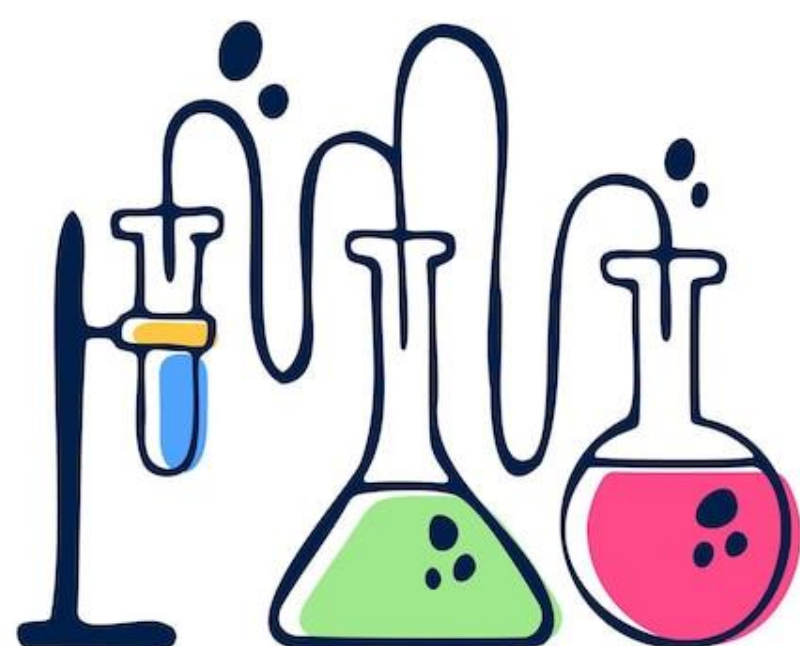


WYKŁAD nr 3

Reakcje chemiczne związków nieorganicznych – cz. I

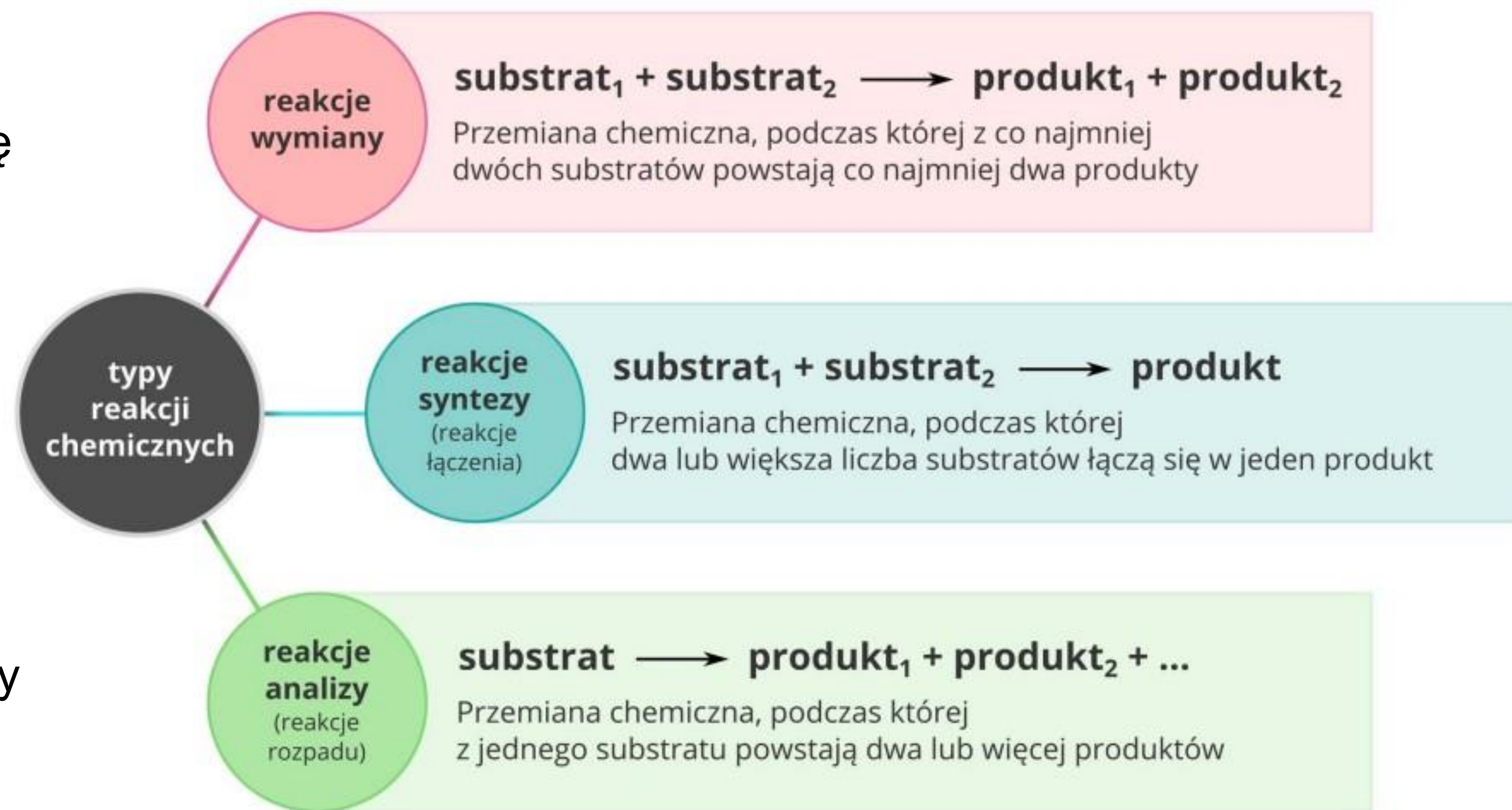


Zakres merytoryczny:

- typy reakcji chemicznych w chemii nieorganicznej (synteza, analiza, wymiana, reakcje w roztworach, stechiometria reakcji chemicznych, otrzymywanie zasad, kwasów, soli, spalanie),
- szybkość reakcji chemicznych i efekty energetyczne (reakcje egzoenergetyczne w tym wybuchowe, reakcje endoenergetyczne, granica wybuchowości, katalizatory, wpływ temperatury na szybkość reakcji – reguła van't Hoffa).

Typy reakcji chemicznych

- **Reakcja chemiczna** – każdy proces, w wyniku którego pierwotna substancja (**substrat**) przemienia się w inną substancję (**produkt**).
- Aby cząsteczka substratu zamieniła się w cząsteczkę produktu, konieczne jest rozerwanie przynajmniej jednego z obecnych w niej wiązań chemicznych pomiędzy atomami, bądź też utworzenie się przynajmniej jednego nowego wiązania.



Reakcje syntezy (łączenia)

- reakcja, w której powstają nowe substancje (**produkty**) z dwóch lub większej liczby substancji wyjściowych (**substratów**).

Równanie ogólne:

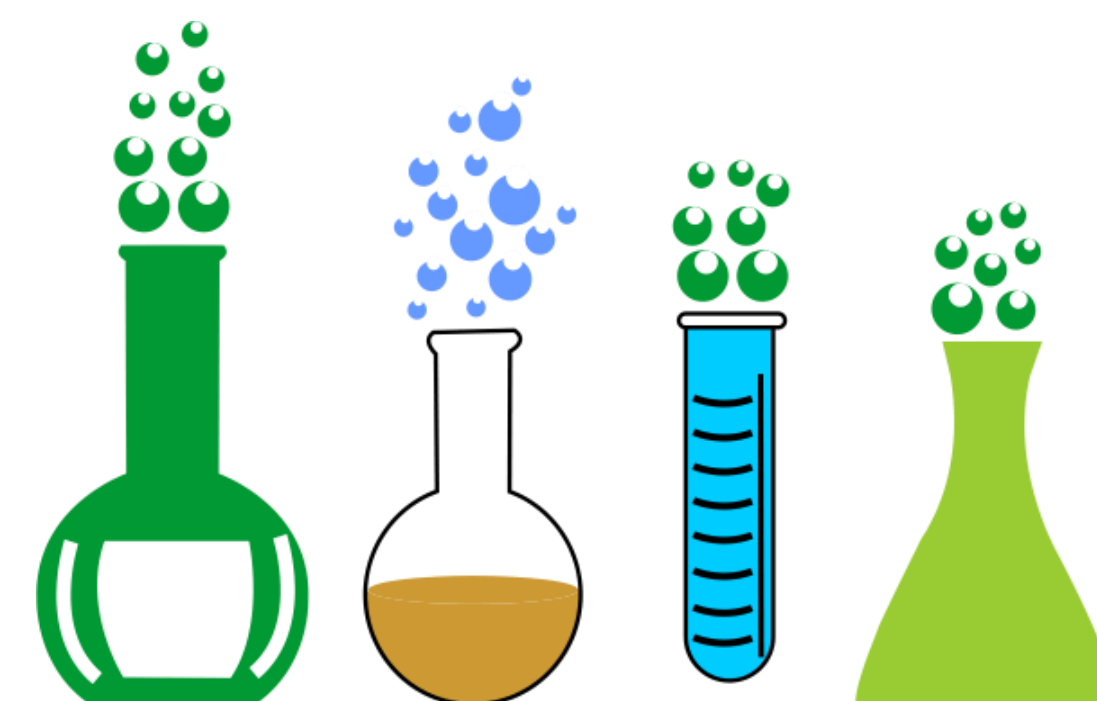
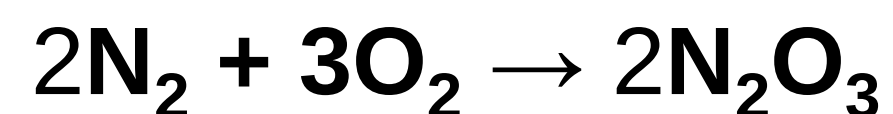
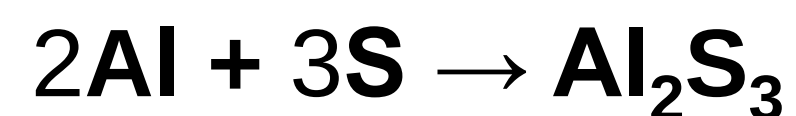


gdzie:

A, B – pierwiastki lub związki
chemiczne (substraty)

AB – produkt

Przykłady:



Reakcje analizy

- reakcja, w której powstają dwie lub więcej nowych substancji (produktów) prostszych lub pierwiastków z jednej substancji (substratu).

Równanie ogólne:

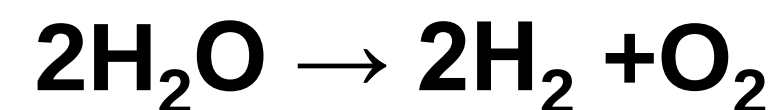
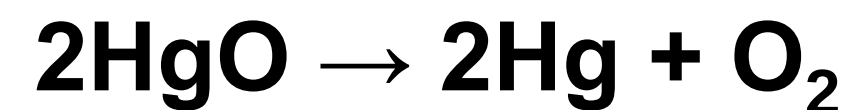
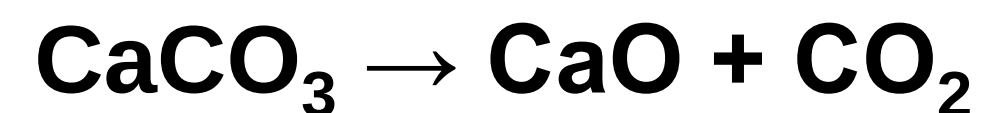


gdzie:

AB – substancja złożona

A, B – związki prostsze lub pierwiastki

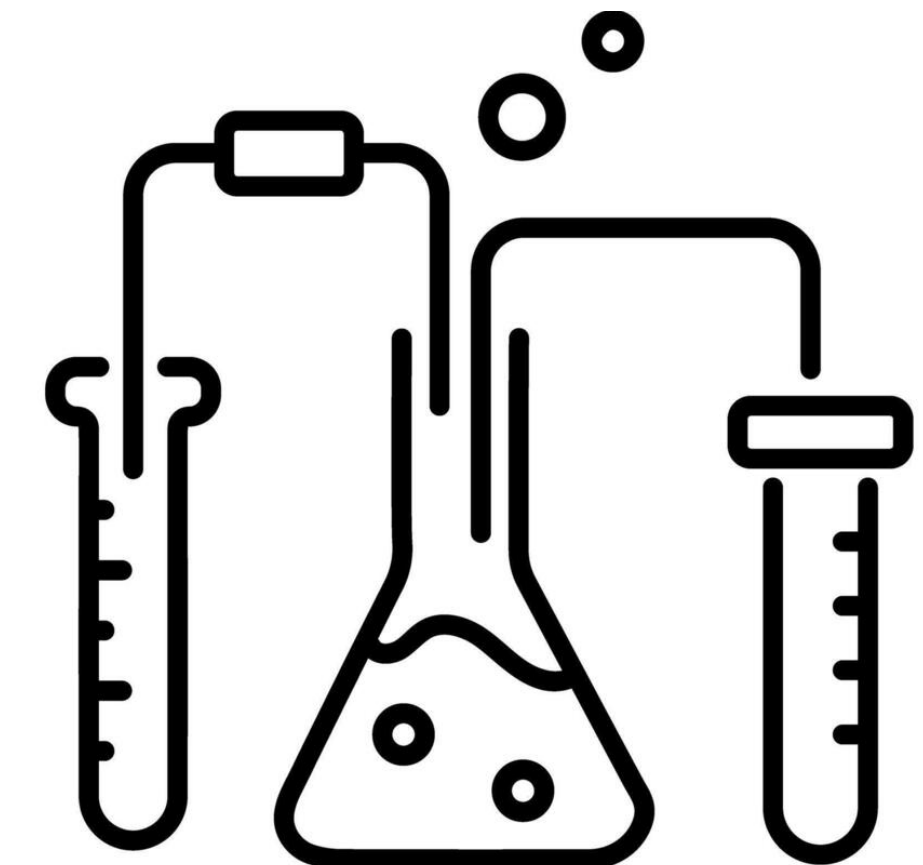
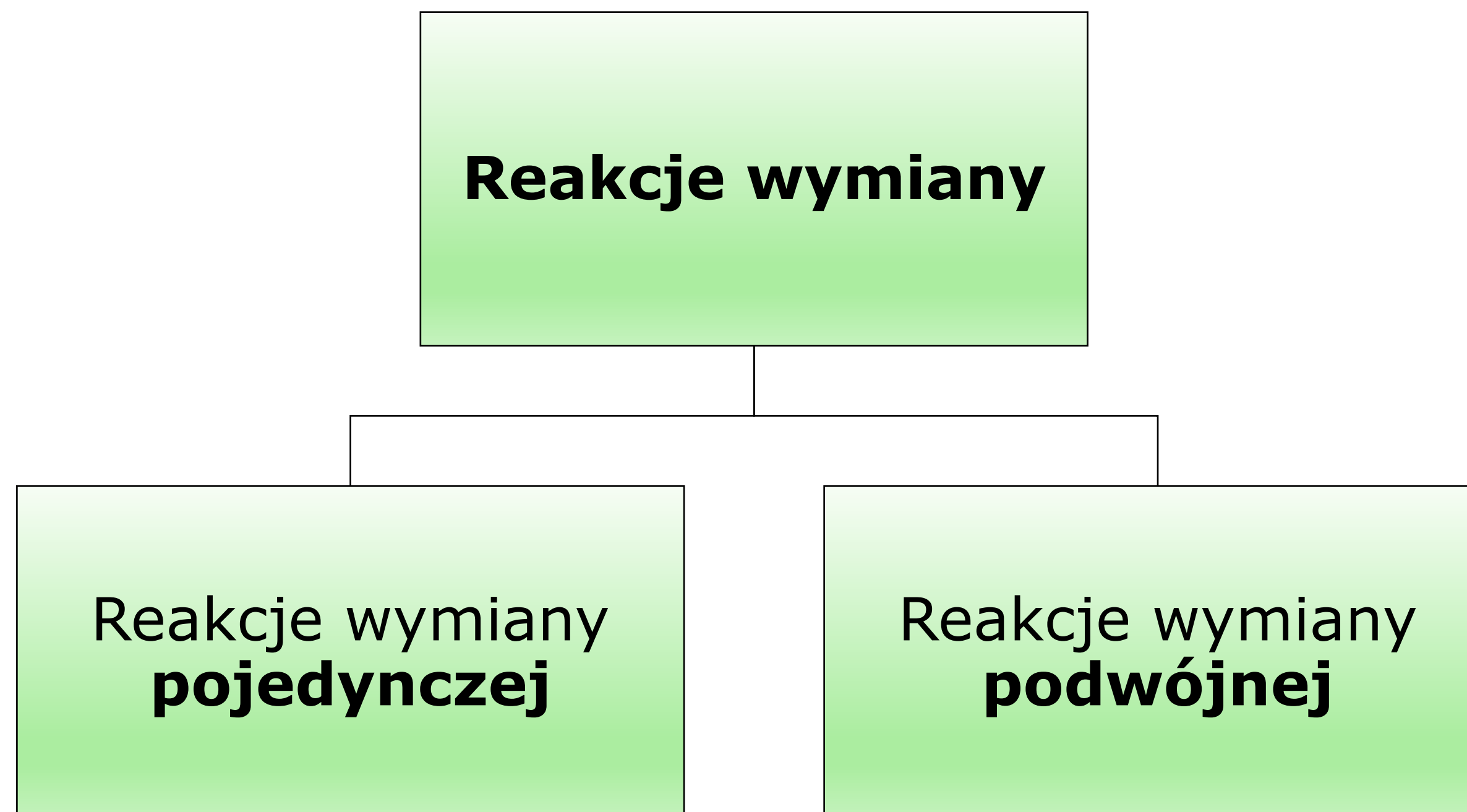
Przykłady:



Reakcje wymiany

Reakcja wymiany:

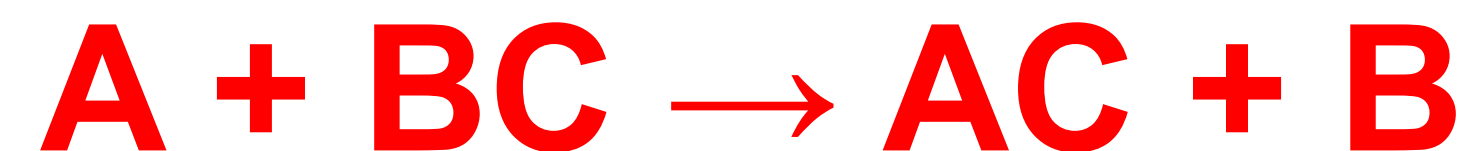
- każda reakcja chemiczna, w której z dwóch substratów powstają dwa produkty
- przemiana, w której następuje wymiana składników pomiędzy reagującymi substancjami



Reakcje wymiany pojedynczej

- reakcja pomiędzy pierwiastkiem a związkiem chemicznym, w wyniku której powstaje jako produkt inny pierwiastek i inny związek chemiczny

Równanie ogólne:



gdzie:

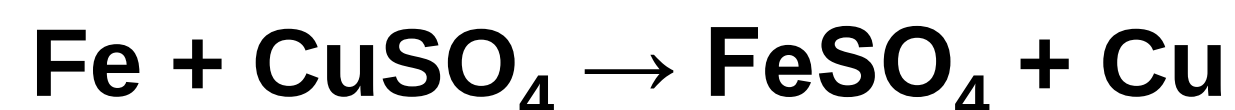
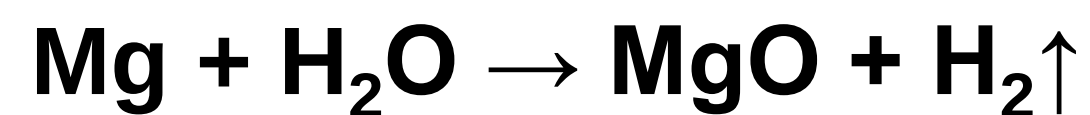
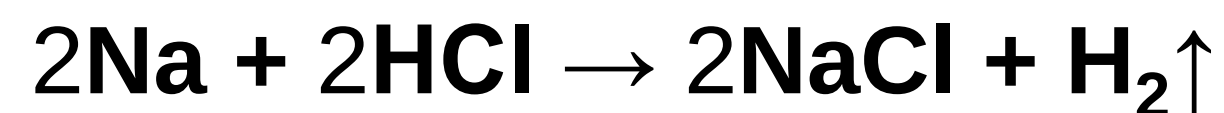
A, B – pierwiastki

BC, AC - związki chemiczne

A,BC – substraty

AC, B – produkty

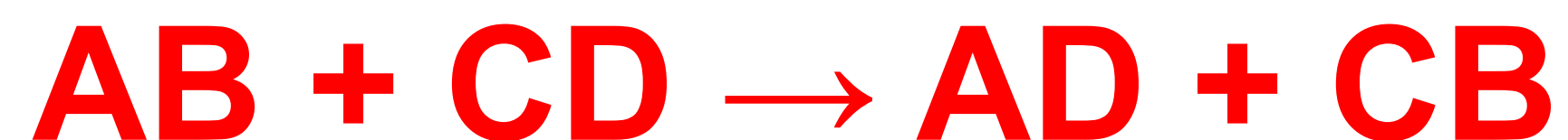
Przykłady:



Reakcje wymiany podwójnej

- reakcja dwóch lub więcej związków chemicznych, w wyniku której otrzymuje się związki chemiczne inne niż te, które użyte były jako substraty.

Równanie ogólne:



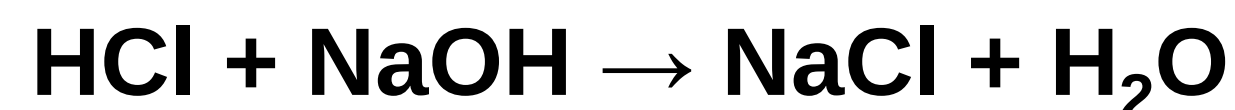
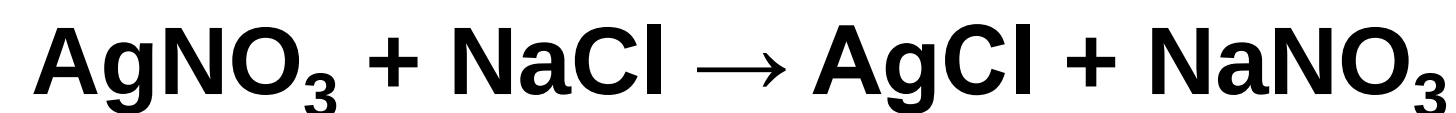
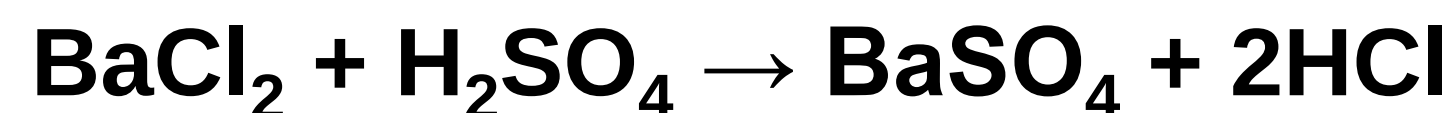
gdzie:

AB, CD – substraty

AD, CB – produkty

AB, CD, AD, CB – związki chemiczne

Przykłady:



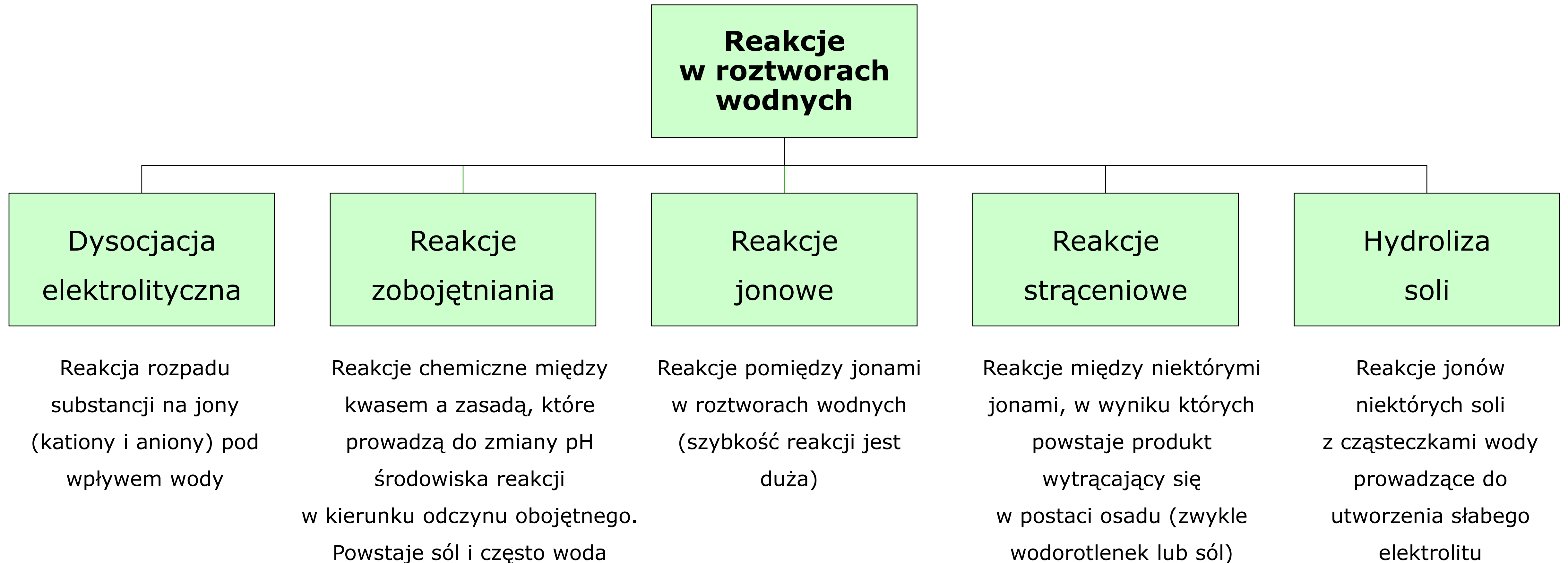
Reakcje w roztworach wodnych

Większość reakcji chemicznych to reakcje przebiegające w roztworach wodnych

Roztwory można podzielić na:

- **elektrolity** – substancje, które w wodnych roztworach na skutek rozpadu na jony przewodzą prąd elektryczny; należą do nich przede wszystkim **wodne roztwory kwasów, zasad i soli**
- **nielektrolity** – substancje, które w roztworach wodnych nie rozpadają się na jony i nie przewodzą prądu elektrycznego; należą do nich **głównie związki organiczne** (z wyjątkiem kwasów karboksylowych i ich soli) np. cukier, alkohol

Reakcje w roztworach wodnych

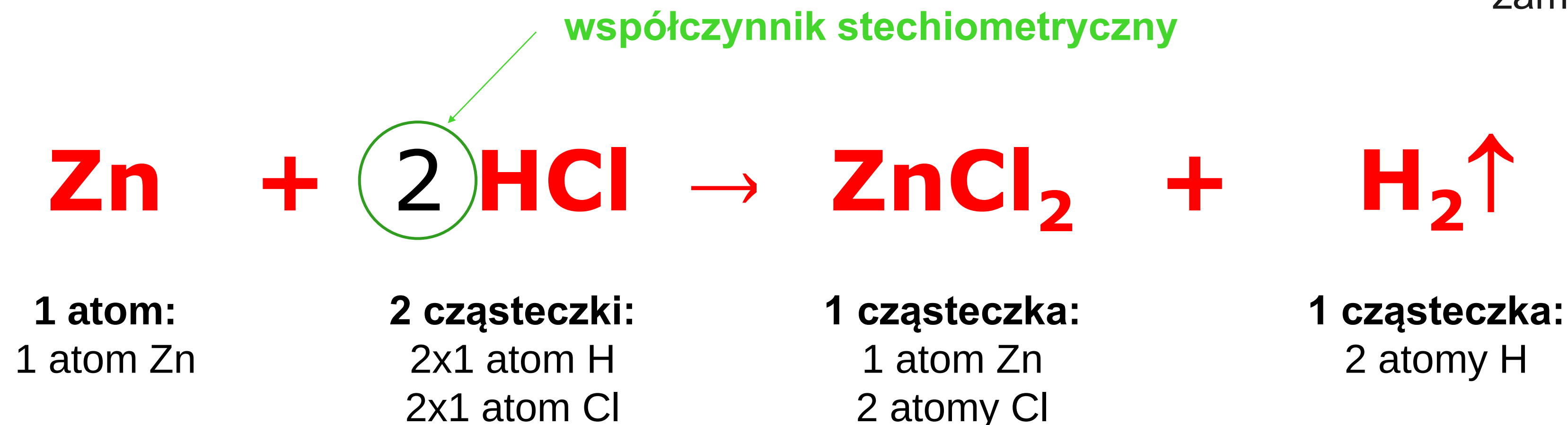


Stechiometria reakcji chemicznych

- ilościowy opis reakcji chemicznych
- obliczanie liczby cząstek (atomów lub jonów), biorących udział w reakcji

Równania reakcji chemicznych
są zbliżone do równań
matematycznych: strzałka
zamiast znaku równości

Przykład:



Przed strzałką: 1 atom Zn, 2 atomy H, 2 atomy Cl = **Za strzałką:** 1 atom Zn, 2 atomy Cl, 2 atomy H

Dzięki poprawnie dobranym współczynnikom stechiometrycznym równanie reakcji
podaje stosunki ilościowe między reagentami i produktami

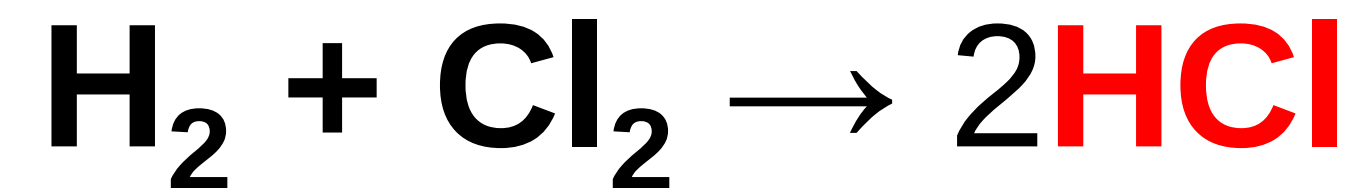
**Liczba atomów danego pierwiastka przed strzałką powinna być równa liczbie
atomów tego samego pierwiastka za strzałką**

Otrzymywanie kwasów

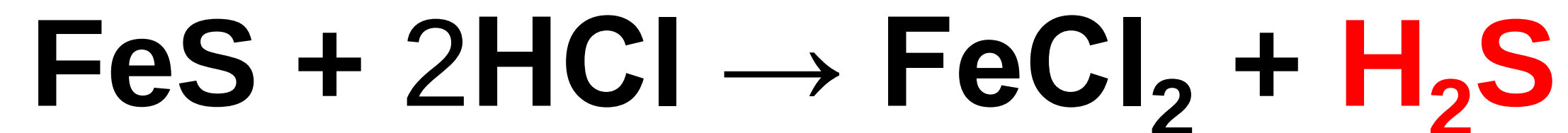
- Działanie wodą na tlenki kwasowe (reagujące z wodą):



- działanie wodorem na niemetal i rozpuszczanie w wodzie otrzymanego wodorku:

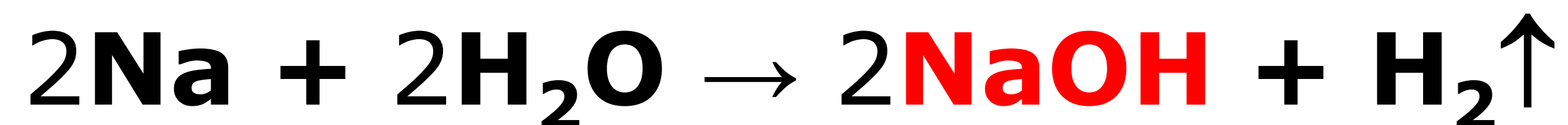


- reakcja soli kwasów słabych z kwasami mocnymi lub soli kwasów łatwo lotnych z kwasami trudno lotnymi:



Otrzymywanie zasad (wodorotlenków)

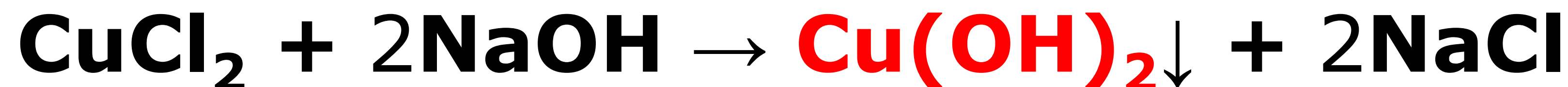
- działanie wodą na metale aktywne:



- działanie wodą na tlenki zasadowe (reagujące z wodą):



- działanie na rozpuszczalne sole mocnymi zasadami (jeżeli metal i jego tlenek nie reagują z wodą):



Otrzymywanie soli

Lp.	Metoda	Przykład
1.	kwasy + metale $\rightarrow$ sól + wodór	$2\text{HCl} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$
2.	kwasy + tlenki metali $\rightarrow$ sól + woda	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3.	kwasy + zasady $\rightarrow$ sól + woda	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
4.	kwasy + sole $\rightarrow$ inna sól + inny kwas	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
5.	kwasy + amoniak $\rightarrow$ sól amonowa	$\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
6.	metale + niemetale $\rightarrow$ sól beztlenowa	$2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
7.	tlenki metali + tlenki niemetali $\rightarrow$ sól tlenowa	$\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
8.	zasady + tlenki niemetali $\rightarrow$ sól + woda	$2\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
9.	zasady + sole $\rightarrow$ inna sól + inna zasada	$2\text{NaOH} + \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2$
10.	sól + sól $\rightarrow$ inna sól + inna sól	$2\text{NaCl} + \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2$

Związki nieorganiczne

Kwasy nieorganiczne	Zasady (wodorotlenki)	Sole	Tlenki	Nadtlenki
kwas siarkowy(IV) kwas siarkowy(VI) kwas selenowy(VI) kwas azotowy(III) kwas azotowy(V) kwas fosforowy(III) kwas fosforowy(V) kwas węglowy kwas cyjanowodorowy kwas siarkowodorowy kwas fluorowodorowy kwas chlorowodorowy kwas bromowodorowy kwas jodowodorowy	wodorotlenek sodu wodorotlenek potasu wodorotlenek wapnia wodorotlenek magnezu wodorotlenek glinu wodorotlenek żelaza(II) wodorotlenek żelaza(III) wodorotlenek miedzi(II)	chlorek sodu azotan(V) potasu siarczan(VI) miedzi(II) fosforan(V) potasu azotan(V) ołowiu(II) siarczan(VI) żelaza(III)	woda tlenek wapnia tlenek potasu tlenek żelaza(II) tlenek żelaza(III) tlenek glinu tlenek węgla(II) tlenek węgla(IV) tlenek rtęci(II) tlenek chromu(III) tlenek ołowiu(II) tlenek ołowiu(IV)	nadtlenek wodoru nadtlenek sodu nadtlenek baru

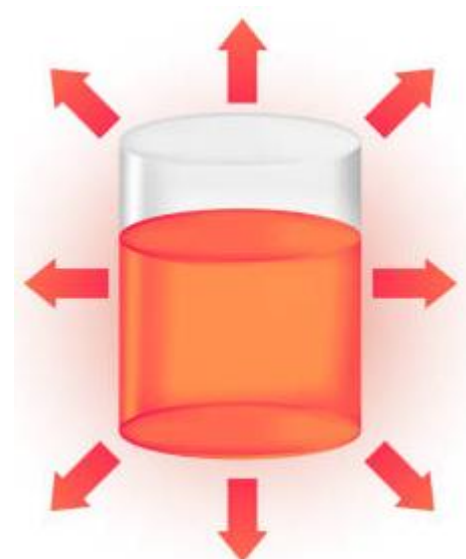


Efekty energetyczne

Reakcje egzoenergetyczne
(wydziela się energia)

substraty $\rightarrow$ produkty + energia

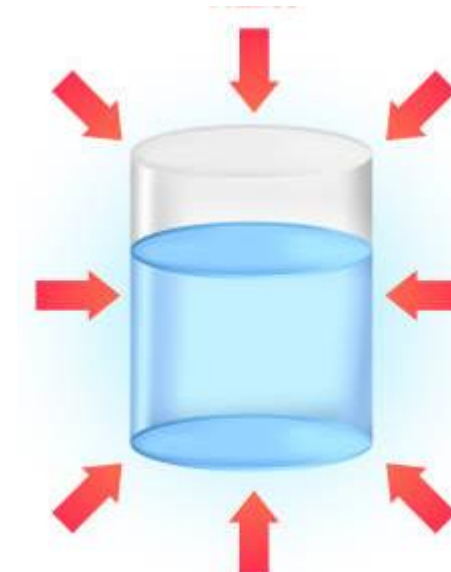
Reakcja samorzutna



Reakcje endoenergetyczne
(energia jest dostarczona)

substraty + energia $\rightarrow$ produkty

Reakcja wymuszona



Spalanie

- egzotermiczna reakcja chemiczna, przebiegająca między materiałem palnym a utleniaczem, z wydzielaniem ciepła i światła

Paliwa i utleniacze mogą występować w trzech stanach skupienia:
gazowym, ciekłym i stałym.

Powszechnie dostępnym utleniaczem gazowym jest:
tlen zawarty w powietrzu.

Przykłady reakcji spalania:

Spalanie węgla: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

Spalanie siarki: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$



Reakcje wybuchowe

- gwałtownie przebiegająca reakcja spalania, która uwalnia bardzo duże ilości energii cieplnej do otoczenia
- w wyniku reakcji wybuchowej w krótkim czasie powstaje bardzo duża ilość produktów spalania, co powoduje także duży wzrost ciśnienia

Dz.U.U.E.L.2019.186.1 | Akt obowiązujący

Wersja od: 31 lipca 2019 r.

Dzienniki UE

ROZPORZĄDZENIE PARLAMENTU EUROPEJSKIEGO I RADY (UE) 2019/1148
z dnia 20 czerwca 2019 r.
w sprawie wprowadzania do obrotu i stosowania prekursorów materiałów wybuchowych, zmieniające rozporządzenie (WE) nr 1907/2006 i uchylające rozporządzenie (UE) nr 98/2013
(Tekst mający znaczenie dla EOG)



Prekursory materiałów wybuchowych – substancje

chemiczne, które mogą być użyte do nielegalnego wytwarzania materiałów wybuchowych

Prekursory materiałów wybuchowych podlegające ograniczeniom

Nazwa substancji i numer w rejestrze CAS (CAS RN)	Wartość graniczna	Górna wartość graniczna do celów wydawania pozwoleń
Kwas azotowy (CAS RN 7697-37-2)	3 % [m/m]	10 % [m/m]
Nadtlenek wodoru (CAS RN 7722-84-1)	12 % [m/m]	35 % [m/m]
Kwas siarkowy (CAS RN 7664-93-9)	15 % [m/m]	40 % [m/m]
Nitrometan (CAS RN 75-52-5)	16 % [m/m]	100 % [m/m]
Azotan amonu (CAS RN 6484-52-2)	16 % [m/m]	Nie zezwala się na wydawanie pozwoleń
Chloran potasu (CAS RN 3811-04-9)	40 % [m/m]	Nie zezwala się na wydawanie pozwoleń
Nadchloran potasu (CAS RN 7778-74-7)	40 % [m/m]	Nie zezwala się na wydawanie pozwoleń
Chloran sodu (CAS RN 7775-09-9)	40 % [m/m]	Nie zezwala się na wydawanie pozwoleń
Nadchloran sodu (CAS RN 7601-89-0)	40 % [m/m]	Nie zezwala się na wydawanie pozwoleń

Prekursory materiałów wybuchowych podlegające obowiązkowi zgłoszenia

Nazwa substancji i numer w rejestrze CAS (CAS RN)
Heksamina (CAS RN 100-97-0)
Aceton (CAS RN 67-64-1)
Azotan potasu (CAS RN 7757-79-1)
Azotan sodu (CAS RN 7631-99-4)
Azotan wapnia (CAS RN 10124-37-5)
Azotan amonowo-wapniowy (CAS RN 15245-12-2)
Magnez, sproszkowany (CAS RN 7439-95-4)
Azotan magnezu, sześciowodny (CAS RN 13446-18-9)
Glin, sproszkowany (CAS RN 7429-90-5)



Granice wybuchowości

Palne pary cieczy i gazy	Granice wybuchowości w % obj.	
	dolna	górna
Aceton	2,1	13
Acetylen	2,3	82
Alkohol etylowy	3,1	20
Alkohol metylowy	5,5	36,5
Amoniak	15	28
Benzyna samochodowa	0,76	7,6
Benzyna ekstrakcyjna	1,1	1,5
Butan	1,5	8,5
Cyjanowodór	5,6	41
Dwusiarczek węgla	1	50
Fenol	0,3	2,3
Gaz miejski	5,3	40
Gaz ziemny	4,3	15
LPG	1,5	13,5
Metan	4,9	15,4
Nafta	1,4	7,5
Olej napędowy	1,3	6,0
Propan	2,1	9,5
Tlenek węgla	12,5	75
Wodór	4	75

Uwaga: kolorem wyróżniono substancje najczęściej występujące lub posiadające najszersze granice wybuchowości

źródło: CNBOP-PIB

Granice wybuchowości:

- **dolna granica wybuchowości DGW** – minimalna zawartość składnika palnego w mieszaninie z powietrzem, przy której zapłon jest możliwy
- **górna granica wybuchowości GGW** – maksymalna zawartość składnika palnego w mieszaninie z powietrzem, przy której zapłon jest możliwy

Katalizatory reakcji chemicznych

- substancja chemiczna, która dodana do układu powoduje zmianę ścieżki kinetycznej reakcji chemicznej, na taką, która ma niższą energię aktywacji, czego efektem jest wzrost szybkości reakcji chemicznej
- w trakcie procesów z udziałem katalizatora reakcja chemiczna przebiega drogą o energii mniejszej w stosunku do reakcji bez udziału katalizatora; dzieje się tak, ponieważ w trakcie reakcji powstaje dodatkowy kompleks przejściowy katalizator-substrat, który ulega reakcji w wyniku dostarczenia mniejszej ilości energii niż dla reakcji bez udziału katalizatora

Jeśli związek przyspieszający reakcję zużywa się w jej wyniku nazywany jest **inicjatorem** a nie katalizatorem.

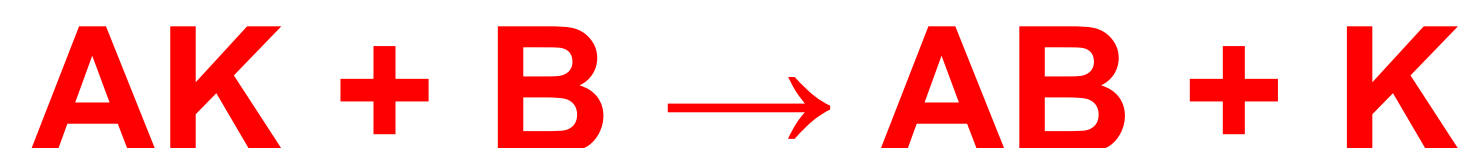
Katalizatory reakcji chemicznych

- katalizator nie ulega trwałej przemianie chemicznej; nie znaczy to jednak, że w niej nie uczestniczy
- katalizator wpływa na przebieg reakcji, zmieniając jej mechanizm
- działanie katalizatora opiera się na powstawaniu w reakcji z substratem przejściowego związku chemicznego lub struktury nadcząsteczkowej, która jest nietrwała, dzięki czemu reaguje dalej z wytworzeniem produktu końcowego i odtworzeniem wyjściowego katalizatora

Reakcja bez katalizatora:



Reakcja z katalizatorem:



gdzie:

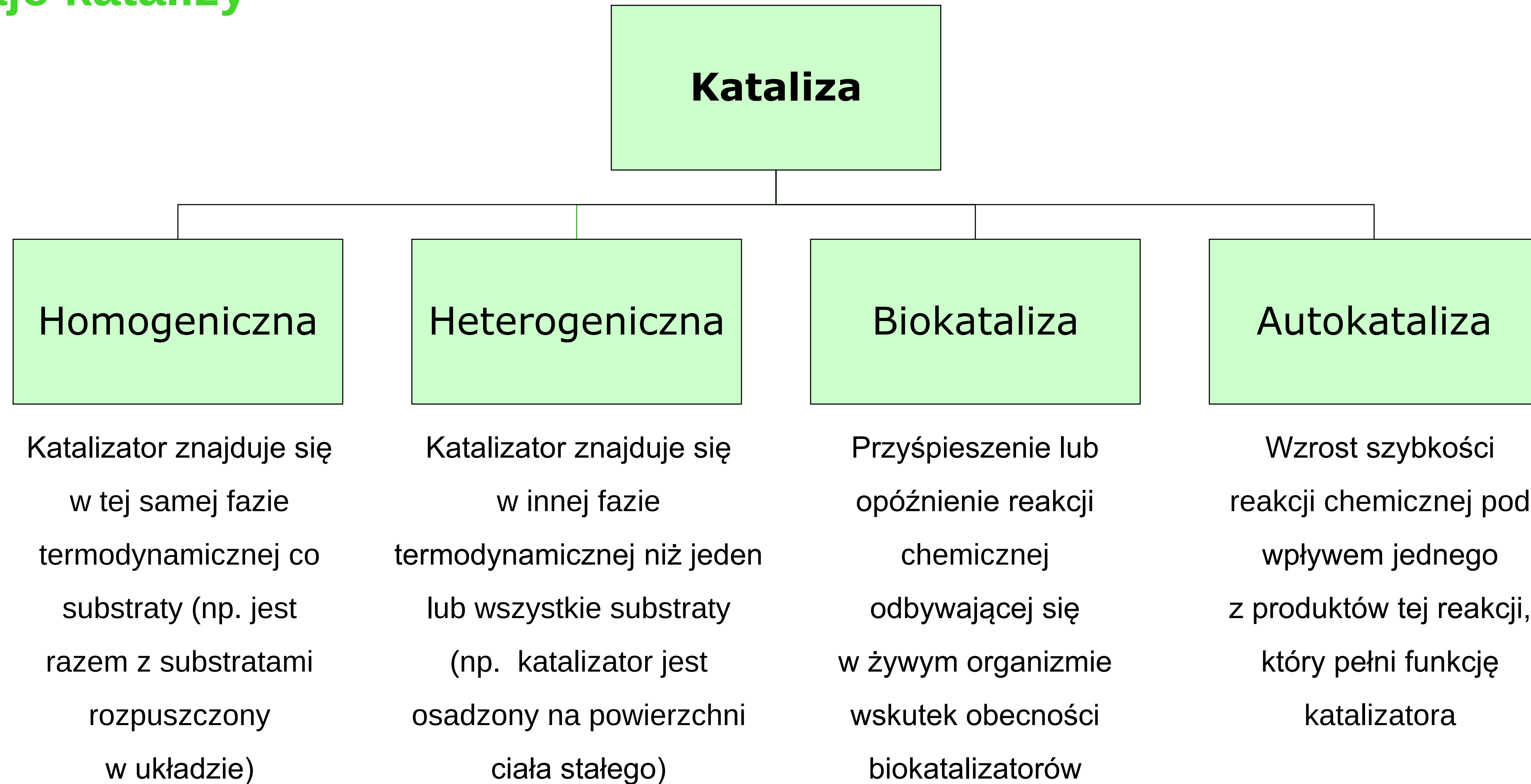
A, B – substraty

K – katalizator

AK – produkt przejściowy

AB – produkt końcowy

Rodzaje katalizy



Przykłady katalizatorów

Przykład katalizatora	Rodzaj katalizy	Katalizowana reakcja
Metale (Pt, Pb, Ni)	Heterogeniczna	Uwodornienie alkenów
Metale (Pt, W, Os)	Heterogeniczna	Synteza amoniaku
Metale (Pt, Au)	Heterogeniczna	Rozkład jodowodoru
Metale (Pt, Au)	Heterogeniczna	Rozkład tlenku azotu
Pt, V ₂ O ₅	Heterogeniczna	Utlenienia tlenku siarki(IV)
NO ₂	Homogeniczna	Utlenienia tlenku siarki(IV)
HCl lub H ₂ SO ₄	Homogeniczna	Estryfikacja kwasu octowego z etanolem
H ₂ SO ₄	Homogeniczna	Nitrowanie związków aromatycznych
FeCl ₃ lub FeBr ₃	Heterogeniczna	Halogenowanie

Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznych

Wzrost temperatury powoduje zawsze wzrost szybkości reakcji, gdyż wraz ze wzrostem temperatury rośnie średnia prędkość cząstek, zwiększając ogólną liczbę zderzeń i równocześnie średnią energię kinetyczną, dzięki czemu zwiększa się liczba zderzeń efektywnych.

Reguła van't Hoffa:

szybkość reakcji chemicznej wzrasta od 2 do 4 razy przy podwyższeniu temperatury o 10°C.

$$k_t = k_0 \cdot 2^{\frac{t}{10}}$$

Reguła van 't Hoffa jest spełniona dla reakcji homogenicznych w temperaturze do 500°C

gdzie:

k_t – stała szybkość reakcji w temp. t

k_{t+10} – stała szybkość reakcji w temp. $t+10$

k_0 – stała szybkość reakcji w temp. 0°C

**Temperaturowy współczynnik
szybkości reakcji:**

$$\omega_t = \frac{k_{t+10}}{k_t}$$

Szkolenie zostało dofinansowane ze środków NFOŚiGW
w ramach programu priorytetowego nr 7.2.1
„Edukacja ekologiczna Część 1. Edukacja ekologiczna na lata 2021-2025”



Niniejszy materiał został opublikowany dzięki dofinansowaniu
Narodowego Funduszu Ochrony Środowiska i Gospodarki Wodnej.

Za jego treść odpowiada wyłącznie
Sieć Badawcza Łukasiewicz – Instytut Technologii Eksploatacji