|  |
| --- |
| **1.Popíšte vlastnosti NH3 a chemickú reakciu na jeho výrobu. Ako by ste túto látku dokázali?** |
| NH3 amoniak, bezfarebný zapáchajúci plyn s prenikavým, ostrým, silne dráždivým zápachom vodný roztok (26% roztok) voláme čpavok = vodný roztok [amoniaku](https://sk.wikipedia.org/wiki/Amoniak) je hydroxid amónny s potenciálnym vzorcom NH4OH),  Molekula amoniaku je výrazne polárna a rozpúšťa sa vo [vode](https://sk.wikipedia.org/wiki/Voda)  Amoniakna dusíku je 1 voľný el.pár Zborovna.sk – portál pre učiteľov  Začiatkom 1. svetovej vojny nemeckí chemici [Haber](https://sk.wikipedia.org/wiki/Fritz_Haber) a [Bosch](https://sk.wikipedia.org/wiki/Carl_Bosch) navrhli postup, dnes zvaný [Haber-Boschova syntéza](https://sk.wikipedia.org/w/index.php?title=Haber-Boschov_proces&action=edit&redlink=1) na priamu syntézu amoniaku z plynného dusíka a vodíka:   |  | | --- | | N2 (g)+ 3 H2 (g) ↔ 2 NH3 (g) (podmienky: Fe, 450° C, zvýšený tlak) |   V laboratóriu sa vyrába:  Laboratórne sa amoniak pripravuje tepelným rozkladom=zahriatím zmesi amónnych solí(chlorid amónny) a silnej zásady:   |  | | --- | | **NH4Cl + NaOH → NH3 + NaCl + H2O** |   K nasýtenemu vodnému roztoku NaOH (1,8g NaOH + cca 2ml vody) a pridáme 2,4g chloridu amónneho - túto zmes zohrievame.  Dôkaz amoniaku – zápach + indikátorový papierik sa sfarbí na modro !!!!  Amoniak má **zásaditý charakter** (spôsobuje ho voľný elektrónový pár na dusíku) – viaže protón H+ za vzniku amónneho katiónu NH4+.  Využitie amoniaku: používa sa pri výrobe kyseliny dusičnej HNO3, v kvapalnom skupenstve ako hnojivo, na výrobu farbív, pri chemických syntézach, ako chladiaca látka v  chladiarenských prístrojoch – v kvapalnom skupenstve a podobne. |
| **2. Napíšte rovnicu výroby chlóru a jeho dôkaz.** |
| ChlórChlór sa pripravuje elektrolýzou NaCl (všetky halogény sú toxické)  - v digestóriu!!!!!! v semimikrosústave pomocou striekačiek chlór pripravíme reakciou:   |  |  | | --- | --- | | A)manganistanu draselného KMnO4 a kyseliny chlorovodíkovej HCl: **2 KMnO4 + 16 HCl → 5 Cl2 + 2 KCl + 2 MnCl2 + 8 H2O** | | | B) burelu a kyseliny chlorovodíkovej  **MnO2 + 4HCl → Cl2 + MnCl2 + 2 H2O** | |   Chlór je žltozelený plyn, veľmi jedovatý, toxický, vdychovanie - edém pľúc (opuch)  najreaktívnejší nekov, je agresívny, spôsobuje koróziu, má bieliace (odfarbí farebný papier http://kekule.science.upjs.sk/chemia/aktual/projekt/images/pokus421.gifa farebné lupienky kvetov) a dezinfekčné účinky (ničí mikroorganizmy, odstraňuje zápach pri hnilob.procesoch)  -dezinfekčný účinok v HClO má O Reakcie chlóru: Na + Cl2 → 2 NaCl  Ak zavádzame chlór do roztoku AgNO3 Ag+ + Cl- → vznikne biela zrazenina AgCl ↓ |
| **Chemickou reakciou zapíšte laboratórny spôsob prípravy sulfánu a popíšte jeho vlastnosti. Prečo je sulfán významným analytickým činidlom?** |
| Sulfán=sírovodík, H2S – veľmi toxický bezfarebný nepríjemne zapáchajúci plyn so zápachom po skazených vajciach, vzniká pri rozklade bielkovín, dobre rozpustný vo vode, slabá dvojsýtna kyselina, odvodzujú sa z neho 2 rady solí: HS- (hydrogénsulfidy) a S-2 (sulfidy)  Má redukčné účinky, príprava:   |  | | --- | | FeS + 2HCl →FeCl2 + H2S |   Používa sa v analytickej chémii ako dôkazové činidlo, používa sa pri delení katiónov  Sulfán reaguje s katiónmi kovov za vzniku farebných málo rozpustných zrazenín ↓  Zrážacie reakcie - O školeDôkaz sa robí na kvapkovacej doštičke a používa sa plynný H2S, sulfánová voda alebo (NH4)2S (sulfid amónny)  Ag2S, PbS, CuS, HgS, FeS – čierna zrazenina  Sb2S3 (sulfid antimonitý) – oranžová  CdS – žltá  ZnS – biela  MnS - ružová |
| **Navrhnite postup dôkazu katiónov s-prvkov plameňovou skúškou.** |
| Dôkaz s – prvkov sa robí plameňovou skúškou  – ide o dôkaz katiónov alkalických kovov alebo kovov alkalických zemín   * Využíva sa to v analytickej chémii na ich dôkaz * Katióny týchto kovov farbia plameň * Li+ farbí plameň na karmínovočerveno * Na+ –na žlto * K+ na fialovo-červeno * Ca2+ – tehlovočerveno * Ba2+ – zelenožlto * Sr2+ – karmínovočerveno   Zborovna.sk – portál pre učiteľov Zborovna.sk – portál pre učiteľov  Používa sa na to drôtik s očkom(oceľový) – vyčistí sa ponorením do HCl a opakovaným vyžíhaním v plameni kahana.  Takto vyčistený a vyžíhaný drôtik namočíme do solí alkalických kovov/kovov(**chloridy, dusičnany**) alkalických zemín vložíme do nesvietivej časti plameň a svietivá časť sa sfarbí. Podľa farby identifikujeme druh katiónu. |
| Popíšte aparatúru na laboratórnu výrobu kyslíka rozkladom peroxidu vodíka. Priebeh chemickej reakcie zapíšte chemickou rovnicou. Ako by ste previedli dôkaz prítomnosti kyslíka? |
| Kyslík je v bežných podmienkach bezfarebný plyn bez zápachu, ťažší ako vzduch  Zmes O:H 1:2 je výbušná   * nie je horľavý ale podporuje horenie – podmienka horenia * pre život nevyhnutný, vzniká fotosyntézou   Priemyselne sa pripravuje frakčnou destiláciou skvapalneného vzduchu alebo elektrolýzou vody.  **V laboratóriu sa kyslík pripravuje tepelným rozkladom peroxidu vodíka – katalyzátorom reakcie je burel (MnO2)**  **Pomôcky: s**kúmavka, drevená špajdla  **Potrebné chemikálie:** [peroxid vodíka](http://ilovechemistry.info/chemikalie/ajax/13) H2O2, [oxid manganičitý](http://ilovechemistry.info/chemikalie/ajax/54) MnO2  **Postup:** Do banky nalejte asi 50 ml peroxidu vodíka (zriedený) a pridajte asi špachtličku manganistanu (resp. oxidu manganičitého).  **Pozorovanie:**  Reakcia je silne exotermická  MnO2  2 H2O2 → O2 + 2H2O Dôkaz kyslíka: zasunutím tlejúcej špajdle do skúmavky, špajdla sa rozhorí + orosia sa steny skúmavky |
| **Navrhnite aparatúru na prípravu oxidu uhličitého z uhličitanu vápenatého. Napíšte rovnicu prebiehajúcej chemickej reakcie. S využitím dostupných pomôcok zrealizujte pokus na dôkaz prítomnosti CO2.** |
| CO2 doma vieme pripraviť reakciou sódy bikarbóny a octu  Vznikajúci CO2 ak nalejeme na horiacu sviečku, sviečka zhasne  Chemikálie:CaCO3, HCl (zriedená),   |  | | --- | | CaCO3 + 2HCl → CaCl2 + CO2 ↑ + H2O |   Aparatúra:  Oddeľovací lievik- tam nalejeme zriedenú HCl  Frakčná banka – tam dáme práškový CaCO3  Po prikvapkaní HCl vznikajúci CO2 zachytávame  v odmernom valci pod vodou – CO2 vytlačí vodu z valca  Vlastnosti CO2: -ťažší ako vzduch  -hasí plameň –je súčasťou hasiacich prístrojov,  - zavádzaním CO2 do vody vzniká slabá kyselina uhličitá H2CO3  -pri vyššej teplote – varením minerálky sa CO2 uvoľňuje  **Dôkaz prítomnosti CO2 – vo vydychovanom vzduchu – fúkaním cez slamku do roztoku vápenného mlieka:**  CO2+Ca(OH)2 → CaCO3+ H2O  roztok váp.mlieka sa zakalí na bielo |
| **Objasnite princíp hydrolýzy v prípade Na2CO3, KCl, NH4Cl a CH3COONH4. V akej oblasti predpokladáte pH týchto roztokov?** |
| Hydrolýza = protolytická reakcia iónov rozpustenej soli s vodou.  Soľ =látka zložená z katiónu kovu (alebo NH4+) a aniónu kyseliny (má časť z K a časť zo Z)  Kyslosť/zásaditosť vodných roztokov solí závisí od typu iónov, z ktorých je soľ zložená:  KCl - soľ silnej zásady (KOH) a silnej kyseliny (HCl)  POZOR! Hydrolýze nepodliehajú katióny silných zásad a anióny silných kyselín!  Riešenie:  Na2CO3 - zásadité pH – soľ silnej Z a slabej K  KCl – neutrálne pH - soľ silnej K a silnej Z  NH4Cl – kyslé pH – soľ slabej Z a silnej K  CH3COONH4 – neutrálne pH – soľ slabej K a slabej Z   1. **Vodný roztok SILNEJ K. a SILNEJ Z. - nepodlieha hydrolýze,**   pr. KCl KCl → K+ + Cl-  - pH roztoku KCl bude: \_\_neutrálny!!!!\_\_soľ silnej K a silnej Z\_\_\_\_  **2.Vodný roztok SLABEJ K. a SLABEJ Z. - nepodlieha hydrolýze,**  pr. CH3COONH4 (octan amónny) CH3COONH4 → CH3COO- + NH4+  - pH roztoku CH3COONH4 bude\_\_\_\_\_neutrálny!!!!!\_\_\_\_soľ slabej K a slabej Z\_\_\_\_\_\_\_  3. **Vodný roztok SILNEJ K. a SLABEJ Z.**  pr. NH4Cl NH4Cl → NH4+ + Cl-  NH4+ + H2O → H3O+ + NH3  Cl- + H2O → nehydrolyzuje  pH roztoku NH4NO3  bude: \_\_\_ kyslý\_\_\_\_\_\_  **Vodný roztok SLABEJ K. a SILNEJ Z.**  pr. Na2CO3 Na2CO3 → 2Na+ + 2CO3-2  2Na+ + H2O → nehydrolyzuje  CO3-2 + H2O → HCO3- + **OH-**  - pH roztoku Na2CO3 bude:\_\_\_zásaditý\_\_\_ |
| **s – prvky Charakterizujte s prvky, ich fyzikálne a chemické vlastnosti. Porovnajte vlastnosti s1 a s2 prvkov. Aké vlastnosti má spoločné a čím sa od alkalických kovov líši vodík? Uveďte výskyt s prvkov - Na, K, Mg, Ca v prírode a v zlúčeninách. Uveďte význam zlúčenín pre prax: NaCl, NaOH, CaO, Ca(OH)2, CaCO3.** |
| |  |  | | --- | --- | | **s1 – prvky – alkalické kovy (okrem H)** | **s2 prvky – kovy alkalických zemín** | | - majú **veľké** atómové polomery narastajú zhora dole (Li<Na<K<Rb....) | - majú **menšie** atómové polomery ako s1 prvky | | - sú to **kovy** veľmi mäkké, striebrobiele, dajú sa krájať nožom, striebrolesklé | - sú to kovy. ale tvrdšie ako alkalické kovy, striebrosivé, sú krehké – majú pevnejšiu kovovú väzbu | | - do väzby poskytujú svoj jediný valenčný elektrón | - majú dva valenčné elektróny, ktoré poskytujú do väzby – tie sa ťažšie odtrhnú z elektrónového obalu, a preto sú s2 prvky menej reaktívne ako s1 prvky | | - v zlúčeninách tvoria vždy katióny v oxidačnom čísle +1 majú vždy príponu –ný pr. sodný, draselný, lítny | - v zlúčeninách tvoria vždy katióny v oxidačnom čísle +2 majú vždy príponu – natý pr. vápenatý, horečnatý | | - sú veľmi reaktívne, najreaktívnejšie, preto vyskytujú sa v prírode vyskytujú iba v zlúčeninách | -sú reaktívne ale MENEJ REAKTÍVNE ako s1, vyskytujú sa iba v zlúčeninách - biogénne | | - pre vysokú reaktivitu sa uskladňujú v petroleji (nereaktívna =inertná sústava – oxidovali by sa vzdušným kyslíkom) | -uskladňujú sa v petroleji (nereaktívna =inertná sústava – oxidovali by sa vzdušným kyslíkom) | | – sú biogénne = nevyhnutné prvky(Na, K, Li) | - sú biogénne = nevyhnutné prvky (Ca, Mg) | | - reakcie s vodou sú búrlivé až výbušné,  2Na + 2H2O → 2NaOH + H2↑ (fenolftaleín spôsobí sfarbenie roztoku na ruž-fialovo) vznikne hydroxid a VODÍK !!! | -reakcie s vodou – menej búrlivé  Ca + 2H2O → Ca(OH)2 + H2↑  vznikne hydroxid a VODÍK !!! | | - majú malú hustotu (Li, Na, K majú menšiu hustotu ako voda – pohyb po hladine vody) | majú vyššiu hustotu ako s1 | | -sú silné redukovadlá | - sú **slabšie** redukovadlá ako s1 | | -tvoria silné zásady, najsilnejšou zásadou je CsOH | -tvoria silné zásady, ale slabšie ako s1 prvky | | -majú najnižšie hodnoty elektronegativity a ionizačnej energie IA | -majú vyššie hodnoty elektronegativity ako s1 a ionizačnej energie IA | | - majú nízku teplotu topenia - klesá od Li po Cs | - majú vyššiu teplotu topenia ako alkalické kovy |   Výskyt v prírode – pre svoju reaktívnosť sa VŽDY vyskytujú v zlúčeninách, najbohatší zdroj morská voda, minerálky,  Na - NaCl=halit, kuchynská soľ – soľné bane, more, NaNO3= čílsky liadok  K – KCl=sylvín, K2CO3 =potaš  Mg – CaCO3.MgCO3 dolomit, súčasť zeleného farbiva=chlorofylu Mg2+ v tvrdej vode  Ca - CaCO3.MgCO3 dolomit, CaCO3 =vápenec, v tvrdej vode  význam pre prax:  NaCl – chlorid sodný, soľ nad zlato, súčasť morskej vody, zdroj dôležitých iónov Na+ a Cl-  NaOH – hydroxid sodný, silná zásada, disociovaná vo vodnom roztoku na svoje ióny  CaO – pálené vápno, dezinfekcia, nátery, stavebníctvo, ENDOTERMICKÁ reakcia,   * pálenie prebieha vo vápenke 900-1000 °C CaCO3 → CaO +CO2   Ca(OH)2 – hasené vápno, dezinfekcia, nátery, stavebníctvo, EXOTERMICKÁ r. – teplo sa uvoľňuje – hasenie vápna  CaO + H2O →Ca(OH)2  CaCO3 – vápenec  Vodík je bezfarebný plyn, najľahší zo všetkých plynov, má najmenší atómový polomer, neradí sa k alkalickým kovom, výbušný súčasť H2O, vytvára dvojatómové zlúčeniny, najrozšírenejší vo vesmíre, má 3 izotopy  11H, 12H 13H (prócium, deutérium, trícium)  Molekulový vodík (H2) je nereaktívny- reaguje pri zvýšenej teplote, elementárny – veľmi reaktívny  Využitie vodíka: ako redukčné činidlo, výroba amoniaku, metanolu, ekologické palivo – alternatívny zdroj E |

\*ALUMINOTERMIA - metóda výroby kovov z ich oxidov redukciou hliníkom pri vysokých teplotách 3000-3500 °C (princíp vychádza zo silnej afinity hliníka ku kyslíku)

* prakt. využitie pri termitovom zváraní koľajníc

TERMIT= zmes Fe2O3 + prášk. Al (pomer 3:1)

- zapaľuje sa peroxidom bárnatým s Mg al. Al

- zapálená zmes žiari - zahreje sa na vysokú teplotu 3000-3500 °C

- Fe sa redukuje, zleje sa do súvislej vrstvy, nad ktorou je vrstva bieleho Al2O3

- vyrábajú sa takto kovy: Mo,V, Ni, Co,Si,Ti,Mn,Sn

Fe2O3 + 2Al °→ Al2O3 + Fe °

!!! Al - sám seba oxiduje 2Al° → -3é Al2 III  , Fe2 III → +3é 2Fe° REDUKUJE!