

Vježba 11. ENERGETSKE PROMJENE PRI OTAPANJU SOLI. OVISNOST TOPLJIVOSTI O TEMPERATURI.

Uvod:

Prilikom otapanja soli u nekom otapalu (najčešće je to voda) istodobno se odvijaju dva procesa. Prvi proces jest **razaranje kristalne rešetke** i za taj proces potrebno je uložiti određenu energiju. Ta se energija naziva energija kristalne rešetke. Drugi proces jest vezivanje molekula otapala za čestice otopljene tvari. Taj se proces naziva **solvatacija**, a ukoliko je otapalo voda onda se naziva **hidratacija**. Kod tog se procesa energija oslobađa.

Iz odnosa tih dviju energija ovisi konačni toplinski učinak otapanja, ali i topljivost tvari. Toplina koja se troši ili oslobađa pri otapanju jednog mola tvari naziva se molarna entalpija otapanja i označava se kao ΔH_m , a izražava se u kJ mol^{-1} . Ona se određuje pomoću uređaja koji se zove kalorimetar izračunava se prema slijedećoj formuli:

$$\Delta H_m = \frac{m(\text{otopine}) \cdot c(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta t \cdot M(\text{sol})}{m(\text{sol})},$$

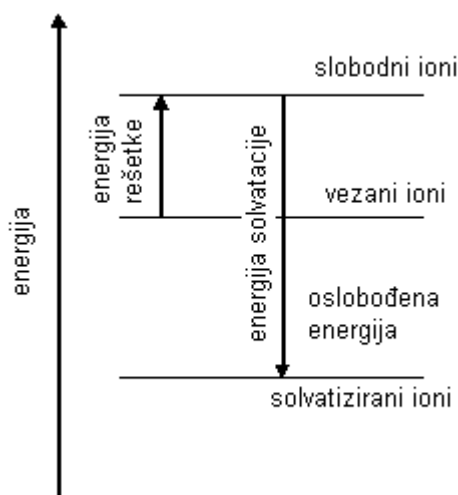
pri čemu je:

$c(\text{H}_2\text{O}) \Rightarrow$ specifični toplinski kapacitet vode, $4187 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$;

$\Delta t \Rightarrow$ razlika u temperaturi prije i nakon otapanja.

S obzirom na međusobni odnos energije kristalne rešetke i energije solvatacije postoji nekoliko slučajeva što se može pokazati jednostavnim energetskim dijagramima:

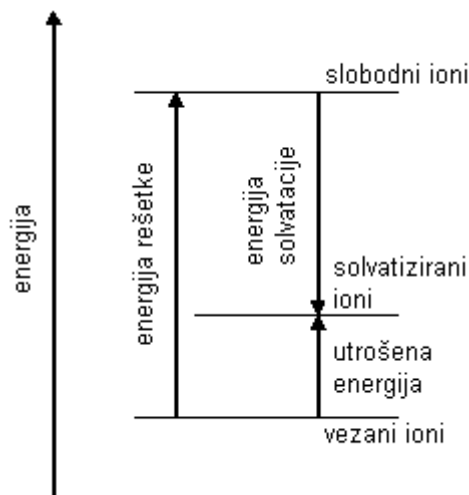
- 1.) Energija solvatacije veća je nego energija kristalne rešetke



Slika 11.1. Energetski dijagram otapanja soli za $E_{\text{rešetke}} < E_{\text{solvatacije}}$

Vidljivo je da se u ovom slučaju prilikom otapanja soli toplina oslobađa, što se onda očituje porastom temperature. Takav se proces naziva egzotermnim procesom. Za takav je proces promjena entalpije negativna, $\Delta H < 0$. Topljivost ovakvih sustava smanjuje se povećanjem temperature.

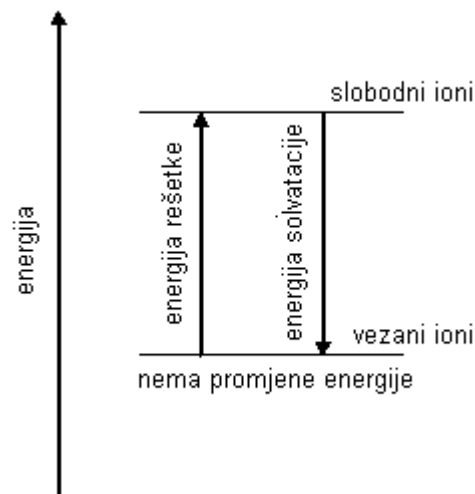
2.) Energija solvatacije manja je od energije kristalne rešetke



Slika 11.2. Energetski dijagram za $E_{\text{rešetke}} > E_{\text{solvatacije}}$

Da bi se u ovom slučaju sol otopila potrebno je uložiti određenu energiju. Tu energiju sustav uzima od okoline, pa prilikom otapanja dolazi do hlađenja otopine, odnosno do smanjenja temperature. Takvi procesi nazivaju se endotermnim, a promjena entalpije za njih je pozitivna, $\Delta H > 0$. Topljivost soli se u ovom slučaju povećava povišenjem temperature.

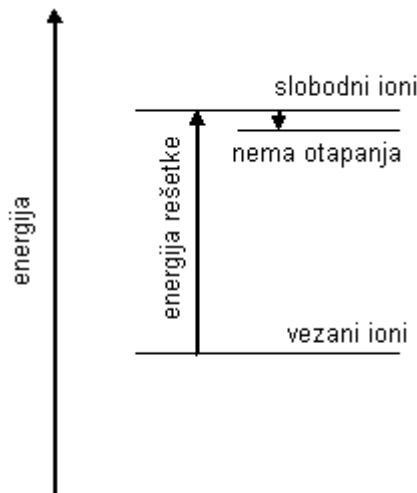
3.) Energija solvatacije jednaka je energiji kristalne rešetke



Slika 11.3. Energetski dijagram za $E_{\text{rešetke}} = E_{\text{solvatacije}}$

Prilikom otapanja soli kojima su energija solvatacije i energija kristalne rešetke jednaki neće doći do primjetnog hlađenja ili zagrijavanja otopine, no sol će se otopiti.

4.) Energija solvatacije jako je mala u odnosu na energiju kristalne rešetke



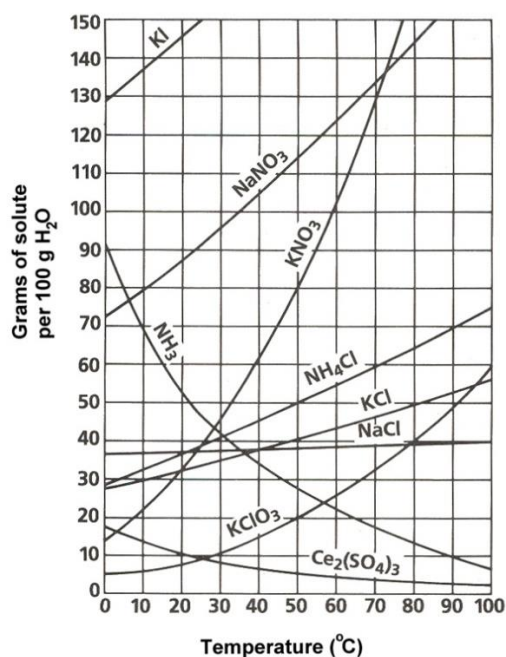
Slika 11.4. Energetski dijagram za $E_{\text{rešetke}} \gg E_{\text{solvatacije}}$

Ukoliko je energija solvatacije u odnosu na energiju kristalne rešetke jako mala, sol će biti slabo topljiva ili netopljiva u vodi.

Topljivost tvari obično se izražava maksimalnom masom bezvodne tvari koju je moguće otopiti u 100 g otapala.

$$\text{Topljivost} = \frac{m(\text{tvari})}{m(\text{otapala})} \cdot 100$$

Topljivost tvari mijenja se s temperaturom, pa je uz svaki podatak o topljivosti neke tvari potrebno navesti i temperaturu.



Slika 11.5. Krivulja topljivosti za neke soli

POKUS 11.1: ENERGETSKE PROMJENE PRI OTAPANJU SOLI

Zadatak: Na temelju eksperimentalno dobivenih podatka zaključiti o tome da li je otapanje soli amonijevog klorida i kalcijevog klorida endoterman ili egzoterman proces. Na temelju opažanja treba skicirati odgovarajući energetski dijagram za otapanje pojedine soli.

Pribor i kemikalije: 2 čaše, menzura, 2 kruga od kartona, destilirana voda, NH_4Cl , $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

Postupak: U dvije čaše naliveno je 25 mL destilirane vode i izmjerena je temperatura. Nakon toga u jednu je čašu dodano 5,3 grama amonijevog klorida, a u drugu 14,7 grama kalcijevog klorida dihidrata. Nakon otapanja soli ponovno se izmjeri temperatura. Na temelju zapažanja promjene temperature treba zaključiti koji je proces otapanja soli egzoterman a koji endoterman.

Egzotermni procesi su procesi u kojima dolazi do oslobađanja energije iz reakcijskog sustava u okolinu. Popraćeni su porastom temperature.

Endotermni procesi su procesi u kojima dolazi do potrošnje energije. Energija okoline prelazi u reakcijski sustav. Popraćeni su smanjenjem temperature. Treba napomenuti da se topljivost soli, čiji je proces otapanja egzoterman, može povećati hlađenjem otopine i obrnuto.

Opažanja:

Energetski dijagram:

Zaključak:

POKUS 11.2: KRIVULJA TOPLJIVOSTI KALIJEVOG NITRATA

Zadatak: Na temelju eksperimentalnih podataka konstruirati krivulju topljivosti za kalijev nitrat.

Pribor i kemikalije: menzura, epruveta, stalak za epruvete, čaša od 400 mL plamenik, azbestna mrežica, tronožac, termometar, kalijev nitrat, KNO_3 , destilirana voda

Postupak: 8 grama kalijevog nitrata otopimo u 5 mL destilirane vode tako da kristale u epruveti pomiješamo s vodom, miješamo štapićem (umjesto štapića možemo uzeti termometar) i zagrijavamo u vodenoj kupelji. Kad se svi kristali otope, otopinu ostavimo da se hladi i termometrom pratimo promjenu temperature. U trenutku pojavljivanja prvih kristala očitamo temperaturu na termometru i zabilježimo na odgovarajućem mjestu u tablici (Primjer). Nakon toga dodajemo još 5 mL vode i ponovno zagrijavamo. Postupak ponovimo nekoliko puta.

Rezultati mjerenja:Tablica 1. Ovisnost topljivosti KNO_3 o temperaturi

$m(\text{KNO}_3) / \text{g}$	$m(\text{H}_2\text{O}) / \text{g}$	Početak kristalizacije/ $^{\circ}\text{C}$	Topljivost
8	5		
8	10		
8	15		
8	20		

Krivulja topljivosti KNO_3 :**Zapažanja:****Zaključak:**