



AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA
IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE



WYDZIAŁ
ODLEWNICTWA

Chemia ogólna

Wykładowca:

dr hab. dr Urszula Lelek-Borkowska, prof. AGH
Katedra Chemii i Korozji Metali



AGH

**AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA
IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE**



**WYDZIAŁ
ODLEWNICTWA**

Nazewnictwo i klasyfikacja związków chemicznych

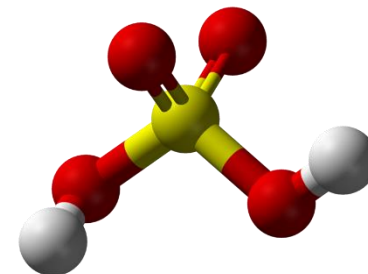
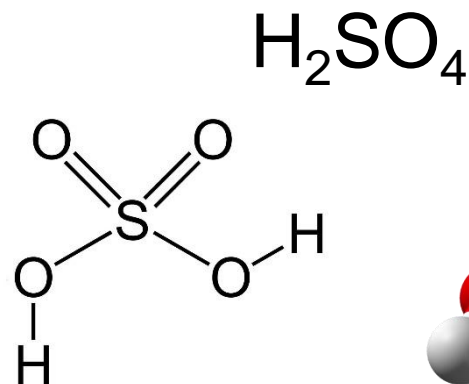
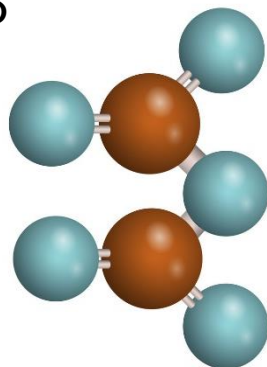
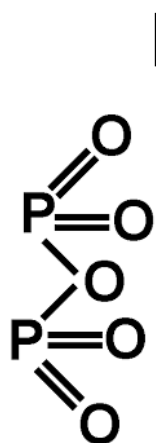
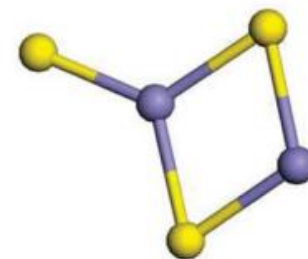
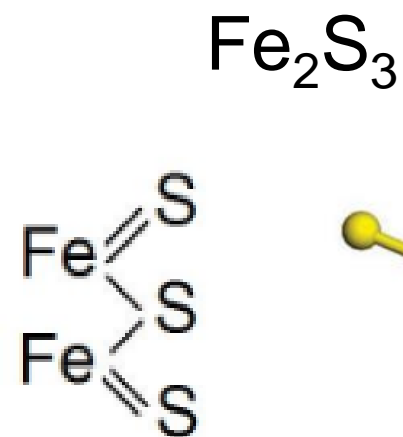
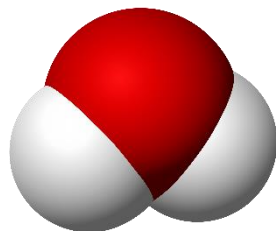
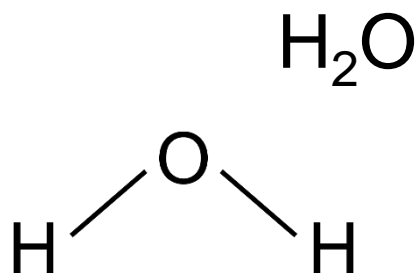
Układ okresowy pierwiastków

1 IA 1A	2 IIA 2A											13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A	
1 H Hydrogen 1.008																		2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180	
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948	
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798	
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294	
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018	
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [280]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [286]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [289]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]	

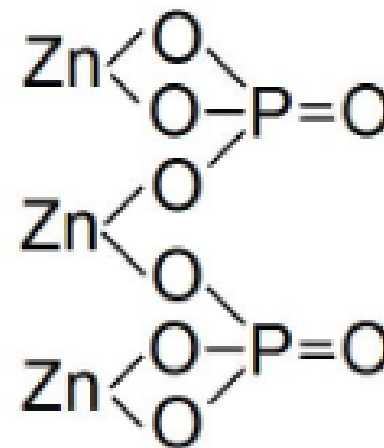
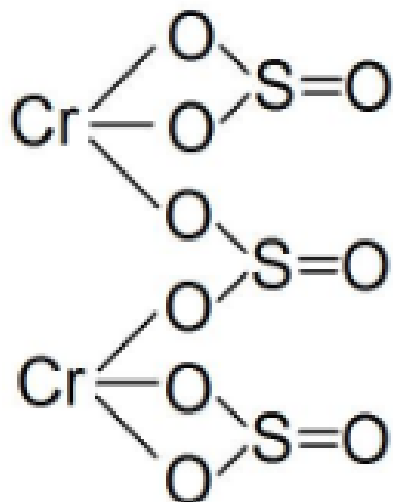
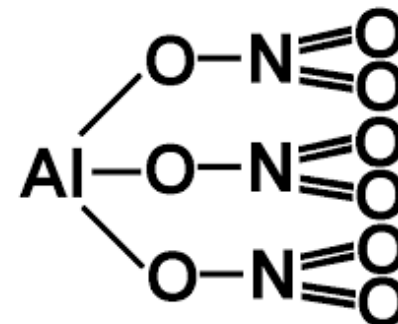
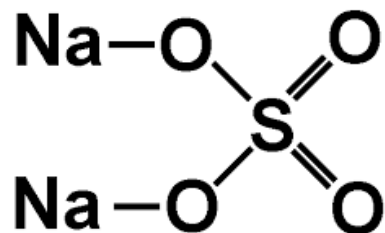
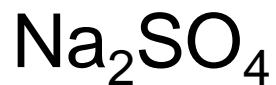
Wartościowość określa ilość wiązań, które może utworzyć pierwiastek.

Wartościowość związana jest z liczbą elektronów walencyjnych.

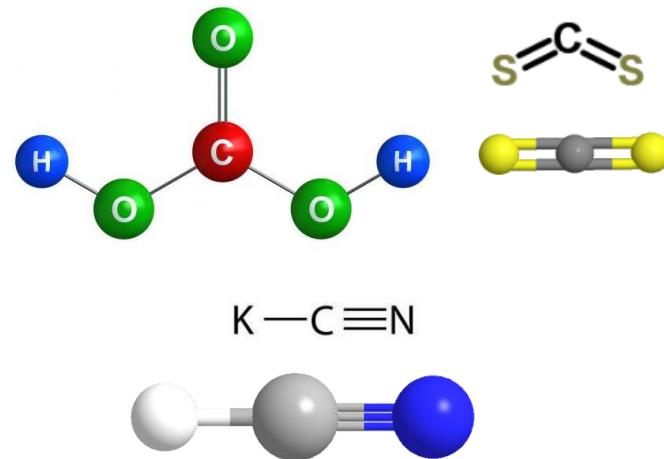
Związek chemiczny – połączenie dwóch lub więcej pierwiastków wiązaniem chemicznym.



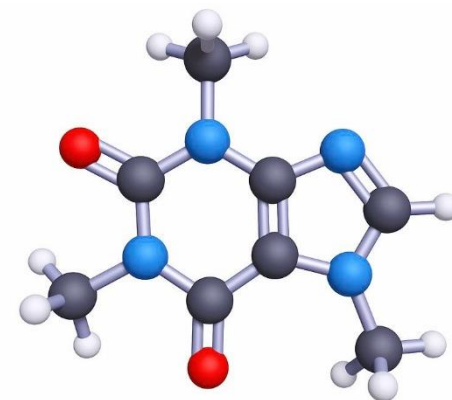
WZÓR SUMARYCZNY I STRUKTURALNY



Związki organiczne - związki węgla, wodoru i innych pierwiastków, z wyłączeniem tlenków węgla, kwasu węglowego i jego soli, węglików, dwusiarczku węgla, kwasu cyjanowodorowego i jego soli (związki te należą do związków nieorganicznych).

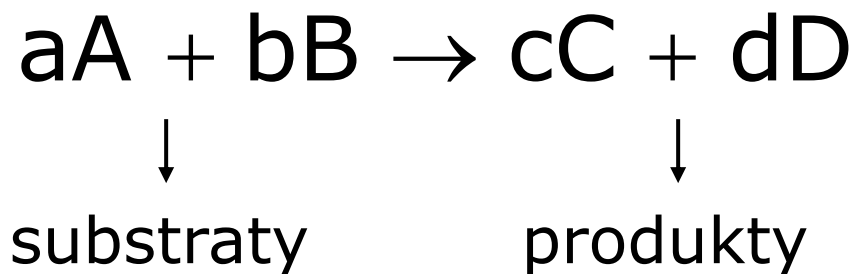


Kiedyś za związki organiczne uważano wyłącznie związki znajdujące się w organizmach żywych.



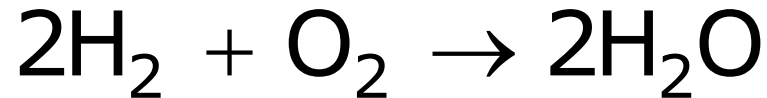
Caffeine
 $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

Równanie reakcji jest symbolicznym zapisem rzeczywistej reakcji chemicznej



a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne.

Odczytywanie równania reakcji



Powyższe równanie można odczytać na dwa sposoby:

1) dwie cząsteczki wodoru reagują z jedną cząsteczką tlenu dając dwie cząsteczki wody,

lub

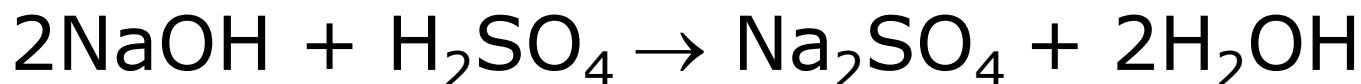
2) dwa mole wodoru reagując z jednym molem tlenu dają 2 mole wody.

Obydwie strony równania muszą się zgadzać, czyli ilość atomów każdego pierwiastka musi być taka sama po obydwu stronach równania.



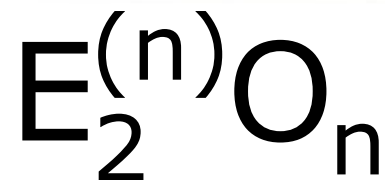
Ponieważ po stronie produktów są dwa atomy sodu, NaOH musi zostać przemnożone przez 2.

Teraz, aby zgadzała się ilość wodoru należy wziąć dwie cząsteczki wody po stronie produktów.



- tlenki,
- wodoroki,
- wodorotlenki,
- kwasy,
- sole,
- związki kompleksowe,
- inne.

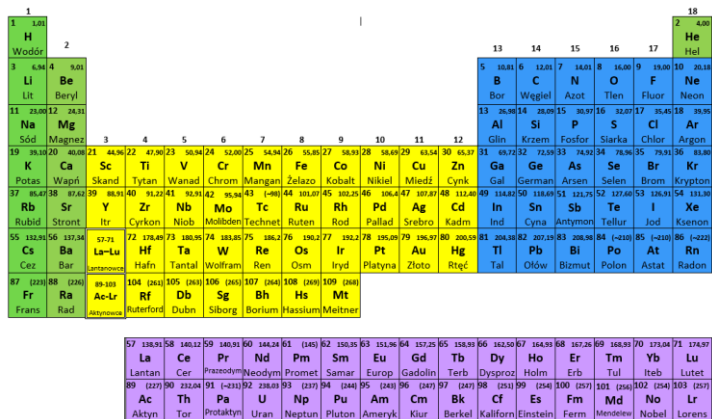
TLENKI



n – wartościowość pierwiastka

O – stopień utlenienia: -2 (-1 w nadtlenkach).

Wszystkie pierwiastki tworzą tlenki: metale, metaloidy (pierwiastki tworzące związki o charakterze amfoterycznym) oraz niemetale.



Periodic table of elements showing atomic numbers and symbols. The table is color-coded by groups: Group 1 (green), Group 2 (yellow), Groups 3-10 (orange), Groups 11-12 (yellow), Groups 13-18 (blue).

1 H Wodor																	2 He Hel
3 Li Lit	4 Be Beryl											5 B Bor	6 C Węgiel	7 N Azot	8 O Tlen	9 F Fluor	10 Ne Neon
11 Na Sód	12 Mg Magnez											13 Al Glin	14 Si Krzem	15 P Fosfor	16 S Siarka	17 Cl Chlor	18 Ar Argon
19 K Potas	20 Ca Wapń	21 Sc Skand	22 Ti Tytan	23 V Wanad	24 Cr Chrom	25 Mn Mangan	26 Fe Żelazo	27 Co Kobalt	28 Ni Nikiel	29 Cu Miedź	30 Zn Cynk	31 Ga Gall	32 Ge German	33 As Arsen	34 Se Selen	35 Br Brom	36 Kr Krypton
37 Rb Rubid	38 Sr Stront	39 Y Itr	40 Zr Cykon	41 Nb Niob	42 Mo Molibden	43 Tc Technet	44 Ru Ruten	45 Rh Rod	46 Pd Pallad	47 Ag Srebro	48 Cd Kadm	49 In Ind	50 Sn Cyna	51 Sb Antymon	52 Te Tellur	53 I Jod	54 Xe Ksenon
55 Cs Cez	56 Ba Bar	57-71 La-Lu Lantanowce	72 Hf Hafn	73 Ta Tantal	74 W Wolfram	75 Re Ren	76 Os Osm	77 Ir Iryd	78 Pt Platyna	79 Au Złoto	80 Hg Rtęć	81 Tl Tal	82 Pb Ółów	83 Bi Bizmut	84 Po Polon	85 At Astat	86 Rn Radon
87 Fr Frans	88 Ra Rad	89-103 Ac-Lr Aktynowce	104 Rf Ruterford	105 Db Dubn	106 Sg Siłborg	107 Bh Borium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitner									
57 La Lantan	58 Ce Cer	59 Pr Praseodym	60 Nd Neodym	61 Pm Promet	62 Sm Samar	63 Eu Europ	64 Gd Gadolin	65 Tb Terb	66 Dy Dysproz	67 Ho Holm	68 Er Erb	69 Tm Tul	70 Yb Iteb	71 Lu Lutet			
89 Ac Aktyn	90 Th Tor	91 Pa Protaktyn	92 U Uran	93 Np Neptun	94 Pu Pluton	95 Am Ameryk	96 Cm Klur	97 Bk Berkel	98 Cf Kaliforn	99 Es Einstein	100 Fm Ferm	101 Md Mendelew	102 No Nobel	103 Lr Lorens			

Metale, niemetale, metaloidy

1																		18																	
1 1,01 H																	2 4,00 He																		
2																		13	14	15	16	17	18												
3 6,94 Li	4 9,01 Be																	5 10,81 B	6 12,01 C	7 14,01 N	8 16,00 O	9 19,00 F	10 20,18 Ne												
11 23,00 Na	12 24,31 Mg																	13 26,98 Al	14 28,09 Si	15 30,97 P	16 32,07 S	17 35,45 Cl	18 39,95 Ar												
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12																								
19 39,10 K	20 40,08 Ca	21 44,96 Sc	22 47,90 Ti	23 50,94 V	24 52,00 Cr	25 54,94 Mn	26 55,85 Fe	27 58,93 Co	28 58,69 Ni	29 63,54 Cu	30 65,37 Zn	31 69,72 Ga	32 72,59 Ge	33 74,92 As	34 78,96 Se	35 79,91 Br	36 83,80 Kr																		
37 85,47 Rb	38 87,62 Sr	39 88,91 Y	40 91,22 Zr	41 92,91 Nb	42 95,94 Mo	43 (~98) Tc	44 101,07 Ru	45 102,25 Rh	46 106,4 Pd	47 107,87 Ag	48 112,40 Cd	49 114,82 In	50 118,69 Sn	51 121,75 Sb	52 127,60 Te	53 126,91 I	54 131,30 Xe																		
55 132,91 Cs	56 137,34 Ba	57-71 La-Lu	72 178,49 Hf	73 180,95 Ta	74 183,84 W	75 186,2 Re	76 190,2 Os	77 192,2 Ir	78 195,09 Pt	79 196,97 Au	80 200,59 Hg	81 204,38 Tl	82 207,19 Pb	83 208,98 Bi	84 (~210) Po	85 (~210) At	86 (~222) Rn																		
87 (223) Fr	88 (226) Ra	89-103 Ac-Lr	104 (267) Rf	105 (268) Db	106 (271) Sg	107 (272) Bh	108 (270) Hs	109 (276) Mt	110 (281) Ds	111 (280) Rg	112 (285) Cn	113 (284) Nh	114 (261) Fl	115 (288) Mc	116 (293) Lv	117 (294) Ts	118 (294) Og																		

57 138,91 La	58 140,12 Ce	59 140,91 Pr	60 144,24 Nd	61 (145) Pm	62 150,35 Sm	63 151,96 Eu	64 157,25 Gd	65 158,93 Tb	66 162,50 Dy	67 164,93 Ho	68 167,26 Er	69 168,93 Tm	70 173,04 Yb	71 174,97 Lu
89 (227) Ac	90 232,04 Th	91 (~231) Pa	92 238,03 U	93 (237) Np	94 (244) Pu	95 (243) Am	96 (247) Cm	97 (247) Bk	98 (251) Cf	99 (254) Es	100 (257) Fm	101 (256) Md	102 (254) No	103 (257) Lr

Metale, metaloidy, niemetale

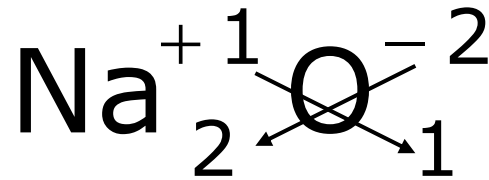
			
GLIN	ŻELAZO	CYNA	CHROM
			
MIEDŹ	ZŁOTO	SREBRO	RTEĆ
			
OŁÓW	MAGNEZ	TYTAN	PLATYNA

		
TELLUR	GERMAN	BOR
		
KRZEM	ANTYMON	ARSEN

		
FOSFOR	WĘGIEL	SIARKA
		
BROM	CHLOR	NEON

Nazewnictwo tlenków: tlenek + nazwa pierwiastka i jego wartościowość w nawiasie (jeśli więcej niż jedna możliwa).

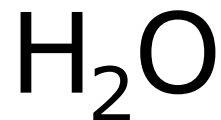
Przykład:



stopień utlenienia sodu - +1,

ostatecznie:





nazwa systematyczna: monotlenek diwodoru, ozan,

nazwa zwyczajowa: woda



stopień utlenienia węgla - +4,

nazwa systematyczna: ditlenek węgla (IV),

tlenek węgla (IV)

nazwa zwyczajowa: dwutlenek węgla

Przykład:

K_2O – tlenek potasu,

CaO – tlenek wapnia,

Al_2O_3 – tlenek glinu,

FeO – tlenek żelaza (II)

Fe_2O_3 – tlenek żelaza (III)

Fe_3O_4 – tlenek żelaza (II) diżelaza (III) ($FeO \cdot Fe_2O_3$)

Cl_2O_3 – tritlenek dichloru (VII), tlenek chloru(III)

Cl_2O_5 – pentatlenek dichloru (VII), tlenek chloru(V)

Cl_2O_7 – heptatlenek dichloru (VII), tlenek chloru(VII)



Przykład:

N_2O – tlenek diazotu (I), tlenek azotu(I)

podtlenek azotu

NO - tlenek azotu (II),

N_2O_3 - tritlenek diazotu (III), tlenek

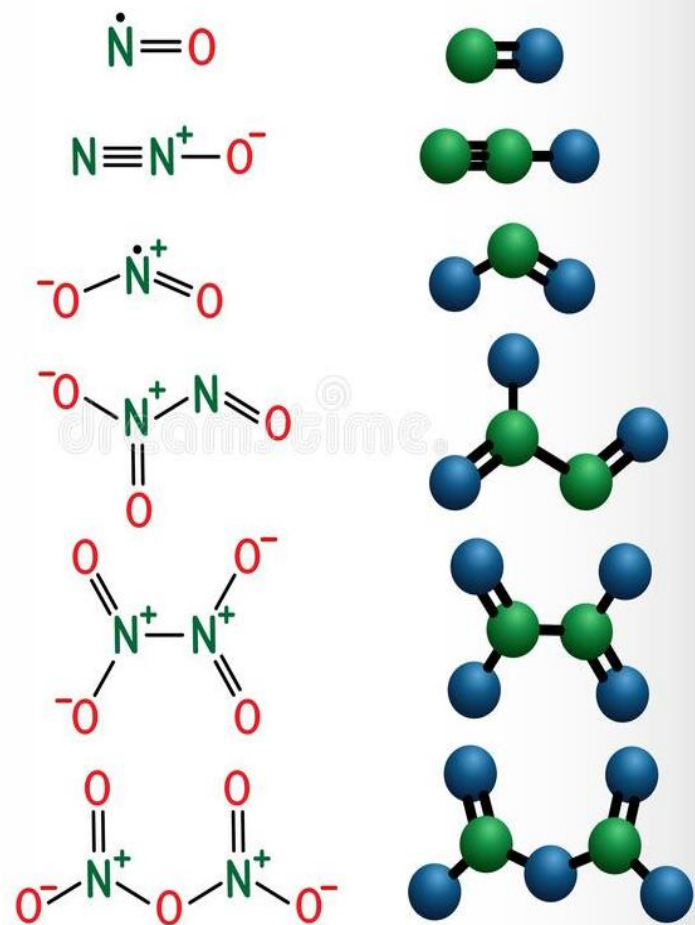
azotu (III),

NO_2 – ditlenek azotu (IV), tlenek azotu

(IV),

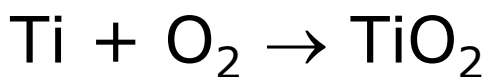
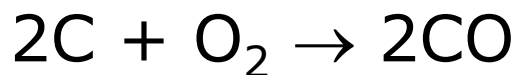
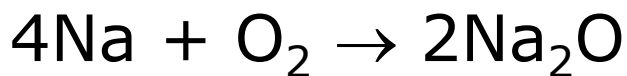
N_2O_5 - pentatlenek diazotu (V), tlenek

azotu (V),

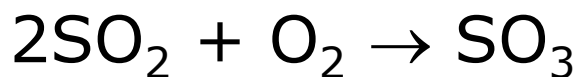
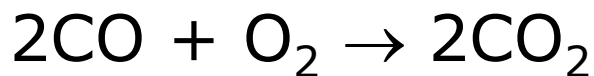


OTRZYMYWANIE TLENKÓW

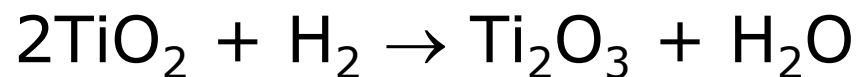
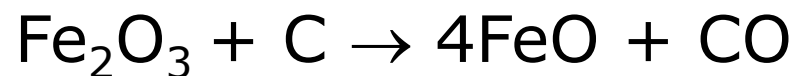
1. utlenianie pierwiastków



2. utlenianie niższego tlenku do wyższego



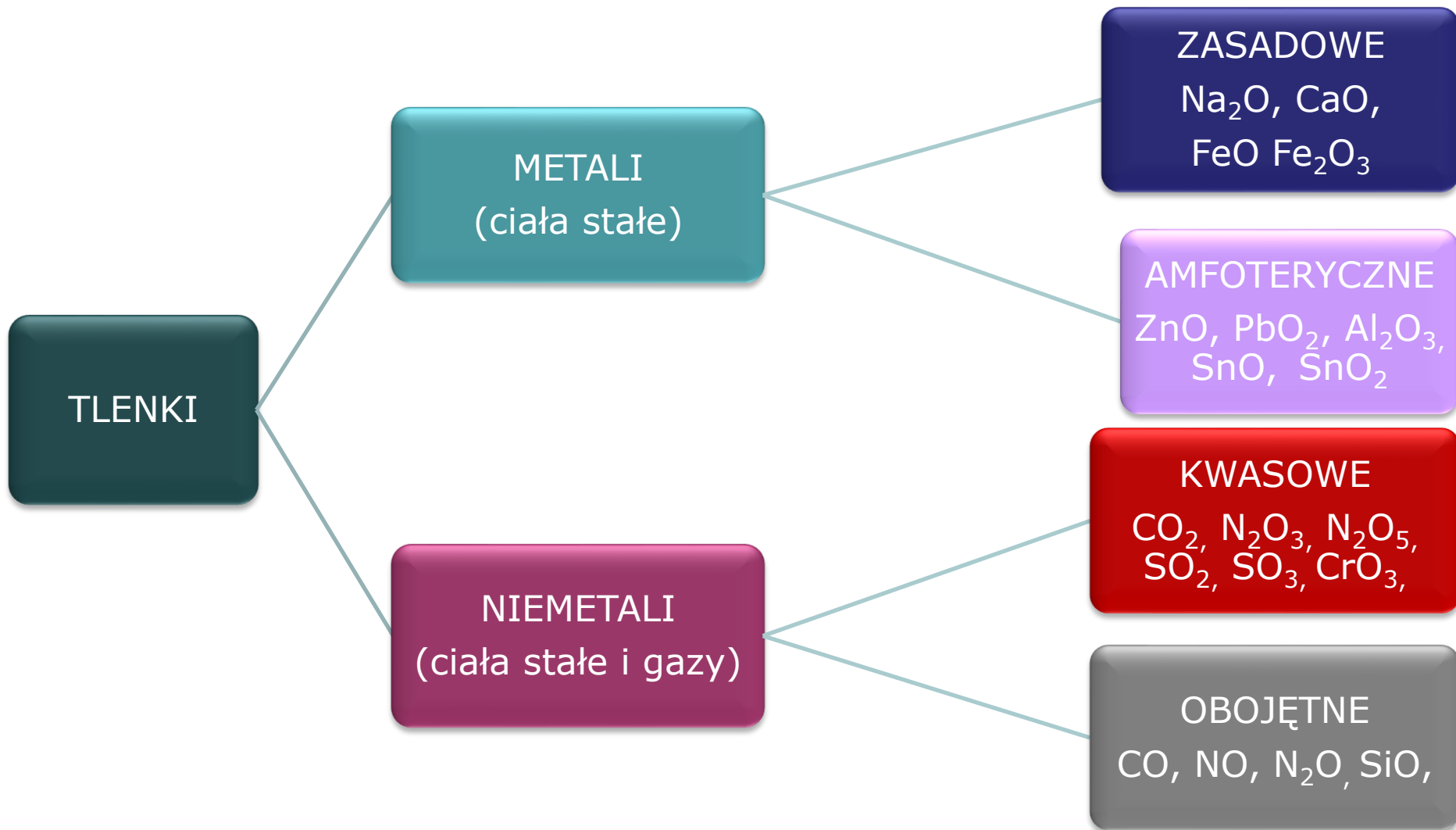
3. redukcja wyższego tlenku do niższego



4. rozkład soli



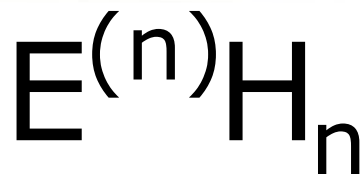
WŁAŚCIWOŚCI TLENKÓW



WODORKI

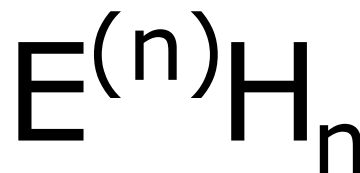
WODORKI

JONOWE



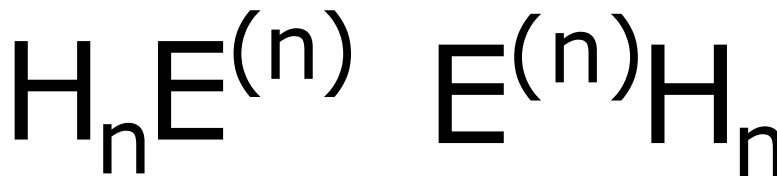
tworzone przez litowce i berylowce: Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba

METALICZNE



tworzone przez metale z bloku d i f, niestechiometryczne

KOWALENCYJNE



tworzone przez niemetale



AGH

Przykład:

WODORKI

Jonowe: LiH – wodorek litu, CaH_2 – wodorek wapnia

Metaliczne: $\text{PdH}_{0,6}$, $\text{TiH}_{1,73}$, $\text{ZrH}_{1,92}$

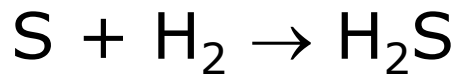
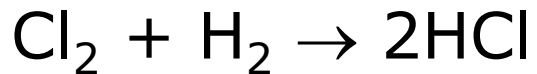
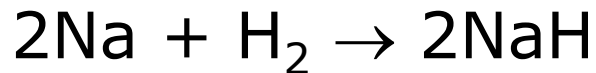
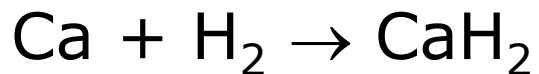
Kowalencyjne: BH_3 – wodorek boru, CH_4 - metan,

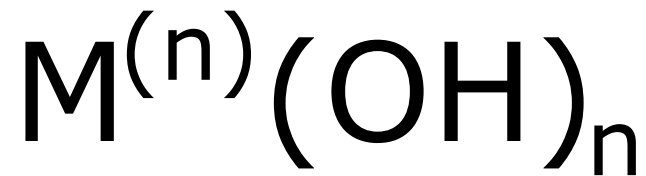
PH_3 – wodorek fosforu, SiH_4 – wodorek krzemu,

H_2S - siarkowodór, H_2Se - selenowodór,

HF - fluorowodór, HCl - chlorowodór.

Reakcja pierwiastka z wodorem:





n – wartościowość metalu.



Wodorotlenki tworzą metale i metaloidy.

Przykłady:

NaOH – wodorotlenek sodu,

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – wodorotlenek wapnia,

$\text{Al}(\text{OH})_3$ – wodorotlenek glinu,

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – wodorotlenek żelaza (II),

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – wodorotlenek żelaza (III),

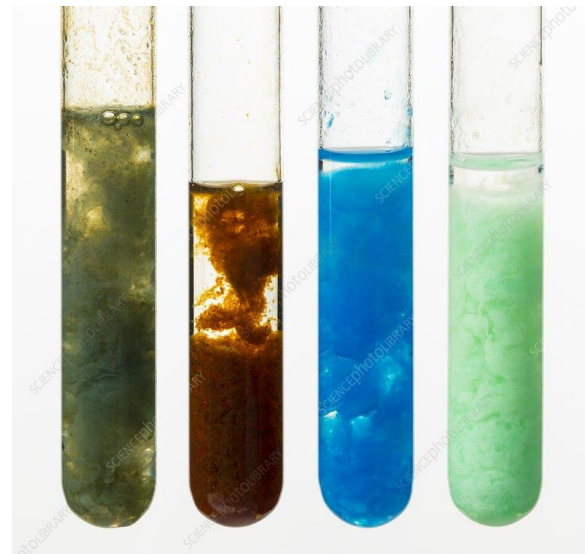
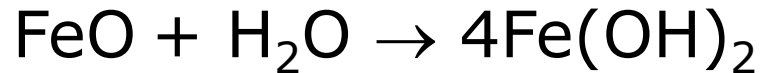
$\text{Sn}(\text{OH})_2$ – wodorotlenek cyny (II),

$\text{Sn}(\text{OH})_4$ – wodorotlenek cyny (IV),

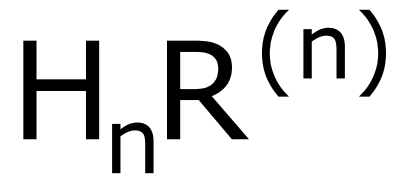
NH_4OH (NH_3aq)- wodorotlenek amonu.



Reakcja tlenku metalu z wodą:



KWASY



n – wartościowość reszty kwasowej

H– stopień utlenienia: +1 (–1 w wodorkach).

Kwasy tworzą niemetale

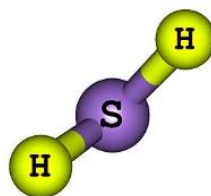
Rodzaje kwasów:

- beztlenowe,
- tlenowe.

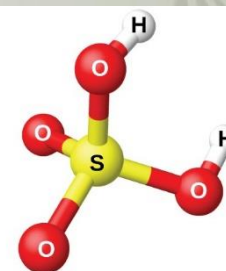


KWASY BEZTLENOWE

Wzór	Nazwa	Nazwa tradycyjna	Reszta kwasowa	Nazwa soli
HF	fluorowodór	kwas flourowodorowy	F ⁻	fluorek
HCl	chlorowodór	kwas solny	Cl ⁻	chlorek
HBr	bromowodór	kwas bromowodorowy	Br ⁻	bromek
HI	jodowodór	kwas jodowodorowy	I ⁻	jodek
HCN	cyjanowodór	–	CN ⁻	cyjanek
H ₂ S	siarkowodór	–	S ²⁻ HS ⁻	siarczek wodorosiarczek



KWASY TLENOWE



Wzór	Nazwa	Nazwa tradycyjna	Jon	Nazwa soli
H_2CO_3	węglowy	–	CO_3^{2-} HCO_3^-	węglan wodorowęglan
HNO_2	azotowy(III)	azotawy	NO_2^-	azotan (III)
HNO_3	azotowy (V)	azotowy	NO_3^-	azotan (V)
H_3PO_3	fosforowy (III)	metafosforowy	PO_3^{3-} HPO_3^{2-} $H_2PO_3^-$	fosforan (III) wodorofosforan (III) dwuwodorofosforan (III)
H_3PO_4	fosforowy (V)	ortofosforowy	PO_4^{3-} HPO_4^{2-} $H_2PO_4^-$	fosforan (V) wodorofosforan (V) dwuwodorofosforan (V)
H_2SO_3	siarkowy (IV)	siarkawy	SO_3^{2-} HSO_3^-	siarczan (IV) wodorosiarczana (IV)
H_2SO_4	siarkowy (VI)	siarkowy	SO_4^{2-} HSO_4^-	siarczan (VI) wodorosiarczan (VI)

KWASY TLENOWE

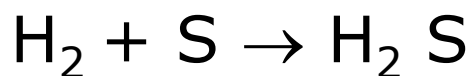
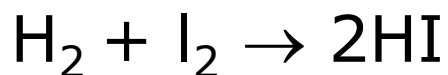
Wzór	Nazwa	Nazwa tradycyjna	Jon	Nazwa soli
HClO	chlorowy (I)	podchlorawy	ClO ⁻	chloran (I)
HClO ₂	chlorowy (III)	chlorawy	ClO ₂ ⁻	chloran (III)
HClO ₃	chlorowy (V)	chlorowy	ClO ₃ ⁻	chloran (V)
HClO ₄	chlorowy (VII)	nadchlorowy	ClO ₄ ⁻	chloran (VII)
HBrO ₃	bromowy (V)	–	BrO ₃ ⁻	bromian (V)
HJO ₄	jodowy (VII)	–	IO ₄ ⁻	jodan (VII)

KWASY ORGANICZNE

Wzór	Nazwa systematyczna	Nazwa tradycyjna	Jon	Nazwa soli
HCOOH	metanowy	mrówkowy	HCOO ⁻	mrówczan
CH ₃ COOH	etanowy	octowy	CH ₃ COO ⁻	octan



Kwasy beztlenowe - synteza z pierwiastków:

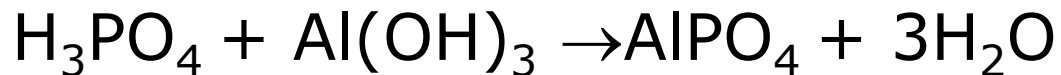
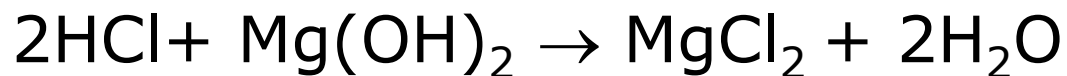
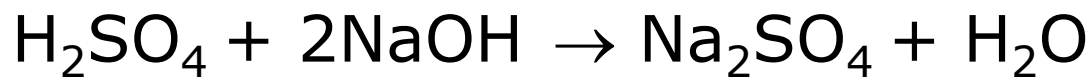


Kwasy tlenowe – reakcja bezwodnika kwasowego z wodą:

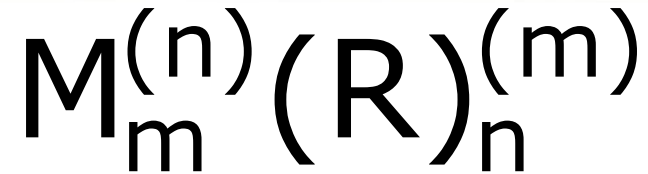


Reakcja zobojętniania:

kwas + zasada \rightarrow sól + woda



SOLE



n – wartościowość metalu,

m – wartościowość reszty kwasowej.



Przykład:

NaCl – chlorek sodu (sól kuchenna),

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – wodorowęglan wapnia,

$\text{Mg}_3(\text{PO}_3)_2$ – fosforan (V) magnezu,

Fe_2S_3 – siarczek żelaza (III),

KNO_3 – azotan (V) potasu (saletra potasowa),

$(\text{NH}_4)(\text{H}_2\text{PO}_4)$ - diwodorofosforan (V) amonu,

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – chlorek diwodorotlenek glinu

(dihydroksochlorek glinu)



OTRZYMYWANIE SOLI

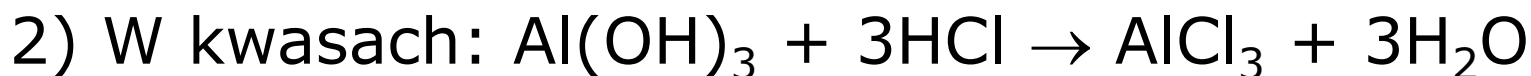
	METAL	TLENEK METALU	WODOROTLENEK	SÓL
NIEMETAL	$H_2 + S = H_2S$	-	-	-
TLENEK NIEMETALU	-	$CaO + CO_2 = CaCO_3$	$KOH + CO_2 = KHCO_3$	$CaSO_3 + CO_2 = CaCO_3 + SO_2$
KWAS	$Zn + HCl = ZnCl_2 + H_2$	$MgO + HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O$	$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$	$Ba(NO_3)_2 + HCl = BaCl_2 + 2HNO_3$
SÓL	-	$FeO + NaNO_3 = Fe(NO_3)_2 + Na_2O$	$Sn(OH)_2 + SO_3 = SnSO_4$	$Na_2CO_3 + CaCl_2 = 2NaCl + CaCO_3$

Amfoteryzm – zdolność pierwiastka do zachowania się jak metal, bądź niemetal w zależności od środowiska.

Pierwiastki wykazujące charakter amfoteryczny:

Zn, Pb, Sn, Al, Be, As, Sb, Cr, Mn.

Przykład:

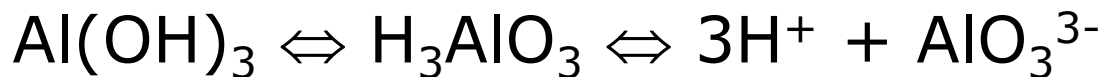


Dla pierwiastków amfoterycznych istnieje równowaga pomiędzy formą zasadową, a kwasową:



A – pierwiastek amfoteryczny.

Przykład:



KOMPLEKSY METALICZNE (związki koordynacyjne) –
atom lub jon metalu z wolnymi orbitalami d, zdolnymi
do przyjęcia pary elektronów, otoczony ligandami –
jonami lub cząsteczkami z wolną parą elektronów.



3 III B 3B	4 IV B 4B	5 V B 5B	6 VI B 6B	7 VII B 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 II B 2B
21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38
39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414
57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592
89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [280]	112 Cn Copernicium [285]

57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

Związki koordynacyjne mogą być tworzone przez pierwiastki bloków d i f.

NAZWY LIGANDÓW

Wzór	Nazwa
NH_3	ammino
H_2O	akwa
CO	karbonylo
NO	nitrozylo
SO_4^{2-}	siarczano
CN^-	cyjano
OH^-	hydroxo
F^-	fluoro
Cl^-	chloro
Br^-	bromo



Przykład:

$K_4[Fe(CN)_6]$ – sześciocyjanożelazian (II) potasu,

$K_3[Fe(CN)_6]$ – sześciocyjanożelazian (III) potasu,

$Fe(CO)_5$ – pięciokarbonyłek żelaza(0),

$[Cr(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl$ – chlorek

trójamminotrójakwachromu(III),

$[NiCl_4]^{2-}$ - jon czterochloroniklanowy (II),

$[Co(SO_4)(NH_3)_5]^+$ – jon pięcioamminosiarczanocobaltu(III),

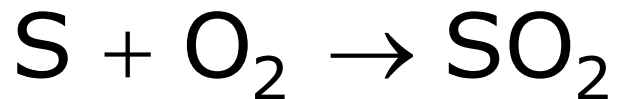
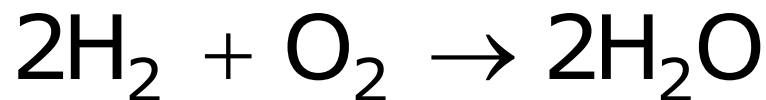
$[Fe(OH)(H_2O)_5]^{2+}$ – jon pięcioakwahydroksożelaza (III).

TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

SYNTEZA – dwa lub więcej substratów tworzy jeden produkt.

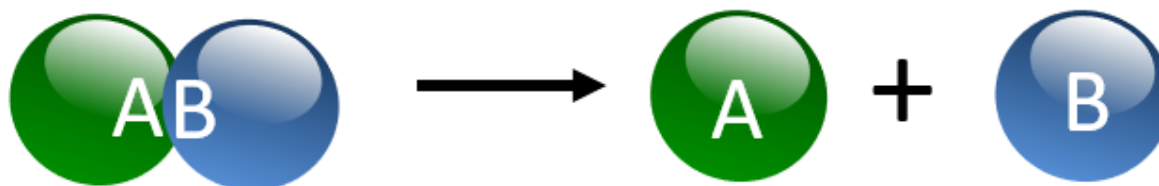


Przykład:



TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

ANALIZA – jeden substrat rozkłada się na produkty.

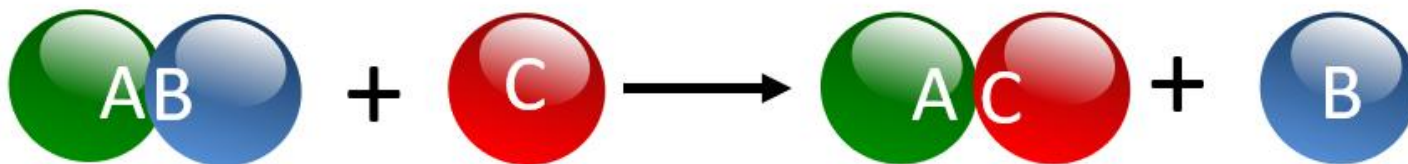


Przykład:

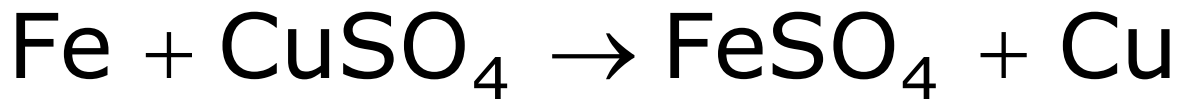
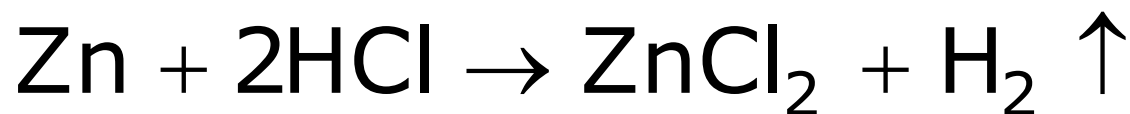


TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

REAKCJA WYMIANY POJEDYNCZEJ – tylko jeden pierwiastek ulega wymianie w związku podczas reakcji.

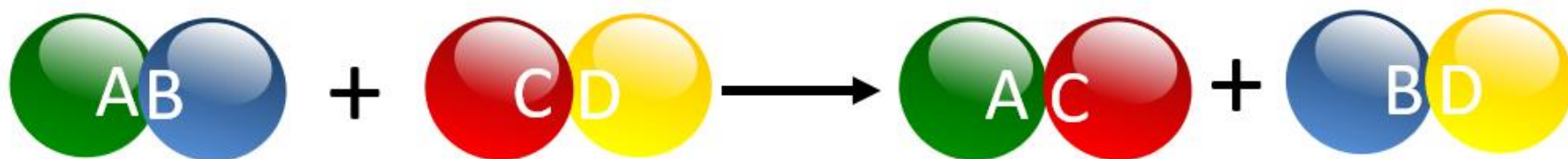


Przykład:

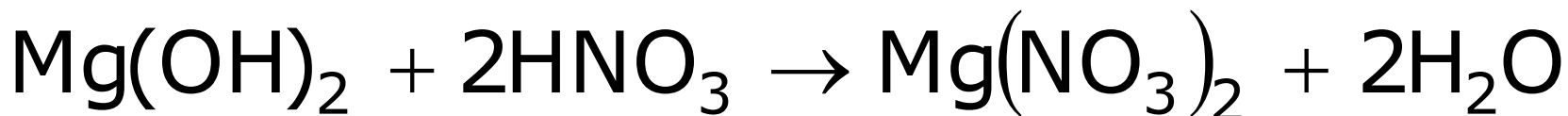
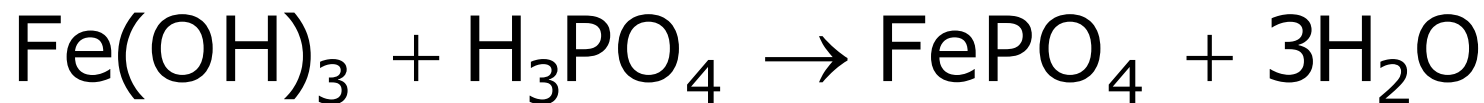
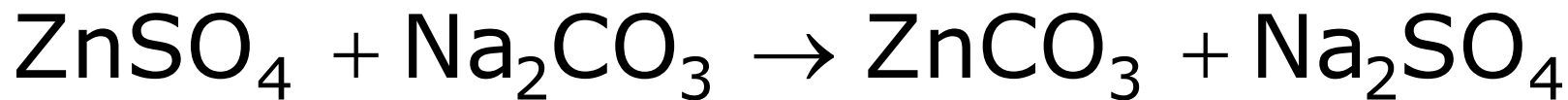


TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

REAKCJA WYMIANY PODWÓJNEJ – dwa pierwiastki ulegają wymianie podczas reakcji.



Przykład:

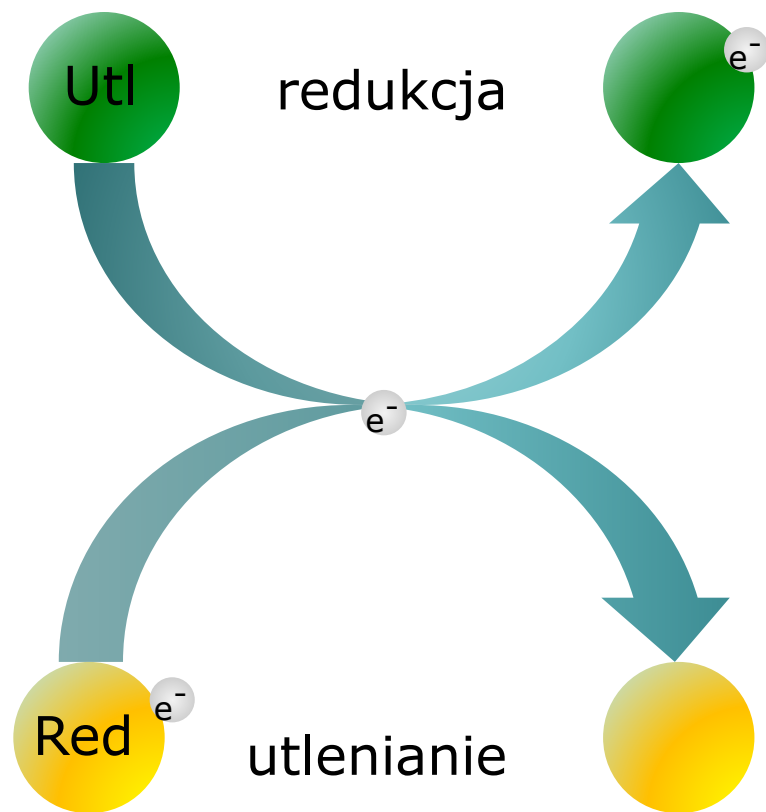


REACJE REDOX

REACJE REDOX – nazwa pochodzi od procesów redukcji i utleniania:

Utlenianie jest związane z utratą elektronu przez atom lub cząsteczkę, czyli podwyższeniem stopnia utlenienia.

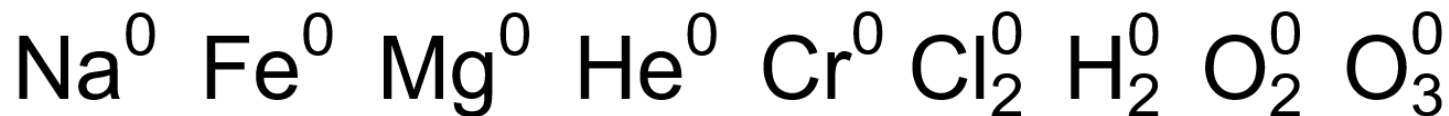
Redukcja związana jest z przyjęciem elektronu i obniżeniem (redukcją) stopnia utlenienia.



STOPIEŃ UTLENIEŃIA

Stopień utlenienia określa ile elektronów oddał lub przyjął dany atom.

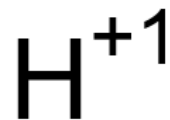
- stopień utlenienia pierwiastków w stanie wolnym wynosi zero



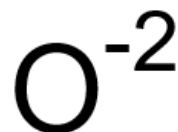
- stopień utlenienia fluoru we wszystkich związkach wynosi -1



- stopień utlenienia wodoru w związkach jest równy $+1$ (wyjątek: wodorki metali)

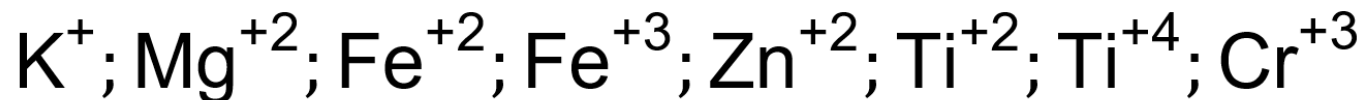


- stopień utlenienia tlenu w związkach wynosi -2 , (wyjątki: nadtlenki, F_2O)

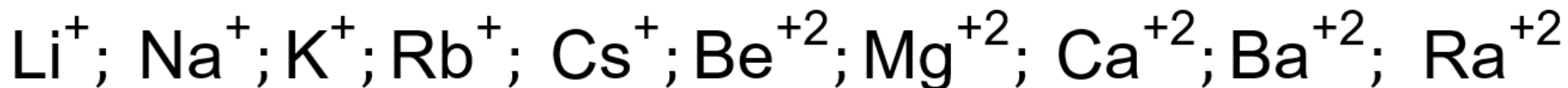


STOPIEŃ UTLENIEŃ

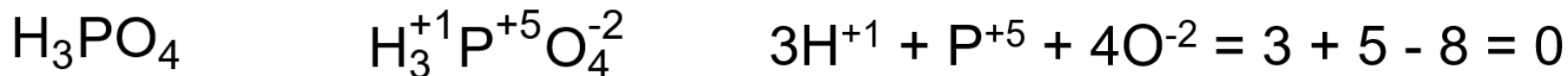
- metale mają dodatnie stopnie utlenienia;



- pierwiastki grupy 1 mają stopień utlenienia +1, grupy 2 : +2



- suma stopni utlenienia wszystkich atomów w cząsteczce obojętnej równa jest zero, zaś w jonie równa jest jego ładunkowi:

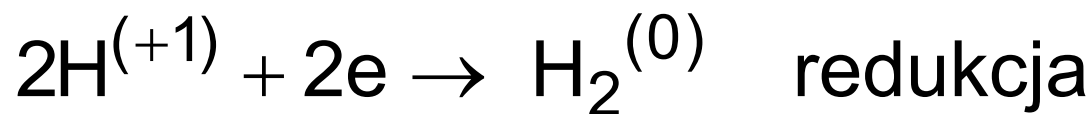
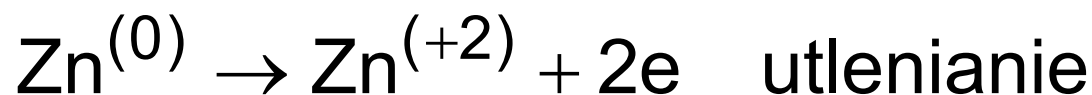
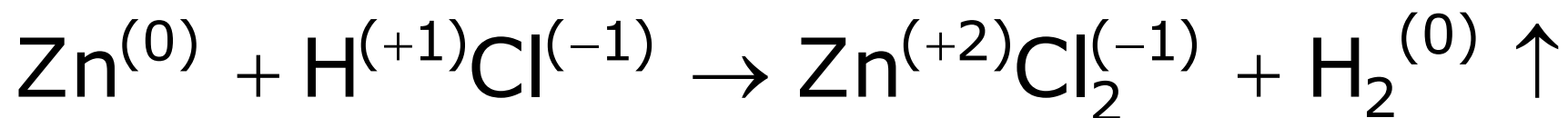




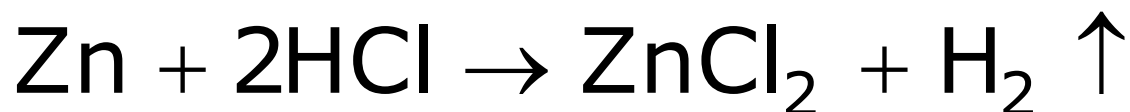
AGH

REACJE REDOX

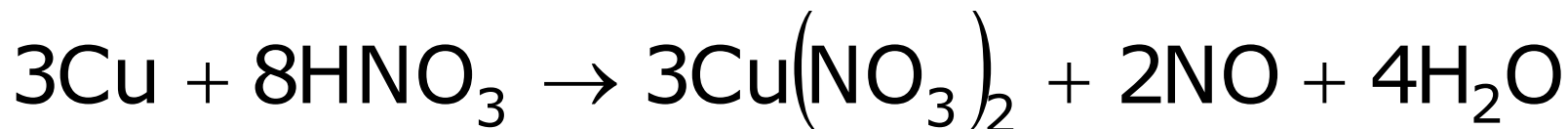
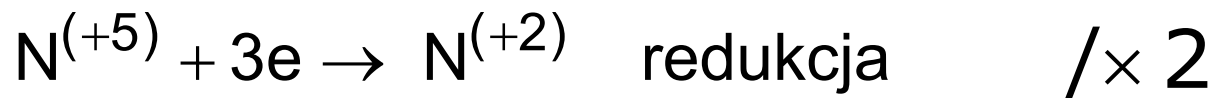
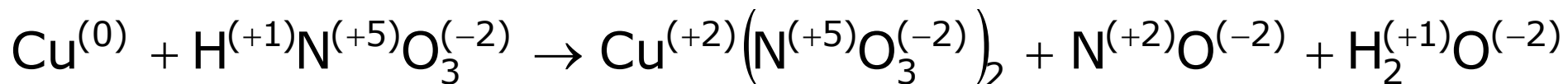
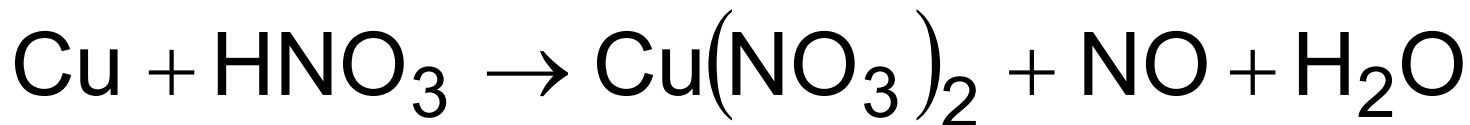
Przykład:



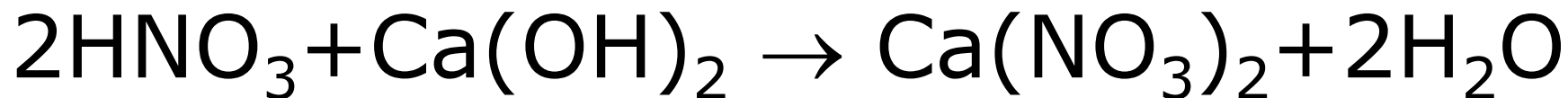
Teraz można uzgodnić równanie reakcji:



REACJE REDOX



Ile gramów kwasu azotowego (V) potrzeba do zobojętnienia 100g wodorotlenku wapnia?



Wnioski z reakcji:

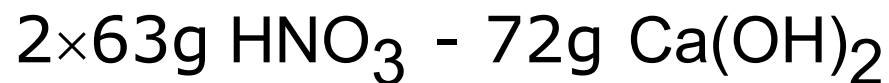
2 mole kwasu reagują z 1 molem wodorotlenku

$$M_{\text{HNO}_3} = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63 \text{g/mol}$$

$$M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 40 + 2 \cdot (16 + 1) = 72 \text{g/mol}$$

OBLICZENIA CHEMICZNE

czyli



$$x = \frac{126 \text{g} \times 100 \text{g}}{72 \text{g}} = 175 \text{g}$$

Odpowiedź:

Do zobojętnienia 100g wodorotlenku wapnia należy zużyć 175 gramów kwasu azotowego (V).

Jaka objętość wodoru (zmierzona w warunkach normalnych: 273K, 1013hPa) wydzieli się w reakcji 45g magnezu z kwasem fosforowym (III)?



Wnioski z reakcji:

3 mole magnezu wydzielają z 3 mole wodoru.

$M_{\text{H}}=1$ g/mol, $M_{\text{Mg}}= 24$ g/mol,

1 mol każdego gazu w war. norm. zajmuje objętość $22,4\text{dm}^3$.

Czyli: $3 \cdot 24\text{g Mg}$ wydziela $3 \cdot 22,4\text{dm}^3 \text{H}_2$

$72\text{g Mg} - 67,2\text{dm}^3 \text{H}_2$

$45\text{g Mg} - x\text{dm}^3 \text{H}_2$

$$x = \frac{45\text{g} \times 67,2\text{dm}^3}{72\text{g}} = 42\text{dm}^3$$

Odpowiedź:

45g Mg wydziela 42dm^3 wodoru.

EFFEKT CIEPLNY REAKCJI

Układ – reagenty, to co poddajemy obserwacji,
Otoczenie- wszystko poza układem,



OTOCZENIE – wszystko
poza układem

UKŁAD – to co nas interesuje

UKŁAD



otwarty

wymiana masy
i energii
z otoczeniem
 $\Delta m > 0, \Delta E > 0$



zamknięty

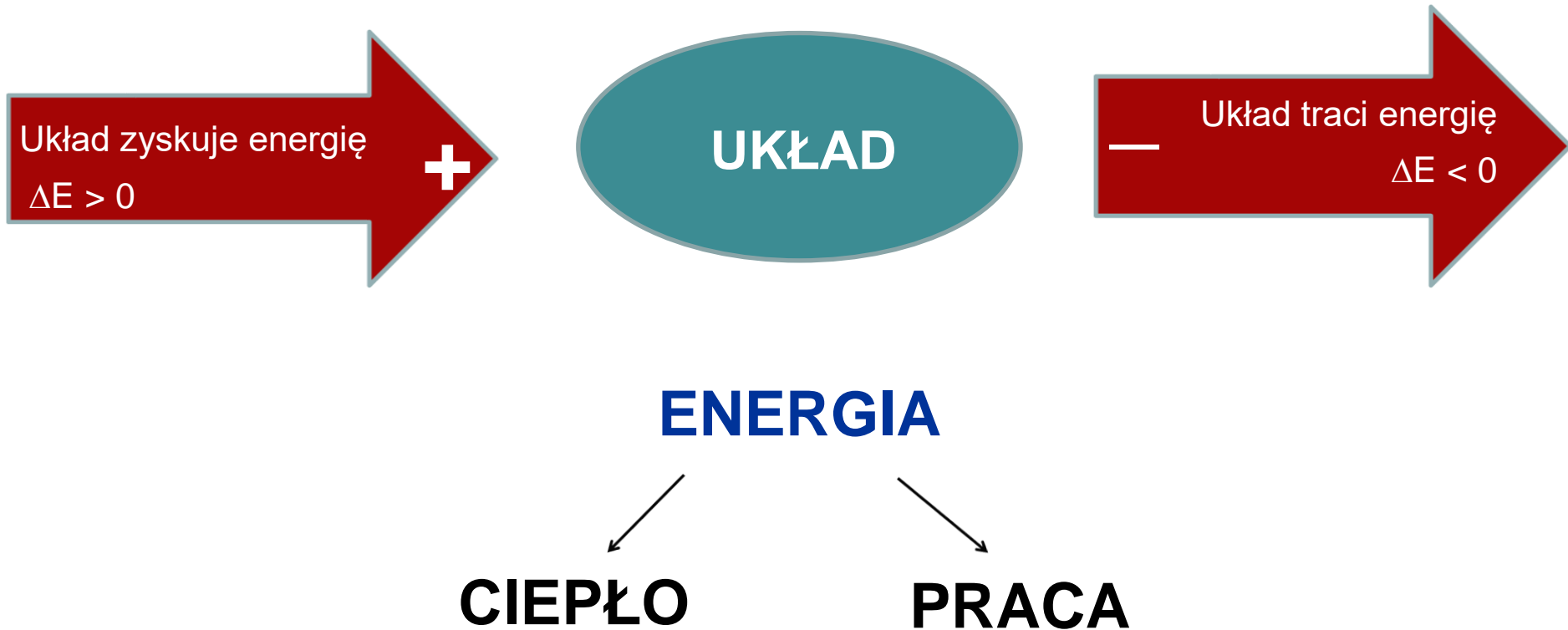
wymiana energii
z otoczeniem
 $\Delta m = 0, \Delta E > 0$



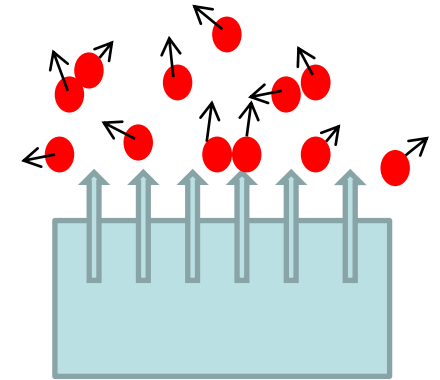
izolowany

brak wymiany masy
i energii z otoczeniem
 $\Delta m = 0, \Delta E = 0$

Energia – zdolność układu do wykonania pracy.

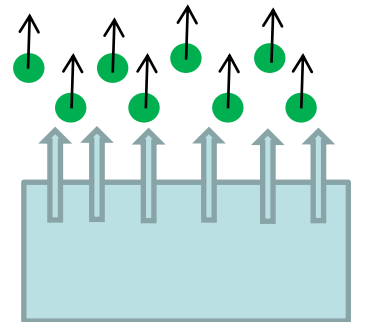


Ciepło - przekazywanie energii chaotycznego ruchu cząstek.



ciepło w ujęciu molekularnym

Praca – przepływ energii, który powoduje ukierunkowany ruch atomów bądź cząsteczek w przestrzeni.



praca w ujęciu molekularnym

I ZASADA TERMODYNAMIKI

Układ zamknięty może wymieniać energię z otoczeniem na sposób ciepła lub pracy:

$$\Delta U = Q + W$$

ΔU – zmiana energii wewnętrznej układu,

Q - ciepło,

W – praca.

Jeżeli układ oddaje ciepło $\Delta Q > 0$ – proces egzotermiczny

Jeśli układ pobiera ciepło $\Delta Q < 0$ – proces endotermiczny₅₉

ENTALPIA

Jedynym znaczącym rodzajem pracy wykonywanej przez układ, bądź na układzie jest praca objętościowa:

$$W = -p \times \Delta V$$

p – ciśnienie zewnętrzne,

$\Delta V = V_2 - V_1$ – zmiana objętości.

W warunkach izobarycznych:

$$\Delta U = Q_p - p\Delta V$$

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

definiując entalpię jako:

$$U + pV = H$$

ENTALPIA

Entalpia – ciepło procesu chemicznego w warunkach izobarycznych.

Entalpia jest funkcją stanu, tzn. że zmiana entalpii zależy wyłącznie od stanu początkowego i końcowego układu, a nie zależy od drogi przemiany.



Entalpia reakcji chemicznej

otrzymujemy:

$$Q_p = \Delta H$$

Entalpia ΔH_r jest to ciepło procesu w warunkach stałego ciśnienia.

Warunki standardowe:

temperatura **T = 298K** (25 °C),

ciśnienie **p = 101 325 Pa** = 1013 hPa = 1 atm.

Standardowa entalpia tworzenia związku ΔH^0 jest to ciepło towarzyszące powstawaniu **1 mola** związku z **pierwiastków** w warunkach **standardowych**.

Prawo Hessa

$$\Delta H^{\circ}_r = \sum n_i \Delta H^{\circ}_{\text{prod}} - \sum n_i \Delta H^{\circ}_{\text{subst}}$$

ΔH°_r – standardowa entalpia reakcji

n_i – ilość moli składnika „i”

ΔH° – standardowa entalpia tworzenia produktu/substratu

Zapis słowny: standardowa entalpia reakcji jest równa różnicy pomiędzy sumą standardowych entalpii tworzenia produktów (pomnożonych przez odpowiednie współczynniki z reakcji w [mol]), a sumą standardowych entalpii tworzenia substratów (pomnożonych przez odp. współczynniki z reakcji w [mol]).

Standardowe entalpie tworzenia pierwiastków w ich stanach podstawowych (wolnych) są równe **zero**.

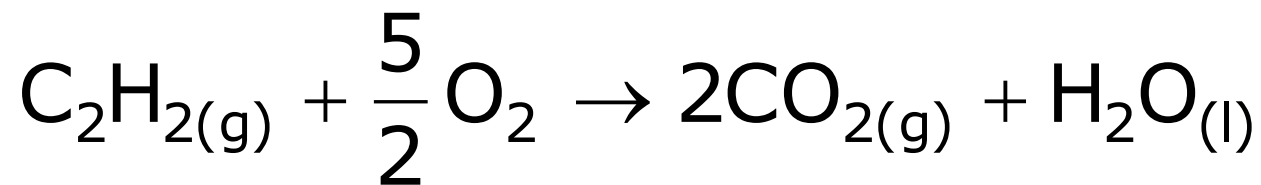
$\Delta H^0 < 0$ – **reakcja egzotermiczna** – ciepło oddawane jest z układu do otoczenia,

$\Delta H^0 > 0$ – **reakcja endotermiczna** – ciepło pobierane jest przez układ z otoczenia.

Przykład:

Ile ciepła wydzielili się podczas spalania 1m³ acetylenu?

Krok 1: zapisujemy i uzgadniamy równanie reakcji:



Krok 2: Zapisujemy wyrażenie na standardową entalpię reakcji zgodnie z prawem Hessa:

$$\Delta H_r^0 = \left(2\text{mol} \times \Delta H^0_{\text{CO}_{2(g)}} + 1\text{mol} \times \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} \right) - \left(\frac{5}{2}\text{mol} \times \Delta H^0_{\text{O}_{2(g)}} + 1\text{mol} \times \Delta H^0_{\text{C}_2\text{H}_2(g)} \right)$$

Krok 3: Wstawiamy do wyrażenia wartości standardowych entalpii tworzenia produktów i substratów:

$$\Delta H_r^0 = \left[2\text{mol} \times \left(-394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 1\text{mol} \times \left(-285.8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \right] - \left[\frac{5}{2}\text{mol} \times 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1\text{mol} \times 226.7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] = -2601\text{kJ}$$

Podczas spalania 1 mola acetylenu wydzielą się 2601kJ ciepła.

Krok 4: Wyliczamy ile moli acetylenu znajduje się w 1m^3 :

$$1 \text{ mol gazu} - 22.4\text{dm}^3$$

$$x \text{ mol} - 1000\text{dm}^3 (1\text{m}^3)$$

$$x = \frac{1 \text{ mol} \times 1000\text{dm}^3}{22.4\text{dm}^3} = 44.64\text{mol}$$

Krok 5: Mnożymy ilość ciepła wyliczoną dla 1 mola przez ilość moli znajdującą się w 1m^3 :

$$1 \text{ mol} - 2601\text{kJ}$$

$$44.64 \text{ mol} - x$$

$$x = 116108\text{kJ} = 116.1\text{MJ}$$

Odpowiedź: Podczas spalania 1m^3 acetyleny wydziela się 116.1MJ ciepła.