

Al

Rys.2 MODEL ATOMU GLINU

Atom składa się z jądra i elektronów krążących po stacjonarnych orbitach (powłokach). W jądrze znajdują się neutrony i protony.

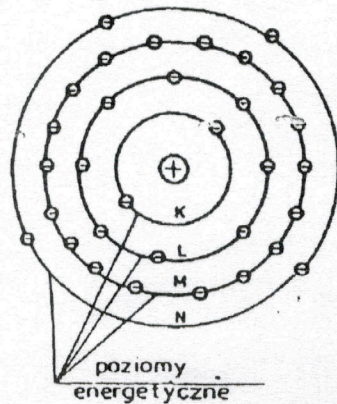
Elektron jest elementarnym nośnikiem ładunku elektrycznego wynoszącego: $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Jądro atomu ma ładunek dodatni. Nośnikami elementarnych ładunków dodatnich są protony. Ładunek dodatni protonu jest równy co do wartości ładunkowi elektronu.

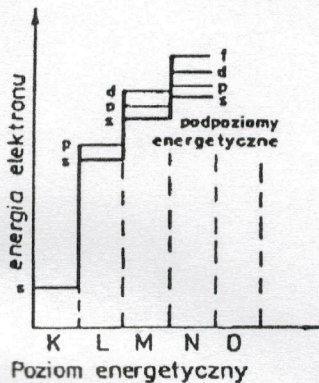
Neutrony są elektrycznie obojętne.

Ładunek dodatni jądra atomu jest równy sumie ładunków elektronów, a zatem atom jest zewnętrznie elektrycznie obojętny.

MODEL ATOMU



Rys.2 ENERGIA ELEKTRONÓW



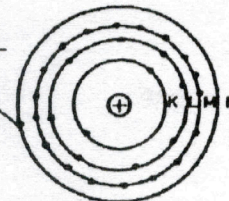
Rys.1 POZIOMY ENERGETYCZNE

Elektrony krążą po orbitach odpowiadających określonym poziomom energetycznym. Elektrony na orbicie najbliższej jądra posiadają energię najmniejszą, natomiast elektrony orbity zewnętrznej posiadają energię największą.

Poziomy energetyczne oznaczają się kolejnymi literami: K, L, M, N, O, P, Q. Podpoziomy literami: s, p, d, f.

Atom Cu

elektron walencyjny



Poziom	K	L	M	N
Podpoziom	s	s p	s p d	s
Ilość elektronów	2	2 6	2 6 10	1

Rys.3 UKŁAD ENERGETYCZNY ELEKTRONÓW CU

Przejście elektronu na wyższą orbitę jest możliwe jeżeli dostarczymy do atomu kwant energii. Przejście elektronu na niższą orbitę związane jest z wypromieniowaniem kwantu energii.

Podsumowanie

1. **Atom** jest najmniejszą częścią pierwiastka zachowującą jego właściwości.
2. **Pierwiastek chemiczny** to zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej Z.
3. Elektrycznie obojętny atom składa się z dodatnio naładowanego **jądra atomowego**, w którym jest skupiona prawie cała jego masa, i **chmury elektronowej**, którą tworzą ujemnie naładowane elektrony.
4. W jądrze znajdują się **nukleony**: dodatnie **protony** i obojętne **neutrony**.
5. W obrębie chmury elektronowej można wyróżnić warstwy, zwane **powłokami elektronowymi**, w których prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe. Powłokę położoną najdalej od jądra nazwano **powłoką walencyjną**.
6. **Elektrony zewnętrznej powłoki** nazywa się elektronami walencyjnymi.

5

Budowa atomu a położenie pierwiastka w układzie okresowym

Układ okresowy pierwiastków chemicznych jest źródłem wielu cennych informacji na temat budowy atomów poszczególnych pierwiastków. Niektóre można odczytać wprost, a inne – wywnioskować.

Co należy wiedzieć o układzie okresowym?

Układ okresowy pierwiastków chemicznych jest tablicą, w której pierwiastki chemiczne zostały ułożone zgodnie ze wzrastającą liczbą protonów w jądrze atomowym i rozmieszczeniem elektronów w atomie. Współczesny układ okresowy obejmuje siedem poziomych rzędów zwanych **okresami** i osiemnaście pionowych kolumn zwanych **grupami**.

		1											18					
1	H	2											He					
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

metale
niemetale
H gazy
Br ciecze
Al ciała stałe

► Układ okresowy pierwiastków chemicznych

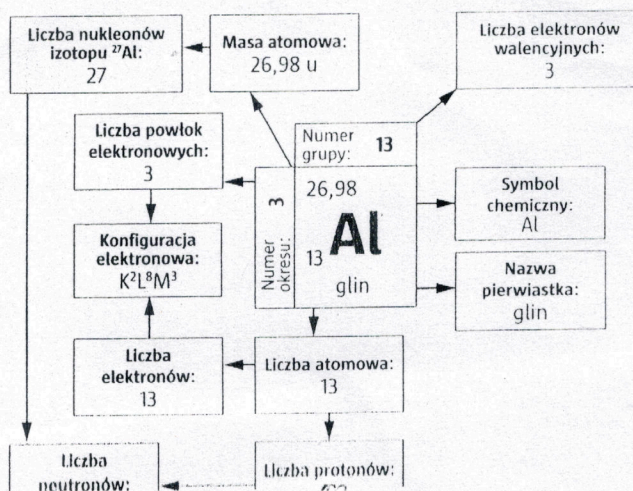
Spośród znanych obecnie pierwiastków w układzie okresowym tylko 22 są niemetalami, reszta to metale.

Każda grupa nosi nazwę pochodzącą od pierwiastka, który ją roz-

Jakie informacje dotyczące budowy atomu można odczytać z układu okresowego?

W układzie okresowym każdy pierwiastek ma swoją „wizytówkę”. Można z niej bezpośrednio odczytać nazwę, symbol, liczbę atomową (liczbę porządkową) oraz masę atomową. Inne informacje dotyczące budowy atomu możemy określić na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym:

- liczba protonów – liczba atomowa pierwiastka, inaczej liczba porządkowa;
- liczba elektronów – równa liczbie protonów;
- liczba powłok elektronowych – numer okresu, w którym znajduje się pierwiastek;
- liczba elektronów walencyjnych – dla pierwiastków grup 1. i 2. jest zgodna z numerem grupy, a w grupach od 13. do 18. z cyfrą jedności numeru grupy (czyli pierwiastki z grupy 14. mają 4 elektrony walencyjne ($14 - 10 = 4$)).



Podsumowanie

1. **Układ okresowy** jest zbudowany z **7 okresów** (poziome rzędy) i **18 grup** (pionowe kolumny).
2. **Nazwy grup** pochodzą od nazw rozpoczynających grupę pierwiastków, z wyjątkiem grupy pierwszej.
3. **Liczba atomowa (porządkowa)** pierwiastka wskazuje na liczbę protonów i elektronów w jego atomie.
4. Na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym możemy zapisać jego **konfigurację elektronową**:
 - numer okresu wskazuje na liczbę **powłok elektronowych**;
 - cyfra jedności w numerze grupy wskazuje liczbę **elektronów walencyjnych** w atomie (np. numer grupy 15., cyfra jedności 5).

1.7.3. Pierwiastki chemiczne

Pierwiastki chemiczne oznacza się odpowiednimi symbolami literowymi. W tabeli 1-5 zestawiono symbole i masy atomowe ważniejszych pierwiastków.

Tabela 1-5

Symbole i masy atomowe ważniejszych pierwiastków

Pierwiastki niemetaliczne			Pierwiastki metaliczne		
Nazwa	symbol	masa atomowa	nazwa	symbol	masa atomowa
Azot	N	14,0	Cyna	Sn	118,7
Chlor	Cl	35,5	Glin	Al	26,9
Fluor	F	19,0	Magnez	Mg	24,3
Fosfor	P	31,0	Miedź	Cu	63,5
Krzem	Si	28,1	Ołów	Pb	207,2
Siarka	S	32,1	Potas	K	39,1
Węgiel	C	12,0	Sód	Na	23,0
Wodór	H	1,0	Wapń	Ca	40,1
Tlen	O	16,0	Żelazo	Fe	55,9

Pierwiastki dzielimy na dwie grupy: metale i niemetale. Symbol literowy oznacza nie tylko określony pierwiastek, ale również 1 atom tego pierwiastka. Zatem symbol H oznacza pierwiastek wodór albo jeden atom wodoru. Jeśli chcemy przedstawić kilka oddzielnych atomów tego samego pierwiastka, to zaznaczamy to odpowiednią liczbą stojącą przed symbolem atomu. Np. 5N – oznacza 5 atomów azotu, 3S – oznacza 3 atomy siarki itp.

2 O	dwa atomy tlenu
O ₂	cząsteczka tlenu (dwuatomowa)
3 O ₂	trzy cząsteczki tlenu (dwuatomowe)
O ₃	cząsteczka tlenu (trójatomowa)
2 O ₃	dwie cząsteczki tlenu (trójatomowe)
Al ₂ O ₃	cząsteczka tlenku glinu
2 Al ₂ O ₃	dwie cząsteczki tlenku glinu
H ₂ O	cząsteczka wody
3 H ₂ O	trzy cząsteczki wody
H ₂ O ₂	cząsteczka nadtlenu wodoru
2 H ₂ O ₂	dwie cząsteczki nadtlenu wodoru

Tabela 1.2. Przykłady notacji chemicznej

1.7.4.

Substancje proste i związki chemiczne

Definicja i podział. Określony rodzaj materii nazywamy substancją. Substancje dzielimy na proste i złożone.

Substancje proste. Składają się z cząsteczek utworzonych z atomów jednego pierwiastka. Do substancji prostych zaliczamy tlen, wodór, azot.

Cząsteczki tlenu utworzone są każda z dwóch atomów tlenu. Budowę cząsteczki tlenu przedstawiamy wzorem O_2 . Cząsteczka azotu składa się z dwóch atomów azotu, zatem jej wzór ma postać N_2 . Liczba stojąca u dołu za symbolem atomu wskazuje więc, ile jest atomów w cząsteczce. Jeśli chcemy przedstawić za pomocą symbolu kilka cząsteczek danej substancji, piszemy odpowiednią liczbę przed wzorem cząsteczki. Na przykład symbol 5N_2 oznacza 5 cząsteczek azotu, zawierających łącznie 10 atomów azotu.

Substancje złożone. Substancje, których cząsteczki zbudowane są z atomów różnych pierwiastków, nazywamy substancjami złożonymi lub związkami chemicznymi. Do związków chemicznych zaliczamy: kwas siarkowy, wodorotlenek sodowy, dwutlenek węgla i inne. Cząsteczka kwasu siarkowego składa się z dwóch atomów wodoru, jednego atomu siarki i czterech atomów tlenu. Przedstawiamy ją następującym wzorem: H_2SO_4 .

Cząsteczka dwutlenku węgla zbudowana jest z jednego atomu węgla i dwóch atomów tlenu. Zatem wzór jej będzie następujący: CO_2 . Jeśli chcemy napisać symbol czterech cząsteczek dwutlenku węgla, stawiamy czwórkę przed wzorem cząsteczki – 4CO_2 .

Najczęściej materia, z którą się spotykamy, nie jest substancją prostą, lecz mieszaniną dwóch lub więcej substancji. Na przykład powietrze jest mieszaniną tlenu, azotu i gazów szlachetnych.

1.7.5.

Reakcje chemiczne i równania chemiczne

Rodzaje reakcji chemicznych. Reakcje chemiczne są to zjawiska, w których na skutek składu cząsteczek substancje chemiczne przemieniają się w inne substancje. Rozróżniamy trzy rodzaje reakcji: syntezy, analizy i wymiany.

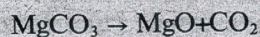
Reakcja syntezy. Polega na łączeniu się dwóch lub więcej substancji, w wyniku czego powstaje nowa substancja. Na przykład spalanie węgla polega na łączeniu się z tlenem i powstawaniu dwutlenku węgla. Reakcję tę można przedstawić za pomocą równania chemicznego następująco:



Równanie to odczytujemy: jeden atom węgla łącząc się z jedną cząsteczką tlenu wytwarza cząsteczkę nowej substancji dwutlenku węgla.

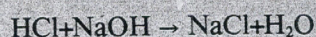
Substancję, która powstaje w wyniku reakcji chemicznej, nazywamy produktem reakcji.

Reakcja analizy. Polega na rozpadzie substancji na dwie lub więcej nowych substancji o prostszej budowie. Na przykład ogrzewanie węglanu magnezowego powoduje jego rozpad na tlenek magnezu i dwutlenek węgla. Proces ten ma zastosowanie w technice budowlanej do produkcji spoiwa magnezowego i odbywa się wg równania:



Równanie to odczytujemy w ten sposób: jedna cząsteczka węglanu magnezowego rozpada się na cząsteczkę tlenku magnezowego i cząsteczkę dwutlenku węgla.

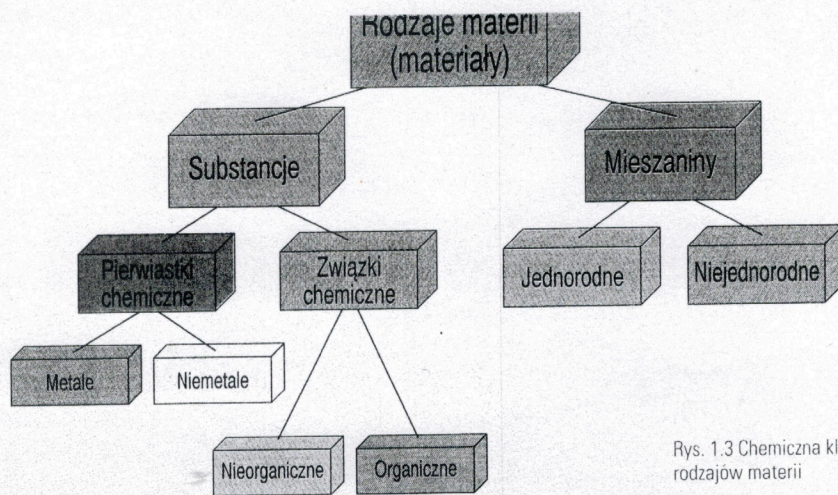
Reakcja wymiany. Jest to reakcja, w której dwie substancje zmieniając swój skład chemiczny wytwarzają dwie nowe substancje. Na przykład w wyniku reakcji kwasu solnego z wodorotlenkiem sodowym powstaje chlorek sodowy i woda. Reakcję tę przedstawia równanie:



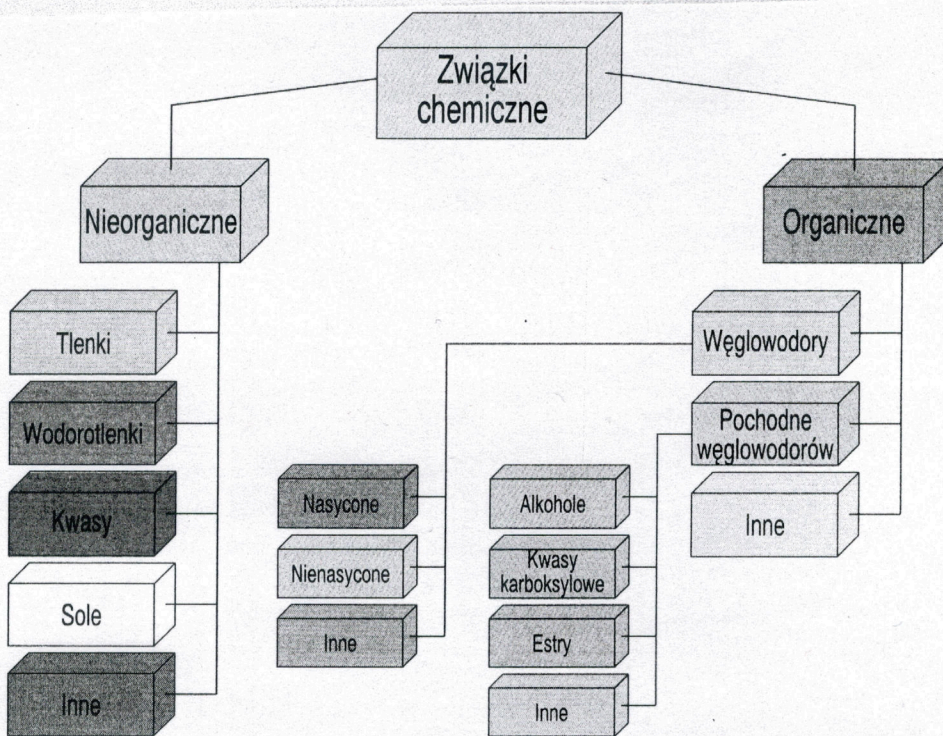
Z jednej zatem cząsteczki kwasu solnego i jednej cząsteczki wodorotlenku sodowego powstaje cząsteczka chlorku sodowego i cząsteczka wody. Należy zwrócić uwagę, że w równaniu chemicznym po obu jego stronach występują takie same liczby atomów tego samego pierwiastka. Jest to zrozumiałe, bowiem reakcja chemiczna polega na przegrupowaniu się atomów, a nie na ich zaniku lub powstawaniu.

Rozróżniamy reakcje, którym towarzyszy wydzielanie się lub pobieranie ciepła. Reakcje, w czasie których ciepło wydzielają się, nazywamy reakcjami egzotermicznymi. Do takich reakcji zaliczamy: spalanie się węgla, łączenie się tlenku wapnia z wodą i inne. Reakcja rozkładu węglanu wapniowego wymaga dostarczenia ciepła. Reakcje tego rodzaju nazywamy endotermicznymi.

Doswiadczenie	Równanie chemiczne
1.1	$2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
1.2	$2 \text{CuO} \longrightarrow 2 \text{Cu} + \text{O}_2\uparrow$
1.3	$\text{Mg} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
1.4	$16 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \longrightarrow 16 \text{MnO}_2 + 8 \text{K}_2\text{SO}_4 + 12 \text{CO}_2\uparrow + 19 \text{H}_2\text{O}$
1.5	$\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$
1.6	$2 \text{Mg} + \text{CO}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO} + \text{C}$
1.7	$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$
1.8	$\text{CuO} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
1.9	$2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
1.10	$\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
1.11	$\text{Fe} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
1.12	$2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$
1.13	$2 \text{Cu} + \text{S} \longrightarrow \text{Cu}_2\text{S}$
1.14	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$
1.15	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
1.16	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
1.17	$2 \text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu(OH)}_2\downarrow$
1.18	$\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
1.19	$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$



Rys. 1.3 Chemiczna klasyfikacja rodzajów materii



Rys. 1.21 Podział związków chemicznych

Tabela 1.1. Najważniejsze różnice między mieszaniną a związkiem chemicznym

Mieszanka	Związek chemiczny
Można otrzymać przez mechaniczne zmieszanie składników.	Można otrzymać tylko w wyniku reakcji chemicznej.
Skład można zmienić przez dodanie składnika bądź jego częściowe usunięcie.	Nie można zmienić składu.
Czasem można rozróżnić składniki wzrokowo.	Nigdy nie można rozróżnić składników wzrokowo
Można rozdzielić na składniki metodami fizycznymi (przez segregację, dekantację, destylację, krystalizację, chromatografię, sedymentację).	Można rozdzielić na składniki tylko w wyniku reakcji chemicznej.
Składniki zachowują swoje indywidualne właściwości.	Składniki nie zachowują swych indywidualnych właściwości.

1.7.8.

Związki nieorganiczne

Podział związków nieorganicznych. Rozróżniamy dwa zasadnicze rodzaje związków chemicznych: związki nieorganiczne i związki organiczne.

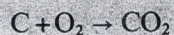
Związki nieorganiczne dzielimy na cztery główne grupy: tlenki, wodorotlenki, kwasy i sole. Zaznajomimy się kolejno z budową i właściwościami tych związków.

Tlenki. Tlenkami nazywamy związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane są z atomów tlenu i atomów innego pierwiastka. Rozróżniamy tlenki metali i tlenki niemetalu. Tlenki metali powstają w wyniku reakcji syntezy zachodzącej między metalem i tlenem.

Do ważniejszych tlenków metali stosowanych w budownictwie zaliczamy:

- Tlenek żelazowy Fe_2O_3 , występujący w przyrodzie jako minerał zwany hematytem, stosowany jako surowiec do otrzymywania żelaza,
- tlenek ołowiu Pb_3O_4 , zwany minią i stosowany do wyrobu farb oraz kitów odpornych na działanie wody,
- tlenek wapniowy CaO , stosowany w budownictwie pod nazwą wapna palonego,
- tlenek magnezowy MgO , stosowany do wyrobu materiałów ogniotrwałych.

Jeżeli z tlenem połączą się atomy pierwiastka niemetalicznego, powstanie wtedy tlenek niemetalu. Na przykład w wyniku spalania węgla powstaje dwutlenek węgla:



Do ważniejszych tlenków niemetalu zaliczamy:

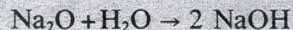
- tlenek węgla CO , główny składnik czadu, będący silną trucizną,
- dwutlenek węgla CO_2 ,
- dwutlenek siarki SO_2 .

Tabela 1.5. Nazwy tlenków

Wzór	Nazwa systematyczna		Nazwa tradycyjna*
	system przedrostków	system Stocka	
Cu_2O	tlenek dwumiedzi	tlenek miedzi(I)	{tlenek miedziawy}
CuO	tlenek miedzi	tlenek miedzi(II)	{tlenek miedziowy}
FeO	tlenek żelaza	tlenek żelaza(II)	{tlenek żelazawy}
Fe_2O_3	trójtlenek dwużelaza	tlenek żelaza(III)	{tlenek żelazowy lub trójtlenek żelaza}
N_2O	tlenek dwuazotu	tlenek azotu(I)	{podtlenek azotu}
NO	tlenek azotu	tlenek azotu(II)	
N_2O_3	trójtlenek dwuazotu	tlenek azotu(III)	trójtlenek azotu
NO_2	dwutlenek azotu	tlenek azotu(IV)	
N_2O_5	pięciotlenek dwuazotu	tlenek azotu(V)	pięciotlenek azotu

*Nazwa w nawiasie klamrowym nie jest obecnie zalecana przez Polskie Towarzystwo Chemiczne.

Wodorotlenki (zasady). Tlenki metali rozpuszczając się w wodzie wytwarzają związki zwane wodorotlenkami lub zasadami. W wyniku rozpuszczania w wodzie tlenku sodowego powstaje wodorotlenek sodowy.



Do ważniejszych wodorotlenków zaliczamy:

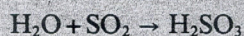
- wodorotlenek sodowy NaOH, zwany również ługiem sodowym lub sodą żrącą,
- wodorotlenek potasowy KOH, zwany potażem żrącym,
- wodorotlenek wapniowy Ca(OH)₂.

Charakterystyczną cechą zasad jest ich zdolność do rozpadania się w wodzie na jony dodatnie lub ujemne. Na przykład wodorotlenek sodowy rozpada się zgodnie z równaniem



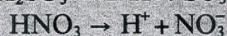
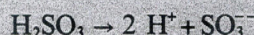
Taki rozpad na jony nazywamy dysocjacją. Zasady barwią papierek lakmusowy na kolor niebieski. Ponadto mają zdolność reagowania z kwasami oraz dysocjują w wodzie na dodatnie jony metalu i ujemne jony wodorotlenowe.

Kwasy. Powstają w wyniku rozpuszczania tlenków niemetalu w wodzie. Na przykład dwutlenek siarki rozpuszczając się w wodzie wytwarza kwas siarkawy.



Każdy kwas składa się z dwóch części: wodoru i reszty kwasowej.

Kwasy rozpuszczone w wodzie dysocjują na jony. Na przykład:



Widzimy, że kwasy dysocjując wytwarzają dodatnie jony wodorotlenowe H⁺ oraz ujemne jony reszty kwasowej. Kwasy barwią papierek lakmusowy na kolor czerwony.

Do ważniejszych kwasów zaliczamy:

- siarkowy H₂SO₄,
- azotowy HNO₃.

Oprócz kwasów, których cząsteczki zawierają atomy tlenu, znamy kwas beztlenowy, np. kwas solny HCl. W praktyce stosuje się nie same

Tabela 1.6. Nazwy najważniejszych oksokwasów (kwasów tlenowych)

Wzór	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa*
H ₂ SO ₄	kwas siarkowy(VI)	kwas siarkowy
H ₂ SO ₃	kwas siarkowy(IV)	{kwas siarkawy}
HNO ₃	kwas azotowy(V)	kwas azotowy
HNO ₂	kwas azotowy(III)	{kwas azotawy}
H ₃ PO ₄	kwas fosforowy(V) lub ortofosforowy(V)	kwas fosforowy lub ortofosforowy
H ₂ CO ₃	kwas węglowy	
H ₃ BO ₃	kwas borowy	

*Nazwa w nawiasie klamrowym nie jest obecnie zalecana przez Polskie Towarzystwo Chemiczne.

kwasy, lecz ich roztwory w wodzie. Na przykład kwas solny stosowany jest jako roztwór ok. 36%. Kwas solny stosuje się do oczyszczania powierzchni metalu przed lutowaniem.

W roztworach wodnych kwasów, zasad lub soli znajdują się jony H^+ i OH^- .

Jeżeli liczba jonów H^+ jest większa do liczby jonów OH^- mówimy, że o d c z y n roztworu jest k w a ś n y, a gdy liczba jonów OH^- jest większa od liczby jonów H^+ , odczyn roztworu jest z a s a d o w y. Jeżeli liczby jonów H^+ i OH^- są jednakowe, to roztwór ma odczyn obojętny.

Wskaźnik określający liczbowo odczyn roztworu oznacza się symbolem pH.

Jeżeli $pH < 7$, roztwór jest kwaśny;

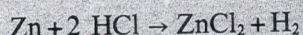
Jeżeli $pH = 7$, roztwór jest obojętny;

Jeżeli $pH > 7$, roztwór jest zasadowy.

Wartość pH określa się doświadczalnie w specjalnych aparatach zwanych pehametrami.

Znajomość pH wody ma duże znaczenie praktyczne. Na przykład woda stosowana do zapraw i betonów powinna mieć $pH > 4$.

Sole. Są połączeniami metalu i reszty kwasowej. Można je otrzymywać wieloma metodami. Jedną z nich polega na reakcji kwasu z metalem. Na przykład z cynku i kwasu solnego otrzymujemy chlorek cynku i gazowy wodór.



Inny sposób otrzymywania soli polega na reakcji między kwasem i wodorotlenkiem np. w wyniku reakcji kwasu solnego z wodorotlenkiem potasowym powstaje chlorek potasowy i woda



Nazwy soli tworzymy od nazwy kwasu, z którego je można otrzymać. Sole pochodzące od kwasu węglowego nazywamy węglanami.

Tabela 1.8. Przykłady nazw soli

Wzór	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa*
K_2SO_4	siarczan(VI) potasu	siarczan potasu
K_2SO_3	siarczan(IV) potasu	{siarczyn potasu}
$FeSO_4$	siarczan(VI) żelaza(II)	siarczan żelaza(II) lub {siarczan żelazawy}
$Fe_2(SO_4)_3$	siarczan(VI) żelaza(III)	siarczan żelaza(III) lub {siarczan żelazowy}
$Zn(NO_3)_2$	azotan(V) cynku	azotan cynku
NH_4NO_2	azotan(III) amonu	{azotyn amonu}
$MgCO_3$	węglan magnezu	
$AlPO_4$	ortofosforan(V) glinu	ortofosforan glinu lub fosforan glinu
Na_3BO_3	ortoboran sodu	boran sodu
$CuCl$	chlorek miedzi(I)	{chlorek miedziawy}
$CuCl_2$	chlorek miedzi(II)	{chlorek miedziowy}
CaF_2	fluorek wapnia	
$LiBr$	bromek litu	
BeI_2	jodek berylu	
Hg_2S	siarczek rtęci(I)	{siarczek rtęciawy}
HgS	siarczek rtęci(II)	{siarczek rtęciowy}

* Nazwa w nawiasie klamrowym nie jest obecnie zalecana przez Polskie Towarzystwo Chemiczne