



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI

UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Projekt współfinansowany ze środków Unii Europejskiej
w ramach Europejskiego Funduszu Społecznego

**MATERIAŁY DYDAKTYCZNE DLA STUDENTÓW KIERUNKÓW ZAMAWIANYCH
UCZESTNICZĄCYCH W ZAJĘCIACH WYRÓWNAWCZYCH**

W RAMACH PROJEKTU

„STUDIA INŻYNIERSKIE GWARANCJĄ ROZWOJU UTP

I SPOŁECZEŃSTWA OPARTEGO NA WIEDZY”

nr POKL.04.01.02-00-166/11-00

CZEŚĆ I
CHEMIA NIEORGANICZNA



Opracowanie:
Ewa Maćkowska



Uniwersytet Technologiczno-Przyrodniczy im. Jana i Jędrzeja Śniadeckich w Bydgoszczy

Bydgoszcz 2011

Spis treści

1. BUDOWA ATOMU

1.1.	Jądro atomowe	4
1.2.	Masa atomowa i cząsteczkowa. Zasady obliczeń stechiometrycznych.	4
1.3.	Liczby kwantowe	5
1.4.	Powłoki i podpowłoki	5
1.5.	Orbitale	6
1.6.	Zadania	8
1.7.	Liczba Avogadra i objętość molowa gazu	9
1.8.	Zadania	9

2. WIĄZANIA CHEMICZNE

2.1.	Wiązania jonowe	11
2.2.	Wiązania kowalencyjne	12
2.3.	Wiązania kowalencyjne spolaryzowane	13
2.4.	Wiązanie koordynacyjne	14

3. KINETYKA CHEMICZNA, RZĄD REAKCJI

3.1.	Szybkość reakcji odwracalnych	14
3.2.	Stan równowagi chemicznej. Reakcje chemiczne. Prawo działania mas.	15
3.3.	Reguła przekory Le Chateliera-Brauna	16

4. KWASY, ZASADY, SOLE. SPOSOBY WYRAŻANIA STĘŻEŃ

4.1.	Definicje kwasów i zasad wg Arrheniusa.	17
4.2.	Definicje kwasów i zasad wg Brönsteda	17

5. DYSOCJACJA WODY, KWASÓW I ZASAD. STOPIEŃ DYSOCJACJI, STAŁA DYSOCJACJI

5.1.	Zadania	19
------	---------	----

6. HYDROLIZA SOLI	22
7. ILOCZYN ROZPUSZCZALNOŚCI	23
7.1. Zadania	24
8. UTLENIANIE I REDUKCJA JAKO PROCES WYMIANY ELEKTRONÓW	25
8.1. Zadania	26

1. BUDOWA ATOMU

1.1. Jądro atomowe

Średnica jądra atomowego wynosi około 1/10 000 średnicy całego atomu. Jądro atomowe skupia w sobie praktycznie całą masę atomu. Jądro jest zbudowane z dwóch rodzajów cząstek elementarnych, nukleonów: protonów i neutronów. Proton jest nośnikiem dodatniego ładunku elementarnego, natomiast neutron nie jest naładowany, cząstki te minimalnie różnią się także masą.

Nazwa cząsteczki elementarnej	Symbol cząstki	Ładunek cząstki	Masa cząstki u	Miejsce w atomie
proton	p	+1	1	w jądrze
neutron	n	0	1	w jądrze
elektron	e	-1	1/1837	wokół jądra

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

1.2. Masa atomowa i cząsteczkowa. Zasady obliczeń stechiometrycznych

Atomy są elektrycznie obojętne, ponieważ liczba protonów znajdujących się w jądrze atomowym jest równa liczbie elektronów poruszających się wokół jądra. Liczba protonów w jądrze atomu nazywa się **liczbą atomową pierwiastka** i oznacza się literą **Z**. Łączną liczbę protonów i neutronów w jądrze nazywamy **liczbą masową** i oznaczamy literą **A**.

Liczba protonów = liczba elektronów = liczba atomowa (Z)

Liczba protonów + liczba neutronów = liczba masowa (A)

Liczba neutronów = liczba masowa (A) – liczba atomowa (Z)

symboliczny zapis A_ZX

Przykład:

${}^{16}_8\text{O}$ Z= 8; liczba protonów = 8, tzn., że liczba elektronów = 8;

liczba neutronów = 16 – 8 = 8

Najprostsze jądro, jądro izotopu wodoru, składa się z pojedynczego protonu. Jego liczba atomowa Z = 1 i liczba masowa A = 1, zatem symbol tego atomu możemy zapisać jako ${}^1_1\text{H}$. Jądro wodoru ciężkiego (deuteru) zawiera jeden proton i jeden neutron, stąd symbol ${}^2_1\text{D}$. Trzeci izotop wodoru – tryt zawiera w jądrze jeden proton i dwa neutrony, jego symbolem jest więc ${}^3_1\text{T}$.

Atomy różnych izotopów danego pierwiastka zawierają taką samą liczbę elektronów krążących wokół jądra. Elektrony przyciągane są przez taki sam ładunek jądra, w

związku z tym poszczególne izotopy odznaczają się takimi samymi własnościami chemicznymi.

Elektrony poruszają się wokół jądra w różnych odległościach i określonych przestrzeniach. Przestrzenie, w których jest największe prawdopodobieństwo znalezienia elektronów, nazwano powłokami elektronowymi. Powłok może być maksymalnie 7. Liczba elektronów znajdujących się w obrębie jednej powłoki jest określona.

1.3. Liczby kwantowe

Jak już wspomniałam, najprostszym układem atomowym jest atom wodoru. Opierając się na równaniu falowym można uzyskać informację o rozkładzie elektronów tego układu jednoelektronowego. Różne funkcje własne opisujące wszystkie stany energetyczne atomu wodoru oznacza się za pomocą liczb kwantowych n i l . Wartość głównej liczby kwantowej n podaje się przy użyciu cyfr arabskich, natomiast pomoczną liczbę kwantową l przy użyciu symboli literowych.

- $n = 1, 2, 3,$ – **główna liczba kwantowa** opisująca energię elektronu
- $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$ - **orbitalna liczba kwantowa** opisująca moment pędu elektronu
- $m_l = 0, \pm 1, \dots, \pm l$ - **magnetyczna liczba kwantowa** opisująca rzut momentu pędu elektronu na wyróżniony kierunek przestrzeni
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$ - **magnetyczna spinowa liczba kwantowa**

Zgodnie z Zasadą Pauliego elektrony w atomie muszą różnić się przynajmniej jedną liczbą kwantową – czyli w jednym stanie kwantowym, opisanym czterema liczbami kwantowymi, może znajdować się co najwyżej jeden elektron.

1.4. Powłoki i podpowłoki

- zbiór wszystkich stanów kwantowych o tej samej wartości głównej liczby kwantowej n nosi nazwę *powłoki elektronowej*,
- dla atomów jednoelektronowych - energia elektronu we wszystkich stanach kwantowych, należących do jednej powłoki, ma tę samą wartość,
- dla atomów wieloelektronowych o wartości energii decydują dwie liczby kwantowe
- liczba stanów kwantowych wynosi $2n^2$.

wartość n	1 2 3 4 5 6 7 ...
nazwa powłoki	K L M N O P Q...
liczba stanów kwantowych (elektronów) $2n^2$	2 8 18 32 50 72 98...

- zbiór wszystkich stanów kwantowych o tej samej wartości głównej n i orbitalnej l liczby kwantowej nosi nazwę *podpowłoki elektronowej*
- liczba stanów kwantowych w podpowłoce wynosi $2(2l+1)$ bez względu na n

wartość l	0 1 2 3 4 5 6...
symbol podpowłoki	<i>s p d f g h i...</i>
liczba stanów kwantowych $2(2l+1)$	2 6 10 14 18 22 26...

Podsumowując, poniżej przedstawiono rozmieszczenie elektronów na poziomach kwantowych

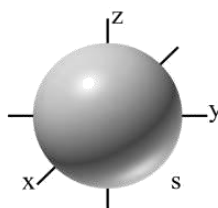
Główna liczba kwantowa n	Poboczna liczba kwantowa l	Magnetyczna liczba kwantowa $M = 2l+1$	Oznaczenie orbitalu	Liczba orbitali
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
	1	-1, 0, +1	3p	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	-1, 0, +1	4p	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

Rozmieszczenie elektronów na poszczególnych powłokach nazywamy **konfiguracją elektronową**. Najważniejsze znaczenie ma liczba elektronów znajdujących się na ostatniej, zewnętrznej powłoce. Decyduje ona o właściwościach pierwiastka. Zewnętrzna powłoka może maksymalnie pomieścić 8 elektronów, które noszą nazwę **elektronów walencyjnych**.

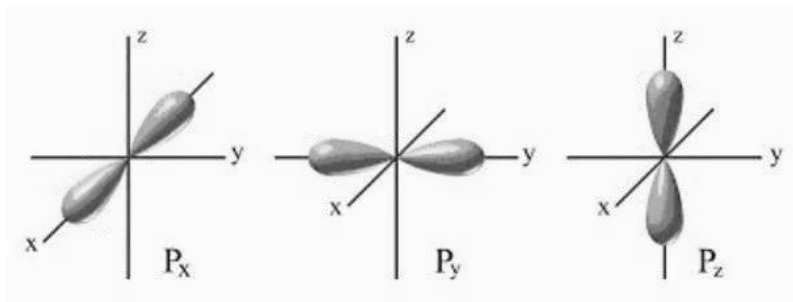
1.5. Orbitale

Funkcje falowe elektronów w atomach i cząsteczkach nazywamy **orbitalami**; są one odpowiednikami klasycznych orbit elektronu. Funkcja falowa $|\Psi|^2$ określa zatem prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w określonym miejscu przestrzeni wokół atomu, a także określa najbardziej prawdopodobne wartości jego energii. Obrazem graficznym orbitalu jest fragment przestrzeni, w której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest duże. Każdy orbital ma inny kształt i orientację przestrzenną, a zajmujący go elektron charakteryzuje się inną energią

Orbital typu s ma kształt kuli

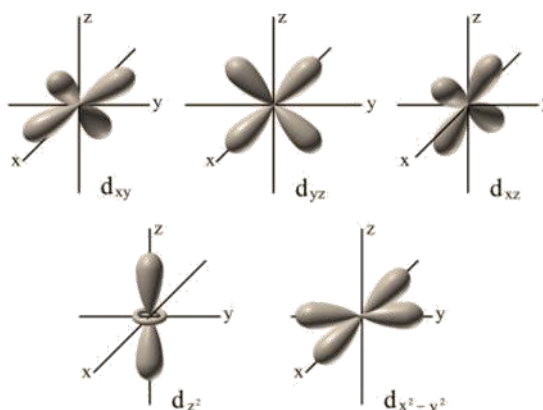


Pozostałe orbitale wykazują orientację przestrzenną, to znaczy, że niektóre kierunki w przestrzeni charakteryzują się wyższym prawdopodobieństwem spotkania elektronu. Kształt **orbitali p** zbliżony jest do sferycznej ósemki, ósemki są skierowane wzdłuż poszczególnych osi współrzędnych



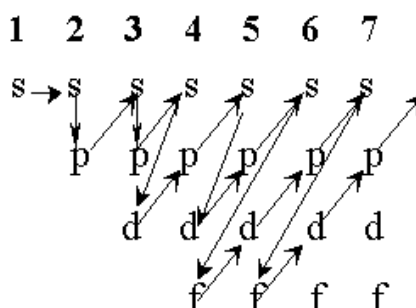
Prawdopodobieństwo napotkania elektronu w każdej z „ósemek” jest dokładnie takie samo. Takie orbitale nazywa się zdegenerowanymi. Tak więc orbital *p* jest trójrotnie zdegenerowany, ponieważ orbitale p_x , p_y i p_z są równocenne.

Orbitale typu *d*.



Orbital *d* jest pięciokrotnie zdegenerowany

Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka wzrasta liczba elektronów. Zajmują one kolejne orbitale zaczynając od najniższych poziomów energetycznych. Każdy orbital może pomieścić dwa elektrony. Muszą się one różnić *liczbą spinową* (zasada Pauliego). Jednak zapełnianie orbitali nie odbywa się po kolei, ponieważ poziomy energetyczne zachodzą na siebie. Kolejność poziomów energetycznych atomów wieloelektronowych, liczoną według wzrastającej energii, najlepiej zapamiętać posługując się schematem przedstawionym poniżej:

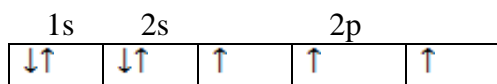


Zapełnianie orbitali w atomach pierwiastków o wyższej liczbie atomowej zachodzi zgodnie z regułą Hunda, zwaną regułą maksymalnej różnorodności. Według tej reguły, przy zapełnianiu orbitali danego podpiętra istnieje dążność do osiągnięcia maksymalnej liczby elektronów niesparowanych. Oznacza to, że dopiero po obsadzeniu po jednym elektronie wszystkich orbitali danego podpoziomu energetycznego następuje dalsze obsadzenie tych samych orbitali elektronami o spinach przeciwnych.

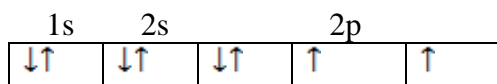
Przykład

Napisz konfigurację elektronową atomu:

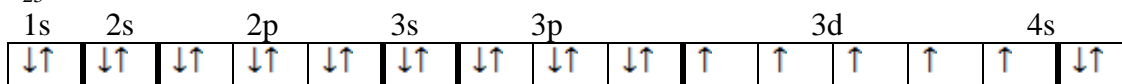
${}^7\text{N}$



${}^8\text{O}$



${}^{25}\text{Mn}$



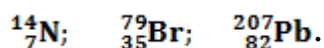
Ile protonów, neutronów i elektronów posiada atom magnezu i siarki. Podaj konfigurację elektronową.

${}^{24}_{12}\text{Mg}$ $Z=12$; liczba protonów = 12, tzn., że liczba elektronów = 12;
liczba neutronów = $24 - 12 = 12$; konfiguracja elektronów atomu magnezu [2, 8, 2]

${}^{32}_{16}\text{S}$ $Z=16$; liczba protonów = 16, tzn., że liczba elektronów = 16; [2,8,6]

1.6. Zadania:

1. Oblicz, ile protonów, elektronów i neutronów znajduje się w następujących atomach:



2. Narysuj w zeszycie model atomu o liczbie atomowej $Z=9$ i liczbie masowej $A=19$.

3. Podaj liczbę atomową i liczbę masową pierwiastka, którego atomy mają po 5 elektronów, 5 protonów i 6 neutronów.

Masa cząsteczkowa (molowa) związku chemicznego jest równa sumie mas atomowych pierwiastków tworzących dana cząsteczkę.

Przykład:

1. Oblicz masę molową H_2SO_4

$$m_{\text{H}} = 1\text{u}, m_{\text{S}} = 32\text{u}, m_{\text{O}} = 16\text{u}; m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1\text{u} + 1 \cdot 32\text{u} + 4 \cdot 16\text{u} = 98\text{u}$$

2. Oblicz wartość indeksu x we wzorze tlenku azotu N_2O_x wiedząc, że masa cząsteczkowa tego tlenku wynosi 76 u.

$$m_N = 14u, m_O = 16u; 2 \cdot 14u + x \cdot 16u = 76 u; x = \frac{76u - 28u}{16u} = 3;$$

stąd szukany wzór to N_2O_3 .

1.7. Liczba Avogadra i objętość molowa gazu

Liczba cząsteczek zawartych w jednym molu nosi nazwę **liczby Avogadra** i jest równa:

$$N_A = 6,02252 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Znajomość liczby Avogadra pozwala obliczyć bezwzględną masę atomu i cząsteczki. Na przykład w jednym gram atomie wodoru, tj. 1,00797 g wodoru mamy $6,02252 \cdot 10^{23}$ atomów wodoru. Masa pojedynczego atomu wodoru m_H wynosi:

$$m_H = \frac{1,00797}{6,02252 \cdot 10^{23}} = 1,67367 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Jeżeli mamy dwie różne substancje gazowe, każda w ilości 1 mola, to zgodnie z hipotezą Avogadra muszą one zawierać taką samą liczbę cząstek, a więc w takiej samej temperaturze i przy takim samym ciśnieniu muszą zajmować taką samą objętość. W warunkach normalnych, tj w temperaturze 0°C i pod ciśnieniem 1 atm objętość ta wynosi $22,4136 \text{ dm}^3$.

Przykład:

1. Jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje 24g tlenu?

1 mol tlenu zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$
to $\frac{24}{32}$ mola tlenu zajmują objętość $v \text{ dm}^3$; stąd $v = 16,8 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$

2. Oblicz gęstość tlenku węgla w warunkach normalnych.

$$d = \frac{M}{V}; M_{CO} = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-3}, \Rightarrow d = \frac{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,25 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

1.8. Zadania

- Oblicz masy molowe związków: CH_3COOH ; $\text{K}_2\text{B}_4\text{O}_7$.
- Ile moli atomów wapnia, krzemu i tlenu jest w 300g CaSiO_3 ?
- Który ze związków jest bogatszy w żelazo – syderyt FeCO_3 , czy piryt FeS_2 ? Podać skład procentowy obu związków.
- Ile procent glinu i fosforu w przeliczeniu na tlenki znajduje się w fosforanie(V) glinu AlPO_4 .
 $2 \text{ AlPO}_4 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{P}_2\text{O}_5$
- Oblicz zawartość procentową pierwiastków w związkach:
 - MgCl_2
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - Na_2SiO_3
 - C_6H_{14}

2. WIĄZANIA CHEMICZNE

Wiązanie chemiczne - jest to charakterystyczne oddziaływanie występujące pomiędzy atomami, grupami atomów, jonami lub cząsteczkami. Wiązania chemiczne powstają w wyniku oddziaływania, przyjmowania lub uwspólniania elektronów walencyjnych reagujących ze sobą atomów.

Każdy atom pierwiastka składa się z jądra atomowego oraz elektronów znajdujących się na tzw. powłokach elektronowych wokół jądra. Powłok tych jest kilka, a ich maksymalna ilość to siedem. W tworzeniu wiązania bierze udział głównie ostatnia powłoka tzw. walencyjna. Teorię powstawania wiązań wprowadzili Kossel i Lewis. Według niej, pierwiastki dążą do osiągnięcia oktetu (lit i beryl - dubletu) elektronów na powłoce walencyjnej - dążą do uzyskania struktury gazu szlachetnego. Atomy gazów szlachetnych, różnią się od atomów pozostałych pierwiastków całkowicie zapełnionymi powłokami elektronowymi. Taka konfiguracja powoduje, że helowce są najbardziej biernymi chemicznie pierwiastkami.

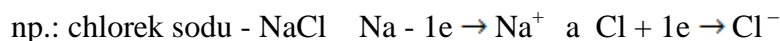
Atomy tworząc wiązanie chemiczne mogą uzyskać stabilną konfigurację elektronową - podobną do konfiguracji gazów szlachetnych - (dubletową lub oktetową) na drodze:

- przekazania elektronów jednego atomu drugiemu - powstaje wiązania heteropolarne - **jonowe**;
- uwspólnienia (współużytkowania) elektronów walencyjnych - powstaje wiązanie kowalencyjne (**atomowe**) lub donorowo-akceptorowe (koordynacyjne).

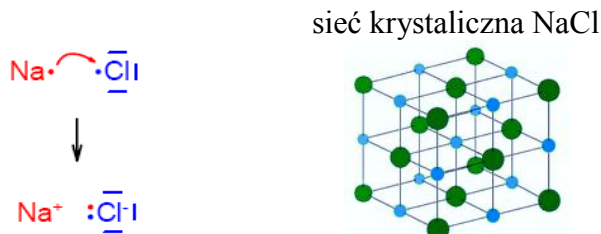
Rodzaj wiązania między atomami, zależy od właściwości pierwiastków tworzących związek chemiczny. Można je scharakteryzować za pomocą elektroujemności, która jest umowną miarą "skłonności" atomu do przyciągania elektronów podczas tworzenia wiązania. Pojęcie elektroujemności zostało wprowadzone przez L. Paulinga. Elektroujemność to zdolność atomu do przyjmowania elektronów. Może być ona określana za pomocą liczb bezwymiarowych - skala elektroujemności Paulinga.

Do pierwiastków **elektroujemnych** zalicza się te, których atomy wykazują wyższą tendencję do przyłączania elektronów niż do jonizacji. Należą do nich niemetale (najbardziej elektroujemne są fluorowce). Do pierwiastków **elektrododatnich** zalicza się te, których atomy wykazują wyższą tendencję do jonizacji (oddawania elektronów) niż do przyłączania elektronów. Należą do nich metale. Według skali Paulinga: elektroujemność pierwiastków należących do tej samej grupy maleje nieznacznie, ze wzrostem liczby atomowej, elektroujemność pierwiastków należących do tego samego okresu rośnie ze wzrostem liczby atomowej.

2.1. WIĄZANIE JONOWE - polega na przejściu jednego lub kilku elektronów walencyjnych z atomów pierwiastka elektrododatniego do atomów pierwiastka elektroujemnego. Atom pierwiastka oddający elektrony staje się kationem, a atom przyjmujący elektrony staje się anionem. Powstałe różnoimienne jony przyciągają się siłami elektrostatycznymi, tworząc wiązanie jonowe. Wiązania jonowe są wiązaniami mocnymi. Powstają pomiędzy pierwiastkami, w których różnica elektroujemności jest większa od 1,7 (wg skali Paulinga),



Każdy jon sodu jest otoczony sześcioma jonami chlorkowymi, a każdy jon chlorkowy sześcioma jonami sodowymi. Nie można stwierdzić, do którego kationu sodu należy który anion chlorku, podobnie jak nie da się określić, który anion chlorkowy należy do którego kationu sodu. Cały kryształ traktuje się więc jako jedną makrocząsteczkę.

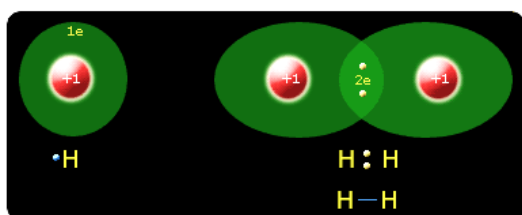


Związki połączone wiązaniem jonowym charakteryzuje: krystaliczna budowa, dobra rozpuszczalność w wodzie, wysoka temperatura topnienia, przewodnictwo elektryczne (przewodzą prąd elektryczny zarówno w roztworze jak i w stanie stopionym). Wiązanie jonowe tworzy się w litowcach (wykluczając wodór) oraz w związkach berylowców z tlenowcami i fluorowcami.

2.2. WIAZANIE KOWALENCYJNE (atomowe)

Wiązanie to polega na utworzeniu wspólnej pary elektronów (wiązanie pojedyncze), dwóch wspólnych par elektronów (wiązanie podwójne) lub trzech wspólnych par elektronów (wiązanie potrójne), przez dwa atomy, z których każdy dostarcza do wytworzenia wspólnego dubletu (lub dubletów) taką samą liczbę niesparowanych elektronów. Wiązania kowalencyjne występują pomiędzy pierwiastkami, w których różnica elektroujemności jest równa 0. Przykładami takiego wiązania są cząsteczki dwuatomowe: H₂, O₂, N₂, Cl₂, Br₂, I₂.

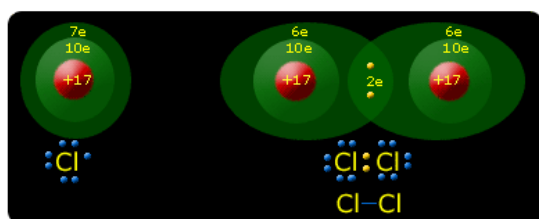
Cząsteczka wodoru



Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce wodoru.

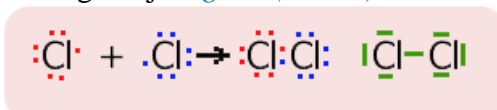
Gdy dwa atomy wodoru tworzą cząsteczkę, ich elektrony rozmieszczają się symetrycznie wokół obydwu jąder, tworząc wspólną parę elektronową. Każdy atom wodoru "wykorzystuje" wspólnie dwa elektrony i z tego powodu konfiguracja elektronowa atomów wodoru staje się podobna do konfiguracji *helu*. Czynnikiem wiążącym jest para elektronowa.

Cząsteczka chloru

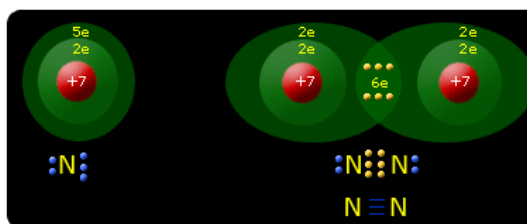


Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce chloru.

Powstaje jedna wspólna para elektronowa i wtedy każdy z atomów chloru ma 8 elektronów walencyjnych - powstaje oktet a konfiguracja elektronowa staje się podobna do konfiguracji *argonu* (2, 8, 8).



Cząsteczka azotu



Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce azotu

Powstają trzy wspólne pary elektronowe i wtedy każdy z atomów azotu ma 8 elektronów walencyjnych - powstaje oktet a konfiguracja elektronowa staje się podobna do konfiguracji *neonu* (2, 8)



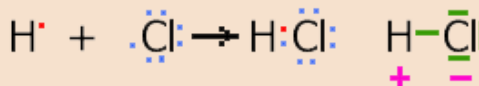
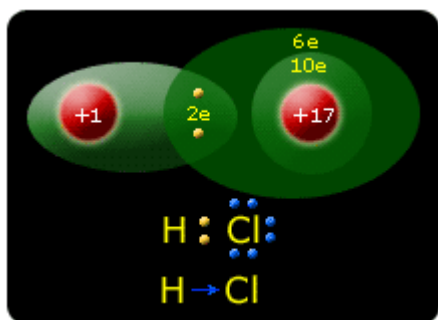
Symbolicznie zapisuje się wiązanie kowalencyjne H_2 H-H; O_2 O=O; N_2 N≡N

Warunkiem utworzenia wiązania kowalencyjnego przez dany atom, jest obecność przynajmniej jednego niesparowanego elektronu. Uwspólnianie elektronów powoduje, że atomy uzyskują oktet elektronów, czyli konfigurację najbliższego gazu szlachetnego. Uwspólnione elektrony należy liczyć podwójnie: raz, należą do jednego atomu, a drugi raz do drugiego atomu.

Związki kowalencyjne (tworzące wiązania kowalencyjne), tworzą w stanie stałym sieć krystaliczną, zbudowaną z odrębnych cząsteczek. Mają niskie temperatury topnienia i wrzenia, rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych lub słabo polarnych. Skroplone związki kowalencyjne i ich roztwory, nie przewodzą prądu elektrycznego, ponieważ nie ulegają dysocjacji. Reakcje między związkami kowalencyjnymi polegają na rozerwaniu istniejących wiązań i tworzeniu nowych.

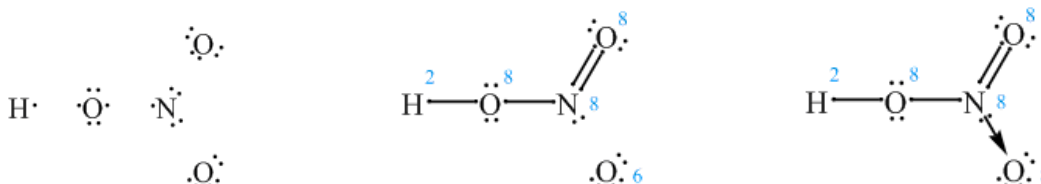
2.3. WIĄZANIA KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE

Wiązanie kowalencyjne polega na uwspólnieniu pary elektronów, ale wspólna para nie należy w jednakowym stopniu do obu atomów, lecz jest przesunięta w kierunku atomu bardziej elektroujemnego. Zjawisko przesunięcia wspólnej pary elektronów w kierunku jednego z atomów, nosi nazwę polaryzacji wiązania. Ma to miejsce w przypadku, kiedy atomy pierwiastków różnią się elektroujemnością, ale różnica nie przekracza 1,7 w skali Paulinga. Polarność wiązania rośnie w miarę jak zwiększa się różnica między elektroujemnościami pierwiastków. Jeśli przekroczy wartość 1,7 wiązanie przyjmuje charakter jonowy. Wiązanie spolaryzowane jest najbardziej pospolite dla związków nieorganicznych i organicznych, w skład których wchodzi atomy niemetali, różniących się dość znacznie wartością elektroujemności. Przykład wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego: połączenie chloru i wodoru w cząsteczce chlorowodoru.



Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego w cząsteczce

2.4. WIAZANIE KOORDYNACYJNE (semipolarne) - stanowi szczególny przypadek wiązania typu kowalencyjnego. Polega na utworzeniu wspólnej pary elektronowej z elektronów dostarczonych przez jeden atom (tzw. donor). drugi atom (tzw. akceptor) uzupełnia własną powłokę walencyjną elektronami donora. Warunkiem powstania wiązania koordynacyjnego jest zderzenie drobin posiadającej wolną parę elektronową z drobiną dysponującą luką elektronową lub wolnym orbitalem w powłoce walencyjnej. Poniżej przedstawiono wiązania w cząsteczce kwasu azotowego (V)



Jak widać, atom azotu, wodoru i dwa z trzech atomów tlenu osiągnęły oktet, a wodór dublet. Ostatni wzór wymaga komentarza. Za pomocą strzałki oznaczono wiązanie donorowo-akceptorowe, (czyli koordynacyjne). Widać, że polega ono na powstawaniu wspólnej pary elektronowej, ale pochodzi ona od jednego tylko atomu (donor). Przyjmuje tę parę drugi atom (akceptor), który zyskuje w ten sposób oktet elektronowy.

3. KINETYKA CHEMICZNA, RZĄD REAKCJI,

3.1. SZYBKOŚĆ REAKCJI ODWRACALNYCH.

Szybkość reakcji chemicznych jest to ubytek stężenia substratów w jednostce czasu. Szybkość reakcji zależy, między innymi, od stężenia początkowego substratów. W miarę upływu czasu stężenie substratów maleje, a więc i szybkość reakcji zmniejsza się.

Jeżeli na przykład rozpada się cząsteczka A



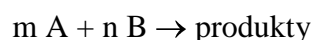
To w stałej temperaturze i bez wpływu czynników zewnętrznych szybkość tej reakcji wyraża się wzorem

$$v = - \frac{d[A]}{dt} = k [A]$$

gdzie: k – stała szybkości reakcji, zależna od rzędu reakcji i temperatury

A – wyjściowe stężenie substratu

Dla reakcji :



szybkość wyraża się wzorem:

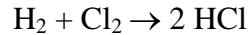
$$v = k \cdot [A]^m [B]^n$$

Suma m+n nazywa się rzędem reakcji. Stężenie substratów wyraża się w mol·dm³.

Przykład

1. Jak zmieni się szybkość reakcji powstawania chlorowodoru, jeżeli mieszaninę substratów rozprężymy czterokrotnie?

W układzie zachodzi reakcja



Stężenia substratów wynoszą $[\text{H}_2] = c_1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$; $[\text{Cl}_2] = c_2 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

$$V_1 = k [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2] = k \cdot c_1 \cdot c_2$$

Po rozprężeniu stężenia wynoszą odpowiednio:

$$[\text{H}_2] = \frac{1}{4} c_1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}; [\text{Cl}_2] = \frac{1}{4} c_2 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

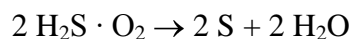
$$V_2 = k \cdot \frac{1}{4} c_1 \cdot \frac{1}{4} c_2 = k \cdot \frac{1}{16} c_1 \cdot c_2$$

$$\text{stad } V_2 = \frac{1}{16} V_1$$

2. Jaka będzie szybkość utleniania siarkowodoru, jeżeli stężenia wynoszą:

$$[\text{H}_2\text{S}] = 1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}; [\text{O}_2] = 2 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3},$$

a stała szybkości wynosi $k = 0,016 \text{ mol}^{-2}(\text{dm}^3)^2\text{s}^{-1}$



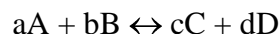
Szybkość oblicza się ze wzoru:

$$V = k \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

$$V = 0,016 \cdot 1 \cdot 2 = 0,032 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}\text{s}^{-1}$$

3.2. Stan równowagi chemicznej. Reakcje chemiczne. Prawo działania mas.

Stan równowagi chemicznej w układzie



ustala się w chwili, gdy szybkość reakcji pierwotnej zrówna się z szybkością reakcji odwrotnej, czyli w chwili, gdy $v_1 = v_2$. W sposób ilościowy charakteryzują to równania:

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d$$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{C^c \cdot D^d}{A^a \cdot B^b}$$

gdzie K_c jest stałą równowagi chemicznej wyrażoną poprzez stężenia. Jest to matematyczny zapis prawa działania mas, które stwierdza, że w stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń produktów do iloczynu stężeń substratów w stałej temperaturze posiada wartość stałą, równą K_c , zwaną stałą stężeniową równowagi chemicznej. Przyjmuje się, że stężenie ciała stałego i czystych cieczy jest równe jedności.

Z tej zależności można obliczyć stężenia równowagowe, a tym samym i stopień przereagowania procesów odwracalnych.

Praktyczne wykorzystanie wartości liczbowej stałej równowagi wiąże się z możliwością wyciągnięcia wniosków odnośnie:

- przewidywanego kierunku przebiegu reakcji chemicznej do momentu osiągnięcia równowagi,
- stopnia przereagowania substratów w produkty,
- wpływu zmiany warunków reakcji na skład równowagowej mieszaniny reakcyjnej.

Jeżeli np. wartość $K_c = 10^3$, to znaczy, że iloczyn stężeń produktów jest tysiąc razy większy od iloczynu stężeń substratów, a to oznacza, że reakcja przebiega praktycznie z lewa na prawo, czyli powstają produkty.

Znacznie lepiej przebieg reakcji określa **stopień przereagowania** dowolnego reagenta - α . Wyraża się go wzorem:

$$\alpha = \frac{c_p}{c_o}$$

gdzie c_p – stężenie przereagowanej ilości substratu, c_o – początkowe stężenie tego substratu.

Najważniejszym zastosowaniem prawa działania mas jest możliwość wpływania na kierunek reakcji, albo w kierunku tworzenia produktów, czyli cofnięcia reakcji. Za pomocą stężenia reagentów, temperatury lub ciśnienia można dokonać zmian w układzie, który już wcześniej osiągnął równowagę. Zmiany te można przewidzieć na podstawie reguły przekory Le Chateliera-Brauna.

3.3. Reguła przekory Le Chateliera-Brauna

Reguła przekory Le Chateliera-Brauna mówi, że jeżeli na układ znajdujący się w równowadze działa czynnik zewnętrzny naruszający tę równowagę, to układ dąży do osłabienia lub wyeliminowania działania tego czynnika, układ osiąga nowy stan równowagi, możliwie bliski stanowi wyjściowemu.

Najogólniej można powiedzieć, że jeżeli do układu w stanie równowagi :

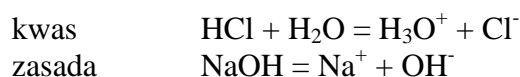
- doda się substratów, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku tworzenia produktów,
- usunie się produkty, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku tworzenia produktów,
- doda się produktów, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku tworzenia substratów,
- usunie się substraty, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku tworzenia substratów,
- obniży się temperaturę, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku reakcji egzotermicznej,

- podwyższy się temperatura, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku reakcji endotermicznej,
- obniży się ciśnienie, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku tworzenia większej liczby cząstek, (podwyższenie ciśnienia),
- podwyższy się ciśnienie, reakcja prowadzi do przesunięcia równowagi w kierunku tworzenia mniejszej liczby cząstek (obniżenie ciśnienia).

4. KWASY, ZASADY, SOLE. SPOSOBY WYRAŻANIA STĘŻEŃ

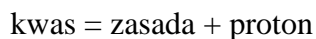
4.1. Definicje kwasów i zasad wg Arrheniusa.

Dysocjacja elektrolityczna jest procesem samorzutnego rozpadu związków na jony. W oparciu o **dysocjację elektrolityczną** Arrhenius wprowadził pojęcie kwasów i zasad. Kwasami nazwał związki, które w wyniku dysocjacji odszczepiają jony wodorowe, a zasadami związki, które odłączają jony wodorotlenowe (hydroksylowe):



Definicje te ograniczone są wyłącznie do roztworów wodnych. Zgodnie z tą teorią reakcje zobojętniania są to reakcje między kwasami i zasadami, w których powstają sole i cząsteczki wody.

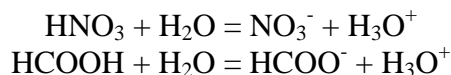
Braki w teorii Arrheniusa uzupełniła protolityczna teoria kwasów i zasad Brönsteda i Lowry'ego. Według tej teorii kwasami są cząsteczki obojętne lub jony, które w warunkach reakcji wykazują tendencje do utraty protonów (donory protonów). Kwasy po oddaniu protonu tworzą sprzężone z nimi zasady.



4.2. Definicje kwasów i zasad wg Brönsteda

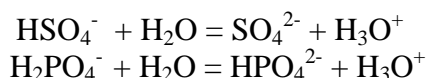
Według Brönsteda kwasami i zasadami, oprócz cząsteczek obojętnych, mogą być również jony.

Kwasy cząsteczkowe – cząsteczki obojętne

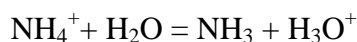


Powstałe jony azotanowe(V) i mrówczanowe są zasadami sprzężonymi z kwasami: azotowym(V) i mrówkowym.

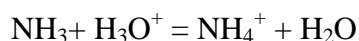
Kwasy anionowe



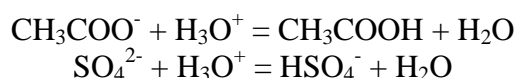
Kwasy kationowe



Zasady cząsteczkowe to obojętne cząsteczki, które wykazują powinowactwo do jonów wodorowych.



Zasady anionowe



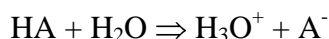
5. DYSOCJACJA WODY, KWASÓW I ZASAD. STOPIEŃ DYSOCJACJI, STAŁA DYSOCJACJI. Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Dysocjacja elektrolityczna jest to rozpad substancji na jony pod wpływem rozpuszczalnika polarnego. Powstałe w wyniku dysocjacji jony przewodzą prąd elektryczny i nazywają się elektrolitami. Do elektrolitów należą wszystkie związki chemiczne o budowie jonowej lub kowalencyjnej silnie spolaryzowanej.

W wyniku dysocjacji elektrolit przechodzi do roztworu w postaci jonów. Związki, które ulegają całkowitej dysocjacji nazywa się **elektrolitami mocnymi**, natomiast te, które dysocjują tylko częściowo, nazywa się **elektrolitami słabymi**.

Do elektrolitów mocnych zalicza się niektóre kwasy (HCl, HNO₃, H₂SO₄ – tylko pierwszy etap dysocjacji, HClO₄, HI), zasady (NaOH, KOH, Ca(OH)₂ i Ba(OH)₂ – tylko pierwsze etapy dysocjacji) i sole.

Dysocjację mocnego kwasu jednoprotowego w roztworze wodnym wyraża równanie:

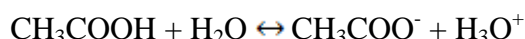


Wszystkie cząsteczki kwasu przereagowały z wodą. Z jednego mola kwasu otrzymujemy 1 mol jonów H₃O⁺, a to znaczy, że [H₃O⁺] = c^o_{HA}

Analogicznie, dla mocnych zasad [OH⁻] = c^o_{MeOH}

Wszystkie sole, w których chociaż jeden jon pochodzi od elektrolitu mocnego są również elektrolitami mocnymi, np.: NaCl, CH₃COONa, NH₄Cl itp.

Elektrolity słabe są zdysocjowane tylko częściowo i po pewnym czasie w roztworze ustala się stan równowagi chemicznej. Można tu zastosować prawo równowagi, np:



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Ponieważ rozpuszczalnik występuje w środowisku reakcji w nadmiarze, jego stężenie w czasie reakcji ulega niewielkim zmianom, przyjmuje się więc, że ma wartość stałą, stąd:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_k = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

K_k – stała dysocjacji kwasowej

Analogicznie stała **dysocjacji zasadowej** przyjmuje postać:

$$K_z = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Kwasy i zasady są ze sobą sprzężone, a to znaczy, że im mocniejszy kwas tym słabsza, sprzężona z nim zasada ponieważ:

$$K_{H_2O} = K_k \cdot K_z$$

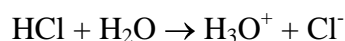
Stałe dysocjacji kwasów i zasad można znaleźć w tablicach chemicznych.

Na podstawie stałych dysocjacji można obliczyć pH i stopień dysocjacji związków chemicznych.

Przykład:

1. Oblicz stężenie jonów $[H_3O^+]$ i pH 0,01 molowego roztworu HCl.

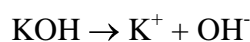
Kwas solny jest elektrolitem mocnym.



$$[H_3O^+] = c_{HCl}, \text{ stąd } [H_3O^+] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg(1 \cdot 10^{-2}) = 2$$

2. Oblicz pH 0,001 molowego roztworu KOH.



$$[OH^-] = c_{KOH}, \text{ stąd } [OH^-] = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg(1 \cdot 10^{-3}) = 3$$

$$pOH + pH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11$$

Stopień dysocjacji określa jaka część elektrolitu słabego przereagowała z rozpuszczalnikiem, czyli uległa dysocjacji. Stopień dysocjacji wyraża się wzorem:

$$\alpha = \frac{c_1}{c_0} \text{ lub } \alpha = \frac{c_1}{c_0} \cdot 100\%$$

gdzie: c_1 – stężenie cząsteczek zdysocjowanych; c_0 – początkowe stężenie elektrolitu.

Zależność pomiędzy stałą dysocjacji a stopniem dysocjacji wyraża **prawo rozcieńczeń Ostwalda**.

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot c_0}{1 - \alpha}$$

Dla elektrolitów bardzo słabych i o średniej mocy i dużym stężeniu, stopień dysocjacji ma bardzo małą wartość stąd, z małym błędem, można założyć, że $1 - \alpha \approx 1$, a wtedy:

$$K = \alpha^2 \cdot c_0; \text{ stąd } \alpha = \sqrt{\frac{K}{c_0}}$$

5.1. Zadania:

1. Napisz równania reakcji dysocjacji kwasów:

a) Siarkowodorowego

b) octowego

c) siarkowego(VI)

d) chlorowego(VII)

14. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez dodanie 30 g KNO_3 do 170 g 10 % roztworu.
15. Oblicz ile gramów wody należy odparować z 500 g roztworu o stężeniu 3%, aby otrzymać roztwór o stężeniu 10%.
16. Jaka objętość 50% roztworu NaOH o $d = 1,52 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ należy odmierzyć, aby przygotować 1 dm^3 0,2 M roztworu.
17. 30% HNO_3 o $d = 1,18 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ rozcieńczono w stosunku 1:5. Jakie jest stężenie otrzymanego roztworu?
18. Oblicz stężenie molowe roztworu, jeżeli:
- w 250 cm^3 tego roztworu znajduje się 15 g H_3PO_4 ,
 - w 100 cm^3 tego roztworu znajdują się 2 g KI ,
 - w 100 cm^3 tego roztworu znajduje się 10 g $\text{MgSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
19. Oblicz ile moli substancji zawiera roztwór:
- 50 cm^3 2 molowego HCl ,
 - 160 cm^3 3,5 molowego NH_4Cl ,
 - 900 cm^3 0,094 molowego AgNO_3 .
20. Oblicz ile substancji należy odważyć, aby przygotować:
- 2,0 dm^3 0,1500 molowego NaCl ,
 - 450 cm^3 2,05 molowego $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$,
 - 5,0 dm^3 0,0990 molowego $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3\cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
21. Oblicz ilu molowy jest roztwór:
- 40% roztwór AgNO_3 o $d = 1,474 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$,
 - 18% roztwór NaCl o $d = 1,136 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$,
 - 30,1% roztwór HCl o $d = 1,150 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$,
 - 34,0% roztwór KOH o $d = 1,330 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.
22. Ilu molowy jest:
- 5,15 molowy H_2SO_4 , którego $d = 1,295 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$,
 - 5,6 molowy HCl , którego $d = \text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$,
 - 7,13 molowy NaOH , którego $d = 1,250 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$,
23. Ilu procentowy jest roztwór, jeżeli do 750 kg 78% roztworu dodano 250 kg wody?
24. Ile rozpuszczalnika należy dodać do 5 kg 12,3% roztworu, aby otrzymać roztwór 10%?
25. Oblicz masę odparowanego rozpuszczalnika, jeżeli z 35% roztworu otrzymano 450 kg 40% roztworu.
26. Ilu procentowy jest roztwór, jeżeli do 40 kg 50% roztworu dodano 60 kg czystej substancji.

27. Ilu procentowy jest roztwór, jeżeli z 500 kg 3% roztworu odparowano 300 kg rozpuszczalnika?
28. Ilu molowy jest roztwór, jeżeli do 200 cm³ 6% roztworu Na₂CO₃ o $d = 1,06 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, dodano 6 g czystego Na₂CO₃ i otrzymano roztwór o gęstości $d = 1,083 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$?
29. Oblicz stężenie molowe jeżeli 200 cm³ 2 M roztworu zmieszano z 300 cm³ 5 M roztworu.
30. Z kolbki o pojemności 100 cm³ pobrano 20 cm³ badanego roztworu NaOH, na jego zmiareczkowanie zużyto 18,9 cm³ 0,1105 M HCl. Oblicz zawartość NaOH w badanej próbce.
31. Miareczkowano 0,20 g zasady, którą mógł być wodorotlenek sodu lub potasu. Która z tych substancji była w roztworze, jeżeli w czasie miareczkowania zużyto 25 cm³ 0,2 M roztworu HCl?
32. Na zmiareczkowanie 0,1851 g Na₂CO₃ wobec oranżu metylowego zużyto 19,5 cm³ HCl. Oblicz stężenie molowe kwasu solnego.
33. 15 cm³ roztworu zawiera 3,30 g Na₂CO₃·10 H₂O. Oblicz molowość tego roztworu. Ile cm³ 0,5 M kwasu solnego, a ile 0,5 M roztworu kwasu siarkowego(VI) należy zużyć na zobojętnienie 20 cm³ roztworu węglanu sodu? Miareczkowanie prowadzono wobec oranżu metylowego.
34. Oblicz stężenie molowe kwasu solnego, jeżeli na zmiareczkowanie 20 cm³ 0,1 M roztworu Na₂CO₃ wobec fenoloftaleiny zużyto 12,3 cm³ roztworu HCl.

6. HYDROLIZA SOLI.

Hydrolizą nazywa się proces rozkładu substancji pod wpływem wody. Hydrolizie ulegają sole słabych kwasów i mocnych zasad, sole mocnych kwasów i słabych zasad oraz sole słabych kwasów i słabych zasad. W wyniku hydrolizy roztwór przybiera odczyn kwaśny lub zasadowy, w zależności od tego, który jon uległ hydrolizie.

Przykłady:

Hydroliza soli słabego kwasu i mocnej zasady – elektrolit mocny – całkowicie zdysocjowany w roztworze wodnym:

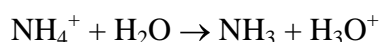
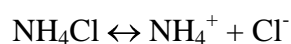


Jony słabego kwasu reagują z wodą zgodnie z reakcją



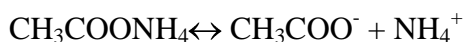
Powstające jony OH⁻ zaburzają równowagę dysocjacji. Po ustaleniu się nowej równowagi, roztwór wykazuje odczyn alkaliczny.

Hydroliza soli słabej zasady i mocnego kwasu:



Roztwór wykazuje odczyn kwaśny.

Hydroliza soli słabego kwasu i słabej zasady:



Jeżeli stała dysocjacji kwasu jest równa stałej dysocjacji zasady, to roztwór ma $\text{pH} = 7$.

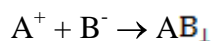
7. ILOCZYN ROZPUSZCZALNOŚCI

Między ciałem stałym a cieczą występuje granica faz. Gdy ta granica zanika to mówimy, że substancja jest rozpuszczalna w danym rozpuszczalniku. Otrzymany roztwór jest mieszaniną kilku składników, choć jest układem jednorodnym (homogenicznym). Proces rozpuszczania jest wynikiem solwatacji.



W miarę wzrostu stężenia jonów w roztworze rozpoczyna się reakcja odwrotna - wytrącania osadu - v_2 . Po pewnym czasie szybkości obu reakcji zrównują się $v_1 = v_2$. W układzie ustala się stan równowagi, a to znaczy, że tyle samo substancji przechodzi do roztworu ile przechodzi do osadu. Stężenie soli w roztworze nad osadem w danej temperaturze jest wielkością stałą i nosi nazwę rozpuszczalności - s .

Dla ogólnie zapisanej reakcji strącania związku trudno rozpuszczalnego



iloczyn rozpuszczalności można przedstawić równaniem:

$$K_{\text{AB}} = a_{\text{A}^+} \cdot a_{\text{B}^-} = c_{\text{A}^+} \cdot c_{\text{B}^-} \cdot f_{\text{A}^+} \cdot f_{\text{B}^-}$$

Jeżeli stężenia jonów w roztworze są małe, $c \leq 10^{-3}$ to wartości współczynników aktywności są równe lub bliskie jedności i wtedy równanie przyjmuje postać:

$$K_{\text{AB}} = c_{\text{A}^+} \cdot c_{\text{B}^-}$$

Iloczyn rozpuszczalności można więc zdefiniować jako iloczyn aktywności lub stężeń jonów związku trudno rozpuszczalnego w roztworze nasyconym. Iloczyn rozpuszczalności jest wielkością stałą w stałej temperaturze.

Na przykładzie reakcji rozpuszczania $\text{AB} \leftrightarrow \text{A}^+ + \text{B}^-$ można wyprowadzić zależność między iloczynem rozpuszczalności a rozpuszczalnością.

Z reakcji wynika, że stężenia jonów A^+ i B^- w roztworze są takie same, tzn. $[\text{A}^+] = [\text{B}^-] = s$

Stąd $K_{\text{AB}} = s^2$, a po przekształceniu otrzymujemy zależność, w której rozpuszczalność związku AB równa się:

$$S = \sqrt{K_{\text{AB}}}$$

Odpowiednio dla związku o budowie $\text{A}_2\text{B}_3 \leftrightarrow 2 \text{A}^{3+} + 3 \text{B}^{2-}$ $[\text{A}^{3+}] = 2s$; $[\text{B}^{2-}] = 3s$

$$K_{A_2B_3} = (2s)^2 \cdot (3s)^3 = 108 s^5 \quad \text{to} \quad s = \sqrt[5]{\frac{K_{A_2B_3}}{108}}$$

Aby wytrącił się związek trudno rozpuszczalny musi być spełniony warunek – iloczyn z aktywności jonów tworzących ten związek przekroczy wartość iloczynu rozpuszczalności:

$$a_{A^+} \cdot a_{B^-} \geq K_{AB}$$

Przykład

1. Sprawdź, czy powstanie osad AgI, jeżeli 10 cm³ 0,1 molowego roztworu AgNO₃ rozcieńczono do 10 dm³, po czym dodano 1 cm³ 0,01 molowego roztworu KI ?

$$K_{AgI} = 1,5 \cdot 10^{-16} \quad [Ag^+] = \frac{10 \cdot 0,1}{10000} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}; \quad [I^-] = \frac{1 \cdot 0,01}{10000} = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[Ag^+] \cdot [I^-] = 10^{-4} \cdot 10^{-6} = 10^{-10} \quad \text{to} \quad [Ag^+] \cdot [I^-] \geq K_{AgI} \quad \text{osad wytrąci się}$$

2. Mieszaninę 10 cm³ 0,7 molowego roztworu NaCl i 1 cm³ 0,01 molowego roztworu KI rozcieńczono do 10 cm³, następnie dodano 1 cm³ 0,01 molowego roztworu AgNO₃. Sprawdź, czy powstaną osady AgCl i AgI ?

$$[Cl^-] = \frac{10 \cdot 0,7}{10000} = 7 \cdot 10^{-4}, \quad [I^-] = \frac{1 \cdot 0,01}{10000} = 1 \cdot 10^{-6}, \quad [Ag^+] = \frac{1 \cdot 0,01}{10000} = 1 \cdot 10^{-6}$$

$K_{AgI} = 1,5 \cdot 10^{-16}$, $K_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$, pierwszy strąca się AgI, ponieważ ma mniejszy iloczyn rozpuszczalności

$$[Ag^+] \cdot [I^-] = 1 \cdot 10^{-6} \cdot 1 \cdot 10^{-6} = 1 \cdot 10^{-12} \geq K_{AgI}$$

W roztworze nie ma nadmiaru jonów Ag⁺, stąd ich stężenie w roztworze uwarunkowane jest rozpuszczalnością AgI:

$$[Ag^+] = \sqrt{K_{AgI}} = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-16}} = 1,22 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 1,22 \cdot 10^{-8} \cdot 7 \cdot 10^{-4} = 8,54 \cdot 10^{-12} < K_{AgCl}$$

Wytrąci się osad AgI, ale nie wytrąci się osad AgCl.

3. Zmieszano roztwory Na₃PO₄ i KBr. Ich stężenia w mieszaninie wynosiły 0,01 mola w dm³. Do mieszaniny dodawano kroplami roztwór AgNO₃. W jakiej kolejności strąca się osady Ag₃PO₄ i AgBr ?

$$K_{Ag_3PO_4} = 1,6 \cdot 10^{-21} ; \quad K_{AgBr} = 6,3 \cdot 10^{-13}$$

Jako pierwszy wytrąci się ten osad, dla którego iloczyn ze stężeń jonów tworzących osad pierwszy przekroczy wartość iloczynu rozpuszczalności. Należy więc obliczyć, ile jonów srebrowych potrzeba do wytrącenia każdego z osadów:

$$K_{Ag_3PO_4} = [Ag^+]^3 [PO_4^{3-}] \Rightarrow [Ag^+] = \sqrt[3]{\frac{K_{Ag_3PO_4}}{[PO_4^{3-}]}} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-21}}{0,01}} = 5,43 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K_{AgBr} = [Ag^+] [Br^-] \Rightarrow [Ag^+] = \frac{K_{AgBr}}{[Br^-]} = \frac{6,3 \cdot 10^{-13}}{0,01} = 6,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Na podstawie otrzymanych wyników widać, że do przekroczenia iloczynu rozpuszczalności mniej srebra potrzeba dla AgBr, a to znaczy, że ten osad wytrąci się jako pierwszy.

7.1. Zadania

Oblicz iloczyn rozpuszczalności:

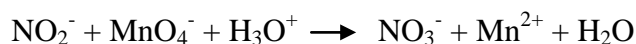
1. BaSO₄, jeżeli jego rozpuszczalność wynosi $2,33 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$.
2. CaSO₄, jeżeli jego rozpuszczalność wynosi 0,107 g w 100 cm³.
3. W 10 dm³ wody rozpuszczono 0,1 g NH₄SCN i dodano 2 cm³ 0,05 molowego azotanu srebra. Sprawdź, czy powstanie osad AgSCN.
4. Zmieszano 100 cm³ 1 molowego roztworu K₂CrO₄ i 2 cm³ 0,1 molowego roztworu NaCl. Całość rozcieńczono do 10 dm³ i dodano 10 cm³ 0,1 molowego roztworu AgNO₃. Sprawdź, czy powstaną osady Ag₂CrO₄ i AgCl.
5. Sprawdź, czy powstanie osad, jeżeli zmieszano równe objętości 0,03 molowych roztworów KCl, KI i AgNO₃.
6. Zmieszano 100 cm³ 0,1 molowego roztworu NH₄SCN, 200 cm³ 0,2 molowego roztworu KCl i 200 cm³ 0,1 molowego roztworu AgNO₃. Sprawdź czy powstaną osady AgSCN i AgCl.
7. Oblicz ile razy zmniejszy się rozpuszczalność AgCl w 0,1 molowym NaCl w porównaniu z rozpuszczalnością w wodzie. $K_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$
8. Oblicz ile razy zmniejszy się rozpuszczalność AgBr w 0,1% roztworze KBr ($d=1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$) w porównaniu z rozpuszczalnością w wodzie. $K_{\text{AgBr}} = 6,3 \cdot 10^{-13}$
9. Oblicz ile razy zmniejszy się rozpuszczalność AgI w 0,05 molowym KI w porównaniu z rozpuszczalnością w wodzie. $K_{\text{AgI}} = 1,5 \cdot 10^{-16}$
10. Oblicz, który związek jest łatwiej rozpuszczalny i ile razy:
 1. SrSO₄; BaSO₄
 2. Cu₂S; CuS
 - b) PbSO₄; PbC₂O₄
 - d) Ag₃PO₄; FePO₄

8. UTLENIANIE I REDUKCJA JAKO PROCES WYMIANY ELEKTRONÓW.

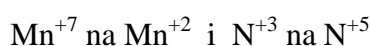
Układanie równań redoks

Równania redoks można pisać w postaci cząsteczkowej lub jonowej. Reakcję końcową uzyskuje się w kilku etapach. Pierwszym etapem jest napisanie reakcji szkieletowej – główne reagenty i produkty

-równanie szkieletowe np.:



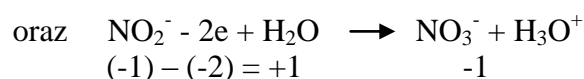
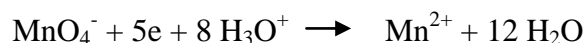
- następnie sprawdzenie stopnia utlenienia pierwiastków przed i po reakcji



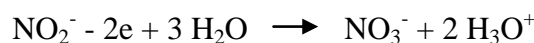
W prawidłowo napisanym równaniu, oprócz atomów, także suma ładunków po stronie substratów powinna równać się sumie ładunków po stronie produktów



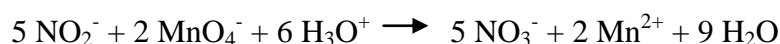
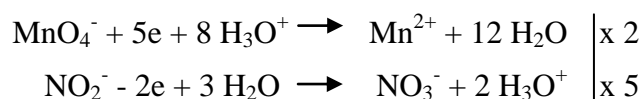
dla zrównoważenia należy przyjąć 8 jonów H_3O^+ czyli:



dla zrównoważenia muszą powstać 2 jony H_3O^+ czyli



Ponieważ ilość elektronów oddanych musi być równa ilości elektronów pobranych, mnożymy



8.1. Zadania

Uzupełnić równania reakcji utleniania i redukcji (w miejsce kropek należy wstawić lub nie, odpowiednio H_3O^+ lub H_2O):

1. $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + \dots = \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \dots$
2. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \dots = \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \dots$
3. $\text{Fe}^{3+} + \text{I}^- + \dots = \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2 + \dots$
4. $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \dots = \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \dots$
5. $\text{Cr}^{3+} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \dots = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \dots$
6. $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \dots = \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \dots$
7. $\text{HAsO}_3^{2-} + \text{I}_2 + \dots = \text{HAsO}_4^{2-} + \text{I}^- + \dots$
8. $\text{HAsO}_3^{2-} + \text{BrO}_3^- + \dots = \text{HAsO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \dots$
9. $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \dots = \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \dots$
10. $\text{MnO}_4^- + \text{Mn}^{2+} + \dots = \text{MnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \dots$
11. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \dots = \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \dots$
12. $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + \dots = \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \dots$
13. $\text{H}_2\text{S} + \text{IO}_3^- + \dots = \text{S}^0 + \text{I}^- + \dots$

14. $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + \dots = \text{I}_2 + \dots$
15. $\text{Cr} + \text{H}_3\text{O}^+ = \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2 + \dots$
16. $\text{Al} + \text{OH}^- + \dots = [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-} + \text{H}_2$
17. $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{NO}_3^- + \dots = \text{Bi}^{3+} + \text{S} + \text{NO} + \dots$
18. $[\text{SnCl}_6]^{4-} + \text{BrO}_3^- + \dots = [\text{SnCl}_6]^{2-} + \text{Br}^- + \dots$
19. $\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- = \text{CuI} + \text{I}_2$
20. $\text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+ = \text{NO}_3^- + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
21. $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{I}^- + \text{IO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$

1. Oblicz stężenie molowe KMnO_4 , jeżeli na zmiareczkowanie 0,1054 g $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ zużyto 21,6 cm^3 roztworu KMnO_4 .
2. Jaką odważkę rudy, zawierającej 87% Fe_2O_3 , należy użyć do analizy, aby na oznaczenie zawartego w niej żelaza zużyć nie więcej niż 22 cm^3 0,02 M roztworu KMnO_4 .
3. Ile cm^3 0,02 M roztworu KMnO_4 potrzeba do utlenienia 0,4 g syderytu zawierającego 65% Fe?
4. Rozpuszczono 2,0 g rudy zawierającej żelazo i miedź. Roztwór rozcieńczono w kolbie miarowej do kreski. Żelazo i miedź oznaczono w dwóch równoległych próbach. W tym celu pobrano pipetą roztwór i oznaczono w nim manganometrycznie żelazo, zużywając 19,8 cm^3 0,0210 M roztworu KMnO_4 . W drugiej takiej samej próbie oznaczono miedź jodometrycznie, zużywając 9,5 cm^3 0,0505 M roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Współmierność kolby z pipetą wynosi 4,01. Oblicz procentową zawartość żelaza i miedzi w rudzie.
5. Oblicz stężenie molowe roztworu jodu, jeżeli na zmiareczkowanie 25 cm^3 tego roztworu zużyto 22,5 cm^3 0,1295 M roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
6. Rozpuszczono 0,4250 g rudy miedziowej i do roztworu dodano stałego KI. Na zmiareczkowanie wydzielonego w reakcji jodu zużyto 12,5 cm^3 0,0989 M roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Obliczyć procentową zawartość miedzi w rudzie.
7. Obliczyć stężenie molowe roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ jeżeli wiadomo, że rozpuszczono w wodzie 0,15 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ i do zakwaszonego roztworu dodano nadmiar KI, a wydzielony jod zmiareczkowano, zużywając 18,2 cm^3 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Literatura uzupełniająca

1. Kolditz L.; Chemia nieorganiczna, cz. I i cz. II, Wydawnictwo naukowe PWN
2. Bielański A.; Chemia ogólna i nieorganiczna, Wydawnictwo naukowe PWN
3. Szymura J., Gogolin R.; Wybrane zagadnienia z chemii ogólnej i nieorganicznej, Wydawnictwa Uczelniane ATR
4. Maćkowska E.; Nieorganiczna analiza ilościowa, Wydawnictwa Uczelniane ATR
5. Brandel W.; Chemia nieorganiczna. Przykłady obliczeń i zadania
6. [www. biofizyka.p.lodz.pl/prezentacje/f4.pps](http://www.biofizyka.p.lodz.pl/prezentacje/f4.pps)
7. http://www.chemia.dami.pl/wyzsza/rozdzial_V/wiazania3.htm