Otázka: Redoxní děje

Předmět: Chemie

Přidal(a): lenno

Redoxní reakce = reakce při které dochází k přenosu e^-, skládá se z oxidace a redukce

- **Oxidace:** částice odevzdává e^-, zvyšuje se ox. číslo, **$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$**
- **Redukce:** částice přijímá e^-, snižuje se ox. číslo, **$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$**
- **Oxidační činidlo** = částice která přijímá e^-, oxiduje jinou látku a sama se redukuje (O_2, manganistany, dichromany, Cl, H_2O_2)

Redukční činidlo = částice která odevzdává e^-, redukuje jinou látku a sama se oxiduje (H, Al, Zn, Mg, C, CO, SO_2, SO_2^{-2})

- Redoxní vlastnosti závisí na podmínkách

Konjugovaný redox-pár = dvojice částic lišící se počtem e^-

Bilance e^- (rovnice oxidace a redukce)

- **$2Mg + O_2 \leftrightarrow 2Mg^{2+} + 2O^{2-}$**

Disproporcionace = redoxní děj, část atomů prvku se oxiduje, jiná redukuje, **$2H_2O^{-I}_2 \leftrightarrow H_2O^{-II} + O_2$**

Elektrochemie

- fyzikální chemie zabývající se studiem dějů s nabitými částicemi

Elektroda = elektrochemická soustava složená z elektrolytu a el. vodivé látky s volnými e^- (kovy), stříbrná elektroda: stříbro + elektrolyt s Ag^+ ($AgNO_3$) a H_3O^+ (silné kyseliny jsou silnými elektrolyty)

- Na její polaritu mají vliv redoxní děje, které na ní probíhají
- Oxidace → anoda
- Redukce → katoda

Elektrolytická dvojvrstva: kovy v roztoku své vlastní soli přechází na kationty → uvolnění e^- → přitahovány kationty → atomy kovu → opakování

Elektrodový potenciál [E] = V: rovnovážné napětí dané elektrody, závisí na teplotě, materiálu a koncentraci elektrolytu

Elektrochemický článek = soustava 2 elektrod, např. Daniellův článek (Zn, Cu)

Napětí článku: rozdíl E obou elektrod

Standartní vodíková elektroda = elektroda s nulovým napětím

Elektrochemická řada napětí kovů (Beketova) = posloupnost kovů od nejsnadněji tvořícího kation (nejnižší hodnota E), nižší E →snadno tvoří kation, silné redukční činidlo

Vyšší E → hůře tvoří kationty, slabé redukční činidlo

Čím silnější redukční činidlo tím slabší konjugované oxidační činidlo a naopak

Neušlechtilé kovy: záporné E, v přírodě vázané, schopnost vytěsnit H z kyselin

Ušlechtilé kovy: kladné E, v přírodě ryzí i vázané, reakce pouze s kyselinami, které mají oxidační účinky → sůl, H_2O, oxid kyselinotvorného prvku (záleží na koncentraci kyseliny):

- **$Cu + HNO_3$**(zředěná) **→ $Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO$**
- **$Cu + HNO_3$**(koncentrovaná) **→ $Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO_2$**
- S kyselinami nereagují platinové kovy a zlato

Galvanické články

- = přenosné zdroje el. proudu
- **a) primární:**
  - baterie
  - nedají se znovu nabít (nevratná redoxní reakce)
  - lze zapojit více článků → větší napětí
  - Leclancheův článek:
    - Anoda **$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$**
    - Katoda **$2MnO_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2MnO(OH) + 2OH^-$**
    - Elektrolyt **$Zn^{2+} + 2NH_3 + 2Cl^- + 2OH^- \rightarrow H_2O + [Zn(NH_3)_2]Cl_2$** – pevná, nevratný děj
    - **$Zn + 2MnO_2 + 2NH_4Cl \rightarrow 2MnO(OH) + [Zn(NH_3)_2]Cl_2$**
- **b) sekundární:** akumulátory (olověný), opakované nabíjení

Elektrochemická koroze

- = samovolný elektrochemický děj (další samovolné: hoření)
- Soubor procesů, které mění vlastnosti materiálů vlivem vnějšího prostředí (O_2, CO_2, vlhkost…)
- Surové Fe obsahuje příměsi – C , styk s elektrolytem (déšť) → uvolnění Fe^{2+} do roztoku = oxidace → lokální anoda
  - $OH^- + Fe^{2+} \rightarrow Fe(OH)_2$

- Oxidace: **$4Fe(OH)_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O + 4FeO(OH)$**) – rez

Ochrana kovových předmětů proti korozi:

- Nekovové povlaky (suřík)
- Pasivace = zesílení vrstvy oxidu
- Pokrytí nerozpustnou sloučeninou (fosfatizace – $Fe(PO_3)_2$)
- Galvanické pokovování (potažení jiným kovem)
  - Ušlechtilejším (pocínování, pochromování)
  - Neušlechtilejším (pozinkování)

Elektrolýza

Nesamovolný elektrochemický děj probíhající na elektrodách působením stejnosměrného el. proudu v roztocích / taveninách (elektrolyzér), v galvanickém článku probíhá obráceně

Elektrody: nevodivý nereaktivní materiál (grafit, platina)

Pravidla elektrolýzy:

- kationty elektropozitivních kovů se vylučují na elektrodě po vodíku
- halogenidové anionty se vylučují na elektrodě před kyslíkem ve formě halogenu
- ostatní anionty se vylučují po kyslíku

Využití elektrolýzy:

- galvanické pokovování (Na^+ na Fe – katoda)
- Výroba elektropozitivních kovů (Na, Al)
- Solanka → H_2, Cl_2, NaOH, Na, NaClO, $NaClO_3$
- Rafinace (přečištění) surových kovů
- Polarografie (koncentrace kovových iontů, elektrody Hg)

1. Elektrochemie – maturitní otázka z chemie
2. Redoxní děje – maturitní otázka
3. Instrumentální analýza – elektrochemické metody