Otázka: Redoxní děje

Předmět: Chemie

Přidal(a): Tereza

Chemická reakce – acidobazické a redoxní reakce, základní typy reakcí v organické chemii

- *podstata chemického děje*
  - děj, při nemž se za vhodných věnjších podmínek přeměnují reaktanty na produkty
  - reaktant = výchozí látka, která vstupuje do chem,reakce
  - produkt = nově vzniklá látka, vystupuje z chemické reakce
  - A + B → C + D

- *acidobazické děje*
  - děje, které probíhají mezi kyselinami a zásadami
  - Bronstedo teorie:
    - kyselina je látka schopná odštěpovat proton (poskytuje ho jiné látce), jeho uvolněním se z ní stane zásada
    - zásada je látka schopná příjmat proton, jeho přijetím se z ní stane kyselina
    - konjugovaný pár tvoří vždy dvojice kyselina – zásada lišící se o proton, při protolytických reakcích spolu vždy navzájem reaguje kyselina jednoho konjugovaného páru se zásadou druhého konjugovaného páru
  - autoprotolýza:
    - reakce, která probíhá mezi dvěma molekulami rozpouštědla, z nichž jedna raeguje jako kyselina a druhá jako zásada
  - iontový součin vody:
    - voda je mfoterní látka → může příjmat a odevzdávat proton (kyselina i zásada), její disociací vzniká oxoniový kationt H_3O^+ a hydroxylový aniont OH^-
    - disociace vody se nazývá autoprotolýza vody 2 $H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

    - iontový součin vody: z rovnovážné konstanty autoprotolýzy vody můžeme odvodit iontový součin vody
- redoxní děj – reakce, při které se mění oxidační čísla atomů, tvořena dvěma poloreakcemi probíhajícími současně → oxidace a redukce
    - rekace, při níchž dochází k přenosu elektronů mezi reakčními složkami
    - oxidace = oxidační číslo se snižuje
    - redukce = oxidační číslo se zvyšuje
    - oxidační číslo – definuje součet pozitivních a negativních nábojů v atomu, peřímo udává počet přijatých nebo odevzdaných elektronů, smysl má pouze tehdy účastní-li se astom iontové polární vazby
        - přijímá elektrony → záporné číslo – aninon
        - odevzdává elektrony ->kladné číslo – kation
    - oxidační činidlo – látka, která způsobuje oxidaci jiné látky a sama se redukuje, je akceptorem elektronů (elektronegativní nekovy: F_2, O_2, Cl_2, Br_2; některé kationty přechodných kovů: Au^{3+}, Ag^{+}, Fe^{3}; anionty kyslíkatých kyselin: MnO_4^-,ClO_4^-; oxidy prvký s vyššími oxidačními čísly a peroxidy: MnO_2, PbO_2, H_2O_2)
    - redukční čičnidlo – látka, která způsobuje redukci jiné látky a sama se oxiduje, je donorem elektronů (málo elektronegativní prvky: I.-III.A skupiny; ionty kovů s nízkým oxidačním číslem: Cr_2^+, Sn_2^+; iontové hydridy, oxidy s nízkým oxidačním číslem: LiH, NaH, CO)
- elektrochemická řada napětí kovů:
    - Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Au
    - klesá schopnost uvolňovat elektrony-> klesá reaktivita, klesá schopnost být redukčním činidlem
- *redoxní děje v chemických výrobách*
    - elektrolýza – působení stejnosměrného el.proudu na elektrolyt (roztok nebo tavenina iontové sloučeniny, která díky volným elektronům vede el.proud)
        - výroba Na:
            - elektrolýza taveniny NaCl
                - katoda – Fe : probíhá redukce $2\ Na^+ + 2e^- \rightarrow 2\ Na$
                - anoda – C : probíhá oxidace $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$
        - výroba Al :
            - elektrolýza taveniny Al_2O_3 (bauxit, pro snížení teploty tání se přidává kryolit $Na_3[AlF_6]$) při cca 950°C
            - katoda – grafitové dno nádoby : $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
            - anoda – grafitové tyče : $2\ O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e^-$

- výroba NaOH :
    - elektrolýza vodného roztoku NaCl, dva způsoby :
        - diafragmový způsob :
            - katoda i anoda – železná, anodový a katodový prostor oddělen tzv. diafragmou, která zamezuje reakci chloru a vodíku, ale umožňuje proudění proudu
            - katoda : $2\ H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + H_2O$
            - anoda : $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$
            - ionty Na^+ a OH^- zůstávají v roztoku
            - celkově : $2\ NaCl + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + Cl_2 + H_2$
        - amalgamový způsob :
            - novější, katoda je rtuťová
            - katoda – vrstva Hg na dně : redukce Na^+, vznik amalgamu (slitiny rtuti a sodíku)
            - anoda – grafitové tyče : obdobně jako a) – vylučuje se chlor
            - v odděleném prostoru (rozkladném žlabu) amalgam (resp. sodík v něm) reaguje s vodou :$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow H_2 + 2\ NaOH$
    - *základní typy reakcí v organické chemii*
        - homolýza – kovaletní vazba tvořená atomy se stejnou elektronegativitouštěpí symetricky tak, že každá ze vzniklých částic si nechá jeden elektron a vytvoří se radikály
        - heteroláza – je opakem homolýzy, vazba se štěpí nesymetricky, vázané částice mají velký rozdíl elektronegativit, elektronegativnější částice se ponechá celý elektronový pár z vazby a vznikají ionty
        - činidla: substrát – nejsložitější reaktant, jehož přemena nás zajímá; atakující činidlo – látka, jejíž interakcí se substrátem je přeměna umožněna
        - adice – reakce, při níž se na organicou sloučeninu nesoucí násobnou vazbu adují(přidávají) molekuly jiné látky (vody, halogenovodíků) a násobná vazba zaniká
            - elektrofilní adice – elektrofilní činidlo (činidlo s elektronovým deficitem) reaguje s pí-elektrony násobných vazeb
            - nukleofilní adice – nukleofilní činidlo (obsahuje nevazebný elektronový pár) se aduje na uhlík ve vazbě nesoucí částečný kladný náboj, reakce je typická pro karbonylové sloučeniny
        - eliminace – reakce, při níž dochází k odštěpení jednoduché anorganické sloučeniny a současně se tvoří násobná vazba
            - dehydratace = oštěpuje se molekula vody, dehydrogenace = odštěpuje se molekula vodíku

- substituce – reakce, při níž je atom nebo skupina atomů zaměněna za jiný atom nebo skupinu atomů, násobnost vazby se nemění
    - radíkálová substituce – sloučeniny s nepolárními kovalentními vazbami (alkany), homolytické štěpení → radikály (velmi reaktivní částice s nepárovým elektronem), chlorace
    - elektorfilní substituce – aromatické uhlovodíky, reagují s elektrofilním činidlem (vzniká během reakce), nitrace arenů
    - nukleofilni substituce – nukleofilní činidlo reaguje s uhlíkovým atomem a částečně s kladným nábojem, typické pro alkylhalogeny
- přesmyk – izomerační reakce, dochází k přeskupení atomů uvnitř molekuly

kovy jsou seřazeny podle stoupajících hodnot standardních elektrodových potenciálů

standardní elektrodový (redoxní) potenciál – ($E^0_{ox/red}$) charakterizuje snahu částic (ve standardním stavu) přijímat nebo odevzdávat elektrony, je dán rovnovážným napětím galvanického článku, sestaveného z elektrody příslušného kovu a tzv. standardní vodíkové elektrody (která má definovanou hodnotu potenciálu nulovou)

kovy stojící v řadě nalevo od vodíku se nazývají neušlechtilé kovy, kovy stojící napravo jsou ušlechtilé kovy

oxidační (redukční) vlastnosti prvků rostou (klesají) zleva doprava

prvek stojící v řadě vlevo působí jako redukční činidlo na prvky stojící od něj napravo

to se projevuje tím, že kovy v řadě více vpravo mohou vytěsnit kovy od nich nalevo z roztoků jejich solí

neušlechtilé kovy mají $E^0 < 0$, snadno tvoří kationty, např. E^0 (Na^+/Na) = -2,713 V

ušlechtilé kovy mají $E^0 > 0$, např. E^0 (Au^{3+}/Au) = 1,420 V

pouze kovy, které jsou od vodíku nalevo, jsou schopny jej vytěsnit s kyselin

průběžně zleva doprava klesá reaktivita kovů vůči vodě a kyselinám : po vápník reagují s vodou za studena za vzniku vodíku a příslušného hydroxidu, až po železo reagují s vodní parou na

vodík a oxid, s neoxidujícími kyselinami reagují všechny neušlechtilé kovy na vodík a sůl

ušlechtilé kovy reagují pouze s kyselinami se silnými oxidačními účinky (např. Cu, Ag – s HNO_3 nebo H_2SO_4 za horka, Hg, Au – reagují až s lučavkou královskou)

Příklady zákonitostí :

- 2 Na + 2 H_2O -> H_2 + 2 NaOH (Na vytěsnil (vyredukoval) vodík)
- Fe + $CuSO_4$ -> Cu + $FeSO_4$ (železo vyredukovalo měď z její soli)

1. Redoxní děje – maturitní otázka (2)
2. Elektrochemie – maturitní otázka z chemie
3. Chemická reakce