}$$

(Tabela da página II.44 , coluna da direita)

$$PM_{\text{NH}_4\text{OH}} = 35 \text{ g/mole}$$

$$\Delta H_4 = (3,32 \times 35 + 325,56 \times 18) \times 0,995 \times \Delta T - 3,32 \times 8280 = -14893 \text{ cal}$$

$$\text{Vem } \Delta T = 2,1^\circ\text{C} \rightarrow T = 27,1^\circ\text{C}$$

Nota: Tem-se $\Delta H_4 < 0$ e obtem-se $T > T_{\text{ref}}$. Parece uma situação estranha mas ocorre muitas vezes.