1.Vymenuj halove prvky ich skupenstva a farby a oxidačné čísla

Ns2 np5

Fluor-plyn,zelenožltá

Chlór-plyn,žltozelená

Brom-kvapalina,červenohnedá

Iód-tuhá látkasivočierna, ako pary fialová

Astát

OX.čísla:VII,VI,V,IV,III,II,I,0,I (mobil)

2.Na čo sa používa haberboschova syntéza

-na prípravu amoniaku N2(g)+3H2----2NH3(g)

3.Ako priemyselne pripraviť HNO3

Ostwaldov proces  
4 NH3 + 5 O2 → 4 NO + 6 H2O

2 NO + O2 → 2 NO2

3 NO2 + H2O → 2 HNO3 + NO

4.H2SOn,H2S2On,H2SnO6

mobil

5.Nakreslite štruktúrny vzorec kyseliny peroxodisirovej

6.Ako dokážeme pripraviť kyselinu sirovú

2SO(g)+o2(G)=2SO3(g)

SO3(g)+H2O(l)---H2SO4(l)

Nitrozový spôsob:

½ O2 + NO---NO2

NO2+SO2+H2O---H2SO4+NO

½ O2+SO2+H2O---H2SO4

7.Aké halogenidy podľa štruktúry poznáme

-ionové:fluoridy kovod a chloridy,bromidy (iodidy) alkalických kovov a kovov

alk.zemín,niektorých prechodných prvkov (SrF2,ZnF2,NaCk,CsCl..)

-s nekonečnou atomovou štruktúrou-at=omy kovu a halogénuspojené kovalentnou

väzbou do nekonečných reťazcov(CuCl2)

-halogenidy molekulové-individuálne molekuly konečnej veľkosti.Halogenidy kovov

vo vysokom ox.stupni,halogenidy nekovov a polokovov(TiCl4,SnCl4,HgCl2)

8.Vymenuj izotopy vodíka

-vodík (procium),deuterium,tricium

9.Ake red. A kyslé vlastnosti má CO a CO2

-CO-silné redukčné účinky, nie je kyselinotvorný

-CO2-nemá redukčné účinky, s vodou tvorí slab. Okyslený roztok kys.uhličitej

10.Vymenuj oxidy a kyseliny chlóru

-Oxid chlórny Cl2O kys.chlórna HClO

-oxid chloričity ClO2 kys.chloritá HClO2

Oxid chlorový Cl2O6 Kys.chlorečná HClO3

Oxid chloristý Cl2O7 kys.chloristá HClO4

11.Charakterizuj kyselinu chlornu a jej soli

Veľmi slabá nestála, jej soli sú chlornany oxidačné činidlá

NaClO,KClO- bieliace prostriedky,dezinfekcia

Ca(ClO)2-súčasť chlórového vápna

Zahrievaním premena na chlorany a chloridy 3ClO---ClO3+2Cl

ClO+H2O+2e----Cl- + 2OH-

12.Vypíš podvojne oxidy ich rozdelenie podľa štruktúry

Obsahujú dva druhy atómov kovu, kombinované atómami kyslíka do 3Dštruktúry

Perovskit-ABO3-kombinácia veľkého atómu A s malým atómom B

Ilmenit—vzniká pri malých atómoch A i B

Spinel- atómy kyslíka obsadzujú kubickú najtesnejšie usporiadaná mriežka,

v dutinách sú umiestnené atómy horčíka a hliníka v pomere 1:2,osmina

tetraedrických dutín-ióny horčíka.polovica-hlinité ióny

13.Ako dokážeme laboratórne pripraviť kyslík

-elektrolýzou vody

-tepelným rozkladom oxidov a soli

2KClO3(s)---2KCl(s)+3O2(g)

2H2O2(aq)---2H2O(l)+O2(g)  
súkatalyzované oxidom manganičitým

14.Napíš štruktúrne vzorce H3PO2,H3PO3,H3PO4

15.Charakterizuj alotropické modifinákcie uhlíka

-Diamant-pevný,tvrdý,vysoký bt (3500°C),malá reaktivita,sp3 hybridizácia,

zvyčajne bezfarebný,3Dštruktúra

-Grafit(tuha)-čierne zafarbenie,2D štruktúra,medzi vrstvami sa uplatňujú slabé

disperzné sily- mäkkosť tuhy a štiepateľnosť v smere vrstiev, rozdielna vodivosť

v smere kolmom na vrstvy a pozdlž.vrstiev, sp2hybridizácia

-Fulerény,grafén

16.Napíš eletron.vzorec ozonu

17.Charakterizuj síru a jej alotro.modifikácie

Žltá látka,zle vedie teplo a elektinu

Nerozpustná vo vode,dobre rozpustná v sírouhlíku a nepolar,rozpúšťadlách

Málo zastúpená v zemskej kôre,v rpírode bežne v elementárnej forme

Nachádza sa v sádrovci a sulfidových mineráloch(pyrit)

-kryštal.formy:ortorombická síra,monoklinická

Rombická síra je termodynamicky stabilnejšia, obe modifik.tvoria kruhy S8,

Zahrievanám prechod na monoklinickú

AMORFNE formy:po roztopení žltá kvapalina

Nad 160°C kvapalina začne hnednúť a viskozita rastie

400°C nízka viskozita, kvapalina hnedá

Rýchle ochladenie pár síry-sírny kvet

Naliatie roztavenej síry do vody-plastická síra

18.Fosfor a jeho alotro.modifikácie

Poznáme biely, červený, čierny, ale len dve-biely a červený sú dôležité

BIELY-tetraedrické molekuly P4,nerozpustný vo vode, dobre rozpustný

v sírouhlíku a organ.rozpúšťadlach ako je chloroform,vysoko toxická,

mäkká,biela látka,na vzduchu samozápalný, uschováva sa pod vodou,

použitie na výrobu zápaliek  
ČERVENÝ-pri zahrievaní v neprítomnosti vzduchu pri teplote 300°C sa

biely P mení na červený, polymérna štruktúra,stabilnejší,nie je toxický,menej

prchavý,jedna amorfná a šesť kryštalických foriem červeného fosforu  
ČIERNY-termodynamicky najstálejšia a najmenej reaktívna forma, pripravuje

sa zahrievaním bieleho fosforu pod vysokým tlakom,kryštalická,tmavosivá l.kovového lesku

19.Ako pripraviť priemyselne a laboratórne vodík

PRIEMYSEL: prítomnosť katalyzátora pri 900°C

C3H8(g)+3H2O(g)---3CO(g)+7H2(g)

Alebo reakcia vodnej pary s koksom

C(s)+H2O(g)---CO(g)+H2(g) vodný plyn  
CO(g)+H2O(g)---CO2(g)+H2(g)adsorpcia CO2

Reakcia práškové železo a vodnej pary  
3Fe(s)+4H2O(g)---Fe3O4(s)+4H2(g)

Fe3O4(s)+4CO(g)---3Fe(s)+4CO2(g)

LABÁK:silné kyseliny a neušľachtilé kovy

Fe+2H3O+----Fe2+ + H2+2H2O

Zn(s)+2HCl(aq)---ZnCL2(aq)+H2(g)

Alkalické kovy alebo kovy alk.zemín s vodou (nie moc vhodné)

2Na+2H2O---2Na+ + 2OH- +H2

Rozklad hydridov  
CaH2+2H2O---Ca(OH)2+2H2

Elektrolýza vody

20.Napíš vzorec chlorid tionylu-SOCl2

Chlorid karbonylu-COCl2

Chlorid sulforylu-SO2Cl2

Chlorid nitrozylu-NOCl

Chlorid nitrilu- NO2Cl

21.Napíš reakcie ako vznikajú oxidy: NO,N2O,NO2,N2O5

Dusnatý:3Cu(s)+8HNO3(aq)---Cu(NO3)2(aq)+4H2O(l)+2NO(g)

Dusný: NH4NO3(s)----2H2O(g)+N2O(g)

Dusičitý: 2NO(g)+O2(g)---2NO2(g)

Cu(s)+4HNO3(aq)---Cu(NO3)2(aq)+2H2O(l)+2NO2(g)

Dusičný-3HNO3+P2O5---HPO3+N2O5

-binárne zlúčrniny dusíka s vodíkom:

Amoniak NH3,Hydrazín N2H4,Azoimid HN3