1. **Sústavy látok**

Rozdeľte látky podľa ich zloženia (chemická látka, prvok, zlúčenina). Definujte zmes a uveďte konkrétne príklady. Vymenujte a popíšte základné spôsoby oddeľovania zložiek zo zmesí. Označte chemicky čisté látky: žula, chlór, destilovaná voda, pivo, NaCl, vzduch, oceľ.

1. Popíšte aparatúru na oddeľovanie zložiek zo zmesí filtráciou, sublimáciou a destiláciou.
2. Popíšte zásady bezpečnosti pri práci v chemickom laboratóriu. Pomenujte základné chemické sklo a iné pomôcky používané v chemickom laboratóriu.
3. **Chémia ako prírodná veda**

Charakterizujte chémiu ako vedu. Vymenujte rôzne chemické disciplíny (hraničné a aplikované disciplíny). Popíšte príklady chemickej výroby, významné chemické látky, chemikálie v kuchyni a v domácnosti, chemický priemysel a jeho vplyv na životné prostredie.

1. **Názvoslovie anorganických látok**

Definujte pojem oxidačné číslo atómu prvku v zlúčenine. Aké sú najčastejšie hodnoty oxidačných čísel prvkov H, O, S, halogénov, alkalických kovov, kovov alkalických zemín v zlúčeninách? Vymenujte typy chemických vzorcov využívaných v anorganickej chémii. Vysvetlite na príkladoch pravidlá tvorenia vzorcov oxidov, halogenidov, hydroxidov, kyslíkatých kyselín, solí. Zapíšte chemickým vzorcom molekuly týchto látok: kyslík, ozón, síra, fosfor, dusík, chlór, modrá skalica, pyrit, hasené vápno, sulfán, amoniak.

1. **Názvoslovie anorganických zlúčenín**

Aké sú zásady tvorby názvov binárnych zlúčenín? Pomenujte jednotlivé zlúčeniny, resp. napíšte ich vzorce a zaraďte ich do jednotlivých skupín anorganických látok: Cl2O7, LiH, Mg(OH)2, H2S, H4P2O7, KHSO3, Na2CO3 . 10H2O, K3[Fe(CN)6], oxid meďný, kyselina trihydrogénboritá, hydrogénfosforečnan amónny, síran tetraammínmeďnatý. Zapíšte vzorce kyseliny sírovej, amoniaku a oxidu uhličitého stechiometrickým, štruktúrnym a elektrónovým vzorcom. V uvedených vzorcoch doplňte namiesto indexu x číslo a zlúčeninu pomenujte: HClIIIOx, NaxHPVO4, K2CrVIxO7.

1. **Komplexotvorné reakcie**

Objasnite podstatu komplexných zlúčenín, ich stavbu, zloženie. Pomenujte zlúčeniny a určte ich koordinačné čísla: [Ag(NH3)2]OH, K4[Fe(CN)6], K3[Fe(CN)6], Na3AlF6]. Napíšte tieto vzorce: tetrajodozinočnatan draselný, síran tetraammínmeďnatý Uveďte príklady dôležitých koordinačných zlúčenín a ich využitie (komplexy Fe, Mg, Co) v živých systémoch.

1. **Výpočty v chémii**

Definujte pojmy relatívna atómová hmotnosť, relatívna molekulová hmotnosť, látkové množstvo, Avogadrova konštanta, 1 mol látky, molová hmotnosť, molový objem plynu. Určte kvalitatívne zloženie a kvantitatívne zastúpenie jednotlivých prvkov v zlúčenine CaCO3. Koľko mólov a koľko molekúl predstavuje 500 g tejto látky?

1. Uhličitan vápenatý je základnou zložkou mramoru, kriedy, ulít živočíchov. Vypočítajte:
   1. a/ relatívnu molekulovú hmotnosť CaCO3
   2. b/ molárnu hmotnosť
   3. c/ hmotnosť 4,86 mol CaCO3 
      1. Koľko kilogramov vody potrebujeme na zriedenie 0,5 kg koncentrovanej kyseliny sírovej (96%) aby sme dostali 10 % roztok ? Aká bude celková hmotnosť pripraveného roztoku?
      2. Ako by ste pripravili 0,5 litra roztoku NaCl s koncentráciou 0,25 mol. dm-3?
2. Vypočítajte, koľko gramov NaCl potrebujete navážiť na prípravu 5%-ného vodného roztoku NaCl s hmotnosťou 150 gramov. Pripravte daný roztok.
3. Koľko cm3 vodíka vznikne reakciou zinku s HCl, ak použijeme 15g Zn? Uveďte faktory, ktoré urýchlia danú reakciu.
4. Sodík je veľmi reaktívny prvok a s vodou reaguje prudko. Vypočítajte, koľko gramov hydroxidu sodného vznikne reakciou 50 g sodíka s vodou a koľko litrov vodíka sa pri tom uvoľní.
5. Infúzny roztok je 0,9 % roztok NaCl v destilovanej vode. Ako by ste pripravili 500 g tohto roztoku?
6. Určte stechiometrické koeficienty v rovnici:
7. FeSO4 + KMnO4 + H2SO4  Fe2(SO4)3 + MnSO4 + K2SO4
8. **Roztoky**
9. Definujte pojmy: pravý roztok, koloidný roztok, rozpúšťadlo, rozpustená látka, nasýtený roztok, nenasýtený roztok, rozpustnosť látky, elektrolyt. Akými spôsobmi môžeme vyjadrovať zloženie roztokov? Aké typy roztokov poznáte podľa skupenstva? Uveďte konkrétne príklady.
10. V laboratóriu bolo v jednej kadičke 150 g 20% roztoku látky X a v inej 450 g 60% roztoku látky X. Laborantka obidva roztoky zmiešala. Akú hodnotu hmotnostného zlomku napísala na štítok, ktorým označila výsledný roztok ?
11. **Štruktúra atómov**
12. Ktoré historické modely umožnili súčasné poznanie atómu? Definujte atóm a popíšte jeho stavbu. Definujte protónové a nukleónové číslo na konkrétnom príklade. Vysvetlite, ktorými pravidlami sa riadi elektrónová konfigurácia atómu a vysvetlite tieto zákonitosti. Aký je rozdiel medzi nuklidom a izotopom? Uveďte príklady prvkov, ktoré sa vyskytujú vo forme izotopov.
    * 1. Určte, aký je maximálny počet elektrónov pri obsadení všetkých orbitálov s hlavným kvantovým číslom n = 3.
      2. Aký orbitál je charakterizovaný číselnými hodnotami týchto kvantových čísel: n = 2, l = 1?
      3. Máme elektroneutrálny atóm s elektrónovou konfiguráciou: 1s22s22p63s13p1. Rozhodnite, či táto konfigurácia zodpovedá základnému alebo excitovanému stavu daného atómu.
      4. S využitím rámčekového diagramu umiestnite 8 elektrónov do 3d orbitálu. Aké pravidlá a zákonitosti ste uplatnili pri ich umiestňovaní?
13. **Periodická sústava prvkov**
14. Vyslovte periodický zákon. Popíšte polodlhú formu PTP, vysvetlite pojmy skupina, perióda, s, p, d, f blok PTP, pomenujte jednotlivé skupiny triviálnymi názvami. Ako závisia vlastnosti prvkov od ich umiestnenia v PTP?

**Periodický zákon:** Vlastnosti prvkov sú periodickou funkciou ich atómových (protónových) čísel.

**Polodlhá forma PTP** – najčastejšie používaná, má vyčlenené lantanoidy a aktinoidy pod tabuľkou.

**Skupina** – stĺpce, sú číslované číslicami 1-18, prípadne I-VIII A, B, prvky v skupinách majú podobnú elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy a podobné vlastnosti

**Perióda** – riadky, sú číslované 1-7 alebo písmenami K, L, M, N, O, P, Q ako elektrónové vrstvy obalu, obsahujú 2, 8, 8, 18, 32, 32 prvkov

**S blok PTP** – ľavá strana PTP, tvoria ho s1 a s2 prvky, I.A-II.A, to sú alkalické kovy a kovy alkalických zemín, majú 1 alebo 2 valenčné elektróny iba v orbitáloch s, veľmi reaktívne, silné redukčné činidlá, všeobecný zápis elektrónovej konfigurácie ns1-2 (n-číslo periódy)

**P blok PTP** – pravá strana PTP, tvoria ho p1-p6 prvky, III.A- VIII.A, patria sem halogény, chalkogény, vzácne plyny, valenčné elektróny majú v orbitáloch s a p, všeobecný zápis elektrónovej konfigurácie ns2 np1-6

**D blok PTP** – nazývajú sa aj prechodné, stred PTP-medzi prvkami s a p, tvoria ho d1-d10 prvky, III.B-II.B, všetky sú kovy, valenčné elektróny majú v orbitáloch s a d, všeobecný zápis elektrónovej konfigurácie ns0-2 (n-1)d1-10

**F blok PTP** – nazývajú sa aj vnútorne prechodné, ležia v 6. a 7. perióde, sú to lantanoidy a aktionidy, f1-f14, valenčné elektróny majú v orbitáloch s, d a f, všeobecný zápis elektrónovej konfigurácie ns (n-2)f

**Alkalické kovy -** prvky 1. skupiny okrem H – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

**Kovy alkalických zemín** – prvky 2. skupiny – Ca, Sr, Ba, Ra

**Halogény** – prvky 17. skupiny – F, Cl, Br, I, At

**Chalkogény** – prvky 16. skupiny – O, S, Se, Te, Po

**Trieda železa** – Fe, Co, Ni

**Trieda ľahkých platinových kovov** – Ru, Rh, Pd

**Trieda ťažkých platinových kovov** – Os, Ir, Pt

**Vlastnosti**

kovový charakter klesá zľava do prava

kovový charakter rastie zhora dole

nekovový charakter rastie zľava do prava

atómový polomer zhora dole narastá

atómový polomer zľava do prava klesá

elektronegativita zľava do prava rastie

elektronegativita zhora dole klesá

náboj jadra zľava do prava rastie

ionizačná energia – energia potrebná na odtrhnutie elektrónu z atómu (miera ochoty stať sa katiónom)

elektrónová afinita – energia ktorá sa uvoľní prijatím elektrónu (miera ochoty stať sa aniónom)

1. **Chemická väzba**

Definujte pojem chemická väzba. Čo je predpokladom vzniku chemickej väzby? Aké typy chemickej väzby poznáte? Ktorá z nich je najpevnejšia a ktorá má stredné postavenie? Charakterizujte podstatu jednotlivých druhov chemickej väzby na konkrétnych príkladoch.

**Chemická väzba** – sily, ktorými sú pútané atómy v molekulách prostredníctvom valenčných elektrónov

**Predpoklad** – atómy sa musia priblížiť- zraziť sa, musia mať dostatočne veľkú energiu, prienik elektrónových obalov, zvýši sa hustota medzi jadrami

**Typy chemických väzieb:**

**Kovalentná** – najsilnejšia 150-300 kj/mol, základ spočíva v spolu zdieľaní väzbového elektrónového páru, počet kovalentných väzieb vychádzajúcich z atómu prvku v zlúčenine sa nazýva väzbovosť, F je jedno väzbový, O je dvojväzbový, N je trojväzbový, môže byť **sigma** (má elektrónovú hustotu na spojnici jadier) alebo **pí** (má elektrónovú hustotu nad a pod spojnicou jadier je reaktívnejšia, vzniká pri násobných väzbách) väzba, môže tvoriť **jednoduché väzby**- majú spoločný jeden väzbový pár, **dvojitá väzba**- majú spoločné 2 elektronové páry, tvoria ju sigma a pí, **trojitá väzba**- majú spoločné 3 väzbové páry, 1 sigma a 2 pí

**Koordinačná** – donorovo-akceptorna, v koplexoch, obidva elektróny poskytne iba jeden atóm darca- donor a akceptor má voľný orbitál kam umiestni el. pár, pevnosťou sa nelíši od kovalentnej iba spôsobom vzniku, NH3+H+ => NH4+

**Iónova** – extrémny prípad kovalentnej väzby, rozdiel elektronegativít je väčší než 1,7, spoločný el. pár patrí úplne elektronegatívnejšiemu atómu, vznikajú anióny a katióny, nemá smerový charakter, vlastnosti tvrdé, vysoké teploty topenia, krehké, rozpustné v polárnych rozpúšťadlách, tuhé-nevodivé taveniny-vodivé, Na+ + Cl- => NaCl

**Kovová** – nemá smerový charakter, vzniká medzi atómami kovu v tuhom skupenstve, usporiadané katióny do mriežky a voľné sa pochybujúce valenčné el., ktoré tvoria elektrónový plyn, dobrá elektrická a tepelná vodivosť, tvoria kovové kryštály

**Medzi molekulové sily/slabé väzbové interakcie**

**Vodíkové väzby** – vodíkový mostík, medzi H a elektronegatívnim prvkom F, O, N, 10-30 kj/mol, nachadza sa v vode, HF, amoniak, alkoholoch, karboxylových kyselinách, v dusíkatých bázach v DNA

H – F ... H – F ... H – F

**Van der Waalsove sily** – na zaklade vzájomného pôsobenia molekulových dipólov

1. **Chemické reakcie**

Definujte pojmy chemická reakcia, reaktant, produkt, chemická rovnica. Porovnajte chemickú rovnicu a chemickú schému (demonštrujte na príklade). Čo hovorí zákon zachovania hmotnosti? Vysvetlite kvantitatívny význam chemickej rovnice. Aké typy chemických reakcií poznáte? Uveďte príklad.

Chemické reakcie – sú to deje, pri ktorých z určitých chemických látok vznikajú iné chemické látky

Reaktanty – východiskové látky – látky, ktoré do chemickej reakcie vstupujú

Produkty – látky, ktoré v chemickej reakcii vznikajú

Chemická rovnica – všeobecný zápis aA + bB=>cC + dD, a, b, c, d-sú stechiometrické koeficienty, naľavo sú reaktanty a napravo sú produkty

Chemická schéma – je nevyrovnaná chemická reakcia H2 + O2 =>(prerušovaná šípka) H2O

chemická reakcia 2H2 + O2 => 2 H2O

Zákon zachovania hmotnosti – Lomonosov a Lavoisier, súčet hmotností reaktantov sa rovná súčtu hmotností produktov teda ich hmotnosti sa pri reakcii nemenia

Kvantitatívny význam – počet a druh atóm sa nemení

Typy chemických reakcii:

Podľa počtu fáz:

Homogenné – všetky reaktanty sú v jednej fáze, 2NO(g) + O2(g) => 2NO2(g)

Heterogenné – aspoň 2 fázy, Zn(s) + HCl(aq) => ZnCl2(aq) + H2(g)

Podľa javového opisu:

Skladné – syntetické 2Na + Cl2 => 2NaCl

Rozkladné – analytické 2H2O2 => 2H2O + O2

Vytesnovacie – substitučné Fe + CuSO4 => Cu + FeSO4

Podvojné zámeny – konverzie Pb(NO3)2 + 2KI => PbI2 + 2KNO3

Podľa chemického deja:

Oxidačno-redukčné Zn + 2HCl => ZnCl2 + H2

Acidobázické – protolitické (neutralizácia) KOH + 2HCl => KCl + H2O

Koordinačné – komplexotvorné – tvorba komplexov

Zrážacie – vznik zrazeniny

V organickej chemii:

Adičné – adícia znižovanie násobnosti väzieb

Eliminačné – eliminácia zvyšovanie násobnosti väzieb

Substitučné – nahradenie atómov

Prešmyky – premiestňovanie atómov v rámci molekuly

1. Uveďte príklady a zapíšte chemickou rovnicou: chemický rozklad, zlučovanie, redoxnú reakciu, protolytickú reakciu.

Chemický rozklad – CaCO3 => CaO + CO2

Chemické zlučovanie – H2 + O2 => 2H2O

Oxidačno-redukčná - Zn + 2HCl => ZnCl2 + H2

Protolitická – NaOH + HCl => NaCl +H2O

1. **Chemická rovnováha**

Aplikujte poznatky o chemickej rovnováhe na príklade jednotlivých typov chemických reakcií. Odvoďte vzťah pre rovnovážnu konštantu a popíšte faktory ovplyvňujúce chemickú rovnováhu. Uveďte príklady využitia princípu pohyblivej chemickej rovnováhy v bežnom živote.

1. Zapíšte, ako by ste vyjadrili vzťah pre výpočet rovnovážnej konštanty chemickej reakcie:

4NH3 (g) + 5 O2 (g) → 4NO (g) + 6H2O (g) H = - 906 kJ/mol

Na ktorú stranu sa posunie rovnováha uvedenej chemickej reakcie:

znížením koncentrácie O2, b) ochladením reakčného systému,

pridaním katalyzátora?

1. **Rýchlosť chemických reakcií**

Vysvetlite pojem rýchlosť chemickej reakcie. Aplikujte princíp zrážkovej teórie, vzťah pre výpočet rýchlosti chemickej reakcie a ovplyvňovanie jej rýchlosti vplyvom rôznych faktorov. Uveďte príklady pomalých, rýchlych a katalyzovaných reakcií a dejov.

1. **Termochémia**

Definujte pojem termochémia, entalpia, exotermická a endotermická reakcia. Uveďte príklady exotermických a endotermických reakcií, zapíšte ich termochemickými rovnicami. Definujte termochemické zákony.

1. **Termochemické reakcie**
   * 1. Ktoré z uvedených reakcií sú endotermické?

2 NH3 (g) 3 H2 (g) + N2 (g) H= 92, 4 kJ. mol–1

H2 (g) + Br2 (g)  2 HBr (g) H= -71 kJ.mol-1

b) Napíšte termochemickú rovnicu tepelného rozkladu CaCO3, ak viete, že na rozklad 1 molu tuhého CaCO3 na 1 mol tuhého CaO a 1 molu plynného CO2 treba dodať teplo 178 kJ.

c) Na základe termochemickej rovnice 2 CO (g) + O2 (g)  2 CO2 (g) H = -566 kJ mol-1 napíšte hodnotu reakčného tepla reakcie 2 CO2 (g)  2 CO (g) + O2 (g).

1. **Redoxné reakcie**

Objasnite podstatu oxidácie a redukcie. Uveďte príklady látok, ktoré pôsobia ako oxidovadlá alebo redukovadlá. Popíšte oxidačno – redukčné deje na príklade vybranej zlučovacej chemickej reakcie.

1. **Redoxné reakcie**

Doplňte stechiometrické koeficienty v rovnici: Ag + HNO3  AgNO3 + NO + H2O

Na základe usporiadania prvkov v rade napätia kovov rozhodnite, či prebehne redoxná reakcia, ak ponoríme železný klinec do roztokov: NaCl, HCl, CuSO4, H2SO4.

Rozhodnite, či prebehne reakcia: Pb(NO3)2 + Mg 

FeSO4 + Cu 

CuCl2  + Fe 

1. Nakreslite a popíšte elektrolýzu vodného roztoku NaCl a porovnajte ho s elektrolýzou taveniny NaCl.
2. **Protolytické reakcie**

Objasnite podstatu teórií kyselín a zásad a pojem protolytické reakcie. Na príklade chemickej reakcie vyznačte konjugované páry. V čom spočíva princíp neutralizácie? Zaraďte jednotlivé zlúčeniny a ióny medzi kyseliny a zásady a  svoje tvrdenie zdôvodnite: HCl, HNO3, HSO4-, NH3, OH-. Objasnite pojem silná kyselina, stredne silná kyselina, slabá kyselina, silná zásada, slabá zásada a ku každému uveďte konkrétne príklady. Ako súvisí sila kyseliny s hodnotou jej disociačnej konštanty?

1. Aplikujte vzťah pre iónový súčin vody a vzťah pre výpočet pH roztokov, prepočet pH a pOH. Zoraďte roztoky od najkyslejšieho po najzásaditejší:

pH=7, [H3O+]=10-6mol.dm-3, [OH-]=10-4mol.dm-3, pH=2, [OH-]=10-10mol.dm-3.

Vymenujte acidobázické indikátory. Ako môžeme predpovedať sfarbenie univerzálneho indikátorového papierika v rôznych roztokoch (napr. v octe, v pitnej vode a vo vodnom roztoku mydla)?