

Podstawy Chemii

Zestaw zadań do ćwiczeń i konwersatorium

(dla studentów I roku kierunku „Technologia chemiczna”)

Opracowali:

Stanisław Krompiec, Michał Krompiec, Michał Filapek, Iwona Grudzka

Wydział Matematyki, Fizyki i Chemii

Instytut Chemii

Uniwersytet Śląski w Katowicach

Zestaw 1

Omawiane zagadnienia: Pojęcia podstawowe: mol; masa molowa; objętość molowa; podstawowe prawa chemiczne; zawartość procentowa pierwiastków w związkach; elementy nazewnictwa związków chemicznych; gęstość; zaokrąglanie wyników; jednostki - przeliczanie; obliczenia w oparciu o prawo stałości składu.

Zadania:

1. Oblicz, ile atomów sodu znajduje się w 23,00 mg tego pierwiastka.
2. Oblicz masę jednego atomu fluoru.
3. Jaką objętość (w warunkach normalnych) zajmuje $6,022 \cdot 10^{19}$ cząsteczek wodoru? Oblicz masę tej ilości wodoru.
4. Oblicz masę jednej cząsteczki kwasu azotowego(V).
5. Oblicz zawartość procentową (chodzi o procenty wagowe) siarki w kwasie siarkowym(VI).
6. Oblicz zawartość procentową wody w siedmiowodnym siarczanie(VI) magnezu.
7. Oblicz masę cząsteczkową związku organicznego, w którym zawartość siarki (w procentach wagowych) wynosi 4,18% i zawierającego 6 atomów siarki w jednej cząsteczce.
8. Oblicz gęstość metanu w warunkach normalnych.
9. Ile moli NaCl znajduje się w 25,0 tonach tej soli?
10. Ile moli metanolu znajduje się w $158,0 \text{ cm}^3$ tej substancji ($d = 0,657 \text{ g/cm}^3$).
11. Oblicz skład izotopowy naturalnego chloru wiedząc, że składa się on z ^{35}Cl ($M = 34,968852 \text{ u}$) i ^{37}Cl ($M = 36,965903 \text{ u}$), a średnia masa atomowa naturalnego chloru wynosi 35,453 u.
12. Oblicz skład izotopowy naturalnego litu wiedząc, że składa się on z ^6Li (masa 6,01513 u) i ^7Li (masa 7,01601 u), a średnia masa atomowa naturalnego litu wynosi 6,941u.
13. Pewien związek zawiera 10,15% wagowych węgla i 89,85% wagowych chloru. Jaki jest wzór sumaryczny tego związku, jeśli jego jedna cząsteczka ma masę $3,93 \cdot 10^{-22} \text{ g}$?
14. Czym są z punktu widzenia chemii następujące ciała: brylant, granit, kalcyt, węgiel kamienny, miedź, deuter, brąz, fulleren, aragonit, tryt, mosiądz, grafit, hel, prot, powietrze, piryt? a) mieszaniną chemiczną niejednorodną; b) mieszanina chemiczną jednorodną; c) substancją złożoną; d) substancją prostą. Które z nich stanowią odmiany alotropowe tego samego pierwiastka? Które z nich stanowią odmiany polimorficzne tego samego związku chemicznego? Które z nich stanowią izotopy tego samego pierwiastka?
15. Oblicz zmianę masy przy detonacji 1,00 kg trójazotanu(V) gliceryny ($E = 8 \cdot 10^6 \text{ J}$).
16. Oblicz zmianę masy przy rozszczepieniu 1,00 kg ^{235}U ($E = 8,23 \cdot 10^{13} \text{ J}$).

Zestaw 2

Omawiane zagadnienia: Roztwory – stężenie procentowe, stężenie molowe, przeliczanie stężeń, przygotowywanie roztworów, rozcieńczanie i zatężanie roztworów; rozpuszczalność; iloczyn rozpuszczalności.

Zadania:

1. Zmieszano 5,00 g wody i 15,0 g kwasu siarkowego(VI). Oblicz stężenie otrzymanego roztworu w % wagowych.
2. W ilu gramach wody należy rozpuścić 25,0 g siarczanu(VI) sodu, aby otrzymać roztwór 12,0%?
3. W ilu gramach wody należy rozpuścić 25,0 g dziesięciowodnego siarczanu(VI) sodu, aby otrzymać roztwór 5,0%?
4. Jaką ilość $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ oraz jaką objętość wody należy mieszać, aby otrzymać 500 g 3,0% roztworu? Przyjąć gęstość wody równą $1,00 \text{ g/cm}^3$
5. Ile wody należy dodać do 20,0 g 25,0% roztworu, aby otrzymać roztwór 13,0% ?
6. Zmieszano 12,00 g 24,00% roztworu i 16,00 g 27,00% roztworu. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu po zmieszaniu.
7. Oblicz stężenie procentowe 2,000 M roztworu NaOH o gęstości $1,100 \text{ kg/dm}^3$.
8. Ile rozpuszczalnika należy odparować z 45,0 g 26,0% roztworu, aby otrzymać roztwór 37,0% ?
9. Oblicz stężenie molowe 25,34% roztworu HNO_3 o gęstości $1,234 \text{ kg/dm}^3$.
10. W jakich proporcjach wagowych należy mieszać roztwory: 23,0% i 46,0% aby otrzymać roztwór 31,0%? Uwaga! Zadania nie należy rozwiązywać za pomocą tak zwanego “krzyża stężeń”.
11. Średnia zawartość kadmu w korzeniu marchewki uprawianej na Górnym Śląsku wynosi $1,10 \text{ mg/kg}$ suchej masy. Zakładając, że surowa marchewka zawiera 85,0% wody oraz, że spożyty kadm spożyty jest całkowicie wchłaniany i zatrzymywany w organizmie obliczyć, ile maksymalnie kg takiej marchewki można spożywać tygodniowo, aby nie przekroczyć normy WHO (Światowej Organizacji Zdrowia) wynoszącej 500 mikrogramów Cd/tydzień? (1 mikrogram = 10^{-6} g).
12. W 100,0 g gorącej wody rozpuszczono 21,2 g (0,200 mola) bezwodnego węglanu sodu. Po ochłodzeniu z roztworu wykryształizowało 75,0% soli w postaci dziesięciohydratu. Oblicz stężenie procentowe pozostałego roztworu (liczone na sól bezwodną).

13. W 100 g wody w temperaturze 20°C można rozpuścić maksymalnie 34,0 g chlorku potasu. Ze 100 g 12,00% roztworu KCl odparowano 60,0 g wody. Ile gramów chlorku potasu wytrąci się po ochłodzeniu otrzymanego roztworu do temperatury 20°C?
14. Ile mmoli H_2SO_4 znajduje się w 125 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu 0,0123M?
15. Ile mililitrów 0,0121M NaOH należy zużyć do całkowitego zobojętnienia 24,6 cm^3 0,0245M kwasu siarkowego(VI)?
16. W pewnej temperaturze w 10,0 cm^3 wody rozpuszcza się 6,70 mg CaSO_4 . Oblicz iloczyn rozpuszczalności CaSO_4 w tej temperaturze.
17. Iloczyn rozpuszczalności AgNO_2 w temperaturze 298 K wynosi $1,20 \cdot 10^{-4}$. Oblicz stężenie jonów Ag^+ i NO_2^- w nasyconym roztworze tej soli.

Zestaw 3

Omawiane zagadnienia: Stopień utlenienia atomu, konfiguracje elektronowe pierwiastków i jonów, elektrony walencyjne, promień atomowy, elementy nazewnictwa związków chemicznych, układ okresowy, prawo okresowości, utlenianie i redukcja, prawo okresowości w chemii.

Zadania:

- Określ formalne stopnie utlenienia wszystkich atomów w następujących cząsteczkach:
H₂O, D₂, O₃, PH₃, XeF₄, Al₂Cl₆, HNO₃, HF, H₂O₂, CO, SiH₄, OF₂, AsH₃, SCl₂, IBr.
- Zapisz konfigurację elektronową następujących pierwiastków:
sodu, żelaza, chloru, tytanu, siarki, węgla, miedzi, irydu, palladu, chromu, azotu. Ustal położenie tych pierwiastków w układzie okresowym. Oblicz liczbę elektronów walencyjnych tych pierwiastków.
- Dlaczego glin tworzy trwałe połączenia jedynie na trzecim stopniu utlenienia podczas gdy na przykład tal także na pierwszym ?
- Podaj nazwy następujących związków nieorganicznych: NaI, ICl, Hg₂Cl₂, FeCl₃, NaH, K₂O₂, CuBr, B₂H₆, AlF₃, CaH₂, FeCl₃, Bi₂S₃, P₄S₃, H₄SiO₄.
- Który jon ma większy promień i dlaczego – Ca⁺ czy Ca²⁺?
- Uzereguj poniższe indywidua wg wzrastającego promienia:
K, K⁺, K⁻
S⁻, S⁺, S, S²⁻. Odpowiedź uzasadnij.
- Podaj nazwy następujących tlenków i wodorotlenków:
BeO, B₂O₃, P₄O₁₀, ClO₃, XeO₃, RuO₄, Fe₂O₃, SO₃, CO, CO₂, C₃O₂, N₂O, NO, N₂O₄, Fe(OH)₃, Al(OH)₃, Cu₂O, ZnO
- Podaj nazwy następujących soli:
NaI, KClO, KClO₄, Na₂CO₃, CaHPO₄, Ca(H₂PO₄)₂, NaHCO₃, Ca₃(PO₄)₂, CuSO₄*5H₂O, MgSO₄*7H₂O, Cu(NO₃)₂, Na₂S₂O₃, KHS, Li₂S, NH₄HCO₃, KMnO₄, K₂MnO₄, K₂CrO₄.
- Wśród poniższych anionów wskaż te, które mogą pełnić wyłącznie rolę utleniaczy:
Cl⁻, CO₃²⁻, MnO₄⁻, CrO₄²⁻, NO₂⁻, SO₄²⁻, ClO₄⁻, NO₃⁻, HPO₂⁻, ClO₃⁻.
- Które spośród podanych jonów mają identyczną konfigurację elektronową: S²⁻, Mn²⁺, Br⁻, K⁺, Na⁺, Ca²⁺.
- Podaj symbole atomów pierwiastków II i III okresu układu Mendelejewa, które mają w stanie podstawowym dokładnie jeden elektron niesparowany.
- Określ formalne stopnie utlenienia wszystkich atomów w następujących cząsteczkach:

NO, N₂O₅, CS₂, BrCl, SiF₄, BH₃, OF₂, H₂O₂, HClO₄, HPO₃, HI, CH₃F, HCHO, CH₃COOH, CH₃Na, KH, XeF₂.

13. Określ formalne stopnie utlenienia wszystkich atomów w następujących związkach chemicznych: CuS, Hg₂Cl₂, Cu(NO₃)₂, K₂SO₃, KHS, As₂S₃, BiI₃, CCl₄, Na₃AsO₄, CaHPO₄, RuO₄, (NH₄)₂CO₃, NaBrO₃, GeH₄.
14. Wyjaśnij dlaczego promień jonu Ca²⁺ jest mniejszy niż K⁺. Czego można się spodziewać po wielkości jonu Ca⁺ w porównaniu z wielkością jonu K⁺?

Zestaw 4

Omawiane zagadnienia: Pisanie równań reakcji chemicznych (zapis cząsteczkowy i jonowy), stechiometria, stopień przemiany, wydajność, obliczenia stechiometryczne.

Zadania:

1. W reakcji nitrowania 7,46 g benzenu otrzymano 8,79 g nitrobenzenu. Oblicz wydajność reakcji nitrowania benzenu.
2. Spalono 5,132 g siarki o czystości 91,00%, a otrzymany tlenek siarki(IV) utleniono do tlenku siarki(VI). Z kolei tlenek siarki(VI) pochłonięto w 200,0 g wody. Otrzymany roztwór kwasu siarkowego(VI) przeniesiono ilościowo do kolby miarowej o pojemności 500,0 cm³ i uzupełniono wodą do kreski. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu H₂SO₄ jeżeli wydajność reakcji spalania siarki wynosiła 98,00%, wydajność utleniania 95,00% a pochłanianie SO₃ w wodzie przebiegało z 97,00% wydajnością.
3. Napisz równania następujących reakcji (w postaci cząsteczkowej):
 - a) chloru z miedzią prowadzącą do otrzymania chlorku miedzi(II);
 - b) potasu z tlenem prowadzącą do ponadtlenku potasu;
 - c) żelaza z tlenem prowadzącą do tlenku żelaza(III).
4. Ile gramów siarki potrzeba, by otrzymać 9,8 g kwasu siarkowego(VI) ? Przyjmij, iż proces syntezy kwasu przebiega ilościowo.
5. Oblicz ile gramów i mmoli wody można otrzymać z $6,022 \cdot 10^{21}$ cząsteczek tlenu ?
6. Na całkowite uwodornienie 1 mola pewnego tłuszczu zużyto 134,4 dm³ wodoru w warunkach normalnych. Ile wiązań podwójnych zawiera cząsteczka kwasu, którego trójestrem (triglicerydem) jest uwadarniany tłuszcz.
7. Z mieszaniny produktów otrzymanych w reakcji chlorowania chlorobenzenu chlorem w obecności AlCl₃ wydzielono pochodną benzenu zawierającą 58,62% wagowych chloru. Produktem nitrowania tego związku mieszaniną kwasu siarkowego(VI) i azotowego(V) jest tylko jedna mononitropochodna. Oblicz liczbę atomów chloru w cząsteczce powstałej przez chlorowanie chlorobenzenu.
8. W reakcji 4,35 g jednego z tlenków manganu ze stężonym kwasem solnym otrzymano 1,12 dm³ chloru (w przeliczeniu na warunki normalne) oraz roztwór chlorku manganu(II). Wiadomo, że jeden mol tego tlenku powoduje wydzielanie 1 mola Cl₂ i jest to jedyny gazowy produkt reakcji. Jaki jest wzór sumaryczny użytego tlenku: a) MnO; b) Mn₂O₇; c) Mn₂O₃; d) MnO₂; e) Mn₃O₄.

9. Pewien alkohol poddano estryfikacji kwasem alkanowym o takiej samej masie cząsteczkowej jak użyty alkohol. Podaj wzór półstrukturalny (w postaci R^1COOR^2) otrzymanego estru jeżeli masa wydzielonej podczas reakcji wody stanowiła $1/8$ masy przereagowanego kwasu.
10. W reakcji chlorowania pewnego węglowodoru zawierającego 85,6% węgla i 14,4% wodoru powstaje tylko jedna monochloropochodna i wydzielą się $22,4 \text{ dm}^3$ chlorowodoru (w warunkach normalnych). Węglowodór ten nie odbarwia wody bromowej ani roztworu $KMnO_4$. Narysuj wzór strukturalny tego węglowodoru.
11. Pewna elektrownia w województwie katowickim zużywa na godzinę 450,0 ton węgla zawierającego znaczne ilości siarki. Po spaleniu tej ilości węgla dostawały się do atmosfery duże ilości SO_2 powodując degradację środowiska. W wyniku inwestycji proekologicznych została zbudowana instalacja odsiarczania odznaczająca się wysoką wydajnością ($w = 96,00\%$). Jaka jest średnia zawartość siarki w stosowanym węglu, jeżeli wyżej wymieniona instalacja produkuje 25,50 tony gipsu ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) na godzinę. Ile materiałów budowlanych zawierających 30,00% wapienia ($CaCO_3$) mogłoby ulec zniszczeniu przez wyemitowany w ciągu godziny dwutlenek siarki reagujący z tlenem z powietrza i parą wodną na kwas siarkowy(VI), gdyby nie było tej instalacji odsiarczania.
12. Napisz zbilansowane równania następujących reakcji:
- otrzymywania HNO_3 z N_2O_5 i wody;
 - syntezy H_3PO_4 z P_4O_{10} i wody;
 - otrzymywania NO z amoniaku i tlenu.
13. Podczas ogrzewania 3,120 g pewnego metalu w tlenie otrzymano 4,560 g tlenku (załóż przemianę ilościową metalu do tlenku). Jaki jest wzór empiryczny tego tlenku, jeśli masa atomowa metalu wynosi 52,0 u?
14. Do 1800 g wody wprowadzono 200 g 20,0% oleum (20,0% roztwór SO_3 w H_2SO_4). Ile wynosi stężenie procentowe otrzymanego H_2SO_4 ?
15. Pewien węglowodór zawierający 83,3% wagowych węgla daje w wyniku chlorowania cztery różne monochloropochodne. Narysuj wzór strukturalny i podaj nazwę tego węglowodoru oraz nazwy i wzory jego monochloropochodnych.
16. W wyniku działania kwasu solnego na roztwór soli zawierającej pewien metal wytrąca się wodorotlenek tego metalu. Dalsze dodawanie kwasu solnego powoduje roztworzenie się osadu wodorotlenku i powstanie bezbarwnego roztworu zawierającego m.in. chlorek tego metalu. Podaj nazwę tego metalu i napisz równania zachodzących reakcji.
17. Pewien związek zawiera 10,15% wagowych węgla i 89,85% wagowych chloru. Jaki jest wzór sumaryczny tego związku jeśli jego jedna cząsteczka ma masę $3,93 \cdot 10^{-22} \text{ g}$?

Zestaw 5

Omawiane zagadnienia: Równania reakcji chemicznych – c.d., stechiometria, równania stanu dla gazu doskonałego, szereg elektrochemiczny metali, ułamki molowe.

Zadania:

1. Pewna duża elektrownia zużywa 10000 ton węgla na dobę. Średnia zawartość siarki w stosowanym węglu wynosi 2,00% wagowych. Wydzielający się ze spalinami tlenek siarki(IV) zostaje w 90,0% usunięty w instalacji odsiarczania, pozostały powoduje zanieczyszczenie środowiska. Zakładając, że obszar w promieniu 20,0 km został równomiernie zanieczyszczony, oblicz ile kwasu siarkowego(IV) (H_2SO_3) spadnie średnio na dobę podczas deszczowej pogody na $1,00 \text{ m}^2$ powierzchni podczas tzw. kwaśnego deszczu.
2. $10,0 \text{ cm}^3$ mieszaniny tlenku węgla i wodoru zmieszano ze 100 cm^3 suchego powietrza i spalono. Po reakcji gazy przepuszczono przez rurkę z wodorotlenkiem potasu i dodatkowo osuszono. Ile gazu pozostało po tej reakcji? (Objętości mierzone w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury).
3. Do nadmiaru 10,00% kwasu solnego (w czterech naczyniach) wprowadzono po 1,000 g następujących metali: Zn, Fe, Al i Sn. Czy wszędzie wydzielilo się tyle samo wodoru (jeśli nie, oblicz ile)? Przyjmij, iż wszystkie próbki metali uległy całkowitemu rozтворzeniu w kwasie, a objętość wydzielonego wodoru zmierzono z dokładnością do czterech cyfr znaczących (w cm^3 ; warunki normalne).
4. 10,00 g sproszkowanej mieszaniny żelaza, cynku i miedzi rozтворzono w kwasie siarkowym otrzymując $2,24 \text{ dm}^3$ wodoru (w warunkach normalnych) i 4,00 g pozostałości nierozтворzalnej w kwasie. Oblicz skład procentowy mieszaniny.
5. Oblicz ciśnienie całkowite wewnątrz 6,00-litrowego zbiornika zawierającego 1,268 g metanu w temperaturze $35,0^\circ\text{C}$. przyjmij, iż metan zachowuje się jak gaz doskonały.
6. Pewien związek składa się w 6,35% z wodoru, w 37,83% z węgla i w 55,82% z chloru. 0,384 g tego związku zajmuje w temperaturze $114,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem 97 272 Pa objętość $100,0 \text{ cm}^3$. Jaki jest wzór sumaryczny tego związku.
7. W trakcie ogrzewania próbki technicznego MnO_2 o masie 5,006 g z roztworem HCl wydzielilo się $0,746 \text{ dm}^3$ chloru, w temperaturze $25,0^\circ\text{C}$, pod ciśnieniem 95 786 Pa. Oblicz stopień czystości tlenku manganu(IV). Przyjmij, iż reakcja z HCl przebiegła ilościowo.
8. Gdy wylejesz na rękę eter dietylowy czujesz większy chłód niż gdy wylejesz wodę o tej samej temperaturze. Wyjaśnij dlaczego.

9. Oblicz ułamki molowe składników roztworu gazowego powstałego przez zmieszanie 1,00 mola azotu, 2,00 moli metanu i 2,00 moli argonu.
10. Oblicz ułamki molowe składników mieszaniny powstałej przez zmieszanie 10,0 cm³ CO, 20,0 cm³ helu i 60,0 cm³ azotu (objętości gazów odmierzano w tej samej temperaturze).
11. Dziesięć kulek miedzianych o średnicy 2,00 mm każda poddano trawieniu w 100 cm³ zakwaszonego roztworu chlorku żelaza(III) o stężeniu 1,000 mol/dm³. W wyniku trawienia średnica kulek zmniejszyła się do 1,00 mm. O ile zmniejszyło się stężenie chlorku żelaza(III) w roztworze? Gęstość miedzi $d = 8,960 \text{ g/cm}^3$?

Zestaw 6

Omawiane zagadnienia: Budowa związków chemicznych, moment dipolowy, reguła oktetu, moc kwasów i zasad, typy hybrydyzacji, prawo okresowości.

Zadania:

1. Wyjaśnij budowę następujących cząsteczek i jonów (w tym określ hybrydyzację atomów):
HCl, BeH₂, NH₃, SiH₄, PF₅, BF₃, BF₄⁻, PF₆⁻, XeF₄, NH₄⁺.
2. Które z niżej podanych cząsteczek związków nieorganicznych są całkowicie płaskie (określ hybrydyzację atomów centralnych w tych cząsteczkach):
CO₂, NF₃, SiF₄, OF₂, XeF₄, H₂SO₃
3. Narysuj wzory Lewisa następujących cząsteczek (zaznacz wolne pary elektronowe, określ hybrydyzację atomów): HCl, BrCl, CO₂, tlenek chloru(IV), HF, H₃O⁺, NO, NO₂, N₂O₃, NO₂⁺, H₂SO₄, SCl₂, SO₃.
4. Dlaczego BCl₃ jest mocniejszym kwasem Lewisa niż BF₃?
5. Ustal kierunek i zwrot momentu dipolowego następujących cząsteczek (wpierw określ ich budowę – w tym hybrydyzację atomów): NH₃, H₂O, CH₂F₂, CO, BrCl, NO₂, OF₂, ClO₃, NF₃, PH₃, SiH₃I, HF.
6. Jaki jest rzeczywisty rozkład ładunku w następujących jonach:
H₃O⁺, NH₄⁺, BF₄⁻, AlCl₄⁻.
7. Które z niżej podanych cząsteczek związków organicznych są całkowicie płaskie:
eten, propyn, metanal, 1,2-propadien, fluorobenzen, metylobenzen, cyklobutan, kwas metanowy, benzaldehyd, furan, tetrahydrofuran. Określ typ hybrydyzacji atomów węgla w tych cząsteczkach.
8. Ustal kierunek i zwrot momentu dipolowego w cząsteczkach następujących związków:
trichlorometan, metanol, fluorometan, metanal, dibromometan, 1,1-difluoroeten, chlorobenzen, kwas etanowy. Wpierw ustal budowę tych cząsteczek – w tym hybrydyzację atomów węgla.
9. Które cząsteczki spośród niżej podanych nie mają momentu dipolowego?
propanon, (Z)-1,2-difluoroeten, (E)-1,2-dichloroeten, kwas etanowy, eter dimetylowy, 1,3-dideuterobenzen, 1,4-difluorobenzen.
10. Podkreśl wzory cząsteczek lub jonów, które nie spełniają reguły oktetu (to znaczy, że wokół atomu zaznaczonego tłustym drukiem nie ma oktetu elektronowego): CH₃⁻, NO, CO, CH₃⁺, NH₄⁺, BF₄⁻, BF₃, NH₃.

11. Zaproponuj budowę związku powstającego w reakcji (silnie egzotermicznej) BF_3 z trymetyloaminą. Ustal formalne i rzeczywiste ładunki na wszystkich atomach (ustal ich znak a oszacuj względne wartości).
12. Który kwas jest mocniejszy w roztworze wodnym i dlaczego – CF_3COOH czy CH_3COOH ?

Zestaw 7

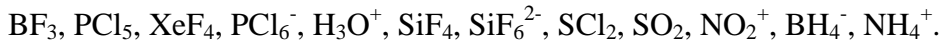
Omawiane zagadnienia: Budowa związków chemicznych, struktury graniczne, izomeria - rodzaje, moc kwasów i zasad, nazewnictwo związków koordynacyjnych, reakcje chemiczne, prawo okresowości.

Zadania:

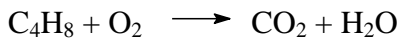
- W podanych niżej cząsteczkach i jonach występują orbitale zdelokalizowane. Narysuj struktury graniczne tych cząsteczek i jonów oraz hybrydy rezonansowe:
 CO_3^{2-} , NO_2 , NO_3^- , HNO_3 , H_2SO_4 , HCOO^- , ClO_4^- , H_3^- .
- Narysuj struktury graniczne: benzenu, tiofenu, chloroetenu, nitrobenzenu, anionu octanowego, etanoamidu, fenolu.
- Wyjaśnij dlaczego SiCl_4 gwałtownie reaguje z wodą, podczas gdy CCl_4 nie reaguje z nią wcale (w temperaturze pokojowej).
- Dlaczego NCl_5 jest nieznany, podczas gdy PCl_5 jest trwałym związkiem?
- Dlaczego etanoamid jest znacznie słabszą N-zasadą niż etyloamina?
- Uzereguj poniższe zasady wg malejącej mocy: H_2O , CH_3^- , NH_3 , HO^- , NH_2^- .
- Narysuj wzór strukturalny związku o wzorze sumarycznym $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{ClN}$ wiedząc, że:
 a) związek jest solą i występuje w nim wiązanie jonowe; b) w cząsteczce związku obecny jest asymetryczny atom węgla.
- Wśród podanych niżej związków wskaż te, które występują w postaci enancjomerów:
 2-butanol, 2-metylopropan, bromochlorofluorometan, kwas 2-aminopropanowy, 3-metyloheptan, eter dietylowy, 2-heptanon.
- Narysuj wzory strukturalne izomerów konfiguracyjnych następujących związków:
 kwas 3-hydroksypentanowy, 2-bromobutan, 2-heksanol.
- Dlaczego wodorek boru (borowodór) występuje w postaci dimeru?
- Wyjaśnij, dlaczego NO_2 ulega dimeryzacji do N_2O_4 ?
- Dlaczego fenol jest mocniejszym kwasem od cykloheksanolu?
- Podaj nazwy następujących związków kompleksowych:
 $[\text{PdCl}_2(\text{CH}_3\text{NH}_2)_2]$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$, $\text{Na}[\text{BH}_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$, $[\text{Ag}(\text{PMe}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$,
 $\text{Na}[\text{AlOH}_4]$, $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$, $[\text{AsPh}_4][\text{PF}_6]$, $\text{Na}_3[\text{CoCl}_6]$, $[\text{Cr}(\text{benzen})_2]$,
 $\text{H}_2[\text{PdCl}_4]$, $[\text{PtAc}_2]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$
- Narysuj wzory strukturalne związków z zadania 13 (dowolnego izomeru) – kompleksowego kationu, anionu lub całej cząsteczki.
- Narysuj wzory następujących kompleksów (dowolnego izomeru):

dihydrydokarbonyltris(trietylofosfina)ruten(II), dichlorodimetyloplatyna(II), chlorek tetraaminamiedzi(II), heksakarbonylchrom(0), bromochloro(amina)(pirydyna)platyna(II).

16. Określ typ hybrydyzacji atomów centralnych w następujących cząsteczkach i jonach:



17. Dobierz współczynniki stechiometryczne w następujących równaniach reakcji:



18. Napisz równania następujących reakcji:

a) utleniania etanolu do kwasu etanowego (tlenem, KMnO_4 w środowisku kwaśnym, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ w środowisku kwaśnym);

b) addycji wodoru do 2-butanonu;

c) kwasu etanowego z etanolem (w obecności kwaśnego katalizatora).

19. Dlaczego kwas siarkowy(VI) jest znacznie mocniejszym kwasem niż kwas siarkowy(IV)?

Zestaw 8

Omawiane zagadnienia: Związki kompleksowe - budowa, hybrydyzacja w związkach koordynacyjnych, liczba koordynacyjna, wielobok i wielościan koordynacyjny, liczba elektronów w kompleksie, budowa ligandów, trwałość związków kompleksowych, prawo okresowości.

Zadania:

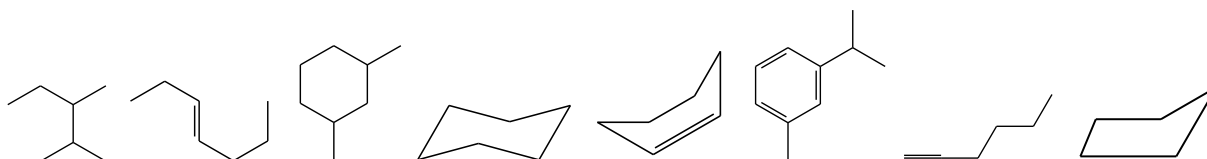
- Narysuj strukturę $[\text{Al}_2\text{Cl}_6]$ i $\{[\text{RuCl}_2(1,5\text{-COD})]_x\}$ wiedząc, że:
 - kompleksy te są koordynacyjnie nasycone;
 - Cl jest ligandem mostkującym.
- Narysuj znane Ci możliwości koordynacji atomów metali przejściowych przez CO.
- Dlaczego octan sodu nie jest zaliczany do związków metaloorganicznych?
- Oblicz liczbę elektronów w następujących związkach i jonach koordynacyjnych:
 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$, $[\text{PdCl}_2\text{Me}_2]$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{PdCl}_4]^{2-}$.
- Jaką liczbą elektronów dysponują następujące ligandy:
 Cl, OH, NO_3 , CH_3 , H_2O , CO, eten, benzen, cp, CH_3COO , F, NH_3 , PPh_3 , PMe_3 , Et_2O , HO, 1,3-butadien.
- Narysuj wzory strukturalne następujących ligandów: py, bpy, cp, 1,5-COD, en, dppe, MeCOO. Jak ligandy te koordynują atomy metali ?
- Narysuj wzory dwóch dowolnych (ale z różnymi ligandami) związków koordynacyjnych w przypadku których, nie ma sensu rozważanie pojęcia liczby koordynacyjnej.
- Zdefiniuj pojęcie: „wiązanie zwrotne”. Możesz posłużyć się przykładami i rysunkami.
- Dlaczego $[\text{Ru}(\text{cp})_2]$ jest bardzo trwały, a $[\text{Rh}(\text{cp})_2]$ ekstremalnie mało stabilny?
- Dlaczego takie metale jak Ca, Mg czy Al nie tworzą trwałych karbonylków?
- Który z podanych niżej kompleksów powinien być nietrwały (lub może wcale nie istnieć)?
 $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$, $[\text{Fe}(\text{CO})_6]$, $[\text{Os}(\text{cp})_2]$, $[\text{ReO}_3\text{Me}]$, $[\text{Re}(\text{cp})\text{O}_3]$, $[\text{PtCl}_2\text{Ph}_2]$.
- Ustal formalny stopień utlenienia atomów centralnych w następujących jonach kompleksowych: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{PtH}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$, $[\text{AuCl}_4]^-$.
- Dlaczego proste alkany nie mają właściwości koordynujących w stosunku do atomów metali?
- Dlaczego istnieje i jest trwały $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, podczas gdy $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_5]$ nie jest znany ?

Zestaw 9

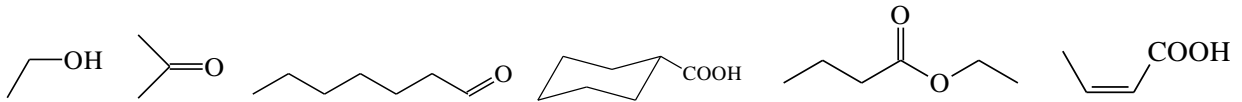
Omawiane zagadnienia: Budowa i nazewnictwo wybranych klas związków nieorganicznych i organicznych. Wzory sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne.

Zadania:

- Do jakich klas związków nieorganicznych należy zaliczyć następujące związki: HF, BrCl, CaH₂, KMnO₄, TiCl₄, ZnCl₂, SiH₄, H₂O₂, K₂O₂, OF₂, Na₂XeO₃, K[AlCl₄], SOCl₂, POCl₃, COCl₂, SO₂Cl₂, SO₃, Re₂O₇, BF₃.
- Wśród podanych niżej związków wskaż jonowe: NaOH, BF₃, B₂H₆, ZrCl₄, ICl, NF₃, Fe₂O₃, Al₂O₃, K[PF₆], [Fe(CO)₅], CaH₂, CO, KH, HgCl₂, H₂SO₄.
- Narysuj wzory strukturalne następujących związków organicznych: 2-metylopentan, cykloheksen, cyklopropan, 1-buten, 2-pentyn, 1,2-propadien, toluen, *o*-ksylen, naftalen, izobutylen, izobutan.
- Narysuj wzory strukturalne następujących, organicznych związków azotu i siarki: nitroetan, dimetyloamina, butanoamid, kwas benzenosulfonowy, benzonitryl, azotan(III) propylu, pirydyna, cyjanek etylu, nitrobutan.
- Podaj nazwy następujących związków organicznych: CH₃CH₂CH(CH₃)CH₃, CH₃CH=CHCH₂CH₃, HC≡CCH₂CH₂CH₃, CH₃CHClCH₃, CH₃CH(OH)CH₂CH₃, CH₃COCH₃.
- Podaj nazwy następujących, tlenowych związków organicznych: CH₃OH, HCHO, HOCCOOH, CH₃OCH₃, PhOH, AcOH, Ac₂O, CH₃CH₂COOCH₃.
- Narysuj wzory strukturalne wszystkich, możliwych izomerów o wzorze sumarycznym: C₄H₈O, C₄H₈, C₆H₁₅N.
- Narysuj wzory strukturalne następujących związków organicznych zawierających tlen: 2-butanol, cykloheksanon, eter dimetylowy, kwas propanowy, cyklopropanon, kwas etanodiowy, metanian metylu, cykloheksanokarboksylan fenylu.
- Zaproponuj strukturę P₄O₆ i P₄O₁₀.
- Podaj nazwy następujących węglowodorów:



9. Podaj nazwy następujących związków organicznych zawierających tlen:



10. Ustal wzory bezwodników następujących kwasów: H_2SO_4 , H_3BO_3 , HOCl , HClO_4 , HNO_2 , HNO_3 , HPO_3 , H_2CrO_4 , H_3PO_4 , HCOOH , CH_3COOH , H_3AsO_4 .
11. Co oznaczają następujące skróty: Me, Et, Ph, *t*-Bu, *i*-Pr, Et_2O , MeOH, Ph, PhH, Bz, allil, Bu, Ac.
12. Podaj trzy przykłady związków (nazwa i wzór półstrukturalny), których skład wyrażony w procentach wagowych jest identyczny ze składem kwasu octowego, a które nie są jego izomerami.

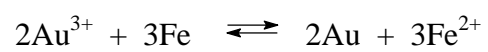
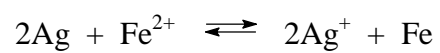
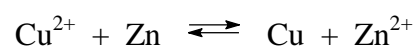
Zestaw 10

Omawiane zagadnienia: Zależności wynikające z struktury związków chemicznych, moc kwasu, wiązanie wodorowe, struktura krystaliczna, elementy elektrochemii.

Zadania:

1. Dlaczego H_2O jest cieczą o stosunkowo wysokiej temperaturze wrzenia podczas gdy H_2S jest w tych warunkach gazem ?
2. U szereguj kwasy typu HX ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$) wg malejącej mocy. Odpowiedź uzasadnij.
3. Struktura krystaliczna chlorku sodu i chlorku cezu jest regularna, to znaczy podstawowa komórka kryształu ma kształt sześcianu. Jednak o ile w chlorku cezu jon Cs^+ znajduje się w środku sześcianu, o tyle w chlorku sodu jony Na^+ i Cl^- zajmują miejsca na przemian w narożach sześcianu. Gęstości kryształów NaCl i CsCl wynoszą odpowiednio 2,165 i 3,983 g/cm^3 . Masy molowe $\text{NaCl} = 58,44$, $\text{CsCl} = 168,36$.
 - a) Ile jonów Cl^- znajduje się w bezpośrednim otoczeniu każdego jonu Cs^+ , a ile w otoczeniu jonu Na^+ ? Jest to tzw. liczba koordynacyjna.
 - b) Oblicz najmniejsze odległości między środkami jonów tego samego i jonów przeciwnych znaków w obu solach.
4. Wyjaśnij dlaczego kwas etanowy ma znacznie wyższą temperaturę wrzenia od metanianu metylu - swojego izomeru konstytucyjnego?
5. W szeregu F_2 , Cl_2 , Br_2 i I_2 energia wiązania zmienia się następująco: 151, 239, 190 i 149 kJ/mol (a więc fluor „wypada” z szeregu). Z kolei w szeregu Li_2 , Na_2 , K_2 , Rb_2 i Cs_2 energia ta zmniejsza się regularnie: 105, 72, 49, 44 kJ/mol . Wyjaśnij różnice pomiędzy obydwooma szeregami.
6. Który związek lepiej rozpuszcza się w wodzie i dlaczego – 2-propanon czy 2-heksanon?
7. Dlaczego etanol ma znacznie wyższą temperaturę wrzenia od eteru dimetylowego - swojego izomeru konstytucyjnego?
8. Dlaczego NaCl dobrze rozpuszcza się w wodzie, natomiast w etanolu słabo? Jaka będzie rozpuszczalność tej soli w butanolu w porównaniu do rozpuszczalności w etanolu?
9. Dlaczego heksan miesza się nieograniczenie z benzenem a w wodzie jest praktycznie nierozpuszczalny?
10. Który kwas i dlaczego ma wyższą temperaturę topnienia – o-hydroksybenzoesowy czy p-hydroksybenzoesowy?

11. Które reakcje z niżej wymienionych przebiegają samorzutnie w prawo, a które samorzutnie w lewo:



Zestaw 11

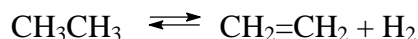
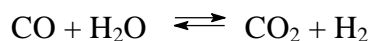
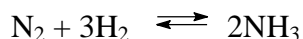
Omawiane zagadnienia: Obliczanie pH roztworów, stała równowagi, reakcje dysocjacja, asocjacja, stała równowagi reakcji dysocjacji, stopień dysocjacji, hydroliza, równanie kinetyczne reakcji, szybkość reakcji, reguła przekory, równanie Arrheniusa, energia aktywacji.

Zadania:

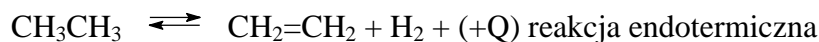
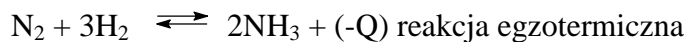
- Zmieszano $100,0 \text{ cm}^3$ $0,002 \text{ M}$ roztworu HCl i $100,0 \text{ cm}^3$ $0,002 \text{ M}$ roztworu NaOH. Zaniedbując kontrakcję objętości podczas mieszania roztworów oblicz pH otrzymanej mieszaniny.
- Jakie pH i dlaczego mają wodne roztwory następujących soli: AlCl_3 , NaHS , K_2S , NH_4Cl , CH_3COONa , PhONa , MeONa , Na_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , NH_4NO_3 .
- Oblicz wartość stałej dysocjacji $0,1 \text{ M}$ kwasu chlorowego(I), który dysocjuje w $0,18\%$. Jaka byłaby wartość stałej asocjacji tego kwasu?
- W roztworze wodnym 1 M H_2SO_4 występują następujące indywidua molekularne: HSO_4^- , SO_4^{2-} , HO^- , H_2O , H_3O^+ . Uszereguj je wg malejącego stężenia molowego.
- Jak można wyjaśnić fakt, iż w $0,100 \text{ M}$ roztworach HCl jest zdysocjowany w 100% , podczas gdy HF jedynie w 8% ?
- Dlaczego dla kwasu etanodiowego α_1 (pierwszy stopień dysocjacji) jest znacznie większy niż α_2 (drugi stopień dysocjacji)?
- W 1100 K stała równowagi dla reakcji: $\text{H}_2(\text{gaz}) + \text{CO}_2(\text{gaz}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{gaz}) + \text{CO}(\text{gaz})$ wynosi $1,00$. Jakie są stężenia reagentów w stanie równowagi jeśli początkowo w reaktorze o pojemności $1,00 \text{ dm}^3$ umieszczono $1,00 \text{ mol}$ wodoru i $2,00 \text{ mole}$ dwutlenku węgla?
- W reaktorze o pojemności $5,00 \text{ dm}^3$ ustaliła się równowaga następującej reakcji:

$$2\text{H}_2\text{S}(\text{gaz}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2(\text{gaz}) + \text{S}_2(\text{gaz}) \quad (750^\circ\text{C})$$
- Oblicz stałą równowagi tej reakcji jeśli w stanie równowagi jest: $1,68 \text{ mola}$ H_2S , $1,37 \text{ mola}$ H_2 i $2,88 \cdot 10^{-5} \text{ mola}$ S_2 .
- W zamkniętym naczyniu, w fazie gazowej przebiega odwracalny proces dysocjacji: $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$. Stężenie początkowe PCl_5 wynosi $0,24 \text{ mol/dm}^3$. Po zdysocjowaniu $1/3$ początkowej ilości PCl_5 ustaliła się równowaga. Oblicz stałą równowagi tej reakcji.
- W reaktorze o pojemności $0,250 \text{ dm}^3$ umieszczono $0,003 \text{ mola}$ I_2 . Reaktor podgrzano do 1000K , a po pewnym czasie – gdy ustaliła się równowaga reakcji: $\text{I}_2(\text{gaz}) \rightleftharpoons 2\text{I}(\text{gaz})$ – stwierdzono, iż $2,50\%$ jodu uległo dysocjacji. Oblicz K dla tej reakcji.
- Równanie kinetyczne pewnej reakcji ma postać: $r = k[\text{A}][\text{B}]^2$. Jak zmieni się szybkość tej reakcji jeśli stężenie A wzrośnie 2 razy a stężenie B zmaleje 4 razy?

13. Jak wzrost ciśnienia wpłynie na położenie równowagi w następujących reakcjach:



14. Jak wzrost temperatury wpłynie na wartość stałej równowagi następujących reakcji:



15. Przebieg reakcji $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ opisuje równanie kinetyczne $r = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$. Jak zmieni się szybkość tej reakcji jeśli stężenie NO zmaleje dwukrotnie, a stężenie O_2 wzrośnie pięciokrotnie.
16. Oblicz energię aktywacji reakcji wiedząc, że wzrost temperatury o 10°C powoduje dwukrotne zwiększenie jej szybkości. Załóż temperaturę początkową 20°C .
17. Wyjaśnij dlaczego wzrost temperatury powoduje większy wzrost szybkości tej reakcji (spośród dwóch równoległe zachodzących), która ma wyższą energię aktywacji?
18. Wymień cztery sposoby zwiększenia wydajności następującej, egzotermicznej reakcji syntezy chlorku nitrozyłu (przy danej ilości NO):
- $$2\text{NO}_{(\text{gaz})} + \text{Cl}_{2(\text{gaz})} \rightleftharpoons 2\text{NOCl}_{(\text{gaz})}$$
19. Przemiana diamentu w grafit jest termodynamicznie korzystna (samorzutna). W praktyce jednak diament nie przekształca się w grafit. Dlaczego?