

# TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

Opracowanie: dr inż Krystyna Moskwa, dr hab. Barbara Stypuła, mgr Agnieszka Tąta

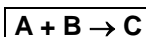
Reakcje chemiczne to procesy, w czasie których substancje ulegają przemianom, prowadzącym do powstawania nowych substancji o odmiennych własnościach fizycznych i chemicznych. Reakcje chemiczne zapisuje się w sposób skrócony równaniem reakcji, które posiadają matematyczny sens. Równania podają rodzaje i ilości substancji reagujących (substratów) oraz substancji powstających w wyniku reakcji (produktów).

Zasadniczo rozróżniamy następujące typy reakcji chemicznych:

1. reakcja syntezy
2. reakcja analizy
3. reakcje wymiany
4. reakcje redoks

## 1. Reakcje syntezy

Reakcje syntezy polegają na tworzeniu się nowej substancji (produktu) z dwóch lub większej liczby składników (substratów).



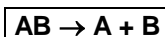
gdzie: - A, B → substraty  
- C produkt

przykłady:  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$  chlorowódor  
 $2Mg + O_2 \rightarrow 2Mg$  tlenek magnezu  
 $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$  węglan wapnia

Szczególnym przypadkiem reakcji syntezy są reakcje kondensacji i polimeryzacji.

## 2. Reakcje analizy

W reakcjach analizy (rozkładu) z substancji złożonej tworzą się dwie lub więcej nowych substancji



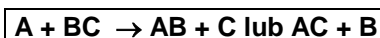
gdzie: - AB substancja złożona  
- A, B związki prostsze lub pierwiastki

np.:  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$   
 $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$   
 $2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$

## 3. Reakcje wymiany

Reakcje wymiany polegają na przekształceniu dwóch lub więcej substancji wyjściowych w nowe substancje o innym ugrupowaniu atomów lub jonów wchodzących w ich skład. W tej grupie można rozróżnić reakcje wymiany pojedynczej (prostej) oraz reakcje wymiany podwójnej.

### 3.1. Reakcje wymiany pojedynczej

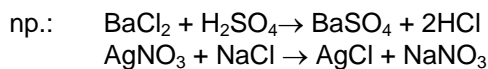
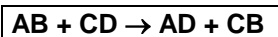


np.  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$   
 $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$

W przypadku pierwszym cynk wypiera wodór z kwasu solnego i powstaje chlorek cynku. W drugim przypadku żelazo wypiera miedź z roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w wyniku reakcji powstaje siarczan(VI) żelaza(II) oraz metaliczna miedź.

Reakcje te zachodzą zgodnie z regułą szeregu napięciowego. W szeregu napięciowym pierwiastki ułożone są w kolejności wzrastających potencjałów normalnych tak, że każdy pierwiastek redukuje w roztworze jony pierwiastków o wyższym potencjale, czyli wypiera go z roztworu soli. W szeregu napięciowym umieszczony jest również wodór, którego potencjał normalny przyjęto jako równy zero. Metale o ujemnych potencjałach wypierają wodór z kwasów, np. magnez, wapń, cynk, żelazo. Natomiast metale o dodatnich potencjałach nie wypierają wodoru z kwasu, np. miedź, srebro, złoto. Metale te reagują z kwasami utleniającymi (np. stężony  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) ale bez wypierania gazowego wodoru. Reakcje tego typu omówiono w punkcie 4 tego rozdziału.

### 3.2. Reakcje wymiany podwójnej



Reakcje wymiany podwójnej zachodzą bez zmiany stopnia utlenienia reagentów reakcje jonowe. Na przykład azotan(V) srebra reagując z chlorkiem sodu wydziela biały osad chlorku srebra i powstaje azotan(V) sodu.

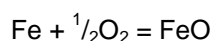
### 4. Reakcje redoks

Reakcje redoks są to reakcje jednoczesnego utleniania i redukcji, w których pierwiastki występujące w tych przemianach zmieniają swoją wartościowość, a dokładniej mówiąc stopień utlenienia. Tym ostatnim terminem będziemy określali hipotetyczny ładunek, jaki posiadałby atom, gdyby cząsteczka, w skład której wchodzi, była zbudowana z samych jonów. Zastrzeżenie hipotetyczny jest bardzo ważne, bowiem nie wszystkie cząsteczki zbudowane są w sposób jonowy. Przy ustalaniu stopnia utlenienia stosuje się następujące reguły:

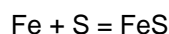
1. Stopień utlenienia pierwiastków w stanie wolnym równy jest zeru.
2. Stopień utlenienia wodoru w większości związków wynosi +I.  
Wyjątkiem są wodorki metali I i II grupy układu okresowego, w których wodór przyjmuje stopień utlenienia -I (np.  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ )
3. Fluor we wszystkich związkach występuje na -I stopniu utlenienia.
4. Stopień utlenienia tlenu, w większości związków wynosi -II. Wyjątkiem są nadtlarki, w których stopień utlenienia wynosi +I np.  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$  oraz fluorek tlenu  $\text{OF}_2$ , w którym tlen jest na +II stopniu utlenienia.
5. Sumaryczny ładunek wszystkich atomów w związku chemicznym równy jest zeru, a w przypadku jonów równy jest ładunkowi jonu.

W oparciu o powyższe reguły łatwo można ustalić stopnie utlenienia węgla w związkach:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ . Wynoszą one odpowiednio: +II, +IV, -IV, +IV, +IV, +II

W reakcjach redoks następuje, jak już powiedziano, zmiana stopnia utlenienia pierwiastków. Rozpatrzmy reakcję:

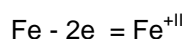


Jest to prosta reakcja utleniania. W jej trakcie atom żelaza zmienił stopień utlenienia z 0 na +II, a atom tlenu z 0 na -II. Analogiczne zmiany obserwuje się podczas reakcji żelaza z siarką

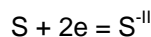


Proces wzrostu stopnia utlenienia żelaza jaki obserwujemy w obydwóch przypadkach jest identyczny. Nadano mu nazwę utleniania. Utlenianiem, w ogólnym sensie, będziemy nazywali proces wzrostu stopnia utlenienia

pierwiastka. Towarzyszy mu zawsze oddawanie elektronów:



Równocześnie drugi pierwiastek łącząc się z żelazem obniżył swój stopień utlenienia. Uległ redukcji pobierając elektrony:



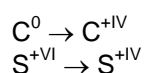
Substancja ulegająca redukcji nosi nazwę utleniacza, a reduktorem jest substancja, która się utlenia. Zapis procesów utleniania i redukcji pozwala na przeprowadzenie bilansu elektronowego i łatwe uzgodnienie reakcji redoks.

**Przykład 1.** Uzgodnić reakcję redoks:

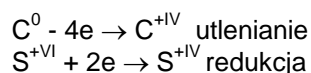


Aby uzgodnić tę reakcję należy stwierdzić, które pierwiastki biorą udział w procesie utleniania i redukcji oraz jakim zmianom ulegają. Węgiel występujący po lewej stronie reakcji jest w stanie wolnym, więc przyjmujemy jego stopień utlenienia za 0. Po prawej stronie reakcji występuje w postaci dwutlenku węgla, w którym utlenienia wynosi +IV. Siarka w kwasie siarkowym występuje na +VI stopniu utlenienia, a po

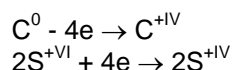
prawej stronie reakcji na +IV. Powyższe zmiany stopni utlenienia pierwiastków można zapisać:



Konsekwencją powyższego zapisu są równania elektronowe pokazujące liczbę elektronów biorących udział w procesach utleniania i redukcji:



Aby uzgodnić zapis reakcji należy przeprowadzić bilans elektronowy polegający na zrównaniu ilości elektronów w obydwóch procesach. Osiąga się to ustalając najmniejszą wspólną wielokrotność dla liczby elektronów i mnożąc równanie poprzez odpowiednie współczynniki. Dla omawianego przykładu równanie redukcji należy pomnożyć przez 2.



Powyższy zapis wprowadzamy do uzgadnianego równania



Resztę współczynników uzgadniamy bilansując liczbę pozostałych atomów. Ostatecznie równanie przyjmuje postać:

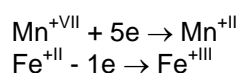


**Przykład 2.** Uzgodnić równanie:

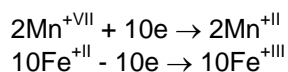


Po sprawdzeniu stopni utlenienia pierwiastków występujących w reakcji ustalamy, że zachodzą

następujące procesy:



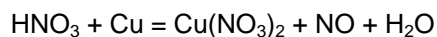
Przeprowadzenie bilansu elektronów wymaga pomnożenia drugiego procesu przez 5. Prowadzi to do trudności związanych z ułamkowymi współczynnikami stechiometrycznymi w określeniu liczby moli niektórych związków np.  $Fe_2(SO_4)_3$ . Można tego uniknąć zwielfokrotniając mnożniki, to znaczy w tym przypadku mnożąc równanie pierwsze przez 2, a drugie przez 10. Ustala to bilans elektronowy na poziomie 10 elektronów.



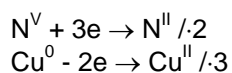
Ustalone współczynniki wprowadzamy do równania i dobieramy pozostałe współczynniki związków nie biorących udziału w procesie redoks. Końcowy zapis równania przedstawia się następująco:



**Przykład 3.** Uzgodnić reakcję redoks:



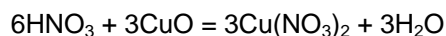
Przy uzgadnianiu tej reakcji warto zwrócić uwagę na podwójną rolę kwasu azotowego(V), występującego jako utleniacz miedzi oraz jako reagent tworzący sól z jonami miedzi. Po uzgodnieniu procesów utleniania i redukcji



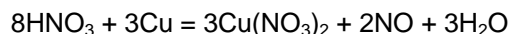
mamy prawo zapisać pierwszy etap reakcji



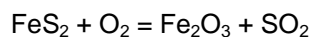
Drugi etap polega na reakcji dodatkowych porcji kwasu azotowego z wytworzonym tlenkiem miedzi(II)



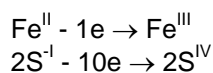
Sumaryczny przebieg reakcji podaje równanie:



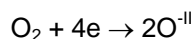
**Przykład 4.** Uzgodnić reakcję redoks:



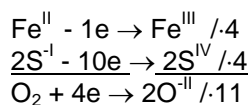
W tej reakcji trzy pierwiastki zmieniają stopnie utlenienia. Piryt  $\text{FeS}_2$  jest dwusiarczkiem żelaza, w którym żelazo jest na +II stopniu utlenienia, a siarka na -I. W trakcie reakcji utlenia się cały związek, to znaczy zarówno żelazo jak i siarka. Dlatego musimy rozpatrywać utlenianie tych dwóch pierwiastków w takim stosunku stechiometrycznym, w jakim występują w związku macierzystym. A więc, utleniać się będzie cząsteczka składająca się z jednego atomu żelaza i dwóch atomów siarki:



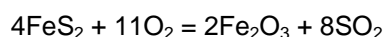
Na utlenienie 1 cząsteczki  $\text{FeS}_2$  potrzeba 11 elektronów, które dostarczy tlen:



Przeprowadzamy bilans elektronowy i znajdujemy współczynniki równania:



Końcowy zapis równania przedstawia się następująco:



## 5. Inne kryteria podziału reakcji chemicznych

### 5.1. Podział reakcje pod względem energetycznym

Pod względem energetycznym reakcje chemiczne dzielimy na egzotermiczne i endotermiczne:

- **egzotermiczne**: przebiegające z wydzielaniem ciepła z reagującego układu np.



Reakcje egzotermiczne (spalanie węgla i paliw przemysłowych) są głównym źródłem napędu maszyn w technice;

- **endotermiczne**: przebiegające z pochłonięciem ciepła do reagującego układu np.



### 5.2. Podział względem doprowadzonej energii

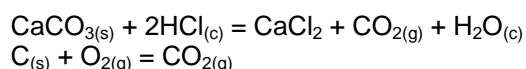
W zależności od rodzaju doprowadzonej energii reakcje chemiczne można podzielić następująco:

- **reakcje termiczne**, zachodzące pod wpływem doprowadzonego ciepła
- **reakcje elektrochemiczne**, zachodzące pod wpływem energii elektrycznej np. reakcje utleniania na anodzie i reakcje redukcji na katodzie
- **reakcje fotochemiczne**, zapoczątkowane lub przyspieszane wskutek działania promieniowania elektromagnetycznego np. światło widzialne
- **reakcje fonochemiczne** (sonochemiczne), zachodzące pod wpływem ultradźwięków np. reakcje polimeryzacji lub depolimeryzacji
- **reakcje radiacyjnochemiczne**, zachodzące w substancji pod wpływem działania promieniowania jonizującego.

### 5.3. Podział reakcje w zależności od ilości faz, w których występują reagenty

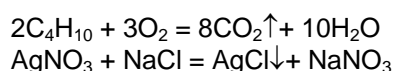
W zależności od ilości faz, w których występują reagenty reakcje chemiczne dzielimy na:

- **homogeniczne** czyli jednofazowe, zachodzące w jednej tylko fazie, np. w fazie gazowej:  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} = 2\text{HCl}_{(\text{g})}$  lub w roztworze:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- **heterogeniczne**, czyli wielofazowe zachodzące na granicy kilku faz, np. ciała stałego i cieczy lub ciała stałego i gazu:



### 5.4. Reakcje odwracalne i nieodwracalne

Reakcje chemiczne, które dobiegają do końca, tzn. aż do całkowitego zużycia się któregoś z substratów, nazywamy reakcjami **nieodwracalnymi** lub jednokierunkowymi, np. reakcje spalania lub wydzielania się osadu:



Reakcjami nieodwracalnymi są przeważnie reakcje heterogeniczne.

Reakcje **odwracalne** natomiast mogą przebiegać zarówno w jednym, jak i w przeciwnym kierunku według tego samego równania. Reakcja odwracalna w żadnym kierunku nie przebiega do końca, powstające produkty reagują ze sobą i zmieniają się z powrotem w substraty. Między substratami i produktami ustala się stan równowagi dynamicznej. Zależność między stężeniami reagujących substancji w stanie równowagi jest określona przez prawo działania mas Guldberga i Wagego. Przykłady reakcji odwracalnych:

