



Politechnika  
Wroclawska

# Podstawy Chemii Nieorganicznej

## Ćwiczenia laboratoryjne

kod kursu:  
CHC012001 I



## REAKCJE CHEMICZNE I ICH KLASYFIKACJA

Opracowanie: Maria Kucharska-Zoń

### 1. WPROWADZENIE

**Reakcją chemiczną** nazywamy proces, w którym substancje chemiczne ulegają przemianom tworząc nowe substancje, w wyniku zmian wiązań między atomami reagujących pierwiastków, cząsteczek lub jonów. Związane to jest zawsze ze zmianami energetycznymi w układzie reagującym. Gdy zachodzi reakcja chemiczna występują często widoczne oznaki, że coś się dzieje. Mogą zmieniać się barwy, wytrącać osady lub wydzielać się gazy. Przebieg reakcji zapisujemy w postaci równania chemicznego, które jest symbolicznym zapisem rodzaju reagentów i ilościowych proporcji pomiędzy nimi.

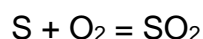
Reakcje chemiczne można klasyfikować na wiele sposobów, w zależności od wyróżniających je cech, biorąc pod uwagę:

1. Schemat reakcji (reakcje syntezy, analizy, wymiany),
2. Efekt energetyczny towarzyszący przemianie chemicznej (reakcje egzotermiczne i endotermiczne),
3. Stan fazowy reagujących substratów i produktów (reakcje homogeniczne i heterogeniczne),
4. Wymianę elektronów między reagującymi cząsteczkami (reakcje oksydacyjno-redukcyjne i reakcje bez wymiany elektronów),
5. Odwracalność reakcji (równowagowe i nierównowagowe),
6. Rodzaj reagentów (reakcje jonowe, cząsteczkowe, rodnikowe).

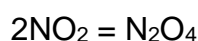
#### 1.1. Określenie typu reakcji według jej schematu

Biorąc pod uwagę liczbę substratów i produktów biorących udział w reakcji możemy je podzielić na: reakcje syntezy, analizy(rozkładu) i wymiany.

**Reakcja syntezy** - otrzymywanie z dwu lub więcej reagentów, nowej, bardziej złożonej substancji, zawierającej wszystkie atomy zawarte w substratach.



Szczególnym przypadkiem syntezy jest reakcja polimeryzacji, czyli proces łączenia się cząsteczek tego samego rodzaju w cząsteczki większe, np. dimeryzacja  $\text{NO}_2$ :

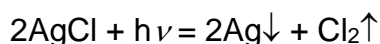


**Reakcja analizy** (reakcja rozkładu) – rozłożenie substancji na związki prostsze lub pierwiastki. Rozkład związku może następować:

- pod wpływem ogrzewania (dysocjacja termiczna)

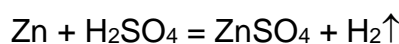


- pod wpływem światła (fotoliza)

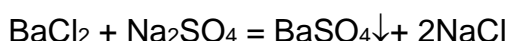


**Reakcja wymiany:**

- pojedynczej – wśród reagentów występują substancje proste czyli pierwiastki



- podwójnej – kilka substancji złożonych przekształca się w inne substancje złożone



## 1.2. Określenie typu reakcji według efektu energetycznego

Zasadniczo wszystkie przemiany fizyczne i chemiczne wiążą się z wytworzeniem lub zużyciem energii. Dla przemian chemicznych zachodzących pod stałym ciśnieniem wielkość efektu energetycznego charakteryzuje wydzielone lub pobrane ciepło, które w tym wypadku jest równe zmianie entalpii reakcji ( $\Delta H$ ). Zmiana entalpii zależy od rodzaju reakcji, liczności, ciśnienia i temperatury i może przybierać wartości dodatnie i ujemne. Porównywanie zmian entalpii dla różnych reakcji wymaga określenia warunków standardowych jej pomiaru: np. temperatury ( $T = 298 \text{ K}$ ), ciśnienia ( $p^\circ = 101,325 \text{ kPa}$ ). Tak zmierzoną entalpię nazywamy **standardową entalpią reakcji  $\Delta H^\circ$**

Jeżeli ciepło rozpatrywanej reakcji jest wydzielane do otoczenia, czyli zmiana entalpii układu jest ujemna, to przebiega **proces egzotermiczny ( $\Delta H < 0$ )**.

Rozpatrzmy proces spalania węgla w tlenie:



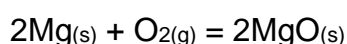
Reakcji spalania jednego mola węgla z jednym molem tlenu cząsteczkowego prowadzącej do powstania jednego mola ditlenku węgla, towarzyszy cieplny przepływ 395,5 kJ energii od reagentów do otoczenia (układ traci energię, co zaznaczamy przypisując entalpii wartość ujemną).

W przypadku pobierania ciepła z otoczenia, czyli dodatniej zmiany entalpii układu, zachodzi **proces endotermiczny ( $\Delta H > 0$ )**



Dodatnia wartość entalpii wskazuje, że układ zyskuje energię, czyli przemiana  $\text{SO}_3$  w  $\text{SO}_2$  wymaga dostarczania energii (ciepła), a więc reakcja jest endotermiczna. Reakcja odwrotna (spalanie  $\text{SO}_2$ ) będzie egzotermiczna z takim samym efektem cieplnym, ale ujemnym. Określenie entalpii reakcji (dodatnia czy ujemna) jest więc ściśle związane z zapisem jej równania.

Reakcje egzotermiczne są zwykle reakcjami samorzutnymi, do zapoczątkowania których wystarczy niekiedy zetknięcie się reagentów. Wiele reakcji wymagają jednak zainicjowania przez doprowadzenie do układu pewnej ilości energii (**energia aktywacji**), po czym reakcja biegnie już samorzutnie (np. spalanie magnezu w powietrzu wymaga jego wstępnego podgrzania).



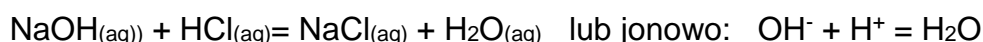
### 1.3. Określenie typu reakcji według stanu fazowego reagentów

**Faza** jest to część układu, jednolita w całej objętości pod względem chemicznym i fizycznym, oddzielona wyraźnie od otoczenia tzw. powierzchnią graniczną.

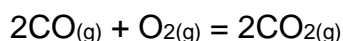
Jedną fazą jest np. mieszanina gazów, jednorodny roztwór ciekły, kryształy dowolnej soli. Natomiast dwie odmiany krystalograficzne tej samej substancji (np.  $\text{CaCO}_3$  - kalcyt i aragonit) są dwiema oddzielnymi fazami. Ilość faz występujących w reakcji liczymy według jej równania chemicznego (produkty reakcji pośrednich nie tworzą odrębnych faz).

Jeżeli podczas trwania reakcji substraty i produkty znajdują się w tej samej fazie to zachodzi reakcja **homogeniczna** (jednofazowa), Dotyczy to:

- reakcji w roztworach całkowicie mieszających się ze sobą,

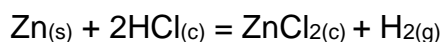


- reakcji w fazie gazowej w całej objętości (bez udziału powierzchni stałych i ciekłych)

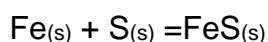


W reakcjach **heterogenicznych** (wielofazowych) reagenty występują w przynajmniej dwóch różnych fazach. Należą do nich :

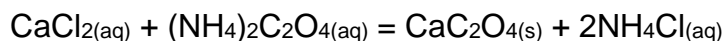
- reakcje w których reagenty występują w różnych stanach skupienia,



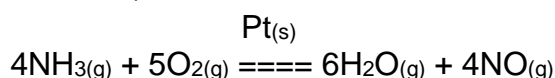
- wszystkie reakcje przebiegające z udziałem faz stałych,



- reakcje w których powstający produkt jest w innej fazie niż substraty,

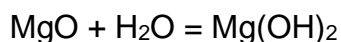


- reakcje w których substraty i produkty znajdują się w tej samej fazie, ale reakcja przebiega na powierzchni granicznej z inną fazą (np. spalanie amoniaku w obecności katalizatora platynowego w temperaturze 1100 K )



### 1.4. Podział reakcji ze względu na wymianę elektronów między reagentami

Jeżeli w czasie trwania reakcji stopień utlenienia żadnego z pierwiastków nie ulega zmianie to reakcja przebiega bez wymiany elektronów.



Reakcje w których zachodzi wymiana elektronów między reagującymi substratami, co obrazuje zmiana stopni utlenienia niektórych pierwiastków obecnych w substratach, nazywamy **reakcjami oksydacyjno-redukcyjnymi**, określanymi skrótowo jako „reakcje **redoks**”.

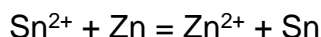
Jeżeli reagent oddaje elektrony, to jego stopień utlenienia wzrasta, czyli reagent się utlenia. Można również powiedzieć, że reagent ten jest utleniany przez drugi reagent (**utleniacz**), który przyjmuje te elektrony. Stopień utlenienia reagenta przyjmującego elektrony maleje, czyli reagent ulega redukcji (jest redukowany przez **reduktor**, czyli reagent oddający elektrony. Zatem, reakcji

utlenienia zawsze towarzyszy proces redukcji. Powyższe zależności można krótko opisać stwierdzeniem:

*Podczas reakcji oksydacyjno-redukcyjnej (redoks) utleniacz się redukuje,  
a reduktor się utlenia.*

Ze względu na miejsce występowania utleniacza i reduktora wyróżnia się:

- „zwykłe” reakcje utleniania i redukcji, w których atomy pierwiastka pobierające elektrony i atomy pierwiastka oddające elektrony występują w różnych substancjach chemicznych



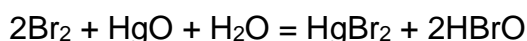
- reakcje utleniania i redukcji wewnątrzcząsteczkowej, w których atomy pobierające i oddające elektrony występują w tej samej cząsteczce bądź jonie i dotyczą atomów różnych pierwiastków



lub atomów tego samego pierwiastka różniących się stopniem utlenienia



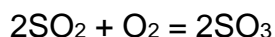
- reakcje dysproporcjonowania, w których atomy pobierające i oddające elektrony należą do tego samego pierwiastka i przed reakcją są na tym samym stopniu utlenienia



### 1.5. Podział reakcji ze względu na ich odwracalność

Zasadniczo wszystkie reakcje chemiczne z teoretycznego punktu widzenia są odwracalne, tzn. mogą przebiegać jednocześnie w przeciwnych kierunkach. Jeżeli jest to praktycznie spełnione to po pewnym czasie szybkości obydwu reakcji wyrównują się i ustala się stan **równowagi chemicznej**, charakteryzujący się tym, że obok siebie istnieją zarówno substraty jak i produkty a ich stężenia się nie zmieniają. Inaczej mówiąc, jeżeli w danych warunkach reakcja nie zachodzi do końca i po pewnym czasie ustala się stan równowagi chemicznej, a działaniem czynników zewnętrznych (temperatury, ciśnienia, stężenia reagentów) można spowodować przesunięcie położenia stanu równowagi reakcji chemicznej, to reakcja jest **odwracalna (równowagowa)**. Skutki naruszenia stanu równowagi poprzez zmiany temperatury, stężeń lub ciśnienia określa tak zwana **reguła przekory** (reguła Le Chateliera i Browna). Zgodnie z tą regułą, zmiana któregoś z wyżej wymienionych czynników uruchamia przemianę (reakcję „wprost” lub odwrotną), która dąży do zmniejszenia wprowadzonej zmiany i osiągnięcia nowego stanu równowagi.

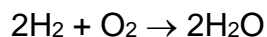
Jako przykład rozpatrzmy syntezę tlenku siarki(VI)



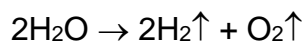
Jeżeli zwiększymy stężenie  $\text{O}_2$  to układ usiłuje je zmniejszyć poprzez połączenie części wprowadzonego tlenu z  $\text{SO}_2$ . Spowoduje to wytworzenie dodatkowej ilości  $\text{SO}_3$ , czyli przesunięcie położenia stanu równowagi w stronę produktu. Natomiast wzrost stężenia  $\text{SO}_3$  wywoła jego częściowy rozkład i odtworzenie substratów ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ).

W praktyce jest wiele reakcji, które można uważać za **nieodwracalne** (nierównowagowe). Mamy z nimi do czynienia wtedy, gdy:

- reakcje odwrotne prowadzące do odtworzenia substratów wymagają skrajnie różnych warunków, np. spalanie wodoru w tlenie



oraz rozkład wody w procesie elektrolizy



- jeden z produktów opuszcza środowisko reakcji (układ otwarty), co uniemożliwia osiągnięcie stanu równowagi i substraty całkowicie przechodzą w produkty:



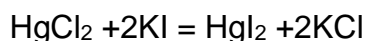
Natomiast jeżeli reakcję rozkładu węglanu wapnia przeprowadzimy w układzie zamkniętym, to wówczas po pewnym czasie ustali się stan równowagi chemicznej, gdyż będzie możliwa reakcja odwrotna, czyli łączenie się tlenku wapnia z ditlenkiem węgla.

## 1.6. Określanie typu reakcji zależnie od rodzaju reagentów

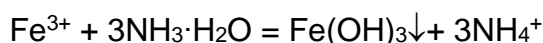
**Reakcje cząsteczkowe** są to reakcje, w których wszystkie substraty i produkty występują w postaci obojętnych elektrycznie cząsteczek lub atomów



Do reakcji cząsteczkowych należy też zakwalifikować reakcje w fazie stałej zachodzące między związkami jonowymi



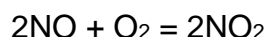
**Reakcje jonowe** są to reakcje, w których substraty i produkty występują w postaci jonów (przynajmniej jeden z nich). Oznacza to, że jeśli obok jonów występują jako substraty lub produkty cząsteczki obojętne (słabe elektrolity, związki trudno rozpuszczalne) to reakcja także jest jonowa.



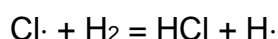
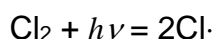
Należy odróżnić typ reakcji od zapisu równania reakcji. Reakcja jonowa może być zapisana w sposób jonowy lub cząsteczkowy,



natomiast reakcja cząsteczkowa może być zapisana tylko w sposób cząsteczkowy.



**Reakcje rodnikowe** przebiegają z udziałem wolnych rodników, czyli atomów lub cząsteczek zawierających niesparowane elektrony ( $\text{X}\cdot$  - rodnik). Na przykład mieszanina  $\text{H}_2$  i  $\text{Cl}_2$  po zainicjowaniu kwantami promieniowania  $h\nu$  reaguje według mechanizmu:



## 2. LITERATURA

1. A Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej” PWN, Warszawa, 2002.
2. T. Lipiec, Z Szmal, „Chemia analityczna z podstawami analizy elementarnej”, PZWL, Warszawa 1980 ( i późniejsze).
3. F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorganiczna - podstawy”, PWN, Warszawa, 1998.
4. I Barycka, K. Skudlarski, „Podstawy Chemii”, PWN, Warszawa, 2001.

## 3. PYTANIA KONTROLNE:

1. Jaki proces nazywamy reakcją chemiczną?
2. Wymień znane sposoby podziału reakcji chemicznych.
3. Podaj po dwa przykłady reakcji :syntezy, analizy i wymiany. Napisz równania chemiczne.
4. Zdefiniuj procesy: egzotermiczny i endotermiczny. Jakie są znaki  $\Delta H$  dla każdego typu procesu?
5. Podaj po dwa dowolne przykłady reakcji: egzotermicznych i endotermicznych. Napisz równania chemiczne do podanych przykładów.
6. Napisz reakcje chemiczne dwu dowolnych procesów dysocjacji termicznej.
7. Które z podanych reakcji przebiegają do całkowitego wyczerpania przynajmniej jednego z substratów, a które prowadzą do stanu równowagi?
  - a)  $H_2 + I_2 = 2HI$
  - b)  $Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$
  - c)  $Si + O_2 = SiO_2$
  - d)  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$
8. Podczas prażenia węgla wapnia otrzymujemy ditlenek węgla i tlenek wapnia. Ułóż równanie reakcji i zaklasyfikuj ją według następujących kryteriów: schemat reakcji, efekt energetyczny, stan fazowy reagentów, wymiana elektronów.
9. Ułóż równanie reakcji spalania magnezu w ditlenku węgla. Dokonaj klasyfikacji tej reakcji wg następujących kryteriów: schemat reakcji, efekt energetyczny, stan fazowy reagentów, wymiana elektronów.
10. Uzupełnij współczynniki stechiometryczne reakcji  $KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$   $\Delta H > 0$  i określ jej przynależność ze względu na: schemat reakcji, efekt energetyczny, stan fazowy reagentów i wymianę elektronów.
11. Uzupełnij współczynniki stechiometryczne reakcji  $(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2 + H_2O$   $\Delta H < 0$  i określ jej przynależność ze względu na: schemat reakcji, efekt energetyczny, stan fazowy reagentów i wymianę elektronów
12. Określ liczbę faz w następujących reakcjach: reakcji syntezy siarczku cynku z odpowiednich pierwiastków, reakcji zobojętniania wodorotlenku sodu za pomocą kwasu siarkowego(VI), roztwarzania metalicznego cynku w kwasie siarkowym(VI).
13. W wyniku spalania gazowego amoniaku w tlenie na powierzchni katalizatora powstaje para wodna i tlenek azotu(II). Czy jest to reakcja homogeniczna czy heterogeniczna?

#### 4. WYKONANIE DOŚWIADCZEŃ

*Celem ćwiczeń jest klasyfikacja reakcji chemicznych wg kryteriów poznanych w części teoretycznej, na podstawie obserwowanych zjawisk zachodzących w trakcie reakcji chemicznych.*

##### **Doświadczenie 1. Spalanie magnezu w powietrzu**

**Odczynniki: wstążka magnezowa (Mg), 0,1 % roztwór fenoloftaleiny**

Na końcu żelaznego drutu umocować kawałek cienkiej wstążki. Do zlewki wlać ok. 50 cm<sup>3</sup> wody destylowanej i dodać 2-3 krople 0.1 % roztworu fenoloftaleiny. Podgrzać koniec wstążki magnezowej w płomieniu palnika, a kiedy magnez się zapali kontynuować spalanie nad przygotowaną zlewką tak, aby produkt reakcji opadł do zawartej w niej wody. Po wymieszaniu roztworu obserwować przez kilkanaście minut jego barwę i klarowność.

- Napisać równania:

a) reakcji spalania magnezu,

b) reakcji powstałego produktu spalania z wodą.

i dokonać klasyfikacji tych reakcji według następujących kryteriów z części teoretycznej:

reakcja a): **1,2,3,4,6**;

reakcja b): **1,3,4**.

- Wiedząc, że fenoloftaleina przy pH < 8,3 jest bezbarwna, powyżej pH = 10 przyjmuje barwę purpurowo - czerwoną, a w zakresie pH od 8,3 do 10 wykazuje przejściową barwę różową określ jakie jony wywołują różowe zabarwienie fenoloftaleiny?

##### **Doświadczenie 2. Otrzymywanie i roztwarzanie wodorotlenku glinu(III)**

**Odczynniki: 0,5 M roztwór chlorku glinu(III) (AlCl<sub>3</sub>), 1 M roztwór wodorotlenku sodu (NaOH), 1 M kwas solny (HCl)**

Do dwóch probówek wprowadzić po 1 cm<sup>3</sup> roztworu chlorku glinu i do każdej dodawać kroplami (ok. 1 cm<sup>3</sup>) 1 M roztwór NaOH aż do utworzenia się osadu Al(OH)<sub>3</sub>. Następnie do zawiesiny otrzymanej w pierwszej probówce dodać ok. 3 cm<sup>3</sup> roztworu HCl, a do drugiej probówki tyle samo roztworu NaOH. **Wymieszać roztwory poprzez wytrząsanie probówek.**

- Obserwować przebieg reakcji.
- Napisać równania przeprowadzonych reakcji, podać nazwy produktów reakcji.
- Określić charakter chemiczny wodorotlenku glinu.
- Określić typ reakcji wg następujących kryteriów: **1,3,4,6**

### Doświadczenie 3. Badanie efektu cieplnego reakcji zobojętniania

**Odczynniki: 2 M wodorotlenek sodu (NaOH), 2 M kwas solny (HCl), 0,1 % r-r fenoloftaleiny**

Do ok. 5 cm<sup>3</sup> 2 M NaOH dodać **kroplę** 0,1 % roztworu fenoloftaleiny. Następnie, mieszając roztwór poprzez energiczne wstrząsanie probówką, dodawać pipetką 2 M HCl aż do trwałego odbarwienia roztworu (całkowite zobojętnienie zasady kwasem), Zbadać zmianę temperatury dotykając palcami dolnej części probówki.

- Napisać równanie reakcji zobojętniania cząsteczkowo i jonowo.
- O czym świadczy zaobserwowany efekt cieplny reakcji?
- Określić typ reakcji wg następujących kryteriów: **1,2,3,4,6**

### Doświadczenie 4. Rozkład KMnO<sub>4</sub>

**Odczynniki: Manganian (VII) potasu (KMnO<sub>4</sub>), stężony kwas solny (HCl).**

Do **suchej** cienkościennej probówki wsypać szczyptę KMnO<sub>4</sub>. Dno probówki powinno być przykryte warstwą nie grubszą niż 5 mm. Umocować probówkę w drewnianych szczypcach i ogrzewać w płomieniu palnika. Obserwować zachodzące procesy. Kiedy zaczną się rozkładać soli, wprowadzić do probówki cienki **żarzący się** (nie palący się) drewniany patyk i obserwować zachodzące zjawisko. Ogrzewać probówkę do ustania reakcji rozkładu. Po **ostygnięciu** do probówki nalać ok. 5 cm<sup>3</sup> wody. Wstrząsając zawartość probówki obserwować barwę cieczy na ściankach probówki. Ciemnozielone zabarwienie roztworu pochodzące od jonów MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup> i brunatny osad na dnie probówki (MnO<sub>2</sub>) świadczą o prawidłowym wykonaniu ćwiczenia. Jeżeli barwa roztworu jest fioletowa to znaczy, że w roztworze znajdują się jony MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> i nie cały KMnO<sub>4</sub> został rozłożony. Po wykonaniu doświadczenia należy probówkę umyć wodą i ewentualnie stężonym kwasem solnym.

- Zapisać równanie reakcji rozkładu KMnO<sub>4</sub> i podać schemat wymiany elektronów.
- Określić typ reakcji wg następujących kryteriów: **1,2,3,4,5,6**.

### Doświadczenie 5. Synteza NH<sub>4</sub>Cl

(doświadczenie wykonać w grupach)

**Odczynniki: stężony kwas solny (HCl), stężony wodny roztwór amoniaku (NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O)**

**Pod wyciągiem**, do małego naczynia wlać kilka kropli stężonego kwasu solnego, a do drugiego naczynia kilka kropli stężonego wodnego roztworu amoniaku. Oba naczynia postawić blisko siebie i przykryć zlewką. Zamiast tego można nalać kwas i stężony roztwór amoniaku do sąsiednich wgłębień płytki porcelanowej i przykryć małą zlewką.

- Zanotować obserwacje i wyjaśnić przebieg zachodzącego procesu.
- Napisać równanie reakcji, wiedząc, że już w temperaturze pokojowej istnieje wysoka prężność par amoniaku i chlorowodoru nad stężonymi wodnymi roztworami tych związków.
- Określić typ reakcji wg następujących kryteriów: **1,3,4,6**.