

1/10 Chemický děj, kinetika, klasifikace reakcí, kyseliny a zásady, pH

Chemická změna a děj, reakce, rovnice

- chemická změna: děj, při kterém dochází k přeměně látek, ke změně složení a struktury (po vzájemném působení dvou nebo více látek nebo působením energie - světla, tepla); může se měnit skupenství, barva..., ale !!! samotná změna struktury (skupenství) není chemickou reakcí (chemickou změnou); např. přeměna vody na páru nebo rozpouštění soli ve vodě jsou „jen“ chemické děje, ale ne chemické změny a reakce
- chemický děj: proces, při kterém dochází ke změnám chemických vazeb částic látek
- chemická reakce: nejčastější případ chemického děje (štěpí se vazby u reaktantů, vznikají vazby u produktů)
- chemická rovnice: zápis chemické reakce - vyjadřuje reaktanty a produkty, stechiometrické koeficienty + další údaje (teplota, tlak, katalyzátor, skupenství, energie), platí zde zákon zachování energie a hmotnosti (reaktanty R - látky, které vstupují do reakce, produkty P - látky, které při reakci vznikají)

Chemická kinetika, rovnovážný stav

- studuje rychlost chemických reakcí a její závislost na reakčních podmínkách; aby reakce proběhla musí se částice vzájemně a vhodně srazit a energie musí narušit původní vazbu částice
- faktory ovlivňující průběh a rychlost reakce: 1. druh látky a její schopnost slučovat se, 2. koncentrace látky (čím vyšší, tím většinou reakce rychlejší), 3. velikost povrchu reagujících látek a rozptýlení částic reaktantů (Zn v granulích reaguje s HNO_3 pomaleji než Zn práškový, rychle probíhá reakce plyných látek a iontových sloučenin), 4. teplota a tlak (vyšší kinetická energie částic a větší pravděpodobnost srážky), 5. přítomnost katalyzátorů nebo inhibitorů (katalyzátor zvyšuje rychlost reakce, inhibitor snižuje; po reakci nezměněny, nespotebovány; mají specifický účinek - ovlivňují jen některé reakce; např. biokatalyzátory enzymy, hormony, vitamíny)
- názor z minulosti: „každá reakce probíhá jedním směrem tak dlouho, dokud se reaktanty úplně nepřemění na produkty“; to platí jen u nepatrného množství reakcí - např. u hoření $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; většina reakcí probíhá obousměrně (\rightarrow i \leftarrow), P spolu reagují, vznikají opět původní R... až se postupně ustaví *rovnováha* (rychlost reakce \rightarrow = rychlost reakce \leftarrow); rovnováha je ale dynamická a změnou veličin lze průběh reakce ovlivnit

Klasifikace reakcí, reakční mechanismus

- dělení reakcí: 1. podle průběhu (jednosměrné, vratné), 2. podle výměny tepla (exotermické s uvolněním tepla, endotermické s nutností tepla dodat), 3. podle mechanismu (redoxní reakce se změnou oxidačního čísla a neutralizace, srážecí reakce, komplexotvorné reakce bez změny oxidačního čísla), 4. s průběhem ve vodných roztocích - protolytické s výměnou protonů (disociace/ionizace se štěpením látek na ionty); autoprotolýza - vzájemná reakce dvou molekul téhož rozpouštědla s amfoterním charakterem, kdy jedna molekula se chová jako kyselina a druhá jako zásada; neutralizace - reakce kyseliny se zásadou, vzniká sůl a voda), 5. podle produktu (vyučovací s produktem ve formě sraženiny nebo plynu, komplexotvorné: se vznikem komplexně-koordinačních sloučenin)
- reakční mechanismus: podrobný popis všech změn (dílčích reakcí) u atomů, molekul, iontů při přeměně R na P

Kyseliny a zásady a jejich síla, pH, indikátory

- kyselina je látka, která odštěpuje proton, je dárce (donorem) protonu (nejběžnější kyseliny: H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S , HCl , NH_4^+ , H_3O^+ ...); kyseliny mají různou sílu - čím snadněji kyselina předá proton zásadě, tím je silnější
- zásada je látka, která proton váže a je příjemcem (akceptorem) protonu (nejběžnější zásady: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , Cl^- , NH_3 ...); silná zásada je ta, která snadno přijme proton od kyseliny; některé ionty mají amfoterní charakter - podle podmínek se mohou chovat buď jako kyseliny nebo jako zásady (HSO_4^- , HCO_3^- , HS^- , H_2O ...); pojem „*kyselina*“ a „*zásada*“ označuje *činnost* látky při reakci (látka proton odštěpí, když ho jiná látka přijme)
- sílu kyseliny lze určit i podle vzorce: velmi slabé kyseliny mají stejný počet vodíků a kyslíků a obecný vzorec H_xRO_x (např. HClO , H_3BO_3 , H_4SiO_4), slabé kyseliny mají obecný vzorec $\text{H}_x\text{RO}_{x+1}$ (např. H_2CO_3 , H_3PO_4 , HNO_2) - čím je v kyselině více kyslíků než vodíků, tím je silnější; silné kyseliny - $\text{H}_x\text{RO}_{x+2}$ (např. H_2SO_4 , HNO_3), velmi silné kyseliny - $\text{H}_x\text{RO}_{x+3}$ (např. HMnO_4), nejsilnější kyseliny - halogenovodíkové (HF , HCl)
- vodíkový exponent p_H (p_H = záporný logaritmus koncentrace H_3O^+ iontů v roztoku; dříve H^+ iontů $\Rightarrow p_H$ pondus Hydrogencii = síla vodíku; $p_H = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$; $p_H \in (0; 7) \Rightarrow$ roztok kyselý; $p_H = 7 \Rightarrow$ roztok neutrální; $p_H \in (7; 14) \Rightarrow$ roztok zásaditý (s klesajícím p_H stoupá kyselost, se stoupajícím p_H stoupá zásaditost)
- acidobazické indikátory: určují p_H roztoku (kyselost, neutralitu, zásaditost) podle zabarvení, které se v závislosti na p_H mění - např. fenolftalein je v kyselém (a neutrálním) bezbarvý, v zásaditém fialový; lakmus v kyselém červený, v zásaditém modrý (přesně lze p_H stanovit měřicími přístroji - tzv. p_H -metry)

Úkol

- 1) Určete o jaký roztok jde, je-li p_H 6, 7, 8.
- 2) Jak silná/slabá je kyselina HBO_2 , H_2SO_3 je slabá, HClO_4 ?
- 3) Zopakujte názvy a značky aktinoidů (Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr).

Řešení