

KONZERVÁTORSKÉ PRAKTIKUM č. 1

Jméno:		Hodnocení:
Název studia:		
Datum:	Počet listů:	Datum: Podpis:

NÁZEV:

1. Chemické výpočty
2. Měření pH

1. Chemické výpočty

V praxi se určitě setkáte s návody ...abychom uměli vypočítat to složení

Roztok je homogenní směs složená ze dvou (nebo několika) látek. Zastoupení jednotlivých složek v roztoku označujeme jako **koncentrace roztoku**.

Koncentraci roztoku udává nejčastěji:

1. Hmotnostní zlomek (hmotnostní procentová koncentrace)
Vyjadřuje se nejčastěji v procentech a udává tedy počet gramů rozpuštěné látky ve 100 g roztoku
2. Objemový zlomek (objemová procentní koncentrace)
Vyjadřuje se nejčastěji v procentech a udává tedy počet dm^3 rozpuštěné látky ve 100 dm^3 roztoku
3. Hmotnostní koncentrace $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$
4. Molární koncentrace $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ MOLARITA

- Základní veličiny

Relativní molekulová hmotnost $M_r(Y)$ je opět dana poměrem hmotnosti molekuly Y a atomové hmotnosti jednotky:

$$M_r(Y) = m(Y)/m_u \quad \dots\dots\dots \text{Molární hmotnost!!!}$$

Látkové množství n –

Látkové množství umožňuje vyjadřovat množství látky pomocí počtu částic. Jednotkou je mol. Jeden **mol** je látkové množství vzorku, který obsahuje tolik částic (atomů, molekul, iontů - je třeba uvést), kolik atomů je obsaženo ve vzorku nuklidu ^{12}C , jehož hmotnost je přesně 12 g.

Uzce spojeno s

Molární hmotnost M

Základní jednotkou molární hmotnosti v soustavě SI je $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$. Často používáme dílčí jednotku $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Molární hmotnost vyjadřuje hmotnost látkového množství 1 molu dane látky (elementárních částic) a je definována podílem hmotnosti m a látkového množství n této látky:

$$M = m/n \quad \dots \text{příklad u vody ...}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 16 + 1 \cdot 2 = 18 \text{ g/mol}$$

Hustota ρ

Hustota vyjadřuje hmotnost objemu 1 m^3 látky v kg. Je definován podílem

hmotnosti m dane látky a jejího objemu V :

$$\rho = m/V$$

- Příprava roztoků (křížové pravidlo, směšovací rovnice, látkové množství – molární koncentrace)

Ředění a směšování roztoků Při řešení těchto příkladů používáme nejčastěji metod:

1. Směšovací rovnice
2. Křížové pravidlo
3. Úvaha, trojčlenka

Směšovací rovnice

Smísíme-li roztoky o hmotnostech m_1, m_2 s hmotnostními zlomky w_1, w_2 , vznikne roztok s hmot.zlomkem w_3 , pro který platí:

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w_3$$

$$m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2 = (m_1 + m_2) \cdot c_3$$

Vypočtete koncentraci roztoku chloridu sodného, který vznikne smísením 60 g 3M roztoku NaCl a 20 g 8M roztoku NaCl.

$$\begin{aligned} & \text{Dosadíme do směšovací rovnice:} \\ = & 60 \cdot 3 + 20 \cdot 8 = (60 + 20) \cdot c_3 \text{ a dostáváme:} \\ & c_3 = 340 / 80 = 4,25 \text{ M} \\ & \text{Výsledek: Vznikne 4,25M roztok NaCl.} \end{aligned}$$

Křížové pravidlo vznikne ze směšovacích rovnic a udává mechanický způsob výpočtu.

$$\begin{array}{ccc} w_1 & & w_3 - w_2 \\ & \diagdown & / \\ & w_3 & \\ & / & \diagdown \\ w_2 & & w_1 - w_3 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} c_1 & & c_3 - c_2 \\ & \diagdown & / \\ & c_3 & \\ & / & \diagdown \\ c_2 & & c_1 - c_3 \end{array}$$

$$m_1 : m_2 = w_3 - w_2 : w_1 - w_3 \quad V_1 : V_2 = c_3 - c_2 : c_1 - c_3$$

$$\begin{array}{ccc} 3 & & 8 - x \\ & \diagdown & / \\ & x & \\ & / & \diagdown \\ 8 & & x - 3 \end{array}$$

$$6 : 2 = 8 - x : x - 3$$

Odsud dostáváme:

$$3 \cdot (x - 3) = 8 - x$$

$$4x = 17$$

$$x = 4,25$$

Výsledek: Vznikne 4,25M roztok NaCl.

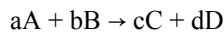
- Stechiometrické rovnice (acidobazické reakce, oxidačně-redukční reakce)

Chemické rovnice nejen specifikují reaktanty a produkty při zapisování chemické reakce, ale podávají zároveň informace o vztazích mezi látkovým množstvím reagujících látek. Tuto informaci lze získat pouze ze správně vyčíslené chemické

rovnice. Při přípravě chemických látek v laboratoři i v chemickém průmyslu jsou výpočty z chemických rovnic (stechiometrické výpočty – stochiometrické koeficienty) otázkou zásadního významu.

- Je nutné umět vypočítat množství vychozích látek potřebných k tomu, aby reakce proběhly beze zbytku a nedocházelo ke zbytečným ztrátám

- Je důležité vypočítat množství vznikajících produktů z daného množství reaktantů

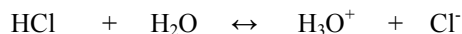
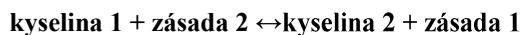


$$a : b : c : d = n(A) : n(B) : n(C) : n(D)$$

- sestavení a vyčíslení chemické rovnice

Acidobazické reakce a jejich využití v odměrné analýze (titrace)

- Tyto reakce také nazýváme protolytické či neutralizační
- Protolyt účastníci se acidobazické reakce je elektrolyt schopný odštěpit nebo vázat proton
- **Kyselinami** jsou jakékoliv molekuly či ionty odštěpující proton
- **Zásadami** jsou látky schopné proton přijímat
- Uvedené definice jsou základem **Brönstedovy teorie** (1923)
- Brönstedova teorie má obecnou platnost i pro nevodná rozpouštědla
- Brönstedova teorie nahradila dřívější teorii kyselin a zásad podle Arrhenia
- Existují i jiné teorie kyselin a zásad, například teorie Lewisova
- Každá kyselina je se svou zásadou svázána ve dvojici, která se nazývá **konjugovaný pár**



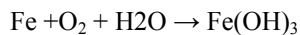
oxidačně-redukční reakce (redox)

Redoxní reakce (nebo oxidačně-redukční reakce) jsou chemické reakce, při kterých se mění oxidační čísla atomů. Každá redoxní reakce je tvořena dvěma poloreakcemi, které probíhají současně. Tyto dvě poloreakce jsou oxidace a redukce. Při oxidaci se oxidační číslo atomu zvyšuje, atom tedy ztrácí elektrony, při redukci se oxidační číslo snižuje, atom tedy elektrony přijímá.

V přírodě se často setkáváme s hořením a korozí.

Koroze železa:

Na levou stranu rovnice napíšeme vzorce výchozích látek, na pravou stranu vzorce produktů, ve vzorcích vyznačíme oxidační čísla atomů.

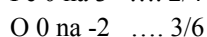
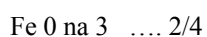


Zjistíme, u kterých atomů dochází při reakci ke změně oxidačního čísla. Jsou to atomy železa, které se oxidují a atomy

síry, které se redukují.

Má-li zůstat zachován součet oxidačních čísel v. ech atomů, musí být poměr mezi počty redukovaných a oxidovaných atomů

obrácený vzhledem k poměru absolutních hodnot změn jejich oxidačních čísel,



Poměr 1:5 byl roz. ířen na 2:10, proto.e jak v molekulách peroxidu vodíku, tak v molekulách elementárního kyslíku, je po dvou atomech kyslíku - tedy počet atomů kyslíku, které vstupují do dané reakce a u nich. se mění oxidační číslo, musí být sudý.

Příklady:

1. Kolik gramů vody je třeba, aby z 16 g KMnO_4 byl připraven 2%ní roztok této soli?
2. Kolik ml 36%ní HCl ($\rho = 1,1789 \text{ g/ml}$) a kolik ml vody je třeba k přípravě 1 litru 10%ní HCl ($\rho = 1,0474 \text{ g/ml}$) ?
3. Kolik gramů 30%ní HNO_3 je třeba na přípravu 500 ml jejího 0,5 M roztoku?
4. Vypočítejte molární koncentraci 180 cm^3 roztoku, který obsahuje 11,476 g KOH. $M_{(\text{KOH})} = 56,1$
5. Při moření oceli kyselinou sírovou probíhá m.j. reakce $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Vypočítejte kolik kg H_2SO_4 (100%ní) je třeba na 50 g FeO ?
6. Vypočítejte stechiometrické koeficienty v rovnici redukce oxidu měďnatého amoniakem, při níž vzniká měď, dusík a voda.

2. Měření pH

- Základní chemické a fyzikální vlastnosti vody, tvrdá – měkká voda
- voda, H_2O , je na Zemi nejrozšířenější sloučeninou kyslíku
- **fyzikální a chemické vlastnosti** vody vyplývají ze struktury jejich molekul, z povah vazeb mezi atomy kyslíku a vodíku a z přítomnosti volných elektronových párů na atomu kyslíku

- elektronové poměry v molekule vody :

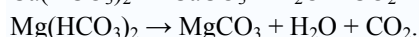
Voda

- tvar – lomená molekula, úhel H-O-H 104°30' (v důsledku repulze elektronových párů)
- vazba O – H polární
- molekula polární

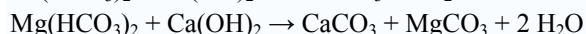
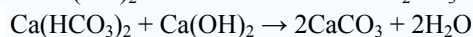
Tvrdość vody

Veličnā nejčastěji udávající **koncentraci kationtů** vápníku a hořčíku ve vodě. Definice tvrdosti vody je však nejednotná, někdy se tak označuje koncentrace dvojmocných kationtů vápníku, hořčíku, stroncia a barya, nebo všech kationtů s nábojem větším než jedna. Vzhledem k této nejednotnosti se moderní hydrochemie termínu tvrdost vody snaží vyhýbat. V praxi mnoha oborů, například akvaristiky, se však pojem tvrdost vody stále často užívá.

Celkovou tvrdost můžeme rozdělit na přechodnou, tj. uhličitánovou a na stálou. Přechodnou (karbonátovou) tvrdost vody způsobují rozpustné hydrogenuhličitany a to především hydrogenuhličitan vápenatý $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ a hydrogenuhličitan hořečnatý $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; tuto tvrdost vody lze odstranit převařením – dekarbonizací:

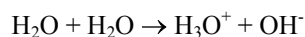


Vařením se však nezbavíme tvrdosti trvalé (nekarbonátové), za kterou jsou odpovědné především sírany, a to síran vápenatý CaSO_4 a síran hořečnatý MgSO_4 . K jejich odstranění používáme srážení působením hydroxidu vápenatého $\text{Ca}(\text{OH})_2$ a uhličitanu sodného Na_2CO_3 :



b) autoprotolýza vody, iontový součin vody, pH roztoků

- i naprosto čistá voda nepatrně vede elektrický proud – je elektrolytem, což ukazuje na existenci iontů
- důvodem je vznik iontů H_3O^+ a OH^- při disociaci vody – tzv. autoprotolýze
- autoprotolýza – reakce, při níž se látka chová amfoterně – jako kyselina i zásada, ze dvou částic dané látky vzniká nová kyselina a zásada :



- rovnovážná konstanta :
$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$
- zahrnutím jmenovatele tohoto zlomku do konstanty vzniká tzv. iontový součin vody K_v , můžeme vynásobit $[\text{H}_2\text{O}]^2$, protože j⁻na jednu disociovanou molekulu H_2O připada 555 milionu nedisociovaných, jedna se tedy o konstantu

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$$

- jeho hodnota závisí na teplotě, při teplotě 25°C $K_v = 1,2 \cdot 10^{-14}$, při běžných výpočtech se užívá hodnota 10^{-14}
- autoprotolýze tedy podléhá jen velmi málo molekul (asi 1 z 50-ti milionů)
- poměr kationtů a aniontů v čisté vodě je 1 : 1
- hodnota součinu koncentrací H_3O^+ a OH^- je za dané teploty ve všech vodných roztocích stejná
- z toho vyplývá pro čistou vodu :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_v^{1/2} = 10^{-7}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

- podle koncentrace oxoniových iontů (popř. hydroxidových) určujeme reakci roztoků (rozlišujeme je na kyselá, neutrální a zásaditá)

pH protože se koncentrace H_3O^+ (oxoniové kationty) OH^- (hydroxidové)

- k vyjádření koncentrace H_3O^+ se používá stupnice pH, kterou vytvořil Sørensen :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (\text{záporný dekadický logaritmus koncentrace oxoniových kationtů v roztoku})$$

- je možno počítat s koncentracemi (problém nastává u koncentrovaných roztoků, kde již výpočty nemusí být dostatečně přesné).
- stupnice pH sahá od 0 do 14, kde 0 znamená jednotkovou koncentraci oxoniových kationtů (kyselé prostředí), zatímco 14 značí koncentraci blízkou 10^{-14} (zásadité prostředí), neutrální pH je na hodnotě 7, kdy je koncentrace oxoniových kationtů a tedy i hydroxidových aniontů rovna 10^{-7}
- Roztoky tak můžeme obecně rozdělit na kyselé a zásadité..... podle pH

Měření pH

Pro hrubou orientaci o kyselosti měřeného roztoku se k měření pH používá **lakmusový papírek**, což je proužek papíru napuštěný lakmusem. Poněkud přesnější údaj o kyselosti měřeného roztoku poskytuje **univerzální indikátorový papírek**, jehož zbarvení se mění s pH měřeného roztoku od (barevnou škálu vystihuje vedlejší tabulka hodnot pH běžně se vyskytujících roztoků).

Instrumentální metody měření pH

Pro přesná měření hodnot pH vodných roztoků se v současné době používá prakticky výlučně potenciometrie s využitím skleněné elektrody jako měrného členu. Podstatou uvedené metody je velmi přesné měření elektrického potenciálu mezi měrnou (skleněnou) a referenční elektrodou.

Kyselost měřeného roztoku určuje elektrický potenciál měrné skleněné elektrody. Základní část skleněné elektrody tvoří tenkostěnná miniaturní baňka ze speciálního skla. Vnitřní objem baňky je naplněn pufrům, tedy roztokem o konstantním pH. Vnější povrch baňky je ve styku s měřeným roztokem a rovnováha mezi hydroxoniovými ionty ve zkoumaném roztoku a ionty v povrchu skla způsobují změnu elektrického potenciálu elektrody.

Komerčně dodávané přístroje - **pH-metry** současně převádějí měřené napětí mezi elektrodami přímo na hodnotu pH, kterou zobrazují digitálně na displeji.

Dotykové elektrody,

přenosné pH metry pro měření v terénu

Jaké jsou způsoby čištění vody, používané v konzervátorské laboratoři

Většinou postačí demineralizovaná, destilovaná voda, případně převařená.

Příklad 1

Vypočítejte pH roztoku hydroxidu draselného o koncentraci $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Příklad 2

Jaká je koncentrace roztoku kyseliny sírové o $\text{pH} = 1,4$?

Příklad 3

Jaké je pH roztoku H_2SO_4 o koncentraci $c = 0,01 \text{ mol/l}$?

Příklad 4

Jaká je koncentrace roztoku hydroxidu barnatého o $\text{pH} = 13$?

1.

Znamé množství testovaného materiálu (např. různé druhy dřeva) je ponořeno na určitou dobu do daného objemu připravené vody. pH vzniklého extraktu je proměřeno pomocí indikátorových papírků a pH-metru. Kvalita vody použitá pro přípravu vodného extraktu je velmi důležitá; je nutné pracovat s destilovanou nebo deionizovanou vodou, která je převařená (pro odstranění oxidu uhličitého).

- a. Destilovanou vodu zahřívejte po dobu 10 min. na bodu varu tak, aby se odstranily rozpuštěné plyny, po té přikryjte očním sklíčkem a nechte zchladnout na pokojovou teplotu.
- b. Odeberte vždy 1 g vzorku z různých druhů dřeva (očísľujte je poznačte si jejich názvy) a ponořte je do oddělených nádob s připravenou destilovanou vodou (1g/50ml vody) po dobu 2 hod.
- c. Vzorky vyjměte z vody. Jestliže v nádobě zůstanou nějaké zbytky, roztok musí být přefiltrován přes neutrální filtrační papír.
- d. Změřte orientační hodnotu pH pomocí indikátorových papírků u připravených extraktů a hodnoty zapište.
- e. Naměřené hodnoty pH ověřte pomocí pH metru. Nejprve zkontrolujte správnost měření daného přístroje použitím vhodných pufrů (pH 4 a pH 7).
- f. Ponořte elektrodu do připraveného extraktu a změřte pH. Před následným měřením extraktů musí být elektroda opláchnuta destilovanou vodou a osušena filtračním papírem.
- g. Zapište naměřené hodnoty pH k jednotlivým druhům testovaného dřeva.
- h. Vyhodnořte výsledky. Které druhy dřeva jsou nevhodné pro kontakt s kovovým materiálem a které jsou nebezpečné pro organický materiál ?

2.

Měření pH roztoků NaOH o různé koncentraci

Změřte pH pomocí indikátorových papírků a pH metru v roztocích NaOH o různých látkových koncentracích $c = 0,1; 0,01; 0,001; 0,0001$.

- a. Vypočtete požadované množství látky NaOH ($M = 40,01$ g) pro přípravu roztoku o $c = 0,1$; další koncentrace připravte postupným ředěním.
- b. Vypočtete teoretickou hodnotu pH u daných roztoků a porovnejte s naměřenou hodnotu pH pomocí indikátorových papírků a pH metru.