

23 Molekule

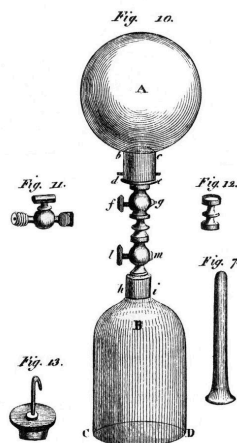
Tehtanje plinov – Reakcijska razmerja – Molekule v plinih – Molekule v gosti snovi – Valenca atomov – Velikost molekul – Kilomol in kilomolska masa – Splošna plinska konstanta – Raztopine – Osmozni tlak – Reakcijske enačbe – Ravnotežje reakcij

23.1 Tehtanje plinov

Analiza snovi temelji na tehtanju. Pri trdninah in tekočinah ni kakšnih hudih težav. Pogosto pa je treba tehtati pline, ujeete pod steklenim zvonom v vodni ali živosrebrni kadi. Tedaj postopamo takole.

Merilni balon Tog in lahek balon, opremljen z ventilom, čimbolj izčrpamo, zapremo in stehtamo. Na vrhu zvona, ki je v kadi in pod katerim je ujet plin, je priključek z zaprtim ventilom. Nanj nasadimo balon. — Zvon počasi znižamo ali zvišamo, da se gladina vode v njem izravna z zunanjo gladino v kadi. Temperatura T in pritisk p ujetega plina se pri tem izenačita z okolišnjimi vrednostmi. Na zvonu je vrisana skala in iz nje razberemo prostornino V plina. — Odpremo oba ventila, zvonov in balonov, in voda potisne ujeti plin v balon. Z dviganjem oziroma spuščanjem zvona poskrbimo, da se gladina vode dvigne natanko do balonovega ventila, to je, da je ves zrak potisnjen iz zvona. — Balon zapremo in stehtamo. Povečanje njegove teže je enako teži ujetega plina. — Predhodno izmerjeno prostornino V pri temperaturi T in tlaku p preračunamo na vrednost V_0 pri standardni temperaturi $T_0 = 0\text{ °C}$ in tlaku $p_0 = 1\text{ atm}$ z uporabo plinske enačbe $pV/T = p_0V_0/T_0$. Z maso in prostornino je določena tudi gostota.

Slika 23.1 Tehtanje plina. Plin je ujet pod zvonom B v vodni kadi. Ko odpremo vmesno cev, steče plin v izčrpan merilni balon A. Razlika tež polnega in praznega balona je enaka teži ujetega plina. (Lavoisier, 1862)



Za vodik dobimo gostoto $0,09\text{ g/dm}^3$, za kisik $1,43\text{ g/dm}^3$ in za ogljikov oksid $2,00\text{ g/dm}^3$.

23.2 Reakcijska razmerja

Stalna masna razmerja

Gorenje vodika v kisiku, pri čemer nastaja voda, pokaže, da se plina spajata v stalnem *masnem razmerju*, in sicer 1:8. En gram vodika se spoji z 8 grami kisika v 9 gramov vode. Če je kakega od obeh plinov preveč, ostane neporabljen. Drugi podobni poskusi kažejo, da se snovi – plini, tekočine in trdnine – vedno spajajo v stalnih masnih razmerjih, na primer vodik in ogljik v metan 1:3, kisik in ogljik v ogljikov oksid 8:3, kisik in žveplo v žveplov oksid 1:1, ter železo in žveplo v železov sulfid 7:4. Razmerja so večinoma celoštevilčna. To je zakon o stalnih masnih razmerjih (PROUST). Izjemno močno podpre zamisel o atomski zgradbi snovi.

Stalna prostorninska razmerja

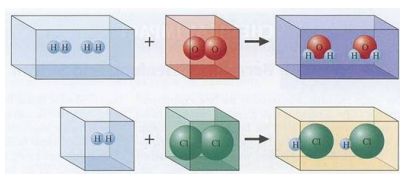
Pri plinih lahko poleg mas merimo tudi prostornine. Morda velja tudi zakon o stalnih *prostorninskih razmerjih*? – Pri temperaturi nad vreliščem vode zmešamo 1 l vodika in 1 l kisika ter ju prižgemo z žarečo žico. Nastane 1,5 l plina, ki vsebuje vodno paro. V porozno oglje vpijemo vodno paro, preostane 0,5 l kisika. Torej se 1 l vodika spoji z 0,5 l kisika v 1 l vodne pare. Vodik, kisik in vodna para so v prostorninskem razmerju 2:1:2.

Zmešamo še 1 l vodika in 1,5 l klora ter postavimo zmes na svetlobo; nastane 2,5 l plina. Odstranimo nastali vodikov klorid z raztapljanjem v vodi in prostornina se zmanjša na 0,5 l. To je čisti klor. Torej se je 1 l vodika spojilo z 1 l klora in naredilo 2 l vodikovega klorida. Plini so reagirali v razmerju 1:1:2.

Navedena poskusa in drugi podobni poskusi pokažejo, da se plini vedno spajajo v stalnih, celoštevilčnih prostorninskih razmerjih, in če je rezultat plin, je tudi ta v celoštevilskem razmerju z izvoroma (GAY-LUSSAC). Pri poskusih morajo biti vsi plini premerjeni pri enakih tlakih in temperaturah ali pa tja preračunani s plinsko enačbo.

23.3 Molekule v plinih

Stalna masna razmerja kažejo na to, da se atomi spajajo v molekule v točno določenih številčnih razmerjih. Stalna prostorninska razmerja pri plinih pa navajajo na misel, da obstaja povezava tudi med številom molekul in prostornino, v kateri so zaprte. Najpreprostejša je naslednja domneva: v različnih plinih, ki so vsi pri isti temperaturi in pritisku, vsebujejo enake prostornine, recimo 1 liter, enako število molekul (AVOGADRO). To tudi pomeni, da so razmerja gostot plinov enaka razmerju mas posamičnih molekul: $\rho_1 / \rho_2 = m_1 / m_2$.



Slika 23.2 Različni plini, ki so vsi pri isti temperaturi in tlaku, vsebujejo v enoti prostornine enako število molekul. (Lake Tahoe College)

Zgradba vzorčnih molekul Ker znaša razmerje med gostoto vodika in kisika $0,09/1,43 = 1:16,0$, je molekula kisika 16,0-krat težja od molekule vodika. Po drugi strani pa prostorninsko razmerje 2:1:2 pove, da nastaneta dve molekuli vode iz dveh molekul vodika in ene molekule kisika. Molekula kisika se mora torej razcepiti na dva dela; to pomeni, da vsebuje dva atoma (ali njih sodo število). Podoben razmislek velja za vodik in klor: tukaj se mora ena molekula vodika vgraditi v dve molekuli klorovodika. Molekula vodika je torej tudi sestavljena iz dveh (ali sodega števila) atomov. Predpostavimo, da je molekula vodika dvoatomna: H_2 . Potem mora biti tudi molekula kisika dvoatomna, O_2 , in molekula vode triatomna, H_2O . Molekuli klora in klorovodika morata biti dvoatomni, Cl_2 in HCl . Če maso vodikovega atoma proglasimo za *atomska masno enoto u* in z njo merimo mase drugih atomov in molekul, so njihove *relativne mase μ* naslednje: vodikova molekula $2 \cdot 1 = 2$, kisikov atom 16,0, kisikova molekula $2 \cdot 16,0 = 32,0$, molekula vode $2 \cdot 1 + 16,0 = 18,0$, klorov atom 35,5 in klorovodikova molekula $1 + 35,5 = 36,5$.

Zgradba drugih molekul Na podoben način določimo molekularno sestavo in relativne mase tudi za druge pline. Dobimo: dušik N_2 , ogljikov oksid CO_2 , ogljikov sub-oksidi CO , žveplov oksid SO_2 , žveplov super-oksidi SO_3 , metan CH_4 in amoniak NH_3 . Iz očitnih razlogov preimenujemo dotične vrste oksidov v monoksid, dioksid in trioksid. Relativne mase atomov v plinih pa znašajo: C 12,0, N 14,0 in S 32,1. Vse mase so skorajda celoštevilčne, kar navaja na misel, da so atomi sestavljeni iz manjšega ali večjega števila enakih gradnikov, morda kar iz vodikovih atomov. Kjer relativna masa ni celoštevilčna, pa morda nastopa zmes dveh ali več vrst atomov, ki imajo celoštevilčne, a različne vrednosti; take hipotetične, različno težke atome istega elementa poimenujemo *izotope*.

23.4 Molekule v gosti snovi

Večina gostih snovi ima previsoko vrelišče, da bi jih lahko uplinili in jim izmerili gostoto. Vroč železni plin, na primer, bi težko kam zaprli. Tudi se marsikje zgodi, da pri uplinjanju molekule razpadejo. Zato je potrebnega precej raznovrstnega detektivskega dela, preden za preiskovano spojino ugotovimo, iz katerih atomov je sestavljena, kakšno je masno razmerje atomov v njej, in zlasti kakšna je relativna masa njenih molekul. Šele na podlagi vsega tega je namreč možno zapisati molekulsko formulo. Posebej težko pa postane, kadar v spojini naletimo na atome, ki jih še ne poznamo. Odkritje vsakega novega elementa je zgodba zase.

Kovine in rude Rezultat raziskav je naslednji. Vse kovine, ki jih pridobivamo iz rud, so elementi: železo Fe 55,8, baker Cu 63,5, cink Zn 65,4, kositer Sn 118,7, živo srebro Hg 200,6 in svinec Pb 207,2.

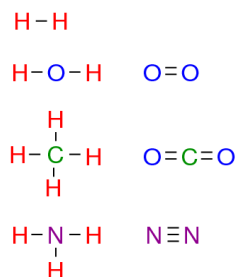
Najdemo jih v naslednjih oksidnih in sulfidnih rudah: FeS_2 (pirit), Fe_2O_3 (hematit), Fe_3O_4 (magnetit); Cu_2S (halkozin) in Cu_2O (kuprit); ZnS (sfalerit), SnO_2 (kasiterit), HgS (cinabarit) in PbS (galenit).

Novi elementi V sodi Na_2CO_3 se skriva kovina natrij Na 23,0; v pepeliki K_2CO_3 kovina kalij K 39,1; in v apnencu CaCO_3 nova kovina kalcij Ca 40,1. Vse tri snovi so spojine z atomsko skupino CO_3 in jim rečemo karbonati. Živo apno je CaO in gašeno apno Ca(OH)_2 . Žveplena kislina je H_2SO_4 in solna kislina HCl . Morsko sol pa opisuje formula NaCl . Drugih snovi – elementov in spojin – je seveda še polno. Prvih je končno mnogo, ne več kot ~ 100, drugim pa ne vidimo konca.

23.5 Valenca atomov

Pogled na molekulske formule pokaže, da se atomi povezujejo, kot da bi imeli eno, dve ali več "rok". Vodik ima, po definiciji, eno roko. S kisikom se spajata dva vodika; ima torej dve roki. Podobno ima dušik tri roke in ogljik štiri. Štiri-ročni ogljik lahko veže štiri enoročne vodike ali dva dvoročna kisika.

Določanje valence *Valenco* atoma *Z* definiramo kot število vodikovih atomov, s katerimi se ta atom spaja ali jih nadomesti v spojinah, oziroma kot število kisikovih atomov, s katerimi se vežeta ali jih nadomeščata dva dotična atoma. Zdi se, da valenca ni večja od štiri. Nekateri atomi, recimo železo, lahko kažejo več valenc. S čim več rokami sta povezana dva atoma, tem močnejša je njuna vez: dušikova molekula ima trikratno vez in je temu ustrezno inertna.



Slika 23.3 Atomi se med seboj spajajo preko "valenčnih vezi". Vsaka vrsta atomov ima svoje število teh vezi – med nič in štiri.

Seveda atomi nimajo zaresnih rok ali kljukic, s katerimi bi se sprijemali med seboj. Kako to delajo, ostaja zaenkrat še popolna skrivnost. Upamo, da jo bomo v nadaljevanju raziskav razkrili in razložili.

23.6 Velikost molekul

Iz oljnega madeža Kako velike so molekule? Spomnimo se oljnih madežev na vodi. To nam da zamisel: na mirno vodno gladino, posuto s prahom, kanemo drobno kapljico olja in počakamo, da se razširi v mlako (prah smo dodali, da mlako lepše vidimo). Prostornina olja se pri tem ne spremeni. Če izmerimo premer kapljice in ploščino mlake,

je s tem določena njena debelina. To je tudi debelina molekule olja. Ker vemo, da je sestavljena iz nekaj deset atomov (ogljika, kisika in vodika), ocenimo, da je premer njenih atomov $1/10$ premera molekule. Kapljica s premerom $0,5 \text{ mm}$ se razširi v mlako s premerom $2,5 \text{ dm}$; iz tega sledi premer atomov $d \sim 10^{-10} \text{ m} = 1 \text{ \AA}$. Vpeljali smo priročno enoto, *angstrom*.



Slika 23.4 Oljni madež na vodi, posuti s prahom. Velikost madeža sporoča, koliko so velike njegove molekule oziroma atomi. (IOP - Institute of Physics)

Atomi so torej silno majhni in še v komaj vidnih drobcih snovi jih je nepredstavljivo mnogo. Atom je proti jabolku kot jabolko proti Zemlji.

Iz izparevanja

V tekočini je molekula vode obdana s 6 sosedami, na površini pa s 5. Iz tega sklepamo, da je za popolno iztrganje molekule od sosed potrebno 6-krat toliko energije, kot za to, da jo spravimo iz notranjosti na gladino. Voda ima površinsko napetost γ , gostoto ρ in izparilno toploto q_i . V mislih povečajmo gladino za S . S tem opravimo delo $A = \gamma S$. Molekule, ki smo jih na ta način izrinili na površino, tvorijo plast z debelino $2r$. Prostornina plasti je $2rS$ in masa $m = 2rS\rho$. Za izparitev tolikšne množine vode je potrebna energija $mq_i = 2rS\rho q_i$. Ker $mq_i = 6A$, se pravi $2rS\rho q_i = 6\gamma S$, sledi $2r = 6\gamma/\rho q_i$. Za vodno molekulo tako dobimo $2r = 2 \text{ \AA}$. Ker je sestavljena iz treh atomov, imajo ti premere reda velikosti 1 \AA .

23.7 Kilomol in kilomolska masa

Kilomol

Relativna masa μ molekule je ena izmed njenih najpomembnejših lastnosti. Nosi informacijo o tem, kako je molekula masivna. Prava masa molekule m_1 je namreč μ -kratnik atomske masne enote u . Kolikšna je ta enota v gramih ali kilogramih, zaenkrat ne vemo. Vemo pa, da dovoljšnje število N_A teh masnih enot tehta 1 kilogram:

$$N_A \cdot u = 1 \text{ kg} . \quad (23.1)$$

S tem je to število, *kilomol*, definirano. "Kilomol" je torej ime števila, tako kot "ducat". Množica N_A molekul z relativno maso μ ima maso

$$M = N_A \mu u = \mu \cdot 1 \text{ kg} . \quad (23.2)$$

Rečemo, da je to masa enega kilomola oziroma *kilomolska masa* dotične snovi. Vodik ima kilomolsko maso 2 kg , kisik 32 kg in voda 18 kg . Tisočkrat manjši enoti poimenujemo mol oziroma molska masa.

Ocena kilomola Kolikšna pa sta kilomol oziroma atomska masna enota? Kilomol je določen, z definicijo, če poznamo atomsko masno enoto. Ta je določena, tudi z definicijo, če poznamo maso in relativno maso kakega atoma ali molekule, recimo vodne. Masa vodne molekule pa je določena, če poznamo gostoto vode in prostornino vodne molekule. Vse, kar potrebujemo, je torej velikost te molekule. To pa poznamo: $2r = 2 \text{ \AA}$. Iz tega izračunamo $m_1 = (2r)^3 \rho \sim 10^{-26} \text{ kg}$, $u = m_1/\mu \sim 10^{-27} \text{ kg}$ in $N_A = 1 \text{ kg}/u \sim 10^{27}$. V nadaljevanju raziskav bomo, tako vsaj upamo, uspeli določiti kilomol bolj natančno.

23.8 Splošna plinska konstanta

Ko primerjamo plinske konstante za različne pline, ugotovimo, da so obratno sorazmerne s kilomolskimi masami snovi:

$$R = \frac{R^*}{M} \quad (23.3)$$

$$R^* = 8300 \text{ J/K}.$$

Sorazmernostno konstanto poimenujemo *splošna plinska konstanta*. Enačbo stanja zato zapišemo

$$pV = nR^*T \quad (23.4)$$

$$n = \frac{m}{M},$$

pri čemer je n število kilomolov oziroma kilomolskih mas plina.

Njena uporabnost Vidimo, da je tlak plina odvisen le od številske gostote molekul n/V in od temperature; prav vseeno je, kakšne so te molekule. Enačba omogoča, da iz izmerjene specifične plinske konstante določimo relativno molekulsko maso preučevanega plina. Pove tudi, da en kilomol katerekoli plinaste snovi pri standardnih pogojih zavzema $22,4 \text{ m}^3$. Če plin pri teh pogojih ne obstaja, pa ga nanje preračunamo.

Kadar je plin mešanica dveh ali več plinov, kakor na primer zrak, sledi, da izvaja vsak delni plin svoj delni tlak in da je celotni tlak enak njihovi vsoti: $p = p_1 + p_2$, kakor smo že ugotovili (22.24). Za vsak plin velja plinska enačba z ustrezno konstanto. Njihova vsota je plinska enačba z "mešano" konstanto $n = n_1 + n_2$.

Kilomolska specifična toplota Vzporedni pregled specifične toplote c in kilomolske mase M pri različnih kristalnih snoveh pokaže, da je njun produkt konstanten, in sicer (DULONG-PETITE)

$$c = \frac{3R^*}{M}. \quad (23.5)$$

To velja pri temperaturah nad določeno mejo, ki je odvisna od vrste snovi. Pod to mejo se začne specifična toplota manjšati. Za ogljik in diamant, na primer, je sobna temperatura že prenizka, da bi ubogala zakon. Najdena soodvisnost omogoča, da lahko

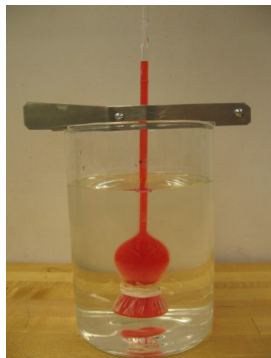
določimo kilomolsko maso neznane snovi iz njene specifične toplote ali obratno.

23.9 Raztopine

- Raztopine Ko vržemo ščepec soli v kozarec z vodo, sol izgine in voda postane slana. Rečemo, da se je sol raztopila. Sol je *topljenec*, voda je *topilo*. V vodi se raztapljajo tudi druge snovi: trdnine (sladkor), tekočine (alkohol) in plini (ogljikov dioksid). Slednjega v vodo potisnemo kar z batom in nato posodo zapremo. Nekatere snovi se pa ne raztapljajo, recimo petrolej. Seveda lahko poskušamo raztapljati snovi tudi v kaki drugi tekočini, recimo v alkoholu.
- Koncentracija Raztopino si predstavljamo kot tekočo zmes posamičnih molekul topljenca v topilu. Vseeno je, od kod so prišle molekule topljenca: iz trdnine, tekočine ali plina. Kvantitativno jo opišemo z razmerjem med maso ali številom molov topljenca in maso topila ali prostornino raztopine, to je z eno izmed različno definiranih *koncentracij*.
- Koliko soli lahko raztopimo v kozarcu vode? Poskus pokaže, da največ 370 g/l (6 mol/l) pri sobnih pogojih. Prekomerna sol se ne raztaplja več, ampak se useda na dno. Rečemo, da je to *nasičena raztopina*. Meja nasičenosti je – pri soli – skoraj neodvisna od temperature. Drugače je pri sladkorju, kjer meja nasičenosti s temperaturo močno narašča. Če nenasičeno raztopino soli ali sladkorja pustimo, da izhlapeva in/ali se ohlaja, postane sčasoma nasičena in v njej se pojavijo kristali topljenca. To je *kristalizacija*.
- Vplivi topljenca Lastnosti raztopine se razlikujejo od lastnosti čistega topila. — Gostota se spremeni. Slana voda je gostejša kot sladka. Ladja, ki iz slanega morja zapluje v reko, se bolj ugrezne. — Tališče se zniža. Čim večja je koncentracija topljenca, tem bolj izrazito je znižanje tališča. Nasičena raztopina morske soli zmrzne šele pri $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$. Mešanica ledu in soli je zato odlično hladilo. Pozimi posipamo ceste s soljo, da se led in sneg stalita. — Vrelišče se poviša – ali, kar je isto – nasičeni parni tlak se zniža. Sprememba je tem večja, čim večja je koncentracija topljenca. Nad čisto vodo pri sobnih pogojih znaša nasičeni parni tlak 23 milibarov, nad nasičeno raztopino soli pa le 17 milibarov; če je vlage preveč, se kondenzira. Odprta sol srka vlago iz zraka in postaja vlažna. Tako lahko zrak sušimo.
- ### 23.10 Osmozni tlak
- Osmoza molekul Raztopina kakšne snovi, recimo kuhinjske soli, je tudi neke vrste plin. Kadar je zaprta v kozjem ali kakem drugem mehurju, ki je propusten le za molekule vode, in potopljen v čisto vodo, se začne selitev vodnih molekul iz okolice v mehur: ta se napne, tlak v njem naraste. Poimenujemo ga *osmozni tlak*. Podobno se zgodi,

ko položimo grozdno jagodo v čisto vodo. V jagodi je raztopina sladkorja; zunanja voda vdira vanjo in jagoda se napne.

Namesto z mehurjem je priročneje delati z navpično cevjo, ki je spodaj razširjena in zaprta s polprepustno opno iz mehurja ali pergamenta. Cev napolnimo s primerno raztopino in jo vtaknemo v posodo s čisto vodo tako globoko, da sta obe gladini poravnani. Raztopinski stolpec se začne višati, kar kaže na dotok sveže vode skozi opno. Višina stolpca meri osmozni tlak p . Predvidevamo, da je enak kot pri plinih: $p = (n/V)R*T$, $n = m/M$. Tlak naj bi torej bil odvisen od številske koncentracije molekul in prav nič od njihove vrste.



Slika 23.5 Osmoza. V kozarcu je čista voda in v tubi je obarvana vodna raztopina alkohola ali sladkorja. Ločilna opna (iz živalskega mehurja) prepušča v obe smeri le vodne molekule. Neto tok vode je usmerjen iz čiste vode v raztopino. Zaradi naraščajoče prostornine se raztopina dviguje, dokler njen hidrostatični tlak ne zaustavi dotoka. (University of Michigan)

Ko rečemo, da "ima" raztopina osmozni tlak, pomeni to naslednje: takšen tlak moramo izvajati nanjo, da preprečimo vdor čiste vode. Tlaki so presenetljivo veliki: raztopina 1 mola molekul na liter vode pri sobni temperaturi ima, po računu, osmozni tlak 22 bar! Meritve pokažejo, da ima približno tolikšen tlak tudi oceanska voda.

Disociacija molekul

Na prvi pogled se zdi, da nudi osmozna enačba odlično sredstvo za določevanje kilomolske mase topljenca iz ostalih izmerjenih količin. Ko pa jo preverimo na snoveh, ki jim že poznamo kilomolsko maso, se pokaže, da za nekatere snovi (glukozo) velja, za druge (kuhinjsko sol) pa ne. Enačbo zato popravimo s faktorjem i na desni strani; za glukozo znaša 1 in za kuhinjsko sol 1,8. Vpeljani faktor ima enak učinek, kakor da bi bilo namesto n kilomolov v raztopini prisotnih in kilomolov molekul. Stvar si razlagamo tako, da se večina molekul soli v raztopini razcepi na dva ali več delov. Rečemo, da *disociirajo*. To je podobno, kot pri molekulah vodne pare pri visoki temperaturi. Dokler ne poznamo disociacijskega faktorja za preiskovano snov, ji tudi ne moremo določiti kilomolske mase.

Osmoza in bitja

Voda v rastlinah vsebuje razne raztopljenе snovi, recimo sladkor. Njihova koncentracija je v rastlini višja kot v okolišnji zemlji. Korenine so zavite v polprepustne opne. Zunanja voda zaradi osmoze vstopa skozi opne in se po cevkah dviga do listov. Pri tem ji pomaga še "kohezija": vodne molekule se držijo druga druge in tiste, ki izhlapevajo iz listov, vlečejo preostale za sabo. Tako

osmoza oskrbuje rastline z vodo in obenem prevaža snovi po "vodnem ožilju".

Ribe imajo v krvi raztopljeno sol. Njena koncentracija je višja od tiste v rekah in jezerih ter nižja od one v morju. Slednja znaša povprečno 35 g/l. V sladkovodne ribe zato stalno vstopa voda skozi škrge. Presežek vode izločajo ledvice kot obilno količino razredčenega urina. Morske ribe imajo nasprotno težavo. Skozi škrge stalno izgubljajo vodo. Nadomeščjo jo s pitjem skozi usta. Presežek soli izločajo ledvice kot majhno količino zgoščenega urina.

Brodolomci na morju, ki trpijo žejo, včasih pijejo morsko vodo. To je lahko smrtno nevarno. Človeška kri vsebuje namreč štirikrat manjšo koncentracijo soli kot morska voda. Telesna tkiva in kri zato z osmozo izgubljajo vodo v prebavila, polna popite morske vode. Ledvice poskušajo nastali višek soli iz krvi izločiti. Vendar pri tem človek z urinom izgubi več vode, kot jo s pitjem prejme. Pri veliki količini zaužite morske vode nastopi smrt. Menda so nekdanj Kitajci delali samomor tako, da so spili pol litra nasičene raztopine morske soli.

Da telesne celice v solni raztopini izgubljajo vodo, je pa lahko tudi koristno. Že od nekdanj so ljudje vedeli, da se nasoljeno meso ne pokvari tako hitro kot sveže. Zdaj tudi vemo, zakaj: vsaka bakterija in podobna "golazen", ki zaide vanj, je takoj "izsesana" in pogubljena. Ne more se razmnoževati in okužiti mesa s svojimi izločki in potomci.

23.11 Reakcijske enačbe

Zapis vzorčne reakcije

Molekulske formule kar vabijo, da z njimi opišemo snovne reakcije, ki jih že poznamo. Tako, na primer, prikažemo gorenje cinka na zraku kot $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$. Zapis pove, katere molekule vstopajo v reakcijo in katere nastajajo. Zaradi ohranitve mase mora biti število istovrstnih atomov na vhodu in izhodu enako: zapis izboljšamo v "enačbo" $2 \text{Zn} + \text{O}_2 = 2 \text{ZnO}$. Ta dodatno pove, koliko molekul (ali kilomolov) se reakcije udeležuje. Ustreznih koeficientov si ni treba zapomniti, saj jih vedno lahko rekonstruiramo z "uravnovešanjem" enačbe. Če želimo, dodamo še informacijo o agregatnem stanju snovi in o energiji:
 $2 \text{Zn} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) = 2 \text{ZnO} (\text{s}) + (\text{E})$.

Zapis drugih reakcij

Takšno je torej gorenje oglja: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; žvepla: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$; vodika: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; in metana: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Redukcija oksidne rude poteka po vzorcu $\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$ in oksidacija sulfidne rude kot $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{SO}_2$.

Vodenje zraka preko žarečega bakra veže kisik in prepusti dušik: $\text{N}_2 + \text{O}_2 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{N}_2 (\uparrow)$. Vodenje vodne pare preko žarečega železa veže kisik in prepusti vodik: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 (\uparrow)$. Ko

preko žarečega oglja vodimo ogljikov dioksid, nastaja ogljikov monoksid: $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO} (\uparrow)$, in vodenje žveplovega dioksida ter zraka preko žareče platine daje žveplov trioksid: $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3 (\uparrow)$.

Z žganjem apnenca nastane higroskopično živo apno $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 (\uparrow)$, ki z vodo da (gašeno) apno $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$.

Žganje sode je podobno, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 (\uparrow)$, in spoj nastalega higroskopičnega oksida z vodo da (sodin) lug $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$.

Kakor kažeta natrijev in kalcijev oksid, daje kovinski oksid z vodo lug. Nekovinski oksid v vodi pa da kislino: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

Marsikatera kovina iz kisline izrine vodik:

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 (\uparrow)$; $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} (\uparrow)$; in $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 (\uparrow)$. Tako pridobivamo plinasti vodik, klorovodik in ogljikov dioksid.

Kislina in lug se nevtralizirata v sol in vodo:

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Lugi, kisline in soli v vodi disociirajo. Kaže, da pri tem lugi tvorijo skupke OH in kisline atome H, kar daje vodi lužnat ali kisel okus. Pri nevtralizaciji se obe skupini združita v vodo in izvorna okusa izgineta, nastala sol pa prinese nov okus.

23.12 Ravnotežje reakcij

Smer reakcije Ko vodimo vodno paro skozi cev preko žarečega železa, se to spreminja v oksid (rjo), izhaja pa vodik: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$. Ko pa preko žarečega železovega oksida vodimo vodik, se reducira v železo, izhaja pa vodna para: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$. Kako je mogoče, da gre ista reakcija enkrat v eno smer in drugič v drugo? Zato, ker v prvem primeru sproti odstranjujemo produkt na desni, vodik, in v drugem primeru produkt na levi, vodno paro. Kaže, da reakcija poteka v tisti smeri, kamor jo potiska "presežek" reagentov. Če tega ne bi bilo, bi se reakcija ustavila. To velja za vsakršno reakcijo.

Ravnatežna konstanta Splošna oblika reakcije je $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$. Reagenti na levi strani proizvajajo reagente na desni z določeno hitrostjo, in nasprotno. V plinih in raztopinah je hitrost proizvodnje v desno sorazmerna s številom trkov med molekulami reagentov na levi, to je sorazmerna s produktom števila kilomolov na prostorninsko enoto, $[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$. Oklepaj pomeni kilomolsko koncentracijo snovi, to je število kilomolov snovi na m^3 raztopine, normirano na standardno koncentracijo $1 \text{ kmol}/\text{m}^3$. Je torej brez dimenzije. Enako velja za reagente na desni. Reakcija teče v tisto smer, kamor velevajo koncentracije. Če ničesar ne odstranjujemo, se prej ali slej vzpostavi ravnatežje proizvodnje v desno in levo.

Takrat velja $K = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b$, s čimer je definirana *ravnotežna konstanta K*. Vsaka reakcija ima svojo konstanto. Upoštevamo le komponente, ki so plini ali raztopine; za čiste tekočine in trdnine velja vrednost 1.

Premik konstante Do kam reakcija teče, to je, koliko snovi se bo porabilo/nastalo na eni ali drugi strani, je odvisno od ravnovesne konstante. Če odstranjujemo produkte na levi ali desni, uravnavamo smer in hitrost reakcije. Ravnovesna "konstanta" pa je odvisna tudi od temperature in pritiska. Poskus pokaže, da zvišanje temperature premakne konstanto proti tisti strani, kjer se toplota porablja, zvišanje pritiska pa tja, kjer je manj vrst molekul. Sintezo snovi je torej dobro delati pri visokem tlaku. □