



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



**MATERIAŁY POMOCNICZE DO ZAJĘĆ
WYRÓWNAWCZYCH Z CHEMII DLA STUDENTÓW I ROKU
KIERUNKÓW: INŻYNIERIA ŚRODOWISKA
I OCHRONA ŚRODOWISKA
NA WYDZIALE GEOLOGII, GEOFIZYKI I OCHRONY
ŚRODOWISKA
AKADEMII GÓRNICZO-HUTNICZEJ IM. STANISŁAWA
STASZICA**

Autor: Dr Jan Tarkowski

RAMOWY PROGRAM ZAJĘĆ WYRÓWNAWCZYCH Z CHEMII

Projekt współfinansowany ze środków Unii Europejskiej w ramach
Europejskiego Funduszu Społecznego

Dla studentów I roku studiujących na kierunkach Ochrona Środowiska i Inżynieria Środowiska w Wydziale Geologii, Geofizyki i Ochrony Środowiska Akademii Górniczo-Hutniczej im. Stanisława Staszica w Krakowie

Wymiar – 30 godzin w blokach dwugodzinnych

Forma zajęć – ćwiczenia tablicowe poprzedzane krótkim teoretycznym wprowadzeniem

Autor – Dr Jan Tarkowski

1. Przemiany fizyczne a reakcje chemiczne
2. Pierwiastki i związki chemiczne
3. Nazwy i symbole pierwiastków – wzory związków chemicznych
4. Podstawowe pojęcia i prawa w chemii
5. Podstawowe typy związków chemicznych
6. Układ okresowy pierwiastków – struktura elektronowa pierwiastków
7. Elektryczność i wiązania chemiczne
8. Stopień utlenienia – zasady obliczeń
9. Reakcje utleniania i redukcji
10. Sposoby wyrażania stężeń roztworów – obliczenia
11. Dysocjacja elektrolityczna, równowagi jonowe w roztworach wodnych
12. Iloczyn jonowy wody, pH
13. Hydroliza i roztwory buforowe
14. Rozpuszczalność i iloczyn rozpuszczalności
15. Podstawy elektrochemii – ogniwa i elektroliza

Program opracowany został jako kompendium wiedzy podstawowej z chemii nieorganicznej, która powinna stanowić podstawę dla dalszego kształcenia w zakresie chemii na I roku studiów.

Program zweryfikowano w oparciu o analizę wyników testu kompetencyjnego i bezpośrednią kontrolę stanu wiedzy studentów z zakresu podstaw chemii.

Realizacja w/w tematów wymaga różnego wymiaru czasu – nie należy więc traktować powyższej listy jako rozkładu godzinowego.

1. Przemiany fizyczne a reakcje chemiczne

Przemiany fizyczne są to procesy, w których substancje chemiczne zmieniają tylko jedną lub kilka właściwości fizycznych - ale rodzaj (skład chemiczny) substancji nie ulega zmianie.

Substancję wyjściową można odzyskać zawsze przy wykorzystaniu procesów fizycznych

Przykłady: rozpuszczenie soli w wodzie – po odparowaniu pozostaje niezmienną chemicznie sól

Ćwiczenia: podaj przykłady procesów fizycznych

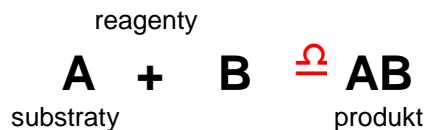
Reakcje chemiczne są to procesy, w których substancje ulegają przemianom prowadzącym do powstania nowych substancji o odmiennych właściwościach chemicznych i fizycznych.

Jakkolwiek reakcje chemiczne są procesami odwracalnymi to często zachodzą w warunkach uniemożliwiających odzyskanie substancji wyjściowych. Jest to zresztą możliwe jedynie metodami chemicznymi

Przykład: reakcja kropli kwasu solnego z kawałkiem skały węglanowej – ulatniający się gaz CO₂ (bąbelki) opuszcza środowisko reakcji

Ćwiczenia: podać przykłady reakcji chemicznych zachodzących w naszym otoczeniu

Przebieg reakcji opisujemy przy pomocy symboli pierwiastków i wzorów chemicznych w postaci równań **reakcji chemicznych**



2. Pierwiastki i związki chemiczne

Otoczający nas świat zbudowany jest z pierwiastków i ich połączeń czyli związków chemicznych.

Atom jest najmniejszą częścią pierwiastka zachowującą jego właściwości chemiczne. Atomy pierwiastka mogą się różnić masą co jest związane z istnieniem **izotopów**.

Pierwiastek chemiczny jest zbudowany z atomów posiadających takie same właściwości chemiczne

Związek chemiczny jest zbudowany z cząsteczek posiadających takie same właściwości chemiczne. Cząsteczki związku chemicznego mogą się różnić masą (izotopy).

Cząsteczka jest zbudowana z atomów połączonych wiązaniami o różnym charakterze co związane jest z właściwościami chemicznymi wchodzących jej skład atomów.

Od starożytności znano dziewięć pierwiastków: Au, Cu, Sn, Ag, Pb, Fe, Hg, S i C

W średniowieczu odkryto dalsze cztery: As, Sb, Bi i Zn

Większość pierwiastków została odkryta w drugiej połowie XVIII i pierwszej połowie XIX wieku. Pod koniec lat sześćdziesiątych XIX wieku znano 63 pierwiastki i nikt nie przypuszczał, że do odkrycia pozostaje jeszcze kilkadziesiąt - w większości występujących w naturalnym otoczeniu człowieka: powietrzu, glebie i wodach.

Boyle w 1661 roku, wprowadził podział na pierwiastki i związki chemiczne oparty na doświadczeniu. Substancje, których nie udało się rozłożyć nazwał pierwiastkami, a dające się rozłożyć – związkami chemicznymi.

Woda uważana była za pierwiastek do 1789 kiedy Lavoisier rozłożył ją na tlen i wodór
Wodorotlenek sodu był pierwiastkiem o nazwie soda żrąca do 1807, gdy Davy otrzymał z niego sól

Berzelius - wprowadził w 1829 roku dzisiejsze symbole pierwiastków od pierwszych liter ich łacińskich i greckich nazw. Sformalizował zapis reakcji chemicznych, dzięki zastosowaniu wprowadzonych symboli pierwiastków.

3. Nazwy i symbole pierwiastków – wzory związków chemicznych

Obecnie znanych jest ponad 110 pierwiastków, najnowsze otrzymywane są w akceleratorach w wyniku bombardowania jąder ciężkich pierwiastków strumieniem rozprędzonych jąder odpowiednio dobranych pierwiastków. W ten sposób po „wstrzeleniu” odpowiedniej ilości protonów i neutronów do bombardowanego jądra powstaje na krótki czas (rzędu milionowych części sekundy) kilkadziesiąt jąder izotopów nowych pierwiastków. Fizykom wystarcza to do określenia właściwości nowego pierwiastka.

Umiejętność zapisu równań reakcji chemicznych, opisu występujących w przyrodzie minerałów i badania składu różnych elementów środowiska wymaga znajomości nazw i symboli chemicznych pierwiastków.

Ćwiczenia:

1. Dołączony do materiałów układ okresowy zawiera symbole wszystkich pierwiastków od wodoru do lorensu. Wskaż w układzie okresowym symbole przynajmniej 40 pierwiastków wymienionych przez drugą osobę (koleżanka lub kolega)
2. Wypisz przynajmniej 40 symboli pierwiastków, których nazwy poda druga osoba
3. Napisz nazwy przynajmniej 40 pierwiastków, których symbole poda druga osoba

Powyższe ćwiczenia można uznać za zaliczone tylko przy braku błędnych odpowiedzi!

4. Podstawowe pojęcia i prawa w chemii

Prawo zachowania masy (1756 Łomonosow, 1785 Lavoisier):

W układzie zamkniętym ogólna masa produktów powstających w dowolnej reakcji chemicznej jest równa masie substratów wziętych do reakcji:



W układzie zamkniętym nie ma możliwości wymiany masy z otoczeniem

Prawo stałości składu (Proust 1779):

Stosunek wagowy (masowy) pierwiastków wchodzących w skład określonego związku chemicznego jest stały

Prawo stosunków wielokrotnych (Dalton 1804):

Dotyczy pierwiastków, które tworzą ze sobą co najmniej dwa różne związki chemiczne. Dla danej masy jednego pierwiastka, masy drugiego pierwiastka w tych związkach chemicznych pozostają do siebie w stosunku liczb naturalnych

Prawo Avogadro – 1811

W równych objętościach różnych gazów, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, znajduje się ta sama ilość cząsteczek.

W warunkach normalnych objętość jednego mola gazu wynosi 22,4 dm³.

Warunki normalne: ciśnienie 1013 hPa i temperatura 273 K (0°C)

Masa atomowa (m_{at})

Jest to masa atomu danego pierwiastka wyrażona w jednostkach mas atomowych [u]

Jednostka masy atomowej [u] jest to 1/12 masy atomu węgla ¹²C

$$u = \frac{1,99 \times 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

12

Masa cząsteczkowa - (m_{cz})

Jest to masa cząsteczki danej substancji wyrażona w jednostkach [u]. Jest ona sumą mas atomowych atomów wchodzących w skład cząsteczki

Mol

Jest to ilość substancji, która zawiera tyle samo atomów, cząsteczek, jonów - ile atomów zawartych jest w 0,012 kg izotopu węgla ^{12}C

Liczba Avogadro (N_A)

Określa liczbę cząstek w molu materii (np w 0,012 kg węgla ^{12}C)

$$N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Masa molowa - (M)

Masa 1 mola atomów, cząsteczek lub jonów wyrażona w $\text{g} \times \text{mol}^{-1}$, liczbowo równa masie atomowej lub cząsteczkowej wyrażonych w jednostkach masy atomowej [u]

Typy reakcji chemicznych

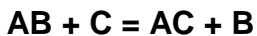
syntezy



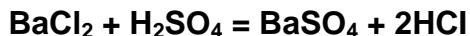
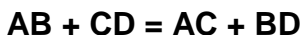
analizy



wymiany pojedynczej



wymiany podwójnej



Układ - ogół substancji biorących udział w badanym procesie chemicznym

Otoczenie układu - wszystko co znajduje się poza układem

Układ otwarty - zachodzi wymiana energii i masy z otoczeniem

Układ zamknięty - zachodzi wymiana energii z otoczeniem bez możliwości przepływu masy

Każdy układ zawiera pewną ilość energii - **energię wewnętrzną**. Wszystkim przemianom chemicznym towarzyszą efekty energetyczne. Wymiana energii pomiędzy układem i otoczeniem może odbywać się na sposób **ciepła** lub **pracy**

Reakcje egzoenergetyczne - towarzyszy im przekazywanie energii z układu do otoczenia (**reakcje egzotermiczne** - wydzielanie ciepła)

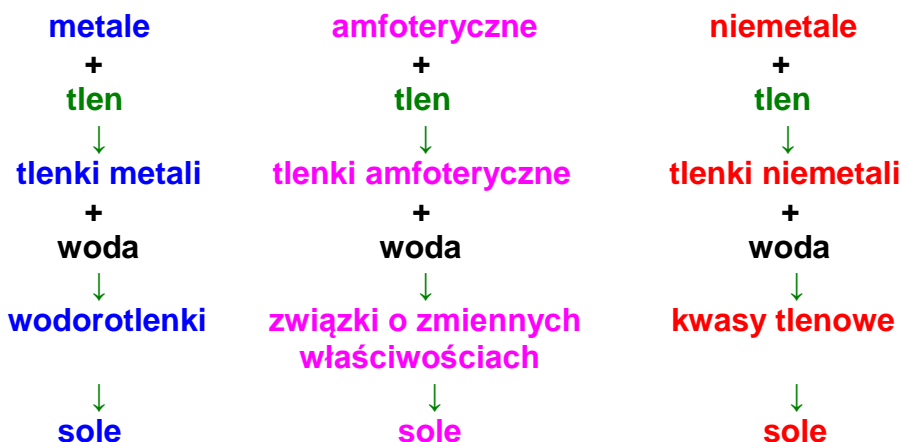
Reakcje endoenergetyczne - wymagają przekazywania energii z otoczenia do układu (**reakcje endotermiczne** - pochłanianie ciepła)

Minimalna ilość energii jaką muszą dysponować substraty aby mogła zajść reakcja chemiczna - **Energia aktywacji**.

5. Podstawowe typy związków chemicznych

Klasyfikacja związków nieorganicznych

pierwiastki chemiczne



Kwasy i wodorotlenki powstają w reakcjach tlenków z wodą. Tlenki nie reagujące z wodą tworzą kwasy i wodorotlenki w wyniku innych reakcji. Kwasy beztlenowe powstają w wyniku innych reakcji jak np. bezpośredniej reakcji syntezy niemetalu z wodorem - produkt reakcji rozpuszcza się w wodzie.

Sposoby otrzymywania tlenków

1. W reakcji spalania pierwiastków $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$, $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
2. W reakcji spalania zw. organicznych $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. W wyniku rozkładu niektórych związków $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Wodorotlenki

Wzór ogólny $\text{Me}^n(\text{OH})_n$

LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH

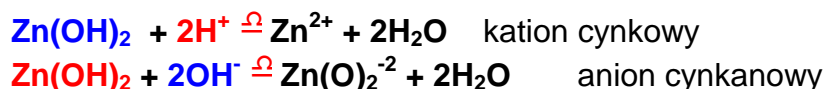
$\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$

H_3BO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$

Wodorotlenki metali alkalicznych - własności silnie alkaliczne, metal i wodór wyraźnie różnią się elektroujemnością



Wodorotlenki amfoteryczne - bardzo podobna wartość elektroujemności - bardzo podobna polarność wiązania Me-O, w konsekwencji może w reakcji zostać odszczepiony zarówno kation wodoru jak i anion wodorotlenowy.

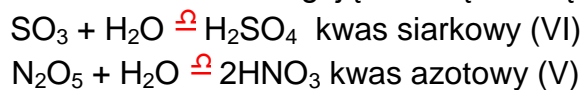


Wodorotlenki amfoteryczne tworzą: Al, Zn, Sn (II), Cr (III) i Mn (IV)

Kwasy

Wzór ogólny H_nR

R - reszta kwasowa, n - liczba atomów wodoru równa wartościowości reszty kwasowej
Rozpuszczalne w wodzie tlenki niemetalu reagują z wodą tworząc kwasy tlenowe



Inne ważne kwasy tlenowe:

H_3PO_4 - kwas ortofosforowy (V)

H_2SO_3 - kwas siarkowy (IV) - dawniej siarkawy

HClO_4 - kwas chlorowy (VII) - dawniej nadchlorowy

HNO_2 - kwas azotowy (III) - dawniej azotawy

H_2CO_3 - kwas węglowy

Kwasy beztlenowe - otrzymywane przez rozpuszczenie w wodzie wodorków niektórych niemetalu:

HCl - kwas chlorowodorowy - powstaje przez rozpuszczenie chlorowodoru w wodzie

H_2S - kwas siarkowodorowy - powstaje przez rozpuszczenie siarkowodoru w wodzie

Moc kwasów beztlenowych w grupie fluorowców **rośnie ze wzrostem masy atomowej** ze względu na zwiększenie odległości między jądrami wiążących się atomów - co ułatwia jonizację

Sole

Są to związki chemiczne wywodzące się z kwasów, w których kwasowe atomy wodoru zostały zastąpione jonem lub jonami metalu.

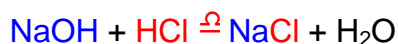
Wzór ogólny



gdzie: **M** - metal, **n** - liczba atomów metalu, **R** - reszta kwasowa, **m** - liczba reszt kwasowych

Metody otrzymywania soli:

1. reakcja kwasów z zasadami



2. reakcja tlenku alkalicznego z kwasem



3. reakcja zasady z tlenkiem kwasowym



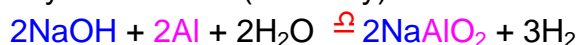
4. reakcja tlenku alkalicznego z tlenkiem kwasowym



5. reakcja kwasu z niektórymi metalami



6. reakcja zasady z niektórymi metalami (amfotery)



7. reakcja niektórych metali z niektórymi niemetalami



Wodorosole - tworzone są przez kwasy dwu lub wieloprotonowe, w których nie wszystkie atomy wodoru zostały zastąpione metalem

NaHSO₄ - wodorosiarczan (VI) sodu

NaHCO₃ - wodorowęglan sodu

NaH₂PO₄ - dwuwodoroortofosforan (V) sodu

Hydroksosole - są to sole wywodzące się z zasad dwu lub wielowodorotlenowych, w których nie wszystkie grupy hydroksylowe zostały zastąpione resztami kwasowymi

Ca(OH)Cl - chlorek hydroksowapnia

Al(OH)₂Cl - chlorek dwuhydroksyglinu

Nazewnictwo soli

Nazwy soli tworzy się z nazw kwasów i zasad z których dana sól się wywodzi. Dla metali o zmiennej wartościowości na końcu podaje się nazwę metalu z rzymską cyfrą (w nawiasie) oznaczającą jego wartościowość.

Sole kwasów tlenowych posiadają końcówkę **-an**

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - siarcz**an** (VI) żelaza (III)

FeSO_4 - siarcz**an** (VI) żelaza (II)

FeSO_3 - siarcz**an** (IV) żelaza (II)

Sole kwasów beztlenowych posiadają końcówkę **-ek**

MgCl_2 - chl**or**ek magnezu

As_2S_5 - siarcz**ek** arsenu (V)

6. Układ okresowy pierwiastków – struktura elektronowa pierwiastków

W I połowie XIX wieku uczeni zastanawiali się dlaczego jest aż tak dużo pierwiastków i ile ich pozostało jeszcze do odkrycia - te odkryte wykazywały bardzo zróżnicowane właściwości. Zastanawiano się nad tym czy istnieje jakaś ogólna prawidłowość określająca właściwości chemiczne danego pierwiastka i czy istnieje jakaś więź genetyczna pomiędzy poszczególnymi pierwiastkami bądź ich grupami.

Newlands, Doeberainer i Meyer - zwrócili uwagę na pewne prawidłowości w występowaniu podobieństw właściwości chemicznych, ale nie wyprowadzili ogólniejszych wniosków.

Dopiero Mendelejew w 1869 odkrył prawidłowość, która wkrótce zyskała rangę jednego z fundamentalnych praw chemii.

Metodologia klasyfikacji, którą wykorzystał Mendelejew oparta była na masie atomowej. Znane wówczas występujące na Ziemi 63 pierwiastki, uporządkowane zostały w szereg według rosnących mas atomowych od wodoru do uranu.

Istota odkrycia Mendelejewa polegała na:

1. Wykryciu w tym szeregu okresowych zmian właściwości.
2. Przedstawieniu tablicy zawierającej uporządkowane pierwiastki
3. Pozostawieniu pustych miejsc na pierwiastki, które jego zdaniem były w przyrodzie - ale nie zostały jeszcze odkryte.

PRAWO OKRESOWOŚCI wg. MENDELEJEW (historyczne)

Właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków są funkcją okresową ich mas atomowych

PRAWO OKRESOWOŚCI (aktualne)

Właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków są funkcją okresową ich liczb atomowych

Ćwiczenie 1: Zapamiętać nazwy grup głównych pierwiastków i ich skład

Ćwiczenie 2: Zapamiętać nazwy grup pobocznych pierwiastków

Ćwiczenie 3: Rozpisać konfigurację dowolnego pierwiastka w oparciu o jego lokalizację w układzie okresowym

7. Elektroujemność i wiązania chemiczne

Elektroujemność – wielkość mająca przedstawić zdolność pierwiastka do przyciągania elektronów. Wprowadzona przez **Paulinga** w 1932 roku. Jest to skala empiryczna oparta na doświadczalnych wielkościach termodynamicznych. Najwyższą elektroujemność posiada fluor (4,0), któremu żaden pierwiastek nie jest w stanie odebrać elektronów a najmniejszą cez (0,7). Elektroujemność rośnie ze wzrostem liczby atomowej w okresach i maleje w grupach układu okresowego.

Wiązanie jonowe (heteropolarne)

Powstaje w wyniku oddziaływania atomów metalu i niemetalu o dużej różnicy elektroujemności - powstają jony, które przyciągają się siłami oddziaływania elektrostatycznego tworząc sieć krystaliczną. Podstawowe cechy takich związków – wysokie temperatury topnienia i wrzenia, przewodzenie prądu elektrycznego w stanie stopionym, szybkie wchodzenie w reakcje.

Wiązanie kowalencyjne (homeopolarne, atomowe)

Powstają w wyniku tworzenia wspólnych par elektronowych pomiędzy atomami niemetalu o wysokiej, podobnej lub identycznej elektroujemności. Podstawowe cechy takich związków – niskie temperatury topnienia i wrzenia, nie przewodzą prądu elektrycznego, wolno reagują.

Odmiana 1 – wiązanie **kowalencyjne spolaryzowane** - nierównomierne rozmieszczenie ładunku elektrycznego w cząsteczce związane z oddziaływaniem silnie elektroujemnych atomów, w konsekwencji obojętna cząsteczka staje się dipolem jak np. cząsteczka wody

Odmiana 2 - **wiązanie koordynacyjne** - tworzące się wspólne pary elektronów pochodzą od jednego pierwiastka (reakcja NH_3 z BF_3)

Wiązanie metaliczne

Powstaje pomiędzy atomami metali o małej elektroujemności w metalach i ich stopach – charakterystyczną cechą to obecność chmury ruchliwych elektronów powodująca dobre przewodnictwo cieplne i elektryczne. Atomy ułożone są w sieciach krystalicznych. Podstawowe cechy takich materiałów – doskonałe przewodnictwo cieplne i elektryczne, połysk metaliczny, możliwość obróbki mechanicznej (kowalność) oraz spawania i lutowania

Wiązanie wodorowe

Jest to słabe oddziaływanie elektrostatyczne pomiędzy atomem wodoru związanym z atomem o znacznej elektroujemności i wolną parą elektronową atomu silnie elektroujemnego – najczęściej fluoru, chloru, tlenu i azotu - należącego do innej cząsteczki. Skutek: powstawanie agregatów

zbudowanych z kilku zasocjowanych cząsteczek – np. od HF do H₆F₆ (dlatego HF jest znacznie słabszym kwasem niż należałoby się spodziewać.



8. Stopień utlenienia – zasady obliczeń

Stopień utlenienia pierwiastka wchodzącego w reakcję chemiczną określamy na podstawie dodatnich lub ujemnych ładunków elektrycznych jakie należałoby przypisać atomom tego pierwiastka - gdyby cząsteczki miały budowę jonową

Stopień utlenienia pierwiastka w cząsteczce związku chemicznego określany jest w oparciu o bilans stopni utlenienia wszystkich składników cząsteczki. Bilans ten oparty jest na podstawowych zasadach mówiących, że:

1. Suma stopni utlenienia pierwiastków wchodzących w skład obojętnej cząsteczki związku chemicznego wynosi 0.
2. Suma stopni utlenienia pierwiastków wchodzących w skład jonu jest równa ładunkowi jonu.

Niektóre pierwiastki występują zawsze na tych samych stopniach utlenienia:

1. Pierwiastki w stanie wolnym zawsze - 0
2. Fluor zawsze (-1)
3. Tlen jest prawie zawsze (-2) z wyjątkiem:
 - a/ w połączeniu z fluorem (+2)
 - b/ w nadtlenkach (-1)
 - c/ w ponadtlenkach (-1/2)
4. Wodór w większości związków (+1) z wyjątkiem wodorków litowców i berylowców gdzie jest (-1)
5. Litowce zawsze (+1)
6. Berylowce zawsze (+2)
7. Z borowców bor i glin zawsze (+3)
8. Siarka w siarczkach zawsze (-2), tak samo jest w selenkach i tellurkach

Utleniacz - substancja, która obniża stopień utlenienia, a pobierając elektrony redukuje się.

Reduktor - substancja, która podwyższa stopień utlenienia, a oddając elektrony utlenia się.

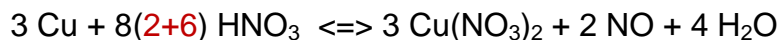
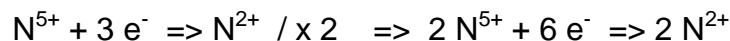
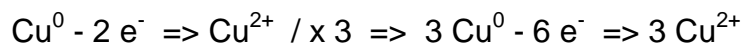
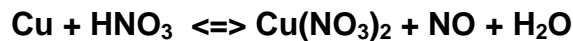
9. Reakcje utleniania i redukcji

Uzgadnianie reakcji redoksowych musi odbywać się w oparciu o bilans elektronowy:

1. Na początku należy ustalić stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków wchodzących w skład reagentów.
2. Należy ustalić które pierwiastki zmieniają w reakcji stopień utlenienia – dla nich należy napisać reakcje do bilansu elektronowego

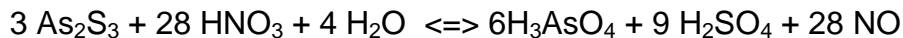
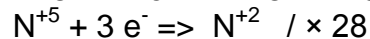
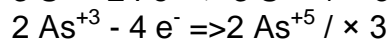
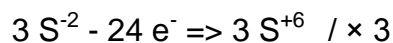
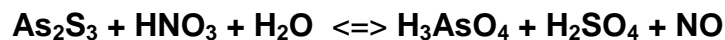
3. Należy uwzględnić proporcje ilości atomów w ulegających procesom redoksywnym cząsteczkach związków – np. jeżeli w As_2S_3 oba tony biorą udział w procesie redoksywnym to do bilansu trzeba wpisać od razu 2 atomy arsenu i 3 atomy siarki
4. Napisane równania należy pomnożyć przez liczby takie aby po mnożeniu ilość elektronów oddanych była równa ilości elektronów przyjętych (przy 3 atomach biorących udział w procesie redoksywnym trzeba sumować ilość elektronów z dwóch równań)
5. Należy przenieść do uzgadnianego równania reakcji współczynniki obliczone dla poszczególnych pierwiastków – nie wolno ich zmieniać, ale trzeba sprawdzać czy wszystkie atomy pierwiastka biorą udział w wymianie elektronów
6. Następnie trzeba zbilansować ilości pozostałych atomów nie biorących udziału w procesie redoksywnym
7. Na końcu trzeba sprawdzić (uzgodnić) czy ilości atomów wodoru i tlenu są takie same po obu stronach reakcji – ewentualnie uzupełnić ilości tych pierwiastków przez dodanie cząsteczek H_2O (mogą pierwotnie nie być wpisane w reakcji)

Przykład 1:



6 elektronów oddanych i przyjętych - reakcja jest uzgodniona

Przykład 2:



10. Sposoby wyrażania stężeń roztworów – obliczenia

Definicje stężeń:

Stężenie procentowe – iloraz masy składnika do masy całkowitej mieszaniny $\times 100\%$ lub ilość gramów substancji zawarta (rozpuszczona) w 100 g roztworu

Stężenie molowe – iloraz ilości moli do objętości roztworu lub ilość moli zawarta w 1000 cm^3 (1 dm^3) roztworu

Zadania związane z obliczaniem stężeń lub ich przeliczaniem najlepiej jest rozwiązywać w oparciu o proporcje. W rozwiązaniach opartych na zapamiętanych wzorach występują bardzo często błędy związane z nieprzeliczaniem jednostek

11. Dysocjacja elektrolityczna, równowagi jonowe w roztworach wodnych

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad elektrolitu na jony pod wpływem cząsteczek rozpuszczalnika

Teorie dysocjacji - Arrhenius, Broensted, Lewis

Arrhenius - kwasy oddysocjują jony H^+ a zasady jony OH^-

Broensted - kwas jest donorem (dawcą protonu) a zasada jego akceptorem

Lewis - dalsze uogólnienie: kwas jest akceptorem pary elektronowej a zasada jest donorem pary elektronowej

Podstawową jest koncepcja Arrheniusa:

Jeżeli substancja AB dysocjuje zgodnie z równaniem:



to opisuje ją stała równowagi:

$$K = \frac{[A^+] \times [B^-]}{[AB]}$$

Stała dysocjacji jest wielkością charakterystyczną dla danego elektrolitu, zależy od temperatury a nie zależy od stężenia. Dla elektrolitów złożonych każdy etap opisuje inna stała równowagi (stałe I, II i III jak np dla H_3PO_4).

Iloczyn $K_1 \times K_2 \times K_3 = K$ (ogólna - całkowita stała dysocjacji)

Stopień dysocjacji - wyraża stosunek ilości cząsteczek zdysocjowanych do ilości cząsteczek wprowadzonych do roztworu. Może być również wyrażony jako stosunek stężeń cząsteczek zdysocjowanych do całkowitego stężenia elektrolitu:

$$\alpha = \frac{N_{zdys}}{N_{całk}} = \frac{C_{zdys}}{C_{całk}}$$

Stopień dysocjacji zależy od:

1. Rodzaju elektrolitu
2. Rodzaju rozpuszczalnika
3. Stężenia (wzrasta z rozcieńczeniem roztworu)
4. Temperatury (gdy wzrasta temperatura - zwiększa się stopień dysocjacji)
5. Obecności innych związków w roztworze

Moc elektrolitów:

$$\begin{aligned} \alpha &> 30 \% \\ 5 \% < \alpha < 30 \% \\ \alpha < 5 \% \end{aligned}$$

Prawo rozcieńczeń Ostwalda

$$K = \frac{\alpha^2 \times c}{1 - \alpha}$$

12. Iloczyn jonowy wody, pH

Woda ulega zjawisku autodysocjacji w bardzo małym stopniu:



stała równowagi tej reakcji

$$K_w = \frac{C(\text{OH}^-) \times C(\text{H}_3\text{O}^+)}{C^2(\text{H}_2\text{O})} \times \varepsilon$$

stężenia OH^- i H_3O^+ są tak małe w porównaniu ze stężeniem niezdysocjowanej wody, że to ostatnie można przyjąć za stałą i napisać, że:

$$K_w = C(\text{OH}^-) \times C(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14} \quad (298 \text{ K})$$

Nowa stała równowagi nazywana jest iloczynem jonowym wody, a w konsekwencji

$$C(\text{OH}^-) = C(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7}$$

jest to wielkość stała i jeżeli do wody wprowadzi się pewną ilość jednego z tych jonów, stężenie drugiego musi ulec zmianie. Stężenia wygodniej jest podawać używając pojęcia pH:

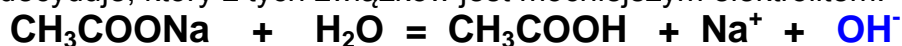
$$\text{pH} = -\log C(\text{H}_3\text{O}^+) \quad \text{lub}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

13. Hydroliza i roztwory buforowe

Badając odczyn roztworów wodnych różnych soli stwierdzono, że ich pH przyjmuje różne wartości. Zjawisko to spowodowane jest zachodzeniem w roztworze reakcji pomiędzy cząsteczkami soli i wody - **reakcji hydrolizy**.

Hydrolizują w wodzie cząsteczki soli mocnych kwasów i słabych zasad, słabych kwasów i mocnych zasad oraz słabych kwasów i słabych zasad. O odczynie roztworu soli decyduje różnica mocy kwasów i zasad z których powstała. Roztwory soli mocnych kwasów i słabych zasad (np. NH_4Cl) - mają odczyn kwaśny, słabych kwasów i mocnych zasad (np. CH_3COONa) - alkaliczny, a w przypadku soli słabych kwasów i słabych zasad o pH decyduje, który z tych związków jest mocniejszym elektrolitem.



slabo zdysocjowany prawie całkowicie zdysocjowany



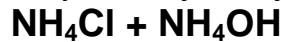
slabo zdysocjowany prawie całkowicie zdysocjowany

Praktyczne zastosowanie reakcji hydrolizy znalazło zastosowanie w **roztworach buforowych** - które charakteryzują się tym, że ich pH nie zmienia się (w pewnych granicach) po dodaniu kwasu lub zasady oraz przy rozcieńczaniu wodą. Te granice "wytrzymałości" określone są przez tzw. pojemność buforową.

Roztwory buforowe składają się z pary związków - np. soli mocnej zasady i słabego kwasu oraz tego słabego kwasu:



lub soli mocnego kwasu i słabej zasady oraz tej słabej zasady:



pH mieszaniny CH_3COONa i CH_3COOH opisane jest następującym wzorem:

$$\text{pH} = -\log k - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Z przedstawionej zależności matematycznej wynika wprost, że rozcieńczanie roztworu buforowego również nie powoduje zmiany pH.

14. Rozpuszczalność i iloczyn rozpuszczalności

Jeśli stałą substancję zbudowaną z jonów umieści się w wodzie to ustali się równowaga pomiędzy jonami w nasyconym roztworze i stałą substancją będącą w nadmiarze. Przykładowo po wytrąceniu chlorku srebra w nasyconym roztworze nad osadem ustala się równowaga pomiędzy jonami zawartymi w tym roztworze i osadem:



Stała równowagi tej reakcji:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}_{(s)}]}$$

Ponieważ stężenie chlorku srebra w fazie stałej nie może się zmienić (jest stałe), można napisać, że

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K [\text{AgCl}_{(s)}] = K_s$$

Stałą K_s nazywa się iloczynem rozpuszczalności, a wyrażenie $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ - iloczynem jonowym. Gdy nasycony roztwór jest w równowadze z osadem to:

$$K_s = I_R = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Ogólnie dla substancji AB której osad znajduje się w równowadze z nasyconym roztworem zawierającym jony A^+ i B^- , na które dysocjuje substancja AB wg poniższej reakcji:



iloczyn rozpuszczalności wyraża się jako:

$$I_R = [A^+]^a [B^-]^b$$

Wartość I_R zależna jest od temperatury - standardem jest najczęściej 25°C.

Jednym z najbardziej użytecznych zastosowań iloczynu rozpuszczalności jest możliwość przewidywania czy po zmieszaniu dwóch roztworów wytrąci się osad. Zjawisko to nastąpi gdy iloczyn stężeń jonów w roztworze przekroczy wartość I_R .

Dla substancji trudno rozpuszczalnych stosujemy iloczyn rozpuszczalności a dla dobrze rozpuszczalnych rozpuszczalność wyrażaną często w g/100 g rozpuszczalnika w określonej temperaturze.

15. Podstawy elektrochemii – ogniwa i elektroliza

Reaktywność pierwiastków określa się jako zdolność do oddawania i przyjmowania elektronów, które uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych. Im pierwiastek jest bardziej aktywny - tym łatwiej wchodzi w różne reakcje. Reakcje wymiany polegające na zastąpieniu jednego pierwiastka innym zachodzą tylko wtedy gdy pierwiastek podstawiany ma wyższą aktywność od zastępowanego.

Przykładowo: $\text{CuSO}_4(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \blacklozenge \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{Cu}$

Metale można uszeregować wg stopnia ich aktywności - porównując reakcje metali z innymi związkami takimi jak tlen lub kwasy można je uszeregować tworząc tzw. **szereg aktywności**.

Przykładowo: $\text{K} > \text{Na} > \text{Ca} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Pb} > \text{Cu} > \text{Ag}$

Półogniwo

Pierwiastek umieszczamy w wodzie lub w roztworze elektrolitu zawierającego jony tego pierwiastka. Atomy na powierzchni półogniwa stają się kationami i przechodzą do roztworu pozostawiając elektrony na elektrodzie. Roztwór zostaje naładowany dodatnio a metalowa elektroda - ujemnie. Powstaje więc pomiędzy nimi różnica potencjałów. Nie można jej bezpośrednio zmierzyć i dlatego wyznacza się ją w odniesieniu do standartowego półogniwa - elektrody wodorowej. potencjały różnych pierwiastków wyznaczone w ten sposób tworzą tzw. **szereg napięciowy**

Połączenie dwóch półogniw różnych pierwiastków - ogniwo w którym płynie prąd elektryczny. Są dwa rodzaje ogniw: pierwotne – które nie mogą być ładowane i wtórne (mogą być ładowane, popularnie nazywane akumulatorami). Kilka ogniw połączonych ze sobą tworzy **baterię** lub **akumulator**.

Ogniwo Daniella (pierwotne) - jedną elektrodę tworzy pręt cynkowy zanurzony w 1 molowym roztworze ZnSO_4 , drugą blaszka miedziana zanurzona w roztworze CuSO_4 .

Ogniwo Leclanchego: „suche ogniwa” w wersji kwaśnej (zwykle baterie) - grafitowa elektroda w kubku cynkowym wypełnionym pastą z MnO_2 , NH_4Cl i ZnCl_2

Wada - korozja cynkowego kubka pod wpływem NH_4Cl (popularne wylewanie się baterii)
Reakcje:

Anoda: $\text{Zn}(\text{stały}) \blacklozenge \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Katoda: $2\text{MnO}_2(\text{stały}) + \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \blacklozenge \text{ZnMn}_2\text{O}_4(\text{stały})$

Reakcja sumaryczna: $\text{Zn}(\text{stały}) + 2\text{MnO}_2(\text{stały}) \blacklozenge \text{ZnMn}_2\text{O}_4(\text{stały})$

Akumulator ołowiowy:

Elektroda ujemna - płyta Pb, elektroda dodatnia - PbO_2 , elektrolit - roztwór kwasu siarkowego o gęstości $1,28 \text{ g/dm}^3$.

Anoda: $\text{Pb}(\text{stały}) + \text{HSO}_4^- \blacklozenge \text{PbSO}_4(\text{stały}) + 2\text{e}^- + \text{H}^+$

Katoda: $\text{PbO}_2(\text{stały}) + \text{HSO}_4^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- \blacklozenge \text{PbSO}_4(\text{stały}) + 2\text{H}_2\text{O}$

Reakcja sumaryczna: $\text{Pb}_{(\text{stały})} + \text{PbO}_{2(\text{stały})} + 2\text{HSO}_4^- + 2\text{H}^+ \blacklozenge 2\text{PbSO}_{4(\text{stały})} + 2\text{H}_2\text{O}$

W trakcie rozładowania maleje stężenie kwasu, co pozwala na ocenę stanu naładowania akumulatora w oparciu o gęstość elektrolitu.

Elektroliza

Elektroliza jest to proces rozkładu związków chemicznych będących elektrolitami pod wpływem przepływającego prądu elektrycznego.

I prawo elektrolizy Faraday'a:

Masa substancji osadzających się na elektrodzie podczas elektrolizy jest proporcjonalna do natężenia przepływającego prądu i czasu

$$m = k \times I \times t$$

II prawo elektrolizy Faraday'a:

Do wydzielenia na elektrodzie w trakcie elektrolizy 1 gramorównoważnika substancji potrzebny jest ładunek 96485 kulombów - jest to stała Faraday'a

Zastosowanie elektrolizy: rafinacja elektrolityczna (oczyszczanie elektrolityczne), galwanizacja, anodyzowanie.