Teorie

Jednou z vlastností elektrolytů je jejich schopnost vést elektrický proud. V roztocích je náboj přenášen ionty vzniklými disociací elektrolytu. Schopnost elektrolytů vést elektrický proud se obvykle nevyjadřuje odporem elektrolytu, ale jeho převrácenou hodnotou, která se nazývá vodivost. K měření vodivosti elektrolytu se používá vodivostních cel. Odpor vodivostní cely je přímo úměrný vzdálenosti mezi elektrodami a nepřímo úměrný jejich ploše, tedy $R = \rho \frac{l}{S}$ kde **R** je odpor cely, **l** je vzdálenost mezi elektrodami a **S** je plocha elektrody. Konstanta úměrnosti **ρ** je měrný odpor elektrolytu, jehož převrácená hodnota se nazývá měrná vodivost a značí se **γ**. Měrnou vodivost elektrolytu můžeme vypočítat z rovnice $\gamma = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{q}$

Hlavní jednotkou měrné vodivosti je siemens na metr $\mathbf{Sm^{-1}}$. Poměr měrné vodivosti a valové koncentrace* $\mathbf{c_r}$ (tj. koncentrací udanou ve valech na jednotku objemu), dostaneme hodnotu veličiny zvané ekvivalentová vodivost. Tato veličina se značí **Λ** a platí pro ni definiční vztah $\Lambda = \frac{\gamma}{c_r}$.

U <u>slabých elektrolytů</u> je průběh závislosti ekvivalentové vodivosti na logaritmu zředění znázorněn **křivkou A**. Tato podstatná změna ekvivalentové vodivosti, k níž dochází se zřeďováním, je způsobena tím, že při poklesu koncentrace vzrůstá disociační stupeň.
U <u>silného elektrolytu</u>, který je prakticky úplně disociován, je malý pokles ekvivalentové vodivosti s koncentrací způsoben přitažlivými silami mezi ionty-**křivka B**.

Ekvivalentová vodivost při nekonečném zředění je jak pro silné, tak pro slabé elektrolyty dána součtem ekvivalentových vodivostí **Λ** jednotlivých iontů při nekonečném zředění. $\Lambda = \Lambda_K + \Lambda_A$. Index **K** se v této rovnici vztahuje na kation, index **A** na anion.

Měrná i ekvivalentová vodivost roste s teplotou. Závislost iontové ekvivalentové vodivosti při nekonečném zředění na teplotě může být pro teploty nepříliš vzdálené od 25°C vyjádřené rovnicí $\Lambda_t = \Lambda_{25}(1+\alpha(t-25))$, kde αje teplotní koeficient.

Metoda měření přímé konduktometrie je založena na tom, že vodivost závisí na koncentraci vztahem $c = k_{onst} \bullet \gamma$.

* Některé molekuly ve vodných roztocích disociují na více chemických ekvivalentů. Molární hmotnost pak odpovídá příslušnému zlomku molekuly - hmotnost jednoho valu. Roztok obsahující v 1 litru 1 val látky se nazývá normální. Valové koncentrace jsou tedy násobkem molární koncentrace.

Membránové napětí

Napětí na membráně je tvořeno nerovnoměrným rozdělení iontů po obou stranách semipermeabilní membrány. Přítomnost bílkovin hraje také podstatnou roli při vytváření potenciálového rozdílu. Každá buňka živého organizmu vytváří fyziologicky klidový membránový potenciál, jako výsledek nerovnoměrného rozdělení iontů a bílkovin ve vnějším a vnitřním prostředí vzájemně oddělených buněčnou membránou.

V případě, že je membrána selektivně propustná pouze pro jeden druh iontu, lze stanovit potenciálový rozdíl pomocí **Nernstovy rovnice** $U = \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \frac{c}{c_e}$ kde **z** je mocenství příslušného iontu, **F** je Faradayova konstanta, $\mathbf{c_e}$ je koncentrace iontu ve vnějším prostředí, **T** je absolutní teplota , **R** je univerzální plynová konstanta.

Stav rovnováhy v případě dvou iontů popisuje tzv. **Donnanova rovnováha**, zapsaná rovnicí jako $[I^+]_e [I^-]_e = [I^+]_i [I^-]_i$ (součin koncentrací [aktivit] kationtů a aniontů na jedné straně membrány se rovná součinu koncentrací [aktivit] kationtů a aniontů na druhé straně membrány).

Jestliže je membrána propustná pro dva typy iontů, lze vzniklé napětí popsat Donnanovou rovnicí $-U = \frac{R \cdot T}{F} \cdot \ln \frac{c_{+e}}{c_+} = \frac{R \cdot T}{F} \cdot \ln \frac{c_-}{c_{-e}}$, kde indexy + a – značí typ iontu a indexem **e** je značeno vnější prostředí.