

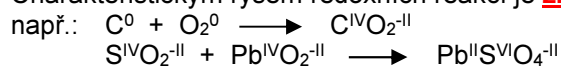
INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

<i>Předmět:</i>	<i>Ročník:</i>	<i>Vytvořil:</i>	<i>Datum:</i>
CHEMIE	PRVNÍ	Mgr. Tomáš MAŇÁK	29. květen 2013
<i>Název zpracovaného celku:</i>			
REDOXNÍ REAKCE			

REDOXNÍ REAKCE

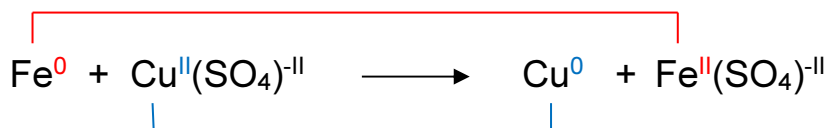
Oxidačně redukční neboli **redoxní reakce** jsou všechny chemické reakce, u nichž dochází k přenosu elektronů mezi reagujícími částicemi.

Charakteristickým rysem redoxních reakcí je změna oxidačních čísel některých reagujících částic:



V redoxních reakcích rozlišujeme dvě dílčí reakce: **oxidaci** a **redukci**.

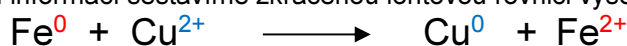
oxidační číslo atomu železa se zvýšilo = **oxidace**



oxidační číslo atomu mědi se snížilo = **redukce**

U aniontu $(\text{SO}_4)^{-\text{II}}$ se oxidační číslo nezměnilo.

Podle uvedených informací sestavíme zkrácenou iontovou rovnici výše uvedené reakce:



Při **oxidaci** dochází ke **snížení počtu elektronů**.
Oxidační číslo oxidovaného atomu **se zvyšuje**.



Při **redukci** dochází ke zvyšování **počtu elektronů**.
Oxidační číslo redukováného atomu **se snižuje**.



Počet přijatých a odevzdaných elektronů je stejný.

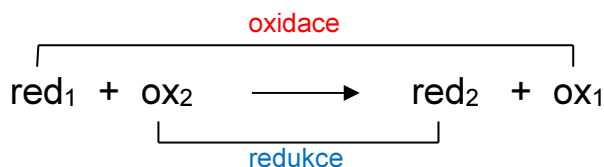
Při redoxních reakcích se jedna částice oxiduje, zatímco jiná se současně redukuje. Jedná se o dva redoxní systémy: Fe/Fe^{2+} a Cu^{2+}/Cu

S redoxními reakcemi souvisí pojmy:

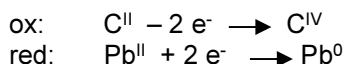
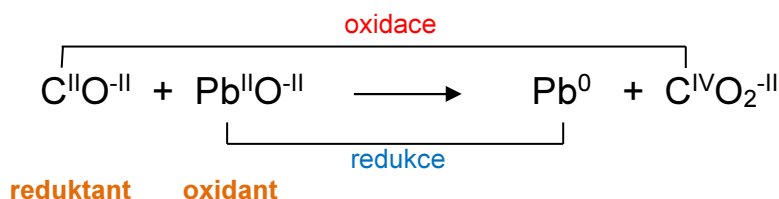
oxidační činidlo (oxidant) – látka, která způsobuje oxidaci jiného reaktantu a sama se přitom redukuje

redukční činidlo (reduktant) – látka, která způsobuje redukci jiného reaktantu a sama se přitom oxiduje

OBECNÝ ZÁPIS REDOXNÍ REAKCE:



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ



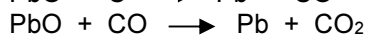
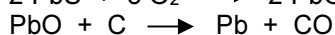
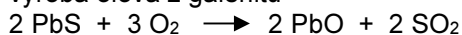
**Počet přijatých i odevzdaných
elektronů v obou dílčích reakcích
musí být stejný!**

Látka, která se snadno oxidační, je silným redukčním činidlem (např. uhlík ve formě koksu, vodík, hliník, sodík, oxid uhelnatý, oxid siřičitý, některé ionty: Fe^{2+} , S^{2-}).

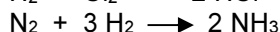
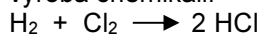
Látka, která se snadno redukuje, je silným oxidačním činidlem (např. kyslík, fluor, chlor, kyselina dusičná, peroxid vodíku, kyselina sírová, některé ionty: Fe^{3+} , Hg^{2+}).

Redoxní reakce mají významné průmyslové využití (elektrolýza, výroba syntetického benzínu, plastů, ...), probíhají při výrobě kovů (např. železo, olovo, měď, cín, hliník), důležitých chemikálií (výroba HCl , NH_3), jsou podstatou důležitých životních dějů v přírodě (dýchání, přeměna živin, fotosyntéza), hoření, tlení, kvašení, spalování paliv; nekontrolovatelný průběh redoxních dějů je podstatou výbuchů a požárů.

Např.: výroba olova z galenitu

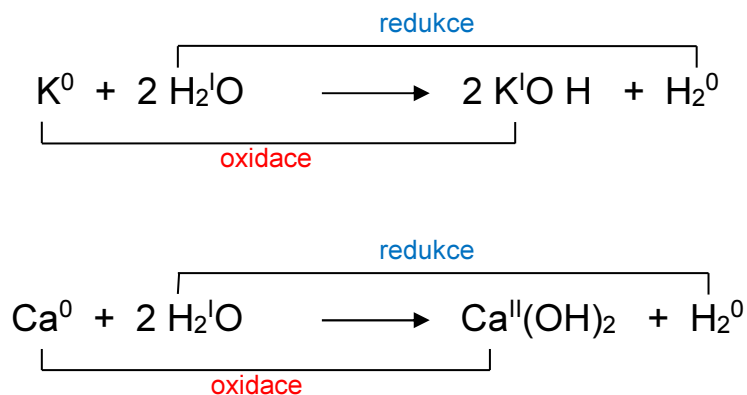


výroba chemikálií



Reakce kovů ve vodném roztoku:

Některé kovy reagují s vodou již při obvyklé teplotě (Na, K, Ca, ...), jiné jen s vodní párou (Fe, Zn, ...), některé kovy nereagují s vodou vůbec (Cu, Ag, Au, Pt, ...).



Podle reakcí kovů ve vodném prostředí tj. podle jejich schopnosti vytvářet kationty (odštěpovat elektrony – oxidovat se) sestavil Nikolaj Nikolajevič Beketov kovy do řady zvané **Beketovova řada napětí kovů** (elektrochemická řada napětí kovů = standardní elektrodový potenciál E^0).

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

kovy reagující s kyselinami, popř. i
s vodou (vzniká vodík H₂)

kovy s kyselinami většinou
nereagující

K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, **H**, Sb, Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

neušlechtilé kovy

ušlechtilé kovy

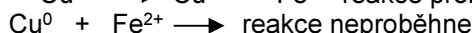
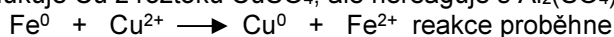
1) **klesá schopnost tvořit kationty:** $\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$

kovy v roztoku tvoří kationty tím, že odevzdávají valenční elektrony; schopnost prvku uvolňovat valenční elektrony se nazývá elektropozitivita

2) **klesají redukční účinky kovů:**

kovy umístěné v řadě více vlevo, mají schopnost redukovat kovy z roztoků solí kovů umístěných od nich vpravo (samy se přitom oxidují, tvoří kationty); kov, který se nachází více vpravo má schopnost oxidovat kov umístěný více vlevo (sám se přitom redukuje)

(Fe vyredukuje Cu z roztoku CuSO₄, ale nereaguje s Al₂(SO₄)₃)



3) **klesá snaha reagovat se zředěnými kyselinami:**

kovy ležící vlevo od vodíku mají schopnost reagovat s roztoky kyselin popř. s vodou za vzniku (vytěsnění) plynného H₂. Reakce je tím intenzivnější, čím je kov dále od vodíku.

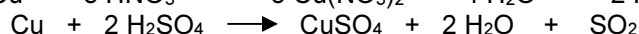
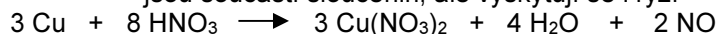
(zředěná HCl + Mg – bouřlivě

zředěná HCl + Sn – pozvolna

zředěná HCl + Cu – vůbec neprobíhá)

neušlechtilé kovy – kovy nalevo od vodíku; jsou rozpustné v kyselinách – uvolňuje se přitom vodík H₂; kovy se snadno oxidují; v přírodě se vyskytují ve formě sloučenin

ušlechtilé kovy – kovy napravo od vodíku; reagují jen s kyselinami, které mají oxidační účinky (konc. H₂SO₄, konc. HNO₃) – vodík se přitom z roztoku neuvolňuje; oxidují se obtížně; v přírodě jsou součástí sloučenin, ale vyskytují se i ryzí



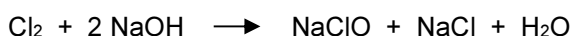
4) **klesá chemická reaktivita**

(K – nutno uchovávat v petroleji, Fe – na vzduchu koroduje, Hg – na vzduchu stálá a s vodou nereaguje)

5) hodnoty E⁰ neušlechtilých kovů jsou záporné; hodnoty E⁰ ušlechtilých kovů jsou kladné.

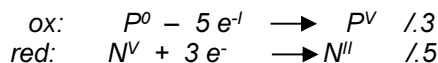
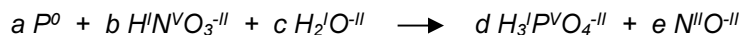
Beketovova řada kovů řadí kovy podle jejich vzrůstajících standardních elektrodových potenciálů E⁰. Čím je E⁰ negativnější, tím snadněji kov uvolňuje elektron a tvoří kationt.

Disproporcionační reakce – zvláštní typ redoxních reakcí (atomy téhož prvku se jednak oxidují a jednak redukují)

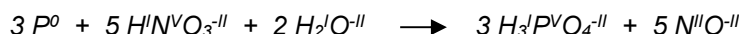
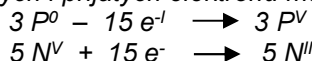


INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Stanovení stechiometrických koeficientů chemické rovnice:



Balance odevzdaných i přijatých elektronů musí být vyrovnaná



Elektrolýza:

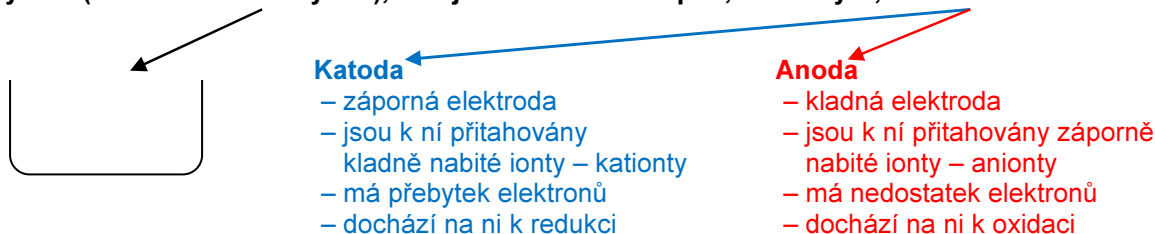
Chemické látky, které obsahují polární nebo iontovou vazbu, se v roztoku štěpí na ionty. Jejich roztoky vedou elektrický proud.

Elektrolyty – chemické sloučeniny, které se při tavení nebo rozpouštění štěpí na ionty (H_2SO_4 ; $NaOH$; $CuSO_4$; $NaCl$ aj.), a tím se stávají vodiči elektrického proudu. Dochází k *elektrolytické disociaci* = štěpení molekul sloučenin na ionty.

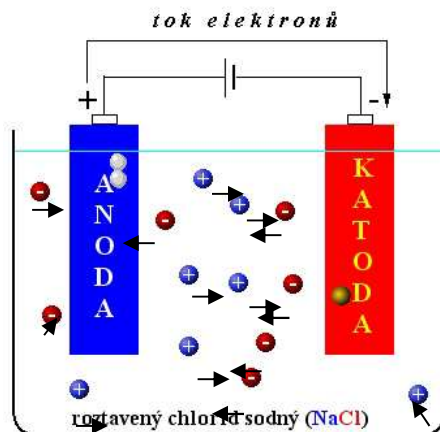
Elektrolýza – elektrochemické děje (redoxní děje), probíhající na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou elektrolytu.

K elektrolýze je zapotřebí:

elektrolýzér (nádoba s elektrolytem), zdroje elektrického napětí, elektrolytu, dvou elektrod



např.: **elektrolýza taveniny NaCl**



zdroj - <http://www.chemierol.wz.cz/9%20elektrochemie%20elektrolýza%204.htm>

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Roztavení krystalu $\text{NaCl} \Rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (vznikají volné ionty Na^+ a Cl^-) $\Rightarrow$ zavedení stejnosměrného elektrického proudu do taveniny se dvěma elektrodami $\Rightarrow$ pohyb iontů k opačně nabitým elektrodám $\Rightarrow$ taveninou prochází elektrický proud.

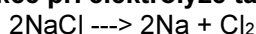
Na^+ jsou přitahovány k záporně nabitě elektrodě (KATODĚ). Od ní přebere každý kationt Na^+ $1e^-$ a redukuje se na atom sodíku: $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}^0$ (redukce)

Cl^- jsou přitahovány ke kladně nabitě elektrodě (ANODĚ). Každý aniont odevzdá $1e^-$ a oxiduje se na atom chloru: $\text{Cl}^- - e^- \rightarrow \text{Cl}^0$ (oxidace)

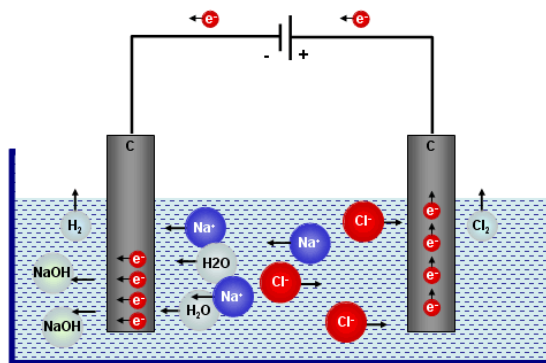
Atomy chloru se spojují do dvouatomových molekul chloru, které se vylučují na anodě. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$

anoda (+): $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$ **oxidace** (vylučuje se chlor)
katoda (-): $2\text{Na}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{Na}^0$ **redukce** (vylučuje se sodík)

Celková reakce při elektrolýze taveniny NaCl :



např.: **elektrolýza vodného roztoku NaCl**



Elektrolýza NaCl – uhlíkové elektrody

© Dragon 2006

zdroj – http://dragonadam.wz.cz/obrazky/elektrolýza_nacl_c.gif

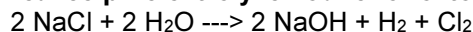


anoda (+): $\text{Cl}^- - 1e^- \rightarrow \text{Cl}$ **oxidace**
 $\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$

katoda (-): $\text{H}^+ + 1e^- \rightarrow \text{H}$ **redukce**
 $\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}_2$

v elektrolyzátoru: $\text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NaOH}$

Celková reakce při elektrolýze vodného roztoku NaCl :



Elektrolýzou roztoku NaCl se průmyslově vyrábí NaOH , H_2 a Cl_2 .

Závěr: Elektrolýza je redoxní reakce vyvolaná průchodem stejnosměrného elektrického proudu elektrolytem. Při elektrolýze probíhají na elektrodách redoxní reakce – na záporné elektrodě (katodě) redukce a na kladné elektrodě (anodě) oxidace.

Význam elektrolýzy:

- výroba některých kovů (Cu)
- výroba chemických prvků a sloučenin (Na , K , H_2 , Cl_2 , Mg , Al , NaOH , KOH)
- elektrolýzou vody se vyrábí čistý kyslík a vodík
- galvanické pokovování (pozinkování, poměďování, pozlacování, postříbřování, pochromování, aj.)
- galvanické články, akumulátory

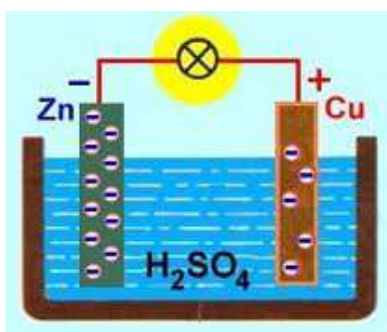
INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Galvanický článek:

Galvanický článek – zdroj (zařízení), ze kterého se na základě redoxní reakce získává elektrický proud (chemická energie se přeměňuje na elektrickou).

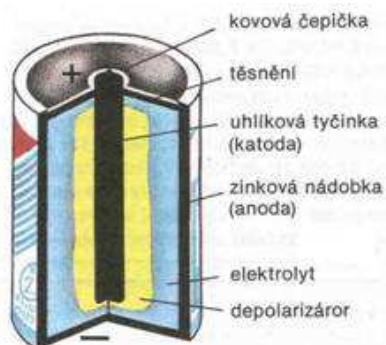
Skládá se z elektrolytu a dvou různých elektrod. Běžným elektrolytem je zředěná kyselina sírová, kladná elektroda (anoda) je z mědi a záporná elektroda (katoda) je zinková. Při ponoření zinkové elektrody do elektrolytu začne probíhat reakce, při které vznikají kationty zinku ($\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$). Roztok se tak nabíjí kladně, zinková elektroda záporně. Na elektrodě zůstanou volné elektrony. Měď se zředěnou kyselinou sírovou reaguje méně ochotně a redukuje se méně než zinek. Vůči zinkové elektrodě se chová jako kladná elektroda ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$).

Mezi oběma elektrodami vzniká napětí. To lze dokázat připojením spotřebiče (žárovky). Elektrony ze zinkové katody přechází přes žárovku k měděné anodě a část jejich energie se mění na světlo.



zdroj - <http://www.cez.cz/edee/content/microsites/elektrina/fyz2.htm>

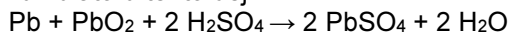
Nejznámější galvanický článk je tzv. suchý článek. Kladnou elektrodou je uhlíková tyčinka, zápornou elektrodou je zinkový obal naplněný směsí MnO_2 a NH_4Cl . Suchý článek se po určité době díky průběhu elektrochemických reakcí vyčerpá a nelze jej obnovit.



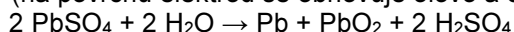
zdroj - <http://www.komenskeho66.cz/materialy/chemie/WEB-CHEMIE9/galvanclanek.html>

Některé galvanické články lze po vybití znovu nabít a použít vícekrát. Elektrochemické články, ve kterých mohou redoxní děje probíhat oběma směry, jsou **akumulátory**. Při nabíjení probíhá elektrolýza a dochází k přeměně elektrické energie na chemickou; při vybíjení se chemická energie při redoxní reakci mění zpět na elektrickou (olověné akumulátory – autobaterie, nabíjecí baterie včetně těch do mobilních telefonů aj.).

Olouvený akumulátor je tvořen dvojicemi olouvených desek, z nichž polovina je povlečena vrstvou PbO_2 . Elektrody jsou ponořeny do roztoku kyseliny sírové o hustotě $1,23\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Při odběru elektrického proudu (vybití) probíhá v olouveném akumulátoru tento děj:



Při nabíjení probíhá děj opačný (na povrchu elektrod se obnovuje olovo a oxid olovičitý):



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Úkoly:

- 1) Zapište redoxní reakci i dílčí rovnice oxidace a redukce při hoření dřevěného uhlí v kyslíku:

- 2) Zapište redoxní reakci hořčíku s kyselinou sírovou i jejich dílčí rovnice oxidace a redukce:

- 3) Doplňte oxidační čísla atomů prvků v následující rovnici. Označte oxidaci a redukci a určete oxidační a redukční činidlo:

$$\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$

- 4) Rozhodněte, které reakce jsou redoxní:
 - a) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - b) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{H}_2 + \text{MgSO}_4$
 - d) $\text{S} + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnS}$
 - e) $\text{CuO} \longrightarrow 2 \text{Cu} + \text{O}_2$
 - f) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - g) $2 \text{Ag}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{Ag} + \text{O}_2$
 - h) $\text{Ba(OH)}_2 + 2 \text{HBr} \longrightarrow \text{BaBr}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - i) $\text{Ca} + \text{F}_2 \longrightarrow \text{CaF}_2$
 - j) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - k) $\text{SnO}_2 + \text{C} \longrightarrow \text{Sn} + \text{CO}_2$

- 5) Určete stechiometrické koeficienty v následujících rovnicích:
 - a) $\text{Al} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
 - b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
 - c) $\text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Li}_2\text{O}$
 - d) $\text{Al} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Al(NO}_3)_3 + \text{Ag}$
 - e) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_3$
 - f) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - g) $\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{MgO}$
 - h) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$
 - i) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
 - j) $\text{KI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$

- 6) Redoxní reakce zapište ve zkrácené formě a pak ve formě dvou dílčích rovnic – oxidace a redukce. U každé určete oxidanty a reductanty.
 - a) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
 - b) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{CO}$
 - c) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$

- 7) Které reakce se na základě Beketovovy řady uskuteční a které nikoliv.
 - a) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
 - b) $\text{Zn} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
 - c) $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag} \longrightarrow \text{Zn} + 2 \text{Ag}^+$
 - d) $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$
 - e) $\text{Zn}^{2+} + \text{Hg} \longrightarrow \text{Zn} + \text{Hg}^{2+}$
 - f) $2 \text{Ag}^+ + \text{Hg} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Hg}^{2+}$
 - g) $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$
 - h) $2 \text{H}^+ + \text{Mg} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Mg}^{2+}$
 - i) $2 \text{Ag}^+ + \text{Zn} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Zn}^{2+}$

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

8) Rozhodněte, zda budou probíhat naznačené chemické děje:

- a) $\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$
- b) $\text{Mg} + \text{FeCl}_2 \rightarrow$
- c) $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- d) $\text{MgSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$
- e) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$
- f) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow$
- g) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
- h) $\text{Au} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- i) $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- j) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
- k) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- l) $\text{Pb} + \text{KCl} \rightarrow$

9) Zakroužkujte kovy, které můžeme použít k přípravě vodíku z kyselin:
Mg, Cu, Sn, Fe, Ag, Al

10) Uveďte příklady využití galvanického pokovování. Kterou elektrodu tvoří kov, který chceme pokovovat?

.....

.....

Použitá literatura a internetové zdroje:

- J. Blažek, J. Fabini: Chemie pro studijní obory SOŠ a SOU nechemického zaměření, SPN 2005
M. Benešová, H. Satrapová: Odmaturuj z chemie, Didaktis 2002
J. Banýr, P. Beneš a kol.: Chemie pro střední školy, SPN 2001
J. Vlček: Základy středoškolské chemie, J. Vlček 2003
V. Pumper, M. Adamec, P. Beneš, V. Scheuerová: Základy přírodovědného vzdělávání pro SOŠ a SOU – CHEMIE, Fortuna 2010
V. Flemr, B. Dušek: Chemie (obecná a anorganická) I pro gymnázia, SPN 2001
T. Kovalčíková: Obecná a anorganická chemie, Pavel Klouda 2004
J. Šíbor, I. Plucková, J. Mach: Chemie – úvod do obecné a organické chemie, biochemie a dalších chemických oborů – učebnice, Nová škola 2011
Výukové materiály a úlohy a cvičení jsou autorsky vytvořeny pro učební materiál.
<http://www.chemierol.wz.cz/>
http://dragonadam.wz.cz/obrazky/elektrolyza_nacl_c.gif
<http://www.cez.cz/>
<http://www.komenskeho66.cz/materialy/chemie/WEB-CHEMIE9/galvanclanek.html>