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.

Látka = materiál, z ktorého sú veci vy robené

Chémia skúma látky a ich premeny na iné látky

Delenie: 1.chemicky čisté látky - prvky (O,H,..)zlúčeniny (H2O, HCl....)

2.zmesi - homogénne (roztoky), heterogénne (suspenzia, emulzia, pena, aerosól)

Spôsoby oddeľovania zložiek zo zmesí : na základe rozdielnych FYZIKÝLNYCH VLASTNOSTÍ : Filtrácia, destilácia, kryštalizácia, sedimentácia, odparovanie, sublimácia, magnetom, pinzetou...

Riešenie: 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.

* Píšeme v hranatých zátvorkách, obsahujú centrálny atóm (kov) a ligandy (Cl, Br, OH-, NH3 0, CN –,H2O 0

KOORDINAčNé číSLO= počet ligandov, kt. sa viažu na CA

Pr. K4[Fe(CN)6], CA – Fe, lig = CN - KČ:6

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?

**Hmotnosť atómov je velmi malá, preto sa iba porovnáva s hm. 1/12 12C – at. hmotnostná konštanta,**

relatívna atómová hmotnosť – nie je skutočná, ide o porovnanie, kolko krát je väčšia hm,at. ako 12C - ide o hm. Atómov – je bez jednotky, udáva sa v PSP

relatívna molekulová hmotnosť - týka sa molekul, Mr (H2O)= 2Ar(H)+ Ar (O)

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**

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?

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

**3 typy PTP – krátka, dlhá, polodlhá - polodlhá forma PTP** – najčastejšie používaná, má vyčlenené lantanoidy a aktinoidy pod tabuľkou.

**Skupina** – stĺpce, sú číslované číslicami 1-18, prípadne I-VIII A, B podskupina, 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 - kovy 2/3 PSP

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 F=4, rastie od ľaveho dolneho rohu k pravemu hornému. diagonálne

elektronegativita zhora dole klesá -

náboj jadra zľava do prava rastie – zvyšuje sa protónové číslo

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.
2. **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)?