

TABLICA 10.  
Własności fizyczne potasowców.

Własność	Li	Na	K	Rb	Cs
CieŜar atomowy $C_{at}$	6,94	23,00	39,10	85,45	132,81
Objętość atomowa $V_{at}$	13,0	23,7	45,3	56,1	70,4
Gęstość w st. stałym $d_k$	0,534	0,971	0,862	1,522	1,886
Gęstość w st. ciekłym $d_c$	—	0,928	0,830	—	1,827
Temperatura topnienia $t_t$	179°	97,9°	63,5°	39,0°	28,4°
Temperatura wrzenia $t_w$	1609°	877°	760°	696°	670°
Ciepło właściwe kal/gr $C$	0,836	0,217	0,187	0,079	0,048
Ciepło topnienia kal/gr.at $Q_t$	280	630	530	530	500
Potencjał normalny wolt	—3,02	—2,71	—2,92	—2,92	—

wodorotlenowej. Powinowactwo do tlenu jest tak wielkie, że rozkładają one wodę już w zwykłej temperaturze, wydzielając wodór i tworząc wodorotlenki o składzie  $Me'OH$ , będące naj-silniejszymi zasadami.

Pierwszy pierwiastek w szeregu potasowców, lit, zbliża się w pewnej mierze swemi własnościami oraz zachowaniem chemicznym do następnej grupy metali — wapniowców.

W przyrodzie najbardziej rozpowszechnione są sole sodu i potasu. Sole litu należą do rzadszych, a sole rubidu i cezu do niezmiernie rzadkich; występują one w niewielkich tylko ilościach.

Wszystkie potasowce oraz ich związki barwią płomień gazowy w charakterystyczny sposób. Jony wszystkich potasowców są bezbarwne. Wskutek tego prawie wszystkie ich sole są bezbarwne, i tylko sole, zawierające barwne anjony, jak sole kwasów nadmanganowego, bromowego, żelazocjanowodorowego i t. p. wykazują zabarwienie właściwe tym kwasom.

## 2. LIT, Li.

A. *Występowanie.* Sole litu są dosyć rozpowszechnione na powierzchni ziemi, występują jednak tylko w niewielkich ilościach. Głównymi minerałami, zawierającymi lit, są niektóre rzadsze glinokrzemiany, np. lepidolit:  $KF \cdot LiF \cdot Al_2O_3 \cdot 3SiO_2$ , spodum:  $Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2$  oraz petalit:  $(LiNaO)Al_2O_3 \cdot 8SiO_2$ . Poza tem sole litu występują w małych ilościach w niektórych

wodach mineralnych, np. w źródłach emskich, karlsbadzkich, kissingeńskich, marienbadzkich, truskawieckich, krynickich i t. p. Popiół niektórych roślin lądowych, w szczególności tytoniu oraz trzciny cukrowej stale zawiera niewielkie ilości soli litowych.

Lit został odkryty przez szweda Arfvedsona w r. 1817 w petalicie.

*Lit metaliczny* otrzymuje się zapomocą elektrolizy stopionego chlorku litu  $\text{LiCl}$ . Jest to metal srebrzysto-biały o silnym połysku metalicznym, najlżejszy ze wszystkich znanych metali. Zarówno lit, jak i jego sole barwią płomień bunsenowski na kolor karminowo-czerwony.

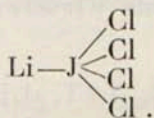
*B. Związki.* Ze związków litu z metaloidami jednowartościowymi zasługuje na uwagę *wodorek*,  $\text{LiH}$ . Jest to biała masa, która topi się w temperaturze  $680^\circ$  i posiada charakter soli.

Ważne są połączenia litu z chlorowcami ogólnego typu  $\text{Me}^1\text{X}$ . Są to sole bezbarwne, łatwo rozpuszczalne w wodzie i nie ulegające hydrolizie.

*Fluorek litu*,  $\text{LiF}$  jest trudniej rozpuszczalny w wodzie i pod tym względem przypomina fluorek wapnia.

*Chlorek litu*,  $\text{LiCl}$  jest to sól, rozplývająca się na powietrzu, łatwo rozpuszczalna w wodzie. Z wodnych roztworów krystalizuje on z różną zawartością wody krystalizacyjnej, zależną od temperatury. Powyżej  $+12,5^\circ$  wydziela się sól jednowodna  $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ , poniżej  $10^\circ$ —sól dwuwodna  $\text{LiCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , a w okolicy  $-25^\circ$  sól trójwodna  $\text{LiCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . Analogiczne sole uwodnione, tworzą również *bromek* oraz *jodek* litu.

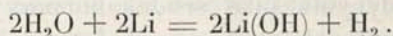
Ze stężonych wodnych roztworów jodku litu wydziela się pod działaniem gazowego chloru, sól kwasu chloro-jodowodorowego,  $\text{LiCl}_4\text{J} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  o następującej budowie:



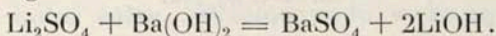
Tlen utlenia lit już w zwykłej temperaturze na *tlenek litu*,  $\text{Li}_2\text{O}$ , dający się uzyskać również przez prażenie wodorotlenku,  $\text{LiOH}$  lub węglanu,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ . Znany jest również *nadtlenek*,  $\text{Li}_2\text{O}_2$  o budowie, odpowiadającej wzorowi  $\text{Li}-\text{O}-\text{O}-\text{Li}$ , powstający przez działanie wody utlenionej na sole litu.



Lit rozkłada wodę bardzo energicznie w zwykłej temperaturze i wydziela wodór, tworząc *wodorotlenek*:



Wodorotlenek ten, będący zasadą niemal tak silną, jak wodorotlenek potasu i sodu, można otrzymać również przez działanie wodorotlenku baru na wodne roztwory siarczanu litu,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ , według równania:



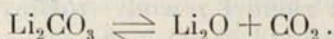
Z innych soli litu na uwagę zasługują: siarczan oraz węglan. *Siarczan litu* krystalizuje z wodnych roztworów jako  $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Rozpuszczalność tej soli w wodzie wzrasta początkowo wraz ze wzrostem temperatury, a następnie maleje: 100 g  $\text{H}_2\text{O}$  rozpuszcza:

w temp.:	—20°	—5°	0°	20°	40°	60°	80°	100°
g $\text{Li}_2\text{SO}_4$ :	22,5	36,0	35,5	34,5	32,5	31,5	30,0	29,5

Pod tym względem zachowanie się siarczanu litu przypomina w zupełności zachowanie się siarczanu wapnia. *Węglan litu*,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  jest produktem wyjściowym do otrzymywania wszystkich innych soli litu. Sól ta rozpuszcza się w wodzie niezbyt obficie. Rozpuszczalność jej zmniejsza się w miarę wzrostu temperatury: 100 g wody rozpuszcza:

w temp.:	0°	10°	20°	50°	100°
gr $\text{Li}_2\text{CO}_3$	1,51	1,39	1,31	1,17	0,725

Jeśli przeto zadać stężony roztwór chlorku litu roztworem węglanu sodu,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  i następnie ogrzewać mieszaninę roztworów, wówczas wydzieli się biały osad węglanu litu, obficie rozpuszczający się w wodzie, zawierającej wolny dwutlenek węgla. Węglan litu ulega w wyższej temperaturze (poniżej 1000°) dysocjacji:



Pod tym względem przypomina zatem zachowanie się węglanu wapnia w przeciwstawieniu do zachowania się węglanów pozostałych potasowców, które ulegają dysocjacji termicznej dopiero w bardzo wysokich temperaturach.

Również i *ortofosforan litowy*,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ , jest dosyć trudno-rozpuszczalny w wodzie, podobnie jak fosforan trójwapniowy,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , czem różni się od fosforanów innych potasowców.

Związki litu nie znalazły dotychczas szerszego zastosowania praktycznego. Tylko wody mineralne, zawierające sole litu, są stosowane w medycynie jako środek leczniczy przeciw artretyzmowi, jakkolwiek ich skuteczność dotąd nie została wyjaśniona teoretycznie. Z preparatów litowych znajdują zastosowanie w tym samym celu *cytrynian* i *salicylan litu*.

### 3. SÓD, Na.

A. *Występowanie*. Sód jest bardzo rozpowszechniony na powierzchni kuli ziemskiej. Związki sodu znajdują się:

1) w krzemianach, stanowiących główną część składową skorupy ziemskiej;

2) w postaci chlorku sodu, rozpuszczonego w źródłach mineralnych, solankach, w słonych jeziorach i wreszcie w wodzie morskiej i oceanicznej;

3) w postaci chlorku sodu stałego w pokładach soli kamiennej;

4) w postaci azotanu sodu w saetrze chilijskiej;

5) w postaci węglanu i dwuwęglanu w pewnych źródłach i jeziorach alkalicznych; z jezior tych, znajdujących się w gorącym klimacie, krystalizuje sól podwójna o składzie:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , która znana była już w starożytności i nosiła nazwę »trony« (skąd pochodzi współczesna nazwa natron);

6) w postaci kryolitu, czyli podwójnego chlorku o składzie:  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ;

7) w postaci boraksu:  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (w pewnych jeziorach Ameryki Północnej) oraz w stanie stałym w Tybecie, Kalifornji i inn. miejscowościach (»tinkal«);

8) w organizmach roślinnych i zwierzęcych: rośliny pobierają sole sodowe z ziemi i z wody (rośliny wodne), zwierzęta zaś poczęści z pokarmów roślinnych, poczęści zaś w postaci soli. Chlorek sodu stanowi też zasadniczy składnik krwi i innych cieczy fizjologicznych.

Związki sodu, w szczególności chlorek oraz węglan znane były człowiekowi zdawien dawna.

B. *Sód metaliczny* został otrzymany poraz pierwszy przez Davy'ego w r. 1807 zapomocą elektrolizy stopionego wodorotlenku sodowego. Otrzymywano go dawniej technicznie przez

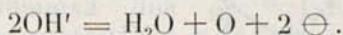


odtlenianie wodorotlenku zapomocą węgla, żelaza lub innych środków. Obecnie metal ten otrzymuje się przeważnie zapomocą elektrolizy stopionego wodorotlenku metodą Castnera.

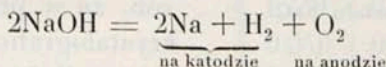
Sód jest metalem koloru srebrzysto-białego o silnym połysku metalicznym. Na powietrzu ulega utlenieniu bardzo szybko, pokrywając się białą warstwą tlenku. Należy go przechowywać pod warstwą nafty lub ligroiny.

Zarówno sód, jak i wszystkie jego sole barwią płomień bunsenowski na kolor żółty. Widmo sodu wykazuje charakterystyczną, bardzo jasną, podwójną linię żółtą *D* o długościach fal 5895 i 5992 Å. Ta reakcja widmowa na sód jest tak czuła, że zapomocą spektroskopu można wykryć ilości sodu, wynoszące zaledwie  $3 \cdot 10^{-10}$  g.

⊗ Elektrolizę stopionego wodorotlenku sodowego prowadzi się w kotłach żelaznych, w których ściany kotła, połączone z dodatnim biegunem generatora prądu, stanowią anodę. Katoda zwykle bywa sporządzona z miedzi i ma kształt cylindra. Podczas elektrolizy stopionego wodorotlenku, na katodzie wydzielą się stopiony sód, który od czasu do czasu wyczerpują łyżkami. Na anodzie wydzielają się anjony  $\text{OH}'$  podług równania



W celu oddzielenia produktów anodowych od wydzielającego się na katodzie sodu, otacza się katodę siatką niklową. Pomimo to woda, powstająca na anodzie, dyfunduje powoli ku katodzie i działa na sód, rozpuszczając go. Zmniejsza to oczywiście wydajność prądu, ogólny bowiem wynik reakcji, zawierający się w równaniu



wykazuje, że tylko połowa prądu zostaje zużyta na wydzielenie sodu, druga zaś połowa idzie na rozkład wody. Wodór z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową, która od czasu do czasu spala się, wywołując nieprzyjemne wybuchy. ⊗

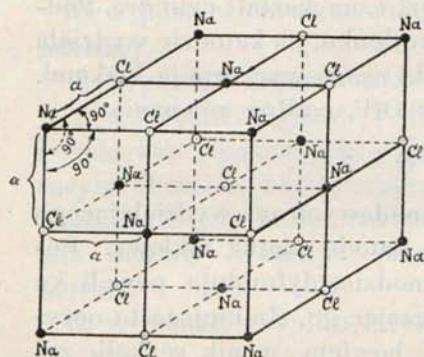
⊗ Z tego względu już dawno próbowano zastosować do otrzymywania sodu elektrolizę stopionego chlorku sodu. Przeszkodę stanowi tu jednak wysoka temperatura topnienia chlorku sodu. W tej temperaturze część sodu rozpuszcza się w elektrolicie w postaci koloidalnego obłoku, część zaś metalu

paruje z powierzchni i spala się. W ostatnich czasach udało się jednak przez dodanie odpowiednich domieszek obniżyć dostatecznie temperaturę topnienia elektrolitu i uczynić elektrolizę chlorku sodu technicznie wykonalną. ☒

☒ Poza tem istnieją próby otrzymywania sodu zapomocą elektrolizy cyanku sodu:  $\text{NaCN}$ . ☒

C. *Chlorek sodu (Sól kamienna),  $\text{NaCl}$* . Najważniejszym i najbardziej rozpowszechnionym związkiem sodu jest chlorek sodu,  $\text{NaCl}$ , zwany w mowie potocznej solą kamienną, solą kuchenną, solą morską, lub poprostu solą. Nazwę bowiem sól stosowano pierwotnie na oznaczenie tylko tego związku, i dopiero w czasach późniejszych utworzono z niej nazwę rodzajową, obejmującą wszystkie połączenia zasad z kwasami.

a) *Własności*. Chlorek sodu jest substancją krystaliczną bezbarwną, przezroczystą, topi się w temperaturze  $804^{\circ}$  i posiada gęstość  $d = 2,1$  do  $2,2$ . Krystalizuje on niemal wy-



Rys. 19.

Budowa kryształu  $\text{NaCl}$ .

łącznie w sześcianach układu regularnego. W złożach solnych w Wieliczce występują niejednokrotnie olbrzymie sześciany soli kamiennej, odznaczające się doskonałą łupliwością kostkową.

Według nowszych badań röntgenoskopowych (Bragga), o których później będzie mowa, wewnętrzna budowa sześcianów  $\text{NaCl}$  przedstawia się w ten sposób, że w przestrzennej siatce krystalograficznej poszczególne

węzły są zajęte naprzemian przez jony  $\text{Na}^+$  i jony  $\text{Cl}^-$ , nie zaś przez cząsteczki  $\text{NaCl}$ , jak przypuszczano dawniej (por. rys. 19).

Kryształy chlorku sodu są diatermiczne, t. j. przepuszczają z łatwością promienie ultraczerwone, czyli ciepłne. Własność tę posiadają również — w stopniu mniejszym — kryształy kalcytu, a w stopniu jeszcze mniejszym kryształy gipsu.

Chlorek sodu rozpuszcza się dosyć obficie w wodzie. Jego rozpuszczalność zmienia się bardzo mało ze wzrostem temperatury, jak to wynika z następujących danych liczbowych:



w temp.:            0°      20°      40°      60°      80°      100°      140°  
 100 g H<sub>2</sub>O roz-  
 puszcza g NaCl: 35,63   35,82   36,32   37,06   38,00   39,12   42,10.

W wilgotnem powietrzu chlorek sodu rozplywa się powoli. Wodne jego roztwory posiadają smak słony.

b) *Występowanie w przyrodzie.* W wierzchnich warstwach skorupy ziemskiej chlorek sodu jest dosyć rozpowszechniony, występuje bowiem w niewielkich ilościach we wszystkich niemal minerałach skałotwórczych. Ponieważ jest łatworozpuszczalny w wodzie, opady atmosferyczne wypłukują go z łatwością. A że gleba bardzo słabo adsorbuje związki sodowe, przeto wypłukany przez wodę deszczową chlorek sodu dostaje się do rzek, a wraz z wodami rzeczniemi przenosi się następnie do mórz i oceanów. Wody wszystkich rzek stale zawierają niewielkie jego ilości, przytem ilości dosyć różne, zależne od terenów, przez jakie dana rzeka przepływa. Jako przykład podajemy dane liczbowe, ilustrujące przeciętną zawartość różnych soli w wodach dwóch rzek: Dunaju i Renu:

TABLICA 11.

Zawartość soli w wodzie rzecznej.

W 10000 g. wody znajduje się gramów	Dunaj	Ren
CaCO <sub>3</sub> . . . . .	1,105	1,234
CaSO <sub>4</sub> . . . . .	0,222	0,341
MgCO <sub>3</sub> . . . . .	0,277	0,091
FeCO <sub>3</sub> . . . . .	0,421	0,431
NaCl . . . . .	0,040	0,142
NaNO <sub>3</sub> . . . . .	0,037	—
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> . . . . .	0,012	—
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> . . . . .	0,037	—
SiO <sub>2</sub> . . . . .	0,052	0,004
	2,203	2,243

Znacznie większe ilości soli kamiennej zawierają wody mórz i oceanów, jak to wynika z następujących danych liczbowych tablicy 12 na str. 58.

Z zestawienia tego wynika, że wody oceaniczne zawierają

TABLICA 12.  
Zawartość soli w wodzie morskiej.

1000 g wody zawiera g soli	Ocean Atlant.	Ocean Indyjski	Morze Bałtyckie	Morze Śródziem	Morze Martwe	Zatoka Karabogaz morza Ka- spijskiego
NaCl	28,139	27,829	8,695	29,474	78,554	83,284
KCl	0,531	0,511	0,111	0,505	6,586	9,956
MgCl <sub>2</sub>	3,145	3,531	1,414	3,219	145,897	29,377
MgSO <sub>4</sub>	2,279	2,377	0,183	2,477	—	61,935
CaSO <sub>4</sub>	1,418	1,183	0,624	1,357	0,701	—
CaCl <sub>2</sub>	—	—	—	—	31,075	(0,251)
MgBr <sub>2</sub>	—	0,055	—	—	5,253	0,193
NaBr	—	—	—	0,556	—	—

mniej więcej jednakowe ilości chlorku sodu, wynoszące przeciętnie 28,6 g NaCl na kilogram wody. Zawartość soli kamiennej w wodach mórz kontynentalnych jest natomiast bardzo różna, zależnie od dopływu wód rzecznych i od intensywności parowania. Morze Bałtyckie np., do którego spływa wiele rzek, a którego parowanie jest nieznaczne z powodu niskiej temperatury rocznej, zawiera znacznie mniej soli kamiennej aniżeli wody oceaniczne. Inaczej układają się te stosunki w morzu Śródziemnym, otrzymującym stosunkowo niewiele wód rzecznych i parującym bardzo intensywnie wskutek wysokiej średniej temperatury rocznej.

Jeszcze wyraźniej występują te stosunki w zatoce Karabogazkiej morza Kaspijskiego, zatoce bardzo płytkiej, w której intensywność parowania jest bardzo wielka. Zawartość NaCl wynosi tam przeszło 8%.

Geografowie obliczają objętość wód oceanicznych na 1284 milionów km<sup>3</sup>, a przeciętną zawartość soli kamiennej w tych wodach można określić w przybliżeniu na 3%. Gęstość soli kamiennej jest 2,12, przeto jej ilość, zawarta w tych wodach wynosi:

$$\frac{1284 \times 0,03}{2,12} = 18,18 \text{ milionów km}^3,$$

co odpowiada  $3,85 \cdot 10^{16}$  tonn NaCl.

Na lądzie sól kamienna występuje niejednokrotnie w większych skupieniach, tworząc tak zwane złoża solne. W Europie



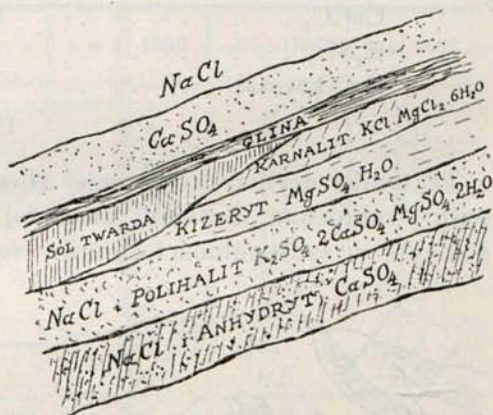
środkowej złoża solne występują obficie w Niemczech środkowych, w okolicach Harzu i Berlina, na ziemiach Polskich na całym Podkarpaciu i w okolicach Inowrocławia. W Rosji europejskiej, szczególnie w okolicach nadwołżańskich. Złoża te są pochodzenia morskiego; powstały one wskutek wyparowania wód morskich, pokrywających w epoce permskiej całą powierzchnię Europy wschodniej i środkowej, od grzbietów gór Uralskich na wschodzie do grzbietów górskich Małej Azji, Karpat i Alp na południu, do wzgórz Francji, Anglii, Szkocji i Skandynawji na zachodzie.

To wielkie morze »cechsztynowe«, które w epoce permskiej zalało niziny Europy wschodniej i środkowej, odcięte później od oceanu północnego wysychało w ciągu setek tysięcy lat, a wody jego ściągały się stopniowo do miejscowości najniższej położonych, zwłaszcza leżących w Niemczech środkowych.

Z resztek wód owego olbrzymiego morza »cechsztynowego« wykryształizowały w miejscowościach niżej położonych zawarte w nich sole, tworząc olbrzymie złoża soli wapniowych, sodowych, potasowych i magnezowych.

W pokładach stassfurckich zachowały się te złoża soli morskich w stanie niemal niezmienionym, porządek ich uwarstwienia odpowiada bowiem kolejności wydzielania się tych soli z wody morskiej podczas jej odparowywania. Z badań doświadczalnych włoskiego chemika Usiglio wiadomo, że podczas odparowywania wody morskiej wydziela się z niej naprzód gips, następnie krystalizuje chlorek sodu, wreszcie osadzają się sole magnezu i potasu.

Schematyczny przekrój uwarstwienia pierwotnych złoża solnych w pokładach stassfurckich, odpowiada w ogólnych zarysach temu następstwu krystalizacji (por. rys. 20). Najniższa, a tem samem i naj-



Rys. 20.

Schematyczny przekrój złoża solnych w pokładach stassfurckich.

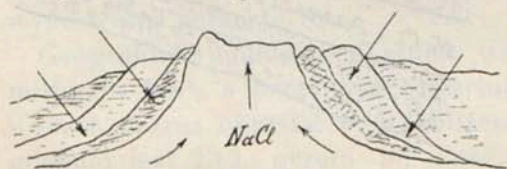
starsza część pokładów składa się z następujących po sobie warstw soli kamiennej i anhydrytu. Po nich następują układające się podobnie warstwy soli kamiennej i polihalitu. Wyżej spoczywają warstwy soli kamiennej z kizerytem. Zakończenie zaś tych pierwotnych pokładów stanowią warstwy z przewagą kizerytu oraz z przeważającą zawartością karnalitu.

Przeciętny skład procentowy złoży solnych w Stassfurcie odpowiada również przeciętnemu składowi procentowemu tych soli w wodzie morskiej, jak wynika z poniższego zestawienia:

TABLICA 13.  
Przeciętny procentowy skład soli.

	W wodzie morskiej	W złożach stassfurckich
NaCl . . . . .	78,1%	85,1%
MgCl <sub>2</sub> . . . . .	9,6%	2,6%
MgSO <sub>4</sub> . . . . .	6,5%	3,1%
CaSO <sub>4</sub> . . . . .	3,7%	4,0%
KCl . . . . .	1,8%	1,7%
MgBr <sub>2</sub> . . . . .	0,2%	—
CaCO <sub>3</sub> . . . . .	0,1%	—
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> . . . . .	—	0,2%
H <sub>2</sub> O krystal. . . . .	—	3,3%
	100%	100%

Tektonika czyli uwarstwienie złoży solnych jest naogół zawiła i zakłócona skutkiem znacznej plastyczności minerałów solnych, w szczególności chlorku sodu i potasu, oraz karnalitu,



Rys. 21.

Pionowy przekrój słupów solnych.

— dzięki której zachowują się one pod wysokimi ciśnieniami podobnie jak wosk. Dlatego pod ciśnieniem wierzchnich warstw napływowych i naniesionych sól-kamienna oraz

inne sole morskie zostają, podobnie jak wosk ziemny, wyciskane z pierwotnych złoży ku górze, tworząc t. zw. słupy, czyli korki solne, spotykane w wielu miejscowościach. Pio-



nowy przekrój takich słupów solnych przedstawia załączony rysunek 21.

c) *Produkcja światowa soli kamiennej.* Sól kamienna posiada rozmaite zastosowania praktyczne: olbrzymie jej ilości zużywa się na przyprawy do potraw, do konserwowania mięsa i ryb, a wreszcie jako dodatek do paszy bydłowej. Dlatego też kopalnictwo soli kamiennej sięga bardzo odległych czasów. We Francji, Hiszpanji i Portugalji sól kamienną otrzymuje się wprost z wody morskiej przez poddanie jej naturalnemu odparowywaniu. W Anglii i w Stanach Zjednoczonych wydobywają sól kamienną głównie z solanek zarówno naturalnych, jak i sztucznych. Rosja pokrywała niemal  $\frac{2}{3}$  swego zapotrzebowania solą, wydobywaną z jeziora Eltońskiego. W Niemczech i Austrii przeważna część soli kamiennej była otrzymywana sposobami górnictwami, część zaś przez odparowywanie solanek sztucznych.

Światowa produkcja soli kamiennej w latach 1890 oraz 1897 wyrażała się następującymi przybliżonemi cyframi:

TABLICA 14.

Produkcja soli kamiennej w milionach tonn.

	w r. 1890	w r. 1897	w r. 1925
w Anglii . . . . .	2,3	2,1	1,9
„ Rosji . . . . .	1,4	1,6	1,3
„ Niemczech . . . . .	0,8	1,1	2,7
„ Francji . . . . .	0,9	1,0	1,7
„ Europie . . . . .	1,5	1,6	1,3
„ Stanach Zjednoczonych .	1,2	2,2	6,7
„ Indjach . . . . .	1,0	1,1	1,3
„ innych krajach . . . .	0,4	0,5	6,7
produkcja światowa	9,5	11,2	23,6

d) *Sól kamienna jako przyprawa do potraw.* Wiadomo każdemu, że sól kamienna zużywa się w dużych ilościach jako przyprawę do potraw. Przeciętne roczne spożycie na głowę ludności wynosi około 8 kg. Jest ono jednak dosyć różne w różnych krajach oraz u różnych ludów. Według

dawniejszych danych statystycznych, roczne spożycie soli kamiennej na głowę ludności wynosiło:

we Francji . . .	5,2 kg	w Niemczech . . .	7,7 kg
„ Włoszech . . .	6,25 „	„ Rosji . . . . .	8,5 „

Ludy dalekiej północy, jak grenlandczycy i kameczadałowie nie używają prawie zupełnie soli kamiennej do potraw, podobnie jak niektóre ludy koczownicze stepów zakaspijskich oraz ludy myśliwskie Afryki środkowej.

Ciekawe jest, że sól kamienna jest jedynym składnikiem mineralnym naszego ciała, który czerpiemy z natury nieorganicznej, dodając go do potraw. Wszystkie inne sole mineralne, wchodzące w skład naszego organizmu, pobieramy z pokarmów mięsnych i roślinnych w dostatecznych ilościach. Sól kamienna stanowi jedyny wyjątek i to wyjątek tembardziej zadziwiający, że wszystkie potrawy, zarówno mięsne jak i roślinne, stale zawierają mniejsze lub większe ilości tego związku.

Dlaczego więc ilości soli kamiennej, zawartej w pokarmach, okazują się niewystarczające? Odpowiedź na to pytanie daje nam poczęści obserwacja zwierząt domowych. Wiadomo, że zwierzęta mięsożerne, np. koty i psy nie znoszą potraw solonych i okazują do nich wstręt naturalny, natomiast zwierzęta roślinożerne, jak konie, bydło, a zwłaszcza owce wymagają dodatku soli kamiennej do pożywienia. To samo widzimy i u zwierząt dzikich. Przeżuwające i jednokopytne poszukują wykwitów solnych i ciągną gromadnie do źródeł słonych,—gdzie na nie czatują zwierzęta drapieżne oraz myśliwi.

⊗ Przyczyna tej różnicy w zachowaniu się zwierząt mięsożernych i trawożernych polega na tem, że zarówno pokarmy roślinne, jak zwierzęce zawierają wprawdzie mniej więcej jednakowe ilości soli sodowych, pokarmy roślinne jednak zawierają co najmniej 2—3-ch razy większe ilości soli potasowych, aniżeli pokarmy mięsne. ⊗

W surowicy zaś krwi zwierzęcej stosunek cząsteczkowy NaCl do KCl wynosi około 30. Podczas odżywiania się pokarmami roślinnymi wprowadza się do krwi znaczne ilości soli potasowych, co powoduje zmniejszenie się owego normalnego stosunku soli sodowych do soli potasowych i wywołuje — w celu uniknięcia zaburzeń funkcji fizjologicznych w organizmie—konieczność pokrycia niedoboru soli kamiennej przez spożywanie jej.



Że powyższe uzasadnienie jest zgodne z rzeczywistością, dowodzą tego zarówno dane statystyczne, jakoteż etnograficzne i lingwistyczne. Wiadomo bowiem ze statystyki, że ludność wiejska Europy środkowej, odżywiająca się przeważnie pokarmami roślinnymi, spożywa na głowę niemal 3 razy więcej soli kamiennej niż ludność miejska. Ludy koczownicze, myśliwskie i rybackie Rosji północnej oraz północnej Syberji, karmiące się wyłącznie tylko mięsem lub rybą, zupełnie nie spożywają soli kamiennej i czują do niej wstręt nieprzezwyciężony. Język fiński do dnia dzisiejszego nie posiada nawet wyrażenia potocznego (ludowego) na oznaczenie soli kamiennej. Ludy koczownicze stepów kirgiskich oraz ludy koczownicze i myśliwskie pustyni afrykańskich — nie używają wcale soli kamiennej do potraw.

Zpośród pokarmów roślinnych ryż jest najuboższy w związku potasowe. Zawiera on 6 razy mniej soli potasowych aniżeli nasiona zbóż europejskich, a przeszło 30 razy mniej aniżeli ziemniaki. To też chińczycy, japończycy i indusi, odżywiający się przeważnie ryżem, spożywają naogół małe ilości soli kamiennej, w każdym zaś razie znacznie mniejsze od tych, jakie spożywają Europejczycy.

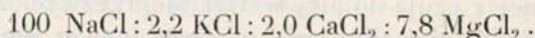
Ludność Europy spożywa przeszło 10 razy większą ilość soli kamiennej, aniżeli jest to konieczne do utrzymania normalnego stosunku ilościowego soli sodowych do soli potasowych w organizmie. W ten sposób przysparzamy tylko nerkom zbytecznej pracy, zmuszając je codziennie do wydzielania conajmniej 30 gr soli kamiennej.

*e) Rola soli mineralnych w organizmie zwierzęcym.* Sprawa spożycia soli kamiennej nastrocza nam sposobność do zastanowienia się nad rolą soli mineralnych, rozpuszczonych w organizmie zwierzęcym.

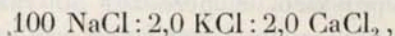
Jak wiadomo, zwierzęta różnią się zasadniczo od roślin zdolnością wykonywania dowolnych ruchów kończyn, odnoży i organów. Ruchy te są wywoływane przez skurcze odpowiednich mięśni. Otóż badania amerykańskiego fizjologa Jacques'a Loeba rzuciły pewne światło na rolę, jaką odgrywają niektóre sole mineralne w zjawiskach kurczliwości mięśni. Loeb stwierdził doświadczalnie, że jeśli przenieść do wody destylowanej drobne nagie organizmy zwierzęce, żyjące stale w morzu, — to tracą one zdolność wykonywania ruchów i bardzo



szybko umierają. Umierają one równie szybko w roztworach soli kamiennej, posiadających stężenie wody morskiej; żyją natomiast nieco dłużej w wodnych roztworach soli kamiennej, do których dodano nieco chlorku wapnia. Żyją zaś i rozwijają się normalnie w wodnych roztworach chlorku sodu, potasu, wapnia i magnezu, zawierających sole te w tym samym stosunku cząsteczkowym, w jakim występują one w wodzie morskiej, a mianowicie:

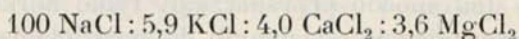


Podobne spostrzeżenia zrobiono nad tkankami i organami wielu zwierząt lądowych. W szczególności stwierdzono, że serce wielu zwierząt wykonuje przez dłuższy przeciąg czasu swe ruchy rytmiczne, jeśli je zanurzyć do roztworu, zawierającego chlorki sodu, potasu i wapnia w następującym stosunku cząsteczkowym:

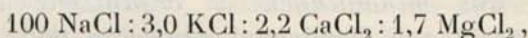


czyli mniej więcej w tym samym stosunku, w jakim sole te występują w wodzie morskiej.

Z przytoczonych poprzednio danych liczbowych, dotyczących składu procentowego popiołu surowicy krwi zwierzęcej, wynika, że surowica krwi ludzkiej zawiera sole Na, K, Ca i Mg w stosunku cząsteczkowym:



surowica zaś krwi zwierzęcej w stosunku:



zatem w stosunku zbliżonym do tego, w jakim sole te występują w wodzie morskiej. Widzimy przeto, że w żyłach i tętnicach zwierząt krąży po dziś dzień woda morska, jako przeżytek owych odległych epok geologicznych, w których życie zwierzęce rozwijało się tylko w morzach i oceanach.

Z danych powyższych wynika, że dla utrzymania normalnej pobudliwości i skurczliwości tkanek mięśniowych i nerwowych konieczne jest zachowanie w sokach zwierzęcych pewnego stosunku stężeń soli sodowych, potasowych i wapniowych.

f) *Zastosowanie techniczne soli.* Sól kamienna stanowi główny materiał surowy, z którego otrzymuje się przeważnie



inne związki sodu oraz chloru. Dlatego też posiada ona wielkie znaczenie dla przemysłu chemicznego, w szczególności dla przemysłu nieorganicznego. Sól kamienna służy do fabrycznego wyrobu sody, wodorotlenku sodowego, sodu metalicznego, nadtlenku sodowego, siarczanu sodowego, zatem pośrednio — do wyrobu szkła i mydła, z drugiej zaś strony służy do otrzymywania chlorowodoru, chloru, podchlorynów, chloranów i nadchloranów. Bez poważnych zasobów soli kamiennej niemożliwy jest zatem rozwój najważniejszych gałęzi wielkiego nieorganicznego przemysłu chemicznego, a poczęści i przemysłu włókienniczego. Z tego względu należy zorientować się, jakie zasoby soli kamiennej znajdują się na naszych ziemiach.

g) *Zasoby soli kamiennej na ziemiach polskich.* Na ziemiach polskich złoża soli kamiennej występują na południu, na całym Podkarpaciu, oraz na północnym zachodzie w Poznaniu, w okolicach Inowrocławia i Bydgoszczy. W szczególności zaś dawna Małopolska należy do krajów, obficie w sól zaopatrzonych. Wzdłuż całego podgórze Karpackiego ciągnie się t. zw. miocenska formacja solonośna, poczynając się od Swoszowic, Wieliczki i Bochni na zachodzie, a kończąc się na południowym wschodzie w okolicy Kałusza, Kosowa i Kut. Do najstarszych i najwspanialszych w Europie należą słynne pokłady soli w Wieliczce i Bochni, eksploatowane dotychczas sposobem górniczym.

Początki kopalnictwa soli kamiennej w Małopolsce sięgają XI względnie XII wieku. Produkcja roczna tych salin wynosiła pod koniec XVIII stulecia, za rządów Rzeczypospolitej Polskiej około 140 000 tonn. Za rządów austriackich spadła ona w r. 1782 do 46 000 tonn, a w r. 1841 do 25 000 tonn, poczem zaczęła się stopniowo podnosić, osiągając w r. 1882 — 114 000 tonn, a w r. 1912 — 169 000 tonn. Dla produkcji salin wielkopolskich nie posiadamy odpowiednich danych.

Obecną zdolność produkcyjną wszystkich salin polskich wyraża tablica 15 (na str. 66).

Produkcja ta wystarcza w zupełności na pokrycie obecnego zapotrzebowania soli spożywczej oraz soli fabrycznej. W przyszłości może się ona dowolnie rozwinać, albowiem zasoby solne Państwa Polskiego są olbrzymie. W samej tylko Wielkopolsce określają geologowie pokłady Inowrocławskie na 6 miliardów tonn, pokłady w Górze na 2 miliardy tonn.

TABLICA 15.  
Produkcja soli w Polsce.

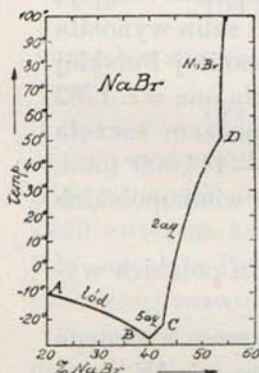
Wieliczka . . . . .	190 000 tonn
Bochnia . . . . .	34 000 „
Saliny Wschodnio-Małopolskie . . . . .	76 000 „
Warzelnie Ciechocińskie . . . . .	4 000 „
Saliny Inowrocławskie . . . . .	27 000 „
Kopalnia Wapno . . . . .	360 000 „
Razem: . . . . .	681 000 tonn

Niemniej obfite są pokłady solne na całym Podkarpaciu małopolskiem oraz mało zbadane pokłady na Górnym Śląsku.

TABLICA 16.  
Produkcja soli kamiennej w Polsce  
w tys. tonn.

Rok	1913	1926	1929	1931
Produkcja	189	459	569	681

Inne związki sodu z chlorowcami nie posiadają tego znaczenia, co chlorek sodu, który obok wody, dwutlenku węgla, krzemionki,  $\text{SiO}_2$ , tlenku glinu,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  oraz soli potasowych należy niewątpliwie do ważniejszych i bardziej rozpowszechnionych związków mineralnych.



Rys. 22.  
Wykres zamarzania  
roztworów NaBr  
w  $\text{H}_2\text{O}$ .

Bromek sodu,  $\text{NaBr}$ , tworzący białe kryształy o słonym smaku, stosuje się w medycynie jako środek uspakajający nerwy. Z wodą tworzy on dwa połączenia krystaliczne  $\text{NaBr} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  oraz  $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Podobny doń jodek sodu,  $\text{NaJ}$  tworzy z wodą dwa analogiczne połączenia:  $\text{NaJ} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  i  $\text{NaJ} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Obydwie te sole są znacznie łatwiej rozpuszczalne w wodzie i łatwiej topliwe aniżeli chlorek sodu. Temperatury topnienia wynoszą:

$\text{NaCl}$	$\text{NaBr}$	$\text{NaJ}$
$804^\circ$	$760^\circ$	$695^\circ$ ,

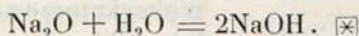
czyli innemi słowy temperatura topnienia



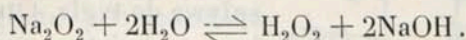
solu obniża się wraz ze wzrostem ciężaru atomowego chlorowca,—co stanowi ogólną regułę.

Z pośród soli kwasów tlenowych zasługuje na wzmiankę *podchloryn sodowy*,  $\text{NaClO}$ , otrzymywany w dużych ilościach zapomocą elektrolizy solanek i używany do bielenia wyrobów bawełnianych. Zastosowania techniczne posiada także *chloran sodu*,  $\text{NaClO}_3$  oraz *nadchloran sodu*,  $\text{NaClO}_4$ , otrzymywane również sposobem elektrolitycznym. Wreszcie *jodan sodu*,  $\text{NaJO}_3$  oraz *nadjodan sodu*,  $\text{NaJO}_4$  są z tego względu ciekawe, że występują w przyrodzie w pokładach saletry chilijskiej.

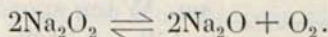
⊗ *C. Związki tlenowe sodu.* Tlenek sodu,  $\text{Na}_2\text{O}$  powstaje podczas utlenienia sodu w niewystarczającej ilości tlenu, albo — podług Beketowa — podczas ogrzewania nad tlenku sodu (patrz niżej) z równoważną ilością sodu metalicznego. Jest on bezwodnikiem wodorotlenku  $\text{NaOH}$  i zamienia się nań przez dodanie wody ze znacznym wydzielaniem ciepła:



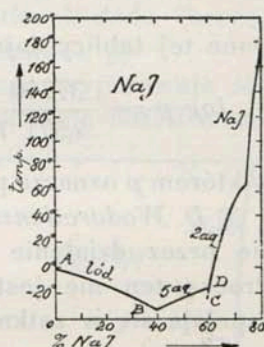
⊗ Podczas spalania sodu w tlenie lub w powietrzu powstaje wyłącznie *nadtlenek sodu*,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ . Jest to proszek żółtawo-biały, stosowany zarówno w technice, jak i w laboratorium chemicznym, jako środek silnie utleniający. Wytwarza on bowiem z wodą dwutlenek wodoru:



Nadtlenek sodu topi się w temperaturze  $460^\circ\text{C}$ . Powyżej  $649^\circ$  nadtlenek sodu ulega dysocjacji podług równania:



Prężność dysocjacji nadtlenku zależy od temperatury, ponieważ układ ten, składający się z dwóch składników ( $\text{Na}_2\text{O}$  i  $\text{O}_2$ ) i z trzech faz ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$  i  $\text{O}_2$ ) jest — zgodnie z regułą faz Gibbsa (tom I, str. 228) — jednoczynnym. Prężności dysocjacji, zmierzone w rozmaitych temperaturach przez M. Blumenthala, są podane w poniższej tabelce. ⊗



Rys. 23.

Wykres zamarzania  
roztworów NaJ w  $\text{H}_2\text{O}$ .

✗

TABLICA 17.

Prężności dysocjacji  $\text{Na}_2\text{O}_2$  (podług pomiarów M. Blumenthala).

Temperatura	468,5	557,0	591,5	609,5	621,5	633,0	642,0	646,0° C
Prężn. dysocjacji	9	26	69	154	259	385	546	671 mm

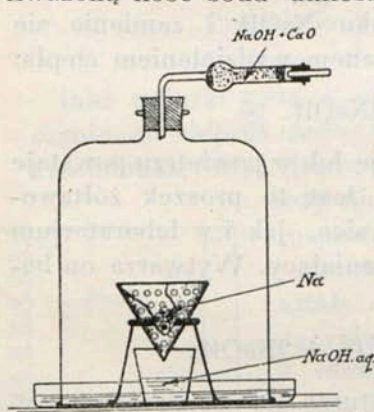
Dane tej tablicy dają się ująć zapomocą równania Nernsta:

$$\log p = \frac{37740}{4,571 T} + 1,75 \log T + \frac{0,01902}{4,571} T + 2,8,$$

w którym  $p$  oznacza prężności, a  $T$  temperatury bezwzględne. ✗

✗ *D. Wodorotlenek sodu*,  $\text{NaOH}$  chemicznie czysty otrzymuje się przez działanie wody destylowanej na sód metaliczny. Proces ten nie jest zupełnie bezpieczny, gdyż sód i wodór zapalają się w zetknięciu z wodą, a ten ostatni z powietrzem tworzy mieszaninę piorunującą (por. tom I, str. 119). ✗

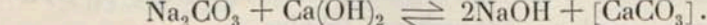
✗ Najbezpieczniejszy sposób otrzymywania roztworu chemicznie czystego wodorotlenku sodowego jest następujący. Zważoną ilość sodu umieszcza się w srebrnym lub niklowym



Rys. 24.

Przyrząd do przygotowywania ługu sodowego, wolnego od  $\text{CO}_2$ .

lejku, przedziurawionym w wielu miejscach. Lejek ten umieszcza się w eksykatorze nad tygłem srebrnym lub niklowym (rys. 24). Na dno eksykatora nalewa się warstwę wody, posiadającą 0,5—1 cm grubości. Woda paruje i działa na sód, powstały zaś wodorotlenek tworzy z parą wodną stężony ług, który spływa do tygla. Otwór eksykatora jest zamknięty zapomocą korka gumowego, przez który przechodzi rurka, zawierająca wapno sodowane. W ten sposób można rozpuścić w kilka dni kilkadziesiąt g. sodu. ✗





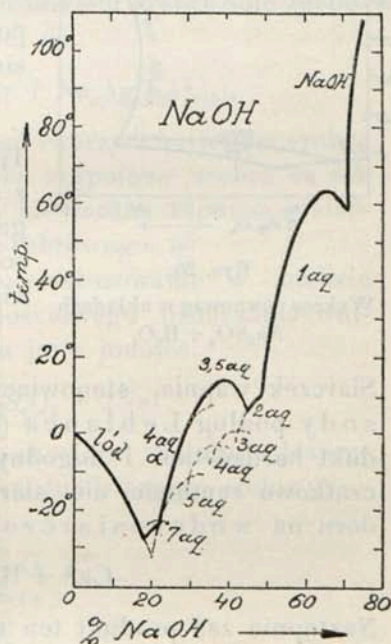
⊗ Znaczne ilości wodorotlenku sodu otrzymuje się podczas elektrolizy roztworów chlorku sodu, jednocześnie z chlorem (por. tom I, str. 359). Na katodzie powstaje wówczas roztwór NaOH, który oddziela się początkowo od pozostałego chlorku sodu przez zagęszczenie roztworu, chlorek sodu jest bowiem znacznie mniej rozpuszczalny niż wodorotlenek sodu (szczególnie zaś w obecności nadmiaru wodorotlenku). ⊗

Powstały roztwór wodorotlenku sodowego wyparowuje się do sucha i odlewa w pałeczki. Roczna produkcja NaOH w samych tylko Niemczech wynosiła w 1900 r. około 70 000 tonn.

Wodorotlenek sodu tworzy z wodą 8 związków krystalicznych, z których wszakże tylko pięć jest trwałych, mianowicie  $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{NaOH} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  oraz  $\text{NaOH} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Trzy pozostałe,  $\text{NaOH} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  i  $\text{NaOH} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  są naogół nietrwałe, i można je otrzymać w wyjątkowych tylko warunkach. Topografję równowag fazowych tych związków ilustruje załączony rysunek.

D. Związki z siarką. O siarczku i wielosiarczku sodu wspominaliśmy, mówiąc o siarkowodorze. W technice siarceek sodu otrzymuje się przez redukcję siarczanu sodowego węglem, jako produkt przejściowy w fabrykacji sody metodą Leblanca.

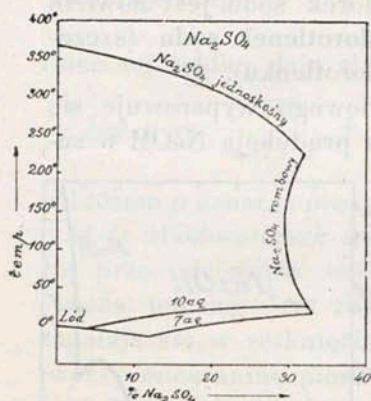
a) Najważniejszą spośród soli kwasów tlenosiarkowych jest niewątpliwie *siarczan sodu*  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , występujący w przyrodzie jako sól glauberska,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , zwana również mirabilitem. Sól glauberska występuje stale w pokładach soli kamiennej, niejednokrotnie tworzy również pokłady samodzielne. Siarczan sodu wchodzi w skład wód wszystkich mórz i oceanów i wielu wód mineralnych (Karlsbad). Z wodą tworzy on dwa wodziany:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  oraz  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , z których tylko pierwszy jest trwały. Warunki równo-



Rys. 25.

Wykres zamarzania roztworów NaOH w  $\text{H}_2\text{O}$ .

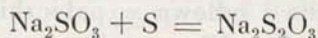
wagi fazowej siarczanu sodu i wody ilustruje załączony wykres, z którego wynika, że rozpuszczalność bezwodnego siarczanu sodu w wodzie zmniejsza się nieco w miarę wzrostu temperatury. Siarczan sodu stosuje się w przemyśle do fabrykacji sody i szkła.



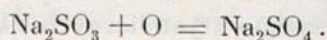
Rys. 26.

Wykres równowag w układach  
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

⊗ b) *Tiosiarczan sodowy*,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  otrzymuje się w laboratorium przez działanie siarki na roztwory siarczynu sodu podług równania:



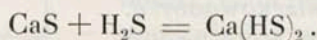
podobnie, jak przez utlenianie siarczynu otrzymuje się siarczan:



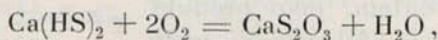
Technicznie zaś wyrabia się on z siarczku sodu, pozostającego w ługach pokrystalicznych w fabrykacji sody, przez działanie nań dwutlenkiem siarki:



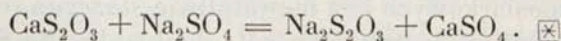
Siarczek wapnia, stanowiący produkt poboczny w fabrykacji sody podług Leblanca (patrz wyżej), stanowi również produkt bardzo tani i dogodny do fabrykacji tiosiarczanu. Początkowo zamienia się siarczek wapnia działaniem siarkowodoru na wodorosiarczek wapnia:



Następnie zaś produkt ten utlenia się powietrzem na tiosiarczan wapnia



który, ulegając pod działaniem siarczanu sodu reakcji podwójnej wymiany, tworzy tiosiarczan sodu:

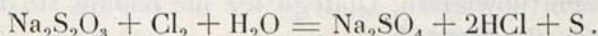


Sól ta tworzy z wodą 13 różnych wodnianów, z których najważniejsze są następujące:  $2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $3\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  oraz  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . W handlu spotykamy zazwyczaj tiosiarczan sodu pod postacią soli pięciowodnej  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Z wodnych roztworów tiosiarczanu po zadaniu

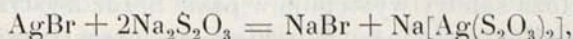


kwasami, uwalnia się kwas tiosiarkowy  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , który natychmiast rozkłada się na siarkę i na kwas siarkawy. ☒

☒ Tiosiarczan sodu znajduje zastosowanie w technice farbiarskiej, jako t. zw. »przeciwchlor«, czyli »antichlor«, używany do usuwania z bielonych materyj wolnego chloru, który zamienia się na nieszkodliwe jony chlorowe:

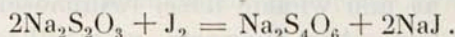


Stosuje się go również w fotografii, jako t. zw. »utrwalacz«, tworzy on bowiem z chlorkiem i bromkiem srebra sole zespolone, łatwo rozpuszczalne w wodzie, np.:

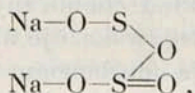


w których anjon kwasu tiosiarkowego tworzy z kationem srebra »anjon zespolony«:  $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2$ . Sole zespolone srebra są tak trwałe, że w roztworach tych soli nie można zapomocą siarkowodoru wykryć obecności jonu srebrowego. ☒

Tiosiarczan sodu znalazł ponadto zastosowanie w analizie miareczkowej (w jodometrii) do ilościowego oznaczania wolnego jodu, który ulega redukcji na jony jodowe:



c) Z soli innych kwasów tlenowych siarki zasługuje jeszcze na wzmiankę *hydrosiarczyn sodowy* (podsiarczyn sodowy)



otrzymywany technicznie przez redukcję kwaśnego siarczynu sodowego  $\text{NaHSO}_3$  pyłem cynkowym w obecności wolnego kwasu siarkawego. Sól ta znajduje szerokie zastosowanie w farbiarstwie materiałów włókienniczych, jako środek redukcyjny, służący do wytwarzania t. zw. wywabów.

E. Saletra. a) *Azotan sodowy*,  $\text{NaNO}_3$ , zwany potocznie *saletrą chilijską*, jest, obok soli kamiennej oraz sody, jedną z najważniejszych soli sodowych. Z wodnych roztworów krystalizuje on zazwyczaj w układzie romboedrycznym, w kryształach bezbarwnych i przezroczystych, które, podobnie jak romboedry kalcytu, mają własność podwójnego załamania światła.

Saletra sodowa topi się w temperaturze  $316^\circ$ , posiada w tem-