

Redoxní reakce a jejich vizualizace pomocí praktického pokusu

RNDr. Jan Taraba, Ph.D.

Teorie – Chemická reakce:

Redoxní reakce (zkráceně z *redukčně-oxidační reakce*) je chemická reakce, při které dochází k **přenosu elektronů** mezi látkami. Tento proces zahrnuje dvě části:

- **Oxidace** – látka **ztrácí elektrony**.
- **Redukce** – látka **získává elektrony**.

Při redoxní reakci tedy jedna látka elektrony odevzdává (oxiduje se) a druhá je přijímá (redukuje se).

U organických látek roste počet vazeb uhlíku na elektropozitivnější prvky na úkor elektronegativních a naopak. Typickým příkladem je reakce kovu s kyselinou, nebo spalování, kde kyslík oxiduje jinou látku.

Úvod:

Redoxní reakci je možné vizualizovat pomocí změn v rozpustnosti nebo barevnosti mezi reaktanty a produkty reakce. Redoxní děj je možné provést pomocí dvou protichůdných chemických změn „nej chemicky“ nebo za použití vnějšího zdroje elektronů (elektrického náboje) „elektrochemicky“.

Redoxní reakci je také možné využít k měření koncentrace oxidované nebo redukované formy zvoleného iontu. V tomto případě je ale nutné provést kalibraci pomocí roztoků o známé koncentraci.

Úkol č. 1 – Elektrolytická oxidace jodidových iontů na jód

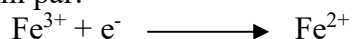
Postup:

- 1) Do Petriho misky vložte filtrační papír tak, aby pokrýval většinu dna.
- 2) K okraji Petriho misky přichyťte částečně rozevřenou kancelářskou sponku tak, aby se jedna její část dotýkala papíru na dně.
- 3) Na filtrační papír nadávajte (např. pomocí kapátka nebo pipety) malé množství připravené směsi škrobového mazu a vodného roztoku KI. Pozor množství roztoku musí být malé, aby se všechny roztok nasál do papíru a v misce nezůstal žádný volný.
- 4) Kancelářskou sponku připojte pomocí drátu s krokodýlkem ke zvolenému pólu 9V baterie.
- 5) K druhému pólu připevněte další drát a na jeho opačný konec umístěte další rozevřenou kancelářskou sponku. Sponkou kreslete po papíru obrazce a pozorujte barevnou změnu.
- 6) Celý pokus opakujte, ale do papíru nechte nasáknout směs vodného roztoku NaCl a indikátoru Yamado.
- 7) Pozorujte barevné změny a vysvětlete: Proč acidobazický indikátor reaguje na redox. reakci?



Úkol č. 2 – Potenciometrické měření koncentrace $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$

Princip a rovnice Redoxní pár:



Nernstova rovnice při 25 °C ($n = 1$):

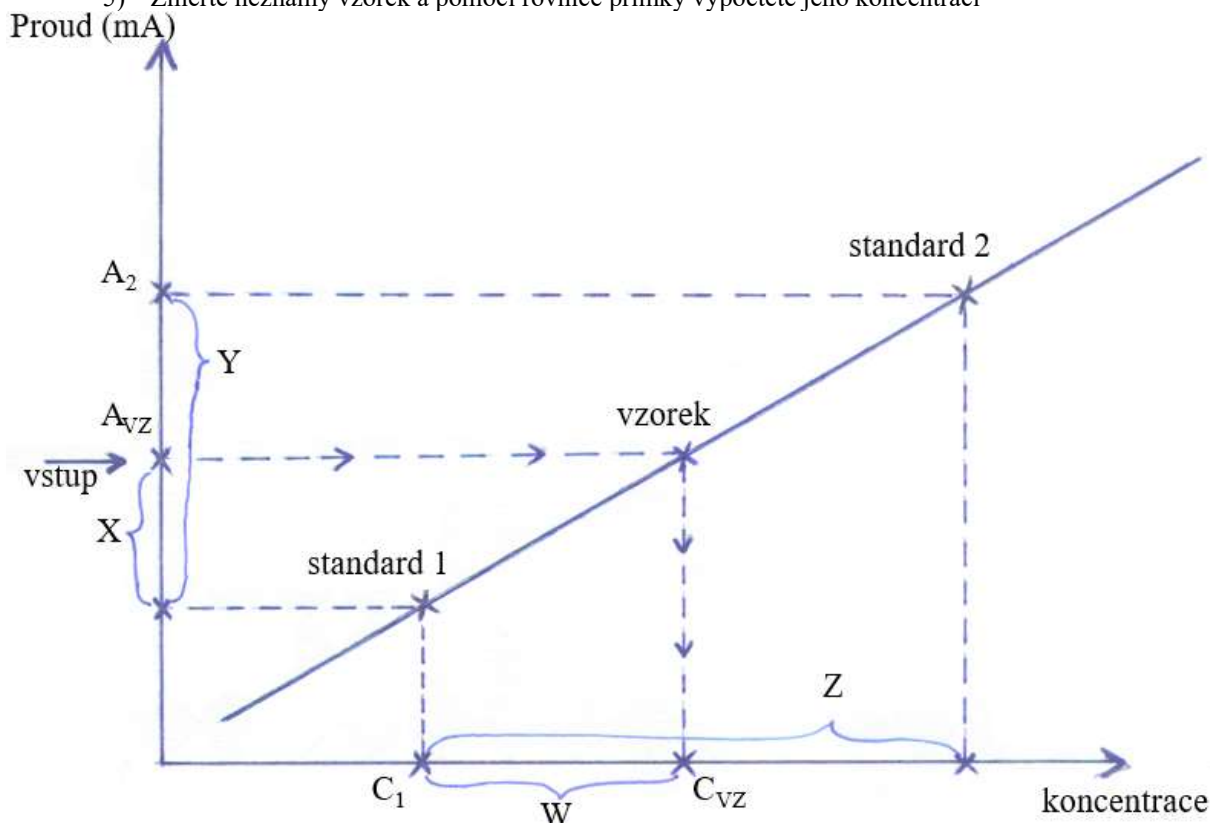
$$E = E^\circ + 0,05916 \cdot \log \left(\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right)$$

Postup:

- 1) Podle níže uvedené tabulky připravte sérii šesti kalibračních roztoků:

Číslo roztoku	Objem roztoku Fe^{2+}	Objem roztoku Fe^{3+}	Celkový objem roztoku	Naměřený proud
1	0,5	5,0	100 cm^3	mA
2	1,0	4,0	100 cm^3	mA
3	2,0	3,0	100 cm^3	mA
4	3,0	2,0	100 cm^3	mA
5	4,0	1,0	100 cm^3	mA
6	5,0	0,5	100 cm^3	mA

- 2) Připravené roztoky dobře promíchejte a nalejte do měřicí kádinky
- 3) Po vložení připojených elektrod odečtěte zjištěnou hodnotu proudu a запиšte do tabulky
- 4) Vypočtete z tabulky poměr koncentrací a vytvořte kalibrační graf (lineární)
- 5) Změřte neznámý vzorek a pomocí rovnice přímky vypočtete jeho koncentraci



Pro výpočet pomocí KG vždy platí:

$$W/Z = X/Y \quad W = (X \cdot Z)/Y$$

$$C_{vz} = C_1 + W$$