

## Kwasy, zasady, sole

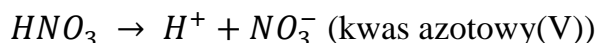
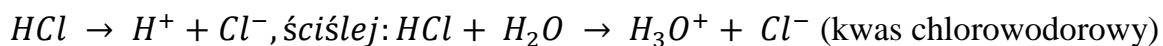
Kwasy, zasady i sole to, obok tlenków i wodoroków, podstawowe grupy substancji chemicznych. Najwcześniej poznaną substancją z tych grup była sól kamienna, czyli chlorek sodu, NaCl. Stopniowo poznawano kolejne substancje, w różnym stopniu do zwykłej soli podobne. Były wśród nich: soda, czyli węglan sodu, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, potaż, czyli węglan potasu, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, saletra – azotan potasu, KNO<sub>3</sub>, ałun – uwodniony siarczan glinowo-potasowy, KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O, czy sól glauberska – siarczan sodu, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Związki te występują w postaci minerałów w krajach o suchym klimacie lub można je pozyskać przez odparowanie występujących naturalnie ich roztworów. Kwasem, znanym w starożytności, był ocet, czyli roztwór kwasu octowego, CH<sub>3</sub>COOH, otrzymywany w procesie fermentacji. Znano też kwaśne napoje zawierające kwas mlekowy, czy kwaśne owoce, zawierające inne kwasy organiczne. W średniowieczu, poszukujący kamienia filozoficznego, czy eliksiru młodości alchemicy, zaczęli otrzymywać pierwsze kwasy nieorganiczne, jak siarkowy, azotowy, czy fosforowy. Poznano też stopniowo zasady, to jest substancje, które w reakcji z kwasami dawały sole. Koncepcje to dojrzewały jeszcze w czasach Lavoisiera, w drugiej połowie XVIII wieku, kiedy to właśnie Lavoisier uznał, że składnikiem wszystkich kwasów musi być tlen – pierwiastek odkryty niewiele wcześniej przez Priestleya i Scheelego – i nazwał go *Oxygenium* – „kwasoród”, „twórca kwasu”.

Dopiero pod koniec XIX wieku Svante Arrhenius w swojej rozprawie doktorskiej, przyjętej początkowo bardzo nieufnie, opracował pierwszą teorię kwasów, zasad i soli, opartą o teorię dysocjacji elektrolitycznej.

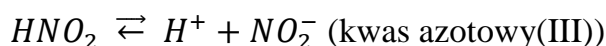
**Kwasy** są to substancje, które w roztworze wodnym dysocjują na dodatnie jony (kationy) wodorowe, H<sup>+</sup> (ściślej: „uwodnione” jony wodorowe, czyli jony hydroksoniowe, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) i ujemne jony (aniony) reszty kwasowej:

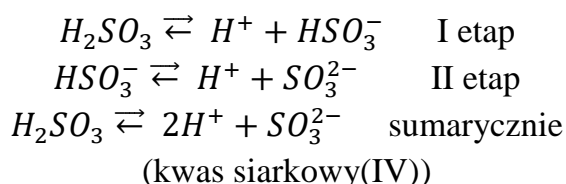


Reakcja ta może przebiegać praktycznie nieodwracalnie (**kwasy mocne**), np.



lub odwracalnie, w mniejszym (**kwasy słabe**) lub większym (**kwasy średniej mocy**) stopniu, również etapami, np.





Jon  $SO_4^{2-}$  nosi nazwę jon siarczanowy (IV), a jon  $HSO_3^-$  - wodorosiarczanowy (IV) (nazwy zwyczajowe to, odpowiednio, jon siarczynowy i wodorosiarczynowy).

**Wartościowość reszty kwasowej** można – w typowych przypadkach – ustalić na podstawie liczby atomów wodoru w cząsteczce kwasu. Dodatkową pomocą może służyć tzw. tabela rozpuszczalności, na przykład dostępna na 3. stronie „Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny ...” ([https://oke.wroc.pl/wp-content/uploads/library/File/pdf/Mat2015Wyb\\_wzory\\_fizykoch.pdf](https://oke.wroc.pl/wp-content/uploads/library/File/pdf/Mat2015Wyb_wzory_fizykoch.pdf)). Podane tam jony reszt kwasowych mają ładunek elektryczny odpowiadający wartościowości tych reszt.

Do wyjątków należy większość kwasów organicznych, a z nieorganicznych, np., kwas fosfonowy,  $H_3PO_3$ , w którego cząsteczce jeden z atomów wodoru jest połączony bezpośrednio z atomem fosforu i nie ulega dysocjacji, a dwuwartościowa reszta kwasowa ma wzór „ $HPO_3$ ”.

**Najważniejsze kwasy.** Jako ćwiczenie proponuję uzupełnić nazwy systematyczne kwasów i soli (pamiętając, że wartościowość atomu centralnego cząsteczki kwasu podaje się w nazwie wtedy, gdy dany atom może mieć kilka różnych wartościowości) wskazówki dostępne na stronie:

[http://mwalnik.wodip.opole.pl/chemia/atomy/charakter\\_tlenkow.pdf](http://mwalnik.wodip.opole.pl/chemia/atomy/charakter_tlenkow.pdf)

Końcówki nazw kwasów i soli:

Kwas	Sól	Uwagi
- <b>owy</b>	- <b>an</b> , -ian	siarczan, ale: chromian
- awy	- yn, - in	siarczyn, ale: chromin - końcówki wyłącznie w systemie tradycyjnym; warto je znać, ze względu na stosowanie nadal w innych językach odpowiedników tych końcówek
- <b>owodorowy</b>	- <b>ek</b> , - ik	bromek, ale: węglik Uwaga: związki takie, jak: węglik, azotek, wodorek, to połączenia typu metal-niemetal, nie pochodzące od kwasów

Kwas	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Nazwa soli
HF	fluorowodorowy	-----	fluorek
HCl		solny	chlerek
HBr		-----	
HI		-----	jodek

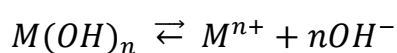
H <sub>2</sub> S		-----	
HCN	cyjanowodorowy	pruski	cyjanek
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>		borny	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		-----	
HNO <sub>2</sub>		azotawy	azotan(III), azotyn
HNO <sub>3</sub>		azotowy	azotan(V), azotan
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>		-----	
HPO <sub>3</sub>		metafosforowy	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		ortofosforowy, fosforowy	, fosforan
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>		siarkawy	, siarczyn
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		siarkowy	, siarczan
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	tiosiarkowy(VI)	tiosiarkowy*	tiosiarczan(VI), tiosiarczan
HOCl		podchlorawy	, podchloryn
HClO <sub>2</sub>		chlorawy	, chloryn
HClO <sub>3</sub>		chlorowy	, chloran
HClO <sub>4</sub>		nadchlorowy	, nadchloran
HCrO <sub>4</sub>		chromowy	, chromian
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		dichromowy**	, dichromian
HMnO <sub>4</sub>		nadmanganowy	, nadmanganian
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>		arsenawy	, arsenin
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>		arsenowy	, arsenian
H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>		selenowy	, selenian
HBrO <sub>3</sub>		bromowy	, bromian
HIO <sub>3</sub>		jodowy	, jodan
HCOOH		mrówkowy	, mrówczan
CH <sub>3</sub> COOH		octowy	, octan
(COOH) <sub>2</sub>		szczawiowy	etanodian, szczawian

\* - przedrostek „tio-” oznacza, że jeden atom tlenu z cząsteczki „wyjściowej” (kwasu siarkowego) został zastąpiony dwuwartościowym atomem siarki

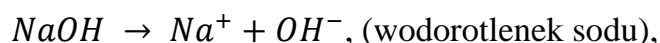
\*\* - w cząsteczce tego kwasu dwa atomy chromu są połączone przez jeden atom tlenu; cząsteczka jest produktem „odebrania” jednej cząsteczki wody od dwóch cząsteczek H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>.

Definicja kwasów według Arrheniusa nie wyczerpuje wszystkich przypadków, gdy substancja zachowuje się jako kwas, choć nie dysocjuje bezpośrednio na jony wodorowe. W szczególności dotyczy to wodorotlenków amfoterycznych, które reagują z zasadami, przyłączając jony OH<sup>-</sup>. Podobnie, odczyn kwaśny mają roztwory niektórych soli, w których jony wodorowe powstają z cząsteczek wody, pozbawionych jonów OH<sup>-</sup> w reakcji z jonami metalu.

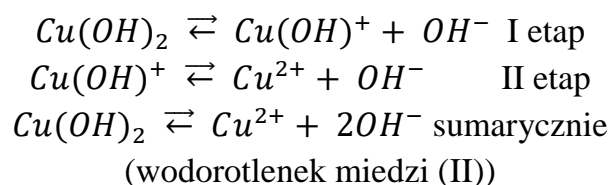
**Zasady** w teorii Arrheniusa, to związki, które w roztworze wodnym dysocjują na dodatnie jon metalu i ujemne jony wodorotlenowe:



Również wśród wodorotlenków znaleźć można **mocne zasady**, np.



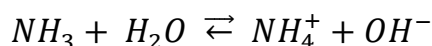
które dysocjują praktycznie w stu procentach, jak i **zasady słabe**, w tym **dysocjujące etapami**, np.



Jon  $Cu^{2+}$  to jon miedziowy(II), czyli miedziowy (w tradycyjnym systemie jon  $Cu^+$ , czyli miedziowy(I), to jon miedziawy), a jon  $Cu(OH)^+$ , to jon hydroksomiedziowy(II).

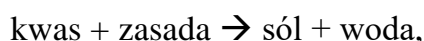
Należy zaznaczyć, że większość słabych zasad – wodorotlenków ma charakter amfoteryczny i reaguje zarówno z kwasami, jak i zasadami.

Podobnie jak nie wszystkie kwasy dysocjują na jony  $H^+$ , a są ich źródłem w pośredni sposób, tak i wśród zasad istnieją takie, które są pośrednio źródłem jonów  $OH^-$ . Najprostszym związkiem tego typu jest amoniak:



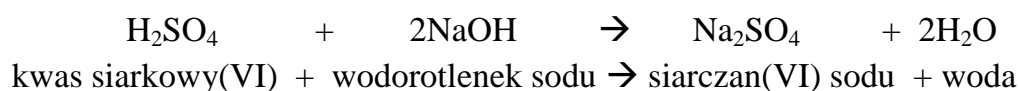
Powstający jon amonowy,  $NH_4^+$ , może tworzyć sole z anionami reszt kwasowych, podobne do soli metali alkalicznych (grupa 1. układu okresowego), np. chlorek amonu,  $NH_4Cl$  (tzw. salmiak), czy azotan(V) amonu,  $NH_4NO_3$  (saletra amonowa). Należy przy tym pamiętać, że nie istnieje coś takiego, jak  ~~$NH_4OH$~~ , roztwór amoniaku zapisuje się zwykle jako  $NH_{3(aq)}$  (*aq* od aqua – ‘woda’) lub  $NH_3 \cdot H_2O$ .

**Sole**, to związki, zwykle o budowie jonowej, zawierające jony metalu (lub jony amonowe, czy ich pochodne) i jony reszty kwasowej. Typową reakcją powstawania soli jest **reakcja zobojętniania**:



której przebieg na poziomie jonowym sprowadza się do łączenia jonów wodorowych i wodorotlenowych w praktycznie niezdisocjowane cząsteczki wody.

Przykłady:





Sole, które krystalizują z roztworów wodnych zawierają często, związane w specyficznej proporcji, cząsteczki wody, tzw. wody krystalizacyjnej. Są to tzw. **sole uwodnione (hydraty)**. Od soli bezwodnych różnią się właściwościami – rozpuszczalnością, czasem barwą itd. Woda krystalizacyjna może być zwykle usunięta przez ogrzewanie w niezbyt wysokiej temperaturze, czasem nawet „odparowuje” samorzutnie. Przykłady:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – dziesięciowodny siarczan(VI) sodu, albo, jak ktoś woli: siarczan(VI) sodu – woda (1/10), czyli „siarczan(VI) sodu woda jeden do dziesięć”,

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – dwuwodny siarczan(VI) wapnia (gips), nazwa systematyczna: siarczan(VI) wapnia - woda(1/2), co czyta się jako „siarczan(VI) wapnia woda jeden do dwa”,

$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$  (albo:  $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) – półwodny siarczan(VI) wapnia (gips palony), nazwa pełna: siarczan(VI) wapnia - woda(2/1), co czytamy jako „siarczan(VI) wapnia woda dwa do jeden”.

Szczególną odmianą soli uwodnionej jest pięciowodny siarczan(VI) miedzi(II) (siarczan miedziowy),  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Jest to bowiem raczej hydrat jednowodny siarczanu(VI) tetraakwamiedzi(II), czyli kompleksu jonu miedziowego z czterema cząsteczkami wody:  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Nota bene, łagodne ogrzewanie tego związku (niebieskie kryształy) pozwala otrzymać siarczan bezwodny (biały proszek).

Inną klasę soli stanowią **sole podwójne**, które zawierają kationy dwóch rodzajów i jeden rodzaj anionów lub na odwrót. Przykłady:

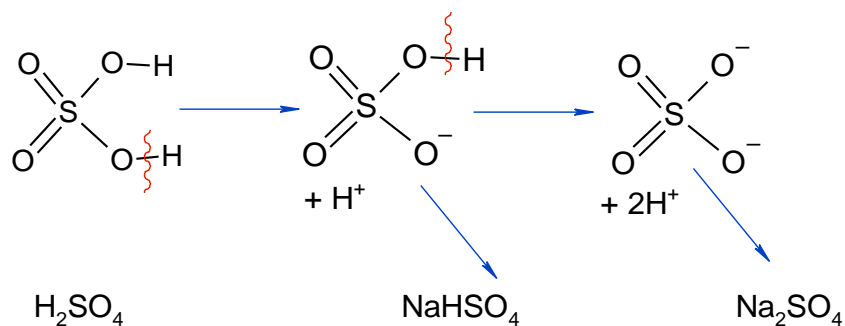
$\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  – sześciowodny chlorek magnezu potasu (karnalit),

$\text{KMgClSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  – trójwodny chlorek siarczan(VI) magnezu potasu (kainit),

$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  – węgiel magnezu wapnia (dolomit).

Istnieją nawet minerały (np.: polihalit, krugit), będące solami potrójnymi. Do soli podwójnych należą też tzw. ałuny, to jest uwodnione siarczany zawierające jony metali jedno- i trójwartościowego, np.  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  – dwunastowodny siarczan glinu potasu, czyli ałun glinowo-potasowy.

Kwasy dwu- i więcej protonowe, czyli takie, których reszta kwasowa jest dwu- lub więcej wartościowa, mogą tworzyć sole, będące produktem całkowitego zobojętnienia, ale również sole, w których reszta kwasowa zachowuje jeden lub więcej atomów wodoru, czyli produkty **niecałkowitego zobojętnienia**. Powstają wtedy tak zwane **wodorosole**. Przykład:



Jako produkty zobojętniania kwasu siarkowego(VI) powstają: wodorosiarczan(VI) sodu, a w drugim etapie, siarczan(VI) sodu. Reszta kwasowa „SO<sub>4</sub>” jest dwuwartościowa, reszta „HSO<sub>4</sub>” – jednowartościowa, ponieważ jedną wartościowość reszty „SO<sub>4</sub>” jest zajęta przez atom wodoru.

Inne, najważniejsze przykłady wodorosoli:

NaHCO<sub>3</sub> – wodorowęglan sodu (tzw. soda oczyszczona, „kwaśny węglan sodu”, „dwuwęglan sodu”),

NH<sub>4</sub>HCO<sub>3</sub> – wodorowęglan amonu („amoniak do pieczenia”),

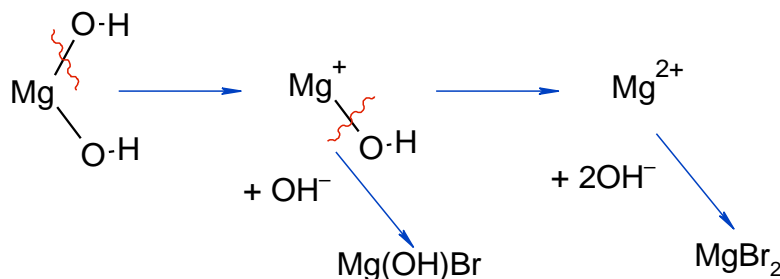
K<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> – wodorofosforan potasu,

KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> – diwodorofosforan potasu,

CaHPO<sub>4</sub> – wodorofosforan wapnia (tzw. precypitat),

Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> – diwodorofosforan wapnia (tzw. superfosfat potrójny, wg innych autorów: podwójny)

Jak łatwo można się domyślić, wodorotlenki metali dwu- i więcej wartościowych mogą również tworzyć produkty niecałkowitego zobojętnienia – w tym przypadku są to **hydroksosole**, w których atom metalu ma jedną lub więcej wartościowości związanych przez grupę –OH. Przykład:



Jako produkty zobojętniania wodorotlenku magnezu powstają: bromek hydroksomagnezu (bromek wodorotlenek magnezu), a w drugim etapie, bromek magnezu. O ile magnez jest dwuwartościowy, o tyle grupa „Mg(OH)” jest jednowartościowa.

Inne przykłady hydroksosoli:

Al(OH)(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> – octan hydroksoglinu (składnik tzw. płynu Burowa, zasadowy octan glinu),

(CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – węglan hydroksomiedzi(II) (malachit).

## Metody otrzymywania soli

Istnieje wiele metod otrzymywania soli, zarówno uniwersalnych, pozwalających uzyskać różne sole, jak i metod specyficznych dla konkretnej grupy związków, czy nawet dla jednego związku. Jedną z nich jest opisana wyżej reakcja zobojętniania oraz jej „warianty”, z tlenkami kwasowymi lub zasadowymi, zamiast kwasu lub zasady. Istnieje też możliwość pozyskiwania soli z surowców naturalnych.

Z wymienionych niżej metod wypada znać kilka najważniejszych.

Metoda otrzymywania	Przykłady
Pozyskiwanie z surowców naturalnych	NaCl – sól kamienna, KCl – sól potasowa, CaCO <sub>3</sub> – wapień, kreda, marmur, kalcyt, CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O – gips, FeS <sub>2</sub> – piryt (disiarczek żelaza(II), „złoto głupców”) itd.
Reakcja zobojętniania typu: kwas + zasada → sól + woda	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 2NaOH → Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 2H <sub>2</sub> O
kwas + bezwodnik zasadowy → sól + woda	2HCl + CuO → CuCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O
bezwodnik kwasowy + zasada → sól + woda	CO <sub>2</sub> + Ca(OH) <sub>2</sub> → CaCO <sub>3</sub> ↓ + H <sub>2</sub> O
bezwodnik kwasowy + bezwodnik zasadowy → sól	CaO + SO <sub>2</sub> → CaSO <sub>3</sub>
reakcja wytrącania osadu	AgNO <sub>3</sub> + NaI → AgI↓ + NaNO <sub>3</sub> ZnSO <sub>4</sub> + BaS → ZnS↓ + BaSO <sub>4</sub> ↓
reakcja wypierania słabego kwasu - w tym otrzymywanie wodorosoli	CaCO <sub>3</sub> + 2 HCl → CaCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub> ↑ NaHCO <sub>3</sub> + CH <sub>3</sub> COOH → CH <sub>3</sub> COONa + H <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub> ↑ NaCl + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> → NaHSO <sub>4</sub> + HCl (HCl jest kwasem mocnym, ale „lotnym”, opuszcza środowisko reakcji jako gazowy chlorowodór)
reakcja hydrolizy	CuSO <sub>4</sub> + Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O → (CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ↓ + CO <sub>2</sub> ↑ + Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
reakcja kompleksowania	AgBr + KBr → K[AgBr <sub>2</sub> ] Zn(OH) <sub>2</sub> + 2NaOH → Na <sub>2</sub> [Zn(OH) <sub>4</sub> ]
metal + kwas nieutleniający → sól + wodór	Fe + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (rozc.) → FeSO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> ↑ Zn + 2HCl → ZnCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> ↑
metal + kwas utleniający → sól + produkt redukcji reszty kwasowej	Cu + 4HNO <sub>3</sub> (steż.) → Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O + 2NO <sub>2</sub> ↑ Cu + 2H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (steż.) → CuSO <sub>4</sub> + SO <sub>2</sub> ↑ + 2H <sub>2</sub> O
metal + niemetal → sól beztlenowa	2Na + Cl <sub>2</sub> → 2NaCl 3Mg + N <sub>2</sub> → Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub> – azotek magnezu 2Cu + S → Cu <sub>2</sub> S – siarczek miedzi(I) Cu + Cl <sub>2</sub> → CuCl <sub>2</sub> – chlorek miedzi(II)
utlenianie soli	FeCl <sub>2</sub> + HNO <sub>3</sub> + HCl → FeCl <sub>3</sub> + NO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O 2FeCl <sub>3</sub> + SnCl <sub>2</sub> → 2FeCl <sub>2</sub> + SnCl <sub>4</sub>
redukcja soli	2FeCl <sub>3</sub> + Cu → 2FeCl <sub>2</sub> + CuCl <sub>2</sub>

reakcja rozkładu soli	$2\text{Na}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $4\text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$ $2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$
reakcje wypierania pierwiastka mniej aktywnego przez bardziej aktywny	$2\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
inne, specyficzne metody	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\text{CO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{HCOONa}$ $2\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}_2$ (tzw. węgiel wapnia, a raczej acetylenek, zwany karbidem) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 8\text{C} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 + 8\text{CO}$ (fosforek wapnia) $2\text{KCrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

**Nazewnictwo soli** uwzględnia nazwę metalu (lub innego kationu) i nazwę reszty kwasowej. Końcówki nazw, systematyczne i zwyczajowe, podano wyżej. Jako ćwiczenie proponuję uzupełnienie poniższej tabeli. Polecam też ćwiczenie z tworzeniem nazw soli z kationów i anionów wymienionych w tabeli rozpuszczalności z tablic maturalnych.

Wzór soli	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
KBr	bromek potasu	---
CaCl <sub>2</sub>		---
Na <sub>2</sub> S		---
FeS	siarczek żelaza (II)	siarczek żelazawy
CuI		jodek miedziawy
CaF <sub>2</sub>		fluoryt
SnCl <sub>4</sub>		chlorek cynowy
	bromek srebra(I)	---
	chlorek żelaza (III)	
KCN		---
Al <sub>4</sub> C <sub>3</sub>		---
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>		saletra wapniowa
MgSO <sub>4</sub>		„sól gorzka”
		azotyn sodu
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>		fosforyt
Pb(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>		„cukier ołowiawy”
FePO <sub>4</sub>		fosforan żelazowy
Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	siarczan(VI) żelaza(III)	
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		siarczan amonowy
	siarczan(VI) cynku	
KClO <sub>4</sub>		nadchloran potasu
K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>		manganian potasu
	chloran(V) potasu	kalichlorek, chloran potasu
NaIO <sub>3</sub>		jodan sodu
Ca(OCl) <sub>2</sub>		podchloryn wapnia
Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>		---
AgNO <sub>3</sub>		azotan srebra, lapis



$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		dwuchromian amonu
$\text{KHCO}_3$		---
$(\text{COOK})_2$		
	etanian miedzi(II)	octan miedziowy
$\text{NaHSO}_4$		
	wodorosiarczek wapnia	---
$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$		---
$\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$		siarczan hydroksoglinu
	węglan hydroksożelaza(II)	---
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$		
$\text{NaHPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$		

**Zastosowania soli.** Sole mają zastosowania w praktycznie wszystkich dziedzinach życia. Od kredy do pisania po tablicy, po marmur do wykończenia w budownictwie, od soli tzw. fizjologicznej w medycynie, po nadchloran amonu w silnikach rakietowych, od saletry amonowej w rolnictwie (nawóz sztuczny), do saletry potasowej w prochu dymnym, od jodanu potasu w analizie chemicznej, do cyjanku potasu w galwanotechnice. Właściwie, nie sposób wymienić wszystkich możliwych zastosowań soli. Zachęcam do samodzielnego sięgania do zasobów Internetu, ze szczególną zachętą do korzystania ze stron w językach obcych (np. z użyciem zakładki „W innych językach” w Wikipedii).

### **Materiały edukacyjne w Internecie:**

Reakcja zobojętniania:

<https://epodreczniki.pl/a/reakcja-zobojętniania/D1GFj8cYa>

Budowa i nazewnictwo soli:

<https://epodreczniki.pl/a/budowa-soli-i-ich-nazewnictwo/D1UKPryP1>

Reakcja tlenków z kwasami i zasadami:

<https://epodreczniki.pl/a/reakcja-tlenkow-z-kwasami-i-zasadami/D1ESwTrrp>

Otrzymywanie soli 1:

<https://epodreczniki.pl/a/otrzymywanie-soli-w-reakcji-kwasow-z-metalami/DcbndW5YM>

Otrzymywanie soli 2:

<https://epodreczniki.pl/a/inne-metody-otrzymywania-soli/DKhGgv1dB>

Zastosowanie soli:

<https://epodreczniki.pl/a/zastosowanie-soli-i-ich-wplyw-na-srodowisko-przyrodnicze/DEVkP679p>

Głuchołazy, marzec 2020 r.