



Termodinamski pristop k obravnavi energijskih sprememb pri kemijskih in fizikalnih procesih

Andrej Godec,

Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Univerza v Ljubljani

Povzetek

Tema tega sklopa bo termodinamski pristop k obravnavi energijskih sprememb pri kemijskih in fizikalnih procesih.

Najprej bodo predstavljene teoretične osnove termokemije, ki proučuje toploto pri kemijskih reakcijah. V tem delu bomo vpeljali pojme, kot so sistem in okolica, termodinamski zakoni, sprememba entalpije, Hessov zakon in podobno.

V drugem delu pa bodo predstavljeni poskusi, ki bodo dodatno ilustrirali obravnavano temo. Toploto, ki se sprosti ali pa porabi pri enostavnih procesih, bomo povezali s spremembo temperature v sistemu in okolici. Rezultate bomo na koncu komentirali.

Ključni pojmi

- kemijska in fizikalna sprememba
- energijski diagram
- termodinamika in zakoni termodinamike
- energijska sprememba
- toplota in temperatura
- eksotermni in endotermni procesi
- sistem, okolica, vesolje
- notranja energija
- funkcija stanja
- entalpija
- standardna sprememba reakcijske entalpije
- standardna tvorben entalpija
- Hessov zakon

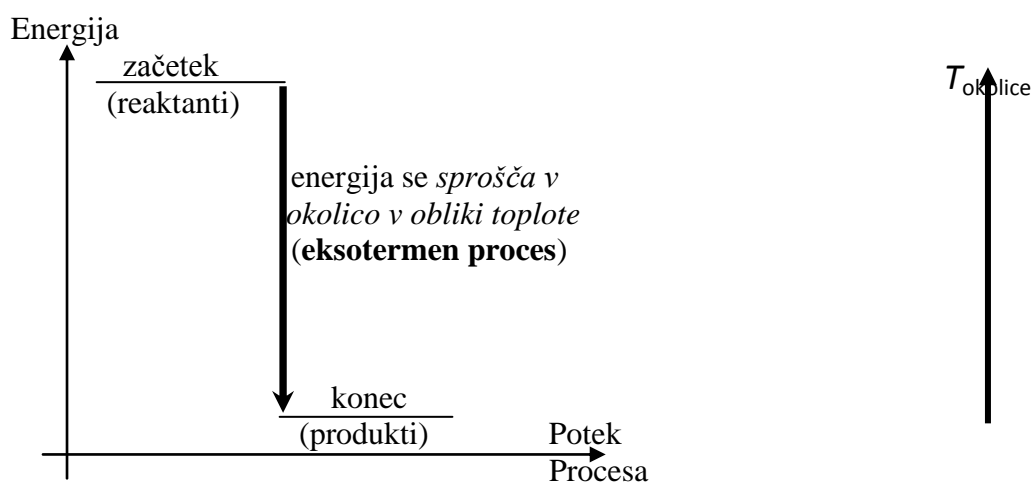
Uvod

Procese v kemiji lahko razdelimo v dve skupini: na kemijske spremembe in na fizikalne spremembe. Kemijske spremembe so kemijske reakcije; pri teh gre za cepitev kemijskih vezi in nastanek novih vezi (novih spojin) med atomi. Fizikalne spremembe pa so spremembe v agregatnem stanju snovi, razredčevanje snovi in podobno.

Vse procese v kemiji spremljajo tudi *energijske spremembe*, ki se največkrat odražajo v obliki toplote, lahko pa tudi v obliki svetlobe itd.

Sistem je v termodinamiki tisto, kar opazujemo, na primer reakcija, ki poteka v čaši. *Okolica* je prostor okrog sistema, s katerim lahko sistem izmenjuje snov in energijo, in v katerem izvajamo meritve.

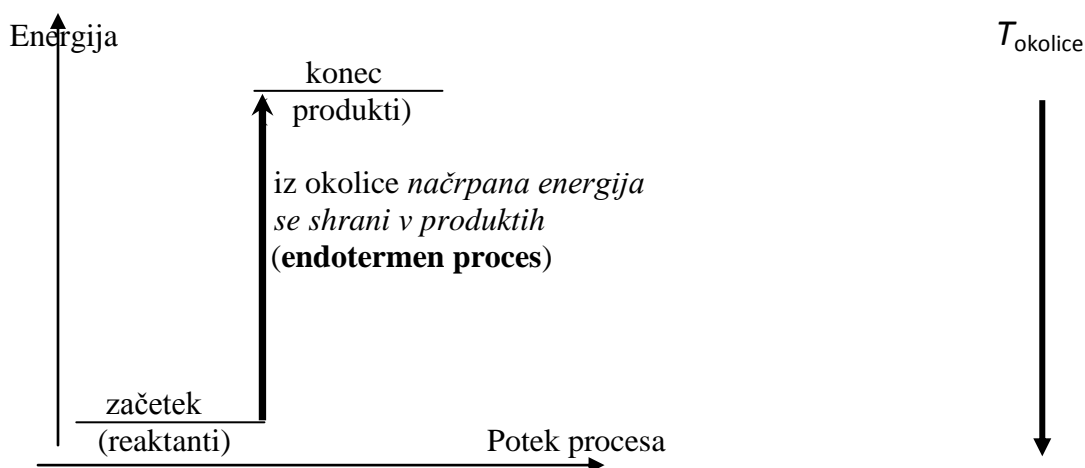
Če se pri nekem procesu v sistemu sprosti v okolico energija v obliki toplote, rečemo, da je proces eksotermen. Energija se s tem v samem sistemu zniža, saj je le-ta nekaj energije v obliki toplote oddal v okolico, na primer topilu (vodi) ali zraku, če je proces potekel na zraku. Snov ima torej na koncu eksotermnega procesa (na primer produkti pri kemijski reakciji) nižjo energijo kot pred začetkom procesa (reaktanti pri kemijski reakciji). Potek eksotermnega procesa lahko predstavimo s pomočjo energijskega diagrama na sliki.



Slika: Potek eksotermnega procesa. Temperatura se v okolici zviša.

Če med potekom procesa merimo temperaturo v neposredni okolici, se ta pri eksotermnem procesu zviša. Nastanek novih vezi na primer je eksotermen proces. Strjevanje in razredčevanje sta ravno tako eksotermna procesa.

Za proces, pri katerem se porablja energija iz okolice v obliki toplote, pa rečemo, da je endotermen. Snov ima na koncu takšnega procesa (produkta) višjo energijo, ker je nekaj "načrpala" iz svoje okolice (na primer od topila) in jo shranila. Temperatura v okolici se je v tem primeru zato znižala, kar lahko izmerimo s termometrom. Potek endotermnega procesa je predstavljen na energijskem diagramu na sliki.



Slika: Potek endotermnega procesa. Temperatura se v okolici zniža.

Cepitev kemijskih vezi je endotermen proces, ker je potrebno energijo pri tem dovajati. Tudi izparevanje ali taljenje na primer sta endotermna procesa.

Večina kemijskih procesov poteka v več stopnjah; od teh so lahko nekatere eksotermne, druge pa endotermne. Pri kemijski reakciji na primer se atomi preuredijo, pri čemer nastanejo nove spojine. Kemijske vezi med atomi se pri tem prekinejo (energijo je zato potrebno dovajati) in nastanejo nove vezi (energija se pri tem sprošča). Med kemijsko reakcijo poteka torej nekakšen "dvoboj" med obema prispevkoma; skupna energijska sprememba pri



reakciji je preprosto odvisna od tega, kateri prispevek je večji. Zavedati pa se moramo, da poteka v resnici pri reakciji "mnogoboj", kjer potekajo še drugi procesi.

S poskusi bomo ponazorili vsako od navedenih sprememb, in merili temperaturo. Pri eksotermnih procesih opazimo *povišanje temperature* in pri endotermnih procesih *znižanje temperature v okolici*. S termometrom torej merimo v resnici posledico nekega procesa v njegovi neposredni okolici.

Sistem in okolica v termodinamiki

Poskusi kažejo, da ne moremo energije niti ustvariti niti izničiti; lahko se le pretvori iz ene oblike v drugo, ali preide iz enega mesta na drugo. To imenujemo v naravoslovju *zakon o ohranitvi energije*.

Termodinamika je veja znanosti, ki se ukvarja s pretvarjanjem energije iz toplote v delo in obratno.

Termokemija pa je tisti del termodinamike, ki se ukvarja z energijo pri kemijski reakciji.

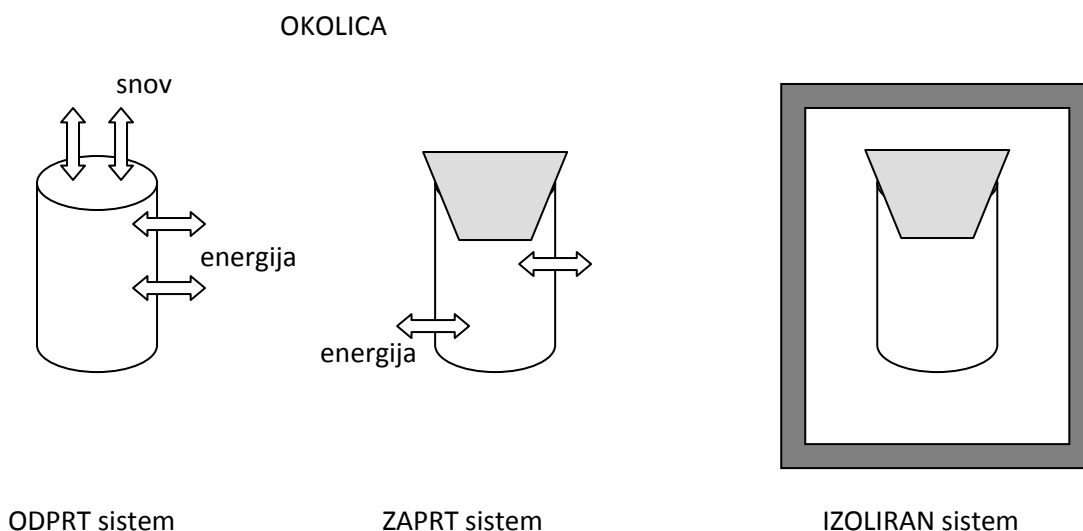
Preden pa nadaljujemo, moramo najprej točno definirati pojma *sistem* in *okolica*, in spoznati dogovor o predznakih.

Sistem je proces, ki ga opazujemo: taljenje ledu, segrevanje tekočine, kemijska reakcija nevtralizacije ali oksidacije in tako naprej. Povsod okoli sistema je *okolica*.

(Sistem si lahko predstavljamo kot svoj račun pri banki: če položimo denar na račun, imamo pozitivno stanje, plus. Če ga zapravimo - »oddamo« v okolico, na primer trgovini - nam banka zabeleži negativno stanje, torej minus na našem računu. Taisti znesek pa je trgovina – okolica - vknjižila kot plus na svojem računu.)

Predmet našega zanimanja je dogajanje v sistemu. Ločimo tri vrste sistemov: *odprti, zaprti in izolirani sistemi*, spodnja slika. Med sabo se razlikujejo po tem, kaj vse lahko (ali pa ne) izmenjujejo z okolico: snov, energijo ali pa ničesar.

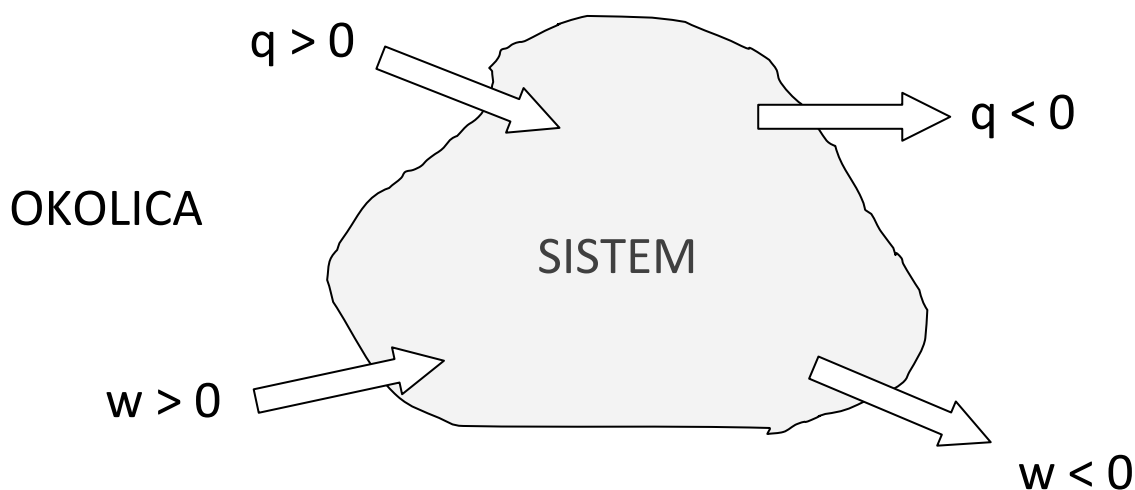
Odprt sistem lahko izmenjuje z okolico snov in energijo; primer je odprta čaša. Zaprt sistem lahko izmenjuje energijo, ne pa snovi; primer je epruveta, zaprta z zamaškom. Izoliran sistem ne izmenjuje ničesar z okolico. Primer je zaprta epruveta, ki je termično, mehansko in električno izolirana od okolice.



Slika: Tri vrste sistemov: odprt, zaprt in izoliran sistem.

Dogovor o predznakih

Sistem lahko izmenja z okolico energijo v obliki dela w ali pa toplote q . Dogovor o predznakih v fizikalni kemiji je narejen s stališča sistema: če sistem oddaja okolici energijo v obliki toplote ali dela, je predznak negativen. Če pa sistem od okolice prejme energijo v obliki dela ali toplote, je predznak pozitiven, spodnja slika.



Slika: Dogovor o predznaki v termodinamiki.

Sistem in okolica sta med sabo ločena z mejo. Če sta temperaturi sistema in okolice različni, se med njima izmenja toplota q . Zaradi tega se spremeni temperatura, ki jo merimo v okolici s termometrom.

Gorenje lesa je kemijska reakcija oksidacije, pri kateri se sprosti energija v obliki toplote, delno pa tudi svetlobe. V okolici tabornega ognja se zaradi sproščene toplote poviša temperatura, zato nam je toplo. Rečemo, da se je med sistemom z višjo temperaturo – ognjem – in hladnejšo okolico, izmenjala toplota. Reakcija je eksotermna, zato pišemo predznak minus, saj je sistem del energije oddal okolici, in je ima zato manj.

Če držimo kocko ledu v roki, se prične taliti zato, ker smo ji dovedli toploto. Led v procesu taljenja odvzema toploto od okolice. Toplota teče sedaj od naše roke – okolice – v kocko ledu. V okolici se s tem temperatura zniža, zato nas zebe v roko. Taljenje ledu je endotermna fizikalna sprememba. V tem primeru se energija sistema zviša, zato je predznak plus.

V termodinamiki rečemo, da sistem in okolica skupaj sestavljata vesolje.



Termodinamski zakoni

Pogoje, pod katerimi se lahko različne oblike energije spreminjajo ena v drugo, opisujejo zakoni termodinamike. V tem delu se bomo ukvarjali samo s prvim; drugi in tretji zakon termodinamike govorita o smeri procesov in spremembi entropije, in bosta obravnavana ob drugi priložnosti.

Energija prehaja med sistemom in okolico v obliki toplote ali pa dela.

Delo je gibanje proti sili, ki temu nasprotuje. Kemijska reakcija lahko na primer opravlja dve vrsti dela: električno in prostorninsko (volumsko) delo. V galvanskem členu dobimo na račun kemijske reakcije električno delo, ko takšen člen »potiska« elektrone skozi vezje na primer kalkulatorja, katerega električna upornost temu nasprotuje. Električno delo w_{el} je v takšnem primeru enako

$$w_{el} = - z F E \quad (1)$$

E je napetost galvanskega člena, z število elektronov in F Faradayeva konstanta.

Ko izvedemo v čaši reakcijo med na primer magnezijem in klorovodikovo kislino, nastaja plin vodik, ki se razširja in pred sabo »odriva« molekule zraka, katerih tlak je p_{zun} . Reakcija oziroma plin vodik opravlja pri tem prostorninsko delo, ki ga lahko v primeru ekspanzije proti konstantnemu atmosferskemu tlaku p_{zun} izračunamo z enačbo

$$w_{vol} = - p_{zun} \Delta V \quad (2)$$

V enačbi je ΔV sprememba prostornine pri tem procesu.

Enota za delo je 1 J (joule). Obstajajo še druge vrste dela, ki pa jih bomo opisali kdaj drugič.



Energija sistema pa se lahko spremeni tudi zato, ker sta temperaturi sistema in okolice različni. V tem primeru se med sistemom in okolico izmenja energija v obliki toplote, ki je sorazmerna temperaturni razliki ΔT , in ki jo na preprost način izračunamo takole:

$$q = C \cdot \Delta T \quad (3)$$

V tej enačbi je C toplotna kapaciteta, ki je produkt množine snovi n in molske toplotne kapacitete c_m snovi.

$$C = n \cdot c_m \quad (4)$$

Enota za toploto je 1 J (joule), za toplotno kapaciteto J / K in za molsko toplotno kapaciteto

J / mol K. Proces izmenjave toplote lahko poteka pri stalni prostornini (q_v) ali pa pri stalnem tlaku (q_p). V skladu s tem so tudi toplotne kapacitete in molske toplotne kapacitete podane kot C_v ali C_p oziroma $c_{v,m}$ ali $c_{p,m}$.

Notranja energija U

Merilo za energijske zaloge sistema je *notranja energija* U sistema. Enota zanjo je joule. K notranji energiji sistema prispevajo kinetične in potencialne energije vseh atomov, molekul, ionov in ostalih delcev v sistemu.

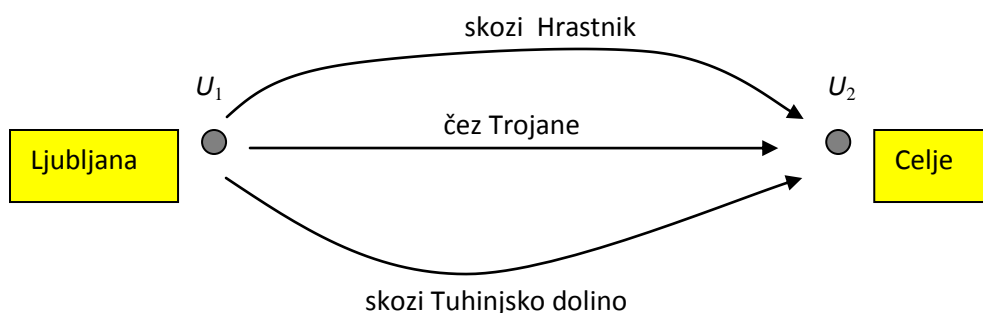
Posamične prispevke je nemogoče določiti. V praksi merimo zato spremembo notranje energije sistema ΔU med izbranim začetnim in končnim stanjem sistema.

Notranja energija je *funkcija stanja*. To pomeni, da je odvisna samo od trenutnega stanja sistema; neodvisna je od poti oziroma načina, kako je bilo to stanje doseženo.

Sprememba notranje energije med dvema stanjema sistema je zato neodvisna od izbrane poti med njima.

Ilustrirajmo to lastnost na primeru poti, ki se začne v Ljubljani in konča v Celju. Obstajajo vsaj tri možnosti, kako opraviti to pot: čez Trojane, skozi Zasavje ali pa skozi Tuhinjsko dolino. Sprememba notranje energije je enaka notranji energiji na koncu U_2 (v Celju) minus notranji energiji na začetku procesa U_1 (v Ljubljani), in je enaka neodvisno od tega, katero od omenjenih poti ste izbrali.

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (5)$$



Slika: Notranja energija je funkcija stanja. ΔU je v vseh treh primerih enaka.

Delo in toplota pa sta seveda odvisna od tega, katero od možnih poti ste izbrali. Rečemo, da sta funkciji poti. Če ne verjamete, poskusite to razdaljo premagati s kolesom. Sporočite nam, katera od poti vas je najbolj namučila.

Energija se lahko pri procesu izmenja med sistemom in okolico v obliki dela in toplote. Zato se notranja energija sistema spremeni. Sprememba notranje energije sistema je enaka vsoti energije, ki se izmenja v obliki dela in v obliki toplote.

$$\Delta U = q + w \quad (6)$$

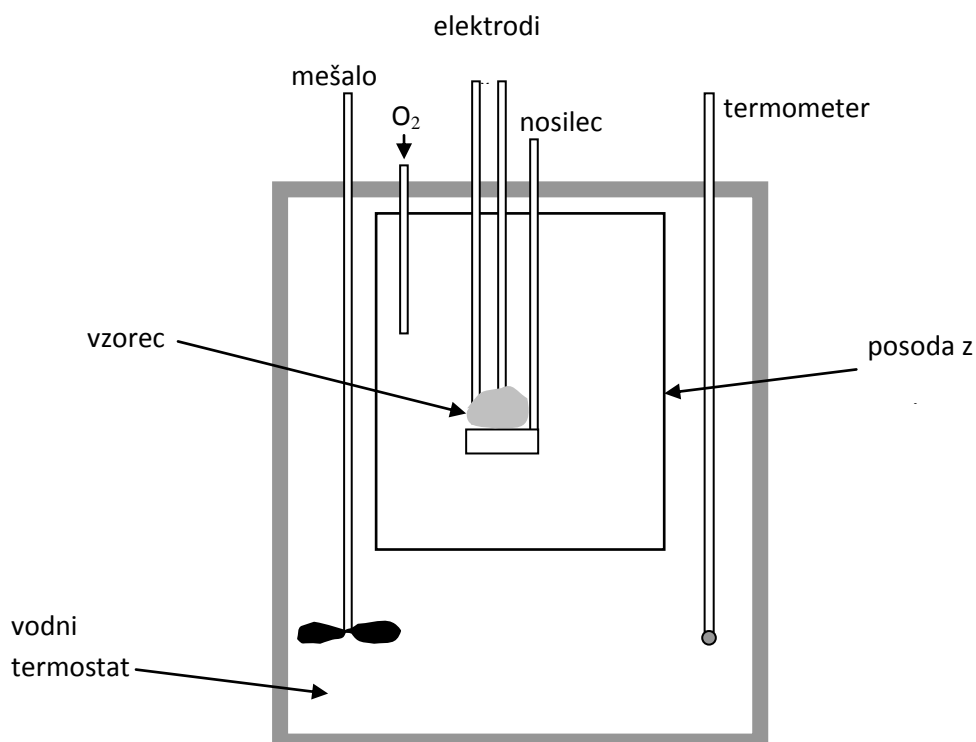
Izoliran sistem ne more izmenjati z okolico niti toplote niti dela. Kot kaže enačba (6), se notranja energija izoliranega sistema ne more spremeniti. To pomeni, da je *notranja energija izoliranega sistema konstantna*: $\Delta U_{\text{iz.sis.}} = 0$.

Vse navedeno imenujemo **prvi zakon termodinamike**.

Enačba (6) je osnova za merjenje spremembe notranje energije pri kemijski reakciji ali pa pri fizikalnem procesu. Če ta poteka v posodi s stalno prostornino, ne more opravljati prostorninskega dela: $w_{\text{vol}} = 0$. V tem primeru velja:

$$\Delta U = q_v \quad (V = \text{konst}) \quad (7)$$

Če torej izmerimo toploto pri kemijski reakciji v posodi s stalno prostornino, smo v bistvu določili ΔU procesa. Na tem principu deluje bombni kalorimeter, spodnja slika.





Slika: Bombni kalorimeter: vzorec se oksidira v posodi (»bombi«), v katero uvajamo kisik. Pri tem se temperatura v posodi poveča. Posoda je potopljena v velik vodni termostāt, ki je izoliran od okolice. Temperaturo vode termostata merimo. V preprosti izvedbi lahko iz izmerjene temperaturne spremembe izračunamo toploto pri reakciji.

V takšnem kalorimetru določimo tako imenovano sežigno toploto. Kalorimeter na sliki je izoliran od zunanosti; rečemo, da je izoliran od preostalega vesolja. Sistem v tem primeru predstavljajo reaktanti, to je vzorec in plin kisik. Okolico pa predstavlja v tem primeru preostali del kalorimetra, to je posoda in voda, ki ju reakcija segreva.

Sprememba notranje energije izoliranega sistema je po 1. zakonu termodinamike enaka nič. Sestavljena je iz spremembe notranje energije v sistemu ΔU_{sis} in v okolici ΔU_{ok} . Za primer bombnega kalorimetra lahko potem zapišemo:

$$\Delta U_{\text{iz.sis.}} = \Delta U_{\text{sis}} + \Delta U_{\text{ok}} = 0 \quad (8)$$

$$\Delta U_{\text{sis}} = -\Delta U_{\text{ok}} \quad (9)$$

Temperaturno spremembo, ki je posledica reakcije, merimo v resnici v okolici (posoda in voda). S pomočjo enačbe (3), in če se toplotna kapaciteta okolice le malo ali pa nič spreminja s temperaturo, lahko zapišemo:

$$\Delta U_{\text{sis}} = -q_{v,\text{ok}} = -C_{v,\text{ok}} \cdot \Delta T_{\text{ok}} \quad (10)$$

$C_{v,\text{ok}}$ je toplotna kapaciteta okolice, h kateri največ prispevata predvsem material, iz katerega je narejena posoda, in voda v termostatu. Temu rečemo tudi konstanta kalorimetra. Določimo jo posebej, in sicer bodisi električno z



gretjem ali pa kemijsko s sežigom snovi, za katero poznamo sežigno toploto. V praksi je to največkrat benzojska kislina.

Entalpija H

Večina procesov pa v praksi poteka v posodah pri stalnem tlaku, ne pa pri stalni prostornini. Sistemu se lahko spremeni prostornina, na primer pri reakciji med magnezijem ali cinkom in HCl, pri kateri nastaja plin vodik. Da lahko takšna reakcija poteče, pa mora sistem opraviti prostorninsko delo: »odrivati« mora molekule zračne atmosfere. V tem primeru enačba (7) ne velja več, saj je treba upoštevati tudi delo. Zaradi tega bomo uvedli novo termodinamsko funkcijo stanja, *entalpijo* H .

$$H = U + pV \quad (11)$$

Entalpija in notranja energija se razlikujeta za člen pV . Razlika je pri določeni temperaturi največja v primeru, ko pri reakciji nastanejo plini.

$$H = U + pV = U + nRT$$
$$\Delta H = \Delta U + \Delta(nRT) = \Delta U + RT \cdot \Delta n_g \quad (12)$$

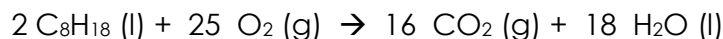
V enačbi (12) je Δn_g sprememba števila molov plinastih produktov in reaktantov pri reakciji.

$$\Delta n_g = \sum n_{\text{produkti}} - \sum n_{\text{reaktanti}} \quad (13)$$



S pomočjo enačbe (12) lahko iz znane spremembe notranje energije izračunamo spremembo entalpije ali obratno.

Primer: oksidacija oktana



$$\Delta n_g = \sum n_{\text{produkti}} - \sum n_{\text{reaktanti}} = 16 - 25 = -9 \text{ mol}$$

Pri 298 K je potem za zgoraj zapisano reakcijo razlika med obema:

$$\Delta H - \Delta U = RT \cdot \Delta n_g = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{molK}} \cdot 298\text{K} \cdot (-9 \text{ mol}) = -22,3 \text{ kJ}$$

Sprememba notranje energije je večja od spremembe entalpije pri tej reakciji, ker se prostornina sistema zmanjša.

Enota za entalpijo je 1 J (joule); če je podana na en mol, pa je enota J/mol. Entalpija sistema je v termodinamiki zelo pomembna, saj pri tem upoštevamo energijo, ki jo sistem dobi ali pa izgubi s prostorninskim delom.

$$H_2 - H_1 = U_2 + p \cdot V_2 - U_1 - p \cdot V_1 = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1)$$

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V \quad (14)$$

Za proces, ki poteka v sistemu, ki je odprt proti zračni atmosferi, velja, da je v mehanskem ravnovesju tlak sistema p stalen in enak zunanemu tlaku p_{zun} .

Če sedaj uvedemo še izraz za spremembo notranje energije iz prvega zakona termodinamike, bo rezultat naslednji:



$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V = \underbrace{q + w}_{p \cdot \Delta V} = \underbrace{q - p \cdot \Delta V}_{p \cdot \Delta V} = q \quad (15)$$

Sprememba entalpije je potemtakem enaka toploti q_p , ki se izmenja pri stalnem tlaku, kar označimo z majhnim indeksom p spodaj desno:

$$\Delta H = q_p \quad (16)$$

Ta ugotovitev je ena najpomembnejših v termodinamiki, saj povezuje količino, ki jo lahko merimo (toploto pri stalnem tlaku) s spremembo funkcije stanja sistema, to je entalpijo.

Termokemija

Termokemija se ukvarja s povezavo med termodinamiko in kemijo.

Pri *endotermnem procesu* teče energija v obliki toplote v sistem: $q > 0$. Okolica se pri tem ohladi. Pri stalnem tlaku se v tem primeru entalpija sistema poveča, $\Delta H > 0$.

Pri *eksotermnem procesu* pa toplota zapušča sistem, $q < 0$, zato se pri stalnem tlaku entalpija zmanjša: $\Delta H < 0$. Pri eksotermnem procesu se okolica segreje. Spremembe entalpije bodo vedno podane pri določenih pogojih.

Standardna sprememba entalpije ΔH^\ominus je po dogovoru sprememba entalpije pri procesu, pri katerem so začetne snovi in snovi na koncu v svojih standardnih stanjih.

Standardno stanje snovi pri določeni temperaturi pa je čista oblika snovi pri tlaku 1 bar (standardni tlak, $p^\ominus = 1$ bar). Temperatura je običajno 25,0 °C oziroma 298,15 K. Standardno stanje za vodo pri 298,15 K je torej čista tekočina pri tej temperaturi in tlaku 1 bar.



Fizikalne spremembe

Fizikalna sprememba je na primer sprememba agregatnega stanja snovi. Temu procesu rečemo *fazni prehod*, in ga tudi ustrezno poimenujemo: izparevanje, sublimacija itd. Ta proces spremlja sprememba entalpije: to je energija, ki jo moramo dovesti ali odvesti v obliki toplote pri stalnem tlaku na 1 mol snovi, da proces poteče. Pri taljenju na primer je to standardna talilna entalpija snovi.



Takšen zapis pomeni, da moramo pri tlaku 1 bar in 273 K dovesti 6,01 kJ toplote na vsak mol ledu, če hočemo, da se stali.

Ker je entalpija funkcija stanja, velja, da je pri določeni temperaturi standardna talilna entalpija snovi $\Delta H_{\text{tal}}^{\ominus}$ enaka negativni vrednosti standardne spremembe entalpije snovi pri strjevanju $\Delta H_{\text{str}}^{\ominus}$.

$$\Delta H_{\text{tal}}^{\ominus} (273\text{K}) = -\Delta H_{\text{str}}^{\ominus} (273\text{K})$$

Podobno velja za katerikoli fazni prehod:

$$\Delta H_{\rightarrow}^{\ominus} = -\Delta H_{\leftarrow}^{\ominus} \quad (17)$$

Po tem principu si lahko mislimo proces sublimacije snovi sestavljen iz taljenja in izparevanja, zato lahko zapišemo:



$$\Delta H_{\text{sub}}^{\theta} = \Delta H_{\text{tal}}^{\theta} + \Delta H_{\text{izp}}^{\theta}$$

kjer sta $\Delta H_{\text{sub}}^{\theta}$ in $\Delta H_{\text{izp}}^{\theta}$ standardni spremembi entalpije pri sublimaciji oziroma izparevanju.

V tabeli so navedene vrednosti entalpij faznih prehodov za nekatere snovi.

snov	formula	$T_{\text{tal}} / ^{\circ}\text{C}$	$\Delta H_{\text{tal}} / \text{kJ mol}^{-1}$	$T_{\text{vrel}} / ^{\circ}\text{C}$	$\Delta H_{\text{izp}} / \text{kJ mol}^{-1}$
voda	H ₂ O	0	6,01	100	40,7
metan	CH ₄	- 182	0,94	-161	8,2
etanol	C ₂ H ₅ OH	-117°C	4,6	79	43,5
natrijev klorid	NaCl	801°C	29	1467	171
železo	Fe	1535°C	15,4	2750°C	351
amonijak	NH ₃	-77,8°C	5,65	-33,5°C	23,4

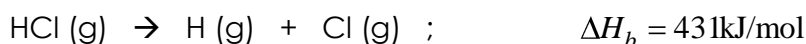
Tabela 1: Vrednosti entalpij pri sublimaciji oziroma izparevanju

Vezne entalpije

Proces spreminjanja atomov in molekul snovi ravno tako spremlja ustrezna entalpijska sprememba. Ionizacijska entalpija na primer je sprememba molske entalpije pri procesu ionizacije, kjer atomu v plinastem agregatnem stanju iztrgamo elektron. Od teh procesov bomo tukaj obravnavali samo *disociacijo* (*prekinitev*) kemijske vezi. Molsko spremembo entalpije pri tem procesu imenujemo *vezna entalpija* ΔH_b . Ilustrirajmo to na primeru HCl.



Primer:



To pomeni, da je za prekinitev vezi H – Cl potrebnih 431 kJ energije na mol.

Problem pri veznih entalpijah je ta, da je njihova številčna vrednost odvisna od molekule, v kateri sta povezana dva atoma. Zaradi pomanjkanja podatkov za posamezne molekule moramo zato uporabiti *povprečne vezne entalpije*, ki so povprečje veznih entalpij za določeno vez v veliko različnih molekulah.

Za vez O – H je vezna entalpija povprečje veznih entalpij za to vez v vodi in v več drugih snoveh, na primer alkoholih.

V primeru nastanka tekočega metanola iz grafitu, kisika in vodika da izračun z veznimi entalpijami vrednost -259 kJ/mol; eksperimentalna vrednost pa je -239 kJ/mol. Razlike so lahko še precej večje.

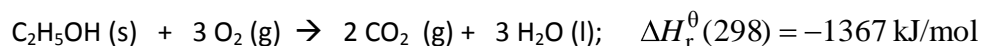
Kemijska reakcija in standardne tvorbene entalpije

Standardna sprememba reakcijske entalpije ΔH_r^θ je razlika med standardnimi molskimi entalpijami H_m^θ produktov in reaktantov pri kemijski reakciji. Pri tem moramo upoštevati tudi njihove stehiometrične koeficiente v.

$$\Delta H_r^\theta = \sum_{\text{produkti}} \nu \cdot H_m^\theta - \sum_{\text{reaktanti}} \nu \cdot H_m^\theta \quad (18)$$

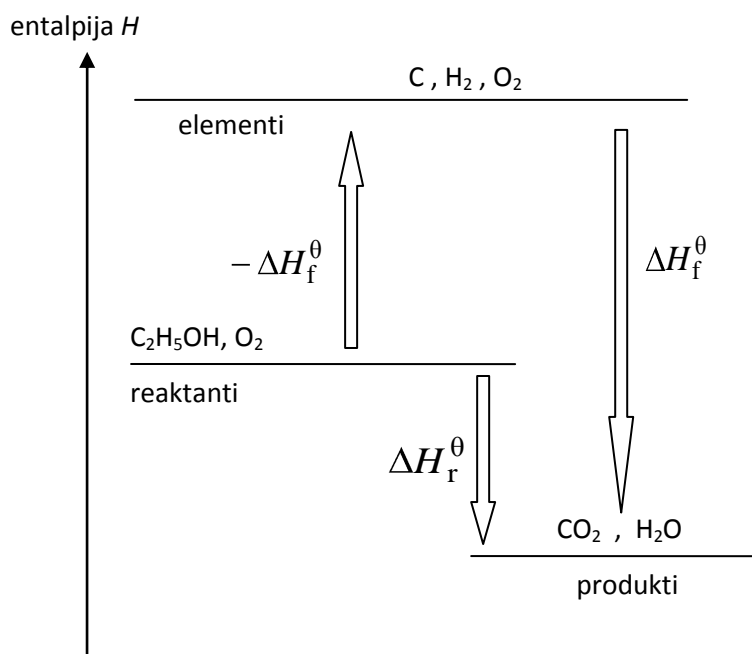
Številčna vrednost ΔH_r^θ velja za reakcijo, pri kateri reaktanti v svojih standardnih stanjih (čista snov, 1 bar) popolnoma zreagirajo in preidejo v produkte v standardnih stanjih. Temperatura je običajno 25°C oziroma 298 K, razen če je drugače navedeno. Enota za ΔH_r^θ je kJ/mol, pri čemer se »mol« nanaša na mol reakcije, tako kot je zapisana z enačbo.

Primer: oksidacija etanola

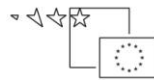


Takšen zapis pomeni, da se pri 298 K sprosti 1367 kJ toplote na mol reakcije, kot je zapisana z enačbo; ker v urejeni enačbi nastopa en mol etanola, pomeni ta številka istočasno tudi toploto, ki se sprosti pri oksidaciji enega mola etanola.

Problem pri uporabi enačbe (18) pa je, da ne poznamo absolutnih vrednosti entalpij snovi. Ker pa je entalpija H funkcija stanja, si lahko kemijsko reakcijo formalno zamišljamo tako, da najprej reaktante »razstavimo« na elemente, iz katerih so sestavljeni; iz teh elementov pa potem »sestavimo« produkte. V tem primeru govorimo o *standardnih tvorbenih entalpijah posameznih snovi* ΔH_f^θ . Za primer reakcije oksidacije etanola je na sliki shematski prikaz tega postopka.



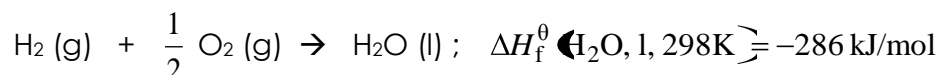
Slika: Formalni potek reakcije oksidacije etanola.



Standardna tvorbeni entalpija snovi je sprememba entalpije pri reakciji nastanka (»tvorbe«) enega mola snovi iz elementov v njihovih najbolj stabilnih stanjih pri danih pogojih. Pri 25°C je najbolj stabilno stanje za kisik plin, sestavljen iz molekul O₂; za živo srebro tekoče živo srebro, za vodo ali etanol tekoči vodo ali etanol in tako naprej.

Standardne tvorbeni entalpije so tabelirane pri temperaturi 25°C, enota je kJ/mol. Dobljene so bile s kalorimetričnimi merjenji sežignih entalpij in podobno.

Standardna tvorbeni entalpija vode v tekočem agregatnem stanju na primer je sprememba entalpije pri naslednji reakciji:



Standardne tvorbeni entalpije elementov v njihovih najbolj stabilnih stanjih so v skladu z omenjeno definicijo enake nič.

$$\Delta H_f^\ominus (\text{element, stab.}) = 0 \text{ kJ/mol}$$

Primer:



V primeru ogljika velja to za grafit, ki je pri standardnih pogojih (žal!) najbolj stabilna oblika elementa ogljika. V naravi najdemo namreč element ogljik v treh oblikah: kot grafit, kot diamant in kot buckminsterfuleren C₆₀. V tem zadnjem je 60 atomov ogljika povezanih v strukturo, ki ima obliko nogometne žoge.

$$\Delta H_f^\ominus (\text{C, s, grafit}) = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\ominus (\text{C, s, diamant}) = 1,895 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_{60}, \text{s, kristalni}) = 2,3 \text{ kJ/mol}$$

Grafit je najbolj stabilna oblika elementa ogljika, zato je standardna tvorbeni entalpija grafita enaka nič. Za diamant in fuleren sta vrednosti pozitivni, ker gre za urejeni strukturi.

Buckminsterfuleren je dobil ime po arhitektu Richardu Buckminsterju Fullerju (1895–1983), ki je v svoji karieri skonstruiral več stavb s podobno kroglasto obliko.

Standardne tvorbeni entalpije so podane tudi za ione v raztopini. Problem pri tem pa je, da ne moremo pripraviti raztopine, ki bi vsebovala samo katione ali anione. Zato so za referenco izbrali vodikov ion H^+ in mu pripisali standardno tvorbeno entalpijo nič pri vseh temperaturah:

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}^+, \text{aq}) = 0 \text{ kJ/mol}$$

Če je na primer standardna tvorbeni entalpija vodne raztopine HCl (aq) enaka $-167,16 \text{ kJ/mol}$, potem to pomeni, da je ta številčna vrednost v resnici tudi standardna tvorbeni entalpija aniona Cl^- (aq).

Iz diagrama na sliki 7 lahko vidimo, da je pri miselnem procesu smer v primeru reaktantov obratna tvorbeni reakciji, v primeru produktov pa ista. Z risanjem podobnih diagramov lahko mogoče tudi v šoli lažje pojasnimo formalni potek reakcij in pomen tvorbeni entalpij.

V skladu s tem bomo v enačbi (18) namesto absolutnih molskih entalpij uporabili standardne tvorbeni entalpije snovi na naslednji način:

$$\Delta H_r^\circ = \sum_{\text{produkti}} \nu \cdot \Delta H_f^\circ - \sum_{\text{reaktanti}} \nu \cdot \Delta H_f^\circ \quad (19)$$

V prvem členu na desni so standardne tvorbene entalpije vseh produktov pri reakciji, v drugem pa za reaktante. Upoštevati pa moramo seveda tudi ustrezne stehiometrične koeficiente v. ΔH_r^θ , ki smo jo tako izračunali, je ista kot če bi uporabili enačbo (18) z absolutnimi vrednostmi molskih entalpij, ki pa jih ne poznamo.

Za reakcijo oksidacije glukoze bi standardno spremembo reakcijske entalpije pri 25°C izračunali takole:

$$\begin{aligned}\Delta H_r^\theta &= \sum_{\text{produkti}} \nu \cdot \Delta H_f^\theta - \sum_{\text{reaktanti}} \nu \cdot \Delta H_f^\theta = \\ &= 1 \cdot \Delta H_f^\theta(\text{CO}_2(\text{g})) + 3 \cdot \Delta H_f^\theta(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - 1 \cdot \Delta H_f^\theta(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{l})) - 3 \cdot \Delta H_f^\theta(\text{O}_2(\text{g})) \\ &= 1 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-286,0) \text{ kJ/mol} - 1 \cdot (-277,7) - 3 \cdot 0 \text{ kJ/mol} \\ &= -1645 \text{ kJ/mol} - (-277,7 \text{ kJ/mol})\end{aligned}$$

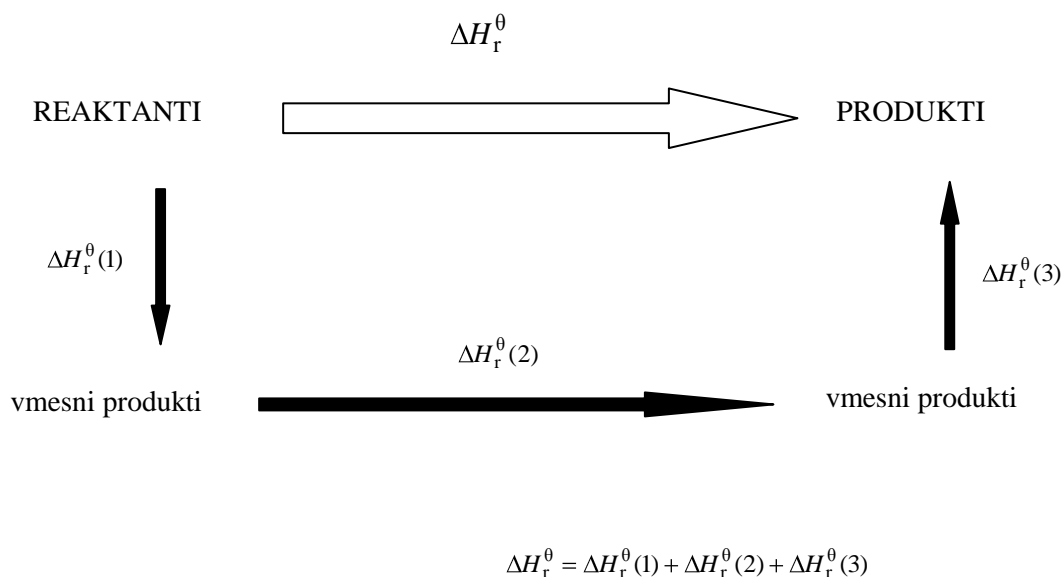
$$\Delta H_r^\theta = -1367,3 \text{ kJ/mol}$$

Ta številka je zaokrožena seveda enaka, kot je bila podana v primeru za oksidacijo etanola na začetku podpoglavja.

Povejmo še, da termodinamsko ni točnega načina, da bi tvorbene entalpije snovi izračunali iz prispevkov posameznih atomov in vezi, ki sestavljajo snov. Tvorbenih entalpij torej ne moremo natančno izračunati iz veznih entalpij. Med razlogi za to je najprej ta, da so vezne entalpije povprečje za več sorodnih spojin; pa tudi ta pristop ne loči med na primer geometrijskimi izomeri, kjer so lahko tvorbene entalpije zelo različne.

Hessov zakon

Ta zakon je neposredna posledica tega, da je entalpija funkcija stanja. Sprememba entalpije pri procesu je odvisna samo od začetnega stanja (reaktanti) in končnega stanja (produkti). Ni pa odvisna od tega, preko katerih vmesnih stopenj smo vodili proces – rečemo, da je neodvisna od »poti procesa«. Ta lastnost je za kemijsko reakcijo ilustrirana na naslednji sliki.



Slika: Ilustracija Hessovega zakona.

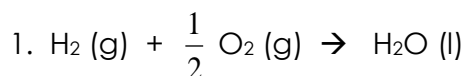
Hessov zakon pravi, da je sprememba standardne entalpije pri neki reakcije enaka vsoti standardnih entalpij vseh vmesnih reakcij, v katere lahko razdelimo glavno reakcijo. Omogoča nam, da lahko izračunamo spremembo standardne entalpije tudi za tiste reakcije, za katere jih je težko izmeriti. Na ta način je bilo na primer določenih veliko tvorbenih entalpij.

Primer: standardna sežigna entalpija je sprememba entalpije pri reakciji oksidacije snovi. V primeru, ko gre za sežig elementov, so to hkrati standardne tvorbenne entalpije oksidov, ki pri tem nastanejo.



Standardni sežigni entalpiji za plin vodik in grafit znašata - 285,8 oziroma - 393,5 kJ/mol. Sežigna entalpija za plin metan pa znaša - 890,4 kJ/mol. Izračunaj standardno tvorbeno entalpijo metana z uporabo Hessovega zakona.

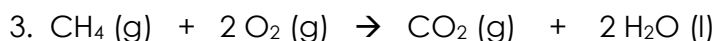
Rešitev: najprej zapišemo in oštevilčimo posamezne reakcije.



$$\Delta H_{\text{sež}}^{\theta} (\text{H}_2, \text{g}, 298\text{K}) = \Delta H_{\text{f}}^{\theta} (\text{H}_2\text{O}, \text{l}, 298\text{K}) = -286 \text{ kJ/mol}$$

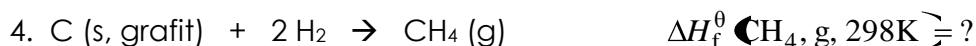


$$\Delta H_{\text{sež}}^{\theta} (\text{C}_{\text{grafit}}, \text{s}, 298\text{K}) = \Delta H_{\text{f}}^{\theta} (\text{CO}_2, \text{g}, 298\text{K}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{\text{sež}}^{\theta} (\text{CH}_4, \text{g}, 298\text{K}) = -890 \text{ kJ/mol}$$

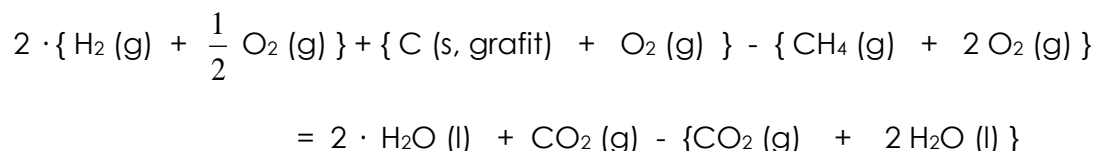
Potrebujemo standardno tvorbeno entalpijo metana; to je sprememba entalpije pri naslednji reakciji:



Reakcijo štiri bomo poskusili dobiti iz prvih treh, za katere poznamo spremembe standardnih entalpij. Po temeljitnem pregledu lahko vidimo, da



dobimo reakcijo 4 tako, da seštejemo 2 krat reakcijo 1 in reakcijo 2, od vsote pa odštejemo reakcijo tri. To seveda velja tako za reaktante na levi kot za produkte na desni. Enako naredimo tudi z entalpijskimi spremembami pri omenjenih reakcijah, saj je entalpija funkcija stanja.



Ko vse okrajšamo, dobimo reakcijo 4. Sedaj naredimo enako matematično operacijo še z entalpijami:

$$\Delta H_f^\ominus (\text{CH}_4, \text{g}, 298\text{K}) = 2 \cdot \Delta H_f^\ominus (\text{H}_2\text{O, l}, 298\text{K}) + \Delta H_f^\ominus (\text{CO}_2, \text{g}, 298\text{K}) - \Delta H_{\text{sez}}^\ominus (\text{CH}_4, \text{g}, 298\text{K})$$

$$\Delta H_f^\ominus (\text{CH}_4, \text{g}, 298\text{K}) = 2 \cdot (-286)\text{kJ/mol} + (-393,5)\text{kJ/mol} - (-890)\text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\ominus (\text{CH}_4, \text{g}, 298\text{K}) = -75,5 \text{ kJ/mol}$$

Standardna tvorbeni entalpija metana je torej $-75,5 \text{ kJ/mol}$. Ta številčna vrednost je zaokrožena.

Kalorimetrično določanje ΔH^\ominus

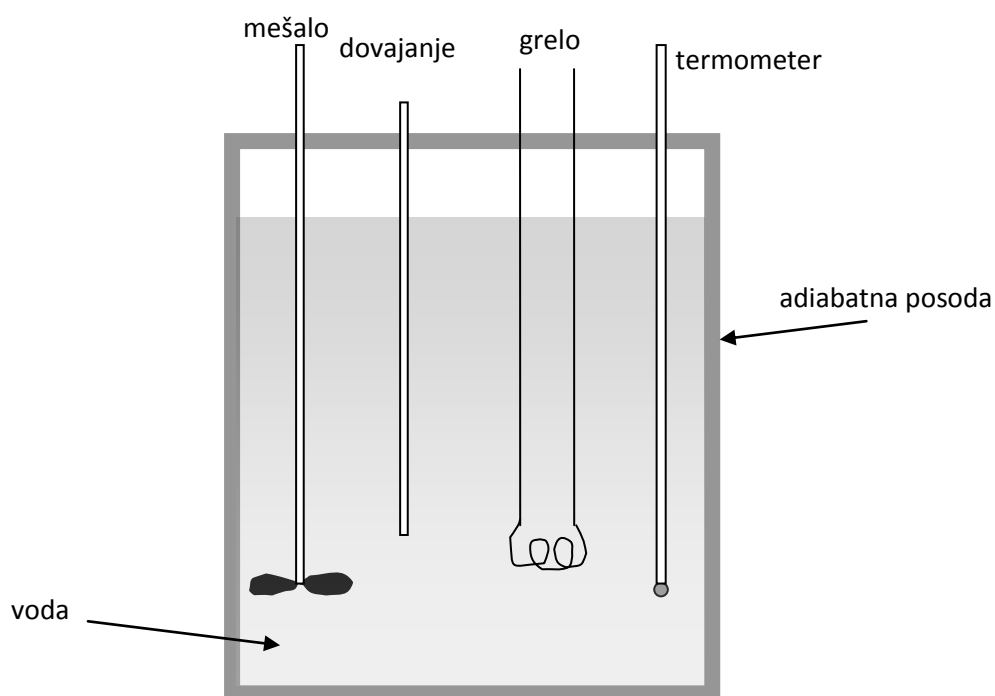
Spremembo entalpije pri procesu lahko določimo na več načinov. Ena možnost je, da s pomočjo enačbe (12) izračunamo ΔH^\ominus iz spremembe notranje energije ΔU^\ominus , ki smo jo določili v bombnem kalorimetru. Razlikujeta se za člen $p \cdot V$.

Tekočine in trdne snovi imajo majhne molske volumne; ti se med procesom le malo spremenijo, zato v takšnem primeru velja:

$$\Delta H^{\theta}(T) \approx \Delta U^{\theta}(T) \quad (\text{trdne snovi, tekočine}) \quad (20)$$

V primeru plinastih snovi pa je lahko razlika med obema znatna. V takšnem primeru izračunamo najprej Δn_g , nato pa po enačbi (12) še $\Delta H^{\theta}(T)$.

V laboratoriju, kjer sta stalna tlak in temperatura, pa za merjenje uporabimo adiabatni kalorimeter. Stene takšnega kalorimetra v idealnem primeru ne dopuščajo izmenjave toplote z zunanjo okolico oziroma atmosfero; toplota q_p , ki jo izmerimo, je enaka $\Delta H^{\theta}(T)$ sistema, to je procesa v kalorimetru. Shematski prikaz takšnega kalorimetra je na naslednji sliki.



Slika: Adiabatni kalorimeter za določanje entalpijskih sprememb pri raztapljanju snovi. Toplotno kapaciteto lahko določimo s pomočjo gretja z električnim grelcem.



V kalorimetru lahko zmešamo na primer reaktante pri kemijski reakciji; na ta način določimo spremembo entalpije pri tej reakciji. Lahko pa na primer izvedemo tudi fizikalni proces in raztapljamo sol v vodi; pri tem smo določili topilno entalpijo snovi. Pri poskusu merimo torej v resnici spremembo temperature v okolici, ΔT_{ok} , ki je enaka razliki med temperaturo na koncu ter temperaturo na začetku procesa.

Po analogiji z enačbo (10) za spremembo notranje energije velja v takšnem primeru podobna enačba tudi za standardno spremembo entalpije pri procesu:

$$\Delta H_{sis}^{\theta} = q_p = -C_{p,tot} \cdot \Delta T_{ok} \quad (21)$$

Z okolico je tudi v tem primeru mišljena vsebina kalorimeterske posode, ki se ohlaja ali segreva pri procesu. Sem spadajo produkti pri kemijski reakciji oziroma voda, ker potekajo procesi večinoma v vodnih raztopinah, in vsi ostali deli kalorimetra: posoda, mešalo, grelo, cevi za dovajanje vzorca in termometer. $C_{p,tot}$ je skupna toplotna kapaciteta vsega naštetega pri stalnem tlaku; sam proces oziroma reakcija namreč ogreva ali pa jemlje toploto od celotne vsebine kalorimetra.

Spremembo temperature, ki nastane zaradi procesa v kalorimetru, merimo v vodi.

Preden pa lahko izračunamo ΔH_{sis}^{θ} , moramo določiti še toplotno kapaciteto $C_{p,tot}$. Tukaj imamo več možnosti: v kalorimetru izvedemo reakcijo na primer nevtralizacije, za katero poznamo količino toplote, ki se sprosti. Iz izmerjene spremembe temperature potem izračunamo toplotno kapaciteto, ki za to posodo in dano prostornino tekočine velja tudi za nadaljnje meritve.



Druga in elegantnejša možnost pa je, da po končanem procesu pogrejemo vsebino kalorimetra s pomočjo električnega grela. Tega priključimo na vir enosmerne električne napetosti E , katero izmerimo; razen tega izmerimo še tok I , ki teče skozi grelo, in čas gretja t . Grejemo tako dolgo, da je temperaturna sprememba pri gretju ΔT_{el} približno enaka spremembi temperature pri procesu.

Električno dovedeno toploto q_{el} izračunamo po enačbi (22):

$$q_{el} = E \cdot I \cdot t = C_{p,tot} \cdot \Delta T_{el} \quad (22)$$

Iz te enačbe lahko izračunamo $C_{p,tot}$, in ga vstavimo v enačbo (21). Lahko pa tudi poiščemo razmerje med enačbama (21) in (22), pri čemer dobimo naslednji izraz za izračun toplote q_p :

$$q_p = -C_{p,tot} \cdot \Delta T_{ok} = -\frac{q_{el}}{\Delta T_{el}} \cdot \Delta T_{ok} = -E \cdot I \cdot t \cdot \frac{\Delta T_{ok}}{\Delta T_{el}} \quad (23)$$

Če tako določeno toploto delimo z množino snovi n , dobimo standardno spremembo entalpije na mol:

$$\Delta H_{sis}^{\theta} = \frac{q_p}{n} \quad (24)$$

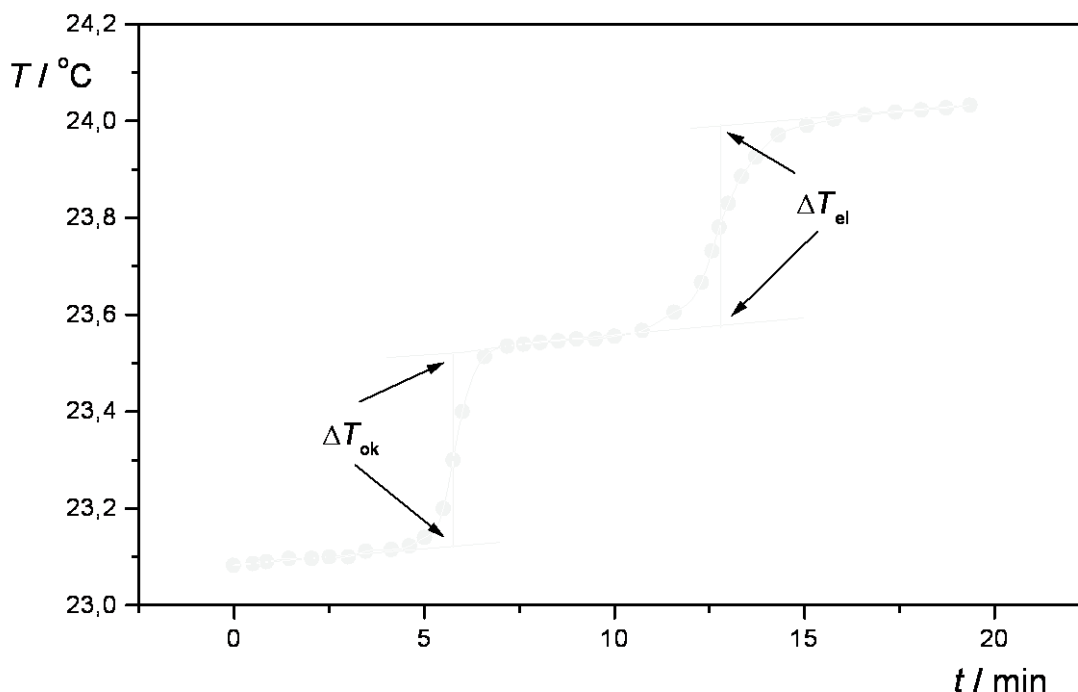
Predznak ΔH_{sis}^{θ} je negativen v primeru eksotermne reakcije, in pozitiven v primeru endotermne. Oboje je v skladu z dogovorom o predznakih.

Običajno pa kalorimeterska posoda ni idealno adiabatna. To pomeni, da nekaj toplote vendarle prepušča navzven. Tudi proces ne poteče v trenutku.

Zato temperatura pred in po poskusu ni konstantna, in moramo njene spremembe pravilno odčitati.

Časovni potek temperature za primer eksotermnega procesa in način določitve ΔT_{ok} in ΔT_{el} kaže diagram na naslednji sliki. Temperatura najprej zaradi eksotermnega procesa narašča, in se na koncu ustali. Potem pa sistemu dovedemo električno toploto, zato se temperatura spet poviša. Po koncu električnega gretja se ponovno ustali.

Način določitve sprememb temperature iz grafa je naslednji: dele krivulje pred in po poskusu, ter pred in po električnem gretju premočrtno podaljšamo na vsako stran. Nato narišimo dve pokončnici: eno za poskus in drugo za gretje. Poiščemo presečišča podaljšanih delov krivulje s pokončnicama. Pozicijo pokončnice nastavimo tako, da sta ploščini zgoraj in spodaj presečišča s krivuljo enaki. Spremembi temperature ΔT_{ok} in ΔT_{el} odčitamo tako, kot je to prikazano na spodnji sliki.



Slika: Časovni potek temperature pri eksotermnem procesu in med električnim gretjem.



Evalvacija predlagane vsebine

Del opisanih vsebin se v gimnazijah že obravnava. Tu gre predvsem za entalpijske spremembe pri različnih procesih, pa tvorbeno entalpije in podobno.

Novost v pričujočem gradivu pa je uvedba koncepta sistem – okolica, in izmenjava toplote med njima. Po mojem mnenju je uvedba tega koncepta nujna, saj le na ta način res dobro razumemo, kaj pravzaprav merimo, ko merimo spremembo temperature pri kemijskem ali fizikalnem procesu. Ne moremo namreč neposredno meriti temperature takšnega procesa, ki mu v termodinamiki rečemo sistem. Temperaturo merimo v okolici, torej posredno, in iz te meritve sklepamo na spremembo temperature v sistemu, ki nas v resnici zanima.

Od učiteljice oziroma učitelja zato pričakujem, da bo pri obravnavanju teh vsebin v šoli natančno pojasnil omenjene koncepte, in preveril, kako dijaki razumejo takšno obravnavo. To bo najlažje naredil tako, da bo izvedel predlagane preproste poskuse, in na podlagi tega vpeljal nove pojme. V pomoč bodo delovni listi za učitelja in dijake, ki sem jih priložil. Analiza odgovorov dijakov na zastavljena vprašanja bodo najboljši pokazatelj njihovega razumevanja.

Primernost teme in razumevanje bomo evalvirali na skupnih srečanjih z učitelji, ki bodo kmalu sledili. V ta namen bom pripravil vprašalnik, ki bo podlaga za nadaljnje delo na tej vsebini.

EKSPERIMENTALNI DEL - sistem in okolica: navodila za učitelja

Izparevanje alkohola s konice termometra

NALOGA

50 ml čašo napolnite z etanolom in vstavite alkoholni termometer. Po eni minuti odčitajte temperaturo; to je temperatura na začetku. Nato termometer dvignite iz čaše na višino oči in istočasno pritisnite na štoparico.



Temperaturo odčitavajte vsakih 15 sekund, in meritve vpisujte v spodnjo tabelo. Kaj opazite na termometru? Kaj je v tem primeru sistem, in kaj okolica?

t/s	0								
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

INVENTAR

- 50 ml čaša
- etanol
- alkoholni termometer 50°C
- štoparica

KOMENTAR

Pri poskusu je prišlo do izmenjave toplote, zato se je spremenila temperatura. Izparevanje tekočine je fizikalni proces. Alkohol (sistem) izpareva s termometra in zato potrebuje toploto, ki jo dobi od svoje okolice, kamor spada tudi konica termometra. Zato se je temperatura v njegovi okolici znižala, kar izmerimo s termometrom. Poskus lahko naredite tudi z vodo.

Raztapljanje soli v vodi

NALOGA



V 100 ml čašo odmerite z merilnim valjem 50 ml vode in vstavite alkoholni termometer. Počakajte, da se odčitek temperature ustali. Na tehtalnem papirju zatehtajte 5 g NH_4NO_3 . Stehtano sol vsujete v čašo z vodo in vse skupaj previdno mešamo s termometrom. Pri tem pazite, da ne razbijete termometra. Odčitavajte temperaturo vsakih 10 sekund in vrednosti vpišite v tabelo. Kaj opazite na termometru? Kaj je v tem primeru sistem, in kaj okolica?

t/s	0								
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

INVENTAR

- 100 ml čaša
- 5 g NH_4NO_3
- alkoholni termometer 50°C
- štoparica

KOMENTAR

Pri poskusu je prišlo do izmenjave toplote, zato se je spremenila temperatura. Raztapljanje soli je fizikalni proces. Sistem je v tem primeru NH_4NO_3 , neposredna okolica pa je topilo voda. Med raztapljanjem se je temperatura znižala, ker je za ta proces potrebna toplota, ki jo sol dobi od okolice – vode. Voda se zato ohladi, kar izmerimo s termometrom. Spet smo v bistvu izmerili temperaturo okolice.

Poskus lahko naredite na primer tudi z drugimi solmi, na primer KNO_3 .



Toplota pri nevtralizaciji

NALOGA

V 100 ml čašo vlijte 25 ml 0,5 molarne raztopine HCl in vstavite termometer. Ko se temperatura ustali, vlijte v to čašo še 25 ml 0,5 molarne raztopine NaOH. Odčitavajte temperaturo vsakih 10 sekund in vrednosti vpišite v tabelo. Kaj opazite na termometru? Kaj je v tem primeru sistem, in kaj okolica? Je reakcija hitra ali počasna?

t/s	0								
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

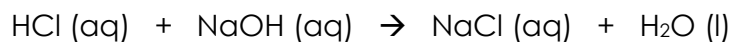
t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

INVENTAR

- 100 ml čaša
- 25 ml 0,5 molarne raztopine HCl
- 25 ml 0,5 molarne raztopine NaOH
- alkoholni termometer 50°C
- štoparica

KOMENTAR

Pri poskusu je prišlo do izmenjave toplote, zato se je spremenila temperatura. Med kislino in bazo je potekla reakcija nevtralizacije:





Reakcija sama je sistem; topilo (voda), v katerem poteka, pa je neposredna okolica. Pri reakciji se sprošča toplota, zato se temperatura v neposredni okolici poviša, kar izmerite s termometrom.

Reakcija je hitra.

Raztapljanje kovine v kislini

NALOGA

V 100 ml čašo vlijete 50 ml 1,0 molarne raztopine HCl in vstavite termometer. Ko se temperatura ustali, vsujete v to čašo nekaj cinka v prahu. Odčitavajte temperaturo vsakih 10 sekund in vrednosti vpišite v tabelo. Kaj opazite na termometru? Kaj je v tem primeru sistem, in kaj okolica?

t/s	0								
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

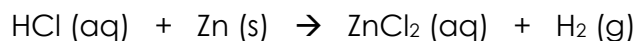
INVENTAR

- 100 ml čaša
- Zn v prahu
- 50 ml 1,0 molarne raztopine HCl
- termometer
- štoparica

KOMENTAR



Pri poskusu je prišlo do izmenjave toplote, zato se je spremenila temperatura. Med kislino in kovino je potekla reakcija:



Reakcija sama je sistem; topilo (voda), v katerem poteka, pa je neposredna okolica. Po začetku reakcije opazite izhajanje mehurčkov plina vodika. Pri reakciji pa se sprošča toplota, zato se temperatura v neposredni okolici poviša, kar izmerite s termometrom. Poskus lahko naredite tudi z magnezijem, aluminijem ali železom.



DELOVNI LIST - Navodila za dijake

1. IZPAREVANJE alkohola in vode

Namen: Za proces izparevanja alkohola in vode s konice termometra boste izračunali spremembo temperature, ki jo dobimo vedno tako, da od temperature na koncu procesa odštejemo temperaturo na začetku procesa. Ugotovili boste tudi, kaj je v tem primeru sistem in kaj okolica.

Kemikalije:

- alkohol za razkuževanje, ki ga dobite v vsaki lekarni
- voda; oboje pri sobni temperaturi



Inventar:

- 50 ml čaša
- štoparica
- alkoholni termometer s skalo do 50°C

Varnost pri delu: pri vseh poskusih je treba paziti, da se termometer ne razbije, in da ne pride do zaužitja kemikalij. Ostanke kemikalij nalijte v veliko vode in nato v odtok.

Izvedba poskusa: najprej naredite poskus z raztopino alkohola, nato pa še z vodo.

delo po stopnjah	vprašanja	odgovori
1. V 50 ml čašo nalij do polovice raztopino alkohola in potopi v njo termometer. Po eni minuti odčitaj temperaturo s termometra.	<ul style="list-style-type: none"> • kateri delci so prisotni v raztopini? • kolikšna je temperatura pred začetkom procesa? 	<ul style="list-style-type: none"> • • $T_{\text{začetna}} =$ °C
2. Vzemi termometer iz raztopine in spremljaj spremembe temperature na termometru. Temperaturo odčitaj vsakih 10 sekund. Meritve zabeleži v tabelo spodaj.	<ul style="list-style-type: none"> • Kako se spreminja temperatura, ki jo kaže termometer? • Napiši, katera od fizikalnih sprememb se dogaja! • Kdaj je konec procesa? • Kolikšna je najnižja temperatura na koncu? 	<ul style="list-style-type: none"> • • • • $T_{\text{končna}} =$ °C • $\Delta T =$ °C



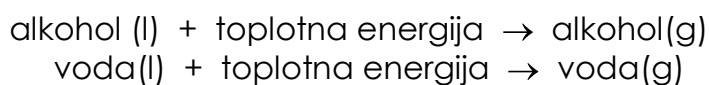
	<ul style="list-style-type: none"> Izračunaj spremembo temperature ΔT pri procesu: $\Delta T = T_{\text{končna}} - T_{\text{začetna}}$ <ul style="list-style-type: none"> Je ΔT pozitivna ali negativna? Kakšen je ta proces, eksotermen ali endotermen? Kaj je v tem procesu sistem in kaj okolica? 	<ul style="list-style-type: none">
--	--	--

delo po stopnjah	vprašanja	odgovori
1. V suho 50 ml čašo nalij do polovice vodo in potopi v njo termometer. Po eni minuti odčitaj temperaturo s termometra.	<ul style="list-style-type: none"> kateri delci so prisotni v raztopini? kolikšna je temperatura pred začetkom procesa? 	<ul style="list-style-type: none"> $T_{\text{začetna}} =$ °C
2. Vzemi termometer iz vode in spremljaj spremembe temperature na termometru. Temperaturo odčitaj vsakih 10 sekund. Odčitke zabeleži v spodnjo tabelo.	<ul style="list-style-type: none"> Kako se spreminja temperatura? Napiši, katera od fizikalnih sprememb se dogaja! Kdaj je konec procesa? Kolikšna je najnižja temperatura na koncu? Izračunaj spremembo temperature ΔT pri procesu: $\Delta T = T_{\text{končna}} - T_{\text{začetna}}$ Je ΔT pozitivna ali negativna? Kakšen je ta proces, eksotermen ali 	<ul style="list-style-type: none"> $T_{\text{končna}} =$ °C $\Delta T =$ °C



	<p>endotermen?</p> <ul style="list-style-type: none"> • Kaj je v tem procesu sistem in kaj okolica? • Primerjajmo: je sprememba temperature v primeru vode večja ali manjša kot v primeru raztopine alkohola? 	•
--	---	---

Kemijska razlaga: pri tem poskusu je šlo prvič za *izparevanje* raztopine alkohola s konice termometra, in drugič za *izparevanje* vode. Raztopina alkohola, ki jo lahko kupite v lekarni, je okrog 70% (to pomeni, da je v 100g takšne raztopine 70 g alkohola in 30 g vode). Izparevanje je fizikalna sprememba. Molekule alkohola in vode (*sistem*) preidejo pri tem procesu iz tekočega agregatnega stanja v plinasto agregatno stanje, kjer vlada večji nered. Za ta prehod potrebujejo energijo, ki jo v obliki toplote črpajo iz neposredne okolice (termometra in zraka). To zaznamo z nižanjem temperature, ki jo kaže termometer. Proces je endotermen, shematsko pa ga lahko zapišemo tudi takole:



Sprememba temperature je v primeru vode manjša kot v primeru raztopine alkohola, kar kaže na slabše izparevanje vode. Pri sobni temperaturi preide iz tekočega v plinasto agregatno stanje manj molekul vode kot alkohola. V fizikalni kemiji, ki je ena od vej kemije, rečemo, da ima voda manjši parni tlak pri sobni temperaturi. Na izparevanje vode pa pri tem poskusu vpliva tudi relativna vlažnost zraka v laboratoriju.

Naloga: narišite energijski diagram za potek procesa v obeh primerih!

t/s	0								
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									



t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									



2. RAZTAPLJANJE soli v vodi

Namen: Za proces raztapljanja soli v vodi boste izračunali spremembo temperature, ki jo dobimo vedno tako, da od temperature na koncu procesa odštejemo temperaturo na začetku procesa. Ugotovili boste tudi, kaj je v tem primeru sistem in kaj okolica.

Kemikalije:

- 5 g NH_4NO_3 
- voda pri sobni temperaturi

Inventar:

- 100 ml čaša
- štoparica
- alkoholni termometer s skalo do 50°C

Varnost pri delu: pri vseh poskusih je treba paziti, da se termometer ne razbije, in da ne pride do zaužitja kemikalij. Ostanke kemikalij nalijte v veliko vode in nato v odtok.

Izvedba poskusa:

delo po stopnjah	vprišanja	odgovori
1. V 100 ml čašo nalij do polovice vodo in potopi v njo termometer. Po eni minuti odčitaj temperaturo s termometra.	<ul style="list-style-type: none"> • kateri delci so prisotni v raztopini? • kolikšna je temperatura pred začetkom procesa? 	<ul style="list-style-type: none"> • • $T_{\text{začetna}} = \quad \quad \quad ^\circ\text{C}$
2. V vodo vsuj 5 g NH_4NO_3 in spremljaj spremembe temperature na termometru. Temperaturo odčitaj vsakih 10 sekund. Meritve zabeleži v tabelo spodaj.	<ul style="list-style-type: none"> • Kako se spreminja temperatura, ki jo kaže termometer? • Napiši, katera od fizikalnih sprememb se dogaja! • Kdaj je konec procesa? • Kolikšna je najnižja temperatura na koncu? • Izračunaj spremembo temperature ΔT pri procesu: $\Delta T = T_{\text{končna}} - T_{\text{začetna}}$ 	<ul style="list-style-type: none"> • • • • $T_{\text{končna}} = \quad \quad \quad ^\circ\text{C}$ • $\Delta T = \quad \quad \quad ^\circ\text{C}$ •



	<ul style="list-style-type: none"> • Je ΔT pozitivna ali negativna? • Kakšen je ta proces, eksotermen ali endotermen? • Kaj je v tem procesu sistem in kaj okolica? 	<ul style="list-style-type: none"> • •
--	---	--

Kemijska razlaga: Raztapljanje soli je fizikalni proces. Sistem je v tem primeru NH_4NO_3 , neposredna okolica pa je topilo voda. Med raztapljanjem se je temperatura znižala, ker je za ta proces potrebna toplota, ki jo sol dobi od okolice – vode. Voda se zato ohladi, kar izmerimo s termometrom. Spet smo v bistvu izmerili temperaturo okolice.

Naloga: narišite energijski diagram za potek procesa!

t/s	0								
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									







t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									



3. Toplota pri NEVTRALIZACIJI

Namen: Za kemijsko reakcijo nevtralizacije boste izračunali spremembo temperature, ki jo dobimo vedno tako, da od temperature na koncu procesa odštejemo temperaturo na začetku procesa. Ugotovili boste tudi, kaj je v tem primeru sistem in kaj okolica.

Kemikalije:

- 25 ml 0,5 molarne raztopine HCl   
- 25 ml 0,5 molarne raztopine NaOH   

Inventar:

- 100 ml čaša
- štoparica
- alkoholni termometer s skalo do 50°C

Varnost pri delu: pri vseh poskusih je treba paziti, da se termometer ne razbije, in da ne pride do zaužitja kemikalij. Ostanke kemikalij nalijte v veliko vode in nato v odtok.

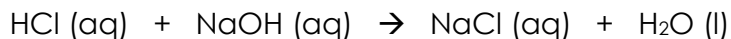
Izvedba poskusa:

delo po stopnjah	vprišanja	odgovori
1. V 100 ml čašo vlij 25 ml 0,5 molarne raztopine HCl in vstavi termometer. Po eni minuti odčitaj temperaturo s termometra.	<ul style="list-style-type: none"> • kateri delci so prisotni v raztopini? • kolikšna je temperatura pred začetkom procesa? 	<ul style="list-style-type: none"> • • $T_{\text{začetna}} =$ °C
2. Vlij v to čašo še 25 ml 0,5 molarne raztopine NaOH in spremljaj spremembe temperature na termometru. Temperaturo odčitaj vsakih 10 sekund. Meritve zabeleži v tabelo	<ul style="list-style-type: none"> • Kako se spreminja temperatura, ki jo kaže termometer? • Napiši, kakšna kemijska reakcija poteka! 	<ul style="list-style-type: none"> • •



spodaj.	<ul style="list-style-type: none"> • Kdaj je konec procesa? • Kolikšna je najnižja temperatura na koncu? • Izračunaj spremembo temperature ΔT pri procesu: $\Delta T = T_{\text{končna}} - T_{\text{začetna}}$ • Je ΔT pozitivna ali negativna? • Kakšen je ta proces, eksotermen ali endotermen? • Kaj je v tem procesu sistem in kaj okolica? • Je reakcija hitra ali počasna? 	<ul style="list-style-type: none"> • • $T_{\text{končna}} =$ °C • $\Delta T =$ °C • • • •
---------	--	--

Kemijska razlaga: Pri poskusu je prišlo do izmenjave toplote, zato se je spremenila temperatura. Med kislino in bazo je potekla reakcija nevtralizacije:



Reakcija sama je sistem; topilo (voda), v katerem poteka, pa je neposredna okolica. Pri reakciji se sprošča toplota, zato se temperatura v neposredni okolici poviša, kar izmerite s termometrom. Reakcija je hitra.

Naloga: narišite energijski diagram za potek procesa!

t / s	0								
$T / ^\circ\text{C}$									

t / s									
$T / ^\circ\text{C}$									



t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									



4. RAZTAPLJANJE kovine v kislini

Namen: Za kemijsko reakcijo raztapljanja kovine v kislini boste izračunali spremembo temperature, ki jo dobimo vedno tako, da od temperature na koncu procesa odštejemo temperaturo na začetku procesa. Ugotovili boste tudi, kaj je v tem primeru sistem in kaj okolica.

Kemikalije:

- 50 ml 1 molarne raztopine HCl



- Zn v prahu



Inventar:

- 100 ml čaša
- štoparica
- termometer

Varnost pri delu: pri vseh poskusih je treba paziti, da se termometer ne razbije, in da ne pride do zaužitja kemikalij. Ostanke kemikalij nalijte v veliko vode in nato v odtok.

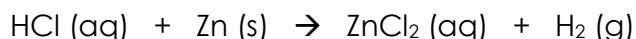
Izvedba poskusa:

delo po stopnjah	vprašanja	odgovori
1. V 100 ml čašo vlij 50 ml 1 molarne raztopine HCl in vstavi termometer. Po eni minuti odčitaj temperaturo s termometra.	<ul style="list-style-type: none"> • kateri delci so prisotni v raztopini? • kolikšna je temperatura pred začetkom procesa? 	<ul style="list-style-type: none"> • • $T_{\text{začetna}} =$ °C
2. Vsuj v to čašo Zn v prahu, in spremljaj spremembe temperature na termometru. Temperaturo odčitaj vsakih 10 sekund. Meritve zabeleži v tabelo spodaj.	<ul style="list-style-type: none"> • Kako se spreminja temperatura, ki jo kaže termometer? • Napiši, kakšna kemijska reakcija poteka! • Kdaj je konec procesa? • Kolikšna je najnižja 	<ul style="list-style-type: none"> • • • • $T_{\text{končna}} =$ °C



	<p>temperatura na koncu?</p> <ul style="list-style-type: none"> • Izračunaj spremembo temperature ΔT pri procesu: $\Delta T = T_{\text{končna}} - T_{\text{začetna}}$ • Je ΔT pozitivna ali negativna? • Kakšen je ta proces, eksotermen ali endotermen? • Kaj je v tem procesu sistem in kaj okolica? 	<ul style="list-style-type: none"> • $\Delta T =$ °C • • •
--	---	---

Kemijska razlaga: Pri poskusu je prišlo do izmenjave toplote, zato se je spremenila temperatura. Med kislino in kovino je potekla reakcija:



Reakcija sama je sistem; topilo (voda), v katerem poteka, pa je neposredna okolica. Po začetku reakcije opazite izhajanje mehurčkov plina vodika. Pri reakciji pa se sprošča toplota, zato se temperatura v neposredni okolici poviša, kar izmerite s termometrom. Poskus lahko naredite tudi z magnezijem, aluminijem ali železom.:

Naloga: narišite energijski diagram za potek kemijske reakcije!

t/s	0								
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
$T/^{\circ}\text{C}$									

t/s									
-------	--	--	--	--	--	--	--	--	--



$T/^{\circ}\text{C}$									
----------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--

Literatura

- P.W. Atkins, J. de Paula: Physical Chemistry, Oxford University Press 2007
- Journal of Chemical Education
- splet