

Obsah

1. kapitola – Základní vzorce a zákony z učiva 1. ročníku	8 - 35
Srovnávací test z učiva 1. ročníku	30-35
2. kapitola - Výkon trojfázové soustavy a kompenzace účinníku.....	36-49
Alternátor	36-39
Zapojení do hvězdy a trojúhelníka	37-39
Elektromotor	39-41
Cvičení 1	42
Vzorce pro výkony proudu	42-43
Cvičení 2	44
Kompenzace účinníku	44-47
Cvičení 3	47
Typy elektromotorů	48
Cvičení 4	49
3. kapitola – Přejchodné jevy v elektrických obvodech.....	50-74
Přejchodný jev v sériovém R, C obvodu se stejnosměrným zdrojem	50-63
Nabíjení v R, C obvodu	50-51
Vybíjení v R, C obvodu	52
Cvičení 5	56
Výpočet kapacity kondenzátoru pomocí časové konstanty	57
Cvičení 6	58
Výpočty a grafy na přejchodný jev v sériovém R, C obvodu se stejnosměrným zdrojem	60-63
Přejchodný jev v sériovém R, L obvodu se stejnosměrným zdrojem.....	64-74
Nabíjecí a vybíjecí proud v sériovém R, L obvodu s grafy	65-67
Nabíjecí a vybíjecí napětí v sériovém R, L obvodu s grafy	69
Výpočty hodnot proudů a napětí s grafy v sériovém R, L obvodu se stejnosměrným zdrojem...	69-72
Cvičení 7	73
Cvičení 8	74
4. kapitola – Vedení elektrického proudu v látkách.....	75-115
Vedení elektrického proudu v kapalinách.....	75-84
Cvičení 9	77-78
Laboratorní práce č. 1 – Ověření 1. Faradayova zákona elektrolýzy	79
Galvanické články	80-84
RAM články	82
Elektrolýza v praxi.....	83
Cvičení 10	83-84
Vedení elektrického proudu v polovodičích	85-104
Polovodiče bez přechodu PN.....	87-90
Cvičení 11	91
Polovodičové diody	91-93
Laboratorní práce č. 2 – Měření voltampérové charakteristiky polovodičové diody.....	94
Cvičení 12	95

Tranzistory	95-101
Cvičení 13	101
Laboratorní práce č. 3 – Určení typu vodivosti tranzistoru	102
Laboratorní práce č. 4 – Měření převodní charakteristiky tranzistoru	103
Značení polovodičových součástek	104
Vedení elektrického proudu v plynech	105-110
Druhy výbojů	105-107
Fotometrické veličiny a jednotky	107
Uplatnění plynů a výbojů v plynech u svítidel	108-110
Cvičení 14	110
Vedení elektrického proudu ve vakuu	111-115
Vakuová dioda	112
Vakuová trioda	113-114
Cvičení 15	115

5. kapitola – Obvody ideálních elektrotechnických prvků se střídavým zdrojem napětí a proudu řešené symbolickou metodou 116-157

Komplexní čísla	116-122
Cvičení 16	122
Symbolická metoda řešení sériově řazených prvků	123-138
Ideální rezistor propojen v sérii s ideální cívkou	123-125
Fázorové diagramy pro R, L v sérii	126
Ideální rezistor propojen v sérii s ideálním kondenzátorem	127-129
Fázorové diagramy pro R, C v sérii	128-129
Ideální cívka propojena v sérii s ideálním kondenzátorem	129-131
Fázorové diagramy pro L, C v sérii	130-131
Ideální rezistor, cívka a kondenzátor propojeni v sérii	131-133
Fázorové diagramy pro R, L, C v sérii	134-138
Cvičení 17	138-139
Řešení obvodů symbolickou metodou s paralelně řazenými prvky	140-157
Ideální rezistor a cívka propojeni paralelně	140-142
Fázorové diagramy pro R, L paralelně	142
Ideální rezistor a kondenzátor propojeni paralelně	143-145
Fázorové diagramy pro R, C paralelně	145-146
Ideální kondenzátor a cívka propojeni paralelně	147-148
Ideální rezistor, cívka a kondenzátor propojeni paralelně	148-155
Cvičení 18	156
Cvičení 19	157

6. kapitola – Kirchhoffovy zákony 158-171

Metoda smyček	158-161
Metoda smyčkových proudů	161-166
Cvičení 20	164-166
Metoda uzlových napětí	166-171
Cvičení 21	171

Předmluva

Vážení žáci, studenti a učitelé, dostává se Vám do rukou druhý díl Základů elektrotechniky, který navazuje na 1. díl. 1. kapitola se věnuje opakování učiva 1. ročníku, 2. kapitola se zabývá výkonem trojfázových soustav a kompenzací účinníku, 3. kapitola popisuje přechodné jevy v RC a RL obvodech připojených na zdroj stejnosměrného napětí, 4. kapitola popisuje vedení elektrického proudu v látkách – kapalinách, polovodičích, plynech a vakuu, 5. kapitola se zabývá komplexními čísly a řešením obvodů se střídavým proudem pomocí komplexních čísel (symbolická metoda), kapitola 6 (jako doplněk k 1. ročníku) znovu probírá Kirchhoffovy zákony, ovšem jinou metodikou výpočtu než v 1. díle. **Učebnice obsahuje kromě teorie 40 řešených příkladů a 21 cvičení se souborem 177 otázek a příkladů.**

Opět budu členit učivo na základní (ZU), dobrovolné (DO), použitelné pro jiný obor (PPJO) a pro fyziku (F). Učivo 5. kapitoly se dá využít i v matematice (M). Stejně jako v 1. díle Základů elektrotechniky budu i zde za probranými celky navrhovat klasifikaci znalostí a dovedností žáků v rozsahu klasifikační stupnice 1-5. Toto samozřejmě není pro učitele povinné, protože každý učitel by se svým způsobem klasifikace měl žáky seznámit již v 1. vyučovací hodině. **Návrh klasifikace se týká 4 (3) hodinové týdenní dotace předmětu Základy elektrotechniky (elektrotechnický základ) pro průmyslové školy zaměřené na elektrotechniku a elektroniku.** Zde Vás odkazuji na **RVP uvedený na nuov.cz pro obor Elektrotechnika a předmět Elektrotechnický základ** (základy elektrotechniky). V oborech, kde je hodinová dotace menší, si vyučující klasifikaci přizpůsobí podle ŠVP a tematického plánu. Přeji si, abyste byli s 2. dílem spokojeni a aby Vám kniha pomohla utřídit znalosti a dovednosti získané studiem.

PaedDr. Jiří Wojnar

4. kapitola

Vedení elektrického proudu v látkách

Vedení elektrického proudu v kapalinách (ZU; ZAE, F, PPJO)

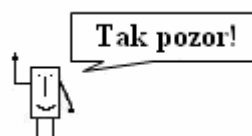
V kapalinách vedou elektrický proud iony. Destilovaná voda neobsahuje iony, a proto nevede elektrický proud. Iony v kapalině vzniknou díky **elektrolytické disociaci**, což je rozklad látky na iony vlivem rozpouštědla bez přítomnosti zdroje napětí.

Místo pojmu ion se opět může používat i iont.

NaCl se ve vodě rozloží na iony $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

NaOH se ve vodě rozloží na iony $\text{Na}^+ + (\text{OH})^-$

HCl se vlivem vody rozloží na $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$



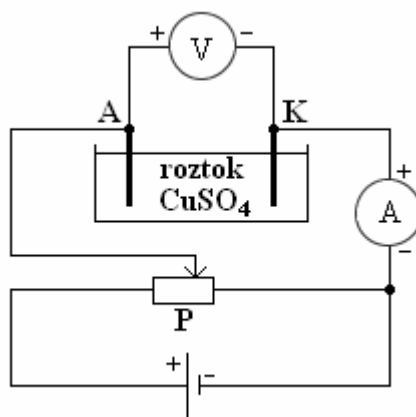
Záporný ion – anion vznikne odtržením elektronu z elektricky neutrálního atomu nebo molekuly a **kladný ion – kation** vznikne přidáním elektronu k elektricky neutrálnímu atomu nebo molekule.

Elektrický proud v kapalině je usměrněný pohyb ionů.

Ne každý roztok vede elektrický proud. Roztoky, které vedou elektrický proud, nazýváme **elektrolyty**, což jsou roztoky solí, kyselin a zásad. Cukr rozpuštěný v destilované vodě se nerozloží na iony, a proto nevede elektrický proud.

Pokud elektrolytem vedeme stejnosměrný elektrický proud, pak na elektrodách dochází k vylučování ionů. Tomuto ději říkáme **elektrolýza**.

Záporná elektroda se nazývá katoda a při elektrolýze se na ní vylučují kladné iony (kationy). **Kladná elektroda se nazývá anoda** a při elektrolýze se na ní vylučují záporné iony (aniony). **Na katodě se při elektrolýze vylučuje vždy vodík nebo kov!**



Jestliže jsou elektrody z mědi, pak se na katodu vylučuje měď a z anody se měď vylučuje do roztoku při průchodu stejnosměrného proudu elektrolytem.

Pro vedení elektrického proudu v kapalinách platí **Faradayovy** zákony elektrolýzy.

$$1. \quad m = A \cdot Q = A \cdot I \cdot \Delta t \quad (\text{g; kg})$$

Hmotnosti látek vyloučených na elektrodách při elektrolýze jsou přímo úměrné elektrickému náboji, který prošel elektrolytem.

m = hmotnost vyloučené látky (g; kg)

A = elektrochemický ekvivalent ($\text{g} \cdot \text{C}^{-1}$; $\text{kg} \cdot \text{C}^{-1}$); je to konstanta pro určitou látku a najdete ji v MFCH tabulkách.

Elektrochemický ekvivalent je číselně roven náboji 1 C, kterým se na elektrodě vyloučí 1 g (kg) látky.

Q = elektrický náboj (C); I = elektrický proud (A); Δt = čas (s)

$$2. \quad A = \frac{M_m}{\nu \cdot F} \quad (\text{g} \cdot \text{C}^{-1}; \text{kg} \cdot \text{C}^{-1})$$

Elektrochemické ekvivalenty látek jsou přímo úměrné jejich valárním hmotnostem.

Spojený Faradayův zákon

$$m = \frac{M_m}{\nu \cdot F} \cdot Q = A \cdot I \cdot \Delta t \quad (\text{g; kg})$$

Aby se vyloučil 1 val jakékoliv látky, musí elektrolytem projít náboj $Q = F$ coulombů.

Faradayova konstanta F je číselně rovna velikosti náboje, kterým se při jeho průchodu elektrolytem vyloučí na elektrodě 1 val látky.

Faradayovy zákony platí pro velmi malé i velké proudy.

$\frac{M_m}{\nu}$ se nazývá valární hmotnost (val); M_m = molární hmotnost ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$);

F = Faradayova konstanta = $96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; ν = mocenství látky

Mocenství znáte z chemie a určuje se z názvu sloučeniny a koncovky přídatného jména.

Dusičnan stříbrný – koncovka přídatného jména je -ný, a proto je stříbro jednomocné.

Síran měďnatý – koncovka přídatného jména je -natý, a proto je měď dvojmocná.

Z chemie víte, že koncovky a čísla mocenství jsou tato:

-ný = 1; -natý = 2; -itý = 3; ičitý = 4; -ečný, -ičný = 5; -ový = 6; -istý = 7; -ičelý = 8.
Molární hmotnost látky (prvku) je hmotnostní číslo prvku, které vyčtete z periodické tabulky prvků.

Řešený příklad 10:

Určete kolik gramů mědi se vyloučí při elektrolýze na katodě z vodného roztoku CuSO_4 , jestliže roztokem prochází proud 5 A po dobu 10 minut. Určete rovněž elektrochemický ekvivalent mědi.

$$I = 5 \text{ A}$$

$$t = 10 \text{ min} = 600 \text{ s}$$

$$M_{\text{mCu}} = 63,54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ (najdete v periodické soustavě prvků nebo v MFCHT)}$$

$$\nu = 2, \text{ protože to vyplývá z názvu sloučeniny = síran měďnatý}$$

Vypočteme elektrochemický ekvivalent mědi z 2. F.z.

$$A = \frac{M_{\text{m}}}{\nu \cdot F} = \frac{63,54}{2 \cdot 96\,500} = 3,29 \cdot 10^{-4} \text{ g} \cdot \text{C}^{-1}$$

$$m = A \cdot I \cdot \Delta t = 3,29 \cdot 10^{-4} \cdot 5 \cdot 600 = 0,987 \text{ g}$$

Na katodě se při elektrolýze vyloučí 0,987 g a elektrochemický ekvivalent mědi je $3,29 \cdot 10^{-4} \text{ g} \cdot \text{C}^{-1}$.

látk	mocenství	elektrochemický ekvivalent A (g . C⁻¹)
cín Sn	2	6,15 . 10⁻⁴
hliník Al	3	0,93 . 10⁻⁴
chrom Cr	3	1,80 . 10⁻⁴
měď Cu	2	3,29 . 10⁻⁴
stříbro Ag	1	11,2 . 10⁻⁴
železo Fe	2	2,89 . 10⁻⁴
železo Fe	3	1,93 . 10⁻⁴
zinek Zn	2	3,39 . 10⁻⁴
vodík H	1	0,10 . 10⁻⁴

Cvičení 9

- (1) Kolik gramů stříbra se vyloučí při elektrolýze na katodě, jestliže elektrolytem je vodný roztok dusičnanu stříbrného a elektrolytem procházel proud 10 A po dobu 30 minut.
[$m_{\text{Ag}} = 20,16 \text{ g}$]
- (2) Určete hodnotu elektrochemického ekvivalentu stříbra výpočtem. [$A = 11,19 \text{ g} \cdot \text{C}^{-1}$]
- (3) Určete , kolik železa se vyloučí elektrolýzou na katodě z vodného roztoku síranu železnatého, jestliže roztokem prochází proud 20 A po dobu 10 hodin. Určete hodnotu elektrického náboje, který prošel elektrolytem. [$m_{\text{Fe}} = 208,1 \text{ g}$; $Q = 720 \text{ kC}$]
- (4) Určete, kolik gramů vodíku se vyloučí na katodě při elektrolýze vody, jestliže vodou prochází proud 15 A pět hodin. [$m_{\text{H}} = 2,7 \text{ g}$]

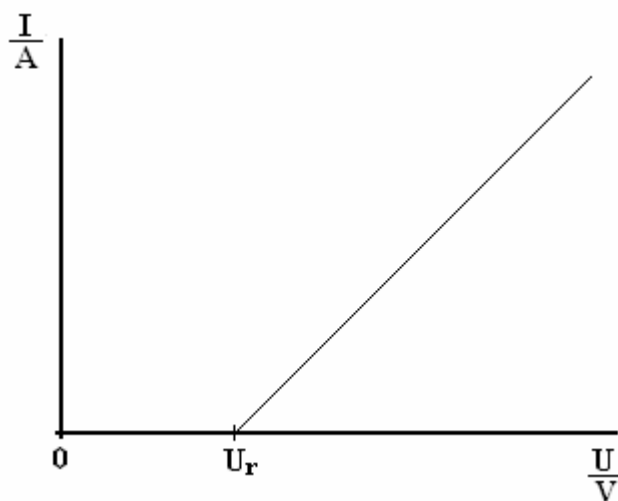
- (5) Napište rovnice pro elektrolytickou disociaci KOH, KNO₃, NaBr, HCl.
- (6) Definujte elektrolytickou disociaci.
- (7) Co to je elektrolýza?
- (8) Co by se stalo, kdybychom elektrolytem s ponořenými elektrodami nechali procházet střídavý proud?
- (9) Co označují pojmy katoda a anoda?
- (10) Co je kation a anion?

Pokusy se dá zjistit, že v okolí roztoků, které vedou elektrický proud, je magnetické pole, že se roztok průchodem elektrického proudu zahřívá a že platí Ohmův zákon po překročení **rozkladného napětí = U_r** .

$$U = R \cdot I + U_r$$

Rozkladné napětí je potřebné k tomu, aby elektrolytem při elektrolýze procházel proud, protože rozkladné napětí překonává polarizační napětí, které vzniká při ponoření elektrod do elektrolytu, a polarizační napětí působí proti napětí zdroje.

Galvanická polarizace elektrod závisí na jejich jakosti, na hustotě proudu, na jakosti elektrolytu, na teplotě a na době průchodu proudu elektrolytem. **Jsou-li elektrody z kovu, jehož sůl je v roztoku, např. články $\text{Cu}(\text{CuSO}_4)\text{Cu}$, $\text{Ag}(\text{AgNO}_3)\text{Ag}$, prochází proud za každého napětí, protože elektrody nejsou téměř polarizované.**



Následkem polarizace elektrod nezměříme odpor elektrolytu při průchodu stejnosměrného proudu elektrolytem, protože polarizační napětí způsobuje zdánlivě větší odpor, než je ve skutečnosti. Polarizace nenastane ihned, ale až po určité době. K měření odporu elektrolytu používáme střídavého proudu, jehož směr se mění tak rychle, že se polarizační napětí nemůže uplatnit. Při měření se používá můstková metoda, avšak místo ampérmetru se používá jako indikátoru telefon, který svým tónem udává střídavý proud. Jsou-li odpory stejné, pak je hlasitost tónu v telefonu nulová.

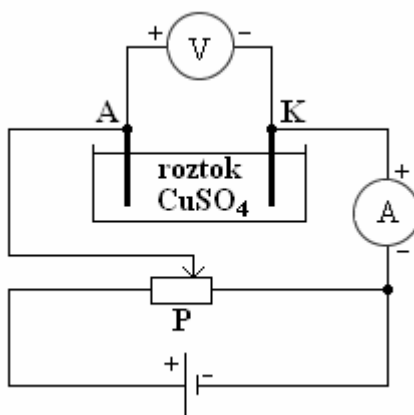
Laboratorní práce č. 1 (DO)

škola:
třída:

datum:

Ověření 1. Faradayova zákona elektrolýzy

Pomůcky: Dvě měděné elektrody, roztok CuSO_4 , kádinka, vodiče, ampérmetr, voltmetr, potenciometr, zdroj stejnosměrného napětí.



Postup práce: Zvážíme katodu před pokusem. Obvod zapojíme podle obrázku a necháme aspoň třikrát procházet proud elektrolytem při určité hodnotě napětí. Měření zapíšeme do tabulky a vždy po vyloučení mědi na katodě katodu zvážíme. Rozdíl hmotností katody před a po měření je hmotnost vyloučené mědi důsledkem elektrolýzy. Hmotnost vyloučené mědi zjištěné pokusem porovnáme s výpočtem podle vzorce, který popisuje 1. Faradayův zákon.

$m_1 = A \cdot Q = A \cdot I \cdot \Delta t$ (g) je hmotnost zjištěná z naměřených hodnot

Elektrochemický ekvivalent mědi je $A = 3,29 \cdot 10^{-4} \text{ g} \cdot \text{C}^{-1}$ a m_2 je hmotnost zjištěná vážením katody.

n	$\frac{I}{\text{A}}$	$\frac{\Delta t}{\text{s}}$	$\frac{m_1}{\text{g}}$	$\frac{m_2}{\text{g}}$	$m_1 = m_2$
1					
2					
3					

Závěr práce:

Galvanické články (ZU, ZAE, F, PPJO)

Galvanický článek mění chemickou energii na elektrickou. Galvanický článek je složen z elektrod a jednoho nebo dvou elektrolytů. Na elektrodách vznikají chemické reakce, které jsou příčinou elektromotorického napětí článku.

Elektrody musí být chemicky různé; přitom ušlechtlejší kov je vždy pólem kladným. Poněvadž potenciálové rozdíly se mění s koncentrací, dostaneme galvanický článek i ponořením dvou elektrod ze stejného kovu do dvou různě koncentrovaných roztoků.

Galvanické články jsou primární (článek se nedá znovu po vybití nabít) a sekundární (článek se dá znovu nabít). Dále se dělí na mokré a suché (podle elektrolytu).

Parametry galvanických článků

1. **druh článku** – primární a sekundární
2. **U_e = elektromotorické napětí (napětí naprázdno)** – napětí na nezatíženém zdroji
3. **R_i vnitřní odpor článku** – v důsledku vnitřního odporu zdroje se po připojení zdroje na spotřebič naměří na zdroji svorkové napětí, které je vždy menší, než napětí naprázdno.
Články s malým vnitřním odporem se nazývají tvrdé zdroje a články s velkým vnitřním odporem měkké zdroje
4. **elektrický výkon P_v** = množství energie, kterou je článek schopen dodat obvodu za jednotku času
5. **kapacita zdroje** – udává, kolik hodin můžeme ze zdroje odebírat proud 1A. Udává se v Ah (ampérhodinách)
6. **měrná energie** = podíl celkové energie a hmotnosti článku (kJ/kg)
7. **hustota energie** = podíl celkové energie a objemu článku (MJ/ m³)
8. **životnost** = doba odebírání energie z článku při běžném zatížení
9. **nabíjecí proud a nabíjecí doba** – pro sekundární články (akumulátory)
10. **účinnost** = podíl výkonu a příkonu
11. **cena** je ovlivněna náklady na výrobu a poptávkou na trhu

Nejjednodušší a nejstarší je **Voltův článek**. Elektrody jsou ze zinku a mědi, elektrolytem je roztok kyseliny sírové. Elektromotorické napětí (napětí naprázdno) je 1,05 V. Vně jde proud od mědi k zinku, uvnitř od zinku k mědi. V důsledku elektrolýzy se kladná elektroda z mědi pokrývá bublinkami vodíku, iony SO_4^{--} dávají s iony Zn^{++} síran zinečnatý $ZnSO_4$, který přechází do roztoku. Zinku z elektrody ubývá a zinek se pokrývá bublinkami kyslíku. Vzniká polarizační článek + O (H_2SO_4) H -, jehož elektromotorické napětí působí proti EMN článku. Polarizační napětí může mít velikost až 1,68 V, takže výsledné napětí klesá na nulovou hodnotu. Aby k tomu nedošlo, tak se v praxi zabraňuje polarizaci tím, že se kladná elektroda, na které se vylučuje vodík, obklopí látkou, která okysličuje vodík na vodu.

Daniellův článek má dva elektrolyty, roztok $CuSO_4$ obklopuje měděnou elektrodu a roztok H_2SO_4 obklopuje elektrodu zinkovou. Elektromotorické napětí článku je 1,1 V. Poněvadž se při práci článku vylučuje na kladné elektrodě měď, nenastává na ní žádná chemická změna, a proto nenastává polarizace. **Článek dává stálé napětí.**

Plochá baterie je odvozena z **Leclanchéova článku**. 3 články s EMN 1,5 V jsou sériově propojeny. Anodou je uhlík, který je obklopen burelem (MnO_2); ten okysličuje vylučující se vodík a tím se zabraňuje polarizaci. Katodou je zinek, elektrolytem je koncentrovaný roztok salmiaku, který je zapuštěn do zvláštní pasty. Elektromotorické napětí článku je 4,5 V.

Olověný akumulátor je sekundární galvanický článek. Aby sloužil jako zdroj stejnosměrného napětí, tak se musí napřed nabít. **Elektrody jsou olovené a elektrolytem je zředěný roztok kyseliny sírové.**

Při nabíjení se anoda pokrývá červenohnědým oxidem olovičitým (PbO_2) a katoda olovem. Z roztoku mizí voda a tvoří se kyselina sírová (roztok se stává koncentrovanějším). Vzniká galvanický článek + PbO_2 (H_2SO_4) Pb -. Při nabíjení vzroste EMN 1 článku až na hodnotu 2,7 V. Při vybíjení putují iony SO_4^{2-} ke katodě, kladné iony H^+ k anodě. Elektrody nabývají původního stavu, mizí kyselina sírová a znovu se vytváří voda. **Pokud klesne při vybíjení napětí 1 článku na hodnotu 1,85 V, je nutné akumulátor znovu nabít. Pod touto hodnotou napětí článku se už akumulátor znovu nenabije a v důsledku chemických změn se akumulátor zničí! EMN celého akumulátoru je 12 V.**

primární články

název článku	elektrody	elektrolyt	$\frac{U_e}{\text{V}}$	$\frac{e_m}{\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}}$	$\frac{e_v}{\text{MJ} \cdot \text{m}^{-3}}$	poznámka
Voltův	+ měď Cu - zinek Zn	k. sírová H_2SO_4	1	?	?	1. galvanický článek
Leclanchéův	+ uhlík C - zinek Zn	salmiak NH_4Cl , burel MnO_2	1,5	240	450	obyčejné baterie
alkalický článek	+ burel - zinek Zn	hydroxid draselný KOH	1,2	280	900	kvalitnější baterie
zinko-stříbrný	+ stříbro Ag - zinek Zn	KOH	2,2	440	1 400	velmi kvalitní baterie
lithiový	+ burel - lithium Li	KOH	3,1	?	2 100	dlouhá životnost

sekundární články

název článku	elektrody	elektrolyt	$\frac{U_e}{\text{V}}$	$\frac{e_m}{\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}}$	$\frac{e_v}{\text{MJ} \cdot \text{m}^{-3}}$	poznámka
olověný akumulátor	+ PbO_2 - Pb	k. sírová H_2SO_4	až 2,7	140	240	tvrdý zdroj
nikl – ocelový akumulátor (NiFe)	+ nikl Ni - ocel	KOH	1,2	?	?	nízká účinnost
nikl kadmiový alkalický akumulátor	+ nikl Ni - kadmium C	hydroxid draselný KOH	1,3	120	350	kvalitnější baterie jedovatý
nikl - vodíkový	+ nikl Ni - MH (M je kov)	KOH	1,3	280	720	kvalitní akumulátory nejedovatý

Alkalické RAM články

Zkratkové slovo RAM vyjadřuje sousloví Rechargeable Alkaline Manganese, což v překladu znamená Manganičitá znovunabíjecí baterie. Tato baterie byla vivinuta týmem Battery Technologies Inc. (BTI) v Kanadě pod vedením Karla Kordesche, který je rovněž autorem původní technologie pro alkalické baterie z šedesátých let 20. století.

Nová baterie RAM PURE ENERGY XL = energeticky čistá znovunabíjecí manganičitá baterie s prodlouženou životností (XL znamená EXtendee Life = prodloužený život) se skládá z anody, která je tvořena slisovanými kroužky oxidu manganičitého (burelu), nasyceného grafitem za účelem zvýšení vodivosti. Tyto kroužky jsou zalisovány do poniklovaného ocelového kalíšku, který tvoří pouzdro. Anoda dále obsahuje přísady umožňující opakované nabití. Katodu tvoří žele nasycené práškovým zinkem Povrch zrníček je ošetřen indiem. Vývod katody je ocelová pozlacená jehla s čepičkou, která je záporným vývodem. Separátor odděluje anodu a katodu, aby nedocházelo ke zkratu a mohly přitom probíhat chemické reakce. Separátor je z netkané textilie a celofánu.

Vlastnosti RAM článků Pure Energy:

- prodávají se plně nabitě a jsou hned připraveny k použití,
- netrpí téměř vůbec samovybíjením a vydrží v nabitém stavu při nepoužívání 4 – 7let,
- netrpí paměťovým efektem a je vhodné je často dobíjet. Čím dříve je započato jejich dobíjení, tím menší chemické změny v nich nastanou a tím vyšší kapacitu mají pro další cyklus
- počet nabíjecích cyklů je 50 - 200
- mají EMN 1,5 V
- mají kapacitu 2 000 mAh u tužkového článku
- snášejí vysoké provozní i nabíjecí teploty (až 60⁰ C), což umožňuje jejich nabíjení solárními nabíječkami na přímém slunci
- jsou ekologicky čisté (mohou se vyhodit do odpadkového koše)
- dodávají se v rozměrech R6 AA (tužková) a R03 AAA (mikrotužková baterie).

Parametr	Alkalické baterie	Akumulátory NiCd	Akumulátory NiMH	RAM	RAM XL
Napětí U_0 (V)	1,5	1,2	1,2	1,5	1,57
Kapacita (mAh)	až 2 400	500 - 800	1 500 – 2 400	1400 - 1600	až 2000
Počet nabíjecích cyklů	1	200	200	25 - 200	50 - 200
Zachování min. kapacity 80 %	7 let	2 měsíce	1 měsíc	5 let	7 let
Paměťový efekt	NE	ANO	minimální	NE	NE
Okamžitě použitelné	ANO	NE	NE	ANO	ANO
Obsah těžkých kovů	bez t. k.	Cadmium	Nikl a Kobalt	bez t. k.	bez t. k.

Použití RAM a RAM XL v praxi:

- fotoaparáty, blesky, kapesní svítilny do odběru proudu 1 A, pagery, operátory, navigace
- minipočítače, digitální hry, dálkové ovladače, měřicí přístroje, zálohy dat, ...

Další uplatnění elektrolýzy v praxi (ZU, ZAE, F, PPJO)

Galvanické pokovování (galvanostegie) – provádí se v roztoku toho kovu, kterým se má předmět pokovovat. Předměty z méně ušlechtilých kovů se pokrývají vrstvou žádaného kovu, aby se povrch předmětu stal odolnější vůči vnějším vlivům. Anoda je deska kovu, kterým se pokovuje, a **katoda je kovový předmět, který se pokovuje**. Běžné je chromování součástek, niklování, stříbření, zlacení, ...

Elektrolytické čištění kovů – kov vyrobený v hutích má mnoho příměsí. Tento kov se dá jako anoda, elektrolytem je vodný roztok soli daného kovu a na katodě se vylučuje čistý kov bez příměsí.

Elektrolytická výroba kovů – čisté kovy se vyrábějí elektrolýzou z roztavené rudy. Například hliník se vyrábí elektrolýzou roztaveného oxidu hlinitého (bauxitu). Anodou jsou silné uhlíkové elektrody, katodou uhlíková vana naplněná rudou. Roztavený hliník klesá ke dnu vany a odtud se vypouští.

Galvanické „leptání“ - kovová deska se pokryje nevodivou vrstvou, do které se vyryje požadovaný obrazec. Deska se použije jako anoda ponořená do roztoku soli daného kovu a elektrolýzou dojde k odstranění („vyleptání“) kovu z nepokryté části desky.

Galvanoplastika - odlitky se zhotovují na nevodivé matrici pokryté vrstvou vodivého grafitu. Elektrolýzou se na matrici vytvoří tenká vrstva kovu jako její dokonalý kovový „obtisk“.

Koroze – je oxidace povrchu kovu způsobená vzdušným kyslíkem a vlhkostí vzduchu. Kov a voda tvoří galvanický článek, kde působí elektrolýza. Tím se povrch kovu znehodnocuje, a proto je třeba korozi kovu zamezit, neboť to vytváří ekonomické ztráty podnikům i běžným spotřebitelům.

Uvedu zde několik metod ochrany kovů proti korozi:

- katodová ochrana,
- voda v parních kotlích se zbavuje ionů průchodem kovovými pilinami,
- povrch kovů se chrání nátěry,
- povrch plechů se pozinkovává.

Cvičení 10

- (1) Definujte 1. a 2. Faradayův zákon
- (2) Co je molární hmotnost?
- (3) Co je mocensví prvku?
- (4) Co je elektrolyt?
- (5) Co galvanický článek?
- (6) Co je galvanický článek primární?
- (7) Co je galvanický článek sekundární?

- (8) Co je tvrdý zdroj? Co je měkký zdroj?
- (9) Co udává kapacita zdroje a v jakých jednotkách se kapacita zdroje uvádí?
- (10) Co udává životnost zdroje?
- (11) Jak vypočítáme účinnost?
- (12) Objasněte princip činnosti olověného akumulátoru.
- (13) U kterých článků dochází k elektrolýze ihned?
- (14) Co jsou RAM články?
- (15) Co znamená označení XL?
- (16) Vyjmenujte aspoň tři výhody RAM článků proti běžným článkům.
- (17) Kde se v praxi používají akumulátory?
- (18) Co je galvanostegie?
- (19) Co je galvanoplastika?
- (20) Jak se elektrolyticky čistí kovy?
- (21) Jak se elektrolyticky vyrábí kovy?
- (22) Objasněte korozi kovů
- (23) Proč se plechy, na které působí povětrnostní vlivy, pozinkovávají?

Na otázky najdete odpovědi v probrané látce.

Kdo chce mít z tohoto učiva známku

- 5 definuje elektrolytickou disociaci a vysvětlí pojem anoda a katoda,
- 4 ovládá pojem elektrolýza a ví, jaké látky se vylučují na katodě a anodě, definuje pojem anion a kation,
- 3 za pomoci učitele a znalostí vzorců pro 1. a 2. Faradayův zákon dopočítá příklady,
- 2 samostatně řeší příklady a objasní princip činnosti galvanických článků, odpovídá správně na otázky ve cvičení,
- 1 příklady řeší samostatně bez chyb a pokud se dopustí chyby, tak ji sám po upozornění učitelem najde a opraví, popíše činnost akumulátoru, článků RAM, vysvětlí další použití elektrolýzy v praxi, odpovídá správně na otázky ze cvičení.