

OLYMPIÁDA MLADÝCH VEDCOV

**olympiáda
mladých
vedcov** | www.ijso.sk

Letná príprava účastníkov súťaže IJSO VZOROVÉ RIEŠENIA NESÚŤAŽNÝCH ÚLOH

Termín odovzdania: 03.09.2023

Povolené pomôcky: písacie potreby, internet. Nebojte sa využiť plný potenciál Google :)

*Riešenia príkladov (pokojne aj čiastočné) s postupom posielajte na e-mailovú adresu
zuzana.magyarova@ijso.sk.*

Chémia

5. séria

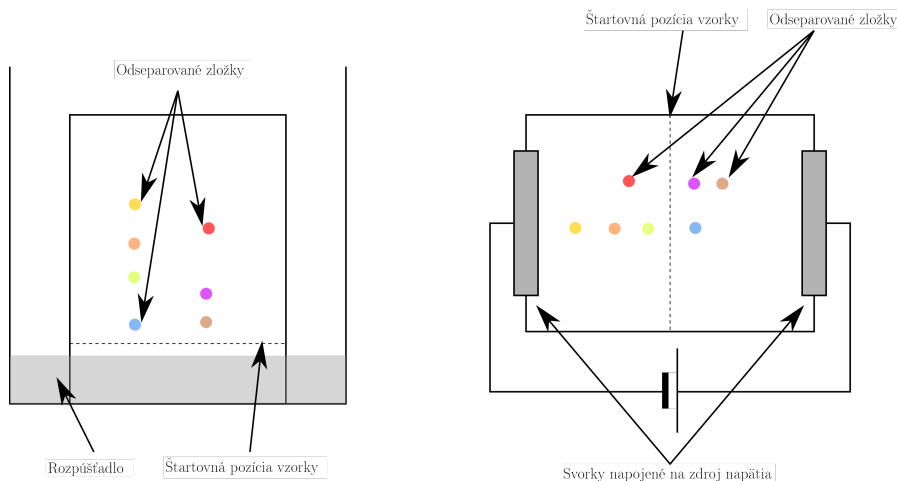
Teória: oddeľovanie chemických látok

- a) Všetky tri spomínané pojmy sú druhy heterogénnych zmesí. Suspenzia je zmes pevných častíc rozptýlených v kvapaline, emulzia je zmes dvoch navzájom nemiešateľných kvapalín, pričom jedna je v druhej rozptýlená vo forme kvapôčok, a aerosól je zmes pevných častíc alebo kvapôčok kvapaliny rozptýlených v plynnej látke.
- b) Filtráciou oddeľujeme od seba látky na základe rôznej veľkosti častíc - jednoducho, väčšie častice cez filter neprejdú a menšie áno. Touto metódou vieme odseparovať akúkoľvek suspenziu. Destilácia predstavuje delenie kvapalných zmesí na základe rôznej teploty varu. Pri zahrievaní kvapalnej zmesi sa skôr začne odparovať zložka, ktorá má nižšiu teplotu varu. Jej pary môžeme následne odvieť zo systému, schladiť a obdržíme tak zložku o vyššej čistote. Príkladom je oddeľovanie etanolu zo zmesi etanol - voda. Odparenie a kryštalizácia sú v podstate tie isté procesy - pri oboch sa zbavujeme rozpúšťadla odparením a dostávame čistú kryštalickú látku, ktorá bola v ňom rozpustená. Takto napríklad vieme dostať z roztoku kuchynskej soli kryštáliky, ak ho necháme odparovať. Extrakciou separujeme látky na základe rôznej rozpustnosti v rozpúšťadlách. Ak máme látku rozpustenú v jednom rozpúšťadle, od ktorého by išla inak len veľmi ťažko oddeliť (napr. majú podobné teploty varu takže ich nevieme oddestilovať), použijeme vhodné rozpúšťadlo, v ktorom je daná látka lepšie rozpustná, a zároveň sa nemieša so súčasným rozpúšťadlom. Prilejeme nové rozpúšťadlo do zmesi, zatrepeme a počkáme, kým sa dve rozpúšťadlá usadia ako dve fázy. Následne ich vieme oddeliť v oddeľovacom lieviku. Sedimentácia alebo usadzovanie delí častice na základe rôznej hmotnosti. Príkladom sú opäť suspenzie - v kvapalnom roztoku pevné častice zväčša klesajú ku dnu. Rozpúšťadlo potom môžeme jednoducho zliať alebo odsáť.
- c) Sedimentácia prebieha bežne vplyvom tiažovej sily. Keď ale vzorku prudko roztočíme, prejaví sa efekt odstredivej sily, ktorá je tiež schopná vytlačiť tuhé častice na okraj vzorky. Tento proces sa nazýva odstredovanie.
- d) Tuhý jód pri zahriatí sublimuje. Zmes teda v kadičke zahrejeme a prikryjeme ju hodinovým sklíčkom - na ňom jód desublimuje, teda vytvorí z pár naspäť kryštály.
- e) Tenkovrstvová chromatografia spočíva v umiestnení vzorky na tenkú platničku pokrytú sorbentom (látka, na ktorú sú zložky separovanej vzorky schopné chemicky sa viazať rôznou silou). Táto platnička sa následne ponorí do istej hĺbky do roztoku vhodného rozpúšťadla. Toto rozpúšťadlo následne vzlína po platničke a nesie so sebou zložky vzorky, ktoré sa v závislosti od svojej schopnosti viazať sa na sorbent dostanú do rôznej výšky. Tenkovrstvová chromatografia je teda separačnou metódou, kde sa zložky rozdeľujú podľa ich rôznej schopnosti viazať sa na sorbent.

Elektroforézou separujeme ióny. Najjednoduchším príkladom je umiestnenie kvapôčok zmesi rôznych iónových zlúčenín (aby sme to pekne videli, tak farbív) na okraje filtračného papiera, ktorý namočíme do roztoku elektrolytu a pripojíme ho svorkami

na zdroj napätia. Ióny zo vzorky sa následne začnú pohybovať k príslušnej elektróde rôznou rýchlosťou. Práve táto rôzna rýchlosť je princípom, na základe ktorého separujeme látky elektroforézou. Je to teda separačná metóda, ktorá delí látky na základe ich rôznej pohyblivosti v elektrickom poli.

Schematické znázornenie výstupu z elektroforézy, resp. tenkovrstvovej chromatografie môžete vidieť schematicky znázornené na obr. 1.



Obr. 1: Výstup z tenkovrstvovej chromatografie (naľavo) a elektroforézy (napravo)

Príklad: zmes dvoch látok

- a) Hmotnostné percentá prvku v čistej látke zistíme jednoducho: keďže platí, že celá látka sa skladá z rovnakých molekúl, stačí nám zistiť hmotnostný zlomok prvku v jednom móle. Hmotnosť daného prvku zistíme vynásobením jeho molárnej hmotnosti počtom atómov toho prvku v molekule. Toto číslo potom vydělíme celkovou mólovou hmotnosťou látky. Poďme si teda zrátať hmotnostné zlomky draslíka, fosforu, vodíka a kyslíka pre KH_2PO_4 a pre K_2HPO_4 to zvládnete sami.

$$w_{\text{K}} = \frac{M_{\text{K}}}{M_{\text{K}} + 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{P}} + 4 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{39.1 \text{ g/mol}}{39.1 \text{ g/mol} + 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 31 \text{ g/mol} + 4 \cdot 16 \text{ g/mol}}$$

$$w_{\text{K}} = 0.287 = 28.7\%$$

$$w_{\text{H}} = \frac{2 \cdot M_{\text{H}}}{M_{\text{K}} + 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{P}} + 4 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{2 \cdot 1 \text{ g/mol}}{39.1 \text{ g/mol} + 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 31 \text{ g/mol} + 4 \cdot 16 \text{ g/mol}}$$

$$w_{\text{H}} = 0.015 = 1.5\%$$

$$w_{\text{P}} = \frac{M_{\text{P}}}{M_{\text{K}} + 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{P}} + 4 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{31 \text{ g/mol}}{39.1 \text{ g/mol} + 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 31 \text{ g/mol} + 4 \cdot 16 \text{ g/mol}}$$

$$w_{\text{P}} = 0.228 = 22.8\%$$

$$w_{\text{O}} = \frac{4 \cdot M_{\text{O}}}{M_{\text{K}} + 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{P}} + 4 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{4 \cdot 16 \text{ g/mol}}{39.1 \text{ g/mol} + 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 31 \text{ g/mol} + 4 \cdot 16 \text{ g/mol}}$$

$$w_{\text{O}} = 0.470 = 47.0\%$$

- b) Z percentuálneho zloženia vyplýva, že 100 g zlúčeniny bude obsahovať 53.3 g uhlíka, 15.55 g vodíka a 31.15 g dusíka. Keď si tieto hmotnosti vydelíme príslušnými mólovými hmotnosťami prvkov, zistíme, že látkové množstvá týchto atómov v 100 g zlúčeniny sú 4.44 mol uhlíka, 15.55 mol vodíka a 12.23 mol dusíka. Keďže týchto 100 g látky je zložených z jedného druhu molekúl, môžeme povedať, že v sumárnom vzorci bude pomer atómov 4.44 : 15.55 : 2.23. Z tohto ale chceme nejako dostať celé čísla. Jedna z možností je celý pomer vydeliť najmenším číslom, teda 2.23. Dostaneme pomer 1.996 : 6.989 : 1. Po zaokrúhlení je to 2 : 7 : 1. Ďalej vieme, že mólová hmotnosť tejto látky je 90 g/mol. Mólová hmotnosť látky obsahujúcej v jednej molekule dva atómy uhlíka, sedem atómov vodíka a jeden atóm dusíka je $M = 2 \cdot 12 \text{ g/mol} + 7 \cdot 1 \text{ g/mol} + 14 \text{ g/mol} = 45 \text{ g/mol}$. Teda vidíme, že sumárny vzorec nebude $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$, ale koeficienty musíme prenásobiť dvoma. Sumárny vzorec teda bude $\text{C}_4\text{H}_{14}\text{N}_2$.

Teória: rýchlosť chemických reakcií II

Závislosť koncentrácie látky A v čase už máme definovanú rovnicami (1) a (2), treba sa teda zamyslieť nad tým, ako bude vyzeráť závislosť koncentrácie látky B od času. Vieme, že všetka zreagovaná látka A sa zmení na B, teda musí platiť $c(\text{B}) = c_0(\text{A}) - c(\text{A})$. Teraz si už len treba dosadiť za $c(\text{A})$ spomínané závislosti zo zadania:

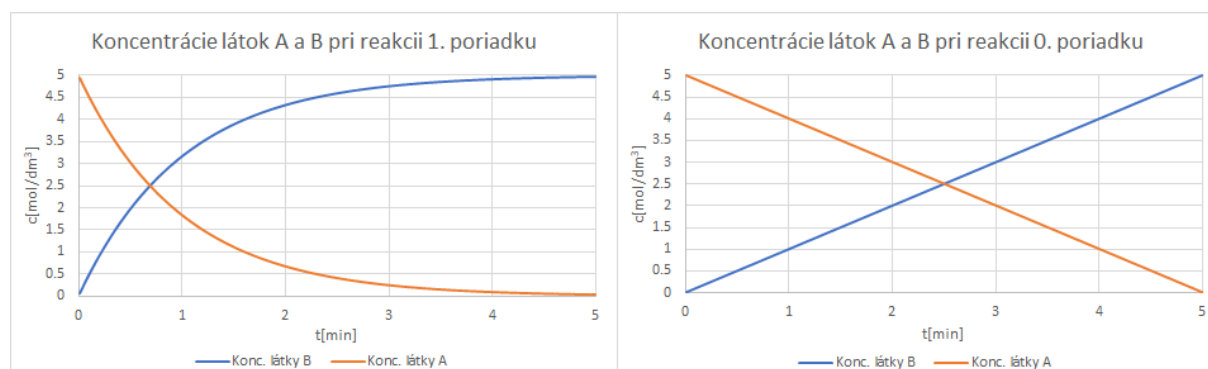
Pre reakciu nultého poriadku:

$$c(\text{B}) = c_0(\text{A}) - c_0(\text{A}) + kt = kt$$

Pre reakciu prvého poriadku:

$$c(\text{B}) = c_0(\text{A}) - c_0(\text{A})e^{-kt} = c_0(\text{A})(1 - e^{-kt})$$

Tieto závislosti sa dajú graficky zobrazíť napríklad v programe Excel:



Obr. 2: Grafy závislostí koncentrácií látok A a B od času pri reakciách nultého a prvého poriadku

Teraz k jednotke rýchlostnej konštanty k . Pri reakcii nultého poriadku v rovnici vidíme, že od koncentrácie odčítavame člen kt , ktorý pochopiteľne tiež musí mať jednotku koncentrácie. Keďže čas máme vyjadrený v minútach, resp. vami zvolenej jednotke času, rýchlostná konštantka musí mať jednotku koncentrácie vydelenú touto jednotkou času. V našom prípade to teda bude $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{min}^{-1}$. Pri reakcii prvého poriadku sa rýchlostná

konštanta nachádza v exponente. Keďže e nemôžeme umocňovať na nejakú jednotku, musí byť výraz $-kt$ bezrozmerný. Teda ak čas máme v minútach, rýchlostná konštanta musí mať rozmer min^{-1} .

Príklad: rýchlosť chemických reakcií II

Uvažujme reakciu nultého poriadku. Už poznáme vzťahy pre závislosť oboch látok od času, nepoznáme však k . To si ale vieme vypočítať zo zadaného údaje, že po 30 s sa zníži koncentrácia látky A z 9 mol/dm^3 na 6 mol/dm^3 . Dosaďme si to teda do vzťahu:

$$6 \text{ mol/dm}^3 = 9 \text{ mol/dm}^3 - k \cdot 30 \text{ s}$$
$$k = \frac{3 \text{ mol/dm}^3}{30 \text{ s}} = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Túto hodnotu si spolu s časom $t = 60 \text{ s}$ vieme dosadiť do vzťahov pre $c(\text{A})$ a $c(\text{B})$, ktoré máme odvodené, a zistíme ich koncentrácie po minúte reakcie:

$$c(\text{A}) = c_0(\text{A}) - kt = 9 \text{ mol/dm}^3 - 0.1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 60 \text{ s} = 3 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{B}) = kt = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 60 \text{ s} = 6 \text{ mol/dm}^3$$

Analogicky postupujeme pri výpočte koncentrácií A a B pri reakcii prvého poriadku.

Príklad: zmes dvoch látok

Označme si celkovú hmotnosť zmesi M a hmotnosť dihydrogenfosforečnanu ako m_{DH} a monohydrogenfosforečnanu ako m_{MH} a hmotnostné percento fosforu v zmesi x . Potom pre hmotnosť fosforu v zmesi platí:

$$m(\text{P}) = x \cdot M = m_{DH} \frac{M(\text{P})}{M(\text{KH}_2\text{PO}_4)} + m_{MH} \frac{M(\text{P})}{M(\text{K}_2\text{HPO}_4)}$$

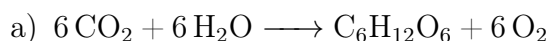
Hmotnosť fosforu si vieme buď triviálne vyjadriť pomocou hmotnostného podielu fosforu v zmesi x , alebo vieme, koľko hmotnostných percent fosforu obsahujú KH_2PO_4 a K_2HPO_4 , a celkový fosfor v zmesi je súčtom hmotnosti fosforu v mono- a dihydrogenfosforečnane. Teraz stačí využiť, že $\frac{m_{DH}}{M}$ a $\frac{m_{MH}}{M}$ sú hmotnostné podiely fosforečnanov a ich súčet musí byť 1, lebo nič iné v zmesi nie je. Dostávame, že

$$\frac{m_{DH}}{M} = 84\%$$

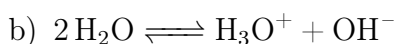
Ak vieme, že dihydrogénfosforečnan zaberá 84 % hmotnosti, teda hydrogénfosforečnan zaberá zvyšných 16 %, pomer látkových množstiev zistíme jednoducho predelením týchto percent príslušnými molárnymi hmotnosťami.

6. séria

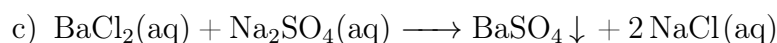
Teória: typy chemických reakcií



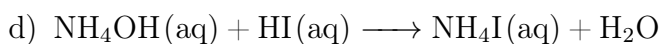
fotosyntéza, (redoxná reakcia, endotermická reakcia, heterogénna reakcia)



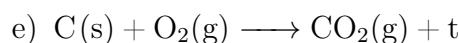
protolytická reakcia, autoprotolýza vody, disociácia, (homogénna reakcia)



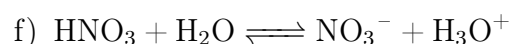
zrážacia reakcia, heterogénna reakcia



neutralizácia, homogénna reakcia, protolytická reakcia



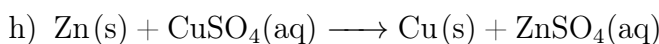
syntéza, horenie, redoxná reakcia, exotermická reakcia, heterogénna reakcia



protolytická reakcia, disociácia, (homogénna reakcia)



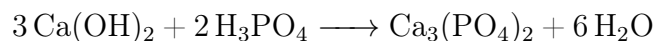
tepelný rozklad, endotermická reakcia, heterogénna reakcia



redoxná reakcia, heterogénna reakcia

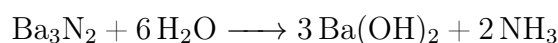
Teória: vyrovňavanie chemických reakcií

V prvej schéme ide o neutralizačnú reakciu kyseliny a hydroxidu:

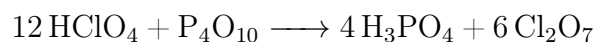


Okrem $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ môžu vznikajú aj rôzne hydrogénfosforečnany vápenaté. Skúste sa zamyslieť, ako by vyzerali rovnice chemických reakcií, v ktorých by vystupovali ;)

Po doplnení koeficientov bude druhá schéma vyzeráť nasledovne:



Koeficienty v poslednej rovnici budú mať hodnoty:



Príklad: látkové množstvo a objem plynov

a)

$$V = nV_0 = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{4 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} \cdot 22.414 \text{ l/mol} = 2.8 \text{ l}$$

b) Menší, oba plyny majú väčšiu molárnu hmotnosť.

Príklad: chemická reakcia I

Tento príklad bol založený na zákone zachovania hmotnosti. Keď sme do reakcie vložili 20.5 g roztoku kyseliny chlorovodíkovej a 3.4 g zinku a po reakcii sme mali len 23.8 g výslednej zmesi, znamená to, že 0.1 g, čo je rozdiel hmotností reaktantov a produktov, sa nám niekde stratil. To je práve hmotnosť uniknutého H_2 . Jeho objem vypočítame nasledovne:

$$V = nV_0 = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} \cdot V_0 = \frac{0.1 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} \cdot 22.414 \text{ l/mol} = 1.121 \text{ l}$$

Príklad: chemická reakcia II

Začnime výpočtom látkového množstva hliníka. Máme údaj o jeho mólovej hmotnosti aj o hmotnosti hliníka ktorú nechávame reagovať. Jeho látkové množstvo bude:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M_{\text{Al}}} = \frac{8.1 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 0.3 \text{ mol}$$

Podľa stechiometrických koeficientov vieme, že na každé 2 móly hliníka budeme potrebovať 6 mólov kyseliny chlorovodíkovej. Teda jej potrebné látkové množstvo bude trikrát väčšie ako látkové množstvo hliníka:

$$n(\text{HCl}) = 3n_{\text{Al}} = 3 \cdot 0.3 \text{ mol} = 0.9 \text{ mol}$$

Vieme, akú koncentráciu HCl má roztok, ktorý máme k dispozícii. Jeho objem vypočítame jednoducho:

$$V(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{c(\text{HCl})} = \frac{0.9 \text{ mol}}{1.2 \text{ mol/dm}^3} = 0.75 \text{ dm}^3$$

Látkové množstvo vzniknutého AlCl_3 bude rovnaké ako látkové množstvo zreagovaného Al, čo tiež vidíme z koeficientov reakcie. Jeho hmotnosť teda bude:

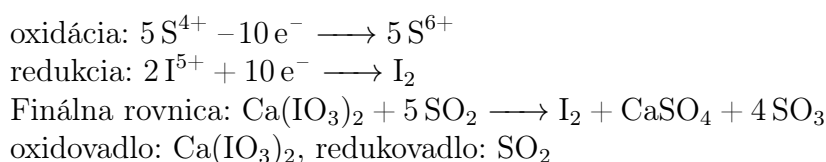
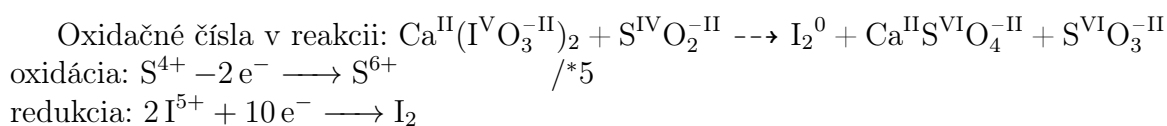
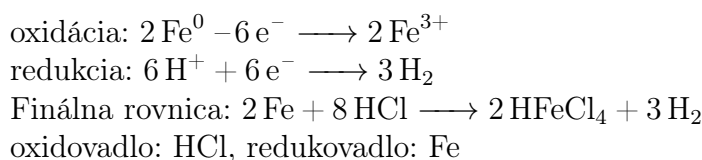
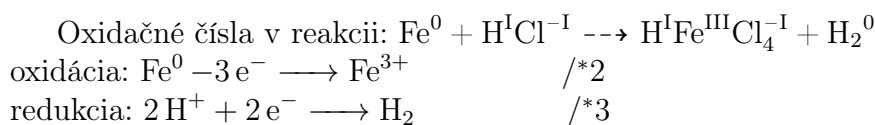
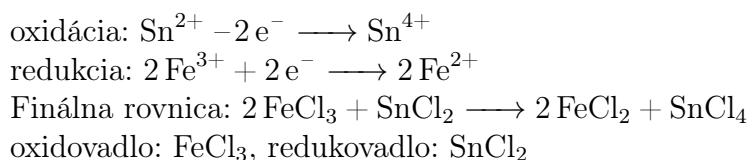
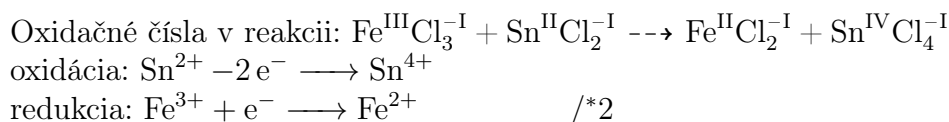
$$m(\text{AlCl}_3) = n(\text{AlCl}_3) \cdot M(\text{AlCl}_3) = 0.3 \text{ mol} \cdot 133.5 \text{ g/mol} = 40.05 \text{ g}$$

Čo sa vodíka týka, jeho látkové množstvo bude polovičné oproti látkovému množstvu potrebnej HCl, čo tiež vidíme z pomeru ich stechiometrických koeficientov. Jeho objem za normálnych podmienok teda bude:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_0 = 0.45 \text{ mol} \cdot 22.414 \text{ l/mol} = 10.0863 \text{ l}$$

7. séria

Redoxné reakcie I



Teória: Termochémia

- Entalpia je veličina, ktorou sa vyjadruje obsah energie látok zúčastnených na reakcii prebiehajúcej za nezmeneného tlaku. Tepelný efekt chemickej reakcie, alebo reakčné teplo pri stálom tlaku sa rovná zmene entalpie (ΔH), čiže rozdielu entalpií produktov a entalpií východiskových látok.
- Prvý termochemický zákon hovorí, že hodnota reakčného tepla priamej a spätnej reakcie je rovnaká a líši sa len znamienkom. Druhý termochemický zákon hovorí, že reakčné teplo určitej reakcie sa rovná súčtu reakčných tepiel čiastkových reakcií.
- Štandardná tvorná entalpia látky je zmena entalpie, ktorá sprevádza vytvorenie 1 mólu tejto látky v jej štandardnom stave z chemických prvkov v ich štandardných stavoch (teda pri atmosférickom tlaku a teplote 25 °C). Nulovú štandardnú tvornú entalpiu majú všetky prvky vo svojich štandardných stavoch.

- d) Reakčné teplo reakcie vypočítame tak, že od štandardných tvorných entalpií produktov vynásobených ich stechiometrickými koeficientami odčítame štandardné tvorné entalpie reaktantov vynásobené ich stechiometrickými koeficientami. Správna odpoveď je teda iv).

Príklad: Termochémia I

- a) Reakčné teplo je miera energie, ktorá sa uvoľní alebo spotrebuje "na jeden mól reakcie". Inak, ak necháme zreagovať látky v takých látkových množstvách, aké naznačujú ich stechiometrické koeficienty, uvoľní, resp. spotrebuje sa energia presne o hodnote reakčného tepla. V našom prípade sa uvoľní presne 20 kJ tepla. To, že sa teplo uvoľní, potvrdzuje záporná hodnota reakčného tepla.
- b) Z minulej úlohy už vieme, ako vyrátať reakčné teplo pomocou štandardných tvorných entalpií. Poďme teda na to:

$$\Delta H = 4 \cdot \Delta H_f(\text{NO}) + 6 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) - 4 \cdot \Delta H_f(\text{NH}_3) - 5 \cdot \Delta H_f(\text{O}_2)$$

Štandardná tvorná entalpia kyslíka je rovná nule. Zvyšok môžeme dosadiť zo zadania:

$$\Delta H = 4 \cdot 90.29 \text{ kJ/mol} + 6 \cdot (-285.83 \text{ kJ/mol}) - 4 \cdot (-45.9 \text{ kJ/mol}) = -1170.22 \text{ kJ/mol}$$

Reakčné teplo druhej reakcie v zadaní bude také isté, len s opačným znamienkom, keďže je to spätná reakcia k tej, ktorej reakčné teplo sme práve vypočítali.

- c) Z diagramu vidíme, že na prechod zo stavu $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g})$ do stavu $2\text{N}(\text{g}) + 4\text{O}(\text{g})$ treba 1940 kJ tepla. Keď z toho následne chceme dostať dva móly NO_2 (prvá reakcia), potrebujeme odobrať dvakrát 1430 kJ tepla. Oстане nám teda -920 kJ, čo je reakčné teplo prvej reakcie. Ak sa chceme dostať na N_2O_4 , musíme podľa diagramu z 1940 kJ tepla odobrať najprv 1430 kJ a potom 500 kJ. Oстане 10 kJ, čo je reakčné teplo druhej reakcie.

Príklad: Termochémia II

Ako vraví druhý Hessov zákon, reakčné teplo istej reakcie si vieme vyskladať z reakčných tepiel čiastkových reakcií. Našou úlohou je teda z tabuľky vytvoriť takú sústavu chemických rovníc, ktoré keď pod sebou sčítame, dostaneme rovnicu požadovanej reakcie.

Zoberme si teraz rovnice z tabuľky a správajme sa k nim ako k obyčajným algebraickým rovniciam. Aby sme dostali z tabuľky rovnicu $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{AlCl}_3(\text{s})$, potrebujeme druhú rovnicu z tabuľky prenásobiť šiestimi, tretiu rovnicu prenásobiť tromi a štvrtú rovnicu prenásobiť mínus dvomi (tým sa vymení ľavá a pravá strana). Teraz, keď všetky štyri rovnice sčítame a vyškrtnáme členy, ktoré sú rovnaké na ľavej a pravej strane, dostaneme požadovanú rovnicu.

A čo teraz s entalpiami? Nuž, presne to isté, čo sme spravili s jednotlivými rovnicami:

$$\Delta H = (-149 \text{ kJ/mol}) + 6 \cdot (-74.8 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-185 \text{ kJ/mol}) - 2 \cdot (-323 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta H = -506.8 \text{ kJ/mol}$$

8. séria

Teória: Redoxné reakcie II

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{Fe}^{\text{II}}\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4^{-\text{II}} + \text{H}^{\text{I}}_2\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4^{-\text{II}} + \text{H}^{\text{I}}\text{N}^{\text{V}}\text{O}_3^{-\text{II}} \rightarrow \text{Fe}^{\text{II}}_2(\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4^{-\text{II}})_3 + \text{H}^{\text{I}}_2\text{O}^{-\text{II}} + \text{N}^{\text{II}}\text{O}^{-\text{II}}$

oxidácia: $\text{Fe}^{2+} - e^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ /*3

redukcia: $\text{N}^{5+} + 3e^- \rightarrow \text{N}^{2+}$

oxidácia: $3\text{Fe}^{2+} - 3e^- \rightarrow 3\text{Fe}^{3+}$

redukcia: $\text{N}^{5+} + 3e^- \rightarrow \text{N}^{2+}$

Finálna rovnica: $6\text{FeSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$

oxidovadlo: HNO_3 , redukovadlo: FeSO_4

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{Cl}_2^0 + \text{K}^{\text{I}}\text{O}^{-\text{II}}\text{H}^{\text{I}} \rightarrow \text{K}^{\text{I}}\text{Cl}^{\text{V}}\text{O}_3^{-\text{II}} + \text{K}^{\text{I}}\text{Cl}^{-\text{I}} + \text{H}^{\text{I}}_2\text{O}^{-\text{II}}$

oxidácia: $2\text{Cl}^0 - 10e^- \rightarrow 2\text{Cl}^{5+}$

redukcia: $2\text{Cl}^0 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ /*5

oxidácia: $1\text{Cl}^0 - 10e^- \rightarrow 2\text{Cl}^{5+}$

redukcia: $5\text{Cl}^0 + 10e^- \rightarrow 10\text{Cl}^-$

Finálna rovnica: $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$

oxidovadlo A redukovadlo: Cl_2

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{Fe}^{2+} + \text{O}_2^0 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}^{\text{I}}_2\text{O}^{-\text{II}}$

oxidácia: $\text{Fe}^{2+} - 1e^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ /*4

redukcia: $2\text{O}^0 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$

oxidácia: $4\text{Fe}^{2+} - 4e^- \rightarrow 4\text{Fe}^{3+}$

redukcia: $2\text{O}^0 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$

Finálna rovnica: $4\text{Fe}^{2+} + \text{O}_2 + 4\text{H}^+ \rightarrow 4\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$

oxidovadlo: O_2 , redukovadlo: Fe^{2+}

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{Fe}^{\text{IV}}\text{S}_2^{-\text{II}}(\text{s}) + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$

redukcia: $\text{Fe}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

oxidácia: $2\text{S}^{2-} - 16e^- \rightarrow 2\text{S}^{6+}$

redukcia: $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ /*14

redukcia: $\text{Fe}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

oxidácia: $2\text{S}^{2-} - 16e^- \rightarrow 2\text{S}^{6+}$

redukcia: $14\text{Fe}^{3+} + 14e^- \rightarrow 14\text{Fe}^{2+}$

Finálna rovnica: $\text{FeS}_2(\text{s}) + 14\text{Fe}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 15\text{Fe}^{2+} + 2\text{SO}_4^{2-} + 16\text{H}^+$

oxidovadlo: FeS_2 , Fe^{3+} , redukovadlo: FeS_2

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{N}^{\text{IV}}\text{O}_2^{-\text{II}} + \text{N}^{\text{II}}\text{O}^{-\text{II}} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaN}^{\text{III}}\text{O}_2^{-\text{II}} + \text{H}_2\text{O}$

redukcia: $\text{N}^{4+} + 1e^- \rightarrow \text{N}^{3+}$

oxidácia: $\text{N}^{2+} - 1e^- \rightarrow \text{N}^{3+}$

Finálna rovnica: $\text{NO}_2 + \text{NO} + 2\text{NaOH} \longrightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
oxidovadlo: NO_2 , redukovadlo: NO

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{S}^{-\text{II}} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{S}^0 + 2\text{H}^+$
redukcia: $\text{Fe}^{3+} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$ /*2
oxidácia: $\text{S}^{2-} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{S}^0$

redukcia: $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Fe}^{2+}$
oxidácia: $\text{S}^{2-} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{S}^0$
Finálna rovnica: $2\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{S} + 2\text{H}^+$
oxidovadlo: Fe^{3+} , redukovadlo: H_2S

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{H}_2\text{S}^{-\text{II}} + \text{HI}^{\text{V}}\text{O}_3 \longrightarrow \text{S}^0 + \text{I}_2^0 + \text{H}_2\text{O}$
redukcia: $2\text{I}^{5+} + 10\text{e}^- \longrightarrow \text{I}_2^0$
oxidácia: $\text{S}^{2-} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{S}^0$ /*5

redukcia: $2\text{I}^{5+} + 10\text{e}^- \longrightarrow \text{I}_2^0$
oxidácia: $5\text{S}^{2-} - 10\text{e}^- \longrightarrow 5\text{S}^0$
Finálna rovnica: $5\text{H}_2\text{S} + 2\text{HIO}_3 \longrightarrow 5\text{S} + \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
oxidovadlo: HIO_3 , redukovadlo: H_2S

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{K}_2\text{Mn}^{\text{VI}}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{KMn}^{\text{VII}}\text{O}_4 + \text{Mn}^{\text{IV}}\text{O}_2 + \text{KOH}$
redukcia: $\text{Mn}^{6+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{4+}$
oxidácia: $\text{Mn}^{6+} - 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{7+}$ /*2

redukcia: $\text{Mn}^{6+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{4+}$
oxidácia: $2\text{Mn}^{6+} - 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Mn}^{7+}$
Finálna rovnica: $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$
oxidovadlo: K_2MnO_4 , redukovadlo: K_2MnO_4

Oxidačné čísla v reakcii: $\text{Cl}_2^0 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cl}^{-\text{V}}\text{O}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
redukcia: $\text{Cl}^0 + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$ /*5
oxidácia: $\text{Cl}^0 - 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^{5+}$

redukcia: $5\text{Cl}^0 + 5\text{e}^- \longrightarrow 5\text{Cl}^-$
oxidácia: $\text{Cl}^0 - 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^{5+}$
Finálna rovnica: $3\text{Cl}_2 + 6\text{OH}^- \longrightarrow \text{ClO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
oxidovadlo: Cl_2 , redukovadlo: Cl_2

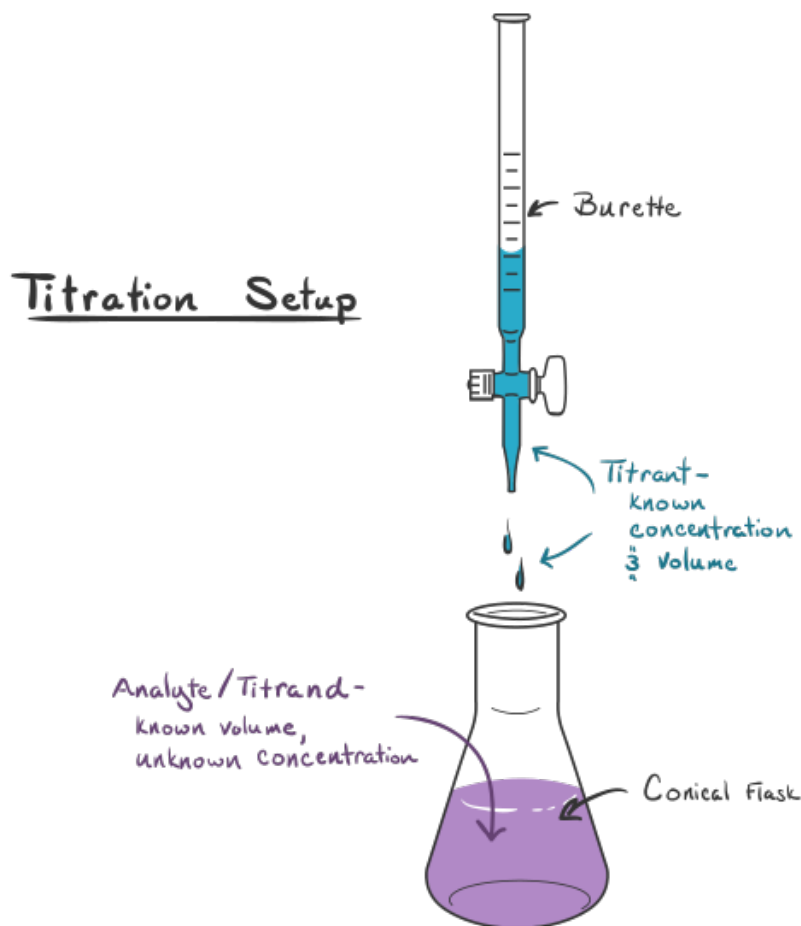
Oxidačné čísla v reakcii: $\text{Na}_3\text{As}^{-\text{III}} + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{As}^{\text{III}}\text{H}_3^{-\text{I}} + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$
redukcia: $\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}^-$ /*3
oxidácia: $\text{As}^{3-} - 6\text{e}^- \longrightarrow \text{As}^{3+}$

redukcia: $3\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow 3\text{H}^-$
oxidácia: $\text{As}^{3-} - 6\text{e}^- \longrightarrow \text{As}^{3+}$

Finálna rovnica: $\text{Na}_3\text{As} + 3\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{AsH}_3 + 3\text{Na}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$
oxidovadlo: H_3O^+ , redukovadlo: Na_3As

Teória: Titrácia

- a) Titrácia je kvalitatívna volumetrická metóda stanovenia neznámej koncentrácie látky pomocou látky so známou koncentráciou, ktoré spolu reagujú. Bod ekvivalencie je okamih, keď sme do roztoku pridali práve také množstvo látky A, že zreagovala úplne s látkou B a nič nezostalo - látky spolu zreagovali presne v ich stechiometrických pomeroch.



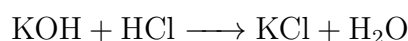
Obr. 3: Schéma titrácie

- b) Roztok so známou koncentráciou sa nachádza v byrete, s neznámou koncentráciou v titračnej banke.
- c) úplná, rýchla, má umožňovať dobrú detekciu bodu ekvivalencie
- d) Pri priamej titrácii titračná reakcia je priamo tá medzi látkou so známou a neznámou koncentráciou, pri spätnej titrácii pridáme v medzikroku k neznámej látke reaktant a titrujeme jeho nespotrebované množstvo.

- e) acidobázická: reakcia je neutralizácia, indikátor je pH indikátor. zrážacia: reakcia je zrážacia, indikátor reaguje s nadbytok roztoku, ktorý pridávame z byrety. oxidačno-redukčná: je to redoxná reakcia, indikátor je redoxný, ktorý mení farbu, keď sa oxiduje/redukuje.

Príklad: Titrácia

Reakcia, ktorá prebieha v titračnej banke, je nasledovná:



Vidíme, že pomer látkového množstva titračného činidla a stanovovanej látky je 1 : 1. Látkové množstvo HCl v reakčnom systéme vypočítame z jeho objemu a koncentrácie:

$$n(\text{HCl}) = V(\text{HCl}) \cdot c(\text{HCl}) = 0.0087 \text{ dm}^3 \cdot 0.1546 \text{ mol/dm}^3 = 0.00135 \text{ mol}$$

Látkové množstvo KOH v odpipetovaných 100 ml zásobného roztoku v titračnej banke sa rovná tomuto látkovému množstvu HCl. V pôvodnej vzorke bolo teda látkové množstvo KOH päťkrát väčšie, lebo sme vzorku rozpustili v 500 ml vody. Pôvodná vzorka teda obsahovala 0.00673 mol KOH. Hmotnosť KOH v pôvodnej vzorke teda bude:

$$m(\text{KOH}) = n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 0.00673 \text{ mol} \cdot 56.1079 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KOH}) = 0.3773 \text{ g} = 377.3 \text{ mg}$$

