

O entropiji, neredu in razumevanju abstraktnih fizikalnih količin

Rok Kaufman, Andrej Jamnik

Z entropijo in z njo tesno povezanim drugim zakonom termodinamike se prvič srečamo pri srednješolski fiziki. Ker pa je entropija zelo abstraktna količina, se pri njeni interpretaciji navadno opiramo na poenostavljene razlage, ki pa pogosto ne osvetlijo njenega pravega pomena. Zaradi skorajda mističnega prizvoka se posledično v poljudni literaturi entropija pogosto razlaga preveč splošno kot neke vrste znanstvena mera za neurejenost, tudi kadar je takšna raba popolnoma neutemeljena. Članek osvetljuje zgodovinski razvoj razumevanja obeh tesno povezanih pojmov in prikaže nekaj primerov, kjer postane jasno, da nas laična predstava entropije kot mere za nered lahko zavede v napačno razlaganje meril za potek spontan procesov.

Kako smo prišli do današnjega razumevanja entropije?

Teorijo toplotnih strojev in izkoristka v termodinamskih procesih, ki je na koncu vodila v formulacijo drugega zakona termodinamike, je v Franciji na začetku dvajsetih let 19. stoletja začel Sadi Carnot (1796–1832). Po njem danes imenujemo ciklične termodinamske procese z maksimalnim izkoristkom energije Carnotov cikel. Pomen Carnotovega dela je šele po njegovi prezgodnji smrti prepoznal Benoît Clapeyron (1799–1864), ki je njegovo delo povzel leta 1834 v članku *Mémoire sur la puissance motrice de la chaleur* (Razprava o gonilni moči toplote). Teorijo sta kasneje dodelala še William Thomson, po podelitvi plemiškega naziva poznan kot lord Kelvin (1824–1907), in Rudolf Clausius (1822–1888), ki je prepoznal pomen cikličnih sprememb za definicijo reverzibilnosti. V ta namen je uvedel novo količino, entropijo (iz grške besede *entropía*, »obrat proti«),

ki nastaja v ireverzibilnih procesih.

Definicija entropije je bila že od vsega začetka zelo abstraktna. Clausiusova definicija entropije in drugega zakona termodinamike še danes velja za osnovno definicijo, ki jo navaja tudi večina učbenikov. Ta se opira na pojem reverzibilnosti in cikličnih sprememb. Ključna količina Clausiusove formulacije entropije je razmerje med diferencialom izmenjane toplote in temperaturo, pri kateri ta (entropija) poteka. Drugi zakon termodinamike nato vpelje s pomočjo Clausiusove neenakosti, ki prepoveduje pretvorbe, pri katerih je po opravljeni ciklični pretvorbi (v matematičnem jeziku integral po zaključeni poti) ta količina negativna. Podobno vpelje tudi razliko entropije med dvema različnima stanjema kot skupno vrednost te količine po opravljeni reverzibilni pretvorbi iz začetnega v končno stanje. S pomočjo entropije lahko na ta način (v kolikor opazujemo izolirani sistem) tudi razlikujemo med začetnim in končnim stanjem za ireverzibilno pretvorbo, saj obe trditvi hkrati poskrbita, da pri ireverzibilni pretvorbi entropija narašča, pri reverzibilni pa kvečjemu ostane enaka.

Čeprav se je takšna definicija pokazala kot uporabna pri analizi termodinamskih sistemov in pretvorb, je njeno bistvo težko razumeti. Clausius jo je poskušal preprosto razumeti kot neke vrste časovno puščico, s pomočjo katere lahko različna stanja sistema povežemo v smiselno sosledje. V svojem članku *Ueber verschiedene für die Anwendung bequeme Formen der Hauptgleichungen der mechanischen Wärmetheorie* (O različnih za uporabo primernih oblikah osnovne enačbe mehanske teorije toplote) iz leta 1865 je koncept entropije in drugi zakon termodinamike povzel takole:

»Die Energie der Welt ist konstant; die En-

tropie strebt einem Maximum zu.« (»Skupna energija vesolja je konstantna, skupna entropija stremi k maksimumu.«)

Vsakemu možnemu stanju sistema lahko enolično določimo vrednost entropije, ki je neodvisna od načina, kako smo prišli do tega stanja. Zaradi te lastnosti pravimo, da je entropija funkcija stanja. Razlike v entropiji med različnimi stanji predstavljajo možnost spontane spremembe v izoliranem sistemu. Tako lahko formulacijo drugega zakona termodinamike osnujemo tudi iz trditve, da če poznamo dve različni stanji istega sistema, potem mora tisto z višjo entropijo kvečjemu slediti prvemu v časovnem razvoju. Entropija je zato eden izmed termodinamskih potencialov, katerih spremembe pri procesih, ki potekajo pri različnih konstantnih pogojih, predstavljajo merila za spontani potek teh procesov. Entropija, kot jo uporabljamo danes, je zato posebnost med potenciali, saj navadno potencial vpeljemo tako, da je v ravnotežnem stanju minimalen in ne maksimalen! Kljub temu, da je to zgolj posledica konvencije in da definicija entropije ne bi bila čisto nič manj smiselna z dodanim negativnim predznakom, je verjetno prav tendenca po nenehnem povečevanju entropije prispevala k skrivnostnosti entropije.

Zgodovinsko gledano pa se definicija entropije najpogosteje opira na mikroskopsko sliko sistema. Veja fizike, ki razlaga povezavo med obnašanjem delcev na mikroskopski ravni in pojavi, ki iz tega sledijo na makroskopski ravni, se imenuje statistična fizika. Začetke statistične fizike predstavljajo James Clerk Maxwell (1831–1879) in njegova članka iz leta 1860 *Illustrations of the dynamical theory of gases, Part I & II (Prikazi dinamične teorije plinov, 1. in 2. del)*, kjer je razloženo gibanje molekul plina. Pri statistični fiziki upoštevamo le statistiko gibanja molekul plina, saj je takšen sistem preprosto prevelik, da bi obravnavali vsak delec posebej. V statistični sliki se pokaže, da najvišja entropija sistema z dano energijo ustreza stanju, kjer gibanje molekul opišemo s tako

imenovano Maxwell-Boltzmannovo distribucijo, kot je pokazal Ludwig Boltzmann (1844–1906).

Hermann von Helmholtz (1821–1894) je na podlagi kinetične teorije plinov prvi razumel entropijo kot nered sistema. Stanju z Maxwell-Boltzmannovo distribucijo je pripisal največji nered, saj je ta distribucija značilna za sistem, v katerem se delci gibljejo popolnoma naključno. Nasprotno bi si kot popolnoma urejen sistem lahko predstavljali stanje, kjer se delci v sistemu gibljejo vsi na enak način.

Statistično pojem entropije definiramo v povezavi s količino informacije, ki določa stanje sistema. Boltzmann si je entropijo razlagal s pomočjo mikrostanj, ki ustrezajo nekemu danemu makrostanju. Če si plin predstavljamo kot veliko število (velikostnega reda Avogadrovega števila) molekul, ki se bolj ali manj prosto gibljejo po prostoru, nam mikrostanje predstavlja eno od možnih konfiguracij položajev, orientacij, hitrosti in rotacij molekul v prostoru. Zaradi velikosti sistema je natančno poznavanje mikrostanja nepomembno: eno makrostanje ustreza orjaški množici različnih mikrostanj, ki jih medsebojno ne moremo razločiti.

S pomočjo statističnofizikalnih prijemov je moč povezati oba pojma; pokaže se, da bi se za neskončno velike sisteme statistična entropija konfiguracije delcev v sistemu natančno ujemala s smiselno definicijo termodinamske entropije. Po Boltzmannu se entropija ujema kar z logaritmom števila možnih mikrostanj sistema, sorazmerno stni konstanti pa pravimo Boltzmannova konstanta. Willard Gibbs (1839–1903) je to definicijo razširil še za primer, kjer mikrostanja niso enako verjetna. V tem primeru je treba sešteti produkte verjetnosti in njihovih logaritmov za vsa možna mikrostanja. Enako formulacijo je moč uporabiti tudi pri definiciji entropije v okviru kvantne mehanike, kar je leta 1932 kot prvi uporabil John von Neumann (1903–1957).

Statistično definicijo entropije je leta 1948

uporabil in razširil tudi Claude Shannon (1916–2001). Z Gibbsovo formulo si je pomagal pri definiciji količine informacije, ki jo dobimo o sistemu. Shannonova oziroma informacijska entropija je – za razliko od Gibbsove in von Neumannove entropije – nefizikalna količina. Če Gibbsova entropija predstavlja makroskopsko opazljivko sistema, nam Shannonova entropija predstavlja, koliko informacije dobimo o sistemu, če izvemo nekaj podatkov o njegovi konfiguraciji. Obratno si lahko Shannonovo entropijo predstavljamo kot manjkajočo informacijo o opazovanem sistemu. Če se povrnemo k sistemu molekul plina, bi Shannonova entropija predstavljala, za koliko se zmanjša nabor možnih mikrostanj v primeru, ko nekaterim molekulam točno določimo njihovo gibanje. Razumevanje entropije kot znanstvene mere za nered je bilo glavno učno pomagalo celo 20. stoletje. Večina ameriških (in posledično mednarodnih) učbenikov je bila opremljena na primer s sliko razmetane sobe, kar je bilo enačeno z visoko entropijo; nenehno povečevanje entropije pa je bilo razlagano s tendenco, da je soba s časom vse bolj razmetana. Pospravljanje sobe je bilo enačeno z delom, opravljenim na sistemu, ko zmanjšamo njegov nered. Razumevanje entropije kot mere za nered in stalnosti povečevanja nereda se je zato zažrló globoko v splošno razumevanje in pogosto se je z entropijo razlagalo tudi sisteme, ki jih na ta način ne moremo opisati – kot na primer pojem družbene neenakosti in težnje po degradaciji družbene ureditve.

V devetdesetih letih pa so se s strani nekaterih znanstvenikov začeli pojavljati pomisleki, ali je takšen pristop sploh smiseln in ali morda ne naredi več škode kot koristi za učence. Glasna zagovornika spremembe načina poučevanja pojma entropije sta Frank L. Lambert (1918–) in Arie Ben-Naim (1934–). Kot problem sta prepoznala, da je nered preveč splošen pojem in da bi bilo bolje dejansko razumeti entropijo kot prostost sistema dostopati do različnih mi-

krostanj. Slika razmetane sobe je statična; če je soba razmetana v neki konfiguraciji, potem vsa ostala mikrostanja, ki si jih predstavljamo kot razmetano sobo, sploh niso dostopna, in zato razmetana soba nima nič večje entropije kot pospravljena soba. Prav tako je zaradi nepojmljive velikosti kemijskih sistemov količina možnih konfiguracij tolikšna, da ima na primer že sistem enega mola idealnega plina pri temperaturi nekaj kelvinov nad absolutno ničlo na voljo približno 10^{19} različnih mikrostanj. Značilna entropija termodinamskega sistema je torej trilijone velikostnih stopenj (ne trilijonkrat, ampak trilijone velikostnih stopenj!) večja od značilnih statističnih entropij, s katerimi imamo navadno opraviti!

Kdaj je smiselno govoriti o entropiji?

Ko se pri interpretaciji pojavov v resničnem svetu opremo na pojem entropije in drugi zakon termodinamike, se moramo zavedati, pri kakšnih predpostavkah je definiran drugi zakon termodinamike, sicer ga ne moremo pravilno uporabljati.

Kot prvo je pomembno razumeti, da načelo naraščanja entropije deluje le za strogo izolirane sisteme, ki z okolico ne smejo izmenjevati toplote, dela ali snovi. V nasprotju z izoliranimi sistemi imamo v termodinamiki navadno opraviti z zaprtimi sistemi, ki sledijo zakonu o ohranitvi mase, vendar pa z okolico lahko izmenjujejo energijo – v obliki toplote ali dela. Prav tako v termodinamiki zanemarimo vplive zunanjih polj, na primer gravitacijskega, katerih delo na sistem navadno označimo kot spremembo potencialne energije sistema. Izoliranost pomeni tudi radiativno izolacijo, ki je pri resničnih poskusih prav tako ne moremo doseči.

V resničnosti je edini strogo izolirani sistem vesolje kot celota. Ne glede na to, kako se trudimo izolirati sistem, nikoli ne moremo popolnoma onemogočiti pretoka toplote. Prav tako bi za ničelno mehansko delo potrebovali ničelno spremembo prostornine, kar ustreza neskončno togi zunanji meji sis-

tema - posodi, v kateri poteka proces -, ali pa odsotnosti zunanjega tlaka, kar ustreza popolnemu vakuumu. Celo znotraj takšnega vakuumu pa bi se toplota še vedno lahko izmenjevala preko fotonov s sevanjem po Stefan-Boltzmannovem zakonu. Zato je za uporabo drugega zakona termodinamike v resničnih sistemih ključna uporaba Helmholtzove proste energije, ki je mera za celotno delo, ki ga sistem lahko opravi na okolico, in Gibbsove proste energije, ki se od Helmholtzove razlikuje za mehansko delo sistema proti zunanjemu tlaku.

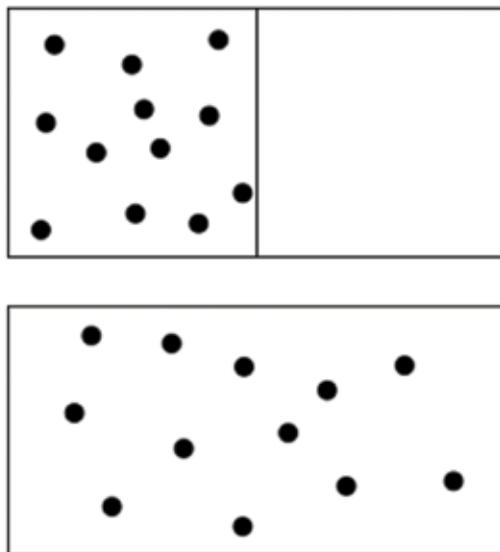
Helmholtzova prosta energija je termodinamski potencial za sisteme pri stalni prostornini. Če obravnavamo procese, ki potekajo v zaprtem prostoru, na primer znotraj posode, in želimo uporabiti Helmholtzovo prosto energijo, se moramo zavedati, da bo do napak prišlo že zaradi deformacij posode kot posledice razlik v tlaku.

V kemiji pa navadno obravnavamo termodinamične pretvorbe, ki potekajo pri stalnem zunanjem tlaku okolice. Proces, pri katerih se izmenjuje toplota, zato pomenijo spremembo entalpije (entalpijo definiramo kot vsoto notranje energije in produkta tlaka in prostornine sistema) in kot termodinamski potencial navadno uporabljamo Gibbsovo prosto energijo. Vendar, ali so pogoji za takšno obravnavo sistema dejansko izpolnjeni? V primeru, ko se sistem zelo hitro ekspandira (razteza), ni mogoče enačiti tlaka okolice in tlaka sistema. Okolica bi se morala na kakršnokoli spremembo prostornin ali zgolj oblike zaprtega sistema odzvati poljubno hitro, sicer lokalno pride do razlik v tlaku. Takšne spremembe v tlaku pa povzročijo nastanek longitudinalnih tlačnih valov v okolici, ki se širijo navzven od sistema in na ta način pomenijo dodatno oddajanje energije v okolico, ki je za neskončno počasen proces ne bi bilo. V kemiji se pogosto srečamo z reakcijami, pri katerih se to dejansko zgodi. Prepoznamo jih kot eksplozije, pri katerih sistem odda energijo v obliki udarnega vala, ki ga lahko slišimo.

Ker je Carnotov cikel natančno definiran le za primer, ko izmenjuje toplote z okolico poteka pri enaki temperaturi sistema in okolice, spet naletimo na težave pri uporabi teorije v resničnosti. Ko se toplota pretaka iz rezervoarja z višjo v rezervoar z nižjo temperaturo, je ta pretvorba ireverzibilna, kar lahko pokažemo z izračunom spremembe entropije. Ta je v seštevku pozitivna. Tudi iz vsakdanjih izkušenj nam je znano, da se toplota nikoli spontano ne pretaka v obratni smeri. Takoj postane jasno, da mora biti takšen proces neskončno počasen. Če sistem pripravimo, da v realnem času sledi Carnotovemu ciklu, bo ves čas nekoliko zunaj ravnovesja, ki bi ga lahko dosegel po neskončnem času, če cikel prekinemo. Ker pa sistem ni točno v ravnovesju, takšna ciklična pretvorba ne more biti reverzibilna in entropija okolice mora naraščati.

Ker je entropija smiselno definirana le za pretvorbe, pri katerih je sistem vedno v ravnovesnem stanju, Ben-Naim tudi razlikuje med Shannonovo mero informacije, ki je definirana za poljubno stanje, in entropijo,

Slika 1: Spontana ekspanzija plina ob odstranitvi pregrade.



ki je v njegovi interpretaciji smiselno definirana le za sistem v ravnovesnem stanju. Entropija se potemtakem ujema s Shannonovo mero informacije le v limiti, ko bi sistemu pustili, da se neskončno dolgo relaksira.

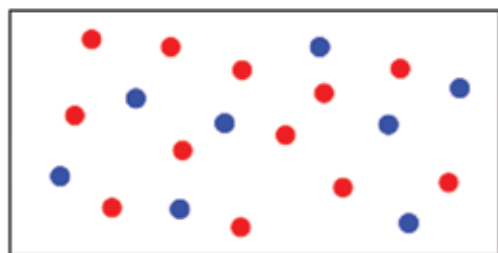
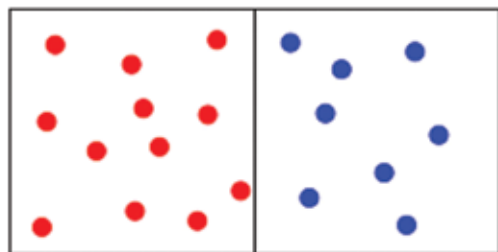
V katerih primerih stanje z višjo entropijo ni videti bolj neurejeno?

Pri razumevanju entropije nekega stanja se pogosto opiramo na interpretacijo entropije, pri kateri opazujemo neurejenost molekul snovi. A če entropijo preveč strogo razumemo kot mero za nered in ne pomislimo, da je takšna oznaka zgolj prispodoba, nas takšno razumevanje lahko zavede in pripelje do napačnih rezultatov.

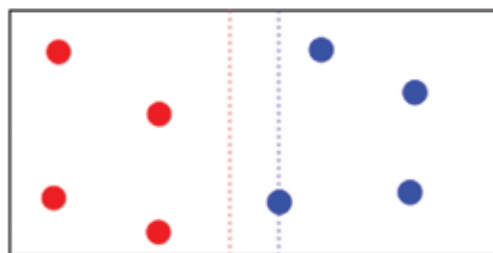
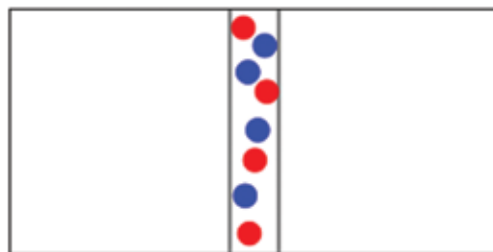
Eden od osnovnih šolskih primerov procesa, pri katerem pride do povečanja entropije, je ekspanzija plina, prikazana na sliki 1. Ko molekulam idealnega plina povečamo prosto prostornino gibanja, se bodo te spontano in ireverzibilno razpršile po celotnem prostoru. Če proces poskusimo razumeti z vidika statistične fizike, je jasno, zakaj ima takšno stanje višjo entropijo. Molekulam

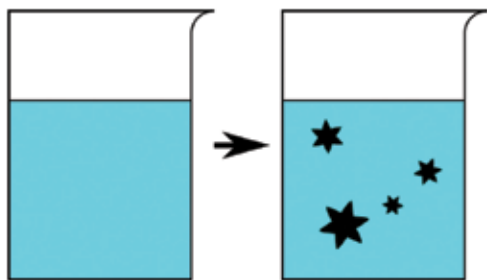
je na voljo večja prostornina in posledično je na voljo večje število razpoložljivih mikrostanj. Vendar pa takšen sistem ni videti nujno bolj neurejen. Molekule se še vedno na enak način kot pred ekspanzijo kaotično gibljejo po prostoru. Če neurejenost gibanja molekul razumemo kot posledico trkov med gibanjem, bi celo razumeli, da je gibanje molekul po večji prostornini bolj urejeno, saj je prosta pot molekul v tem primeru daljša. Podoben primer je proces mešanja dveh različnih idealnih plinov, med katerima kemijska reakcija ne poteka. Ko dva ločena rezervoarja z različnima plinoma spojimo, se bodo molekule obeh porazporedile po celotnem prostoru, kot je prikazano na sliki 2. Znova gre za spontani ireverzibilni proces. Ta proces je v svojem bistvu identičen vzporednima procesoma ekspanzije obeh plinov v nov povečan prostor, torej prejšnjemu primeru. Na sliki 2 rdeče molekule popolnoma ustrezajo primeru ekspanzije plina s slike 1. Za razliko od primera ekspanzije molekul enega plina pa v tem primeru, laično gledano, končno stanje res lahko razumemo kot

Slika 2: Spontano mešanje plinov ob odstranitvi pregrade.



Slika 3: Spontano razmešanje plinov skozi polprepustni membrani.





Slika 4: Spontana kristalizacija.

bolj neurejeno – navsezadnje so se molekule obeh plinov med seboj premešale.

Kot nadgradnjo tega šolskega primera pogledimo še miselni poskus, ki ga v svoji knjigi kot prikaz neprimernosti razumevanja entropije kot nereda (ali pa tudi homogenosti sistema) navaja Ben-Naim. Kot začetno stanje si predstavljamo rezervoar z mešanico dveh idealnih plinov A in B, kot je prikazano na sliki 3. Nato rezervoar povežemo z dvema ločenima praznima rezervoarjema, vendar poskrbimo, da sta povezavi polprepustni, tako da vsaka prepušča samo eno vrsto molekul. Prišlo bo do spontanega razmešanja plinov. V končnem stanju bodo v enem od prej praznih rezervoarjev samo molekule A, v drugem pa samo molekule B. V vmesnem prostoru bosta plina še vedno zmešana, od razmerja med prostorom, ki je izbirno dostopen samo eni vrsti molekul, in prostorom začetnega rezervoarja pa je odvisen delež razmešanja. V limiti, ko gre to razmerje proti neskončnosti, se tudi delež razmešanja približuje popolnemu razmešanju. Jasno je, da je ta proces prav tako identičen ekspanziji plina za vsak plin posebej. Jasno je tudi, da je tak proces spontan in ireverzibilen, tako da je moralo priti do povečanja entropije. Vendar končno stanje razumemo kot *bolj* urejeno od začetnega; navsezadnje se zdaj vsak plin nahaja v svojem rezervoarju. Vidimo lahko, da je pri interpretaciji entropije kot mere za nered potrebna previdnost.

Ker si je težko zamisliti pregrado, ki prepušča samo eno vrsto plina (mogoče bi bilo na primer napraviti porozno pregrado s porami, dovolj velikimi le za manjše molekule, izbirne prepustnosti za večje molekule pa na ta način ne bi mogli doseči), je prejšnji miselni poskus morda bolj razumljiv v primeru raztopin. Imejmo torej raztopino z molekulami dveh različnih topljencev ter polprepustni membrani, kjer vsaka prepušča le eno zvrst molekul. Takšne polprepustne membrane poznamo na primer iz bioloških sistemov. Iz začetne premešane raztopine lahko pripravimo razmešani čisti raztopini, pri čemer bi do razmešanja prišlo spontano in ireverzibilno. Primer spontanega procesa, pri katerem dobimo »bolj urejeno« stanje, je tudi spontana kristalizacija podhlajenih tekočin in prenasičenih raztopin. V primeru podhlajenih tekočin se pri faznem prehodu v trdno stanje razvije toplota. Po spontani kristalizaciji ima snov višjo temperaturo kot na začetku, tako da lahko spontanost razumemo kot povišanje entropije zaradi sproščene toplote. Ko pa imamo opravka s prenasičeno raztopino, pa je sproščena toplota odvisna od solvacijske in kristalizacijske entalpije topljenca. (Solvacijska entalpija pomeni razliko v energiji med sistemom izoliranih ionov in topila ter sistemom raztopine ionov. Kristalizacijska entalpija pomeni razliko v energiji med izoliranimi posameznimi ioni ter ioni, povezani v kristal. V obeh primerih pozitivna vrednost pomeni endotermnost oziroma porabljen energijo, negativna vrednost pa eksotermnost oziroma sproščeno energijo.) Pri spontani kristalizaciji topljenca, za katerega je razlika med solvacijsko in kristalizacijsko entalpijo negativna, se toplota porablja. Primer takšnega sistema je na primer raztopina natrijevega sulfata, ki ima izrazito negativno solvacijsko entalpijo. Omenjena lastnost ima uporabno aplikacijo v hladilnih blazinicah, v katerih imamo prenasičeno raztopino natrijevega sulfata (Na_2SO_4), ki se ob vzbuditvi kristalizacije ohladi. Seveda je sprememba entropije tudi v tem primeru

pozitivna, kot pri vseh spontanah procesih, kljub znižanju entropije okolice zaradi porabljene toplote in temu, da končno stanje s kristali natrijevega sulfata lažje razumemo kot bolj urejeno od začetne raztopine. Če želimo entropijo razumeti kot nered, se moramo sprijazniti z interpretacijo, da je raztopina v tem primeru bolj urejena od ločenega sistema kristalov in topila zaradi urejanja molekul vode okoli raztopljenih ionov.

Podobno nas lahko napačno razumevanje entropije kot nereda zavede tudi v primerih tekočih kristalov. Če razumemo tekočino kot zelo neurejeno stanje in kristal kot zelo urejeno stanje, lahko interpretiramo nematik kot manj urejen od smektika, saj so v nematiku molekule povsem prosto gibljive, medtem ko v smektiku tvorijo jasno definirane plasti. (V tekočem kristalu red dolgega dosega obstaja za orientacijo, a ne za položaj molekul. Nematik si lahko predstavljamo kot tekočino, v kateri so vse molekule obrnjene v približno isto smer, vendar so še vedno prosto gibljive. V nasprotju z nematikom se v smektiku molekule uredijo v plasti. Znotraj plasti je gibanje molekul še vedno neovirano, med različnimi plastmi pa imamo red dolgega dosega. Nematik zato razumemo kot strukturno bolj prostega od smektika.) Iz preprostega razumevanja bi tako pričakovali, da pri ohlajanju tekočine dobimo najprej nematik, nato smektik, nato pa trden kristal. Ko pa obravnavamo primer tekočih kristalov iz molekul heksiloksicianobifenila (s kratico 6OCB), pa pri ohlajanju tekoče faze dobimo – po pričakovanju – najprej nematik, nato smektik, nato pa – v nasprotju z naivnimi pričakovanji – ponovno nematično fazo, preden dosežemo zmrzišče.

Vidimo torej, da lahko najdemo mnoge tako miselne kot laboratorijske poskuse, ki dokazujejo, da se naše razumevanje nereda ne ujema vedno s stanjem z večjo entropijo. Prav tako se je pri razlagah kemijskih procesov treba zavedati, da je drugi zakon termodinamike v najosnovnejši obliki definiran

za zaprte in izolirane sisteme in da enakost termodinamskih in statističnih količin točno velja le za neskončno velike sisteme. Če pa sistemi niso izolirani ali vsaj zaprti, kar drži za večino sistemov, pa moramo biti natančni pri definiciji meje sistema in pri opisu njegove interakcije z okolico. Previdni moramo biti tudi pri tem, da so sistemi, ki imajo v resnici višjo entropijo, lahko na prvi pogled videti bolj urejeni, tako da je enačenje entropije z mero za nered lahko zavajajoče.

Literatura:

- Likar, A., 2013: *Entropija in nered. Obzornik za matematiko in fiziko*, 60 (1): 31–34.
- Lambert, F. L., 1999: *Shuffled Cards, Messy Desks, and Disorderly Dorm Rooms – Examples of Entropy Increase? Nonsense! Journal of Chemical Education*, 76 (10): 1385–1387. doi:10.1021/ed076p1385.
- Lambert, F. L., 2002: *Disorder – A Cracked Crutch for Supporting Entropy Discussions. Journal of Chemical Education*, 79 (2): 187–192. doi:10.1021/ed079p187.
- Haglund, J., Jeppsson, F., Strömdahl, H., 2010: *Different Senses of Entropy – Implications for Education. Entropy*, 12: 490–515. doi:10.3390/e12030490.
- Lieb, E. H., Yngvason, J., 2000: *A Fresh Look at Entropy and the Second Law of Thermodynamics. Physics Today*, 53 (4): 32–37. doi:10.1063/1.883034.
- Benguigui, L., 2013: *The different paths to entropy. European Journal of Physics*, 34 (2): 303–321. doi:10.1088/0143-0807/34/2/303.
- Baierlein, R., 1994: *Entropy and the second law: A pedagogical alternative. American Journal of Physics*, 62: 15–26. doi:10.1119/1.17732.
- Styer, D. F., 2000: *Insight into entropy. American Journal of Physics*, 68: 1090–1096. doi:10.1119/1.1287353.
- Ben-Naim, A., 2008: *Entropy Demystified: The Second Law Reduced to Plain Common Sense. Singapore: World Scientific. ISBN:9789812832252.*
- Ben-Naim, A., 2008: *A Farewell to Entropy: Statistical Thermodynamics Based on Information. Singapore: World Scientific. ISBN:9789812707062.*
- Ben-Naim, A., 2017: *Is Entropy Associated with Time's Arrow? arXiv:1705.01467.*
- Ben-Naim, A., 2017: *Can entropy be defined for and the Second Law applied to the entire universe? arXiv:1705.01100.*
- Ben-Naim, A., 2017: *Can entropy be defined for, and the Second Law applied to living systems? arXiv:1705.02461.*