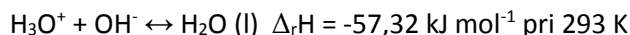
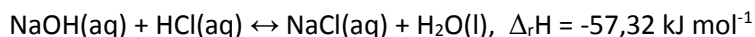


ENTALPIJA NEUTRALIZACIJE

Uvod: Entalpija neutralizacije jest toplina koja se oslobađa pri stalnom tlaku neutralizacijom 1 mola oksonijevih iona s jednim molom hidroksidnih iona u vrlo razrijeđenim otopinama



Primjerice, za reakciju neutralizacije:



S obzirom na to da u reakciji ne sudjeluju ioni metala niti ioni kiselinskog ostatka, entalpija neutralizacije bit će jednaka za sve jake kiseline i baze, a iznosi $-57,32 \text{ kJ mol}^{-1}$.

U slučaju da u reakciji sudjeluju slaba baza ili kiselina, oslobođena toplina bit će manja od spomenute vrijednosti i razlikovat će se od slučaja do slučaja. Slabi elektroliti nisu dobro disocirani u vodi i prilikom neutralizacije jedan dio oslobođene topline troši se na disocijaciju.

Entalpija neutralizacije može se odrediti u kalorimetrijski – praćenjem promjene temperature u kalorimetru. Kalorimetar je obično napravljen tako da sprečava brzu izmjenu topline s okolinom. Za svako kalorimetrijsko mjerenje treba poznavati toplinski kapacitet kalorimetra, C (J/K). Toplinski kapacitet je omjer primljene topline i prirasta temperature. On pokazuje koliko topline tijelo ili sustav može primiti za dano povišenje temperature.

$$C = \frac{q}{\Delta T}.$$

Toplinski kapacitet neke tvari može se dijeljenjem masom tvari ili množinom jedinki te tvari prevesti u specifični toplinski kapacitet

$$c = \frac{C}{m}$$

i molarni toplinski kapacitet

$$c_m = \frac{C}{n}.$$

Toplinski kapacitet kalorimetra može se jednostavno odrediti tako da se u kalorimetar dovede poznata toplina. Za tu svrhu može se upotrijebiti metoda koja se koristi toplinom otapanja sumporne kiseline. Pri grubim mjerenjima može se pretpostaviti da se sva toplina troši na zagrijavanje vode u kalorimetru. Neće se napraviti velika pogreška ako se pretpostavi da je specifični toplinski kapacitet otopine niske koncentracije jednak specifičnom toplinskom kapacitetu vode.

Toplinski kapacitet kalorimetra s vodom može se procijeniti na temelju mase vode i njenog specifičnog toplinskog kapaciteta koji iznosi $4,19 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$.

Entalpija neutralizacije izračunava se prema izrazu

$$\Delta_r H = - \frac{m(\text{otopine}) \cdot c(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta t}{n(\text{kiseline, baze})}.$$

Eksperimentalno dobivene vrijednosti mogu se razlikovati od teoretske jer se u praktičnom radu zanemaruju neki efekti koji se uzimaju u obzir prilikom preciznog mjerenja (gubitak topline zbog slabije izolacije kalorimetra, zanemaren specifični toplinski kapacitet otopine ...).

Prilikom dodavanja kiseline u vodu oslobađa se toplina zbog razrjeđivanja (razrjeđivanje kiseline je egzoterman proces). Rezultati će biti točniji kada se od ukupno oslobođene topline pri neutralizaciji oduzme toplina razrjeđivanja dodane kiseline.

Zadatak: odrediti molarnu entalpiju neutralizacije jake baze jakom kiselinom i odrediti molarnu entalpiju razrjeđivanja kiseline.

Pribor: 2 čaše (250 i 500 mL), plutena pločica ili karton, kartonski poklopac s rupama, trbušasta pipeta od 25 mL, graduirana pipeta od 5 mL, miješalica, termometar.

Kemikalije: otopina NaOH, $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$, otopina HCl, $c = 10 \text{ mol L}^{-1}$, destilirana voda

Račun priprave otopina:

a) Izračunaj masu NaOH potrebnu za pripravu 100 mL otopine NaOH koncentracije $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$.

b) Izračunaj volumen konc. HCl ($w = 36\%$, $\rho = 1,18 \text{ g cm}^{-3}$) potreban za pripravu 50 mL otopine HCl koncentracije 10 mol L^{-1} .

Opis rada: Pripremi kalorimetar na slijedeći način. Na dno čaše od 500 mL stavi plutenu pločicu ili karton na koji ćeš staviti čašu od 250 mL u kojoj će se odvijati reakcija. Sve zajedno pokrij kartonskim poklopcem. Kroz jednu rupicu poklopca provuci termometar, a kroz drugu miješalicu. Pipetirat ćeš 2,5 mL kiseline.

Mjerenja se izvode na slijedeći način:

Određivanje ukupne reakcijske entalpije, $\Delta_r H$

1. U čašu od 250 mL ulij 125 mL destilirane vode i pipetom 25 mL otopine NaOH.
2. Stavi čašu na njeno mjesto u kalorimetru i složi aparaturu.
3. Sadržaj polako miješaj i očitavaj temperaturu svakih pola minute . Vrijednosti upisujte u tablicu. Očitavanja provodite barem 5 minuta.
4. Kiselinu pipetom ispusti u vodenu otopinu lužine i odmah očitaj temperaturu.
5. Opet očitavaj temperaturu svakih pola minute u trajanju od 10-12 min, tj. dok se temperatura ne ustali.
6. Vrijednosti iz tablice prikaži grafički na milimetarskom papiru i odredi korigirani skok temperature. Izračunaj vrijednost molarne entalpije reakcije neutralizacije (pazi da od mjerene vrijednosti oduzmeš molarnu entalpiju razrjeđivanja kiseline).

Određivanje molarne entalpije razrjeđivanja kiseline, $\Delta_{\text{razr}} H$

1. Pripremi kalorimetar kao za prethodno mjerenje. U unutarnju čašu stavi 150 mL destilirane vode i mjeri temperaturu kroz vremenski period od 5 minuta uz miješanje.
2. Dodaj 2,5 mL kiseline i opet očitavaj temperaturu kroz miješanje.
3. Nacrtaj grafički prikaz ovisnosti promjene temperature o vremenu.
4. Očitaj korigirani skok temperature iz grafa i izračunaj molarnu entalpiju razrjeđivanja kiseline.

Rezultati mjerenja:

1. Tablice
2. Grafovi

Račun:

$$\Delta H = - \frac{m(\text{otopine}) \cdot c(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta t}{n(\text{kiseline, baze})}$$

$$\Delta_r H = \Delta_{\text{neutr}} H + \Delta_{\text{razr}} H$$

$$\Delta_{\text{neutr}} H = \Delta_r H - \Delta_{\text{razr}} H$$