



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
**Рубцовский индустриальный институт (филиал)**  
федерального государственного бюджетного образовательного  
учреждения высшего образования  
«Алтайский государственный технический университет им. И.И. Ползунова»  
(РИИ АлтГТУ)

**Н.Н. Аветисян**

## **ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ В ЭЛЕКТРОЭНЕРГЕТИКЕ**

Методические указания для студентов направления подготовки  
13.03.02 «Электроэнергетика и электротехника» заочной формы обучения  
по дисциплине «Химические процессы в электроэнергетике»

Рубцовск 2023

УДК 541

Аветисян Н.Н. Химические процессы в электроэнергетике: Методические указания для студентов направления подготовки 13.03.02 «Электроэнергетика и электротехника» заочной формы обучения по дисциплине «Химические процессы в электроэнергетике» / Рубцовский индустриальный институт. Рубцовск, 2023. – 56 с.

Учебно-методические указания предназначены для обеспечения самостоятельной работы студентов инженерно-технических направлений заочной формы обучения.

Представлены программа, общий методический подход, решения типовых задач и контрольные задания, рекомендуемая литература. В приложениях приводятся таблицы основных свойств элементов и их соединений, необходимые при выполнении контрольного задания.

Рассмотрены и одобрены на  
заседании кафедры «Э»  
Рубцовского индустриального  
института  
Протокол № 7 от 23.06.2023г.

Рецензент:  
д.х.н., профессор АГУ

С.В. Темерев

## СОДЕРЖАНИЕ

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ.....	4
СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.....	5
1. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	6
1.1. Теоритеский материал.....	6
1.2. Примеры решения задач.....	9
1.3. Вопросы для самопроверки.....	11
1.4. Контрольные задания.....	11
2.ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ.....	15
2.1. Теоретический материал.....	15
2.2. Примеры решения задач.....	23
2.3. Вопросы для самопроверки.....	26
2.4. Контрольные задания.....	27
3. ЭЛЕКТРОЛИЗ.....	33
3.1. Теоретический материал.....	33
3.2. Примеры решения задач.....	35
3.3 Вопросы для самопроверки.....	39
3.4. Контрольные задания.....	40
4. КОРРОЗИЯ. ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ И СПЛАВОВ ОТ КОРРОЗИИ.....	42
4.1. Теоретическиц материал.....	42
4.2. Примеры решения задач.....	44
4.3 Вопросы для самопроверки.....	46
4.4. Контрольные задания.....	47
5. ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ.....	49
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.....	50
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	51

## ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Студентам-заочникам необходимо тщательно ознакомиться с содержанием методических указаний по дисциплине «Химические процессы в электроэнергетике», рассмотреть примеры решения типовых задач к контрольным заданиям. Полезно составление краткого конспекта при подготовке к экзамену. Изучение курса должно сопровождаться решением задач по данной теме. В соответствии с учебным планом предусмотрено обязательное выполнение одной письменной контрольной работы, что входит в объем самостоятельной работы. Вариант контрольной работы выбирается по таблице, приведенной в конце методических указаний, по двум последним цифрам учебного шифра студента. Например, учебный шифр студента 3117 соответствует варианту 17. Перечень задач для каждого варианта приведен в таблице рядом с номером варианта. В выполняемой контрольной работе следует указать номер задачи и ее условие. Решение должно сопровождаться кратким пояснением, написанием соответствующих формул и уравнений реакций, названиями химических веществ, числовых значений констант, расчетов с указанием размерностей и всех математических преобразований. В конце выполненной контрольной работы указывается дата ее выполнения, ставится личная подпись студента, приводится список использованной литературы в соответствии с требованиями к печатным изданиям. Работа сдается на проверку.

Если работа не зачтена, ее следует выполнить вторично и представить вместе с предыдущей.

Лабораторные работы являются важнейшей составной частью учебного процесса по дисциплине «Химические процессы в электроэнергетике». Они способствуют выработке знаний и умений, приобретению навыков экспериментальной работы. Студенты-заочники выполняют лабораторный практикум параллельно с чтением лекций по курсу, и он осуществляется по месту нахождения вуза

Консультации по всем вопросам, вызывающим затруднения, ведутся преподавателем в письменной или устной форме.

Итоговым контролем является сдача экзамена во II семестре по всему курсу в соответствии с учебным планом, утвержденным Министерством науки и высшего образования РФ.

При сдаче экзамена студент обязан предъявить журнал лабораторных работ с отметкой преподавателя об их выполнении. Допуск к экзамену включает теоретический материал по лабораторному практикуму: окислительно-восстановительные реакции, электрохимические процессы.

К экзамену допускаются студенты, имеющие зачтенную контрольную работу и лабораторный практикум. Экзмен сдается во II семестре при предъявлении лабораторного журнала и зачтенной контрольной работы.

## СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Электрохимические процессы. Окислительно-восстановительные процессы. Определение и классификация электрохимических процессов. Термодинамика электродных процессов. Понятие об электродных потенциалах. Гальванические элементы, электродвижущая сила (ЭДС) и ее измерение. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Ион-селективные электроды и сенсоры. Мембраны и мембранный потенциал. Кинетика электродных процессов. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.

Коррозия и защита от коррозии металлов и сплавов. Основные виды коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.

# 1. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

## 1.1. Теоритеский материал

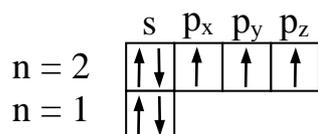
Понятие степени окисления введено для характеристики состояния атома в молекуле и количественной оценки глубины окисления атомов в молекулах органических и неорганических соединений.

**Степень окисления** – это условный заряд атома, который вычисляют исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

### Валентность атома и его степень окисления

Понятие степени окисления следует отличать от валентности атома. Валентность не учитывает полярности химических связей, поэтому не имеет знака. В простейшем случае валентность атома определяется числом электронов, идущих на образование общих электронных пар. Соотношение валентности и степени окисления подробно рассмотрено ниже на примере соединений азота.

Азот  ${}^7\text{N}$



электронная формула  
 $1s^2 2s^2 2p^3$

№ п/п	Общая формула	Структурная формула	Валентность атома азота	Степень окисления атома азота
1	$\text{N}_2$ (азот)	$\text{N} \equiv \text{N}$	3	0
2	$\text{NH}_2\text{OH}$ (гидроксиламин)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{N} - \text{OH} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	3	-1
3	$\text{NH}_2 - \text{NH}_2$ (гидразин)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{N} - \text{N} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	3	-2
4	$\text{NH}_3$ (аммиак)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{N} \\ \diagup \\ \text{H} \\ \text{H} \end{array}$	3	-3

**Степень окисления атомов в молекуле определяется на основе следующих положений:**

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.
2. Степень окисления иона равна заряду иона.

3. Сумма степеней окисления всех атомов или ионов, входящих в состав соединения, равна нулю. Например, в  $\text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3^{-1}$  сумма всех степеней окисления равна  $+3 + 3(-1) = 0$ .

4. Эталонные элементы с постоянной степенью окисления представлены в таблице.

Элемент	Степень окисления	Элемент	Степень окисления	Примечание
K, Na	+1	H	+1	За исключением гидридов, где степень окисления водорода $-1$ .
Mg, Ca	+2	F	$-1$	
Al	+3	O	$-2$	За исключением пероксидов, где степень окисления кислорода $-1$ .

5. Среднюю степень окисления углерода в органических соединениях определяют на основе общей брутто-формулы органического соединения ( $\text{C}_2^{-2}\text{H}_5^+\text{O}^{-2}\text{H}^+$ ;  $\text{C}_2^{-1}\text{H}_4^+\text{O}^{-2}$ ;  $\text{C}_2^0\text{H}_4^+\text{O}_2^{-2}$ ).

### Сущность окисления-восстановления

Окисление атомов того или иного элемента сопровождается повышением степени его окисления, а восстановление – понижением степени окисления. Атомы, ионы или молекулы, присоединяющие электроны, называются **окислителями**, а атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны – **восстановителями**.

Процесс присоединения электронов называется **восстановлением**, а процесс отдачи электронов – **окислением**.

Окислитель в результате окислительно-восстановительной реакции **восстанавливается**, а восстановитель – **окисляется**.

Окисление-восстановление – это единый взаимосвязанный процесс.

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций и определения коэффициентов перед восстановлением и окислением применяют метод электронного баланса.

### Основные этапы составления электронного баланса:

1. Записываем уравнение реакции в молекулярном виде (реагенты – продукты) и определяем атомы элементов, изменяющие свои степени окисления.

2. Составляем электронное уравнение, находим наименьшее общее кратное (НОК) чисел отданных и принятых электронов и коэффициенты перед окислителем и восстановителем.

3. Переносим коэффициенты при окислителе и восстановителе из электронного в молекулярное уравнение.

Осуществляем баланс атомов водорода в левой и правой частях уравнений и, в последнюю очередь – баланс по кислороду.

## Классификация реакций окисления-восстановления

Все окислительно-восстановительные реакции можно разделить на **четыре группы**:

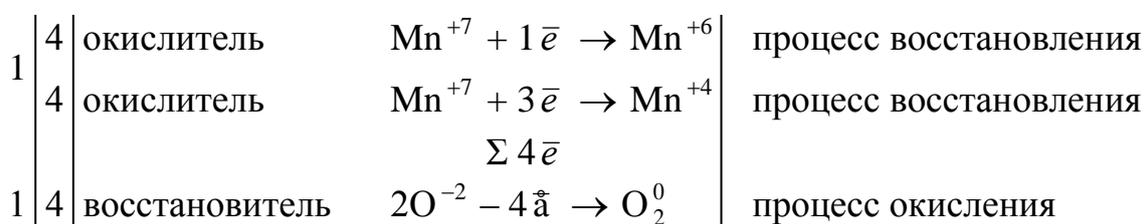
**1. Реакция межатомного и межмолекулярного окисления-восстановления.**

Сюда относится очень большая группа химических реакций, в которых обмен электронами происходит между различными атомами, молекулами и ионами.

**2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления.** Реакции, в которых атом одного элемента, входящий в состав реагента (исходного вещества) окисляется, а атом другого элемента этого же вещества – восстанавливается. К ним относятся многочисленные реакции термического и термоокислительного разложения. Например, термическое разложение окислителя  $\text{KMnO}_4$  при температуре  $200 \div 250 \text{ }^\circ\text{C}$ :



электронное уравнение



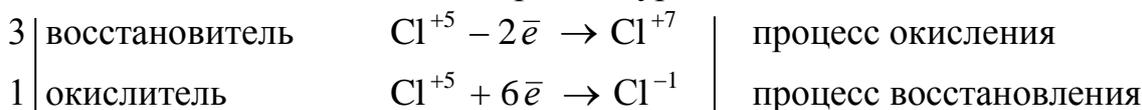
**3. Реакции самоокисления-самовосстановления** (реакции дисмутации или диспропорционирования).

Реакции, в которых атомы одного и того же элемента, входящего в состав реагента (исходного вещества), одновременно окисляются и восстанавливаются.

Например, термическое разложение бертолевой соли ( $\text{KClO}_3$ )



электронное уравнение



Коэффициент при  $\text{Cl}^{+5}$ :  $3\text{Cl}^{+5} + 1\text{Cl}^{+5} = 4\text{Cl}^{+5}$

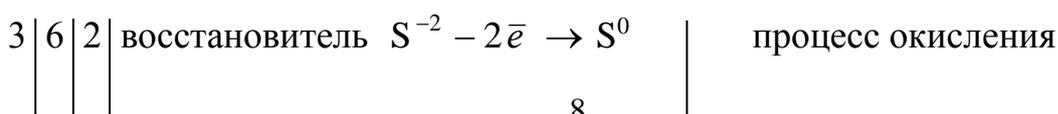


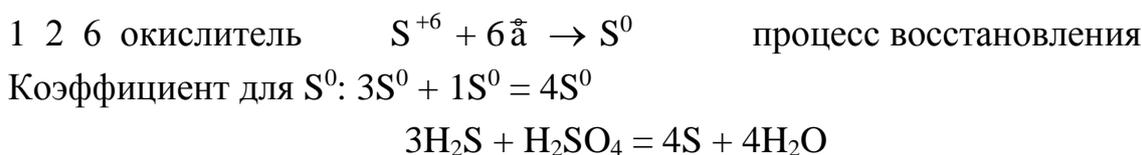
**4. Реакции конмутации или контрдиспропорционирования.**

Реакции, в которых атомы одного и того же элемента, входящие в состав разных исходных веществ, одновременно окисляются и восстанавливаются. Например, взаимодействие сероводорода с  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



электронное уравнение





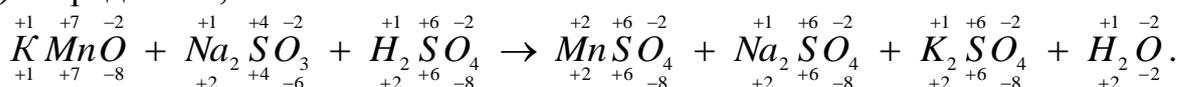
## 1.2. Примеры решения задач

**Пример 1.** Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительной схеме:

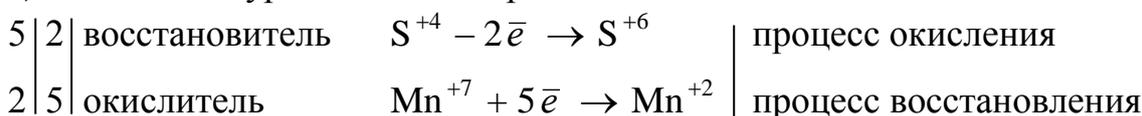


### Решение

1) Определяем, какие атомы изменили степень окисления:



2) Составляем уравнения электронного баланса:



3) Наименьшее общее кратное для 2 отданных и 5 принятых электронов – 10, следовательно, коэффициенты окислителя и восстановителя 2 и 5 соответственно:



4) Переносим коэффициенты окислителя и восстановителя в молекулярное уравнение:



5) Уравниваем число ионов ( $K^+$ ) и сульфат-ионов ( $SO_4^{2-}$ ), поэтому перед  $H_2SO_4$  ставим коэффициент 3.

6) Уравниваем число атомов водорода в **обоих** частях уравнения, поэтому ставим перед  $H_2O$  коэффициент 3:



7) Проверяем правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода. В обеих частях уравнения их по 35.

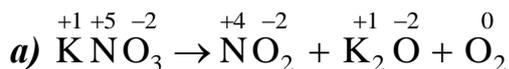
**Пример 2.** Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции термического разложения калийной селитры –  $KNO_3$  и гидрофосфата аммония.

Уравнения реакций термического разложения:

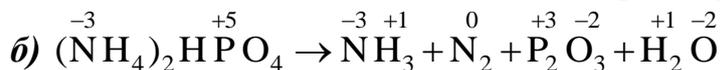
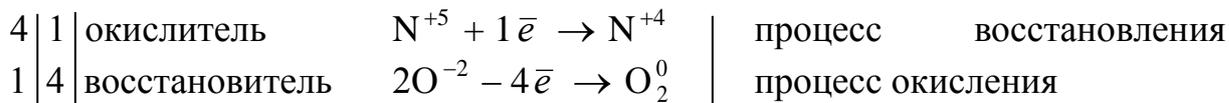


Укажите окислитель и восстановитель в данных реакциях. Какое вещество окисляется в ходе реакции, а какое – восстанавливается?

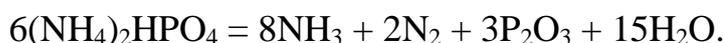
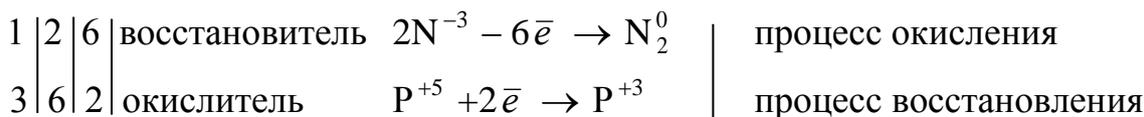
### Решение



электронное уравнение



электронное уравнение



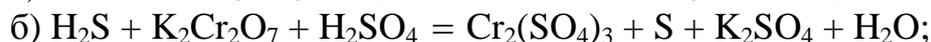
Окислитель в ходе реакции восстанавливается, а восстановитель – окисляется.

**Пример 3.** Исходя из степени окисления азота, серы и марганца в соединениях  $NH_3$ ,  $HNO_3$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $KMnO_4$ , определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

### Решение

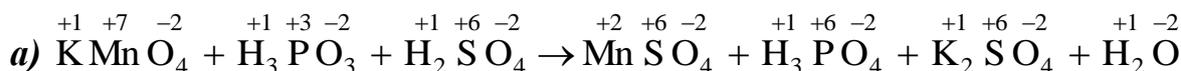
Степень окисления азота (N) в указанных соединениях соответственно равны:  $-3$  (низшая),  $+3$  (промежуточная),  $+5$  (высшая); степени окисления серы (S) соответственно равны:  $-2$  (низшая),  $+4$  (промежуточная),  $+6$  (высшая); степень окисления марганца (Mn) соответственно равны:  $+4$  (промежуточная),  $+7$  (высшая). Отсюда:  $NH_3$ ,  $H_2S$  – только восстановители;  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $KMnO_4$  – только окислители;  $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$ ,  $MnO_2$  – окислители и восстановители.

**Пример 4.** Составьте электронные и молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций, идущих по схемам:

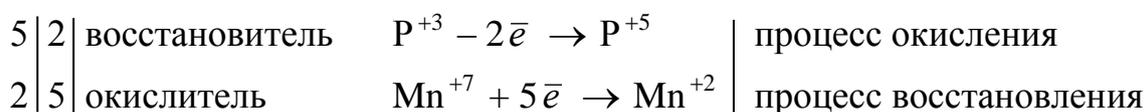


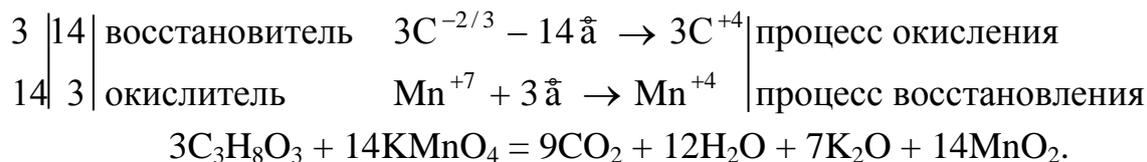
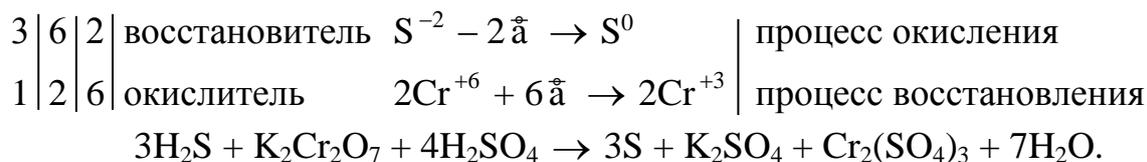
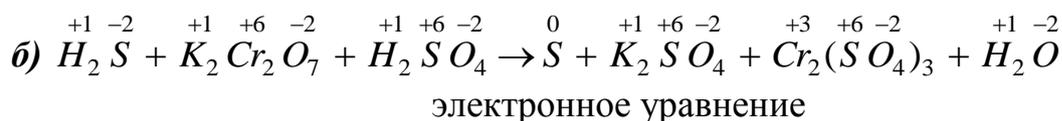
Укажите окислители и восстановители, процессы окисления и восстановления в данных реакциях.

### Решение



электронное уравнение





### 1.3. Вопросы для самопроверки

1. Какие вещества могут быть только окислителями, какие только восстановителями и какие могут проявлять и окислительные и восстановительные свойства в окислительно-восстановительных реакциях? Объясните эти свойства, исходя из электронного строения атомов и ионов.

2. Как определяется молярная масса эквивалента окислителя или восстановителя?

3. Какие окислительно-восстановительные реакции называют реакциями диспропорционирования? Приведите примеры.

4. Какие реакции называют реакциями межмолекулярного окисления восстановления? Приведите примеры.

5. Какие реакции называют реакциями межмолекулярного окисления-восстановления? Приведите примеры.

### 1.4. Контрольные задания

№ 1-25

Окислительно-восстановительные реакции притекают по приведенным схемам. Для каждой реакции укажите: а) окислитель и восстановитель; б) какое вещество окисляется, какое вещество восстанавливается. Составьте электронные уравнения и на основании их расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите тип ОВР.

Номер задачи	Схемы реакций
1	$\text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow$ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ge} + \text{HNO}_3$ (к) + $\text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{GeF}_6 + \text{NO}_2 + \dots$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (к) $\rightarrow$ $\text{S} + \dots$ $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
2	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \dots$ $\text{Rb} + \text{HNO}_3$ (к) $\rightarrow$ $\text{NO}_2 + \dots$ $\text{Al} + \text{HNO}_3$ (к) $\rightarrow$ $\text{NO}_2 + \dots$
3	$\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\rightarrow$ $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KBrO}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KBr} + \text{ZnSO}_4 + \dots$ $\text{Na} + \text{HNO}_3$ (р) $\rightarrow$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$ $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{Cl}_2 + \dots$
4	$\text{K} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow$ $\text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$ $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (к) $\rightarrow$ $\text{H}_2\text{S} + \dots$ $\text{La} + \text{HNO}_3$ (к) $\rightarrow$ $\text{NO}_2 + \dots$
5	$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$ $\text{Bi} + \text{HNO}_3$ (р) $\rightarrow$ $\text{NO} + \dots$ $\text{KMnO}_4 + \text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \dots$
6	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\rightarrow$ $\text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{NaAsO}_2 + \dots$ $\text{Fe} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots$ $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \dots$
7	$\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \dots$ $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 + \dots$ $\text{Au} + \text{HNO}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{AuCl}_3 + \dots$
8	$\text{Ag} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow$ $\text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$ $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ (р) $\rightarrow$ $\text{N}_2 + \dots$ $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \dots$
9	$\text{KJ} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KI} + \dots$ $\text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \dots$

Номер задачи	Схемы реакций
	$\text{Al} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \dots$
10	$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \dots$ $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 + \dots$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$
11	$\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \dots$ $\text{La} + \text{HNO}_3 (\text{p}) \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$ $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3 + \dots$
12	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaOCl}_2 + \dots$ $\text{Rb} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{к}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$ $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
13	$\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \dots$ $\text{K} + \text{HNO}_3 (\text{к}) \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$ $\text{Ge} + \text{HNO}_3 (\text{к}) + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{GeF}_6 + \text{NO}_2 + \dots$
14	$\text{KJ} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{OF}_2 + \dots$ $\text{Be} + \text{HNO}_3 (\text{к}) \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$ $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KBr} + \dots$
15	$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{NO}_2 + \dots$ $\text{NaCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \dots$ $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{к}) \rightarrow \text{CoSO}_4 + \text{O}_2 + \dots$ $\text{KMnO}_4 + \text{As}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots$
16	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{p}) \rightarrow \text{NO} + \dots$ $\text{ClO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KClO}_2 + \dots$ $\text{Cd} + \text{HNO}_3 (\text{p}) \rightarrow \text{N}_2 + \dots$ $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \dots$
17	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots$ $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \dots$ $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3$ $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \dots$
18	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$ $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOBr} + \dots$

Номер задачи	Схемы реакций
	$\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{к}) \rightarrow \text{S} + \dots$ $\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{р}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$
19	$\text{Cs} + \text{HNO}_3 (\text{к}) \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$ $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \dots$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{р}) \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{FeCl}_3 + \dots$
20	$\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$ $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \dots$ $\text{Li} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{к}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$ $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \dots$
21	$\text{Ba} + \text{HNO}_3 (\text{к}) \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$ $\text{KMnO}_4 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{SnCl}_4 + \dots$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \dots$ $\text{V} + \text{HNO}_3 (\text{р}) \rightarrow \text{HVO}_3 + \text{NO} + \dots$
22	$\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 + \dots$ $\text{Pb} + \text{HNO}_3 (\text{р}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{BrO}_3)_2 + \text{HBr} + \dots$ $\text{Fe} + \text{HNO}_3 (\text{р}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$
23	$\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \dots$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \dots$ $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \dots$ $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \dots$
24	$\text{As}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \dots$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \dots$ $\text{CrSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
25	$\text{Sr} + \text{HNO}_3 (\text{к}) \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$ $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{р}) \rightarrow \text{NO} + \dots$ $\text{AgNO}_3 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$



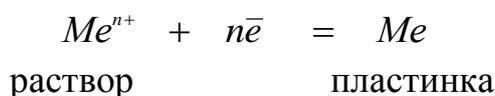
• Если же концентрация ионов металла в растворе достаточно велика, а активность металла сравнительно мала, то металл не только **не** посылает ионов в раствор, **но**, наоборот, часть ионов переходит из раствора в металл.

**При этом между металлом и раствором тоже возникает разность потенциалов**, но только *раствор заряжается отрицательно*, а *металл положительно*.

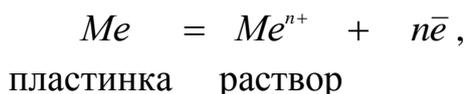
Условно электрод записывается в виде схемы:

- цинковый электрод  $(-)Zn/ZnSO_4$  или  $(-)Zn/Zn^{2+}$ ;
- никелевый электрод  $(-)Ni/NiSO_4$  или  $(-)Ni/Ni^{2+}$ ;
- водородный электрод  $Pt, H_2/H_2SO_4$  или  $Pt, H_2/2H^+$ ;
- медный электрод  $(+)Cu/CuSO_4$  или  $(+)Cu/Cu^{2+}$ .

Если пластину металла (Me) погрузить в раствор, содержащий его ионы:



или



то между металлом и раствором возникает разность потенциалов, которая называется *электродным потенциалом* и обозначается буквой  $\phi$  (фи).

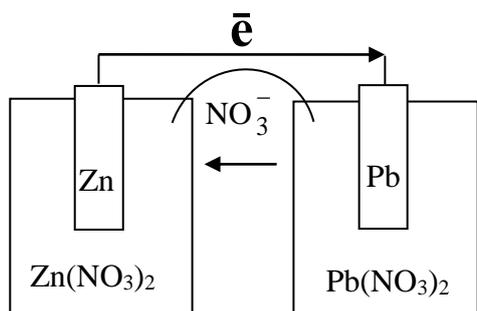
Электродный потенциал зависит от природы металла, концентрации ионов в растворе и от температуры.

Приборы, служащие для превращения химической энергии в электрическую, которая возникает при вытеснении одних металлов другими из растворов солей, называют *гальваническим элементом*.

Кратко гальванический элемент обозначается ХИТ (химический источник тока) или ПИТ (постоянный источник тока).

Каждые два металла (электрода), погруженные в растворы собственных солей, соединенные между собой проволокой и разделенные пористой перегородкой или посредством сифона, заполненного электролитом, образуют гальванический элемент.

Соберём гальванический элемент из цинковой (Zn) и свинцовой (Pb) пластин, опустив в растворы их солей.



При соединении обеих пластинок проволокой появляется ток, направление которого показывает, что электроны перемещаются от Zn к Pb.

Перемещение электронов нарушает равновесие, существующее между металлом и его ионами в растворе, а это вызывает переход нового количества ионов в раствор. Цинковый

электрод отрицательный, металл постепенно растворяется.

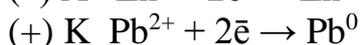
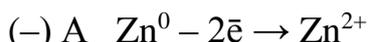
На другом электроде, наоборот, будет выделяться металл Pb, так как пришедшие электроны будут способствовать разрядке ионов свинца.

Zn – будет отрицательным электродом элемента, Pb – положительным.

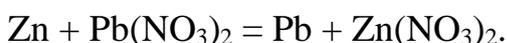
*Отрицательный электрод* в гальваническом элементе называется **анодом** ((-)A), а *положительный* – **катодом** ((+)K).

Таким образом, в гальваническом элементе химическая энергия окислительно-восстановительной реакции преобразуется в электрическую.

Разберем, что происходит на электродах:



или в молекулярной форме:

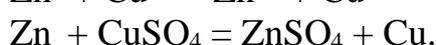
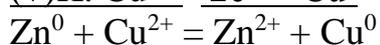
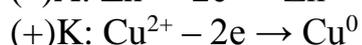
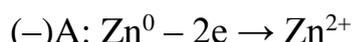
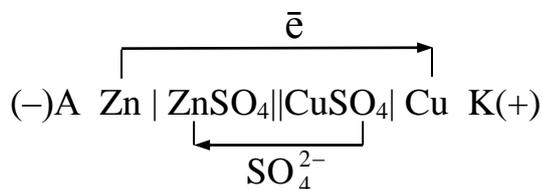


Более активный металл в гальваническом элементе выполняет роль **анода** (Zn). На аноде идут процессы **электроокисления** ((-)A: -ne).

Менее активный металл в гальваническом элементе выполняет роль **катода** (Cu). На катоде идут процессы **электровосстановления** ((+)K: + ne).

### Первый (простейший) элемент Даниэля Якоби

Схема гальванического элемента:



Гальванический элемент может быть изготовлен из любых двух металлов, погруженных в растворы их солей. Необходимым условием работы гальванического элемента является наличие  $\Delta\phi$  (разности потенциалов) между его электродами, которая называется **электродвижущей силой (ЭДС)**.

$$\text{ЭДС} = \phi_1 - \phi_2, \quad \text{ЭДС} > 0, \quad \phi_1 > \phi_2.$$

*Потенциал отдельно взятого электрода* называют **абсолютным**.

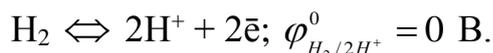
Абсолютные значения электродных потенциалов измерить не удастся. Электродные потенциалы зависят от ряда факторов (природы металла, концентрации, температуры). Поэтому обычно определяют относительные электродные потенциалы в определенных условиях, называемых стандартными электродными потенциалами ( $\phi^\circ$ ).

$\varphi^0$  измеряется относительно стандартного водородного электрода (нормальный водородный электрод). Этот электрод называют электроном сравнения (эталон).

## Нормальный водородный электрод. Понятие о стандартных электродных потенциалах. Ряд активности металлов

### Водородный электрод

Он состоит из платиновой пластинки, покрытой рыхлым слоем платины и погруженной в 2 Н раствор серной кислоты ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Через раствор под давлением 1 атм. пропускают ток чистого водорода ( $\text{H}_2$ ), который поглощается платиной. Насыщенная водородом платиновая пластинка ведет себя так, как если бы она была из водорода. При соприкосновении ее с серной кислотой возникает разность потенциалов (потенциал водородного электрода). Условно он принимается при измерении относительных потенциалов за нуль. Условно водородный электрод обозначают  $2\text{H}^+/\text{H}_2, \text{Pt}$ , где вертикальная черта характеризует поверхность раздела фаз. На границе фаз устанавливается равновесие



**Стандартным электродным потенциалом металла  $\varphi^0$**  называют его электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор собственного иона с концентрацией или активностью, равной ( $C_M = 1$  моль/л), измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 298 К и  $P = 101,3$  кПа условно принимается равным нулю ( $\varphi^0 = 0$ ;  $\Delta G^0 = 0$ ).

При измерении относительных значений электродных потенциалов металлов составляется гальванический элемент из испытуемого электрода и водородного.

Так как потенциал водородного электрода равен нулю, то показания прибора, измеряющего ЭДС гальванического элемента, дадут значение потенциала металла.

По значениям  $\varphi^0$  составлен ряд стандартных электродных потенциалов (приложение), который используется при расчётах ЭДС гальванических элементов. Ряд стандартных электродных потенциалов даёт количественную характеристику активности металлов.

**Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов ( $\varphi^0$ ), получаем так называемый «ряд напряжений».**

Положение того или иного металла в ряду напряжений характеризует его восстановительную способность, а также окислительные свойства его ионов в водных растворах при стандартных условиях. Чем меньше значение  $\varphi^0$ , тем большими восстановительными способностями обладает данный металл в виде простого вещества и тем меньшие окислительные способности проявляют его

ионы, и наоборот. Электродные потенциалы измеряют в приборах, которые получили название гальванических элементов. Окислительно-восстановительная реакция, которая характеризует работу гальванического элемента, протекает в направлении, в котором ЭДС элемента имеет положительное значение. В этом случае  $\Delta G^0 < 0$ , так как  $\Delta G^0 = -nF\varphi^0$  (см. приложение 3).

Существуют специальные таблицы, где помещены стандартные электродные потенциалы. Если стандартный электродный потенциал имеет отрицательный знак, то он находится до водорода; а если положительный, то – после водорода.

Из ряда активности металлов (электрохимического ряда) можно сделать следующие выводы:

- Чем отрицательнее  $\varphi^0$ , тем металл более активный, легче окисляется (-не), труднее восстанавливается.

- Каждый металл этого ряда вытесняет все следующие за ним металлы из растворов их солей.

- Все металлы до  $H_2$  вытесняют его из разбавленных кислот ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ).

Зная  $\varphi^0$  металла, можно определить ЭДС любого раствора:

- Если раствор имеет концентрацию 1 М, то  $\varphi = \varphi^0$ , ЭДС =  $\varphi_1^0 - \varphi_2^0$ .

- Если раствор имеет концентрацию, отличную от 1 М, то пользуемся уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln C_{Me^{n+}}.$$

После введения постоянных величин уравнение примет вид:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C,$$

где  $\varphi^0$  – стандартный электродный потенциал, (В);

n – число электронов, принимающих участие в окислительно-восстановительном процессе;

$C_{Me^{n+}}$  – концентрация (при точных вычислениях – активность)

гидратированных ионов металла в растворе, моль/л;

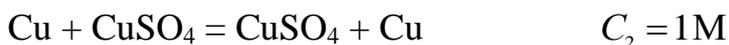
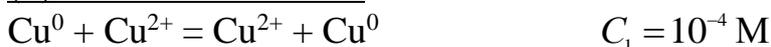
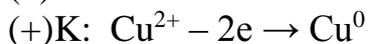
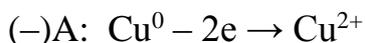
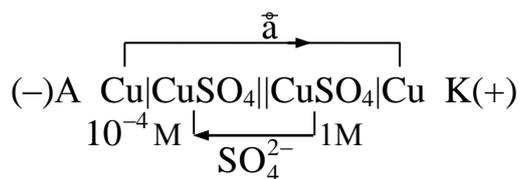
R – универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/моль · К;

T – абсолютная температура раствора, К;

F – число Фарадея, 96500 К/моль.

### Концентрационный гальванический элемент

Концентрационный гальванический элемент изготавливают из электродов одинаковых металлов, погружают в растворы солей, отличающихся по концентрации. Чем больше различие в концентрациях, тем больше ЭДС.



$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,337 \text{ В}$$

$$\varphi_1 = 0,337 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 1 = 0,337 + 0 = 0,337 \text{ В}$$

$$\varphi_2 = 0,337 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-4} = 0,337 - 2 \cdot 0,059 = 0,337 - 0,118 = 0,219 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_1 - \varphi_2 = 0,337 - 0,219 = 0,118 \text{ В.}$$

### Расчет ЭДС и характеристика гальванического элемента

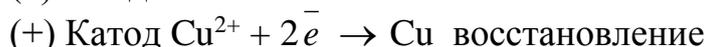
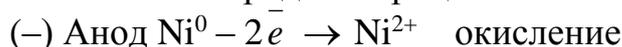
Основные параметры гальванического элемента и расчета ЭДС рассматриваются на примере.

**Пример.** Рассчитать ЭДС элемента, состоящего из никелевой пластинки, погруженной в раствор  $\text{NiSO}_4$  с концентрацией ионов никеля  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$  моль/л, и медной пластинки, погруженной в раствор  $\text{CuSO}_4$  с концентрацией ионов меди  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$  моль/л.

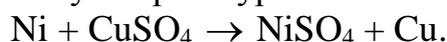
Схема записи гальванического элемента:



Электродные процессы:



Суммарное уравнение:



**АНОД** – электрод, на котором идет процесс окисления. Анодом в гальваническом элементе служит более активный металл, который отдает электроны, имеет более отрицательный потенциал и заряжается отрицательно.

**КАТОД** – электрод, на котором идет процесс восстановления. Катодом в гальваническом элементе является менее активный металл, он заряжается положительно.

В данном гальваническом элементе анодом служит никель, так как его потенциал более отрицательный,  $\varphi_{\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}}^0 = -0,25 \text{ В}$ , а медь будет катодом, потенциал медного электрода равен  $\varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 = +0,34 \text{ В}$ .

Так как электроды опущены соответственно в растворы солей NiSO<sub>4</sub> и CuSO<sub>4</sub> с концентрацией, отличной от стандартной, то их потенциалы рассчитываются по уравнению Нернста:

$$\varphi_{Ni/Ni^{2+}} = \varphi_{Ni/Ni^{2+}}^0 + 0,059/2 \lg C_{Ni^{2+}} = -0,25 + 0,029 \cdot \lg 10^{-2} = -0,31 \text{ В},$$

$$\varphi_{Cu/Cu^{2+}} = \varphi_{Cu/Cu^{2+}}^0 + 0,059/2 \lg C_{Cu^{2+}} = +0,34 + 0,029 \cdot \lg 10^{-2} = 0,28 \text{ В}.$$

ЭДС любого гальванического элемента находят по формуле:

$$E = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}} \quad \text{или} \quad E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}}.$$

В данном случае:

$$E = \varphi_{Cu/Cu^{2+}}^0 - \varphi_{Ni/Ni^{2+}}^0 = 0,28 - (-0,31) = 0,59 \text{ В}.$$

Обосновать возможность работы гальванического элемента можно расчетом  $\Delta G$  суммарной реакции окисления – восстановления, которая лежит в основе работы гальванического элемента.

Если свободная энергия системы уменьшается, то есть  $\Delta G < 0$ , то такой элемент будет работать.

Расчет  $\Delta G$  ведут по уравнению:

$$\Delta G = -nFE,$$

где  $n$  – число электронов, участвующих в реакции;

$F$  – число Фарадея, 96500 Кл;

$E$  – ЭДС гальванического элемента, В.

При  $E > 0$ ,  $\Delta G < 0$ .

В нашем случае:  $\Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,59 = -113870$ .

**ВЫВОД:** гальванический элемент будет работать, то есть давать электрический ток, производить энергию.

### Характеристика направленности химических реакций. Ряд стандартных электродных

Стандартные электродные потенциалы, расположенные по возрастанию  $\varphi^0$ , дают характеристику восстановительной активности атомов металлов (Me) и окислительной активности ионов (Me<sup>n+</sup>).

Чем меньше  $\varphi^0$ , тем активнее металл, сильнее выражены его восстановительные свойства.

Например, натрий активнее цинка, потому что его потенциал меньше:

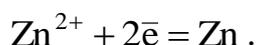
$$\varphi_{Na/Na^+}^0 = -2,74 \text{ В} < \varphi_{Zn/Zn^{2+}}^0 = -0,76 \text{ В}.$$



Чем больше  $\varphi^0$ , тем резче выражены окислительные свойства ионов металлов.

Например, ионы цинка легче восстанавливаются из раствора, принимая электроны, чем ионы натрия, так как потенциал цинка больше, чем у натрия:

$$\varphi_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^0 > \varphi_{\text{Na}/\text{Na}^+}^0.$$



Направленность окислительно-восстановительных реакций определяется значением  $\Delta G$ , которое рассчитывается по формуле:

$$\Delta G = -nFE,$$

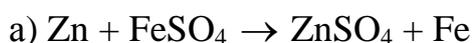
где  $E(\text{ЭДС}) = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}}$ .

Для расчета  $E$  составляются уравнения окислительно-восстановительных реакций и электронные уравнения, чтобы определить восстановитель и окислитель.

Вывод о направленности реакции дается по следующему правилу: при  $E > 0$ ,  $\Delta G < 0$  реакция возможна, равновесие реакции смещено в сторону образования конечных продуктов реакции; при  $E < 0$ ,  $\Delta G > 0$  происходит смещение равновесия в сторону исходных продуктов, процесс невозможен.

**Пример.** Между какими из взятых попарно веществ: а)  $\text{Zn} + \text{FeSO}_4$ , б)  $\text{Ag} + \text{ZnSO}_4$  – пойдет реакция? Какой металл обладает большей восстановительной активностью? Вывод обосновать расчетом  $\Delta G$ .

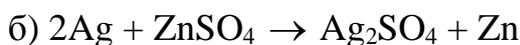
Решение:



$$E = \varphi_{\text{окислителя}}^0 - \varphi_{\text{восстановителя}}^0 = -0,44 - (+0,76) = 0,32 \text{ В.}$$

$$\Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,32 < 0.$$

ВЫВОД: реакция возможна, равновесие смещено вправо.



Электронные уравнения:



$$E = \varphi_{\text{окислителя}}^0 - \varphi_{\text{восстановителя}}^0 = -0,76 - (+0,799) = -1,559 \text{ В.}$$

$$\Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot (-1,559) > 0.$$

ВЫВОД:  $\Delta G > 0$ , реакция невозможна, равновесие смещено влево. Цинк более активный металл, так как его потенциал меньше, чем у серебра:

$$\varphi_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^0 (-0,76 \text{ В}) < \varphi_{\text{Ag}/\text{Ag}^+}^0 (+0,799 \text{ В}).$$

## 2.2. Примеры решения задач

**Пример 1.** Составьте схему и разберите работу гальванического элемента, который описывается схемой:  $\text{Mg} | \text{MgSO}_4 || \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 | \text{Zn}$ ,  $C_{\text{Mg}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л,  $C_{\text{Zn}^{2+}} = 1$  моль/л.

### Решение

Вычисление электродных потенциалов проводим по уравнению Нернста (1):

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Mg}^{2+}},$$

где  $\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^{\circ} = -2,37$  В;

$$n = 2;$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,37 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -2,429 \text{ В.}$$

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Zn}^{2+}},$$

где  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,76$  В;

$$n = 2;$$

$$C_{\text{Zn}^{2+}} = 1 \text{ моль/л.}$$

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,76 \text{ В.}$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -0,76 - (-2,429) = 1,67 \text{ В.} \quad \text{ЭДС} > 0,$$

следовательно, гальванический элемент работает.

**Пример 2.** Рассчитайте, чему равна ЭДС элемента, составленного из медной и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей, если концентрация катиона у анода 0,1 моль/л, а у катода 0,001 моль/л.

### Решение

Стандартные электродные потенциалы магниевого и медного электродов соответственно равны:

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^{\circ} = -2,38 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = 0,34 \text{ В.}$$

Электродный потенциал металла, опущенный в раствор с любой концентрацией катиона в растворе, определяют по уравнению Нернста (1):

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C.$$

Отсюда потенциал магниевого электрода

$$\varphi = -2,38 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -2,409 \text{ В.}$$

Потенциал медного электрода равен

$$\varphi = 0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = 0,25 \text{ В.}$$

Тогда для гальванического элемента

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{окисл}} - \varphi_{\text{восст}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = 0,253 - (-2,409) = 2,662 \text{ В.}$$

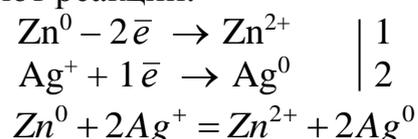
**Пример 3.** Напишите уравнения реакций, происходящих при работе гальванического элемента, состоящего из цинковой и серебряной пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией катионов, равной 1 моль/л.

### Решение

Стандартные электродные потенциалы цинкового и серебряного электродов соответственно равны:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В; } \quad \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0}^0 = 0,80 \text{ В.}$$

В данном случае протекают реакции:



то есть цинк растворяется при работе гальванического элемента, а серебро осаждается в виде металла на серебряной пластине.

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0}^0 - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0}^0 = 0,8 - (-0,76) = 1,56 \text{ В.}$$

Схема гальванического элемента: А (-)  $\text{Zn}^0 | \text{Zn}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}^0$  (+) К

**Пример 4.** Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кадмия (приложение 3). Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией  $10^{-5}$  моль/л, а кадмия – 0,1 моль/л?

### Решение

Электродный потенциал металл ( $\varphi$ ) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,058}{n} \lg C, \quad (1)$$

где  $\varphi^0$  – стандартный электродный потенциал;

$n$  – число электронов, принимающих участие в процессе;

$C$  – концентрация (при точных вычислениях – активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/л.

$\varphi^0$  для никеля и кадмия соответственно равны –0,25 и –0,403 В.

Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях:

$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-5} = -0,399 \text{ В},$$

$$\varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,403 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-1} = -0,432 \text{ В}.$$

При изменившейся концентрации потенциал никеля остался больше потенциала кадмия.

**Пример 5.** Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равен  $-2,41 \text{ В}$ . Вычислите концентрацию ионов магния в моль/л ( $\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,37 \text{ В}$ ).

### Решение

Подобные задачи также решаются на основании уравнения Нернста:

$$-2,41 = -2,37 + \frac{0,058}{2} \lg C,$$

$$-0,04 = 0,029 \lg C,$$

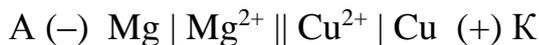
$$\lg C = -\frac{0,04}{0,029} = -1,3793 = 2,6207,$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

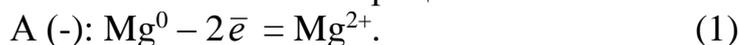
**Пример 6.** Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и медная пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его ЭДС.

### Решение

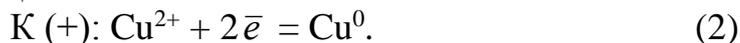
Схема данного гальванического элемента



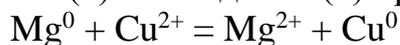
Вертикальная черта обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две черты – границу раздела двух жидких фаз – пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита – электролитический мостик). Магний имеет меньший потенциал ( $-2,37 \text{ В}$ ) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:



Медь, потенциал которого  $0,337 \text{ В}$ , – катод, то есть электрод, на котором протекает восстановительный процесс:



Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного (1) и катодного (2) процессов:



Для определения электродвижущей силы – ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация

ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = 0,337 - (-2,37) = 2,707 \text{ В.}$$

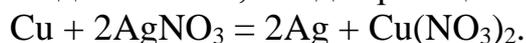
**Пример 7.** Медная пластинка массой 10,0 г была погружена в раствор нитрата серебра, затем промыта водой и высушена. Масса её оказалась равной 11,0 г. Сколько серебра из раствора выделилось на пластинке?

### **Решение**

Для решения этой задачи необходимо знать стандартные электродные потенциалы металлов, то есть место их в ряду напряжений (в ряду активности металлов Бекетова).

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80 \text{ В.}$$

Из этих положительных потенциалов стандартный электродный потенциал меди менее положителен, следовательно, пойдёт реакция вытеснения



Для того чтобы вычислить количество серебра, выделившегося на медной пластинке, надо помнить, что медная пластинка в этой реакции и сама растворяется, теряя в массе.

Обозначим количество растворившейся меди через  $x$  г, тогда масса медной пластинки с учётом её растворения будет  $(10 - x)$  г, масса выделившегося серебра:  $11 - (10 - x) = (1 + x)$  г. Находим массу выделившегося серебра на основе реакции:

$$\begin{array}{r} 64,0 \text{ г Cu} - 2 \cdot 108 \text{ г Ag} \\ x \text{ г Cu} - (1 + x) \\ \hline 216x = 64 + 64x, \quad 152x = 64, \quad x = 0,42 \text{ г.} \end{array}$$

То есть в течение реакции растворилось 0,42 г меди и выделилось  $1 + 0,42 = 1,42$  г серебра.

## 2.3. Вопросы для самопроверки

1. Как величина  $\varphi^0$  характеризует электрохимические свойства металла?
2. Приведите уравнение Нернста и покажите, как определяется потенциал электрода, опущенный в раствор с любой концентрацией катиона металла в нём.
3. Как определить ЭДС гальванического элемента?
4. Что понимают под гальваническим элементом?
5. Как работает гальванический элемент? Покажите на примерах.
6. Как называют положительный и отрицательный электроды в гальваническом элементе?
7. Что такое стандартный водородный электрод; стандартные электродные потенциалы; ряд напряжений.
8. Какие процессы протекают в гальваническом элементе? Покажите на примерах.

## 2.4. Контрольные задания

№ 26-50

Напишите уравнения анодного и катодного процессов, суммарные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения этих процессов, протекающих в гальваническом элементе. Вычислите величину электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента при указанных молярных концентрациях растворов соответствующих солей.

Номер задачи	Схемы реакций
26	$Cu CuSO_4  AgNO_3 Ag$ (1 м)      (0,1 м)
27	$Bi Bi(NO_3)_3  AgNO_3 Ag$ (0,001 м)      (1 м)
28	$Bi Bi(NO_3)_3  Cu(NO_3)_2 Cu$ (0,01 м)      (0,01 м)
29	$Fe FeSO_4  CdSO_4 Cd$ (0,01 м)      (1 м)
30	$Ni NiSO_4  CuSO_4 Cu$ (1 м)      (0,01 м)
31	$Cd CdSO_4  NiSO_4 Ni$ (0,01 м)      (1 м)
32	$Zn Zn(NO_3)_2  AgNO_3 Ag$ (1 м)      (0,1 м)
33	$Cd CdSO_4  CdSO_4 Cd$ (0,01 м)      (1 м)
34	$Ag AgNO_3  AgNO_3 Ag$ (0,0001 м)      (1 м)
35	$Co CoSO_4  CuSO_4 Cu$ (1 м)      (0,01 м)

Номер задачи	Схемы реакций
36	$Ni NiSO_4  Bi(NO_3)_3 Bi$ (0,02 м) (1 м)
37	$Pb Pb(NO_3)_2  AgNO_3 Ag$ (1 м) (0,01 м)
38	$Zn Zn(NO_3)_2  Pb(NO_3)_2 Pb$ (0,02 м) (0,1 м)
39	$Cr CrCl_3  FeSO_4 Fe$ (0,001 м) (0,01 м)
40	$Al Al_2(SO_4)_3  CuSO_4 Cu$ (0,001 м) (0,01 м)
41	$Mg MgCl_2  BiCl_3 Bi$ (1 м) (0,001 м)
42	$Ni Ni(NO_3)_2  AgNO_3 Ag$ (0,01 м) (1 м)
43	$Fe Fe(NO_3)_2  AgNO_3 Ag$ (1 м) (0,1 м)
44	$Mn MnCl_2  CoCl_2 Co$ (0,01 м) (0,1 м)
45	$Mg Mg(NO_3)_2  Pb(NO_3)_2 Pb$ (0,1 м) (1 м)
46	$Zn Zn(NO_3)_2  Cu(NO_3)_2 Cu$ (0,1 м) (1 м)
47	$Mg Mg(NO_3)_2  Al(NO_3)_3 Al$ (0,01 м) (0,001 м)
48	$Zn ZnSO_4  NiSO_4 Ni$ (1 м) (0,1 м)

Номер задачи	Схемы реакций
49	$Mn Mn(NO_3)_2  Bi(NO_3)_3 Bi$ (0,1 м) (0,02 м)
50	$Pb Pb(NO_3)_2  Pb(NO_3)_2 Pb$ (0,0001 м) (1 м)

#### № 51-75

51. Вычислить ЭДС гальванического элемента:  $(-)\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}(+)$  при стандартных условиях. Рассчитать  $\Delta G^0$ .

52. Вычислить ЭДС элемента, составленного из цинковых электродов при концентрации ионов  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,1$  моль/л,  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,001$  моль/л. Рассчитать  $\Delta G$  и указать возможность работы элемента.

53. Рассчитать ЭДС элемента, составленного из свинцовой пластинки, погруженной в раствор  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  с концентрацией ионов  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,01$  моль/л, и кобальтовой пластинки, погруженной в раствор соли с концентрацией ионов  $[\text{Co}^{2+}] = 0,001$  моль/л. Вычислить  $\Delta G$  и сделать вывод о возможности работы этого гальванического элемента.

54. Рассчитать ЭДС элемента, состоящего из марганцевой пластинки, погруженной в 0,001 М раствор  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ , и свинцовой, погруженной в 0,001 М раствор соли  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Вычислить  $\Delta G$  и указать возможность работы такого элемента.

55. Никелевые пластинки опущены в раствор солей:  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ . Рассчитать  $\Delta G^0$  реакций. Указать восстановительную активность атомов металлов и направленность процессов.

56. Вычислить ЭДС гальванического элемента, составленного из алюминиевого и медного электродов с концентрацией ионов  $[\text{Al}^{3+}] = 0,01$  моль/л,  $[\text{Cu}^{2+}] = 1$  моль/л. Рассчитать  $\Delta G$  и указать, будет ли работать этот элемент.

57. Рассчитать ЭДС элемента:  $(-)\text{Ni} | \text{NiSO}_4 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}(+)$ . Концентрация ионов равна:  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,001$  моль/л,  $[\text{Ag}^+] = 0,01$  моль/л. Вычислить  $\Delta G$  и сделать вывод о работе гальванического элемента.

58. Рассчитать ЭДС медно-цинкового гальванического элемента при стандартных условиях.

59. Рассчитать ЭДМ элемента:  $(-)\text{Ca} | \text{CaCl}_2 || \text{CrCl}_3 | \text{Cr}(+)$ . Концентрация ионов:  $[\text{Ca}^{2+}] = 0,001$  моль/л,  $[\text{Cr}^{3+}] = 1$  моль/л. Вычислить  $\Delta G$  процесса и указать возможность работы этого элемента.

60. Вычислить ЭДС элемента, образованного серебряным и цинковым электродами с концентрацией ионов в растворе, равной: 0,01 моль/л. Сделать вывод о возможности работы гальванического элемента по расчету  $\Delta G$ .

61. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, составленного из железного и медного электродов с концентрацией ионов  $[\text{Fe}^{2+}] = 0,01$  моль/л,  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,001$  моль/л.

62. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, составленного из никелевого электрода в контакте с солью  $\text{NiCl}_2$  медного электрода в контакте с солью  $\text{CuCl}_2$ . Концентрация ионов:  $[\text{Ni}^{2+}] = 1$  моль/л,  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$  моль/л. Рассчитать  $\Delta G$  и указать возможность работы элемента.

63. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, составленного из никелевого и медного электродов с концентрацией ионов:  $[\text{Ni}^{2+}] = 1$  моль/л,  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$  моль/л. Вычислить и указать возможность работы этого элемента.

64. Вычислить ЭДС гальванического элемента:  $(-) \text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}(+)$ . Концентрация ионов:  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,01$  моль/л,  $[\text{Ag}^+] = 0,001$  моль/л. Рассчитать  $\Delta G$  и указать возможность работы элемента.

65. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, образованного цинковым и свинцовым электродами с концентрацией ионов  $0,01$  моль/л. Вычислить  $\Delta G$  и указать возможность работы этого элемента.

66. Рассчитать потенциал платинового электрода в  $0,001$  М растворе.

67. Рассчитать потенциал ртутного электрода в  $0,1$  М растворе  $\text{HgSO}_4$ .

68. Рассчитать потенциал медного электрода в  $0,001$  М растворе соли  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

69. Рассчитать потенциал хромового электрода в  $0,01$  М растворе соли  $\text{CrCl}_3$ .

70. Вычислить электродный потенциал железного электрода в  $2$  М растворе соли  $\text{FeCl}_3$ .

71. Вычислить электродный потенциал магния в  $0,5$  М растворе соли  $\text{MgCl}_2$ .

72. Рассчитать потенциал золотого электрода в  $0,01$  М растворе его соли  $\text{AuCl}_3$ .

73. Вычислить электродный потенциал кальция в растворе его соли  $\text{CaCl}_2$  с концентрацией ионов  $[\text{Ca}^{2+}] = 0,2$  моль/л.

74. Рассчитать потенциал кобальтового электрода в  $2$  М растворе соли  $\text{CoCl}_2$ .

75. Вычислить электродный потенциал металла, находящегося в контакте с раствором соли  $\text{AgNO}_3$ . Концентрация ионов серебра  $[\text{Ag}^+] = 0,2$  моль/л.

## № 76-100

Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает заданная реакция. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, а также суммарное ионно-молекулярное уравнение. Определите ЭДС при концентрациях потенциалобразующих ионов в анодном и катодном пространстве, равных  $1$  моль/л.

Номер задачи	Схемы реакций
76	$\text{Bi}+3\text{AgNO}_3=\text{Bi}(\text{NO}_3)_3+\text{Ag}$
77	$\text{Ni}+\text{HgCl}_2=\text{NiCl}_2+\text{Hg}$
78	$\text{Co}+2\text{AgNO}_3=\text{Co}(\text{NO}_3)_2+2\text{Ag}$
79	$3\text{Ni}+2\text{Bi}(\text{NO}_3)_3=3\text{Ni}(\text{NO}_3)_2+2\text{Bi}$
80	$\text{Co}+\text{CuSO}_4=\text{CoSO}_4+\text{Cu}$
81	$\text{Cu}+2\text{AgNO}_3=\text{Cu}(\text{NO}_3)_2+2\text{Ag}$
82	$\text{Zn}+\text{NiSO}_4=\text{ZnSO}_4+\text{Ni}$
83	$\text{Co}+\text{Pb}(\text{NO}_3)_2=\text{Co}(\text{NO}_3)_2+\text{Pb}$
84	$\text{Cu}+\text{HgCl}_2=\text{CuCl}_2+\text{Hg}$
85	$\text{Zn}+\text{Hg}(\text{NO}_3)_2=\text{Zn}(\text{NO}_3)_2+\text{Hg}$
86	$\text{Ni}+\text{CuSO}_4=\text{NiSO}_4+\text{Cu}$
87	$\text{Zn}+\text{FeSO}_4=\text{ZnSO}_4+\text{Fe}$
88	$\text{Ni}+2\text{AgNO}_3=\text{Ni}(\text{NO}_3)_2+2\text{Ag}$
89	$\text{Cd}+2\text{AgNO}_3=\text{Cd}(\text{NO}_3)_2+2\text{Ag}$
90	$\text{Ni}+\text{Pb}(\text{NO}_3)_2=\text{Ni}(\text{NO}_3)_2+\text{Pb}$
91	$\text{Fe}+2\text{AgNO}_3=\text{Fe}(\text{NO}_3)_2+2\text{Ag}$
92	$\text{Ni}+\text{H}_2\text{SO}_4=\text{NiSO}_4+\text{H}_2$
93	$\text{H}_2+2\text{Ag}^+=2\text{Ag}+2\text{H}^+$
94	$\text{Mn}+\text{H}_2\text{SO}_4=\text{MnSO}_4+\text{H}_2$
95	$\text{Mg}+\text{FeSO}_4=\text{MgSO}_4+\text{Fe}$
96	$\text{Sc}+\text{Al}(\text{NO}_3)_3=\text{Sc}(\text{NO}_3)_3+\text{Al}$
97	$\text{Fe}+\text{Bi}(\text{NO}_3)_3=\text{Fe}(\text{NO}_3)_3+\text{Bi}$
98	$\text{Mg}+\text{CdSO}_4=\text{MgSO}_4+\text{Cd}$

Номер задачи	Схемы реакций
99	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
100	$\text{Al} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Fe}$

### 3. ЭЛЕКТРОЛИЗ

#### 3.1. Теоретический материал

Если в раствор или расплав электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться направленно: катионы – к катоду (отрицательно заряженному электроду), анионы – к аноду (положительно заряженному электроду).

На катоде катионы принимают электроны и восстанавливаются, на аноде анионы отдают электроны и окисляются. Этот процесс называют *электролизом*.

*Электролиз* – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

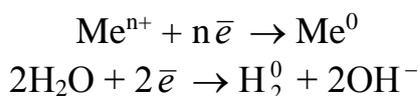
В растворе соли, кроме ионов металла и кислотного остатка, присутствуют молекулы воды. Поэтому при рассмотрении процессов на электродах необходимо учитывать их участие в электролизе.

Для определения продуктов электролиза водных растворов электролитов существуют следующие правила:

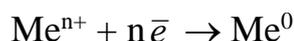
**1. Процесс на катоде** зависит не от материала катода, из которого он сделан, а от положения металла (катиона электролита) в электрохимическом ряду напряжений, при этом если:

**1.1.** Катион электролита расположен в ряду напряжений в начале ряда (по Al включительно), то на катоде идёт процесс восстановления воды (выделяется водород  $\text{H}_2\uparrow$ ). Катионы металла не восстанавливаются, они остаются в растворе ( $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$ ).

**1.2.** Катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.



**1.3.** Катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде восстанавливаются катионы металла.



**1.4.** В растворе содержатся катионы разных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящего в ряду напряжений правее.

Таблица 3.1

**Катодные процессы**

Li K Ca Na Mg Al Li <sup>+</sup> K <sup>+</sup> Ca <sup>2+</sup> Na <sup>+</sup> Mg <sup>2+</sup> Al <sup>3+</sup>	Mn Zn Fe Ni Sn Pb Mn <sup>2+</sup> Zn <sup>2+</sup> Fe <sup>2+</sup> Ni <sup>2+</sup> Sn <sup>2+</sup> Pb <sup>2+</sup>	H <sub>2</sub> 2H <sup>+</sup>	Cu Hg Ag Pt Au Cu <sup>2+</sup> Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> Ag <sup>+</sup> Pt <sup>2+</sup> Au <sup>3+</sup>
Восстанавливается вода: $2\text{H}_2\text{O} + 2\tilde{a} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$ Me <sup>n+</sup> не восстанавливается	Восстанавливаются катионы металла и вода: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\tilde{a} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$		Восстанавливаются катионы металла: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$
$+ n\bar{e} \xrightarrow{\hspace{10em}}$ Усиление окислительных свойств катионов (способности принимать электроны)			

2. **Процесс на аноде** зависит от материала анода и от природы аниона (таблица 3.2).

Таблица 3.2

**Анодные процессы**

Кислотный остаток Ac <sup>m-</sup>	Анод	
	Растворимый	Нерастворимый
Бескислородный	Окисление металла анода $\text{Me}^0 - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$ анод раствор	Окисление аниона (кроме F <sup>-</sup> ) $\text{Ac}^{m-} - m\bar{e} = \text{Ac}^0$
Кислородсодержащий		В кислотной и нейтральной средах: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ В щелочной среде: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

2.1. Если *анод растворяется* (железо, цинк, медь, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то окисляется металл анода, несмотря на природу аниона.

2.2. Если *анод не растворяется* (его называют инертным – графит, золото, платина), то:

а) при электролизе растворов солей *бескислородных кислот* (кроме фторидов) на аноде идёт процесс окисления аниона;

б) при электролизе растворов солей *кислородсодержащих кислот и фторидов* на аноде идёт процесс окисления воды (выделяется O<sub>2</sub>↑). Анионы не окисляются, они остаются в растворе;

в) анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:



восстановительная активность уменьшается (способность отдавать электроны).

### 3.2. Примеры решения задач

**Пример 1.** Электролиз раствора хлорида натрия, в случае если анод нерастворимый и если анод растворимый.

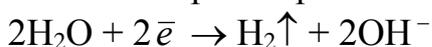
#### Решение

**а)** Анод нерастворимый (графитовый).

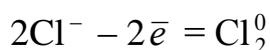
В растворе идёт процесс электролитической диссоциации



катод (–)  
ионы  $\text{Na}^+$  не восстанавливаются,  
остаются в растворе



анод (+)



(Правило 2.2а)

Суммарное ионное уравнение



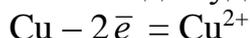
Учитывая присутствие ионов  $\text{Na}^+$  в растворе, составляем молекулярное уравнение

$2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$  (гидроксид натрия образуется в прикатодном пространстве).

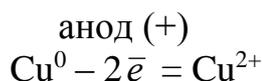
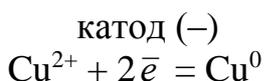
**б)** Анод растворимый (например, медный).



Если анод растворимый, то металл анода будет окисляться:



Катионы  $\text{Cu}^{2+}$  в ряду напряжений стоят после ( $\text{H}^+$ ), поэтому они и будут восстанавливаться на катоде.

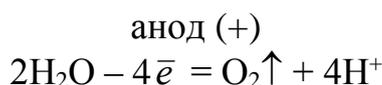
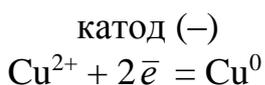


выделение на катоде чистой меди

переход ионов меди с анода на катод

Концентрация  $\text{NaCl}$  в растворе не меняется.

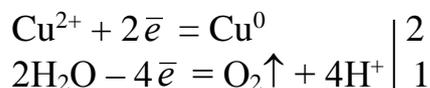
**Пример 2.** Электролиз раствора сульфата меди (II) на нерастворимом аноде:

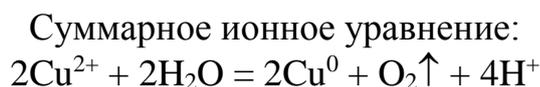


выделение на катоде чистой меди

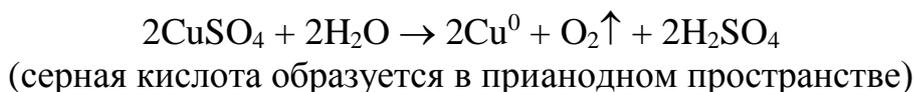
анионы  $\text{SO}_4^{2-}$  не окисляются, они

остаются в растворе





Суммарное молекулярное уравнение с учётом присутствия анионов  $\text{SO}_4^{2-}$  в растворе:

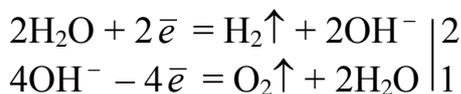
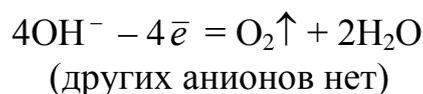
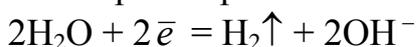


**Пример 3.** Электролиз раствора гидроксида калия на нерастворимом аноде:

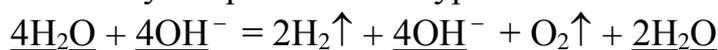


катод (–)  
 ионы  $\text{K}^+$  не восстанавливаются,  
 остаются в растворе

анод (+)



Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение:

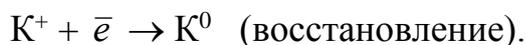


В данном случае, идёт только электролиз воды. Аналогичный результат и в случаях электролиза растворов  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и др.

**Пример 4.** Процесс электролиза расплава хлорида калия. В расплаве идёт процесс термической диссоциации:



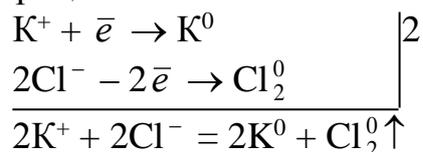
Под действием электрического тока катионы  $\text{K}^+$  движутся к катоду и принимают от него электроны:



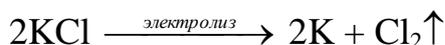
Анионы  $\text{Cl}^-$  движутся к аноду и отдают электроны:



Суммарное уравнение процессов:



или



На катоде образуется металлический калий, на аноде – газообразный хлор.

**Пример 5.** Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора  $\text{CuSO}_4$  в течение 1 ч при силе тока 2 А?

**Решение**

Согласно первому закону Фарадея

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}, \quad (3.1)$$

где  $m$  – масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде;

$\mathcal{E}$  – эквивалентная масса вещества, г/моль;

$I$  – сила тока, А;

$t$  – продолжительность электролиза, с;

$F$  – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл.

Эквивалентная масса меди в  $\text{CuSO}_4$  равна  $63,54 : 2 = 31,77$  г/моль. Подставив в формулу (3.1) значения  $\mathcal{E} = 31,77$ ;  $I = 2$  А;  $t = 60 \cdot 60 = 3600$  с, получим

$$m = \frac{31,77 \cdot 2 \cdot 3600}{96500} = 2,37 \text{ г.}$$

**Пример 6.** Определение электрохимического эквивалента и выхода по току. При электролизе водного раствора  $\text{AgNO}_3$  в течение 50 мин. при силе тока

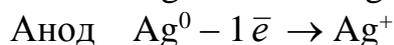
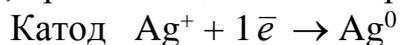
3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Электролиз проводился с растворимым анодом (анод серебряный). Напишите уравнение реакций катодного и анодного процессов и определите электрохимический эквивалент серебра в г/Кл и выход металла по току.

**Решение**

Нитрат серебра диссоциирует:



Процессы, протекающие на электродах:



Определяем массу серебра, которая выделилась бы теоретически при прохождении через раствор данного количества электричества (по первому закону Фарадея):

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}; \quad \mathcal{E} = \frac{A}{B}; \quad m = \frac{A \cdot I \cdot t}{B \cdot F}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Ag}} = \frac{108}{1} = 108 \text{ г/моль}$$

$$m = \frac{108 \cdot 3 \cdot 50 \cdot 60}{96500} = 10,1 \text{ г.}$$

Выход по току

$$\eta = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теорет}}}} \cdot 100\% = \frac{9,6}{10,1} = 95,35\%.$$

Электрохимических эквивалент:

$$K = \frac{\mathcal{E}}{F} = \frac{108}{96500} = 10,00112 \text{ г/Кл.}$$

**Пример 7.** Расчёт количества вещества, выделившегося при электролизе. Какая масса меди осаждается на катоде при прохождении тока силой 2 А через раствор медного купороса в течение 15 минут?

**Решение**

Сначала нужно узнать количество электричества, прошедшее через раствор, выразив его в кулонах ( $1 \text{ К} = A \cdot c$ ). Количество электричества  $Q = I \cdot t$ , где  $I$  – сила тока, а  $t$  – время, с.

$$Q = I \cdot t = 2 \cdot 15 \cdot 60 = 1800 \text{ Кл.}$$

Молярная масса эквивалента меди (II) равна  $64,0/2 = 32 \text{ г/моль}$ . Следовательно, по II закону Фарадея (при пропускании равного количества электричества через растворы разных электролитов масса каждого из веществ, претерпевающих превращение, пропорциональна его эквиваленту ( $\mathcal{E}$ ):  $\mathcal{E} = \frac{A}{B}$ ,  $A$  – атомная масса металла;  $B$  – валентность металла).

$$96500 \text{ Кл} - 32 \text{ г Cu}$$

$$1800 \text{ Кл} - x \text{ г Cu}$$

$$x = \frac{1800 \cdot 32}{96500} = 0,60 \text{ г Cu}$$

На катоде осаждается 0,60 г меди.

**Пример 8.** Вычислите эквивалент металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,742 г металла.

**Решение**

Из формулы  $m = \frac{\mathcal{E}It}{F}$  находим  $\mathcal{E} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t}$

$$\mathcal{E} = \frac{11,742 \cdot 96500}{3880} = 29,35 \text{ г/моль,}$$

где  $m = 11,742 \text{ г}$ ;

$$I \cdot t = Q = 3880 \text{ Кл.}$$

**Пример 9.** Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1 ч 40 мин 25 с, если на катоде выделилось 1,4 л водорода, измеренного при нормальных условиях?

**Решение**

Из формулы  $m = \frac{\mathcal{E}It}{F}$  находим  $I = \frac{m \cdot F}{\mathcal{E} \cdot t}$

$$I = \frac{m \cdot 96500}{\mathcal{E} \cdot t}.$$

Так как количество водорода дано в объёмных единицах, то отношение  $m/\mathcal{E}$  заменяем отношением  $V_{\text{H}_2}/V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}$ , где  $V_{\text{H}_2}$  – объём водорода в литрах;  $V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}$  – эквивалентный объём водорода в литрах. Тогда:

$$I = \frac{V_{\text{H}_2} \cdot 96500}{V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} \cdot t}.$$

Эквивалентный объём водорода при нормальных условиях равен половине мольного объёма  $22,4/2 = 11,2$  л. Подставив в приведённую формулу значения  $V_{\text{H}_2} = 1,4$ ;  $V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} = 11,2$ ;  $t = 6025$  (1 ч 40 мин 25 с = 6025 с), находим

$$I = \frac{1,4 \cdot 96500}{11,2 \cdot 6025} = 2 \text{ А}.$$

**Пример 10.** Сколько граммов гидроксида натрия образовалось у катода при электролизе раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (нормальные условия)?

#### **Решение**

Эквивалентный объём кислорода (нормальные условия)  $22,4/4 = 5,6$  л. Следовательно, 11,2 л содержат две эквивалентные массы кислорода. Столько же эквивалентных масс  $\text{NaOH}$  образовалось у катода, или  $40 \cdot 2 = 80$  г (40 г/моль – мольная и эквивалентная масса  $\text{NaOH}$ ).

### 3.3 Вопросы для самопроверки

1. Что называют электролизом солей? Приведите примеры.
2. Что такое анод и катод при электролизе? Что такое анодное окисление и катодное восстановление?
3. Что следует понимать под электролизом с растворимым и нерастворимым анодом?
4. В чем отличие электролиза растворов солей и электролиза расплава солей? Покажите на примерах.
5. Как получить алюминий с помощью электролиза?
6. В чем сущность законов Фарадея?
7. Какой процесс называют электролизом? Приведите примеры реакций, происходящих на электродах при электролизе водных растворов  $\text{NiCl}_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Электролиз протекает с нерастворимым анодом.
8. Как протекает электролиз водного раствора  $\text{ZnSO}_4$  с цинковым электродом?
9. Какие металлы получают электролизом расплавов? Почему их нельзя получить электролизом водных растворов?
10. Что показывает число Фарадея, приведите его значение в кулонах.

11. Какую величину называют электрохимическим эквивалентом?  
 12. Что такое выход металла по току? Как определить эту величину?

### 3.4. Контрольные задания

№ 101-125

Электролиз водного раствора вещества А проводили с угольными электродами при силе тока I в течение времени t. Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите массы веществ, выделившихся на аноде и катоде. Определите объем выделившихся газообразных веществ (н.у.).

Номер задачи	А, в-во	I, А	t
101	FeSO <sub>4</sub>	10,0	30 мин
102	NaOH	25,0	30 мин
103	CuSO <sub>4</sub>	15,0	5 ч 37 мин
104	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10,0	1 ч 40 мин
105	AgNO <sub>3</sub>	10,5	50 мин
106	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	18,0	1 ч 25 мин
107	KJ	20,0	45 мин
108	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	15,0	25 мин
109	NaBr	12,0	35 мин
110	CdCl <sub>2</sub>	10,0	25 мин
111	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	20,0	1 ч 15 мин
112	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	15,0	40 мин
113	NaCl	10,0	48 мин
114	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	25,0	2ч
115	BaCl <sub>2</sub>	30,0	32 мин
116	KBr	14,0	20 мин
117	ZnSO <sub>4</sub>	18,0	56 мин
118	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	16,0	45 мин
119	Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	15,0	10 мин
120	PtCl <sub>4</sub>	10,0	2 ч 40 мин 50 с
121	AlCl <sub>3</sub>	30,0	4 ч 30 мин
122	LiNO <sub>3</sub>	25,0	40 мин
123	CaJ <sub>2</sub>	20,0	20 мин
124	Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	18,0	2ч
125	CoSO <sub>4</sub>	16,0	35 мин

№ 126-150

Электролиз водного раствора вещества А проводили с анодом из материала В при силе тока I. Составьте уравнения электродных процессов. Определите, сколько потребуется времени для окисления на аноде массы  $m_x$  соответствующего вещества.

Номер задачи				
126	$\text{CdCl}_2$	Cd	15,0	10,0
127	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Cu	100,0	20,0
128	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$	Bi	45,0	15,0
129	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Pb	50,0	25,0
130	$\text{AlCl}_3$	Al	15,0	18,0
131	$\text{CoSO}_4$	Co	65,0	30,0
132	$\text{AgNO}_3$	Ag	60,0	10,0
133	$\text{NiSO}_4$	Ni	12,4	2,0
134	$\text{ZrCl}_4$	Zr	1,8	5,0
135	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Fe	4,0	10,0
136	$\text{MoJ}_2$	Mo	6,4	2,5
137	$\text{MgCl}_2$	Mg	3,2	15,0
138	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Al	3,0	1,5
139	$\text{ZnSO}_4$	Zn	6,0	3,0
140	$\text{CuSO}_4$	Cu	10,0	5,0
141	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	Co	1,5	6,0
142	$\text{ZnCl}_2$	Zn	3,0	2,0
143	$\text{NiCl}_2$	Ni	80,0	8,0
144	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	Cr	5,0	10,0
145	$\text{CdSO}_4$	Cd	12,0	15,0
146	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Cu	4,0	3,0
147	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Cd	18,0	18,0
148	$\text{SnCl}_2$	Sn	25,0	12,0
149	$\text{NiSO}_4$	Ag	30,0	4,0
150	KJ	Zn	20,0	8,0

## 4. КОРРОЗИЯ. ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ И СПЛАВОВ ОТ КОРРОЗИИ

### 4.1. Теоретический материал

**Коррозия** – это процесс технически нецелесообразного самопроизвольного разрушения металлов и сплавов под влиянием внешней среды (от лат. *corrosio* – разъедание).

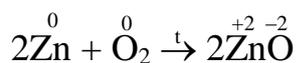
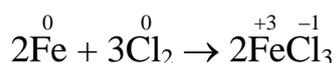
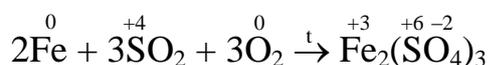
По химической природе коррозия – это окислительно-восстановительный процесс. В зависимости от среды, в которой он протекает, различают несколько видов коррозии: атмосферная, почвенная, газовая, жидкостная, контактная, щелевая, коррозия блуждающими токами, биокоррозия.

По характеру разрушения коррозия металлов бывает сплошной и местной.

По механизму виды коррозии бывают: химическая и электрохимическая.

**1. Химическая коррозия** происходит в не проводящей электрический ток среде. Такой вид коррозии проявляется в случае взаимодействия металлов с сухими газами и жидкостями – неэлектролитами (бензином, керосином и др.). Такому разрушению подвергаются детали и узлы двигателей, газовых турбин, ракетных установок. Химическая коррозия часто наблюдается в процессе обработки металлов при высоких температурах. В процессе химической коррозии происходит прямое взаимодействие металла с окислителем ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ).

Например:

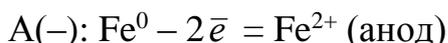


Большинство металлов окисляется кислородом воздуха, образуя на поверхности оксидные плёнки. Если эта плёнка прочная, плотная, хорошо связана с металлом, то она защищает металл от дальнейшего разрушения. Такие защитные плёнки появляются у Zn, Al, Cr, Ni, Sn, Pb, Nb, Ta и др. У железа она рыхлая, пористая, легко отделяется от поверхности, потому не способна защитить металл от дальнейшего разрушения.

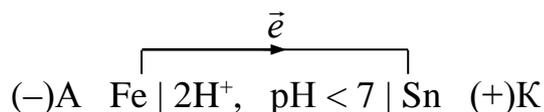
**2. Электрохимическая коррозия** происходит в токопроводящей среде (в электролите) с возникновением внутри системы электрического тока. Как правило, металлы и сплавы неоднородны и содержат включения различных примесей. При контакте с электролитами одни участки поверхности начинают выполнять роль анода (отдают электроны), а другие – роль катода (принимают электроны).

Рассмотрим разрушение железного образца в присутствии примеси олова.

На железе, как более активном металле, при соприкосновении с электролитом происходят процессы окисления (растворения) металла и перехода его катиона в электролит:



Таким образом, железо (его основная часть) служит анодом. Поток электронов перемещается к олову – металлу с меньшей активностью, на нём накапливается избыточное количество электронов. Таким образом, участки олова могут «поделиться» электронами, поэтому на них возможны процессы восстановления. Примесь олова выполняет роль катода.



В зависимости от среды электролита на катоде могут идти разные процессы.

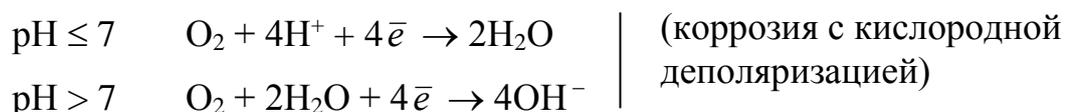
В одном случае будет наблюдаться выделение газа ( $H_2$ ). В другом - образование ржавчины состоящей в основном из  $Fe_2O_3 \cdot n H_2O$ .

**Электрохимическая коррозия** – это окислительно-восстановительная реакция, происходящая в средах, проводящих ток (в отличие от химической коррозии). Процесс происходит при соприкосновении двух металлов или на поверхности металла, содержащего включения, которые являются менее активными проводниками (это может быть и неметалл).

На аноде (более активном металле) идёт окисление атомов металла с образованием катионов (растворение). ( $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$ )

На катоде (менее активном проводнике) идёт восстановление ионов водорода или молекул кислорода с образованием соответственно  $H_2$  или гидроксид-ионов  $OH^-$ .

(+)К:  $pH < 7 \quad 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0$  (коррозия с водородной депполяризацией);



Катионы водорода и растворённый кислород – важнейшие окислители, вызывающие электрохимическую коррозию.

Скорость коррозии тем больше, чем сильнее отличаются металлы (металл и примеси) по своей активности (для металлов – чем дальше друг от друга они расположены в ряду напряжений). Значительно усиливается коррозия при увеличении температуры.

Электролитом может служить морская вода, речная вода, конденсированная влага и известные электролиты – растворы солей, кислот, щелочей.

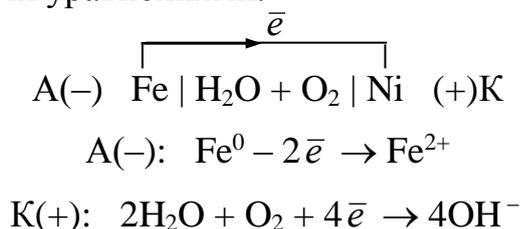
## 4.2. Примеры решения задач

**Пример 1.** Составьте электронные уравнения процесса, происходящего при атмосферной коррозии железа.

### Решение

Техническое железо содержит много примесей и больше всего никеля (0,5%). При коррозии железо, как более активный металл, ( $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\circ} = -0,44 \text{ В}$ ), выполняет роль анода, а никель ( $\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^{\circ} = -0,25 \text{ В}$ ) – является катодом.

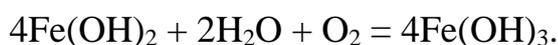
Атмосферная коррозия практически всегда протекает с кислородной деполяризацией, поэтому происходящие процессы можно выразить следующими электронными уравнениями:



У поверхности металла в электролите протекают следующие реакции:



На воздухе происходит дальнейшее окисление гидроксида железа-(II) до образования ржавчины – гидроксида железа-(III)

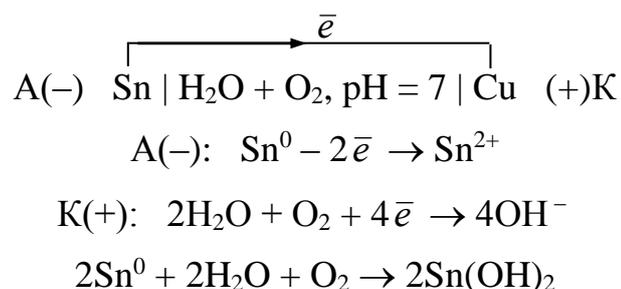


**Пример 2.** Олово покрыто медью. Опишите процесс коррозии с кислородной и водородной деполяризацией в случае нарушения целостности покрытия.

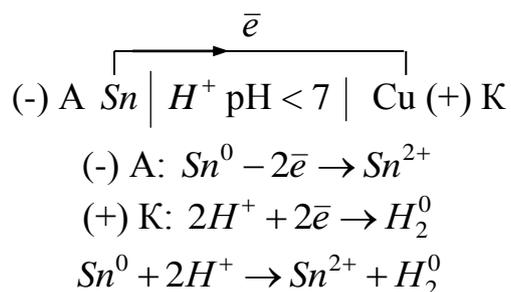
### Решение

В месте нарушения целостности медного покрытия образуется микрогальванический элемент, анодом которого является олово ( $\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} = -0,136 \text{ В}$ ), катодом – медь ( $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = +0,337 \text{ В}$ ).

Проходящий процесс можно выразить в виде схемы:



Таким образом, при нарушении целостности покрытия олово будет разрушаться и покрываться налётом гидроксида олова. В случае водородной деполаризации:



Олово разрушается и на его поверхности выделяется газообразный водород.

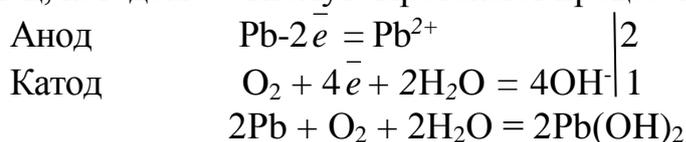
**Пример 3.** Возможна ли коррозия сплава, состоящего из мелкодисперсных кристаллов висмута и свинца: а) в аэрируемой воде; б) в изолированном от воздуха сосуде с водой? Для среды, в которой коррозия возможна, составьте схему микрогальванических элементов, возникающих в процессе коррозии. Составьте уравнения анодного и катодного процессов и результирующее (суммарное) уравнение процесса коррозии.

### Решение

Как любой окислительно-восстановительный процесс, коррозия возможна, если потенциал окислителя больше потенциала восстановителя ( $\varphi_{ок} > \varphi_{восст}$ ). Отсюда следует, что в первую очередь будет окисляться, т.е. корродировать, металл, имеющий меньший электродный потенциал. Таким металлом в данном примере является свинец ( $\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ В} < \varphi_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 = +0,22 \text{ В}$ ). Окислителем будут те ионы или молекулы в окружающей среде, которые имеют больший потенциал.

а) В аэрируемой воде из двух возможных окислителей — иона водорода воды  $\text{H}^+$  и растворенного в воде кислорода  $\text{O}_2$  — более сильным окислителем является кислород, так как его потенциал больше (в нейтральной среде ( $\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = +0,81 \text{ В} > \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,41 \text{ В}$ )). Коррозия возможна, так как  $\varphi_{ок} = +0,81 \text{ В} > \varphi_{восст} = -0,13 \text{ В}$ .

Схема микрогальванического элемента:  $\text{Pb}, \text{O}_2; \text{H}_2\text{O}, \text{Bi}$ . Анодом является свинец, катодом — висмут. Протекают процессы:



Продуктом коррозии является труднорастворимый гидроксид свинца  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ .

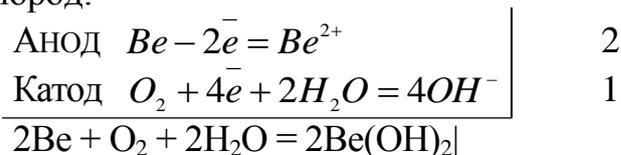
б) В отсутствие кислорода единственным окислителем могли бы быть ионы водорода из воды. Но, поскольку  $\varphi_{ок} = -0,41 \text{ В} > \varphi_{восст} = -0,13 \text{ В}$ , коррозия невозможна.

**Пример 4.** Какие процессы будут протекать при коррозии бериллия и меди, находящихся в контакте? Составьте уравнения анодного и катодного процессов и

результатирующее (суммарное) уравнение процесса коррозии в следующих средах: а) во влажном воздухе; б) в растворе гидроксида натрия; в) в растворе хлороводородной кислоты.

*Решение.* Из контактирующих металлов более активным восстановителем является бериллий, так как  $\varphi_{\text{Be}^{2+}/\text{Be}}^0 = -1,85 \text{ В} < \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$ , поэтому в первую очередь корродирует бериллий.

а) Во влажном воздухе окислителем является кислород. Коррозия возможна, так как его потенциал значительно больше потенциала бериллия. Бериллий будет являться анодом и окисляться, а медь — катодом, где будет восстанавливаться кислород:

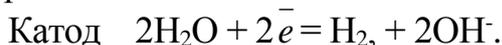


Продуктом коррозии является труднорастворимый гидроксид бериллия.

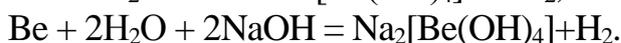
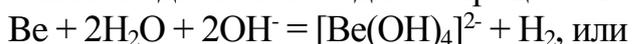
б) Поскольку гидроксид бериллия амфотерен, в щелочном растворе процесс анодного окисления бериллия заканчивается образованием гидроксокомплекса:



Несмотря на то, что потенциал кислорода больше, чем иона водорода воды, доступ кислорода к поверхности катода (медь) ограничен из-за малой его растворимости и медленной диффузии. Поэтому в щелочном растворе (рН 14) при условии  $\varphi_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,82 \text{ В} > \varphi_{\text{Be}^{2+}/\text{Be}}^0 = -1,85 \text{ В}$  окислителем является ион водорода воды.



Результатирующее уравнение процесса коррозии получим, суммируя уравнения анодного и катодного процессов:



в) По тем же кинетическим причинам, что и в предыдущем случае, окислителем является ион водорода  $\text{H}^+$ . Уравнения процессов:

Анод:  $\text{Be} - 2\bar{e} = \text{Be}^{2+}$ ; катод:  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ , суммарное:  $\text{Be} + 2\text{H}^+ = \text{Be}^{2+} + \text{H}_2$  или суммарное молекулярное:  $\text{Be} + 2\text{HCl} = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2$ .

### 4.3 Вопросы для самопроверки

1. Что называется процессом коррозии?
2. Классификация коррозионных процессов по механизму, условиям протекания и характеру разрушения.
3. В чём сущность электрохимической коррозии металлов? Какой из электродов, являясь анодом, разрушается в процессе коррозии?

**4** Как протекает атмосферная коррозия железа и его сплавов? Напишите уравнения реакций, помня, что процесс протекает с кислородной депполяризацией.

**5.** Как протекает коррозия лужёного железа и лужёной меди при нарушении целостности покрытий в кислой среде? Составьте уравнения анодного и катодного процессов?

**6.** Какие гальванические покрытия называют анодными и какие – катодными? Приведите примеры.

**7.** В чём различие между химической и электрохимической коррозией?

**8.** При каких условиях возникают на поверхности металла гальванические микроэлементы при электрохимической коррозии?

**9.** В чём сущность водородной и кислородной депполяризации?

**11.** В чём сущность электрохимической коррозии металлов? Какой из электродов, являясь анодом, разрушается в процессе коррозии?

**12.** Как протекает атмосферная коррозия железа и его сплавов? Напишите уравнения реакций, помня, что процесс протекает с кислородной депполяризацией.

**13.** Как протекает коррозия лужёного железа и лужёной меди при нарушении целостности покрытий в кислой среде? Составьте уравнения анодного и катодного процессов?

**14.** Какие гальванические покрытия называют анодными и какие – катодными? Приведите примеры

**15.** Почему скорость коррозии с кислородной депполяризацией в большей степени зависит от перемещения раствора, чем скорость коррозии с водородной депполяризацией?

**16.** В чём сущность явления пассивности металлов и для каких металлов высокая коррозионная стойкость обусловлена этим явлением?

**17.** Почему коррозия блуждающими токами является очень опасной?

**18.** Какие методы применяют для защиты металлов от коррозии?

**19.** Какие элементы используются для коррозионно-стойкого легирования?

**20.** Как влияет на коррозию обработка коррозионной среды?

**21.** В чём сущность металлических и неметаллических защитных покрытий?

**22.** Что такое анодное и катодное покрытия? Какие из них предпочтительнее?

#### 4.4. Контрольные задания

№ 151-175

Какие коррозионные процессы могут протекать при контакте двух металлов? Составьте коррозионную схему, уравнения анодного и катодного процессов и суммарное уравнение процесса коррозии в заданных условиях. Если коррозия невозможна, то объясните, почему.

<b>Номер задачи</b>	<b>Металлы</b>	<b>Среда</b>
151	Си, Аи	Влажный воздух
152	Сu, Ni	Раствор HCl
153	Sn, Ag	Речная вода
154	Сu, Fe	Раствор HCl
155	Zn, Fe	Аэрируемый раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
156	Al. Cu	Влажный воздух
157	Sn, Fe	Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
158	Си, Sn	Морская вода
159	Си, Ag	Влажный грунт
160	Ni, Fe	Раствор HCl
161	Cr. Ni	Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
162	Си, Zn	Влажный воздух
163	Cd, Bi	Морская вода
164	Pb, Sb	Раствор NaOH
165	Ag, Си	Аэрируемый раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
166	Сu, Cd	Вода при отсутствии в ней растворенного кислорода
167	Fe, Cr	Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
168	Fe, Аи	Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> в контакте с воздухом
169	Fe. Bi	Морская вода
170	Zn, Cr	Раствор NaOH
171	Ni, Аи	Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> при отсутствии в окружающей среде кислорода
172	Fe. Mn	Влажный грунт
173	Mn, Ni	Раствор HCl
174	Cd. Ag	Речная вода
175	Fe, Pb	Влажный воздух

## 5. ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

№ варианта	Номера задач						
	1	2	3	4	5	6	7
<b>1</b>	1	50	51	100	101	150	151
<b>2</b>	2	49	52	99	102	149	152
<b>3</b>	3	48	53	98	103	148	153
<b>4</b>	4	47	54	97	104	147	154
<b>5</b>	5	46	55	96	105	146	155
<b>6</b>	6	45	56	95	106	145	156
<b>7</b>	7	44	57	94	107	144	157
<b>8</b>	8	43	58	93	108	143	158
<b>9</b>	9	42	59	92	109	142	159
<b>10</b>	10	41	60	91	110	141	160
<b>11</b>	11	40	61	90	111	140	161
<b>12</b>	12	39	62	89	112	139	162
<b>13</b>	13	38	63	88	113	138	163
<b>14</b>	14	37	64	87	114	137	164
<b>15</b>	15	36	65	86	115	136	165
<b>16</b>	16	35	66	85	116	135	166
<b>17</b>	17	34	67	84	117	134	167
<b>18</b>	18	33	68	83	118	133	168
<b>19</b>	19	32	69	82	119	132	169
<b>20</b>	20	31	70	81	120	131	170
<b>21</b>	21	30	71	80	121	130	171
<b>22</b>	22	29	72	79	122	129	172
<b>23</b>	23	28	73	78	123	128	173
<b>24</b>	24	27	74	77	124	127	174
<b>25</b>	25	26	75	76	125	126	175

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

### 1. Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебник. – 29-е изд., испр. и доп. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 727с.

2. Иванов Г.Ф. Химия [Электронный ресурс]. Электрон. текстовые дан. – Томск: ТПУ, 2004. (CD-ROM).

3. Коровин и др. Общая химия: Учебник. – Изд. 3-е, испр. – М.: Высшая школа, 2002. – 558с.

4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для нехимических вузов. – Л.: Химия, 1986. – 263 с.

5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – 23-е изд., стер., при участии Т.Е. Алексеевой. – Л.: Химия, Ленингр. отд-ние, 1985. – 263 с.

### 2. Дополнительная литература

6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия для вузов. – М.: Высшая школа, 1998.

7. Зайцев О.С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции. – М.: Химия, 1990.

8. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для вузов. – М.: Химия, 2000.

9. Коровин Н.В. Мингулина Э.М., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высшая школа, 1998.

10. Аветисян Н.Н. Гальванический элемент [текст]: Метод. пос. по химии для самостоятельной работы студентов технических направлений всех форм обучения/ Н.Н. Аветисян. - Рубцовск: РИО, 2012. - 31 с.

11. Аветисян Н.Н. Окислительно-восстановительные реакции. Химические свойства металлов: метод. указания по химии для самостоят. работ/ Н.Н. Аветисян. - Рубцовск: РИИ,РИО, 2015. - 43 с.

12. Аветисян Н.Н. Электрохимические процессы: Метод. указания к выполнению индивидуальных заданий для студентов очной формы обучения направлений ЭиЭ, КТМ, С/ Н.Н. Аветисян. - Рубцовск: РИИ, 2017. - 53 с.

## ПРИЛОЖЕНИЯ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																								
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																	
I	1 H водород 1,008										2 He гелий 4,0026														
II	3 Li литий 6,94	4 Be бериллий 9,0122	5 B бор 10,81	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,007	8 O кислород 15,999	9 F фтор 18,998	10 Ne неон 20,180																	
III	11 Na натрий 22,990	12 Mg магний 24,305	13 Al алюминий 26,982	14 Si кремний 28,085	15 P фосфор 30,974	16 S сера 32,06	17 Cl хлор 35,45	18 Ar аргон 39,948																	
IV	19 K калий 39,098	20 Ca кальций 40,078	21 Sc скандий 44,956	22 Ti титан 47,867	23 V ванадий 50,942	24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,845	27 Ni никель 58,693	28 Co кобальт 58,933															
V	37 Cu медь 63,546	38 Zn цинк 65,38	39 Ga галлий 69,723	40 Ge германий 72,630	41 As мышьяк 74,922	42 Se селен 78,971	43 Br бром 79,904	44 Kr криптон 83,798																	
	39 Rb рубидий 85,468	40 Sr стронций 87,62	41 Y иттрий 88,906	42 Zr цирконий 91,224	43 Nb ниобий 92,906	44 Mo молибден 95,95	45 Tc технеций [98]	46 Ru рутений 101,07	47 Rh родий 102,91	48 Pd палладий 106,42															
	47 Ag серебро 107,87	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,71	51 Sb сурьма 121,76	52 Te теллур 127,60	53 I иод 126,90	54 Xe ксенон 131,29																	
VI	55 Au золото 196,97	56 Hg ртуть 200,59	57 La* лантан 138,91	58 Ce цезий 132,91	59 Pr прометий [145]	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,93	66 Dy диспрозий 162,50	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,93	70 Yb иттербий 173,05	71 Lu лютеций 174,97								
	79 Pt платина 195,08	80 Au золото 196,97	81 Hg ртуть 200,59	82 Tl таллий 204,38	83 Pb свинец 207,2	84 Bi висмут 208,98	85 Po полоний [209]	86 At астат [210]	87 Rn радон [222]	88 Fr франций [223]	89 Ra радий [226]	90 Ac** актиний [227]	91 Th торий [232]	92 Pa протактиний [231]	93 U уран [238]	94 Np нептуний [237]	95 Pu плутоний [244]	96 Am амерций [243]	97 Cm курий [247]	98 Bk берклий [247]	99 Cf калийфорний [251]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [262]
VII	87 Fr франций [223]	88 Ra радий [226]	89 Ac** актиний [227]	90 Th торий [232]	91 Pa протактиний [231]	92 U уран [238]	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm курий [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калийфорний [251]	99 Es эйнштейний [252]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [262]								

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

анионы катионы	OH <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sup>+</sup>		P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P
K <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Na <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Ag <sup>+</sup>	-	P	P	H	H	H	H	H	M	H	-	H	M
Ba <sup>2+</sup>	P	P	M	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Ca <sup>2+</sup>	M	P	H	P	P	P	M	H	M	H	H	H	P
Mg <sup>2+</sup>	H	P	M	P	P	P	M	H	P	H	H	H	P
Zn <sup>2+</sup>	H	P	M	P	P	P	H	H	P	H	-	H	P
Cu <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	-	H	H	P	-	-	H	P
Co <sup>2+</sup>	H	P	H	P	P	P	H	H	P	H	-	H	P
Hg <sup>2+</sup>	-	P	-	P	M	H	H	-	P	-	-	H	P
Pb <sup>2+</sup>	H	P	H	M	M	H	H	H	H	H	H	H	P
Fe <sup>2+</sup>	H	P	M	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Fe <sup>3+</sup>	H	P	H	P	P	-	-	-	P	-	-	H	P
Al <sup>3+</sup>	H	P	M	P	P	P	-	-	P	-	-	H	M
Cr <sup>3+</sup>	H	P	M	P	P	P	-	-	P	-	-	H	P
Sn <sup>2+</sup>	H	P	H	P	P	M	H	-	P	-	-	H	P
Mn <sup>2+</sup>	H	P	H	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P

P – растворимо M – малорастворимо (< 0,1 M) H – нерастворимо (< 10<sup>-4</sup> M) -- не существует или разлагается водой

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Li, Rb, K, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H), Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

Стандартные потенциалы металлических электродов (T = 298 K)

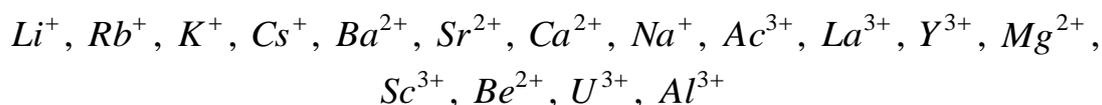
Электрод	Электродная реакция	$\varphi^0$ , В
<b>Li<sup>+</sup>/Li<sup>0</sup></b>	$\text{Li}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Li}^0$	<b>-3,045</b>
<b>Rb<sup>+</sup>/Rb<sup>0</sup></b>	$\text{Rb}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Rb}^0$	<b>-2,925</b>
<b>K<sup>+</sup>/K<sup>0</sup></b>	$\text{K}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{K}^0$	<b>-2,925</b>
<b>Cs<sup>+</sup>/Cs<sup>0</sup></b>	$\text{Cs}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Cs}^0$	<b>-2,923</b>
<b>Ba<sup>2+</sup>/Ba<sup>0</sup></b>	$\text{Ba}^{2+} + \bar{e} \rightarrow \text{Ba}^0$	<b>-2,906</b>
<b>Sr<sup>2+</sup>/Sr<sup>0</sup></b>	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sr}^0$	<b>-2,890</b>
<b>Ca<sup>2+</sup>/Ca<sup>0</sup></b>	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^0$	<b>-2,866</b>
<b>Na<sup>+</sup>/Na<sup>0</sup></b>	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$	<b>-2,714</b>
<b>Ac<sup>3+</sup>/Ac<sup>0</sup></b>	$\text{Ac}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Ac}^0$	<b>-2,600</b>
<b>La<sup>3+</sup>/La<sup>0</sup></b>	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{La}^0$	<b>-2,522</b>
<b>Y<sup>3+</sup>/Y<sup>0</sup></b>	$\text{Y}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Y}^0$	<b>-2,370</b>
<b>Mg<sup>2+</sup>/Mg<sup>0</sup></b>	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^0$	<b>-2,363</b>
<b>Sc<sup>3+</sup>/Sc<sup>0</sup></b>	$\text{Sc}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Sc}^0$	<b>-2,080</b>
<b>Be<sup>2+</sup>/Be<sup>0</sup></b>	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Be}^0$	<b>-1,847</b>
<b>U<sup>3+</sup>/U<sup>0</sup></b>	$\text{U}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{U}^0$	<b>-1,798</b>
<b>Al<sup>3+</sup>/Al<sup>0</sup></b>	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^0$	<b>-1,662</b>
<b>Ti<sup>2+</sup>/Ti<sup>0</sup></b>	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ti}^0$	<b>-1,628</b>
<b>Zr<sup>4+</sup>/Zr<sup>0</sup></b>	$\text{Zr}^{4+} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Zr}^0$	<b>-1,53</b>
<b>Ti<sup>4+</sup>/Ti<sup>0</sup></b>	$\text{Ti}^{4+} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Ti}^0$	<b>-1,23</b>
<b>Mn<sup>2+</sup>/Mn<sup>0</sup></b>	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^0$	<b>-1,179</b>
<b>V<sup>2+</sup>/V<sup>0</sup></b>	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{V}^0$	<b>-1,175</b>
<b>Cr<sup>2+</sup>/Cr<sup>0</sup></b>	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^0$	<b>-0,913</b>
<b>Zn<sup>2+</sup>/Zn<sup>0</sup></b>	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$	<b>-0,763</b>
<b>Cr<sup>3+</sup>/Cr<sup>0</sup></b>	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^0$	<b>-0,744</b>
<b>Ga<sup>3+</sup>/Ga<sup>0</sup></b>	$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Ga}^0$	<b>-0,560</b>
<b>Fe<sup>2+</sup>/Fe<sup>0</sup></b>	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	<b>-0,440</b>
<b>Cd<sup>2+</sup>/Cd<sup>0</sup></b>	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	<b>-0,403</b>
<b>In<sup>3+</sup>/In<sup>0</sup></b>	$\text{In}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{In}^0$	<b>-0,343</b>
<b>Tl<sup>+</sup>/Tl<sup>0</sup></b>	$\text{Tl}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Tl}^0$	<b>-0,336</b>
<b>Co<sup>2+</sup>/Co<sup>0</sup></b>	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	<b>-0,277</b>
<b>Ni<sup>2+</sup>/Ni<sup>0</sup></b>	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	<b>-0,250</b>
<b>Mo<sup>3+</sup>/Mo<sup>0</sup></b>	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mo}^0$	<b>-0,200</b>

## ПРОДОЛЖЕНИЕ ПРИЛОЖЕНИЯ 3

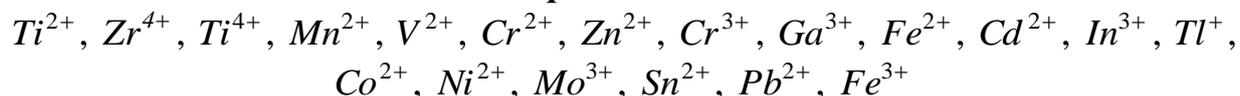
<b>Электрод</b>	<b>Электродная реакция</b>	<b><math>\varphi^0</math>, В</b>
<b>Sn<sup>2+</sup>/Sn<sup>0</sup></b>	<b>Sn<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Sn<sup>0</sup></b>	<b>-0,136</b>
<b>Pb<sup>2+</sup>/Pb<sup>0</sup></b>	<b>Pb<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Pb<sup>0</sup></b>	<b>-0,126</b>
<b>Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>0</sup></b>	<b>Fe<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Fe<sup>0</sup></b>	<b>-0,036</b>
<b>2H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub></b>	<b>2H<sup>+</sup> + 2e<sup>-</sup> → H<sub>2</sub></b>	<b>0,000</b>
<b>Sb<sup>3+</sup>/Sb<sup>0</sup></b>	<b>Sb<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Sb<sup>0</sup></b>	<b>+0,200</b>
<b>Bi<sup>3+</sup>/Bi<sup>0</sup></b>	<b>Bi<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Bi<sup>0</sup></b>	<b>+0,215</b>
<b>Cu<sup>2+</sup>/Cu<sup>0</sup></b>	<b>Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Cu<sup>0</sup></b>	<b>+0,337</b>
<b>Ru<sup>4+</sup>/Ru<sup>0</sup></b>	<b>Ru<sup>4+</sup> + 4e<sup>-</sup> → Ru<sup>0</sup></b>	<b>+0,450</b>
<b>Cu<sup>+</sup>/Cu<sup>0</sup></b>	<b>Cu<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup> → Cu<sup>0</sup></b>	<b>+0,521</b>
<b>Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>/2Hg<sup>0</sup></b>	<b>Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → 2Hg</b>	<b>+0,798</b>
<b>Ag<sup>+</sup>/Ag<sup>0</sup></b>	<b>Ag<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup> → Ag<sup>0</sup></b>	<b>+0,799</b>
<b>Hg<sup>2+</sup>/Hg<sup>0</sup></b>	<b>Hg<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Hg<sup>0</sup></b>	<b>+0,854</b>
<b>Pd<sup>2+</sup>/Pd<sup>0</sup></b>	<b>Pd<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Pd<sup>0</sup></b>	<b>+0,987</b>
<b>Ir<sup>3+</sup>/Ir<sup>0</sup></b>	<b>Ir<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Ir<sup>0</sup></b>	<b>+1,000</b>
<b>Pt<sup>2+</sup>/Pt<sup>0</sup></b>	<b>Pt<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Pt<sup>0</sup></b>	<b>+1,190</b>
<b>Tl<sup>3+</sup>/Tl<sup>0</sup></b>	<b>Tl<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Tl<sup>0</sup></b>	<b>+1,250</b>
<b>Au<sup>3+</sup>/Au<sup>0</sup></b>	<b>Au<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Au<sup>0</sup></b>	<b>+1,498</b>
<b>Au<sup>+</sup>/Au<sup>0</sup></b>	<b>Au<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup> → Au<sup>0</sup></b>	<b>+1,691</b>

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ**

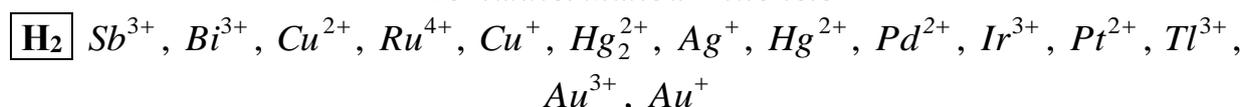
*Активные металлы*



*Металлы средней активности*



*Металлы малоактивные*



*Продукты взаимодействия кислот, воды с металлами  
 различной активности*

Кислота	Металл			
	активный	средней активности	малоактивный	исключение
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	соль + H <sub>2</sub> S + H <sub>2</sub> O	соль + S + H <sub>2</sub> O	соль + SO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	<i>Fe, Co, Ni, Cr, Au, Pt</i>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (р)	соль + H <sub>2</sub>	соль + H <sub>2</sub>	не взаимодействуют при обычных условиях	<i>Ti, Zr</i>
HCl (р. и к.)	соль + H <sub>2</sub>	соль + H <sub>2</sub>	–	<i>Zr, Hf, Pb</i>
HNO <sub>3</sub> (р)	соль + NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	соль + N <sub>2</sub> , (N <sub>2</sub> O) + H <sub>2</sub> O	соль + NO + H <sub>2</sub> O	<i>Zr, Ti, Pt, Au</i>
HNO <sub>3</sub> (к)	соль + NO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O			<i>Zr, Fe, Co, Ti, Ni, Pt, Au</i>
H <sub>2</sub> O	$Me(OH)_n + H_2$	при t° Me <sub>x</sub> O <sub>y</sub> + yH <sub>2</sub>	–	–

*Взаимодействие щелочи с металлами*

Валентность	Металлы	Реакция
<i>II</i>	$Be^{+2}, Zn^{+2}, Ge^{+2}, Sn^{+2},$ $Pb^{+2}$	$NaOH + Me^0 \rightarrow Na_2 Me^{+2} O_2 + H_2$
<i>III</i>	$Al^{+3}, Ga^{+3}, Cr^{+3}, Fe^{+3},$ $Bi^{+3}, In^{+3}, Sb^{+3}$	$NaOH + Me^0 + H_2O \rightarrow Na Me^{+3} O_2 + H_2$

Аветисян Надежда Николаевна

## ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ В ЭЛЕКТРОЭНЕРГЕТИКЕ

Методические указания для студентов направления подготовки  
13.03.02 «Электроэнергетика и электротехника» заочной формы обучения  
по дисциплине «Химические процессы в электроэнергетике»

Подписано к печати 25.06.23. Формат 60x84/16.

Усл. печ. л. 3,5. Тираж 3 экз.+ЭР Зак. 231918. Рег. № 19.

Отпечатано в ИТО Рубцовского индустриального института  
658207, Рубцовск, ул. Тракторная, 2/6.