



evropský
sociální
fond v ČR



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

T03 Voda v anorganické chemii – e-learning pro žáky

Elektrochemie

Protože redoxní reakce jsou děje spojené s přenosem elektronů z redukčního činidla, které elektrony odevzdává, na oxidační činidlo, které elektrony přijímá, lze hledat spojitost těchto reakcí s jevy elektrickými, u kterých dochází k přenosu elektronů též.

Oxidační číslo

Jednoduše řečeno, oxidační číslo vyjadřuje, kolik elektronů daný atom ztratil nebo získal – Al^{III} znamená, že atomu hliníku chybí 3 elektrony (proto převažuje náboj tří protonů v jádře), naopak $\text{S}^{-\text{II}}$ znamená, že atom síry získal dva cizí elektrony (převažuje proto jejich záporný náboj)

Elektrochemický potenciál

Při redoxních (oxidačně-redukčních) reakcích dochází k přechodu elektronů z jednoho atomu do atomu druhého. Potřebujeme proto veličinu, která by vyjadřovala, jak „snadno“ daný atom odevzdává své valenční elektrony. Touto veličinou je elektrochemický potenciál.

Je třeba si připomenout dvě skutečnosti:

- Jak učí fyzikové, elektrony se kvůli svému zápornému náboji přirozeně pohybují od nižšího potenciálu směrem k vyššímu.
- Vlastní elektrický (a tím i elektrochemický) potenciál je definovatelný teprve tehdy, pokud si zvolíme něco, co pro nás bude místo s „nulovým“ potenciálem. Místo vlastního potenciálu proto vždy měříme vlastně napětí, tedy rozdíl potenciálů: potenciál v daném místě mínus potenciál v místě nula.

Takže nejprve k definici elektrochemického potenciálu. Je potřeba zvolit prvek, z jehož atomů se elektron uvolňuje „normálně“ a ten bude představovat nulový potenciál. Z jistých důvodů, zejména kvůli jednoznačnosti a relativně bezproblémového uspořádání aparatury, byl zvolen vodík.

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Proto prvek, kterému lze elektrony odebrat jednodušeji než vodíku, bude mít elektrochemický potenciál menší než vodík, tedy bude jej mít záporný. Naopak, pokud danému prvku bude obtížnější sebrat elektron než vodíku, bude mít potenciál vyšší, tedy kladný.

Totéž platí i mezi kterýmikoliv jinými prvky – pokud jeden prvek má nižší elektrochemický potenciál než druhý, pak to neznamená nic jiného než to, že lépe ztrácí své vlastní elektrony než ten druhý, a naopak, pokud nějaký prvek si své elektrony drží pevněji než jiný, pak bude mít vyšší elektrochemický potenciál než tento jiný prvek. Podle zvyšujícího se elektrochemického potenciálu lze jednotlivé látky, třeba kovy, seřadit – dostaneme tzv. elektrochemickou (Beketovovu) řadu kovů, např.: draslík, hořčík, zinek, železo, olovo, vodík, měď, stříbro, zlato.

Co z toho plyne? Extrémně nízký elektrochemický potenciál má draslík, proto atom draslíku svůj elektron ztrácí nesmírně snadno. Lze v přírodě najít elementární (tj. elektroneutrální) atom draslíku? Určitě ne, protože v kontaktu s prakticky jakoukoliv látkou elektroneutrální atom draslíku o svůj elektron přichází, proto se v přírodě draslík vyskytuje pouze jako kation (K^+). A naopak, proč lze, při (velké) trošce štěstí (☺), v přírodě najít elementární zlato? Inu proto, že jeho elektrochemický potenciál je vysoký, a tím jeho snaha odštěpovat vlastní elektrony je nízká, proto se bude vyskytovat výrazně častěji jako elektroneutrální než jako kation.

A poslední otázka, aby tomuto pojmu opravdu všichni porozuměli:

budou spolu reagovat, event. proč

- 1) $Cu^{2+} + Fe$,
- 2) $H^+ + Ag$,
- 3) $Ag^+ + Mg$,

jestliže se v řadě draslík, hořčík, zinek, železo, olovo, vodík, měď, stříbro, zlato

elektrochemický potenciál zvyšuje?

(Odpovědi: první reakce bude probíhat podle rovnice: $Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{2+}$, protože železo pouští své elektrony lehčeji než měď – má nižší potenciál, proto právě železo po skončení reakce musí být kationem a měď elektroneutrálním atomem, druhá rovnice neproběhne, $H^+ + Ag$ spolu reagovat nebudou, protože jejich reakcí by musel vzniknout H_2 a Ag^+ , což by ale



evropský
sociální
fond v ČR



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

znamenal, že stříbro odštěpuje své elektrony lépe než vodík a má proto menší elektrochemický potenciál, což ovšem není pravda, a konečně, třetí reakce opět proběhne: $2\text{Ag}^+ + \text{Mg} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Mg}^{2+}$, protože elektrochemický potenciál stříbra je vyšší než hořčíku, proto po ukončení reakce bude hořčík v podobě kationtu a stříbro jako elektroneutrální atom.)

Kov a roztok

Nyní postupme dále: co se stane, jestliže plíšek nějakého kovu (např. zinku) vložíme do roztoku např. síranu zinečnatého a kyseliny sírové, tj. roztoku, ve kterém se vyskytují ionty Zn^{2+} , a na povrchu plíšku dojde ke střetávání $\text{Zn} + \text{Zn}^{2+}$? Ustanoví-li se rovnováha, bude převládat spíše přeměna kationtů zinku na elektroneutrální zinek, nebo naopak, přeměna elektroneutrálního zinku na kation zinečnatý?

Protože elektrochemický potenciál zinku je záporný, má zinek tendenci své elektrony spíše ztrácet, proto bude převažovat spíše rozpouštění zinku, tj. reakce $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$. Kationty zinečnaté Zn^{2+} pak přechází do roztoku a elektrony zůstávají v zinkovém plíšku, který se tak nabíjí záporně.

Co se stane v případě, že místo zinku použijeme měď, tedy, že plíšek mědi ponoříme do roztoku obsahujícího síran měďnatý a kyselinu sírovou? Opět se budou na povrchu plíšku potkávat atomy $\text{Cu} + \text{Cu}^{2+}$, protože ale je elektrochemický potenciál mědi kladný, bude se spíše na povrch plíšku „napojovat“ kation měďnatý (tedy kation měďnatý se snaží získat elektrony, jak jen to jde, v žádném případě se proto elektroneutrální měď nebude rozpouštět jako v případě zinku), plíšek se připojováním těchto kationtů bude nabíjet kladně (elektrony v něm budou chybět).

Obecně závěr: pokud bychom dali do kontaktu kov a roztok obsahující tento kov v podobě kationtu, pak se záporněji nabíjí ten kov, který má nižší potenciál, a proto se více rozpouští.

Galvanický článek

Co se stane, pokud vodivě (tj. kusem drátu) spojíme plíšek zinku a plíšek mědi vložené do společného roztoku síranu zinečnatého, síranu měďnatého a kyseliny sírové? Protože plíšek zinku obsahuje nadbytek elektronů (je nabitý záporně) a v mědi je nedostatek elektronů (je nabitá kladně), budou elektrony proudit ze zinkového plíšku na plíšek měďný, dokud se

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

množství elektronů „nevyrovná“. Pak elektrický proud skončí. Toto uspořádání nazýváme galvanický článek a používáme jej jako zdroje elektrického napětí např. do mobilů, kalkulaček, hodin, hodinek apod.

Nyní k názvosloví: roztok označujeme jako elektrolyt, ale prakticky elektrolytem nemusí být nutně roztok, může to být i tavenina nebo pasta, podstatné však je, že obsahuje ionty.

Kovové plíšky, které jsou v kontaktu s elektrolytem, označujeme jako elektrody. Záporná elektroda se označuje jako katoda, kladná jako anoda. Elektrony tak „probíhají“ od katody k anodě.

Pokud je možné po vybití (tj. po „vyrovnání“ množství elektronů na obou elektrodách) připojením k vnějšímu zdroji napětí (tj. do zásuvky ve zdi) opět dosáhnout „přesunutí“ elektronů z anody zpět na katodu, tj. opětovného nabití článku, označujeme tento galvanický článek jako akumulátor. Nejznámějším akumulátorem je akumulátor olověný používaný v automobilech jako autobaterie nebo baterie v mobilních telefonech.

První galvanický článek jako zdroj elektrické energie byl vytvořen v samotném závěru 18. století italským přírodovědcem Alessandrem Voltou (1745-1827). Nejprve sloužil spíše pro pobavení (vždyť i dnes používáme baterie jako zdroj elektřiny pro nejrůznější hračky pro děti), později se stal ovšem nepostradatelnou pomůckou vědců či spíše techniků. Díky jejich práci se mohla stát elektřina po sto letech (na sklonku 19. století) tím, čím je i dnes – univerzálním zdrojem energie pro osvit bytu, vaření, vytápění, ovládání elektrotechnických přístrojů, jako jsou rádia, televizory, počítače, lednice, pračky atd.

Elektrolýza

Jestliže v galvanickém článku jde o to, aby určité redoxní děje na elektrodách vyvolaly elektronovou nerovnováhu na elektrodách a tím vytvořily elektrické napětí, lze elektrolýzu chápat jako opak: elektrody připojíme k vnějšímu stejnosměrnému zdroji napětí a toto napětí v elektrolytu, v nejbližším okolí elektrod vyvolá jisté redoxní reakce. Na katodě, tj. na záporné elektrodě, bude probíhat redukce. Katodou jsou totiž z elektrolytu přitahovány kationty, které zreagují s elektrony přicházejícími z této elektrody, a tak se zredukují. Naopak, anoda je připojena ke kladnému pólu vnějšího napětí, proto přitahuje anionty, odnímá jim jejich elektrony a způsobuje jejich oxidaci.



evropský
sociální
fond v ČR



GYMNÁZIUM ZLÍN
LESNÍ ČTVRTĚ

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Jako příklad může sloužit elektrolýza roztoku chloridu zinečnatého. Ke katodě putují kationty zinečnaté Zn^{2+} , k anodě anionty chloridové Cl^- . Na katodě proběhne redukce $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ (oba elektrony přichází do elektrolytu z katody, tedy ze záporného pólu vnějšího zdroje elektřiny, vzniklý elektroneutrální zinek pokrývá povrch katody). Na anodě se pak oxidují chloridy na elektroneutrální chlor podle rovnice $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$. Chloridy tedy odevzdávají své nadbytečné elektrony anodě a spojují se na molekuly plynného chloru Cl_2 , které v podobě drobných bublinek unikají kolem anody z elektrolytu.

K čemu je nám elektrolýza dobrá? Pomocí ní lze pokovovat určitý předmět (pochromovat, postříbřit, pozlatit), stačí, pokud daný předmět připojíme jako katodu. Pomocí elektrolýzy lze získávat některé plyny, např. chlor, některé kovy v elektroneutrálním stavu, např. hliník, nebo dokonce některé sloučeniny, např. hydroxid sodný.

Elektrolýzu objevil na počátku 19. století anglický badatel Humphry Davy (1778-1829).

Zákonitosti elektrolýzy pak zformuloval o několik desetiletí později jeho žák a kolega, jeden z nejšeststrannějších přírodovědců všech dob, Michael Faraday (1791-1867).

Elektrolýza vody

Víme, že elektrolýzou se voda rozloží na vodík (vznikající na katodě) a kyslík (na anodě).

Jenomže čistá, destilovaná voda neobsahuje ionty prakticky vůbec, proto se chová jako neelektrolyt. Aby elektrolýza vody proběhla, musí být voda „trochu“ znečištěna – k destilované vodě lze přidat malé množství kyseliny (např. sírové), hydroxidu (např. sodného) nebo i soli (např. síranu sodného).

Zda uvidíme vznik obou plynů, záleží i na materiálu elektrod. Zatímco s vodíkem na katodě problém nebývá a jeho bublinky kolem této elektrody jsou dobře viditelné, kyslík na anodě viditelný nemusí být. Je to jednak tím, že může okamžitě reagovat s materiálem elektrody nebo se rozpouštět ve vodě.

Pro vlastní elektrolýzu pak bohatě postačí 2 ploché baterie po 4,5V.

Použitá a doporučená literatura:

Použity životní zkušenosti, vědomosti a názory autora textu.