

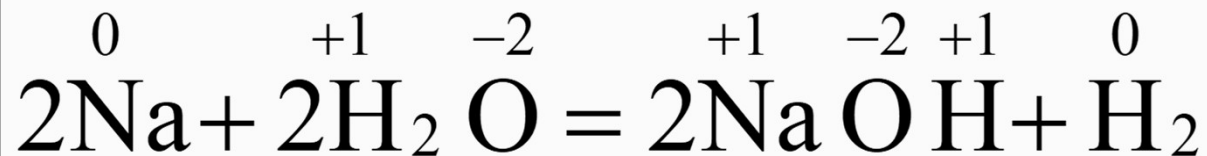
2. Електрохемија (4 часа)

Редокс реакции

При **ХЕМИСКАТЕ РЕАКЦИИ** се менува хемискиот состав (хемискиот идентитет) на материјата. Хемиските реакции симболички се запишува со **ХЕМИСКИ РАВЕНКИ**.

ОКСИДАЦИСКО-РЕДУКЦИСКИТЕ РЕАКЦИИ, ИЛИ РЕДОКС РЕАКЦИИТЕ, се хемиски процеси при кои доаѓа до промена на оксидациската состојба на елементите, како резултат на *размена на електрони* меѓу реактантите во хемиската реакција.

Пример:



Од промената на оксидациската состојба на учесниците во хемиската реакција се гледа дека дошло до размена на електрони помеѓу реактантите. Во дадениот пример, лесно може да се заклучи дека натриумот оддал електрони, а водата ги примила тие електрони. Поточно речено, еден дел од водородните атоми, што биле во составот на водата, ги примиле оддадените електрони од атомите на натриумот.

Секоја редокс реакција се состои од два поодделни процеси, коишто се случуваат истовремено (симултано). Тоа се процесите на **оксидација и редукција**. Од оваа причина овие хемиски реакции се нарекуваат оксидациско-редукциски, или скратено, редокс реакции.

ОКСИДАЦИЈА е процес на **ИСПУШТАЊЕ ЕЛЕКТРОНИ** од некој атом, при што доаѓа до **ЗГОЛЕМУВАЊЕ НА ОКСИДАЦИОНИОТ БРОЈ** на атомот.

РЕДУКЦИЈА е процес на **ПРИМАЊЕ ЕЛЕКТРОНИ** на некој атом при што доаѓа до **НАМАЛУВАЊЕ НА ОКСИДАЦИОНИОТ БРОЈ** на атомот.

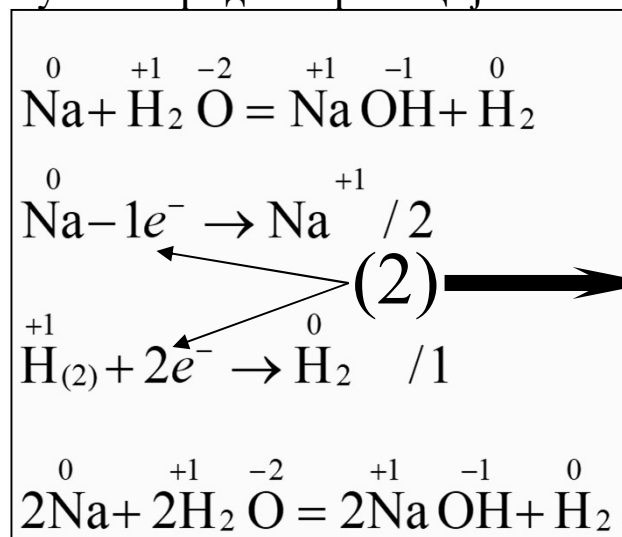
- Супстанцата што го содржи атомот што се *оксидира* е *редукциско средство*.
- Супстанцата што го содржи атомот што се *редуцира* е *оксидациско средство*.

- Процесите на оксидација и редукција се одвиваат симултано, затоа целокупниот процес се нарекува оксидациско-редукциски процес или кратко *редокс процес*.

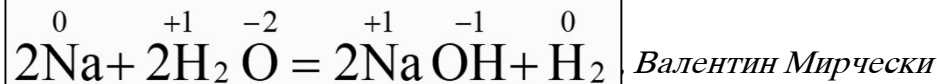
Забелешка: Во природата не е возможно да се случи само еден од овие два процеси издвоено. Со други зборови, не е возможно да се случи хемиска реакција во кој ќе се одвива само оксидација, а притоа да не се одвива истовремено и реакција на редукција. За да се оксидира една честичка, односно, да испушти електрони, мора да постои друга честичка, којашто ќе ги прими испуштените електрони, односно честичка што ќе се редуцира.

Определување на коефициентите на редокс реакциите со електронска шема

- Израмнувањето на редокс равенката започнува со запишување на оксидационите броеви на сите атоми во равенката.
- Равенките кои ги прикажуваат поделните процеси на оксидација и редукција се нарекуваат **ПОЛУРЕАКЦИИ**. Вкупниот број на испуштени електрони мора да е еднаков со вкупниот број на примени електрони. Затоа, се бара најмал заедничко содржател на бројот на испуштени и примени електрони. Коефициентите пред полуреакциите се количник од најмалиот заеднички содржател и соодветниот број на електрони што учествуваат во полуреакцијата.
- Коефициентите пред полуреакциите се запишуваат пред соодветните учесници во вкупната редокс реакцијата.



Најмал заеднички содржател на бројот на испуштени и примени електрони



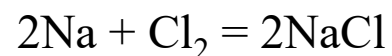
Валентин Мирчески

Видови редокс реакции

Редокс реакции на адиција (присоединување)

- Реакции помеѓу реактивните метали и неметали при што се образуваат бинарни јонски соединенија.

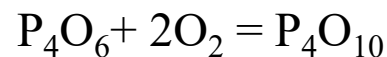
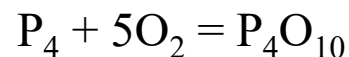
Примери: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$



Најчесто овој вид на реакции се **СПОНТАНИ** и **ЕГЗОТЕРМНИ**.

- Реакции помеѓу неметали.

Примери: $\text{S}_8 + 16\text{Cl}_2 = 8\text{SCl}_4$ (сулфур тетрахлорид)

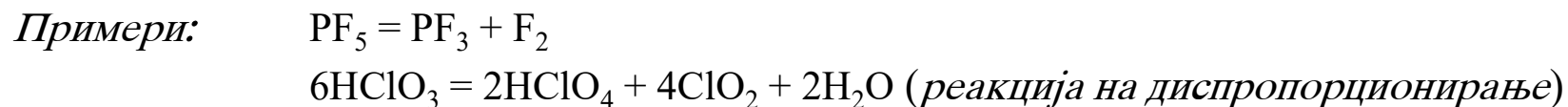


Редокс реакции на разложување



Некои од редокс реакциите на разложување се експлозивни (такви се горните примери) при што се ослободува топлина и гасовити продукти.

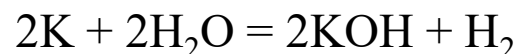
Реакцијата на разложување на NH_4NO_3 се нарекува реакција на **АВТО-ОКСИДАЦИЈА И РЕДУКЦИЈА**, бидејќи самиот реактант, NH_4NO_3 содржи и оксиденс и редуктор.



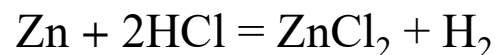
Реакција на **ДИСПРОПОРЦИОНИРАЊЕ** е специфичен вид на редокс реакција на авто-оксидација и редукција. Еден реактант делува како оксиденс и редуктор, при што дел од неговите атоми се оксидираат, а дел се редуцираат при меѓусебна реакција. При овие реакции еден ист вид атоми преминуваат истовремено во повисока и пониска оксидациона состојба.

Редокс реакции на истиснување.

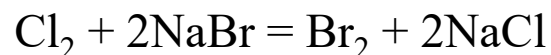
- Алкален метал и вода:



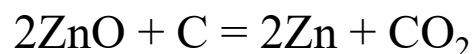
- Метал и киселина:



- Истиснување на халоген елемент од друг халоген елемент:



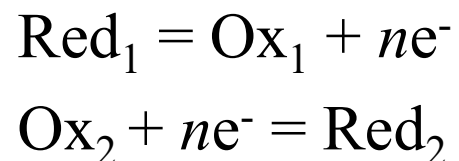
- Реакции на добивање на метали од нивни оксиди при реакција со јаглерод:



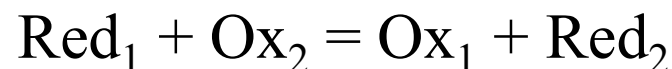
Забелешка: Постојат сложени редокс реакции кои истовремено припаѓаат на повеќе од еден вид на спомнатите редокс реакции.

Редокс рамнотежи

Редокс реакциите најчесто се повратни реакции, односно при редокс реакциите најчесто се воспоставува хемиска рамнотежа. Полуреакциите на вкупниот оксидациско-редукциски процес може да се прикажат како повратни рамнотежни реакции.



Во секоја полуреакција учествува еден оксидиран и еден редуциран облик. Оксидираниот и редуцираниот облик што учествуваат во една полуреакција се нарекуваат *редокс пар*.



За овој рамнотежен систем може да се дефинира константата на рамнотежа на вкупната оксидациско-редукциска реакција:

$$K = \frac{[\text{Ox}_1][\text{Red}_2]}{[\text{Red}_1][\text{Ox}_2]}$$

Меѓутоа и секој редокс пар, односно секоја редокс полуреакција, има своја константа на рамнотежа која се нарекува *константа на рамнотежа на редокс парот*. Рамнотежната реакција на еден редокс пар може да биде напишана на два начини, и притоа да бидат дефинирани две константи на рамнотежа на редокс системот:

$$\text{Red} = \text{Ox} + e^-$$

$$K_{R/O} = \frac{[\text{Ox}][e^-]}{[\text{Red}]}$$

$K_{R/O}$ -константа на рамнотежа на реакцијата на оксидација

ИЛИ



$$K_{O/R} = \frac{[\text{Red}]}{[\text{Ox}][e^-]}$$

$K_{O/R}$ -константа на рамнотежа на реакцијата на редукција

При што важи следнава релација:

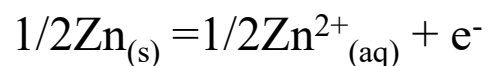
$$K_{R/O} = \frac{1}{K_{O/R}}$$

При ова, константите на рамнотежа на редокс реакциите се дефинирани во однос на еден електрон. Со тоа возможно е да се споредуваат различните редокс парови помеѓу себе.

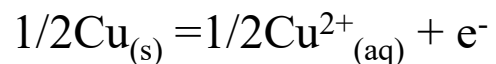
Примери: $\text{Na}_{(s)} = \text{Na}^+_{(aq)} + e^-$

$$K_{R/O} = [\text{Na}^+][e^-] \quad \{K_{R/O}\} = 6,8 \times 10^{45}$$

Забелешка: $\{K_{R/O}\}$ е ознака за бројна вредност на константата на рамнотежа на редокс парот.



$$K_{R/O} = [\text{Zn}^{2+}]^{1/2}[e^-] \quad \{K_{R/O}\} = 7,6 \times 10^{12}$$



$$K_{R/O} = [\text{Cu}^{2+}]^{1/2}[e^-] \quad \{K_{R/O}\} = 1,5 \times 10^{-6}$$

Како може експериментално да се измерат овие константи на рамнотежи? Како е возможно да се изведе само реакција на оксидација на Na, Zn или Cu, а притоа да не се случу редукција на некоја друга супстанца?

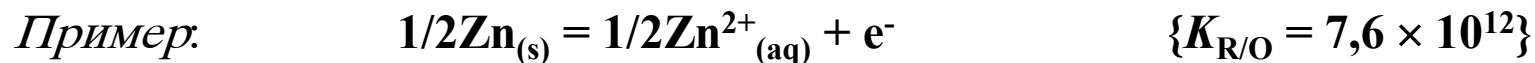
Константите на рамнотежа на овие редокс парови се измерени во однос на полуреакцијата на редукција на протонот (хидрониум јонот) до гасовит водород. Односно, константата на рамнотежа на полуреакцијата на оксидација на натриумот



е всушност константа на рамнотежа на следната вкупна редокс реакција:

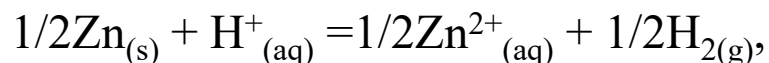


Бројната вредност на константата $K_{R/O}$ ја покажува положбата на рамнотежата на полуреакцијата на оксидација на соодветниот редокс пар. Колку што е бројната вредност поголема, толку е рамнотежата повеќе поместена на десната страна, односно толку е понагласена тенденцијата за оксидација на редуцираниот облик на редокс парот. Тоа значи дека во толкава мера редуцираниот облик на редокс парот е посилено редукциско средство.



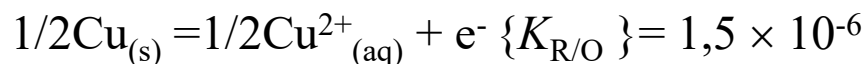
Големата вредност на константата укажува дека цинкот е силен електрон донор.

Бидејќи оваа константа се однесува на реакцијата:

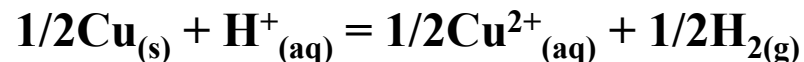


може да заклучиме дека положбата на оваа вкупна оксидациско-редукциска реакција е значително поместена на десната страна. Тоа значи дека реакцијата во која цинкот се оксидира, а водородот се редуцира се одвива многу лесно, односно спонтано (сама од себе).

Но, какво е однесувањето на бакарот? Да ја погледнеме вредноста на неговата константа $K_{R/O}$.

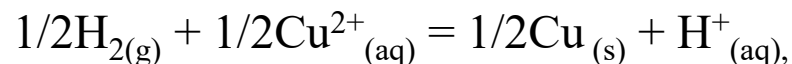


Бројната вредност на константата покажува дека рамнотежата е значително поместена на левата страна. Според тоа, може да се заклучи дека бакарниот јон е силен електронакцептор. Да се потсетиме дека оваа константа се однесува на вкупната реакцијата:



па според тоа може да се заклучи *дека реакцијата во која бакарот се оксидира а водородот се редуцира не се одвива спонтано.*

Но, ако ја напишеме обратната рамнотежна реакција, односно

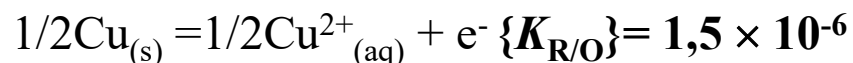
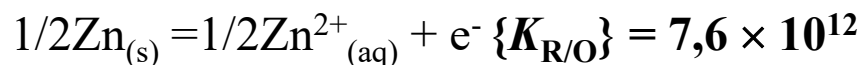


тогаш константата изнесува $\{K\} = (1,5 \times 10^{-6})^{-1} = 6,667 \times 10^5$.

Според ова, реакцијата во која водородот се оксидира, а бакарните јони се редуцираат се одвива спонтано.

Од овие причини при реакција на метален цинк со раствори на киселини (каде има протони заради дисоцијацијата на киселината) се издвојува елементарен водород, а тоа не се случува при реакција со метален бакар.

Ако ги споредиме редокс ситемите:



може да се каже дека металниот цинк е силен електрон донор, а бакарните јони се силен електронакцептор.

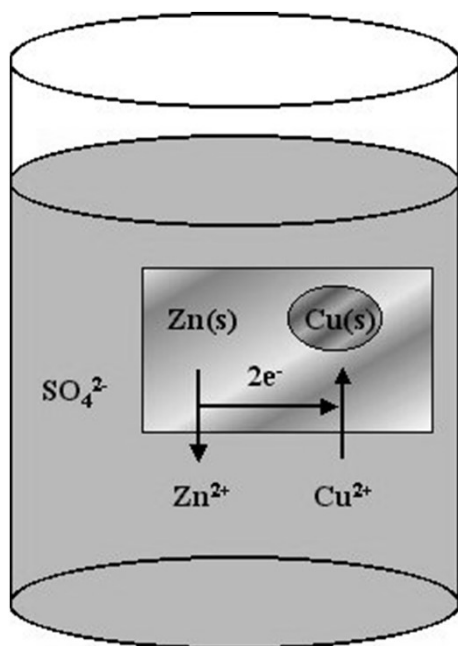
Константата на реакцијата: $1/2\text{Zn}_{(s)} + 1/2\text{Cu}^{2+}_{(aq)} = 1/2\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 1/2\text{Cu}_{(s)}$ е дефинирана како:

$$K = \frac{[\text{Zn}^{2+}]^{1/2}}{[\text{Cu}^{2+}]^{1/2}}$$

Константата на рамнотежа на овој систем е еднаква на односот на константите на полуреакциите на оксидација на цинкот и на бакарот.

Односно:

$$K = \frac{[Zn^{2+}]^{1/2}[e^-]}{[Cu^{2+}]^{1/2}[e^-]} \quad \{K\} = \frac{7,6 \times 10^{12}}{1,5 \times 10^{-6}} = 5,1 \times 10^{18}$$



Бројната вредност на константата покажува дека рамнотежата е силно поместена на десната страна, односно реакцијата во која металниот цинк се оксидира а бакарните јони се редуцираат се одвиваат спонтано. Затоа велите дека цинкот може да ги редуцира бакарните јони. Од овие причини, ако внесеме цинкова прачка во раствор на бакарни јони, ќе започне да се “раствора” цинковата прачка (цинкот од цврст метален цинк преминува во цинкови јони, односно тој се оксидира), а притоа ќе започне таложење на метален бакар на цинковата прачка (бакарните јони се редуцираат и преминуваат во метален бакар).

Галванска (Волтина) ќелија

Може ли размената на електрони помеѓу цинкот и бакарните јони да биде искористена за вршење на некаков вид работа?

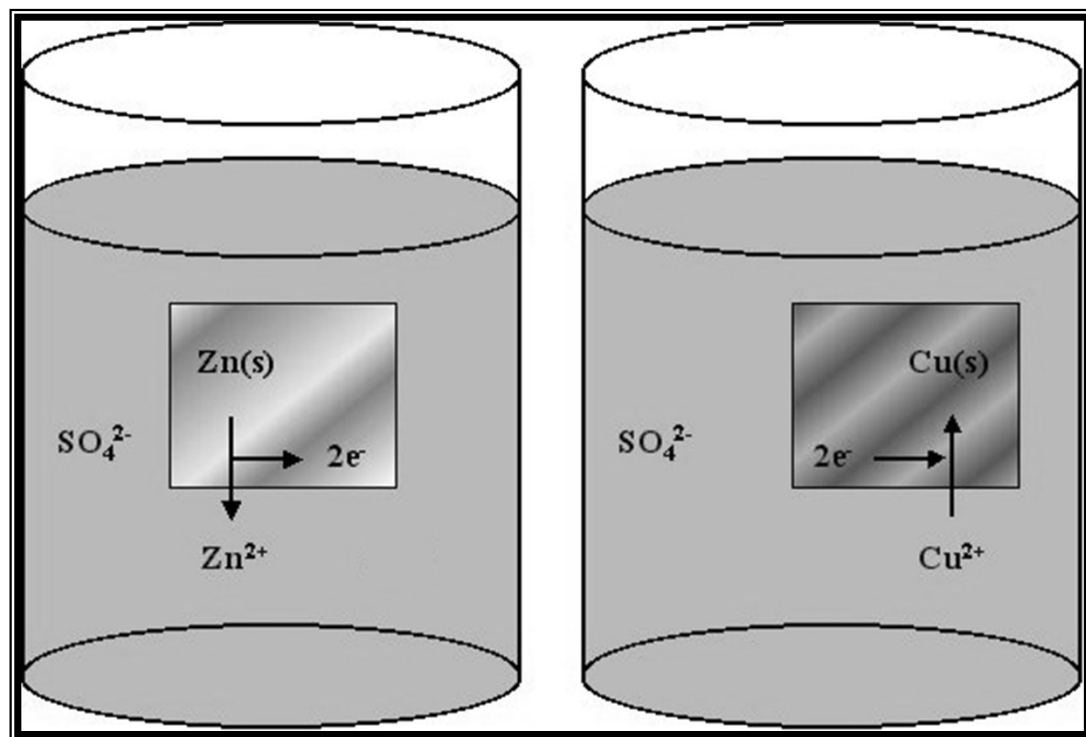
Да! Преносот на електрони може да биде искористен за вршење на специфичен вид работа-електрична работа.

Како е ова возможно? Каков експеримент треба да биде изведен за да преносот на електрони биде искористен за вршење на електрична работа?

За изведување на ваков експеримент неопходно е двата редокс пара да бидат физички раздвоени, односно реакцијата на оксидација и редукција да се одвиваат во различни раствори.

Да разгледаме два поодделни ситеми:

- Раствор на ZnSO_4 во кој е потопена цинкова прачка;
- Раствор на CuSO_4 во кој е потопена бакарна прачка.



Што се случува кога метал ќе биде потопен во раствор што ги содржи јоните на металот? На пример, цинк потопен во раствор на цинкови јони (горната слика). Тогаш започнуваат да се одвиваат два процеси:

- ▢ преод на јоните на цинкот од металната кристална решетка во растворот;
- ▢ преод на јоните на металот од растворот во металната кристална решетка.

Притоа ќе се воспостави хемиска рамнотежа на системот: $M_{(s)} = M^{n+}_{(aq)} + ne^-$. Ова во суштина е рамнотежата што ја разгледувавме во претходната лекција, односно: $Red = Ox + e^-$. Како што веќе знаеме, положбата на оваа рамнотежа е определена од константата $K_{R/O}$.

Ако $K_{R/O}$ е голема вредност, се очекува рамнотежата да биде поместена на значително на десната страна. Од оваа причина, во металната кристална решетка се очекува да се појават вишок на електрони (повеќе електрони отколку што одговараат на присутните атоми на металот во решетката), а во растворот да се појави вишок на метални катјони (повеќе катјони отколку што одговараат на присутните анјони). Така, металот би добил вишок на негативен полнеж, а растворот вишок на позитивен полнеж. Затоа велиме дека **металот има негативен електричен потенцијал во однос на растворот.**

Ако $K_{R/O}$ е мала вредност, се очекува рамнотежата да биде значително поместена на левата страна. Од оваа причина, во металната кристална решетка би се појавиле вишок метални катјони (повеќе метални катјони отколку што одговараат на присутните електрони во решетката), а во растворот би се појавил недостаток на катјони, односно вишок на анјони (повеќе анјони отколку што одговараат на присутните катјони). Така, металот би имал вишок на позитивен полнеж, а растворот вишок на негативен полнеж. Затоа велиме дека **металот има позитивен електричен потенцијал во однос на растворот.**

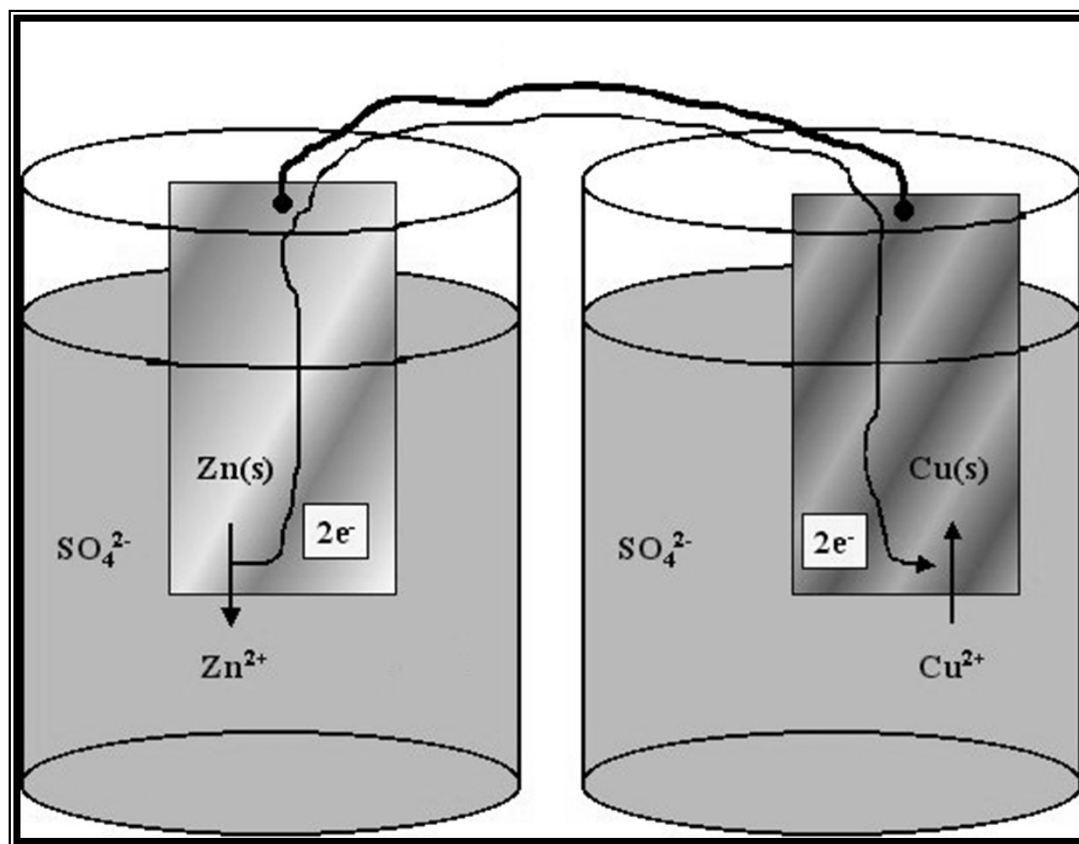
Внимание! Во реалноста, овие процеси практично не се случуваат или се случуваат во сосема незначителен степен. Горните објаснувања се однесуваат на **тенденцијата** на цинковата плоча да испушти цинкови јони во растворот, и на тенденцијата на бакарната плоча да прими бакарни јони од растворот. Пред се, мора да водиме сметка на фактот дека не може да се случи само процес на оксидација или само процес на редукција. Излегувањето на цинкови јони од кристалната решетка на цинкот и нивното преоѓање во растворот е идентично на процесот на оксидација на елементарниот цинк, без притоа да се случи редукција на некоја друга супстанца.

Заклучок:

Колку што е понегативен потенцијалот на металот во однос на растворот на неговите јони, толку е понагласена тенденцијата на металот да испушта електрони и да преминува во јонски облик. Односно, толку соодветниот метал е посилено редуциско средство. Бидејќи металот е силно редуциско средство, неговите јони се слабо оксидациско средство.

Додека пак, колку што е попозитивен потенцијалот на металот во однос на растворот на неговите јони, толку е понагласена тенденцијата металните јони од растворот да примаат електрони и да преминуваат во металната кристална решетка. Односно, толку металните јони во растворот се посилено оксидациско средство. Тоа значи дека металот е слабо редуциско средство.

Сега да се вратиме на нашиот претходен систем (погледни го последниот цртеж на стр. 76) и да ги поврземе цинковата и бакарната плочка со метална жица (проводник на струја од прв ред, или со други зборови, проводник на електрони).

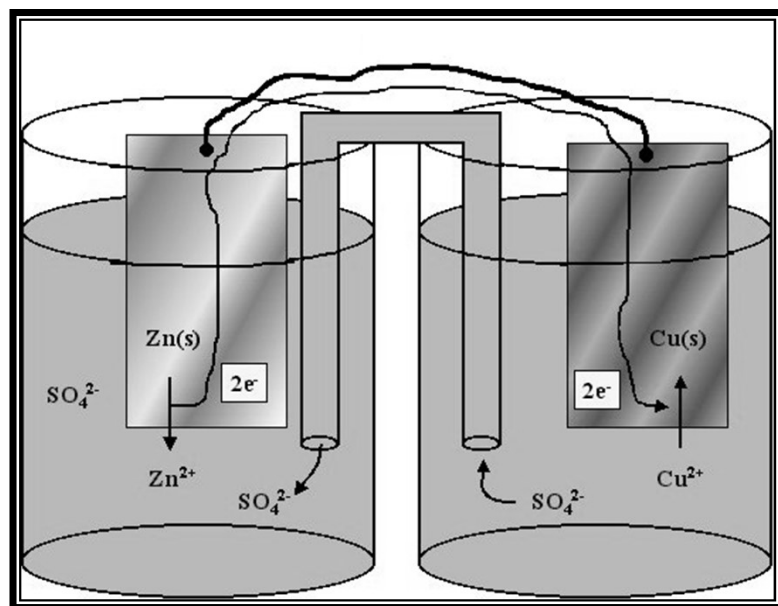


Воспоставувајќи електрична врска помеѓу двете метални плочки, се чини дека електроните ќе почнат да патуваат од цинковата кон бакарната плоча и низ жицата ќе потече мерлива електрична струја. Протокот на електрони веројатно се случува, но тоа трае толку кратко време и тој процес се одвива во толку мал степен, што низ жицата не може експериментално да се детектира течење на електрична струја. *Кои се причините за ова?*

Да се потсетиме на следниве факти:

- Со оксидацијата на металниот цинк до метални јони, во растворот на левата страна од цртежот се создаваат вишок на катјони, односно во растворот се создава вишок на позитивен полнеж.
- Со редукцијата на бакарните јони до метален бакар, во растворот на десната страна од цртежот се создаваат вишок на анјони, односно вишок на негативен полнеж.

Вишокот на полнежи во растворите се спротивставува на текот на електроните. Вишокот на позитивен полнеж во левиот раствор се спротивставува на одведувањето на електроните од цинковата прачка, а вишокот на негативен полнеж во десниот раствор се спротивставува на доведувањето на електроните на бакарната прачка.

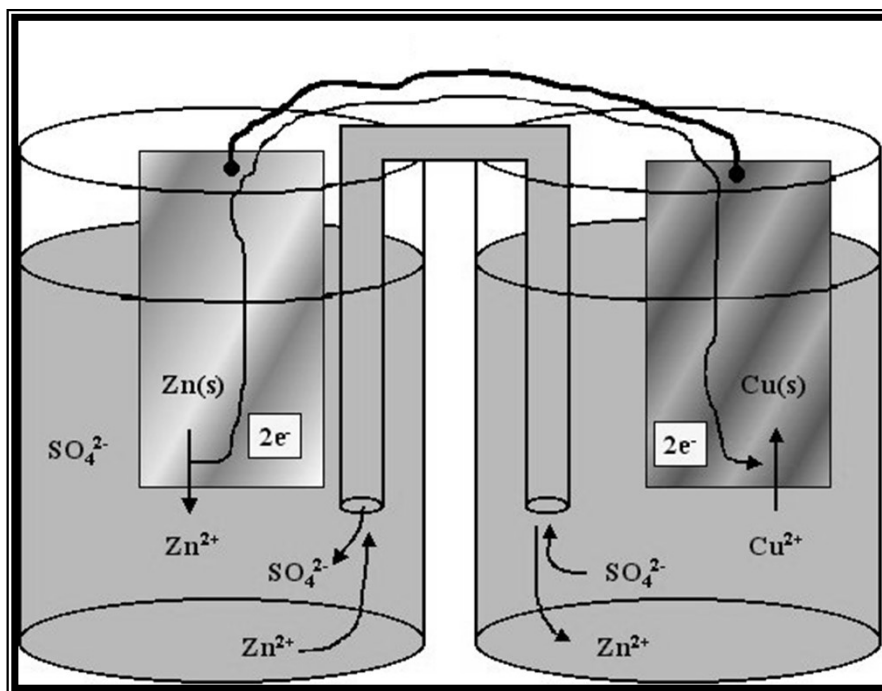


За да започне континуиран проток на електрони низ жицата, неопходно е во текот на процесот да се одржува **електронеутралноста на растворите**, или со други зборови, да доаѓа до електронеурализација (компензација на вишокот на полнеж - вишокот на јони што се појавуваат во растворите). Тоа може да се направи со поврзување на двата раствори преку цевка која содржи воден раствор на некој електролит и овозможува патување на вишокот на јони од едниот кон другиот раствор.

Сега е возможно вишокот на анјони од десната страна да патуваат кон левата страна заради одржување на електронеутралност на растворите. Секако дека електронеутралноста на растворите се отстварува и преку пренос на катјоните од левата кон десната страна. Така во цевката што ги поврзува двата раствори се случува транспорт на јони и тоа:

- Катјоните се движат кон страната каде се случува процес на редукција;
- Анјоните се движат кон страната каде се случува процес на оксидација

Цевката што ги поврзува двата раствори, и содржи раствор на некој електролит, се нарекува електролитен мост.

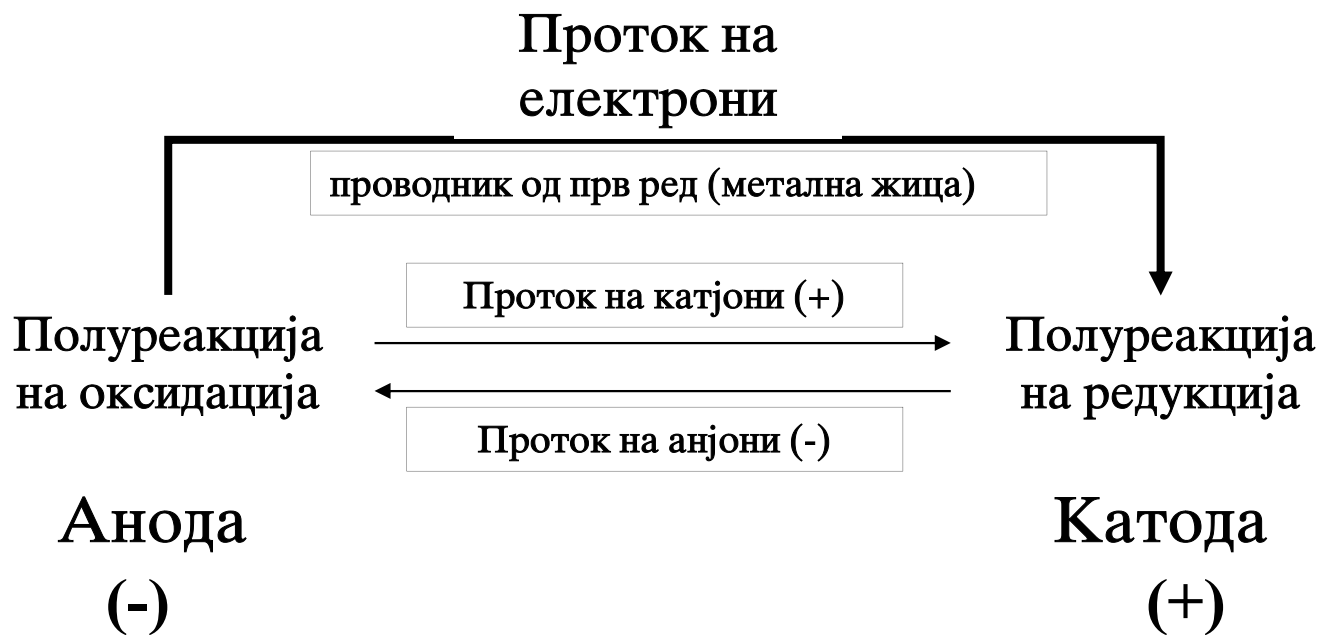


Шематски приказ на целокупниот транспорт на јони и електрони во системот.

Целокупниот систем претставува хемиски извор на електрична струја и се нарекува галванска ќелија.

Во галванската ќелија хемиските трансформации на супстанците можат да се искористат за надворешен проток на електрична струја, која пак може да изврши електрична работа. *Металните прачки потопени во електролитните раствори се нарекуваат електроди.*

- *Електродата на која се случува полуреакцијата на оксидација се нарекува анода.*
- *Електродата на која се случува полуреакцијата на редукција се нарекува катода.*



Електродата и растворот на електролит во којшто е таа потопена се нарекува **полуќелија** на галванската ќелија. Значи галванската ќелија се состои од две полуќелии, поврзани со електролитен мост и со проводник од прв ред.

- Полуќелијата каде се случува полуреакцијата на оксидација условно се означува како **лева полуќелија** (Значи во левата полуќелија се наоѓа анодата).
- Полуќелијата каде се случува полуреакцијата на редукција условно се означува како **десна полуќелија** (Значи во десната полуќелија се наоѓа катодата).

Забелешка! Горните поими, лева и десна полуќелија, немаат врска со физичката взаемна положба на полуќелиите во експериментот и во шематскиот приказ (цртежот) на галванската ќелија.

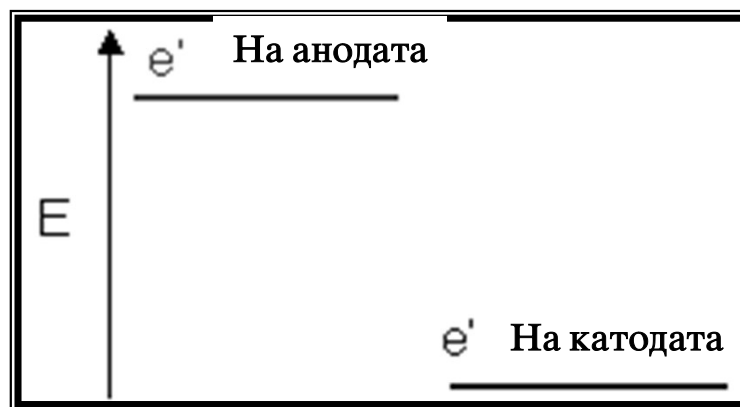
- ☞ Во галванската ќелија анодата (електродата на која се случува процес на оксидација и кон која се движат анјоните) се означува со знак “-”.
- ☞ Во галванската ќелија катодата (електродата на која се случува процес на редукција и кон која се движат катјоните) се означува со знак “+”.

Електромоторна сила на галванската ќелија

☞ Што е она што го овозможува текот на електроните од анодата кон катодата? (во претходниот пример, анода е цинковата електрода а катода е бакарната електрода).

Движечката сила е разликата во потенцијалната енергија на електроните на анодата и на катодата. Потенцијалната енергија на електроните е повисока на анодата во однос на катодата.

☞ Аналогија може да се најде во тенденцијата на сите тела да преминат од состојба на повисока, во состојба на пониска потенцијална енергија (Во водопадите водата се движи од горе (повисока потенцијална енергија) надолу (пониска потенцијална енергија)).



Општа и неорганска хемија II, Аналитичка биохемија, Валентин Мирчески

- Потенцијалната разлика помеѓу електродите на галванската ќелија се мери во волти (V). Волт е единица мерка за физичката величина *електричен потенцијал, E*.
- Секоја електрода се карактеризира со електроден потенцијал.

Пример: Цинкова прачка во раствор на цинкови јони е репрезент на редокс парот: $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$.

- Затоа може да се каже дека електродниот потенцијал е потенцијал на соодветниот редокс пар, или редокс потенцијал.

Важно! Не е возможно да се измери потенцијалот само на еден редокс пар! Она што е возможно да се измери е потенцијалната разлика помеѓу два редокс парови, односно потенцијалната разлика во галванската ќелија составена од два различни редокс парови.

Потенцијалот само на еден редокс пар $M = M^{n+} + ne^-$ не е возможно да се измери затоа што не е возможно да се изведе само полуреакција на оксидација, или пак полуреакција на редукција. Не е возможно една супстанца да испушти електрони ако не постои друга која ќе ги прими истите, без оглед дали електроните ќе бидат разменети во директен контакт помеѓу различните супстанции (хомогена редокс реакција) или пак електроните ќе бидат пренесени преку метален проводник од едната до другата супстанца (галванска ќелија).

Потенцијалната разлика помеѓу електродите на галванската ќелија се нарекува електромоторна сила на ќелијата, E_{mf} .

📄 Електромоторната сила се пресметува како разлика помеѓу потенцијалот на катодата и потенцијалот на анодата на галванската ќелија.

$$E_{mf} = E_{cat.} - E_{anod.}$$

Вредностите за E_{mf} за галвански ќелии формирани од различни редокс системи обично се однесуваат на **стандардни услови**:

- *Температура од 25 °C;*
- *Притисок од 101 325 Pa;*
- *Концентрација на растворите од 1 mol/L;*
- *Стандардна состојба на учесниците во редокс ситемите.*

➤ *Пример:* Стандардна состојба за јаглеродот е графитот, а не е дијамантот, стандардна состојба за кислородот е $O_2(g)$, а не е $O_3(g)$ (озон), итн.

Електромоторната сила на галванската ќелија измерена при стандардни услови се нарекува стандардна електромоторна сила,

$$E_{mf}^{\circ}$$

$$E_{mf}^{\circ} = E_{cat.}^{\circ} - E_{anod.}^{\circ}$$

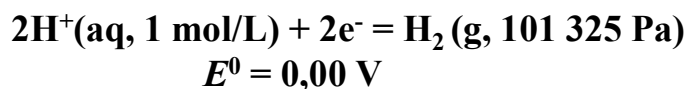
Стандарден електроден потенцијал

- ☞ Електромоторната сила на галванската ќелија зависи од електродниот (или редокс) потенцијалот на двата редокс ситеми од кои таа е образувана. Големината на електромоторната сила зборува истовремено за тенденцијата за испуштање електрони на редокс парот што игра улога на анода, и за тенденцијата за примање електрони на редокс парот што игра улога на катодата. Постојат голем број на редокс парови, и според тоа уште поголем број на взаемни комбинации од редокс ситеми.

Дали е неопходно да бидат измерени (или табелирани) сите можни комбинации на редокс парови? Како да се направи мерен систем, којшто ќе дава информации за потенцијалот само за еден редокс пар, или само за еден електроден потенцијал, или за потенцијалот на една редокс полуреакција (сите три термини: потенцијал на еден редокс пар, електроден потенцијал и потенцијал на редокс полуреакција, се синоними).

- ☞ Ова ќе биде возможно само ако се одбере еден редокс пар чиј потенцијал, по договор, ќе биде сметан за нула. Сите потенцијали на останатите редокс парови ќе бидат измерени во однос на референтниот редокс пар, чијшто потенцијал договорно се зема со вредност нула.

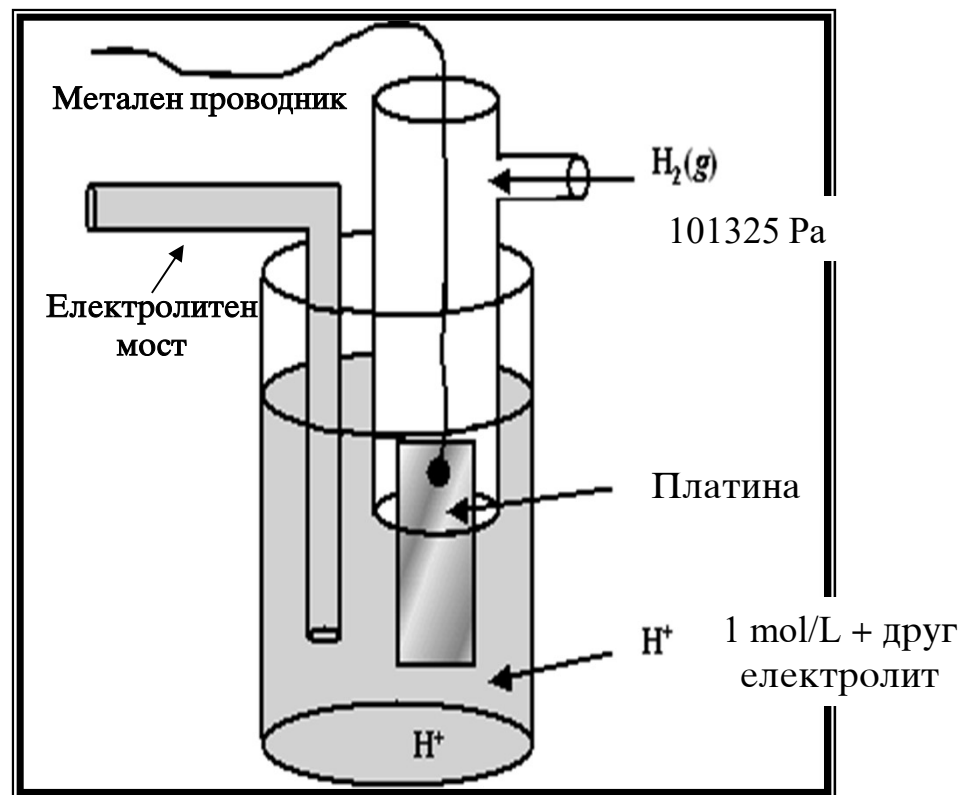
☞ За референтен редокс ситем е одбран ситемот образуван од хидрониум јони (H_3O^+) и гасовот водород, при стандардни услови:



Овој редокс ситем е познат како стандардна водородна електрода (CBE акроним за стандардна водородна електрода, англ. Назив standard hydrogen electrode, SHE).

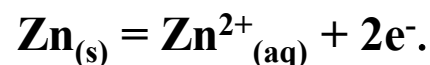
Меѓутоа, како на овој редокс ситем да му донесеме или да му одведеме електрони користејќи метален проводник? Или со други зборови, како практично да го искористиме овој редокс ситем и да образуваме галванска ќелија во комбинација со друг редокс ситем?

Практична изведба на стандардната водородна електрода:

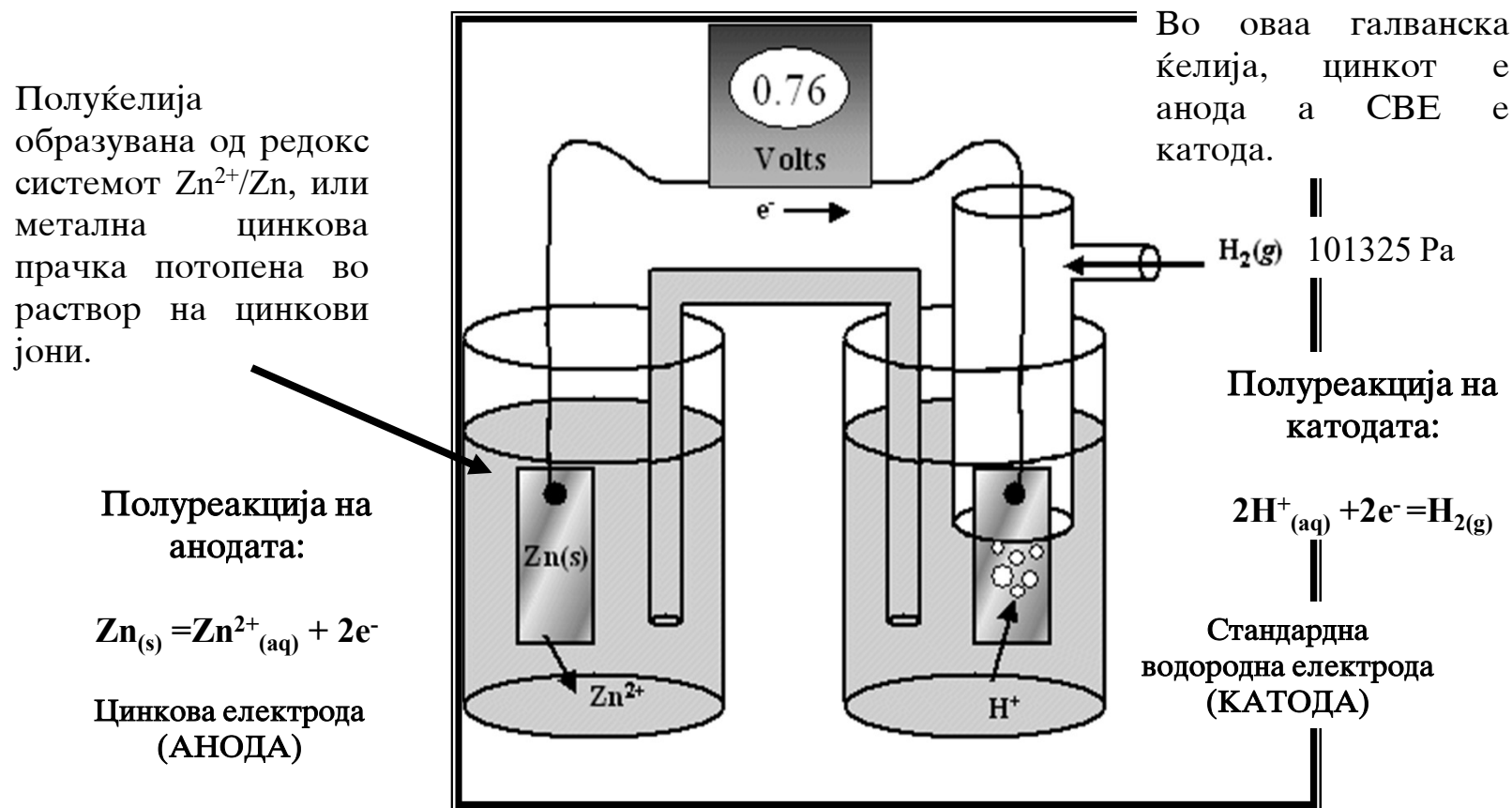


Платинската плоча игра улога на електрода. Меѓутоа платината е хемиски инертна и не разменува јони со растворот. Таа игра улога само на преносник на електрони. Потенцијалот на платинската електродата е определен од потенцијалот на редокс парот $2\text{H}^+/\text{H}_2$.

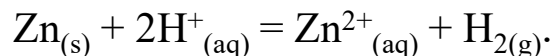
- ☞ За да го измериме редокс потенцијалот на другите редокс системи неопходно е да конструираме галванска ќелија од редокс парот за кој сме заинтересирани и стандардната водородна електрода. Да претпоставиме дека сакаме да го измериме редокс потенцијалот на редокс системот:



- ☞ За оваа цел ќе формираме галванска ќелија во која едната полуќелија ќе биде образуванa од редокс парот Zn^{2+}/Zn а другата полуќелија ќе биде редокс парот $2\text{H}^{+}/\text{H}_2$ или стандардната водородна електрода.



Вкупна редокс реакција во галванската ќелија:



Галванската ќелија јасно покажува дека спонтанa е реакцијата во која цинкот се оксидира, а водородните јони притоа се редуцираат. Обратната реакција не е спонтанa и не може самата да се одвива.

Волтметарот (инструментот што се користи за мерење на електромоторната сила на галванската ќелија) во горниот пример покажува потенцијална разлика од 0,76 V. Според тоа, електродниот потенцијал на цинковата електрода изнесува:

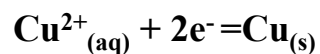
$$\begin{aligned} E^{\emptyset}_{\text{mf}} &= E^{\emptyset}_{\text{cat.}} - E^{\emptyset}_{\text{anod.}} \\ E^{\emptyset}_{\text{mf}} &= E^{\emptyset}_{\text{CBE}} - E^{\emptyset}_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}} \\ 0,76 \text{ V} &= 0,0 \text{ V} - E^{\emptyset}_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}} \\ E^{\emptyset}_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}} &= -0,76 \text{ V} \end{aligned}$$

Стандардниот потенцијалот на редокс системот Zn^{2+}/Zn изнесува - 0,76 V во однос на стандардната водородна електрода.

Сега да видиме колкав е стандардниот редокс потенцијал на системот Cu^{2+}/Cu во однос на CBE.

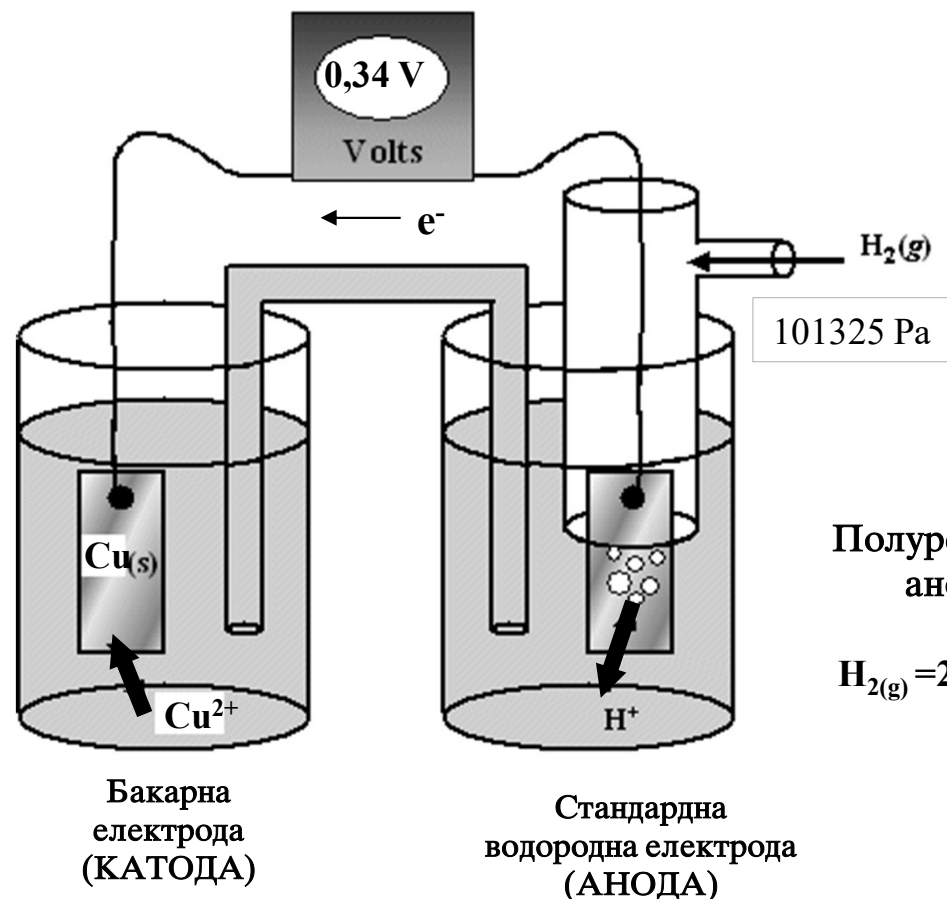
Полуќелија
образувана од редокс
системот Cu^{2+}/Cu , или
метална бакарна
прачка потопена во
раствор на бакарни
јони.

Полуреакција на
катодата:



Бакарна
електрода
(КАТОДА)

Во оваа галванска
ќелија, СВЕ е анода,
а бакарната плоча е
катода.



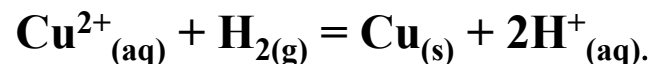
Полуреакција на
анодата:



Стандардна
водородна електрода
(АНОДА)

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{mf}} &= E^{\circ}_{\text{cat.}} - E^{\circ}_{\text{anod.}} \\ 0,34 \text{ V} &= E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{CBE}} \\ E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} &= 0,34 \text{ V} - 0,0 \text{ V} \\ E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} &= 0,34 \text{ V} \end{aligned}$$

Вкупната оксидо-редукциска реакција во галванската ќелија е:



Во овој систем, спонтанa е реакцијата во која водородот се оксидира, а бакарните јони се редуцираат. Или, елементарниот бакар не е способен да ги редуцира водородните јони. Мерењата на електромоторната сила на оваа галванска ќелија покажаа дека редокс парот Cu^{2+}/Cu има позитивна вредност на стандардниот редокс потенцијал. Врз основа на двата последни примери, во кои го прикажавме начинот на мерење на стандардните редокс потенцијали можеме да го изведеме следниов важен заклучок:

Доколку редокс парот Ox/Red има негативен стандарден редокс потенцијал

$$E^{\circ}_{\text{Ox} / \text{Red}} < 0$$

тогаш редуцираниот облик Red има посилна редукциска моќ од елементарниот водород. Оксидираниот облик на овој редокс пар има послаба оксидациска моќ отколку водородните јони. Затоа спонтано се одвива реакцијата во која Red обликот се оксидира, а водородните јони се редуцираат.

Доколку редокс парот O_x/Red има позитивен стандарден редокс потенцијал

$$E^{\circ}_{Ox/Red} > 0$$

тогаш окисдираниот облик O_x има посилна оксидациска моќ од водородните јони. Редуцираниот облик на овој редокс пар има послаба редуциска моќ отколку водородот. Затоа спонтано се одвива реакцијата во која O_x обликот се редуцира, а водородот се оксидира.

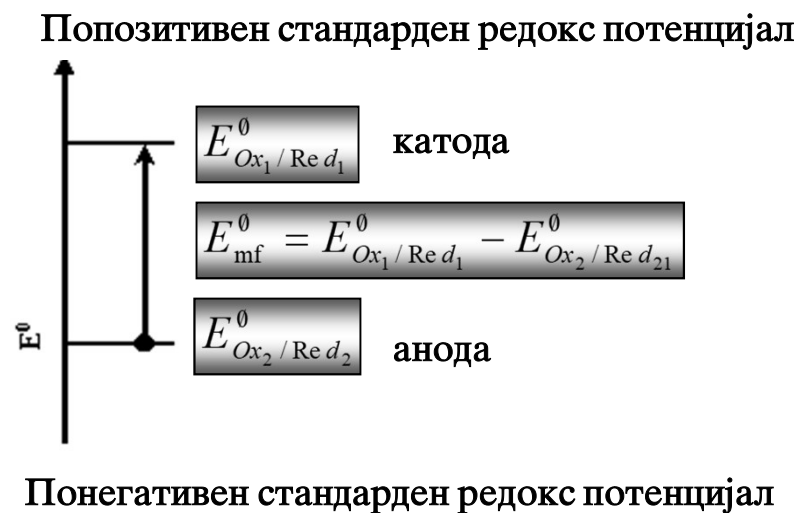
Стандардни редокс потенцијали на некои редокс парови.

Стандарден редокс потенцијал, E°/V	Полуреакција на редуција
1,61	$Ox_{(aq)} + ne^{-} = Red_{(aq)}$
0.80	$Ce^{4+}_{(aq)} + e^{-} = Ce^{3+}_{(aq)}$
0.34	$Ag^{+}_{(aq)} + e^{-} = Ag_{(s)}$
0	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} = Cu_{(s)}$
-0.76	$2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} = H_{2(g)}$
-1,21	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} = Zn_{(s)}$
-3.05	$1/2ZnO_2^{2-}_{(aq)} + H_2O + e^{-} = 1/2Zn_{(s)} + 1/2H_2O$
-2,71	$Li^{+}_{(aq)} + e^{-} = Li_{(s)}$
	$Na^{+}_{(aq)} + e^{-} = Na_{(s)}$

☞ *Колку е понегативен стандардниот редокс потенцијал на редокс парот, толку е посилна редуциската моќ на редуцираниот облик, односно, толку е понагласена тенденцијата на редуцираниот облик да оддава електрони (силен електрондонор).*

☞ *Колку е попозитивен стандардниот редокс потенцијал на редокс парот, толку е посилна оксидациската моќ на оксидираниот облик, односно, толку е понагласена тенденцијата на оксидираниот облик да прима електрони (силен електронакцептор).*

Кога ќе поврземе два редокс парови во галванска ќелија, тогаш врз основа на станарадните редокс потенцијали на одбраните редокс парови, може да се пресмета стандардната електромоторна сила на галванската ќелија (нејзината моќ) и може да се предвиди кој редокс пар ќе биде електрон донор (анода), а кој редокс пар ќе биде електронакцептор (катода).



Редокс парот со понегативен стандарден редокс потенцијал игра улога на анода. Неговиот редуциран облик се оксидира во вкупната оксидо-редукциска реакција.

Редокс парот со попозитивен стандарден редокс потенцијал игра улога на катода. Неговиот оксидиран облик се редуцира во вкупната оксидо-редукциска реакција.

Пример: Да разгледаме батерија (галванска ќелија) образувана од литиум и сребро.

Колкава е E_{mf} на оваа батерија? Кој редокс пар е катода, а кој анода? Кој се оксидира, а кој редуцира? Од табелата на стр. 86 дознаваме:

$$\begin{aligned} E_{Li^+/Li}^{\emptyset} &= -3,05 \text{ V} \\ E_{Ag^+/Ag}^{\emptyset} &= 0,80 \text{ V} \end{aligned}$$

Според вредностите за стандардниот редокс потенцијал може да се заклучи:

Li^+/Li анода. Li се оксидира до Li^+ ;



Ag^+/Ag катода. Ag^+ се редуцира до Ag .

$$\begin{aligned} E_{mf}^{\emptyset} &= E_{cat}^{\emptyset} - E_{anod}^{\emptyset} \\ E_{mf}^{\emptyset} &= E_{Ag^+/Ag}^{\emptyset} - E_{Li^+/Li}^{\emptyset} \\ E_{mf}^{\emptyset} &= 0,80 \text{ V} - (-3,05 \text{ V}) \\ E_{mf}^{\emptyset} &= 3,85 \text{ V} \end{aligned}$$

Напонски ред на металите (Низа на активитет на металите)

Опаѓа стандардниот редокс потенцијал (редокс потенцијалот е се понегативна вредност)		$\text{Red} \rightarrow \text{Ox} + ne^-$		Расте редукционата моќ на редуцираниот облик (елементарениот метал)
		$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$		
		$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$		
		$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$		
		$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$		
		$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$		
		$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$		
		$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$		
		$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$		
		$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$		

Во правецот на стрелките:

- расте редуциската моќ на металот;
- неговата оксидација е се полесна;
- опаѓа стандардниот редокс потенцијал (E^0 е се понегативен број);
- Расте хемиската активност на металот.