

REGULA LUI TROUTON

1. SCOPUL LUCRĂRII

Determinarea căldurii de vaporizare și a constantei ebulioscopice a apei utilizând regula lui Trouton.

2. NOȚIUNI TEORETICE

Căldura latentă specifică de vaporizare a unui lichid, notație l_v , este cantitatea de căldură necesară pentru a trece unitatea de masă din substanța respectivă din stare lichidă în stare gazoasă la temperatură și presiune constantă. Această mărime se determină de obicei la punctul de fierbere și la presiunea atmosferică, putând fi determinată direct printr-o metodă calorimetrică.

Într-un experiment calorimetric, o cantitate de apă este încălzită până la vaporizare completă folosind o sursă electrică de putere controlată. Se măsoară tensiunea (U , în V), curentul (I , în A) și timpul necesar pentru vaporizarea completă (Δt , în s).

Energia furnizată este dată de $Q_{in} = P \cdot \Delta t$, unde $P = U \cdot I$ este puterea electrică. Metodele calorimetrice de precizie sunt complicate, astfel că într-un sistem real, o parte din această energie se pierde prin radiație, convecție sau conducție. Prin urmare, bilanțul energetic devine:

$$P \cdot \Delta t = m \cdot l_v + q_p \cdot \Delta t \quad (1)$$

unde m este masa de apă (în g), l_v este căldura latentă de vaporizare (în J/g), iar q_p reprezintă pierderea de putere către mediul înconjurător (în W).

Rearanjând relația de mai sus, obținem:

$$(P - q_p) \cdot \Delta t = m \cdot l_v \quad (2)$$

și prin împărțirea la Δt :

$$P - q_p = \frac{m \cdot l_v}{\Delta t} \quad (3)$$

De aici rezultă forma liniară utilizată în regresie:

$$\frac{1}{\Delta t} = \frac{P - q_p}{m \cdot l_v} = \frac{1}{m \cdot l_v} \cdot P - \frac{q_p}{m \cdot l_v} \quad (4)$$

Relația (4) reprezintă ecuația unei drepte, de forma $Y = a + b \cdot X$,

unde:

$$Y = \frac{1}{\Delta t} \quad ; \quad X = P \quad ; \quad b = \frac{1}{m \cdot l_v} \quad ; \quad a = - \frac{q_p}{m \cdot l_v} \quad (5)$$

Astfel, prin regresie liniară, putem determina panta b și ordonata la origine a , din care se obține:

$$l_v = \frac{1}{m \cdot b} \quad (6)$$

$$q_p = - a \cdot m \cdot l_v = - a \cdot \cancel{m} \cdot \frac{1}{\cancel{m} \cdot b} = - \frac{a}{b} \quad (7)$$

Se observă ușor că, dacă $a = 0$, rezultă $q_p = 0$, adică modelul cu pierdere de energie se reduce la cel fără pierdere de energie.

Din valoarea căldurii latente de vaporizare se pot calcula anumite mărimi fizico-chimice caracteristice lichidului. Constanta ebullioscopică a lichidului reprezintă creșterea temperaturii de fierbere atunci când 1 mol de substanță se dizolva în 1000 g solvent. Se calculează cu relația

$$K_{eb} = \frac{R \cdot T^2}{1000 \cdot l_v} \quad (8)$$

unde: K_{eb} - constanta ebullioscopică;

T - temperatura de fierbere (K);

l_v - căldura latentă de vaporizare raportată la 1 g de substanța ($J \cdot g^{-1}$).

Pentru calcularea căldurii molare de vaporizare, $\Delta^V H$, a diferitelor lichide, la temperatura de fierbere și la presiunea atmosferică, se poate folosi directă proporționalitate a acesteia cu temperatura de fierbere, exprimată în grade absolute, T_f . Această regulă a fost stabilită de Trouton (Regula lui Trouton):

$$K_T = \frac{\Delta^V H}{T_f} \approx 85 - 88 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \quad (9)$$

Coeficientul de proporționalitate este aproximativ egal cu 88 pentru majoritatea lichidelor și se numește **constantă lui Trouton** (K_T). La substanțe cu punctul de fierbere foarte mic constanta are valori mai mici, iar la substanțe cu punct de fierbere ridicat are valori mai mari. Regula se verifică destul de bine pentru lichide cu punct de fierbere cuprins între 0-200 °C. Însă și în cazul acestor lichide există abateri individuale din care se pot trage concluzii asupra stării moleculare a substanțelor. Dacă substanța este asociată, atât în stare lichidă, cât și în stare de vapori, se obțin valori mai mici pentru constanta lui Trouton, deoarece căldura molară de vaporizare calculată pe baza masei molare simple este prea mică (ex. acidul formic $62 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; acidul acetic $62,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$). Dimpotrivă, dacă substanța este asociată numai în faza lichidă, atunci căldura de vaporizare

va conține și energia necesară pentru desfacerea moleculelor asociate, și valoarea ei, deci și a constantei lui Trouton va fi mai mare (ex. amoniac $98 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, apa $109 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, alcool $114 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$).

Pentru fiecare mărime a cărei valoare a fost determinată experimental sau calculată, se calculează eroarea de determinare:

$$\varepsilon = \frac{v_{\text{exp}} - v_{\text{lit}}}{v_{\text{lit}}} \cdot 100, \% \quad (10)$$

unde:

- v_{exp} = valoarea experimentală a mărimii măsurate;
- v_{lit} = valoarea raportată în literatură a mărimii măsurate;

3. PARTE EXPERIMENTALĂ

3.1. APARATURĂ ȘI SUBSTANȚE

- vas izolat termic de 2000 cm^3 , încălzitor de $300\text{-}500 \text{ W}$, termometru, refrigerent, cronometru, o sursă de curent continuu, voltmetru, ampermetru, cilindru gradat de 500 mL , cilindru gradat de 50 mL .

3.2. MOD DE LUCRU

După ce se verifică că vasul izolat termic este **gol complet**, se umple cu 1500 mL de apă. Se montează capul de distilare cât mai etanș. Se fixează refrigerentul și se pornește alimentarea cu apă, asigurând un flux moderat de lichid prin refrigerent. Se pornește încălzirea cu o valoare pentru curent de 3 A și se așteaptă până când apa începe să fiarbă. În momentul în care distilarea este uniformă ($\sim 5\text{-}10$ minute după ce începerea fierberii) se așează cilindru gradat de 50 mL (gol) la capătul refrigerentului, pentru colectarea distilatului. După ce s-au strâns 10 mL de distilat se poate considera că s-a atins echilibrul termic, se pornește cronometrul și se începe colectarea distilatului până la 20 de mL , când se oprește cronometrul (în acest fel s-a cronometrat timpul necesar colectării a 10 mL de probă). Se înregistrează valorile pentru tensiunea (U) și intensitatea curentului (I).

Se repetă procedura, micșorând intensitatea curentului la valorile din tabelul 4.1.

Atenție:

- nu se va depăși valoarea intensității de **3 A**;
- instalația trebuie golită **COMPLET** după terminarea experimentului (cu atenție, deoarece apa are circa $100 \text{ }^\circ\text{C}$).

4. PRELUCRAREA DATELOR EXPERIMENTALE

4.1. Rezultatele experimentale se înscriu în tabel:

Tabelul 4.1. Datele obținute în urma lucrului experimental

Nr. crt.	U, V	I, A	$\Delta t, s$
1.		3,0	
2.		2,9	
3.		2,8	
4.		2,7	
5.		2,6	
6.		2,5	
7.		2,4	
8.		2,3	
9.		2,2	
10.		2,1	
11.		2,0	

4.2. Se reprezintă grafic $\frac{1}{\Delta t}$ în funcție de P , unde;

- $\frac{1}{\Delta t}$ = inversul timpului necesar colectării unei probe;

- P = puterea introdus în sistem ($P = U \cdot I$).

4.3. Din panta graficului de la 4.2., se calculează căldura latentă de vaporizare l_v :

$$l_v = \frac{1}{m \cdot b}, \text{ unde}$$

- m = masa probei colectate (g);

- b = panta graficului (J^{-1}).

4.4. se calculează K_{eb} cu relația (8) și eroarea corespunzătoare cu relația (10);

4.5. Se calculează entalpia molară de vaporizare ($\Delta^V H = l_v \cdot M_{H_2O}$) și eroarea corespunzătoare cu relația (10);

4.6. Se calculează constanta lui Trouton cu relația (2) și eroarea corespunzătoare cu relația (10). În funcție de rezultatul obținut, se poate semnala existența unui fenomen de asociere moleculară.

Date din literatură:

$$M_{H_2O} = 18,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad ; \quad \rho_{H_2O} = 0,9982 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$K_{eb,H_2O} = 0,512 \text{ kg} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}^{-1} \quad ; \quad \Delta^v H_{H_2O} = 40,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

5. ÎNTREBĂRI

5.1. Se poate calcula entalpia de vaporizare pentru o substanță pe baza legii lui Hess, cunoscând entalpiile de topire și de sublimare?

5.2. Ce semnificație termodinamică are constanta lui Trouton?