

**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И
ИННОВАЦИЙ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ
РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

**САМАРКАНДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ**

Д.К.Холмуродова, Ф.Х. Хакимов, Ф.С. Маматкулов

**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ
РЕАКЦИИ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ
ПРОЦЕССЫ**

Учебное пособие

Ташкент – 2025

УДК
ББК
Х

Д.К.Холмуродова и другие.

Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Учебное пособие. Д.К.Холмуродова, Ф.Х. Хакимов, Ф.С. Маматкулов. – Т.: Издательство “Dimal”, 2025 г. – 80 с.

Настоящее пособие содержит теоритические и практические основы раздела окислительно-восстановительные реакции курса химии предусмотренном программами для углубленного изучения химии в общеобразовательных школ, академических лицеев и колледжей, и соответствует требованиям, предъявляемым при вступительных тестовых экзаменах ВУЗов.

Рекомендуется учащимся средних общеобразовательных школ, академических лицеев и колледжей, готовящимся к сдаче экзамена по химии в химические, медицинские и биологические высшие учебные заведения.

Составители:

Д.К. Холмуродова, д.т.н., профессор;

Ф.Х. Хакимов, к.х.н., доц.

Ф.С. Маматкулов, асс.

Рецензенты:

С.С. Юсупова, доцент кафедры «Медицинской химии» СамГМУ к.х.н;

Х.Ш. Ташпулатов, доцент кафедры «Неорганической химии и материаловедение» СамГУ к.х.н.

ISBN 978-9910-0000-0-3

© Д.К.Холмуродова, Ф.Х. Хакимов,
Ф.С. Маматкулов, 2025

© Издательство “Dimal”, 2025

Общие положения

Современные воззрения на природу химической связи основаны на представлении о возникновении общих или связующих для данных атомов электронных пар, а под валентностью данного атома в соединении понимают число электронных пар, связывающих его с другими атомами в молекуле.

В зависимости от природы взаимодействующих атомов электронные пары находятся относительно их в различном положении, а именно:

1. Электронная пара резко смещена в направлении одного из атомов, обладающего относительно большей электроотрицательностью. Такую связь характеризуют термином ионная связь.

2. Электронная пара смещена в направлении атома с большей электроотрицательностью, но не в такой степени, как это имеет место при образовании ионной связи. Такую связь характеризуют термином полярная связь.

3. Электронная пара занимает статистически среднее положение относительно взаимодействующих атомов, которые обладают одинаковыми химическими свойствами. Такую связь называют неполярной.

В качестве примеров рассмотренных типов связи можно привести соединения: KF , NaF ; HCl , HI ; H_2 , F_2 . Во всех этих соединениях валентность атомов равна единице и с рассматриваемой точки зрения знака не имеют.

В окислительно-восстановительных реакциях следует определить степень окисления атома, под которой следует понимать заряд, который возник бы на данном атоме при предельном смещении электронной пары. Иными словами, степень окисления можно представить себе как результат гипотетического превращения полярной связи в ионную.

Понятие степень окисления используют для характеристики состояния атома в соединении.

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле вычисленный исходя из предположения, что все связи между атомами ионные.

Наиболее электроотрицательные элементы имеют отрицательную степень окисления, а атомы элементов с меньшей

электроотрицательностью – положительные степени окисления. Степень окисления атома обозначается символом элемента арабской цифрой, перед которой ставится знак «+» или «-». Например: H^{+1} , Cl^{-1} , Fe^{+3} , O^{-2} , S^{+6} , N^{+5} . В отличие от степени окисления атома, заряд иона указывается в положении правого верхнего индекса при формуле иона и обозначается арабской цифрой (если его величина больше единицы), после которой ставится знак заряда («+» или «-»). Если ион однозаряден, то в индексе указывается только знак его заряда. Например: Fe^{3+} , S^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , H^{+} , Cl^{-} , NH_4^{+} , NO_3^{-} .

Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие правила.

1. Степень окисления атомов в простых веществах всегда равна нулю (H_2 , Cu , Cl_2 , Na).

2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.

3. Постоянную степень окисления имеют:

а) атомы щелочных металлов (+1)

б) атомы щелочноземельных металлов (+2)

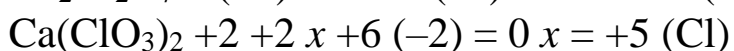
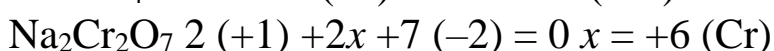
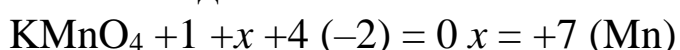
в) атом фтора (-1)

4. Степень окисления атома водорода в соединениях обычно равна +1, кроме гидридов металлов (NaH , CaH_2 и др.), где степень окисления водорода -1.

5. Степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2, исключения составляют дифторид кислорода OF_2 , где степень окисления атома кислорода +2, и пероксиды, содержащие группу O-O- , в которой степень окисления кислорода -1.

6. Для атомов любых элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы, в которой находится данный элемент.

Используя эти правила, определим степень окисления элемента в сложных соединениях:



Для характеристики процессов, протекающих в живых системах, необходимо знать степени окисления элементов, входящих в состав органических соединений. В этих соединениях наиболее характерные степени окисления элементов имеют следующие значения:

Элемент	H	N	O	S	C
Степень окисления	+1	-3	-2 (-1)	-2 (-1)	-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4

Очень важно уметь рассчитывать степени окисления атомов углерода в органических соединениях. В этих соединениях, так же как в неорганических, степень окисления атомов углерода вычисляют на основании предположения, что общая пара электронов, образующая ковалентную связь между двумя атомами, полностью смещена к атому более электроотрицательного элемента. Если ковалентная связь образована между двумя атомами углерода, то считают, что общая пара электронов, между этими атомами принадлежит им в одинаковой мере и поэтому не учитывается при определении степени окисления каждого из них. Естественно, что алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы органического соединения, равна нулю, а в случае иона – заряду иона. Ниже указаны степени окисления атомов углерода в некоторых органических соединениях.

Таблица 1.

Степень окисления атомов углерода в органических соединениях.

Степень окисления углерода	Формула соединения
-4	CH ₄
-3	H ₃ C – CH ₃
-2	H ₂ C = CH ₂ , CH ₃ Cl, CH ₃ OH, CH ₃ NH ₂
-1	HC≡CH, C ₆ H ₆
0	CH ₂ Cl ₂ , H ₂ C = O, RC – CR
+1	O

	$R - C - H, R_3C - OH$
+2	$\begin{array}{c} O \\ \\ CHCl_3, H - \overset{\text{O}}{\parallel}{C} - OH, R_2C = O \end{array}$
+3	$\begin{array}{c} O \\ \\ R CCl_3, R - \overset{\text{O}}{\parallel}{C} - OH \end{array}$
+4	$CCl_4, CO (NH_2)_2, CO_2, H_2CO_3$

Приведенные примеры позволяют сформулировать следующее правило.

Степень окисления любого атома углерода в органическом соединении равна алгебраической сумме числа всех его связей с атомами более электроотрицательных элементов (кислорода, галогенов, азота, серы), учитываемых со знаком «+» и числа его связей с атомами водорода, учитываемых со знаком «-», все межуглеродные связи, независимо от их числа, не учитываются.

Степени окисления атомов являются условными величинами, однако изменение их значений в ходе реакции однозначно указывает на ее окислительно-восстановительный характер.

1.1. Характерные особенности окислительно-восстановительных реакций

Первоначально все процессы, сопровождающиеся присоединением кислорода (например, ржавление металлов на воздухе), называли процессом окисления. Процесс отнятия кислорода от соединений его с металлами называли восстановлением ($CuO + H_2 \xrightarrow{t^0} Cu + H_2O$). Однако по мере накопления факторов понятие об окислении и восстановлении стали расширяться. Окислением стали называть не только присоединение кислорода, но и отщепление водорода от молекул (например, $H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$). К процессам восстановления стали относить такие процессы, которые сопровождаются присоединением водорода, а не только удалением кислорода. Например, взаимодействие водорода с парами серы приводящие к образованию сероводорода.

Впоследствии к процессам окисления и восстановления стали относить реакции без участия кислорода и водорода, например горение алюминия в хлоре: $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$. Далее к реакциям окисления стали относить и такие, которые протекают в водных

растворах и сопровождаются повышением степени окисления элементов. Так, при пропускании хлора через раствор хлорида железа (II) происходит реакция: $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$, при котором степень окисления железа повышается от +2 до +3. Обратное превращение FeCl_3 в FeCl_2 стали называть восстановлением. По мере расширения представлений о строении атомов создавалась основа для научного истолкования самых разнообразных реакций окисления и восстановления как с участием кислорода и водорода, так и без них. В настоящее время среди разнообразных химических реакций можно выделить два типа, существенно отличающихся друг от друга. К первому типу реакций относят те, в ходе которых степень окисления элементов, входящих в соединения, не изменяется. Образование новых молекул в таких реакциях происходит лишь в результате перегруппировки атомов или ионов.

К ним относят:

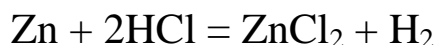
а) огромное число реакций обмена типа: $\text{AB} + \text{CD} = \text{AD} + \text{BC}$
(например: $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{KCl}$)

б) некоторые реакции соединения (например: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$)

в) некоторые реакции разложения (например: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$)

Легко установить, что в ходе указанных реакций степень окисления элементов не изменяется.

К другому типу химических реакции относятся такие, в ходе которых степень окисления у атомов или ионов изменяется. Например, реакция:



В этой реакции участвуют атомы цинка, ионы водорода и хлора, причем в ходе реакций степень окисления цинка повышается от 0 до +2, а ионы водорода понижается от +1 до 0.

1.2. Основные понятия окислительно-восстановительных реакций

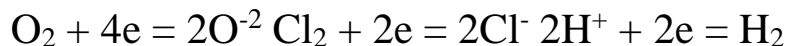
Окислительно-восстановительные превращения широко распространены в природе и широко используются в технике.

Окислительно-восстановительные реакциями (ОВ реакциями) называют химические реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов вследствие перераспределения электронов между ними.

Перераспределение электронов в ОВ реакциях связано с отдачей и присоединением электронов и всегда приводит к сопряженному изменению степеней окисления.

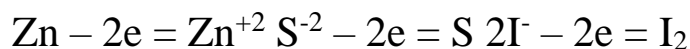
Окислителем называется вещество, в состав которого входят атомы, присоединяющие электроны (окислитель-акцептор электронов).

Например:



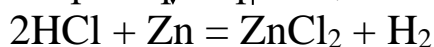
Восстановителем называется вещество, в состав которого входят атомы, отдающие электроны (восстановитель-донор электронов).

Например:



В ОВ реакциях взаимодействие окислителя с восстановителем сопровождается сопряженным перераспределением электронов между ними. При этом число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, принятых окислителем.

Например: в реакциях цинка с соляной кислотой



атом цинка являясь восстановителем, отдает два электрона, а катион водорода, являясь окислителем, присоединяют два электрона:



Таким образом, в ОВ реакциях одновременно протекают два процесса: окисление и восстановление.

Окислением называется процесс, отдачи электронов, сопровождающийся повышением степени окисления элемента, отдающего электроны.



Э – атом или ион; n – натуральные числа 1, 2, 3 ...

Восстановлением называется процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления элемента, присоединяющего электроны



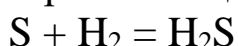
Э – атомы или ион; n – натуральные числа 1, 2, 3 ...

Следовательно, в ОВ реакциях окислитель – восстанавливается, а восстановитель – окисляется.

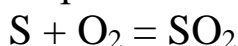
Окислительно-восстановительные свойства можно предсказать, зная степени окисления входящих в него атомов. Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, поскольку последние уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления элемента численно равна номеру группы в периодической системе, к которой относится данный элемент (кроме кислорода и фтора) так в соединениях максимальная степень окисления атома азота +5 (HNO_3 , KNO_3), серы и хрома +6 (H_2SO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), хлора и марганца +7 (HClO_4 , KMnO_4) и т.п.

Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления, наоборот, могут служить только восстановителями, поскольку они способны только отдавать электроны из-за того, что внешний энергетический уровень у таких атомов завершён восемью электронами. Минимальная степень окисления атомов металла равна нулю. Для неметалла ее можно вычислить по разности ($n - 8$), где n – номер группы в периодической системе элементов, к которой относится данный элемент. Так, минимальная степень окисления азота – 3 (NH_3 , NH_4Cl), серы – 2 (H_2S , K_2S), галогенов – 1 (HCl , HBr , HI)

Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют, и от условий проведения реакций. Например, сера при взаимодействии с водородом является окислителем:

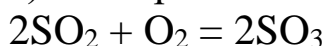


а при взаимодействии с кислородом – восстановителем:

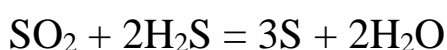


Окислительно-восстановительной двойственностью обладают и ионы S (SO_2 , H_2SO_3 , K_2SO_3). Например:

а) SO_2 при взаимодействии с кислородом – восстановитель:



б) SO_2 при взаимодействии с типичным восстановителем H_2S – окислитель:



Наиболее типичными окислителями являются:

а) свободные фтор, хлор, кислород и озон (F_2 , Cl_2 , O_2 , O_3)

б) некоторые соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления – H_2SO_4 , HNO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , PbO_2 ;

в) катион водорода H^+ в растворах кислот.

Наиболее типичными восстановителями являются:

а) металлы в свободном состоянии

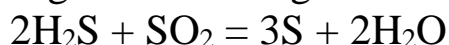
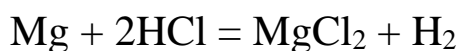
б) молекулярный (H_2) и атомный водород (H), оксид углерода (II) (CO);

в) некоторые соединения, содержащие атомы элемента с минимальной степенью окисления, – K_2S , KI , KBr .

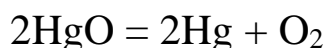
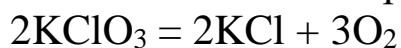
1.3. Типы окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции разделяют на межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления – самовосстановления.

Межмолекулярные ОВ реакции характеризуются тем, что окислителем и восстановителем являются различные вещества:

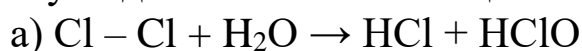


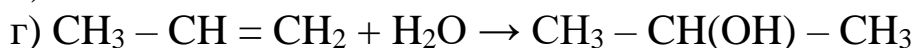
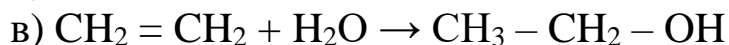
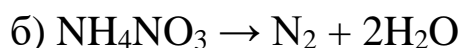
Внутримолекулярные ОВ реакции характеризуются тем, что окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества, но представляют собой атомы разных элементов. К ним относится большинство реакций термического разложения.



Реакции самоокисления – самовосстановления. Существуют множество ОВ реакций в которых и окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента. Эти реакции также могут быть внутри- и межмолекулярными. Такие реакции называются по-разному: самоокисления – самовосстановления, окислительно-восстановительной двойственности, диспропорционирования, дисмутации. В данном пособии используется наиболее краткий термин – **реакции ОВ дисмутации.**

Реакции внутримолекулярной ОВ дисмутации характеризуются тем, что атомы элемента, проявляющего окислительно-восстановительную двойственность, входят в состав молекул одного и того же вещества:

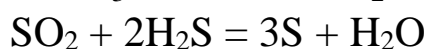




Атомы одного и того же элемента, участвующего в реакции ОВ дисмутации, могут иметь одинаковые степени окисления (а, в) или разные (б, г).

В органической химии и в живой природе широко распространены реакции ОВ дисмутации за счет атома углерода.

Реакции межмолекулярной дисмутации характеризуются тем, что окислитель и восстановитель входят в состав разных молекул, но являются атомами одного и того же элемента:



1.4. Механизмы окислительно-восстановительных реакций

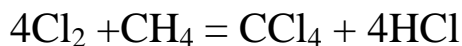
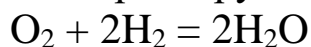
По механизму протекания ОВ реакции разделяют на электрофильно-нуклеофильные и свободнорадикальные.

В случае окислительно-восстановительных реакций, сопровождаемых электрофильно-нуклеофильным воздействием, окислитель является **электрофилом**, так как он присоединяет электрон, а восстановитель – **нуклеофилом**, так как он отдает электрон.



KMnO_4 – электрофил, HCl – нуклеофил

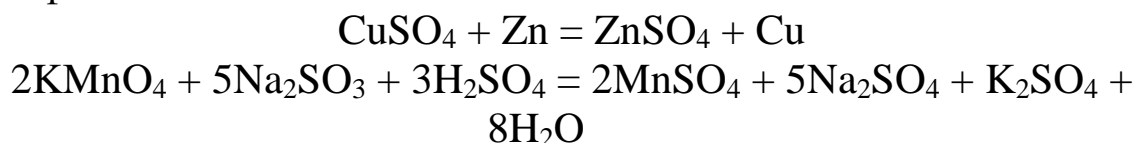
В свободнорадикальных окислительно-восстановительных реакциях реагирующими частицами являются свободные радикалы:



Свободные радикалы в зависимости от их сродства к электрону могут и принимать электроны, т.е. быть окислителями, и отдавать электроны, т.е. быть восстановителями. При этом сродство радикала к электрону определяется не только его свойствами, но и свойствами его партнера по реакции. В приведенных реакциях радикалы, возникшие из O_2 (2O) или Cl_2 (2Cl), проявляют окислительные свойства, а радикалы возникшие из H_2 (2H) или CH_4 (CH_3) – восстановительные свойства.

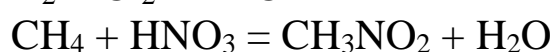
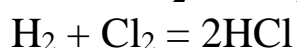
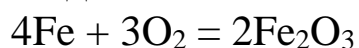
Электрофильно-нуклеофильный механизм характерен для ОВ реакций, протекающих в растворах при отсутствии радикальных

частиц. В ОВ реакциях окислители (акцепторы электронов) являются электрофилами, а восстановители (доноры электронов) – нуклеофилами:



Свободнорадикальный механизм характеризуется гетеролитическими разрывами неполярной и малополярной связи, в результате чего возникают свободные радикалы – частицы с неспаренными электронами. Радикалы, в зависимости от их сродства к электрону и свойств партнера, могут принимать электроны (т.е. быть окислителями) и могут отдавать электроны (т.е. быть восстановителями).

Свободнорадикальный механизм характерен для ОВ реакций, протекающих преимущественно при высокой температуре и в газовой фазе. Прежде всего это реакции горения веществ, т.е. их взаимодействие с кислородом и другими сильными окислителями:



При горении органических соединений восстановителями могут быть не только атомы углерода, но и других элементов, например азота:



1.5 Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций наибольшую трудность вызывает расстановка коэффициентов. Существует несколько методов уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Используют два метода: электронного баланса и полуреакций (электронно-ионный).

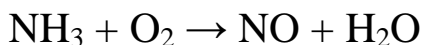
1.5.1 Метод электронного баланса

Основным требованием метода электронного баланса является соблюдение закона сохранения заряда т.е. число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем. В методе электронного баланса всегда

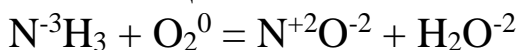
указываются степени окисления атомов, элементов, а не заряды реально существующих ионов.

Рассмотрим несколько примеров.

Пример 1. Каталическое окисление аммиака протекает по реакции:

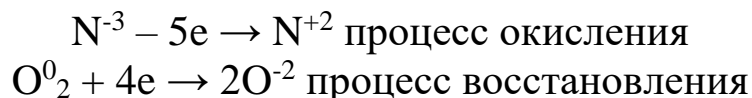


1. Определим степень окисления атомов в исходных и конечных веществах:

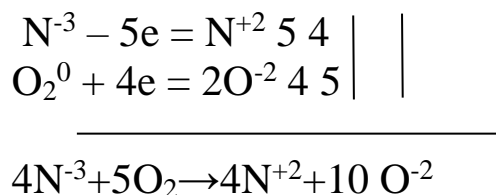


2. Определим атомы каких элементов изменили степень окисления. Атом азота ($\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$) повышает степень окисления за счет отдачи электронов, следовательно, является восстановителем. Каждый атом кислорода ($\text{O}^0 \rightarrow 2\text{O}^{-2}$) понижает степень окисления в результате присоединения электронов, следовательно, является окислителем.

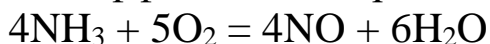
3. Найдем число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем:



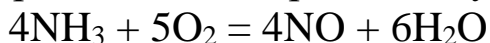
4. С целью уравнения числа принятых и отданных электронов найдем наименьшее общее кратное для 4 и 5 (оно равно 20) и определим коэффициенты, на которое надо умножить число атомов восстановителя и окислителя:



5. Найденные коэффициенты перенесем в уравнение реакции. При этом сначала поставим коэффициент 4 перед NH_3 и NO , а затем коэффициент 5 перед кислородом в левой части уравнения.

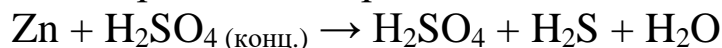


6. Так как атомы кислорода в степени окисления -2 находятся в составе разных веществ (NO и H_2O), то число молекул H_2O находим по числу атомов кислорода, а число атомов водорода, содержащихся в четырех молекулах NH_3 , равному 12:

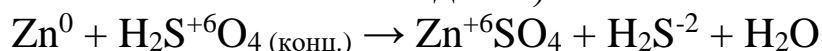


7. Проверим равенство чисел атомов кислорода в левой и правой частях уравнения: $5 \times 2 = 4 + 6$, т.е. $10 = 10$. Следовательно, коэффициенты в уравнении реакции расставлены правильно.

Пример 2. Взаимодействие цинка с концентрированной серной кислотой притекает по реакции:



1. Расставим степени окисления атомов и выясним, что окислителем является сера (степень окисления ее атомов изменяется от +6 до -2), а восстановителем цинк (его степень окисления изменяется от 0 до +2):

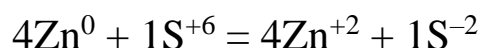
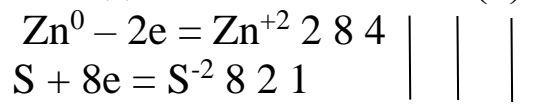


2. Найдем число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем.



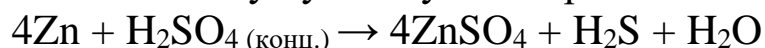
3. Найдем наименьшее общее кратное для 2 и 8 (оно равно 8)

4. Для составления электронного баланса найдем коэффициенты для восстановителя (4) и для окислителя (1)

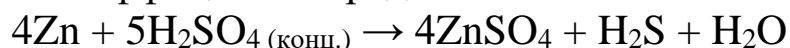


Таким образом, составлен электронный баланс сопряженных процессов окисления и восстановления.

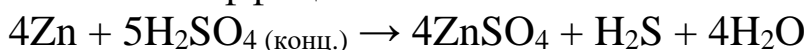
5. Перенесем коэффициенты 4 и 1 в уравнении реакции. Вначале поставим коэффициент 4 перед Zn и ZnSO₄ в левой и правой частях уравнения, так как других соединений цинка в уравнении реакции нет. Затем коэффициенты 1 поставим только перед H₂S в правой части уравнения, так как коэффициент перед H₂SO₄, находящийся в левой части уравнения, зависит не только оттого, сколько молекул H₂SO₄ восстанавливается до H₂S, но и сколько ее молекул участвует в образовании соли ZnSO₄.



6. Чтобы найти число молекул H₂SO₄, надо подсчитать общее число атомов серы в правой части равенства: четыре атома в четырех молекулах ZnSO₄ и один в молекуле H₂S (всего 5). Это и будет коэффициент перед H₂SO₄:

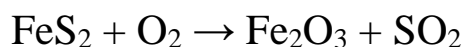


7. Подсчитает число атомов водорода в пяти молекулах H_2SO_4 , всего их 10. В правой части атомов водорода входят в состав молекул H_2O и H_2S . Перед H_2S нельзя ставить никаких коэффициентов, так как это изменило бы число атомов серы, восстановленных цинком. Следовательно, в правой части равенства из 10 атомов водорода два вошли в состав молекулы H_2S , а остальные 8 должны войти в состав молекул H_2O . Отсюда перед H_2O ставим коэффициент 4:



8. При завершении составления полного уравнения реакции надо провести проверку правильности расставленных коэффициентов. Для этого обычно проверяют равенство чисел атомов кислорода в левой и правой частях уравнения. И в левой и в правой части уравнения по 20 кислорода. Следовательно, уравнение составлено верно.

Пример 3. Более сложной является расстановка коэффициентов в тех случаях, когда в реакциях участвуют несколько восстановителей или окислителей. Рассмотрим реакцию обжига пирита:



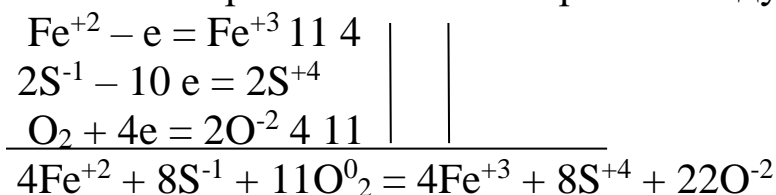
Здесь окислителем является кислород, степень окисления которого изменяется от 0 до -2 :



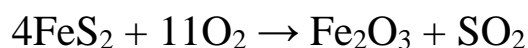
Восстановителем является пирит за счет атомов железа и серы одновременно. При составлении электронного баланса нужно найти число электронов, отдаваемых молекулой восстановителя FeS_2 в целом т.е. одним атомом железа и двумя атомами серы:



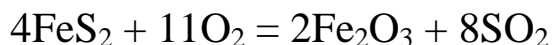
Полная схема электронного баланса примет следующий вид:



В соответствии этой схемой расставим коэффициенты 4 и 11 в левую часть уравнения реакции:



а затем, исходя из числа атомов Fe и S в четырех молекулах, найдем коэффициент для Fe_2O_3 и SO_2



Подсчитаем число атомов кислорода в левой частях уравнения ($22=22$) и тем самым убедимся в правильности расстановки коэффициентов.

1.5.2 Метод полуреакций (электронно-ионный)

При составлении уравнений ОВ реакций с применением метода полуреакций следует:

1. Составить схему реакций с указанием исходных веществ и продуктов реакции, найти окислитель и восстановитель.

2. Составить схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием исходных и образующихся реально существующих в условиях реакций ионов или молекул.

3. Уравнять число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакции; при этом следует помнить, что в водных растворах в реакциях могут участвовать молекулы H_2O , ионы H^+ или OH^-

4. Уравнять суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции: для этого прибавить к левой или правой части полуреакции необходимое число электронов.

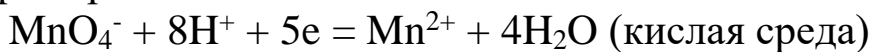
5. Подобрать множители (основные коэффициенты) для полуреакции так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.

6. Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных основных коэффициентов.

7. Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

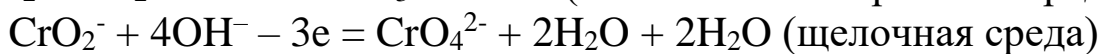
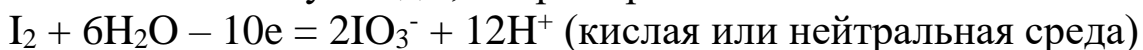
Следует иметь ввиду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходит по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах.

В кислых растворах избыток кислорода связывается ионами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных – молекулами воды с образованием гидроксидов-ионов, например:

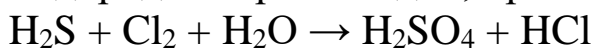


$\text{NO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{NH}_3 + 9\text{OH}^-$ (нейтральная или щелочная среда)

Присоединение кислорода восстановителем осуществляется в кислой и нейтральной средах за счет молекул воды с образованием ионов водорода, а в щелочной среде – за счет гидроксид-ионов с образованием молекул воды, например:



Пример 1. Закончить уравнение реакций окисления сероводорода хлорной водой, притекающей по схеме:



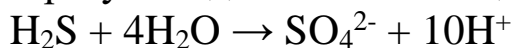
Решение. В ходе реакций степень окисления хлора понижается от 0 до -1 (Cl_2 восстанавливается), а серы – повышается от -2 до $+6$ (S^{-2} окисляется).

Уравнения полуреакции восстановления хлора:



При составлении уравнения полуреакций окисления S^{-2} исходим из схемы:

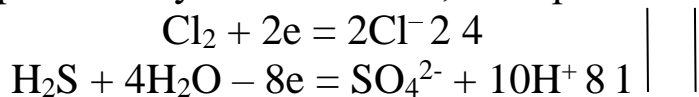
$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$. В ходе этого процесса атом серы связывается с четырьмя атомами кислорода, источником которых служат четыре молекулы воды при этом образуется восемь ионов H^+ ; кроме того, два иона H^+ освобождаются из молекулы H_2S . Следовательно, всего образуется десять ионов водорода:

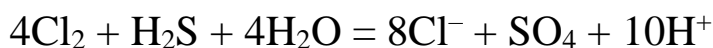


Левая часть схемы содержит только незаряженные частицы, а суммарный заряд ионов в правой части схемы равен $+8$. Следовательно, имеет место равенство:



Так как общее число принятых электронов окислителя должно быть равно общему числу отданных электронов восстановителем, надо первое уравнение умножить на 4, а второе – на 1.





В молекулярной форме полученное уравнение имеет следующий вид:



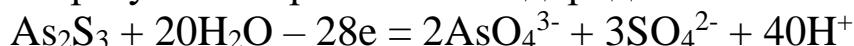
Пример 2. Закончите уравнение реакции протекающей по схеме:



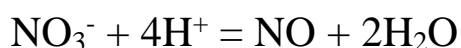
Решение. В ходе реакции окисляются ионы мышьяка и серы: степень окисления мышьяка повышается от +3 до +5, а серы от -2 до +6. При этом одна молекула As_2S_3 превращается в два иона AsO_4^{3-} и три иона SO_4^{2-} :



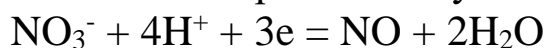
Источником кислорода, необходимого для протекания этого процесса, служат в кислой среде молекула воды. Для образования двух ионов AsO_4^{3-} требуется восемь молекул воды, а для образования трех ионов SO_4^{2-} – еще двенадцать. Следовательно, всего в полуреакции окисления примут участие двадцать молекул воды, причем образуются сорок ионов водорода:



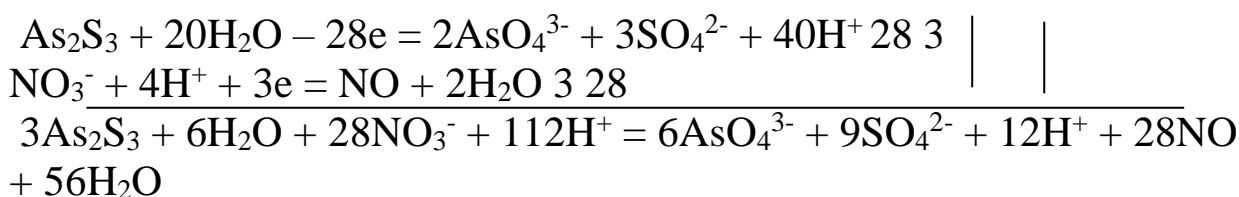
При составлении полуреакции восстановления NO_3^- исходим из схемы: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$. В ходе этого процесса высвобождаются два атома кислорода, которые в кислой среде образуются две молекулы воды:



Суммарный заряд ионов в левой части схемы равен +3, а правая часть заряженных частиц не содержит. Следовательно, в процессе восстановления принимают участие три электрона:



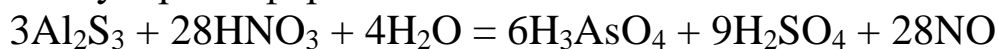
Отношение чисел электронов, участвующих в процессе окисления и восстановления, равно 28:3. Поэтому, суммируя уравнения полуреакций, первое из них умножаем на 3, а второе – на 28.



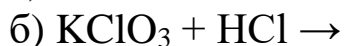
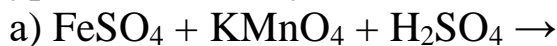
После проведения подобных членов в общих частях уравнения получаем:



или в молекулярной форме:

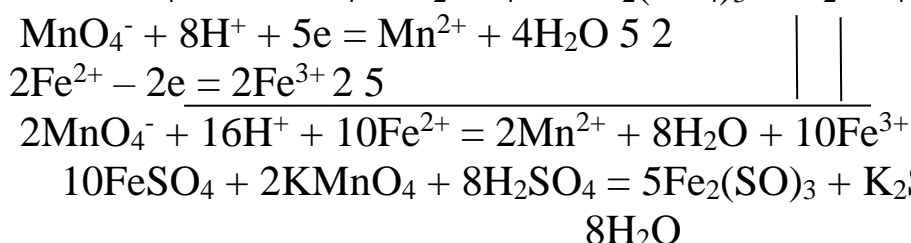
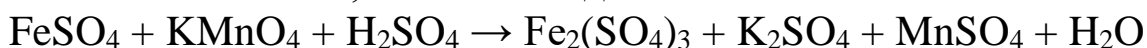


Пример 3. Используя метод полуреакций, составьте полные уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

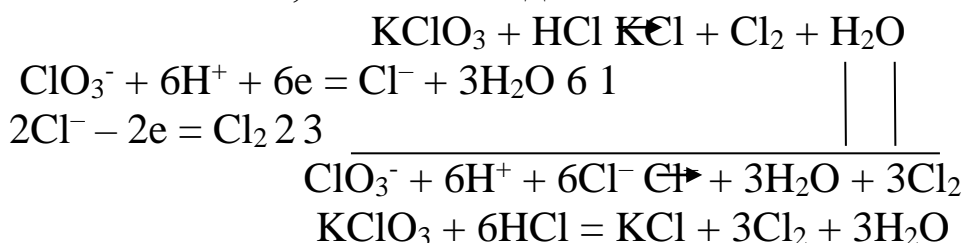


Решение:

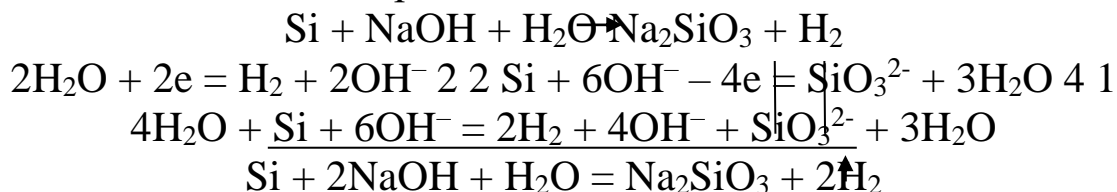
а) Mn^{+7} – окислитель, восстанавливается в кислой среде до Mn^{2+} ; Fe^{2+} – восстановитель, окисляется до Fe^{3+} .



б) ClO_3^- – окислитель, восстанавливается до Cl^- ; Cl^- – восстановитель, окисляется до Cl_2



в) H_2O – окислитель, восстанавливается до H_2 ; Si – восстановитель – окисляется в щелочной среде до SiO_3^{2-} :

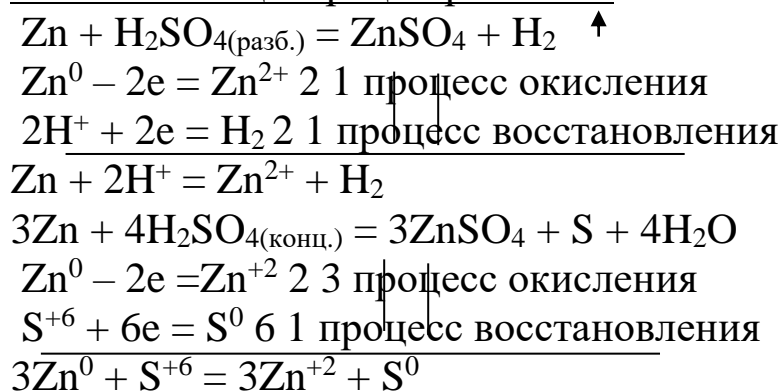


1.6. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций

Характер протекания ОВ реакций зависит от химической природы взаимодействующих веществ и от условий проведения

реакции: концентрации, реагентов, температуры, наличия катализатора, характера среды.

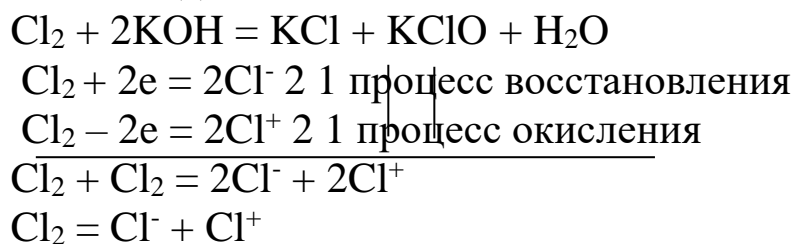
Влияние концентрации реагента:



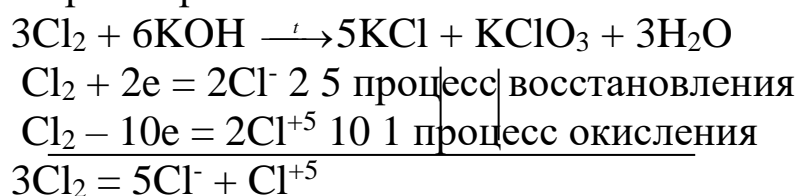
Разбавленная серная кислота является окислителем за счет катиона H^+ , а концентрированная за счет S^{+6} .

Влияние температуры.

– на холоде



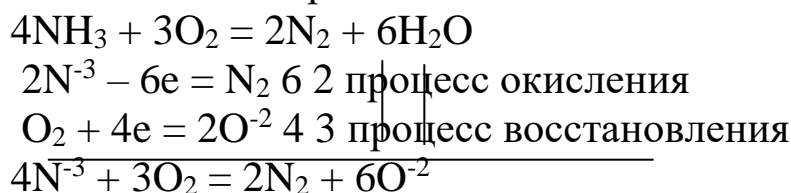
– при нагревании



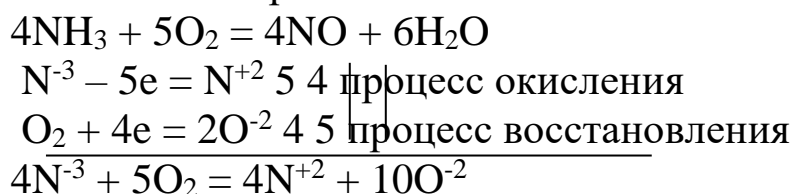
При нагревании окисления хлора проходит более глубоко (до степени окисления +5), по сравнению с реакцией, протекающей на холоде (до степени окисления +1).

Влияние катализатора

– без катализатора:



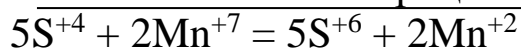
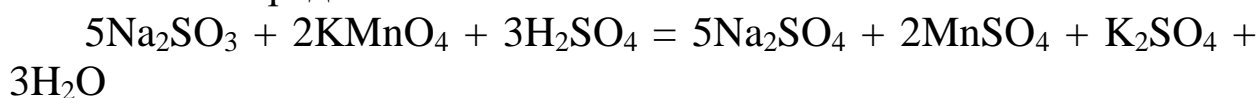
– с катализатором



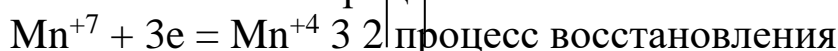
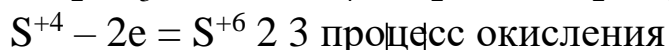
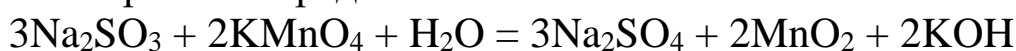
Катализатор способствует более глубокому окислению азота в аммиаке.

Влияние характера среды

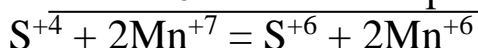
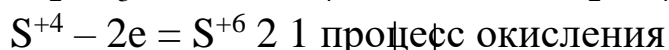
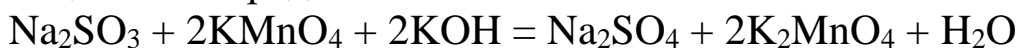
– кислая среда:



– нейтральная среда:



– щелочная среда:



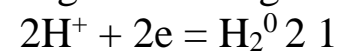
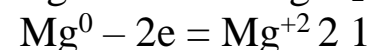
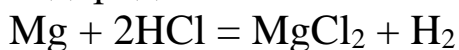
Как видно из проведенных реакций, один и тот же окислитель KMnO_4 принимает наибольшее число электронов в кислой среде, где он проявляется наиболее сильные окислительные свойства по сравнению с нейтральной и щелочной средой.

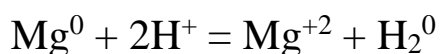
1.7. Поведение некоторых кислот в окислительно-восстановительных реакциях

Рассмотрим поведение в окислительно-восстановительных реакциях наиболее важных кислот – HCl , H_2SO_4 , HNO_3 .

Хлороводородная (соляная) кислота

Соляная кислота является окислителем за счет катиона водорода, который восстанавливается до молекулярного водорода. Поэтому соляная кислота в растворах любой концентрации взаимодействует лишь с металлами, стоящие в ряду напряжений до водорода.

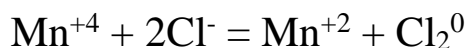
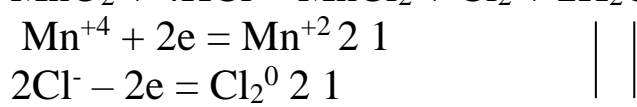




С малоактивными и инертными металлами, т.е. стоящими в ряду напряжения после водорода, например Cu, Ag, Hg и др., соляная кислота не взаимодействует.

Молекулы хлороводорода содержат атомы хлора в низшей, отрицательной степени окисления (-1), которые могут отдавая электроны, быть восстановителями. Поэтому концентрированная соляная кислота может быть восстановителем и окисляться сильными окислителями, такими как MnO_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Данное свойство HCl используется в лабораторной практике для получения хлора:

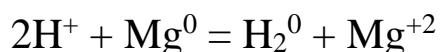
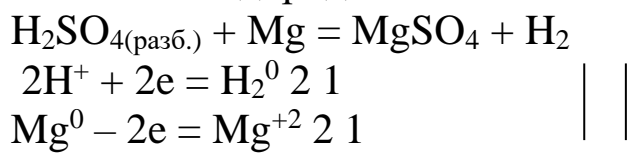


Таким образом, соляная кислота в окислительно-восстановительных реакциях благодаря противоположным свойствам катиона H^+ и аниона Cl^- может быть или окислителем, или восстановителем в зависимости от свойств второго реагента.

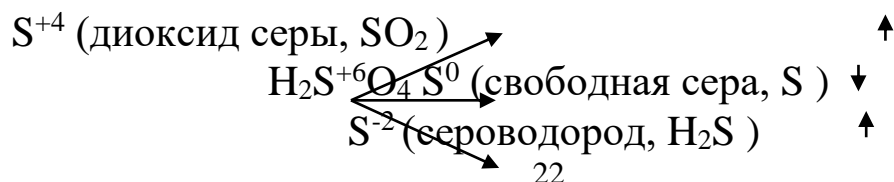
Серная кислота H_2SO_4

Молекулы серной кислоты содержат атомы двух элементов – водорода и серы в высших степенях окисления, за счет которых H_2SO_4 может быть только окислителем.

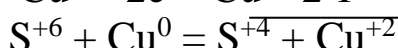
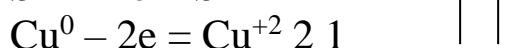
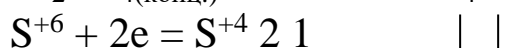
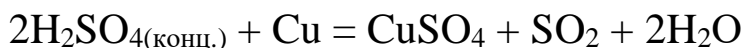
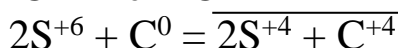
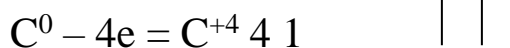
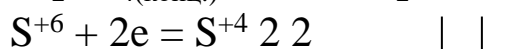
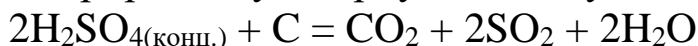
В разбавленных растворах H_2SO_4 является окислителем за счет катиона H^+ и ведет себя подобно HCl т.е. взаимодействует только с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, с образованием водорода:



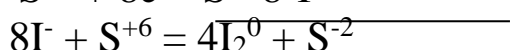
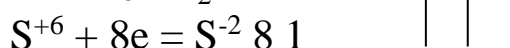
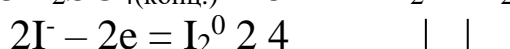
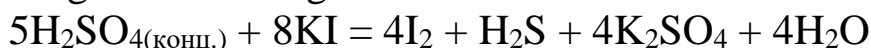
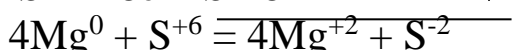
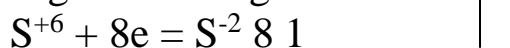
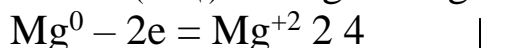
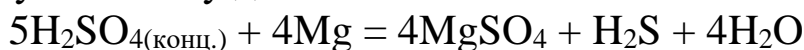
В концентрированных растворах серная кислота является окислителем за счет атомов S и восстанавливается до соединений серы с меньшими степенями окисления:



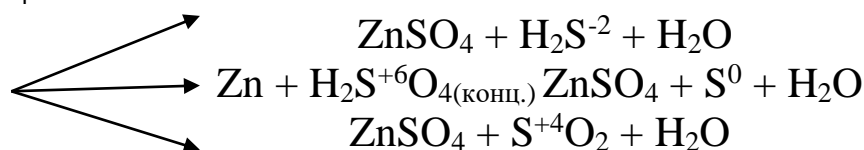
Слабые восстановители (неметаллы – С, S, P; металлы, стоящие в ряду напряжения после водорода, и др.) восстанавливают концентрированную серную кислоту до SO₂:



Наиболее активные восстановители: металлы (щелочные и щелочноземельные), сероводород и иодиды – восстанавливают серную кислоту до H₂S.



Металлы средней активности могут восстанавливать концентрированную серную кислоту как до H₂S, так и до элементарной серы и SO₂. Например, взаимодействие цинка с H₂SO₄:

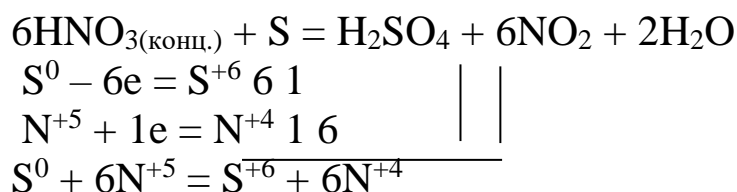
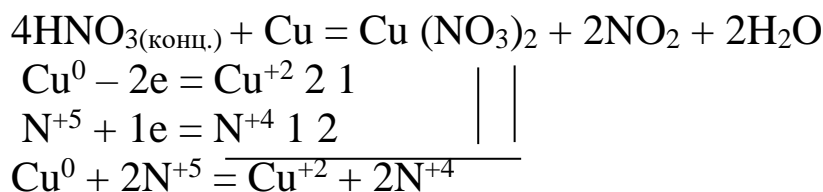


При температуре ниже 30⁰С с концентрированной серной кислотой не взаимодействует железо, хром и алюминий, вследствие из пассивации, а иридий, платина, золото не взаимодействуют из-за очень слабых восстановительных свойств.

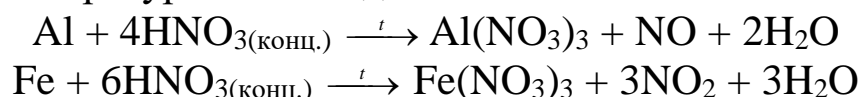
Азотная кислота HNO₃

В отличие от других кислот, азотная кислота в растворах любых концентраций, является окислителем за счет атомов N⁺⁵, восстанавливаясь до соединений азота с меньшими степенями окисления. При этом концентрированная азотная кислота

восстанавливается большинством восстановителей до оксида азота (IV) NO₂:

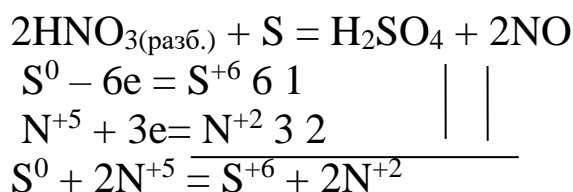
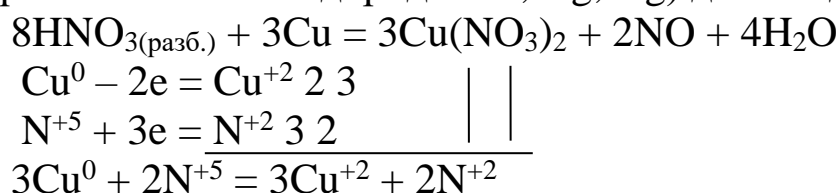


Вследствие пассивации с концентрированный HNO₃ не взаимодействует Al, Cr, Fe при температуре ниже 30⁰C, однако при высоких температурах взаимодействие возможно:

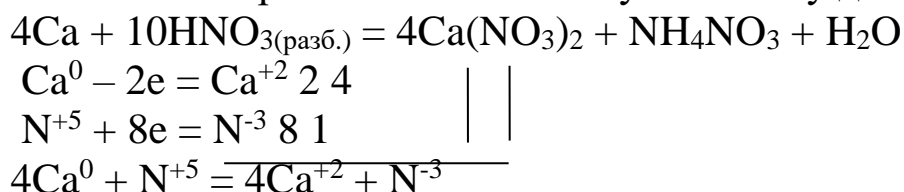


Au, Pt, Ir не взаимодействуют с HNO₃ любой концентрации из-за очень слабых восстановительных свойств независимо от температуры.

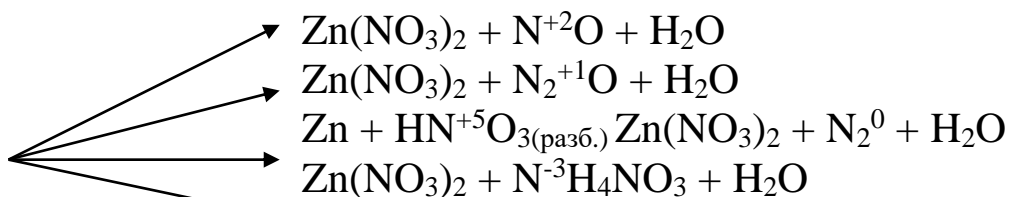
Разбавленная азотная кислота восстанавливается слабыми восстановителями (неметаллами – C, S, P и металлы стоящие в ряду напряжения после водорода: Cu, Ag, Hg) до оксида азота (II) NO:



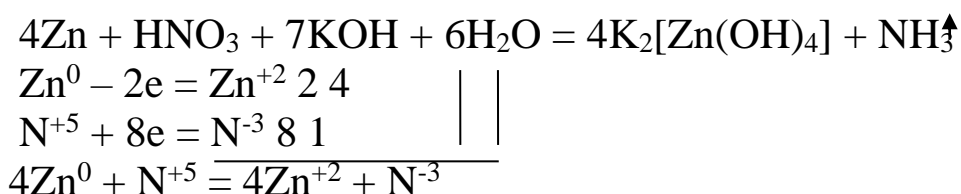
Наиболее активные восстановители (например: Ca, Mg, Al) восстанавливают разбавленную азотную кислоту до N⁻³ (NH₄NO₃):



Восстановители средней силы восстанавливают разбавленную азотную кислоту до различных соединений азота – NO, N₂O, N₂, NH₄NO₃:



В отличие от серной кислоты, азотная кислота (HNO₃) проявляет окислительные свойства не только в кислой, но и в щелочной среде. Продуктом восстановления в этом случае является аммиак:



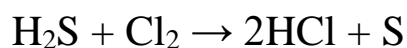
Таким образом, поведение веществ в окислительно-восстановительных реакциях, глубина их окисления или восстановления зависит от их химической природы, а также от условий проведения реакции: от концентраций веществ, температуры, реакции среды.

1.8. Использование окислителей и восстановителей в медико-санитарной практике

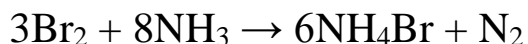
Многие сильные окислители: перманганат калия KMnO₄, пероксид водорода H₂O₂, раствор йода, хлорная известь CaOCl₂, а также хлор и озон (для хлорирования и озонирования воды) широко используются в качестве бактерицидных средств в медико-санитарной практике, так как за счет сильных окислительных свойств они эффективно уничтожают микроорганизмы.

Токсическое действие оксидов азота, озона, хлора, брома, нитритов и нитратов, хроматов и дихроматов связано с их окислительными свойствами. При отравлениях окислителями или восстановителями для их нейтрализации используются окислительно-восстановительные реакции.

Так, при отравлениях сероводородом (сильный восстановитель) пострадавшему дают подышать слегка увлажненной хлорной известью, из которой выделяются небольшие количества хлора, при этом протекает реакция:



При отравлениях параами брома (сильный окислитель) дают вдыхать пары аммиака:



Применение разнообразных восстановителей как антиоксидантов в лекарственных и профилактических средствах, широко используются в медицинской практике.

Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе методов оксидиметрии: перманганатометрии, йодометрии, хроматометрии, которые широко применяются в клиническом анализе для определения в крови ионов кальция, мочевой кислоты, холестерина, сахара, ферментов каталазы и пероксидазы.

В санитарно-гигиенической практике эти методы используются для определения окисляемости воды, содержания “остаточного” хлора в хозяйственных и питьевых водах, “активного” хлора в дезинфицирующих средствах (хлорной извести и хлораминах).

Таким образом, окислительно-восстановительные процессы в организме играют исключительно важную роль, снабжая его энергией и необходимыми метаболитами, а также участвуют в регуляторных механизмах жизнедеятельности. Благодаря нейрогуморальной регуляции достигается поразительная сбалансированность между содержанием окислителей, восстановителей и продуктов их взаимодействия в живых организмах, обеспечивающая в них состояние окислительно-восстановительного баланса.

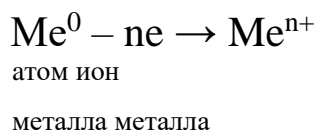
2. Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции и электрический ток

В природе и технике имеют большое значения ОВ реакции, которые либо протекают за счет электрической энергии внешнего источника, либо сопровождаются возникновением электрического тока. К первым из них относятся реакции, протекающие при электролизе, ко вторым – реакции, протекающие в гальванических элементах и при коррозии. Во всех электрохимических ОВ реакциях процессы окисления и восстановления протекают на разных электродах: на аноде – процесс окисления, на катоде – процесс восстановления, при этом всегда в растворах анионы двигаются к аноду, а катионы – к катоду. В то же время при

электролизе анод заряжен положительно, а катод – отрицательно. В случае гальванических элементов и коррозии, наоборот, анод заряжен отрицательно, а катод – положительно.

2.1. Электрохимический ряд напряжений металлов

Известно, что атомы большинства металлов имеют на внешнем электронном слое от 1 до 3-х электронов и более или менее легко отдают их другим атомам, вступая в химические реакции с различными окислителями. Таким образом, металлы являются восстановителями:



Способность атомов металлов отдавать электроны зависит от совокупности ряда факторов:

1) заряд ядра; 2) количества валентных электронов; 3) удаленности электронов от ядра атома и др., поэтому восстановительная активность металлов существенно различается.

Сравнительную характеристику активности металлов можно получить на основании их положения в периодической системе элементов. В начале каждого периода находятся металлы с высокой восстановительной способностью; затем происходит ее снижение, особенно резко в малых периодах и нечетных рядах больших периодов. Это обусловлено тем, что в периодах слева направо заряды ядер атомов увеличиваются, радиусы атомов уменьшаются и, следовательно, усиливается притяжение валентных электронов к ядру.

В главных подгруппах восстановительная активность металлов увеличивается по мере роста номера периода т.е. сверху вниз. Это объясняется увеличением радиуса атома, следовательно, удалением валентных электронов от ядра и ослаблением их взаимного притяжения. Например, у атома лития единственный валентный электрон находится на втором энергетическом уровне, а у атома цезия – на шестом. Естественно, что по мере удаления от ядра легкость отдачи электрона увеличивается, и следовательно восстановительная способность атома усиливается.

Таким образом, к наиболее активным восстановителям относятся металлы главных подгрупп I и II групп (за исключением

бериллия), т.е. первые два элемента каждого периода (кроме первого).

Большинство химических реакций протекают в водных растворах электролитов. Восстановительная способность металлов в этих условиях определяется не только строением их атомов, но и рядом других факторов.

Поверхность металла, помещенного в водный раствор его соли, находится в соприкосновении с молекулами воды и катионами соли. Между ними происходят сложные взаимодействия, вызывающие либо переход ионов Me^{n+} с поверхностью металла в близлежащий слой раствора (для активных металлов), либо, наоборот, осаждение катионов из раствора на поверхность металла (для неактивных металлов). В результате *поверхность металла приобретает тот или иной электрический заряд* относительно прилегающего слоя раствора (см. рис. 1).

Величина и знак этого заряда для разных металлов зависят от способности к отдаче электронов, а также от способности образуемых при этом катионов металла взаимодействовать с водой, т.е. гидратироваться.

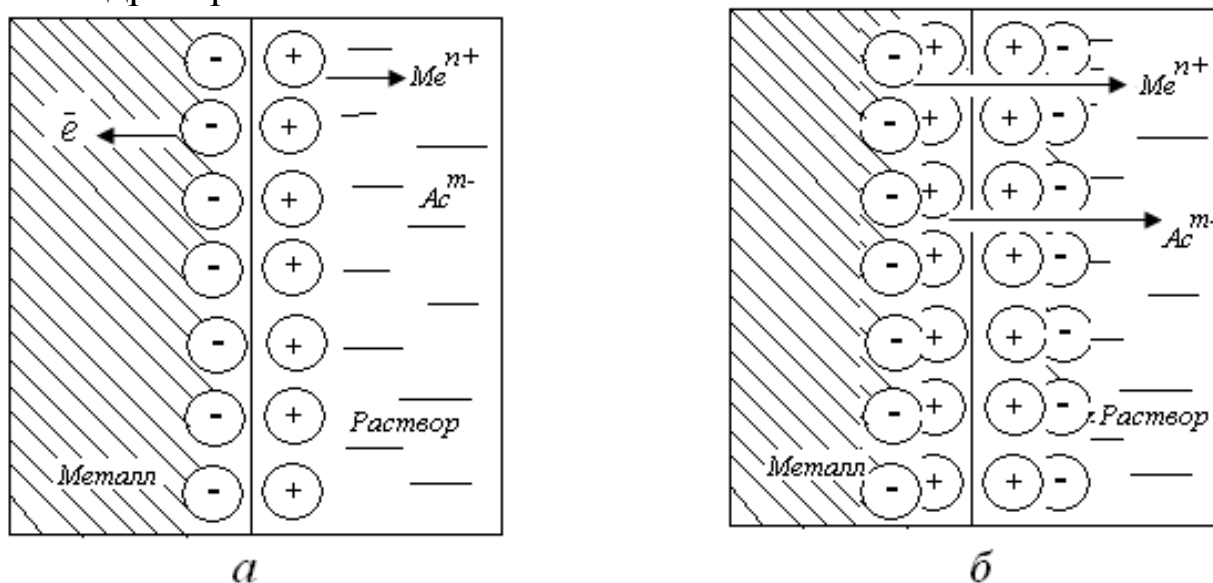


Рис 1. Возникновение электрического заряда на поверхности металла в растворе его соли:

а) поверхность металла заряжается отрицательно (для активных металлов);

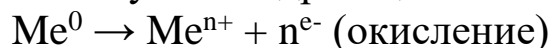
б) поверхность металла заряжается положительно (для неактивных металлов).

Если металл является активным восстановителем (т.е. легко теряет электрон), то под действием диполей воды, содержащихся в

растворе, некоторая часть атомов металла оставляет свои электроны на электроде и в виде гидратированных ионов переходит в раствор:

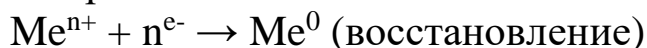


В растворе на электроде
или без учёта гидратации ионов:



В результате этого процесса металлическая пластинка заряжается отрицательно, а катионы металла притягиваются к ней, и поэтому прилегающий к пластинке слой раствора заряжается положительно, как это показано на рис.1. а.

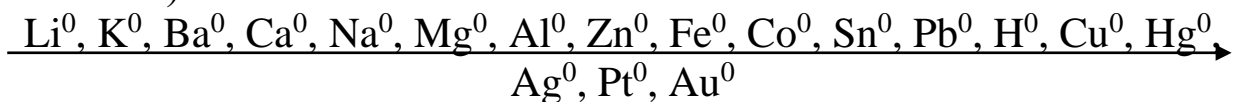
Если сам металл является слабым восстановителем, то его ионы, содержащиеся в растворе соли, являются сильными окислителями. Некоторая часть этих ионов подходит к поверхности металлической пластины и восстанавливается за счет имеющихся в ней свободных электронов:



В результате осаждения катионов пластина металла заряжается положительно и притягивает к себе отрицательно заряженные анионы. Поэтому прилегающий к пластине слой раствора заряжается отрицательно, как это показано на рис.1.б.

Разность потенциалов на границе металл-раствор, называется **электродным потенциалом** (E^0)*. Электродные потенциалы измеряют относительно стандартного водородного электрода**, потенциал которого принимают равным нулю. Например, электродный потенциал лития равен – 3,05 В, а золота +1,50 В.

Металлы, расположенные в порядке увеличения алгебраического значения электродных потенциалов, образуют электрохимический ряд напряжений металлов (ряд активности металлов):

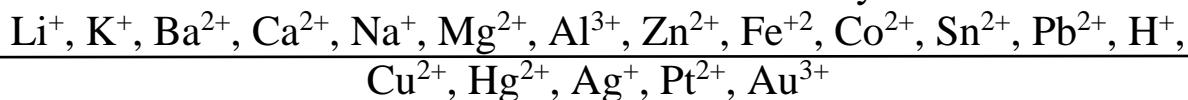


* При измерении электродных потенциалов металлы погружают в раствор, в котором концентрация катионов металлов $[\text{Me}^{n+}] = 1$ моль/л

** стандартный водородный электрод – это пластина из платины, которая насыщена

газообразным водородом (водород растворяется в пластине) и помещена в раствор кислоты с $[H^+] = 1 \text{ моль/л}$. На поверхности этого электрода протекает обратимый процесс: $H_2^0 - 2e \rightleftharpoons 2H^+ + 2e$

Восстановительная активность металлов уменьшается



Окислительная активность ионов металлов уменьшается

(Более полный ряд напряжений можно посмотреть в справочниках по химии)

Следует подчеркнуть еще раз, что приведенный ряд характеризует восстановительную активность металлов в *водных растворах электролитов*.

Положение металлов в электрохимическом ряду напряжений не вполне соответствует их положению в периодической системе элементов, поскольку на *величину электродного потенциала влияет не только энергия отрыва электронов от изолированного атома, но и энергия, которая тратится на разрушение кристаллической решетки, а также энергия, которая выделяется при гидратации ионов.*

Например, в соответствии с положением в периодической системе элементов, Na – более активный металл, чем Li. Однако, $E^0_{Li} < E^0_{Na}$, т.е. в водных растворах литий проявляет большую восстановительную активность, чем натрий. Это объясняется тем, что энергия гидратации ионов Li^+ значительно больше энергии гидратации ионов Na^+ , поэтому процесс образования гидратированных ионов лития ($Li + mH_2O \rightarrow Li^+ \cdot mH_2O + e$) является более выгодным, чем процесс образования гидратированных ионов натрия.

2.2. Электролиз

При электролизе происходят ОВ реакции за счет электронов внешнего источника тока. Этот источник обеспечивает выступления электронов на катод и удаление из анода.

Электролизом называют совокупность окислительно-восстановительных реакций, протекающих под действием постоянного электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита.

При электролизе происходит превращением электрической энергии в химическую. Особенностью реакции окисления и восстановления при электролизе является их протекание на различных электродах: аноде и катоде.

Анод – электрод, на котором проходит процесс окисления. При электролизе анод заряжен положительно.

Под действием электрического поля анионы притягиваются к аноду, отдают ему электроны, т.е. окисляются.

Катод – электрод, на котором происходит процесс восстановления. При электролизе катод заряжен отрицательно.

Под действием электрического поля катионы притягиваются к катоду, принимают от него электроны, т.е. восстанавливаются, а анионы притягиваются к аноду и отдают электроны.

На окислительно-восстановительные процессы, протекающие при электролизе, влияет природа электролита и растворителя, материал электродов и режим электролиза (напряжение, сила тока, температура).

В зависимости от природы электролита при диссоциации образуются различные катионы и анионы. Способность катионы восстанавливаются на катоде, а анионов окислиться на аноде, зависят от их окислительно-восстановительных свойств.

Следует различать электролиз расплавов и растворов электролитов. При электролизе водных растворов в реакциях окисления и восстановления, протекающих электродах, принимают участие не только ионы электролита, но и молекулы воды и продукты ее диссоциации H^+ и OH^- .

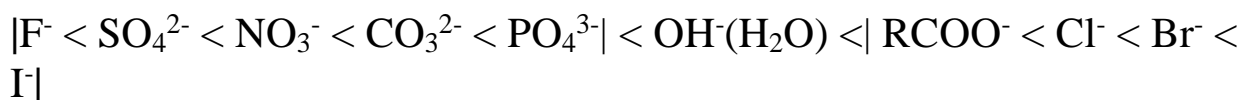
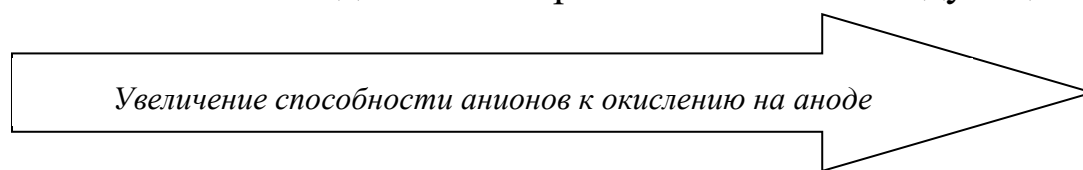
На результаты электролиза может влиять материал анода, в зависимости от его способности участвовать в процесс окисления. Если материал анода легко окисляются, например: Zn, Fe, Sn, Cu то анод называется активным. В этом случае при электролизе металлический анод окисляется и растворяется, повышая катионы металла в раствор:



Если материал анода не окисляется, например, графит или платина, то он называется инертным. На инертном аноде окисляются анионы электролита.

Способность к окислению анионов на аноде зависит от их восстановительных свойств – чем больше восстановительная

способность аниона, тем легче он окисляется. По способности к окислению на аноде катионы располагаются в следующий ряд:

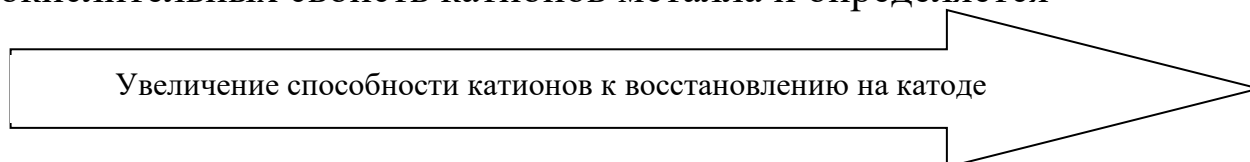


<p>Эти анионы в водных растворах не окисляются, а окисляются или молекулы воды:</p> $2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+$ <p>или анионы OH^-:</p> $4OH^- - 4e = O_2 + 2H_2O$	<p>Эти анионы в водных растворах окисляются:</p> $2I^- - 2e = I_2$ $2Br^- - 2e = Br_2$ $2Cl^- - 2e = Cl_2$ $2RCOO^- - 2e = R - R + 2CO_2$
---	---

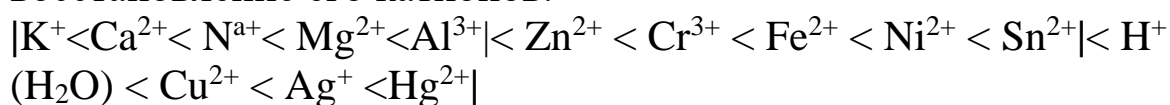
Схема 1. Последовательность окисления анионов на аноде

Реакции, протекающие на аноде, будут рассмотрены ниже на конкретных примерах, электролиза различных электролитов.

Способность к восстановлению катионов на катоде, зависит от окислительных свойств катионов металла и определяется



положением металла в электрохимическом ряду напряжений. Чем правее в этом ряду находится металл, тем легче идет восстановление его катионов:



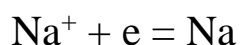
<p>Катионы этих металлов в водных растворах не восстанавливаются, а восстанавливаются или молекулы воды:</p> $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$ <p>или катионы H^+:</p> $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\uparrow$	<p>Катионы этих металлов могут восстанавливаться одновременно с катионами H^+:</p> $\text{Me}^{n+} + \text{ne} = \text{Me}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$ <p>или</p> $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\uparrow$	<p>Катионы этих металлов восстанавливаются</p> $\text{Me}^{n+} + \text{ne} = \text{Me}$
---	---	---

Схема 2. Последовательность восстановления катионов на катоде

Рассмотрим примеры электролиза различных электролитов.

Пример 1. Электролиз расплава соли хлорида натрия.

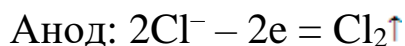
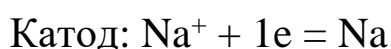
В расплаве хлорид натрия диссоциирует на ионы Na^+ и Cl^- . При подведении напряжения к электродам через расплав начинает протекать электрический ток. Это происходит вследствие того, что катионы подходят к катоду, получают электрон и превращаются в атомы:



К аноду подходят хлорид ионы, отдают электроны и превращаются в молекулы



Вышесказанное можно изобразить следующим образом:

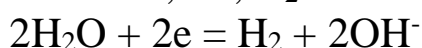


В виде уравнения реакции: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

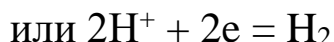
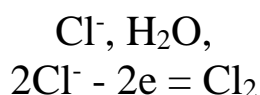
Пример 2. Электролиз водного раствора хлорида натрия.



Катод (-):



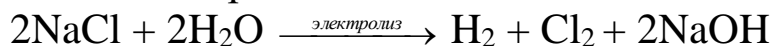
Анод (+)



Ванна



В виде уравнение реакции электролиз водного раствора хлорида натрия можно написать:

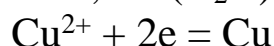
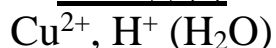


Как видно из схемы, электролиз водного раствора NaCl протекает иначе чем расплава. В этом случае на катоде восстанавливаются молекулы воды и выделяется водород, а не натрий, что соответствует последовательности восстановления катионов в растворе (схема 2:) Катионы Na^+ и анионы OH^- накапливаются в ванне (электролизер), образуя щелочь. На аноде выделяются хлор, так же как и в случае расплава, так как в растворе хлорид-ионы окисляются легче, чем молекулы воды (схема 1).

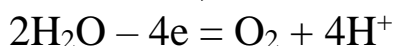
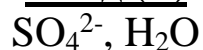
Пример 3. Электролиз водного раствора сульфата меди



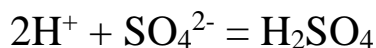
Катод (-)



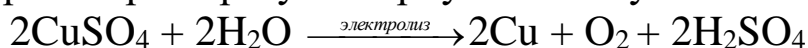
Анод (+)



Ванна



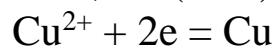
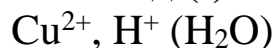
В данном случае на катоде выделяется медь, так как ионы меди легче восстанавливаются, чем катионы водорода или молекулы воды. На аноде выделяется кислород, так как молекулы воды окисляются легче, чем сульфат ионы, которые вообще при электролизе водных растворов не окисляются. При этом ионы SO_4^{2-} и H^+ в электролизере образуют серную кислоту.



Пример 4. Электролиз водного раствора соли сульфата меди с медными электродами, т.е. с активными электродом

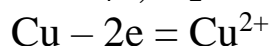
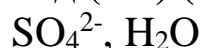


Катод (-)



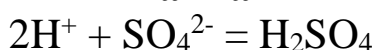
Осаждение Cu

Анод (Cu) (+)



Растворение Cu

Ванна



Суммарно: электролиз сопровождается растворением медного анода и осаждением меди на катоде.

При этом, сколько меди растворится на аноде, столько же ее выделится на катоде, поэтому количество соли CuSO_4 в растворе остается неизменным. Электролиз сульфата меди с медным анодом используется для электрохимической очистки технической меди, так как при растворении медного анода содержащиеся в меди примеси переходят в раствор или выпадают в осадок, а на катоде осаждается медь.

При электролизе водных растворов смеси солей, содержащихся катионы различных металлов, их выделение на катоде происходит последовательно, начиная с металла стоящие правее других в ряду напряжений, т.е. с наименее активного металла. Так, из смеси солей, содержащих катионы Cu^{2+} , Fe^{2+} , Mg^{2+} согласно схеме 2, первыми будут восстанавливаться ионы меди до их исчезновения из раствора. Затем будут восстанавливаться катионы железа и одновременно могут восстанавливаться катионы H^+ из воды, а катионы магния вообще не восстанавливаются при электролизе в водных растворах.

Количественное описание процессов, протекающих при электролизе, дано в 30-х годах XIX в. английским физиком и химиком Фарадеем. Им сформулированы следующие законы.

I. *Масса образующегося при электролизе пропорциональна количеству электричества, прошедшего через электролизер.*

II. *Равные количества электричества вызывают превращения при электролизе эквивалентных количеств разных химических соединений.*

Или можно дать общую формулировку: *масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также масса образующихся на электродах веществ прямопропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.*

Для превращения одного эквивалента любого вещества нужно пропустить через электролизер 96500 Кл электричества. Это количество электричества называют числом фарадея и обозначают буквой F.

Законы электролиза могут быть выражены в математической форме:

$$m = \frac{Z \cdot I \cdot \tau}{F}$$

здесь m – масса вещества, подвергающегося химическому превращению, z – химический эквивалент вещества; I – сила тока, А; τ – продолжительность электролиза, с.

Анализ этой формулы позволяет сделать следующие заключения:

1. Если $I \cdot \tau = 96500$ кулон, то $m = z$. Для химического превращения эквивалента вещества (здесь речь идет об окислительно-восстановительном эквиваленте) необходимо пропустить через электролит 96500 Кл или 26,8 А·ч электричества (1 А·ч = 3600 Кл)

2. Если $I \cdot \tau = 1$ Кл, то $m = z/F$. Отношение z/F называют электрохимическим эквивалентом. Оно характеризует массу вещества, подвергающегося химическому превращению при прохождении через электролит одного кулона электричества.

3. При прохождении одного и того же количества электричества через ряд электролитов массы веществ, восстановившихся на катоде и окисляющихся на аноде, пропорциональны их химическим эквивалентам.

Таким образом, законы электролиза позволяют прямым способом определять эквиваленты различных элементов.

Электролиз широко используют в промышленности для выделения и очистки металлов, получения едких щелочей, хлора, водорода, пероксодвусерной (надсерной) кислоты и ее солей, перманганата калия и диоксида марганца. Алюминий, магний, натрий, кадмий получают исключительно электролизом. Очистку меди, никеля и свинца проводят целиком электрохимическим способом.

Электролиз лежит в основе гальваностегии и гальванопластики.

Гальваностегия – процесс нанесения на поверхности металлических изделий слоев других металлов. Чаще всего это делают с целью защиты от коррозии и придания изделиям красивого внешнего вида. В качестве защитных металлов наносят хром, никель и др. Изделия, на которые наносят защитные слои, при электролизе выполняют функции катода.

Гальванопластика служит для получения отпечатков и копий изделий. Например, для изготовления типографических клише или металлической копии музыкальных дисков вначале получают их отпечатки на пластинке воска. Затем на поверхность восковой матрицы наносят порошок графитовой пыли. В результате поверхность становится проводником электрического тока. В процессе электролиза восковая матрица является катодом и на ней происходит отложение соответствующего металла в форме точной копии исходного предмета. Воск легко может быть удален с полученного предмета путем расплавления при нагревании.

3. Химические источники электрического тока

Различные виды энергии, необходимые человеку, часто получают из химической энергии, освобождающейся в результате реакции. Превращение химической энергии в тепловую происходит наиболее просто. Оно может быть осуществлено простым сжиганием различных веществ на воздухе. Значительно сложнее химическую энергию превращать в электрическую. На тепловых электростанциях химическая энергия, содержащаяся в угле или нефти, путем сжигания последних превращается в тепловую, которая при помощи тепловых двигателей переходит в электрическую. Принципиально в гальванических элементах

химическая энергия может превращаться в электрическую с коэффициентом полезного действия (сокращенно КПД) равным 100%. На практике КПД, конечно, ниже, но все же достигает 90%. На тепловых электростанциях значения КПД составляет около 35%.

Важнейшей народнохозяйственной задачей является разработка экономичных способов непосредственного превращения химической энергии в электрическую. Эта задача, в частности решается путем создания новых типов гальванических элементов и аккумуляторов.

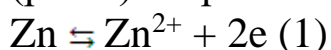
Гальванические элементы – первые источники тока появились в начале XIX в. С их помощью стало возможным получать довольно большее количество энергии. Благодаря им, изучено и нашло широкое применение явление электролиза. Одним из первых гальванических элементов является элемент Даниэля – Якоби. Он состоит из цинкового электрода, погруженного в раствор сульфата цинка, и медного электрода, погруженного в раствор сульфата меди. Оба электродных пространства разделены пористой перегородкой или соединены электролитической перемычкой.

Рассмотрим принцип действия гальванических элементов на примере элемента Даниэля – Якоби. Если в раствор сульфата меди поместить цинковую пластинку, то на ее поверхности будет происходить окислительно-восстановительная реакция:



Сущность этого процесса заключается в том, что ионы меди, подходя к цинковой пластинке, принимают электроны и восстанавливаются до атомов, которые выделяются на поверхности пластины. Атомы цинка, лишенные электронов, переходят в раствор в виде ионов. Таким образом, на поверхности металлического цинка происходит упорядоченное движение ионов и электронов, т.е. появляется электрический ток на коротком расстоянии. Для практического использования этого тока необходимо пространственно разделить процессы отдачи и присоединения электронов. Это и осуществляется на элементе Даниэля – Якоби.

При погружении металлического цинка в раствор ZnSO_4 часть атомов с поверхности, оставляя электроны, переходят в раствор (рис 2). Через некоторое время устанавливается равновесие:



Аналогичный процесс происходит при погружении в раствор металлической меди:

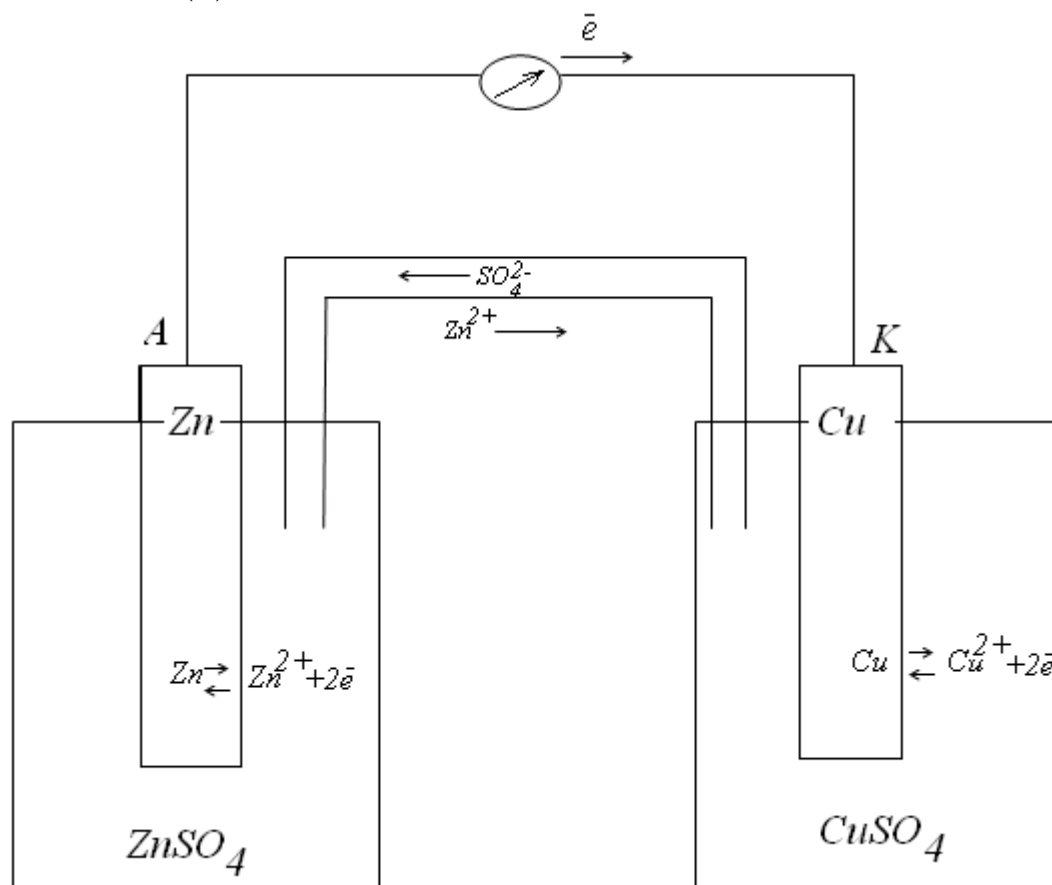
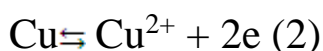


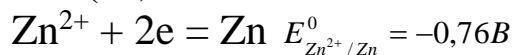
Рис 2. Схема медно-цинкового гальванического элемента Даниэля-Якоби.

В случае цинка равновесие смещено больше, чем в случае меди. Это означает, что на пластине цинка осталось больше электронов, чем на пластине меди. Таким образом, цинковая пластина будет заряжена отрицательнее медной. Иными словами, по отношению к медному цинковый электрод будет отрицательным. Если электроды соединить проводником электричества, то количество электронов на них будет выравниваться, т.е. электроны будут переходить с цинковой пластины на медную. Такой переход в соответствии с принципом Ле-Шателье вызывает смещение равновесий (1) и (2). Удаление электронов с цинкового электрода приводит к смещению равновесия (1) вправо, т.е. цинк будет растворяться. Равновесие (2), наоборот, будет смещаться влево, так как на медной пластинке появится дополнительное количество электронов. Вследствие этого ионы меди будут переходить к электроду, получать электроны и

выделяться в виде атомов на поверхности металла. В результате смещения равновесий (1) и (2) около цинкового электрода будут накапливаться избыток положительных ионов Zn^{2+} , а около медного – избыток отрицательных ионов SO_4^{2-} . Чтобы электрическая цепь была полностью замкнута, необходимо соединить растворы обоих электродов проводником ионов. Таким проводником может быть стеклянная трубка, заполненная растворами $ZnSO_4$ или $CuSO_4$. В этом случае ионы SO_4^{2-} от медного электрода будут мигрировать к цинковому, а ионы цинка, наоборот, от цинкового электрода к медному. В результате произойдет выравнивание зарядов в растворах и будет обеспечена работа гальванического элемента.

Таким образом, гальванический элемент принципиально нельзя создать только из одних металлов. Для его осуществления необходим электролит, источником электрической энергии в гальванических элементах являются окислительные и восстановительные превращения, которым отвечает скачок потенциала между электродом и раствором.

Одной из важнейших характеристик гальванического элемента является разность потенциалов (напряжение) между его электродами. Она относится к такому состоянию элемента, когда электроды находятся в химическом равновесии с окружающим их раствором и между ними протекает бесконечно малый ток, что соответствует состоянию, когда электроды разъединены. Это напряжение называется электродвижущей силой (сокращенно Э.Д.С.). Для его вычисления нужно знать разность соответствующих электродных потенциалов. Так, зная стандартные потенциалы электродов (E^0)

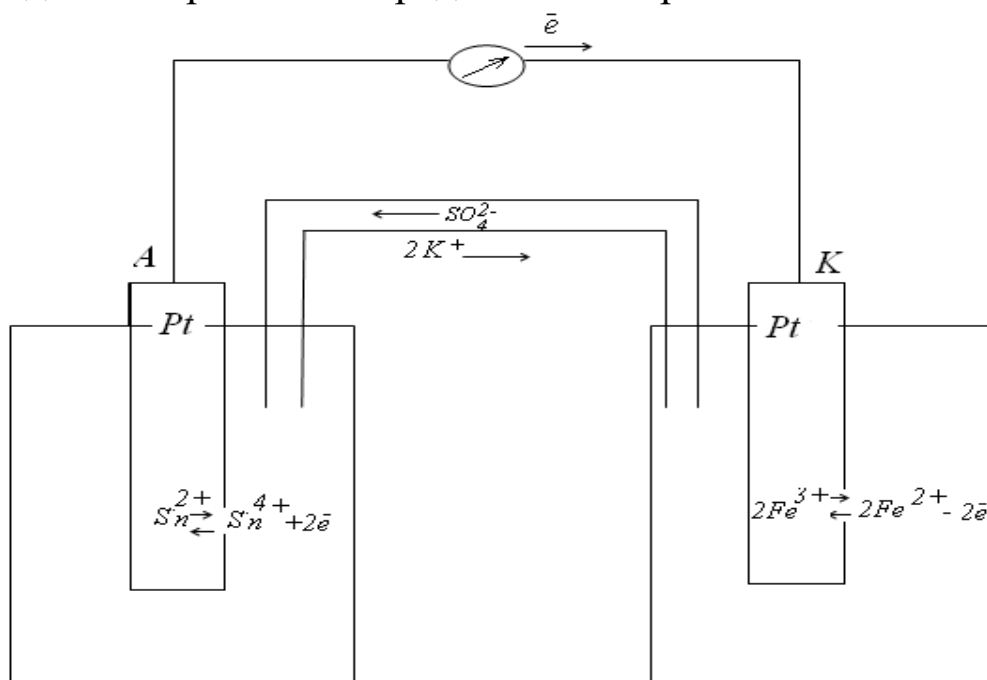


можно получить стандартную Э.Д.С. элемента Даниэля-Якоби вычтя из потенциала более положительность электрода значение потенциала менее положительного электрода.

$$E_{Cu-Zn}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,10B$$

Электроды гальванических элементов могут быть двух типов. В первом из них материал электродов сам участвует в окислительно-восстановительных реакциях, как, например, в рассмотренном элементе Даниэля-Якоби. Такие гальванические

элементы называются *элементами с расходуемым (активным) электродом*. В электродах второго типа материал является лишь передатчиком электродов. Пример гальванического элемента с электродами второго типа представлен на рис 3.



Рис

3.

Окислительно-восстановительный гальванический элемент с инертными электродами

Левый полуэлемент представляет собой раствор, состоящий из смеси солей Sn^{2+} и Sn^{4+} , в которой погружен платиновый электрод. На поверхности электрода устанавливается равновесие: $\text{Sn}^{4+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$ которое и определяет потенциал электрода. В правом полуэлементе платиновый электрод погружен смеси солей Fe^{2+} и Fe^{3+} . На его поверхности осуществляется равновесии:

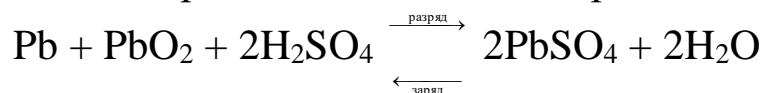


определяющее потенциал второго электрода. Такие гальванические элементы называются *элементами с инертными электродами*.

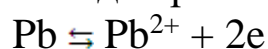
В свою очередь, гальванические элементы также делят на два типа: первичные и вторичные. Первичные элементы не могут быть возвращены в рабочее состояние после того как их активное вещество уже однажды израсходовано. У таких элементов нельзя обращать электродный процесс, пропуская ток в обратном направлении. Этот тип гальванического элемента на практике называют просто элементом. Вторичные элементы можно

регенерировать (заряжать) после истощения путем пропускания тока в обратном направлении. Это становится, возможным впоследствии электрохимической обратимости электродов. Такие гальванические элементы, используемые для получения электрической энергии, называют *аккумуляторами*. Аккумуляторы являются накопителями электрической энергии в виде химической. Рассмотрим наиболее распространенные на практике аккумуляторы – кислотный (свинцовый) и щелочной (железно-никелевой).

Свинцовый аккумулятор. Положительным полюсом свинцового аккумулятора является электрод из диоксида свинца. Последний в виде пасты наполняет ячейки свинцовой решетки. Отрицательным полюсом служит свинцовый электрод. В качестве электролита используют 25-30% водный раствор серной кислоты. Процесс генерирования тока в свинцовом аккумуляторе можно выразить уравнением реакции, протекающей слева направо:



При заряде реакции протекают в обратном направлении. На отрицательном полюсе происходит реакция:



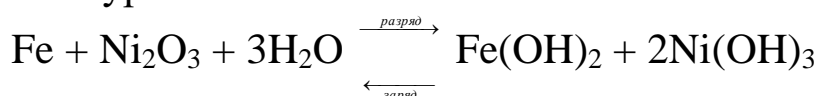
Образующиеся ионы Pb^{2+} осаждаются на поверхности анода в виде малорастворимого сульфата свинца PbSO_4 . На положительном полюсе осуществляется реакция: $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

и образующиеся ионы Pb^{2+} осаждаются на поверхности катода в виде PbSO_4 . Э.Д.С. свинцового аккумулятора растет с увеличением концентрации серной кислоты в электролите. Например, если электролит содержит серной кислоты 240 г/л, то его Э.Д.С. равна 2,0 В, а при концентрации 420 г/л Э.Д.С. составляет 2,1 В. Так как во время заряда аккумулятора серная кислота связывается, то при его работе Э.Д.С. уменьшается. По концентрации серной кислоты можно судить о степени заряда аккумулятора. На практике измеряется не сама концентрация, а плотность раствора H_2SO_4 являющаяся функцией концентрации.

Свинцовый аккумулятор не должен сильно разряжаться. Если Э.Д.С. свинцового аккумулятора падает до 1,8 В, то можно считать, что он полностью истощен. Присутствие в аккумуляторе каких-либо примесей снижает его к.п.д. Поэтому материалы, из которых изготавливаются аккумуляторы, должны быть высокой частоты.

При его работе происходит испарение воды и частичное его разложение в процессе заряда. Поэтому периодически необходимо добавлять дистиллированную воду. В разряженном состоянии оставлять аккумулятор недолго не следует. Как уже сказано, при его разрядке образуется сульфат свинца. Первоначально он находится в мелкодисперсном состоянии, но со временем происходит процесс перекристаллизации и появляются крупные кристаллы. Растущие кристаллы $PbSO_4$ разрушают стенки электродов и приводят к выходу аккумулятора из строя. Данный процесс называемый *сульфатизацией*, можно предотвратить, если заряжать аккумулятор сразу после разряда.

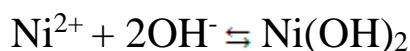
Щелочной аккумулятор. Отрицательным полюсом щелочного аккумулятора служит железная (или кадмиевая) пластина, с большой поверхностью. Положительный полюс изготовлен из никеля, заполненного оксидом никеля (III). В качестве электролита используют 20% раствор гидроксида калия. Процесс заряда и разряда (генерирования тока) щелочного аккумулятора происходит в соответствии с уравнением:



На отрицательном полюсе протекают реакции:



На положительном полюсе протекают реакции:



Электроды, как в свинцовом аккумуляторе, делают пористым с большой поверхностью. Э.Д.С. щелочного аккумулятора 1,3 В. Щелочные аккумуляторы обычно выпускают в продажу в форме батарей, состоящих их нескольких ячеек, включенных последовательно. В настоящее время не стоит вопрос о получении больших количеств электрической энергии при помощи гальванических элементов единичной мощности. Эта задача гораздо проще и экономичнее решается путем создания тепловых, гидро- и атомных электростанций. Однако в технике и быту с каждым годом растет число приборов, аппаратов и устройств, требующих автономных, легких и малогабаритных источников тока. Современные автомобили и самолеты, транзисторная радио и

электроаппаратура, электрические часы и сигнальные устройства, искусственные спутники Земли и космические лаборатории нуждаются в широком ассортименте гальванических элементов. В некоторых случаях как источники тока они совершенно незаменимы. Гальванические элементы могут быть различных размеров и формы, в них отсутствуют подвижные, подверженные износу части. Они относительно легки, автономны, мало чувствительны к вибрации и колебаниям, работают бесшумно и хорошо регулируются.

4. Коррозия металлов

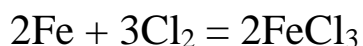
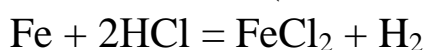
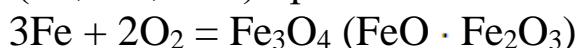
Поверхность изделий из большинства металлов при контакте с окружающей средой подвергается химическому воздействию и разрушению. **Коррозией** называют совокупность самопроизвольно протекающих окислительно-восстановительных процессов, происходящих под воздействием окружающей среды и приводящих к разрушению металлов.

Коррозионные процессы разрушения металлов зависят от природы металла, характера среды и температуры. Благородные металлы: золото, платина, иридий – коррозии не подвергаются вследствие химической инертности. Другие металлы проявляют неодинаковую устойчивость к коррозии, которая во многом зависит от свойств оксидной пленки, покрывающей металл. Защитными свойствами обладают только очень плотные газонепроницаемые оксидные пленки, которые характерны для таких металлов, как алюминий, титан, цинк, хром, никель, олово, свинец, поэтому эти металлы коррозионно устойчивы, несмотря на их химическую активность (они стоят в ряду напряжений левее водорода).

В отличие от перечисленных металлов, железо, медь и большинство других металлов имеют рыхлые, пористые, неплотные оксидные плёнки, не защищающие их от дальнейшего окисления. Эти металлы, коррозионно неустойчивы, особенно сильно ржавеет железо. Свыше 20 % выплавленного в мире железа расходуется на компенсацию от его коррозии.

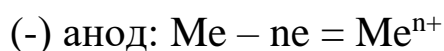
Коррозионная стойкость металлов по отношению к кислотам зависит не только от плотности оксидных плёнок, но и от кислотно-основных свойств их оксидов. Оксиды покрывающие поверхность железа проявляют основные свойства, поэтому они растворяются в кислотах, что делает железо особенно коррозионно неустойчивым в

кислой среде. Образующие амфотерные оксиды металлы (цинк, алюминий) устойчивы в нейтральной среде, но могут подвергаться коррозии как в кислой, так и в щелочной среде из-за растворения оксидных пленок в этих средах, особенно при высоких температурах. Коррозия, в зависимости от внешней среды, разделяется на химическую и электрохимическую. **Химическая коррозия** происходит в основном при взаимодействии на металл сухих газов, поэтому его часто называют газовой. Особенно сильно газовой коррозии подвергаются двигатели автомобилей, детали и узлы аппаратов химических производств, работающих в среде агрессивных газов (O_2 , Cl_2 , HCl) при высокой температуре:

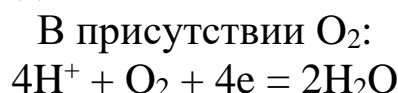
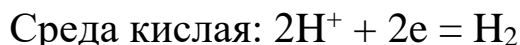
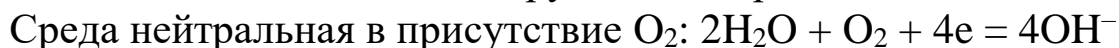


Электрохимическая коррозия представляет собой окислительно-восстановительный процесс разрушения металла, происходящий в присутствии воды и кислорода (атмосферная коррозия) или в растворах электролитов вследствие возникновения в металле локальных микрогальванических пар. Металлы и их сплавы неоднородны. Это обусловлено различными причинами: наличием металлических и неметаллических примесей, включая рыхлые оксидные пленки, а также механических напряжений и деформаций в металле. Из-за такой неоднородности при контакте с водой или раствором электролита на поверхности металла образуется множество микрогальванических пар. В замкнутой гальванической паре самопроизвольно протекают процессы: на аноде – окисления, а на катоде – восстановления. *В отличие от анода при электролизе, анод в гальванической паре при коррозии заряжен отрицательно за счет появления на нем избытка электронов, а катод положительно.*

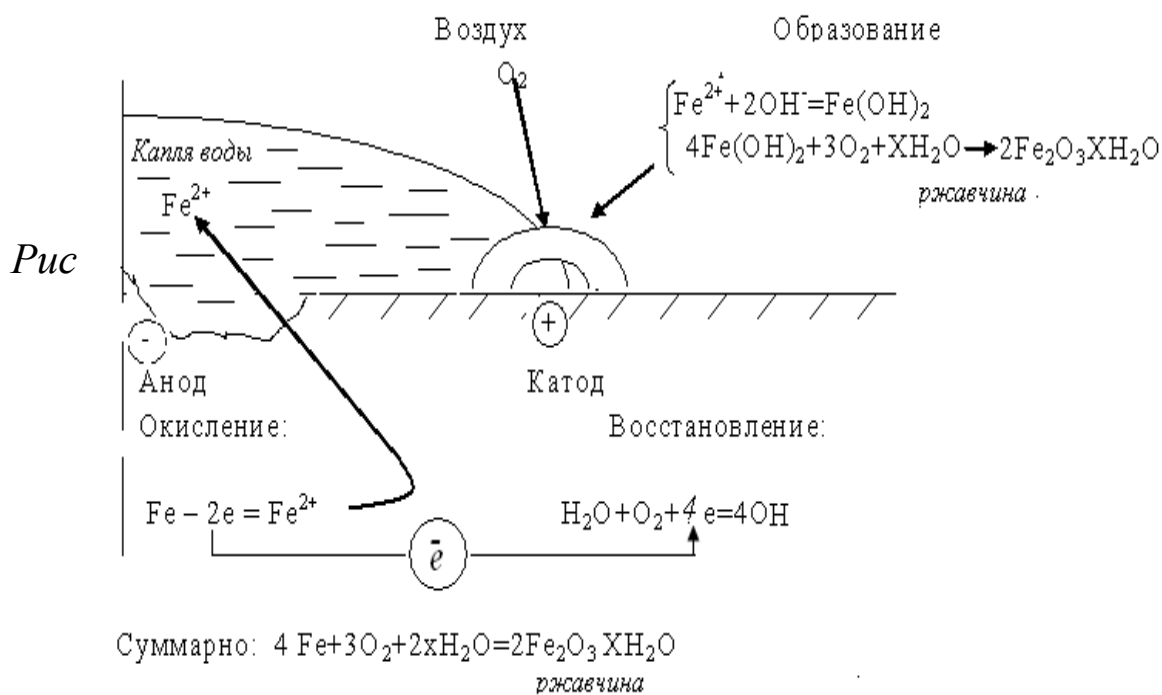
Анодом при коррозии является те участки металлической поверхности, которые содержат или включения более активного металла, или дефекты кристаллической решетки, или испытывают повышение механические напряжения. На аноде, атомы металла, отдавая электроны, окисляются в катионы, которые переходят в раствор:



Именно на анодных участках всегда происходит окисление металла, т.е. его разрушение. Катодом служат те участки металлической поверхности, которые содержат или включения менее активного металла, или неметаллические примеси и загрязнения, или ненапряженные и недеформированные участки поверхности металла. На катодных участках всегда происходит восстановление компонентов окружающей среды.



Рассмотрим схему атмосферной коррозии железа. Поверхность железных изделий практически всегда неоднородны. На ней могут быть мельчайшие неровности, царапины, трещины, где возникают анодные участки. В тоже время на поверхности железа имеются участки, содержащие



4.

Атмосферная коррозия железа.

или неметаллические соединения (оксиды, гидроксиды, карбиды (Fe_3C) и др.), или макровключения менее активных металлов, которые могут играть роль катодных участков. Поэтому при контакте образуются множество микрогальванических пар. На рис

4. показана коррозия железа под каплей воды в присутствии кислорода.

В этом случае анодом является участок железа под центральной частью капли, где концентрация растворенного кислорода меньше, а катодным участком является край капли, так как здесь повышена концентрация кислорода, который как сильный окислитель стремится принять электроны, поступающие с анода.

На анодных участках происходит окисление и разрушение железа, сопровождающееся образованием катионов Fe^{2+} , переходящих в воду. На катоде восстанавливаются компоненты окружающей среды O_2 и H_2O с образованием анионов OH^- . Из возникших продуктов при участии кислорода воздуха и кислорода, растворенного в воде, происходит окисление Fe^{2+} в Fe^{3+} с образованием ржавчины, состав, который можно представить формулой $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$. Таким образом, в центре капли происходит разрушение железа с возникновением углублений, трещин, каверн, а по краю капли воды – отложением ржавчины. Рассмотренная схема атмосферной коррозии железа справедлива и для других металлов, склонных к коррозии и разрушению.

Электрохимическая коррозия металлов усиливается при наличии в воде не только растворенного кислорода, но и солей и особенно кислот, так как они резко увеличивают скорость восстановления компонентов среды. Кроме того, кислая среда способствует растворению продуктов коррозии, что еще более интенсифицирует катодные процессы, а следовательно, возрастает и скорость разрушения металла на аноде.

4.1. Методы защиты от коррозии

Методы борьбы с коррозией металлов и сплавов разнообразны. Наиболее устойчивы к коррозии чистые металлы., так как их поверхность наиболее однородна, например сверхчистое железо корродирует значительно меньше по сравнению с обычным. Для предотвращения коррозии применяют неэлектрохимические и электрохимические методы. К первым из них относятся: пассивирование – уплотнение и закрепленные защитных оксидных пленок специальной обработки; легирование – введение в состав сплавов легирующих элементов (хром, никель, алюминий), которые

с основным металлом образуют общую оксидную пленку с повышенными защитными свойствами.

К неэлектрохимическим методам защиты от коррозии также относятся нанесение защитных покрытий – лакокрасочных, полимерных, эмалевых и др., которые изолируют металл от воздействия внешней среды.

К электрохимическим методам защиты от коррозии относятся, например, нанесение на основной металл более коррозионно-стойкого или использование протектора, который изготовлен из более активного металла. По характеру защитного действия различают анодные и катодные покрытия.

Анодное покрытие – металл покрытия более активен, чем основной, т.е. стоит в ряду напряжений левее, чем основной металл.

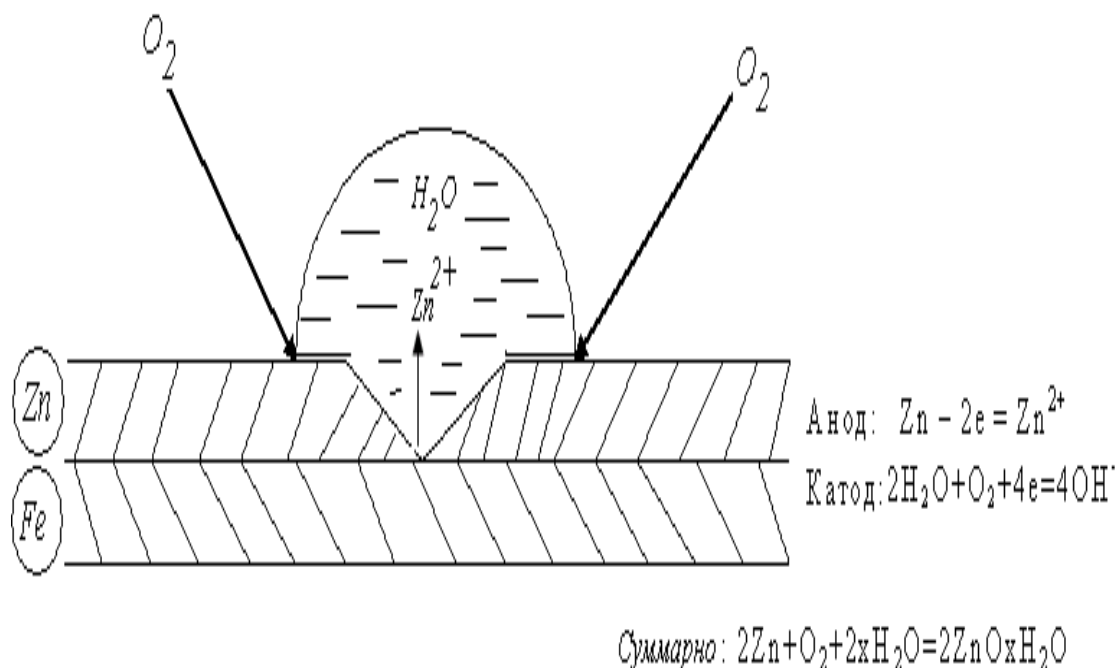


Рис 5. Атмосферная коррозия оцинкованного железа.

Например, оцинкованное железо.

При повреждении цинкового покрытия в водной среде цинк, как более активный металл, становится анодом, отдает электроны, окисляется и разрушается. Железо не изменяется и не подвергается коррозии до тех пор, пока весь цинк не окислится (рис 5).

В изделиях из оцинкованного железа вначале разрушается анодное покрытие, а только потом железо, поэтому анодное покрытие называют безопасным.

Катодное покрытие – металл покрытия менее активен, чем основной, т.е., металл покрытия стоит в ряду напряжения правее, чем основной металл. Например, луженое железо, т.е., железо, покрытое оловом. Олово имеет плотную оксидную пленку, устойчивую к кислороду и воде окружающей среды, поэтому оно хорошо защищает железо. Однако при механическом повреждении оловянного покрытия железо, как и более активный металл, становится анодом, отдает электроны, окисляется и разрушается. Олово же при этом не изменяется (рис 6).

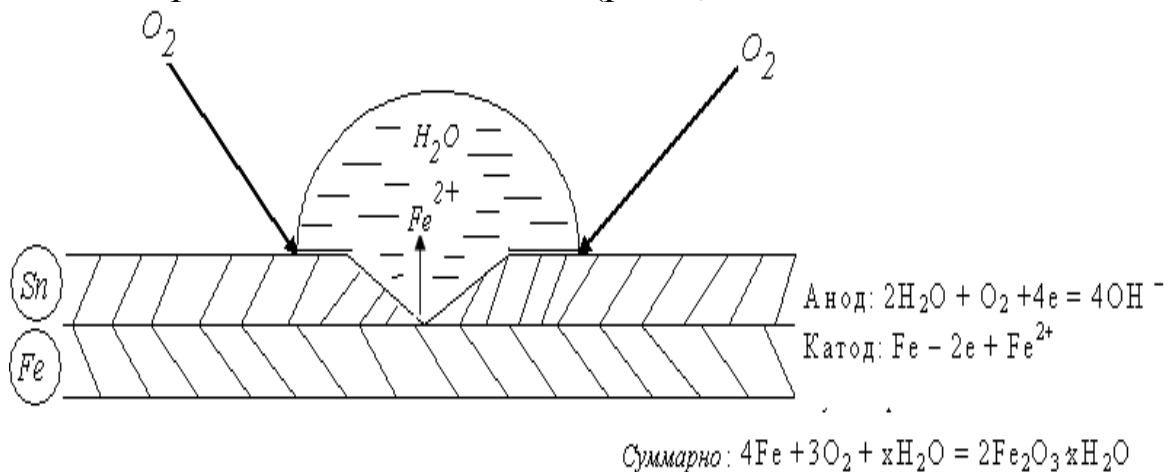


Рис 6. Атмосферная коррозия луженого железа

Железо подвергается коррозии, а следовательно, разрушается само изделие. В следствии этого катодное покрытие называют опасным.

Протекторная защита. Для предотвращения коррозии корпусов судов, нефтяных вышек, трубопроводов находящихся в морской воде или под землей, применяется протекторная защита. Метод протекторов заключается в присоединении к защищаемой стальной конструкции протектора, который изготовлен из более активного металла, чаще всего цинка или магния. (рис 7)

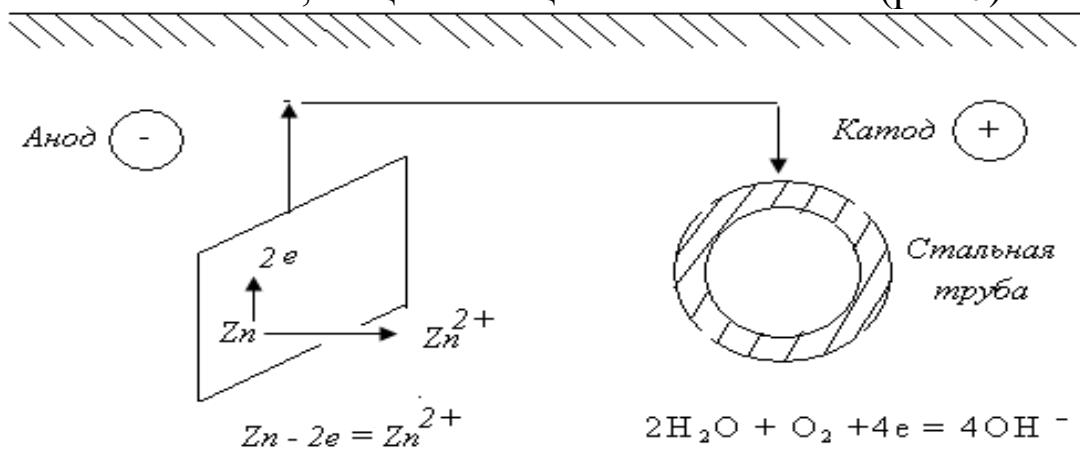


Рис 7. Схема протекторной защиты металлических конструкций от коррозии

В воде или во влажной почве протектор более активный металл, становится анодом. Поэтому в этом случае процессу коррозии подвергается протектор, а не защищаемая железная конструкция, которая является катодом. Таким образом, протектор защищает изделие от коррозии. За состоянием протектора необходим постоянный контроль; по мере разрушения протектора его заменяют новым.

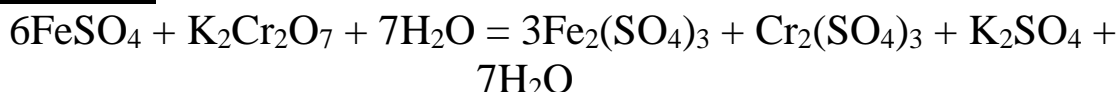
5. Примеры расчетных задач на тему окислительно-восстановительные реакции

Эквивалентная масса окислителя равна мольной массе окислителя, деленной на число электронов, принимаемых одним молекул окислителя.

Эквивалентная масса восстановителя равна мольной массе восстановителя, деленной на число электронов, потерянных одним молекул восстановителя.

Пример 1. Сколько граммов FeSO_4 можно окислить в присутствии H_2SO_4 с помощью 0,25н раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ объемом 100см^3 ?

Решение.



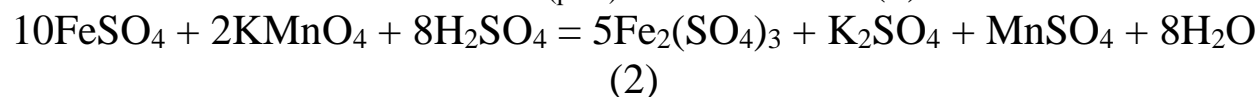
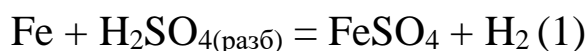
$$\text{Э}(\text{FeSO}_4) = M/1 = 152 \text{ г/моль}$$

Пусть объем раствора FeSO_4 равен 100 см^3 , тогда $C_{\text{H}}(\text{FeSO}_4) = 100 \cdot 0,25/100 = 0,25 \text{ моль/л}$.

Содержание FeSO_4 в этом растворе составит $m(\text{FeSO}_4) = C_{\text{H}} \cdot \text{Э} \cdot V/1000 = 0,25 \cdot 152 \cdot 100/1000 = 3,8 \text{ г}$.

Пример 2. Навеску руды массой 0,2133 г растворили в серной кислоте без доступа воздуха. Образующийся сульфат железа (II) оттитровали 0,1117н раствором KMnO_4 объемом $17,20 \text{ см}^3$. Определите массовую долю железа в руде (%).

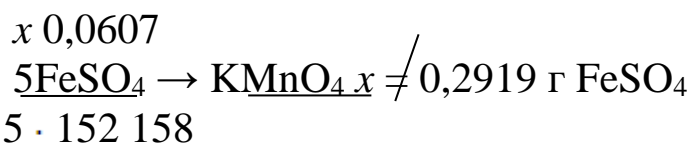
Решение.



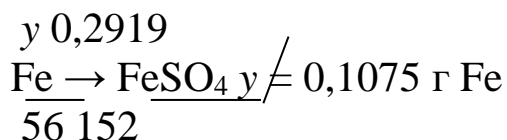
$$\text{Э}(\text{KMnO}_4) = 158/5 = 31,6$$

$$m(\text{KMnO}_4) = C_{\text{H}} \cdot \Xi \cdot V/1000 = 0,1117 \cdot 31,6 \cdot 17,2/1000 = 0,0607 \text{ г.}$$

По уравнению реакции на 5 моль FeSO_4 приходится один моль KMnO_4 :



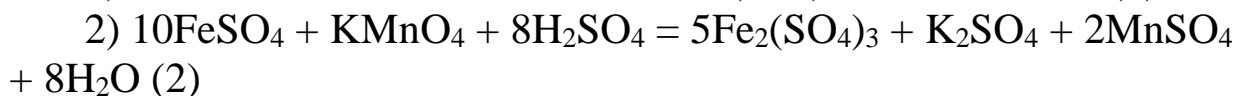
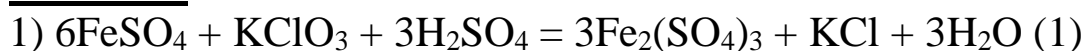
По уравнению (1) находим массу железа вступившая в реакцию:



$$\omega(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/m(\text{руды}) = 0,1075/0,2133 = 0,504 \cdot 100\% = 50,4\%$$

Пример 3. К 2,50 см³ раствора KClO_3 ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$) прибавили 25,00 см³ 0,12Н раствора FeSO_4 , избыток которого оттитровали 0,11Н раствором KMnO_4 объемом 5,00 см³. Рассчитайте содержание KClO_3 ($\omega\%$) исходном растворе.

Решение.



По формуле $C_{\text{H}_1}V_1 = C_{\text{H}_2}V_2$ определяем объем 0,12Н раствора FeSO_4 , который прореагировал с 5,00см³ 0,11Н раствора KMnO_4
 $0,12V_1 = 5 \cdot 0,11$; $V_1 = 4,58\text{см}^3$

На реакцию (1) израсходовано $25 - 4,58 = 20,42 \text{ см}^3$ 0,12Н раствора FeSO_4 . Тогда нормальная концентрация KClO_3 будет равна $C_{\text{H}} = 20,42 \cdot 0,12/2,5 = 0,98\text{Н}$. Так как $\Xi(\text{KClO}_3) = 122,5/6 = 20,4 \text{ г/моль}$, то содержанием KClO_3 в 2,5см³ раствора составит $m(\text{KClO}_3) = 0,98 \cdot 20,4 \cdot 25/1000 = 0,05 \text{ г}$, а массовая доля $\omega = 0,05/2,5 \cdot 1,02 = 0,0196$ или 1,96%.

6. Задания и задачи для самоподготовки

1. Какие элементы в периодической системе являются типичными восстановителями? Как это связано со строением их атомов?

2. Какие элементы в периодической системе являются типичными окислителями? Как это связано со строением их атомов?

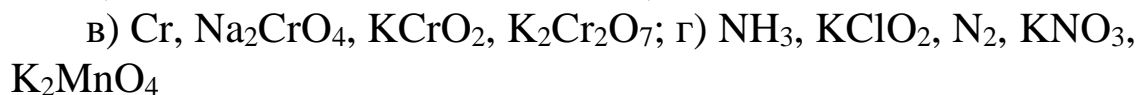
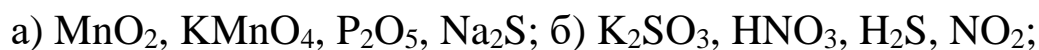
3. Определите степень окисления атома хрома в следующих молекулах и ионах:



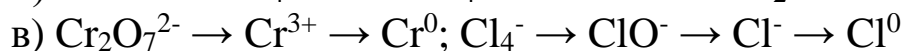
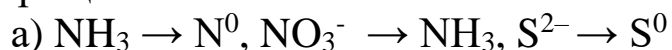
4. Определите степень окисления каждого атома углерода в следующих соединениях:



5. Укажите, какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства, проявляют окислительно-восстановительную двойственность:



6. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:



7. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить превращение:

а) углерод → карбид кальция → гидроксид кальция → хлорная известь → хлор → хромат калия → кислород.

б) сероводород → сера → диоксид серы → сернистая кислота → сульфит натрия → сульфат натрия.

8. Какие сложные вещества можно получить, имея в распоряжении:

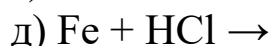
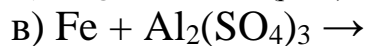
а) кремний, водород, кислород, натрий; б) азот, кислород, серебро и водород.

Напишите уравнение реакций и назовите полученные продукты.

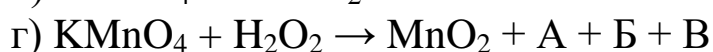
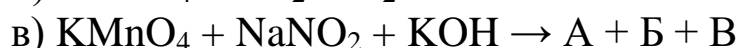
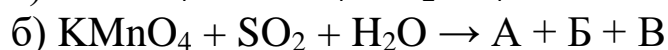
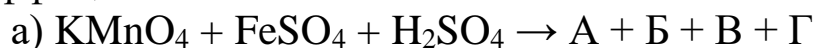
9. Напишите химические реакции, которые могут происходить между веществами: алюминием, диоксидом серы, дихроматом калия, щелочью и серной кислотой.

10. Какие химические соединения можно получить, осуществляя реакции между железом, серой и кислородом, а также с продуктами этих реакций. Напишите уравнения и условия протекания реакций.

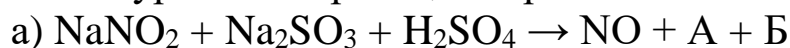
11. Все ли из приведенных ниже реакций возможны? Почему? Закончите уравнения возможных реакций.



12. Закончите уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций, в которых окислителем является KMnO_4 в кислой, нейтральной или щелочной среде. Расставьте коэффициенты:



13. Определите окислителем или восстановителем является NaNO_2 в следующих окислительно-восстановительных реакциях? Закончите уравнение реакций и расставьте коэффициенты:



14. Рассмотрите процессы, протекающие на электродах при электролизе, на следующих примерах.

а) электролиз с инертными (платиновыми) электродами: расплава и водного раствора KBr и водного раствора MgSO₄.

б) электролиз с активными электродами (серебряными) водного раствора AgNO₃

15. Какие процессы протекают на инертных (платиновых) электродах при электролизе водного раствора, содержащего смесь электролитов в K₂SO₄, ZnCl₂ и Cu(NO₃)₂? Укажите последовательность протекания процессов на электродах. Дайте объяснения.

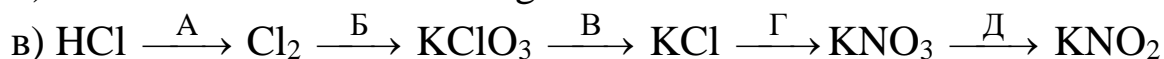
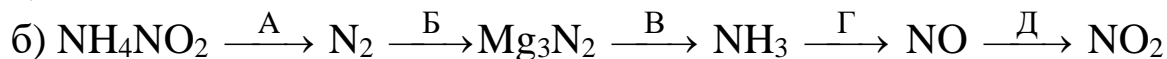
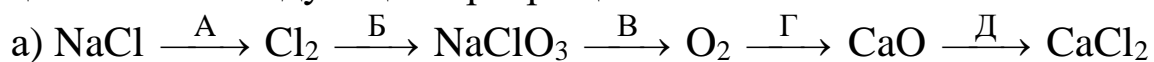
16. Какое покрытие надежнее предохраняют основной металл от коррозии – анодное или катодное? Дайте объяснения.

17. Какой их металлов будет подвергаться коррозии и разрушаться в первую очередь:

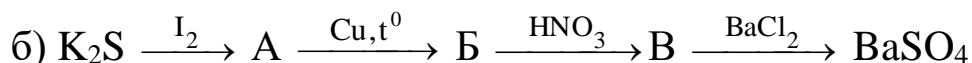
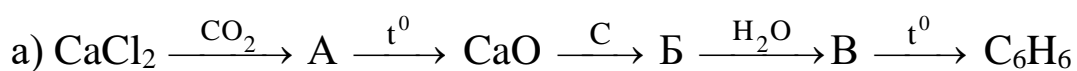
а) железо или хром, в случае хромированного железа; б) железо или медь в случае соединения железных листов медными закрепками? Дайте объяснения.

18. Какие участки металлических изделий, находящихся в воде, разрушаются быстрее из-за коррозии – расположенные на глубине или вблизи поверхности воды? Дайте объяснения.

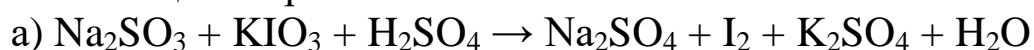
19. Укажите реагенты и условия, необходимые для осуществления следующих превращений:



20. Укажите продукты реакций, обозначенные на схеме буквами



21. Реакции выражаются схемами:



расстановите коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях. Укажите окислитель и восстановитель. Какое вещество окисляется, какое восстанавливается?

22. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций и уравняйте реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

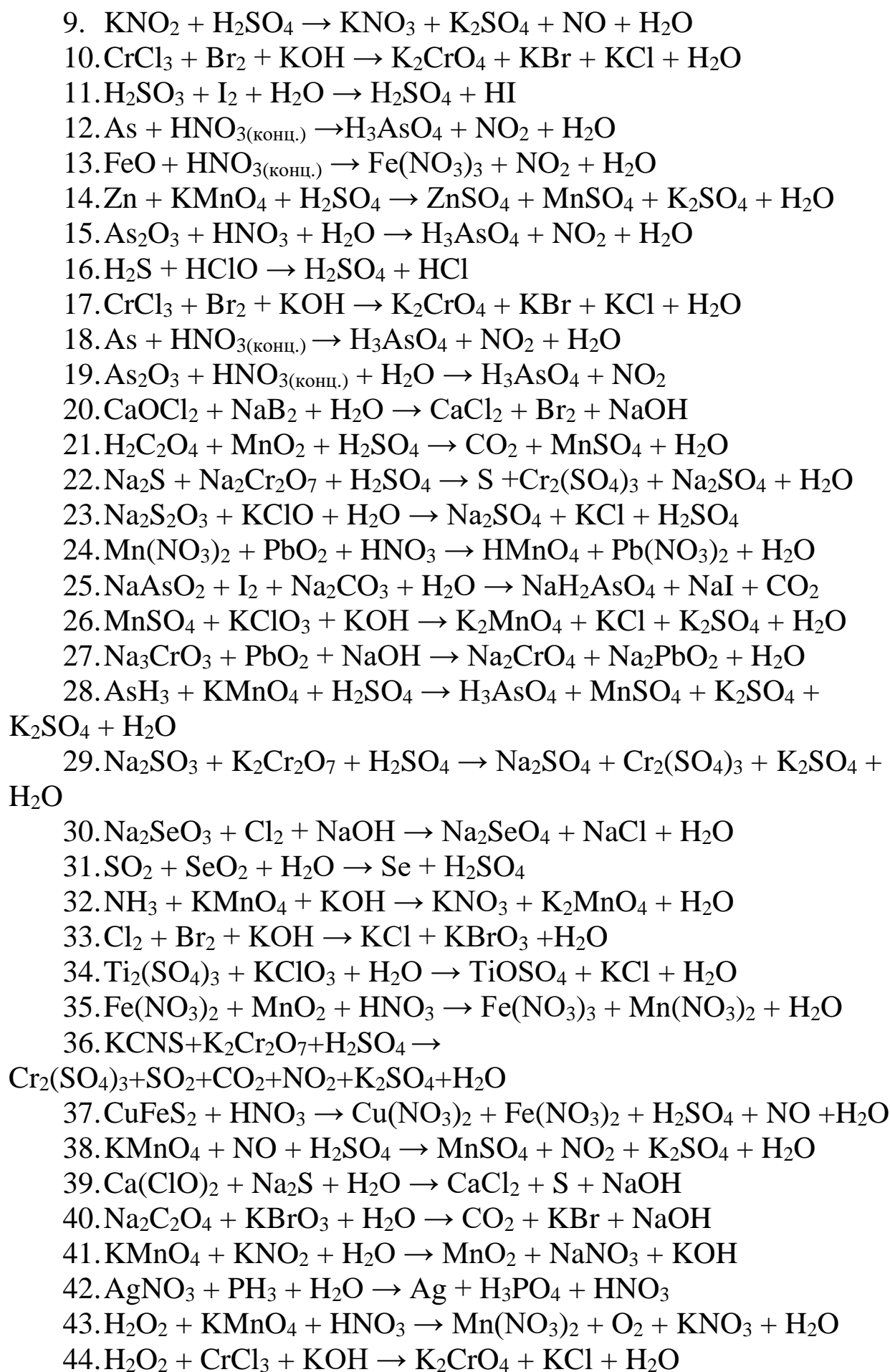
1. $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
2. $\text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
3. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
5. $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
6. $\text{FeSO}_4 + \text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \dots$
7. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots$
8. $\text{PbO}_2 + \text{NaCrO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
9. $\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{KClO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
10. $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
11. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots$
12. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
13. $\text{Cl}_2 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
14. $\text{NaClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} + \dots$
15. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
16. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t^0}$
17. $\text{FeS} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
18. $\text{O}_3 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \dots$
19. $\text{O}_3 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \dots$
20. $\text{O}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
21. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^0}$
22. $\text{KIO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
23. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_{(\text{изб.})} \rightarrow$
24. $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
25. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{As}_2\text{S}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 + \dots$
26. $\text{CuFeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2 + \dots$
27. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
28. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
29. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ag}^+}$
30. $\text{AlPO}_4 + \text{C}_{(\text{изб.})} \xrightarrow{t^0} \text{PBr}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
31. $\text{PBr}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
32. $\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

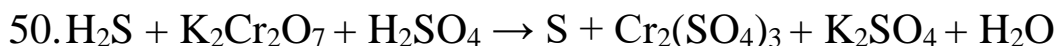
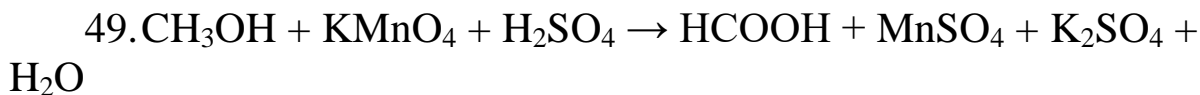
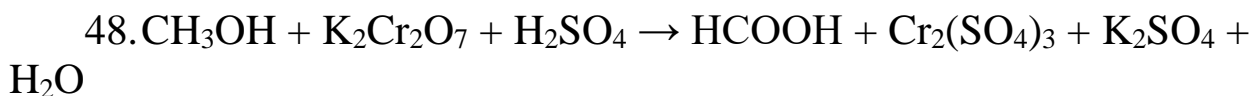
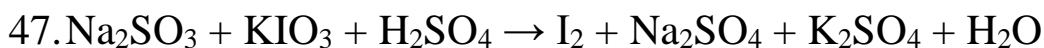
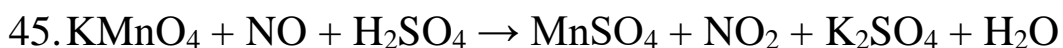
33. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
34. $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
35. $\text{CuI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
36. $\text{CuBr}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
37. $\text{KH}_2\text{CrO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
38. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2] + \dots$
39. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots$
40. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$
41. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
42. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{CrO}_3 + \dots$
43. $\text{PbS} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow \text{S} + \dots$
44. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow$
45. $\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
46. $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
47. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
48. $\text{FeCO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
49. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NaBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
50. $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
51. $\text{KNO}_3 + \text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
52. $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
53. $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
54. $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
55. $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2(\text{тв.}) + \text{K}_2\text{CO}_3(\text{тв.}) + \text{O}_2 \rightarrow$
56. $\text{KI}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$
57. $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
58. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
59. $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
60. $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
61. $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
62. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
63. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
64. $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
65. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KI} \rightarrow$
66. $\text{NaNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
67. $\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
68. $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
69. $\text{P}_2\text{S}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
70. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
71. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$

72. $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$
73. $\text{SnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
74. $\text{S} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
75. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
76. $\text{NaI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
77. $\text{CH}_3\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCOOH} + \dots$
78. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \dots$
79. $\text{CH}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
80. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
81. $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
82. $\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{KClO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
83. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow$
84. $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
85. $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TiOSO}_4 + \dots$
86. $\text{KCNS} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
87. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$
88. $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
89. $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
90. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
91. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
92. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
93. $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
94. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
95. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \dots$
96. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \dots$
97. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
98. $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
99. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
100. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

23. Используя метод полуреакций, расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:

1. $\text{NaOCl} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{I}_2 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
7. $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$





7. Задачи

1. При растворении в горячей концентрированной серной кислоте металла, предварительно полученного восстановлением оксида металла (II) массой 48 г водородом, образовался сульфат металла и выделился газ объемом 13,44 дм³ (н.у.). Назовите металл.

Ответ: Медь.

2. Определите массу дихромата калия и объем раствора HCl с массовой долей 37% ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), необходимые для получения хлора, способного вытеснить весь бром из 266,4 см³ раствора бромида калия с массовой долей 40% ($\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$)

Ответ: 58,8 г.

3. К 400 см³ 0,8Н раствора сульфата железа (II) приготовленного из расчета его обменного эквивалента, добавлено 1600 см³ воды. Определите эквивалентную концентрацию железа (II), как восстановителя, в полученном растворе.

Ответ: 0,08н.

4. Определите процентный состав смеси железа с магнием, если при взаимодействии 4 г этой смеси с соляной кислотой выделяется 2,24 л водорода (н.у.).

Ответ: 70% – Fe, 30% – Mg.

5. Вычислите объем (н.у.) сернистого газа, поглощенного водным раствором перманганата калия, если при этом образовался 1 моль H₂SO₄.

Ответ: 33,6 л.

6. При взаимодействии меди со смесью соляной и азотной кислот образовался 4,7 г нитрата меди (II). Вычислите объем (н.у.) выделившегося газа, плотность которого по водороду равна 15.

Ответ: 0,37 л.

7. При электролизе водного раствора иодида щелочного металла, содержащего 33,2 г этой соли, на катоде выделилось 2,24 л газа (н.у.). Определите иодид какого металла был взят.

Ответ: Йодид калия.

8. При электролизе раствора нитрата серебра массой 200 г на аноде выделилось 44,8 мл газа (н.у.). При действии на оставшийся после электролиза раствор избытка хлорида натрия образовалось 287 мг осадка. Определите массовую долю нитрата серебра в исходном растворе.

Ответ: 0,85%.

9. Электролиз 500 г раствора сульфата меди (II) с массовой долей CuSO_4 6,4% продолжался до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 22,3 г. Вычислите массовые доли веществ, оставшихся в растворе, и количество веществ, выделившихся на электродах.

Ответ: $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,1\%$; на аноде $n(\text{O}_2) = 0,27$ моль.

10. При действии избытка оксида марганца (IV) на 34,5 мл раствора соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл) выделился такой объем хлора, что его хватило на вытеснение 12,7 г йода из раствора иодида калия. Определите массовую долю HCl в растворе.

Ответ: 8,9%.

11. Определите, из какого металла изготовлена пластинка, опущенная в раствор хлорида меди (II), если при выделении на ней 0,2 моль металлической меди пластина стала легче на 0,2 г.

Ответ: из цинка.

12. При электролизе расплава, содержащего 42 г боксита, на аноде выделилось 13,44 л CO_2 (н.у.). Рассчитайте массовую долю Al_2O_3 в боксите.

Ответ: 97%.

13. Чтобы посеребрить изделия из меди массой 4 г, его опустили в стакан, содержащий 200 г 5% раствора AgNO_3 . После того, как изделие вынули из раствора, содержание нитрата серебра уменьшилось на 2%. Определите массу посеребренного изделия.

Ответ: 4,09 г.

14. Сплав алюминия с медью обработан избытком раствора NaOH , а затем избытком HNO_3 . Напишите уравнения всех протекающих реакций и вычислите массовую долю металлов в сплаве, если известно, что объемы газов, образовавшихся в реакции, равны.

Ответ: 15,8% Al, 84,2% Cu.

15. При растворении опилок меди, железа и золота в концентрированной серной кислоте образовалось 3,36 л газа (н.у.) и 11,4 г нерастворившегося осадка. При растворении такой - же навески исходной смеси в соляной кислоте выделилось 4,48 л газа (н.у.). Определите процентный состав исходной смеси.

Ответ: 45,72% Cu; 53,33% Fe; 0,95% Au.

16. Смесь нитратов алюминия и хрома (III) массой 11,9 г обработали сначала избытком раствора гидроксида калия, а затем избытком брома. К полученному раствору добавили раствор хлорида бария до полного осаждения 3,8 г хромата бария. Вычислите массовую долю нитрата алюминия в исходной смеси.

Ответ: 70%.

17. Сколько граммов цинка и какой объем 20% раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,25$ г/мл) потребуется для получения водорода, необходимого для восстановления 6,15 г нитробензола ($C_6H_5NO_2$) до анилина ($C_6H_5NH_2$)?

Ответ: $m = 9,75$ г; $V(NaOH) = 48$ мл.

18. При нагревании $KClO_3$ часть ее разлагается с выделением кислорода, а часть а часть с образованием перхлорида и хлорида калия. Определите массу и состав осадка, если при нагревании $KClO_3$ массой 44,1 г выделилось 9,6 кислорода.

Ответ: 16,62 $KClO_4$; 17,90 г KCl .

19. Колба с хлорной водой массой 250 г выставлена на солнечный свет. Выделившийся газ собран, его объем оказался равным 0,112 $дм^3$ (н.у.). Определите массовую долю хлора в хлорной воде.

Ответ: 0,0028 %.

20. Определите массу бромной воды, которая необходима для окисления сульфата железа (II) массой 15,2 г в сернокислом растворе, если при 20°C в воде массой 100 г растворяется бром массой 3,6 г.

Ответ: 222 г.

21. Диоксид серы пропустили через раствор NH_3 массой 180 г с массовой долей 6,8%. Определите количество образовавшейся соли, если известно, что исходным количеством диоксида серы можно восстановить дихромат натрия массой 52,4 г, подкисленного H_2SO_4 .

Ответ: 0,6 моль NH_4HSO_3

22. При растворении стали, массой 3 г содержащей серу в виде сульфида, образовавшейся сероводород отогнали и поглотили раствором йода. Определите содержание серы в стали (%), если с H_2S прореагировало 15 см^3 0,01 м раствора I_2 .

Ответ: 0,16 %.

23. При обжиге минерала, состоящего из двух элементов, получили оксид, содержащий металл (III) с массовой долей 70% и газообразный оксид, содержащий элемент (IV) с массовой долей 50%, который количественно реагирует с дихроматом калия массой 117,6 г в сернокислой среде. Для восстановления металла из полученного оксида необходимо затратить алюминий массой 16,2 г. Назовите минерал, определите его массу. Ответ подтвердите расчетами.

Ответ: FeS_2 ; 7,2 г.

24. Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с 250 см^3 раствора гидроксида натрия с массовой долей 25% ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$) с образованием кислой соли. Рассчитайте объем израсходованного сероводорода.

Ответ: $44,8 \text{ дм}^3$.

25. Смесь трех газов смешали в замкнутом сосуде и взорвали. Какая кислота образовалась при этом и какова ее концентрация (ω , %) в растворе, если известно, что первый газ получен при действии избытка раствора соляной кислоты на цинк массой 42,8 г, второй – разложением нитрата натрия массой 51 г и третий – при реакции взаимодействия избытка раствора соляной кислоты с диоксидом марганца массой 51,2 г.

Ответ: HCl ; 28,8%.

26. При обжиге минерала, состоящего из двух элементов, получили оксид металла (II), содержащий кислород с массовой долей 50%, который при поглощении его избытком раствора NaOH образует соль массой 50,4 г. Для восстановления оксида металла (III) необходим оксид углерода (II) объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите формулу минерала и его массу.

Ответ: FeS_2 ; 24 г.

27. Через раствор NaOH объемом $36,7 \text{ см}^3$ ($\omega = 20\%$; $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$) пропустили газ, полученный при взаимодействии меди массой 10 г с раствором HNO_3 объемом 50 см^3 ($\omega = 81\%$; $\rho = 1,45 \text{ г/см}^3$). Определите состав веществ в растворе (ω , %).

Ответ: 16,35% NaNO_3 .

28. Цинковая пластинка массой 10 г опущена в раствор сульфата меди (II). После окончания реакции пластинка имела массу 9,9 г. Объясните изменение массы пластинки и определите массу сульфата меди (II), вступившей в реакцию.

Ответ: 16,0 г.

29. После того, как железную пластинку выдержали в растворе сульфата меди (II), ее масса изменилась на 1,54 г. Определите объем раствора азотной кислоты ($\rho = 1,50 \text{ г/см}^3$) с массовой долей 96%, необходимый для снятия меди с пластинки.

Ответ: 33,70 см³.

30. Какая масса технического железа, содержащего 18% примесей, потребуется для вытеснения из раствора сульфата никеля (II) массой 7,42 г.

Ответ: 8,59 г.

31. В раствор нитрата серебра опущена медная пластинка массой 28,00 г. По окончании реакции масса пластинки оказалась равной 32,52 г. Определите массу нитрата серебра в растворе.

Ответ: 10,09 г.

32. Железная пластинка массой 10,0 г опущена в раствор хлорида неизвестного металла. После полного осаждения металла массой железной пластинки составила 10,1 г. Кадмиевая пластинка такой же массы (10,0 г), опущена в такой же раствор, после осаждения на ней металла имела массу 9,4 г. Хлорид какого металла содержится в растворе? Определите массовую долю (%) хлорида металла, если объем исходного раствора составил 100 см³ ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$).

Ответ: CuCl₂; 1,50 %.

33. На раствор, содержащий нитрат меди (II) массой 14,1 г и нитрат ртути (II) массой 14,6 г, погрузили кадмиевую пластинку массой 50 г. Рассчитайте увеличение пластины (%) после полного выделения меди и ртути из раствора.

Ответ: на 0,8%.

34. В течении какого времени необходимо пропускать ток силой 1А при электролизе водного раствора сульфата хрома (III), чтобы масса катода возросла на 10 г? Какой объем (н.у.) кислорода выделился на аноде? Ответ: 15,5ч; 3,23 дм³.

35. Электролиз водного раствора NiCl₂, содержащего соль массой 129,7 г проводили при токе силой 5А в течении 5,36 ч.

Сколько NiCl_2 осталось в растворе и какой объем хлора выделилось (н.у.) на аноде?

Ответ: 64,85 г; 11,2 дм³.

36. При электролизе водного раствора нитрата серебра в течении 50 мин при токе силой 3А на катоде выделилось серебро массой 3,6 г. Определите выход по току.

Ответ: 95,4%.

37. При электролизе водного раствора нитрата никеля (II) ($\omega = 50\%$) массой 113,30 г на катоде выделился металл массой 14,75 г. Определите объем газа (н.у.), выделившегося на аноде и массу оставшегося нитрата никеля (II) после электролиза.

Ответ: 2,8 дм³; 10,75 г.

38. После электролиза водного раствора хлорида натрия получили раствор, в котором содержится NaOH массой 20 г. Газ, выделившийся на аноде, полностью прореагировал с раствором иодида калия массой 332 г. Определите массовую долю иодида калия в растворе.

Ответ: 25,0%.

39. При электролизе водного раствора хлорида калия на катоде выделился водород объемом 13,44 дм³ (н.у.). Газ, выделившийся на катоде, полностью окислил раскаленную медную проволоку массой 38,4 г. Определите мольную массу меди.

Ответ: 64 г/моль.

40. Электролиз водного раствора сульфата калия проводили при токе силой 5А в течении 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившийся на катоде и аноде?

Ответ: 5,03 г; 6,27 дм³; 3,13 дм³.

41. При электролизе водных растворов сульфата магния и хлорида магния (II), соединенных последовательно и источником тока, на одном из катодов выделился водород массой 0,25 г. Вычислите массу веществ, выделившихся на других электродах.

Ответ: 8,17 г Cu ; 2,00 г O_2 ; 8,86 г Cl_2 .

42. Электролиз водного раствора сульфата цинка проводили в течении 5 ч., при этом на аноде выделился кислород объемом 6 дм³ (н.у.) вычислите силу тока (электроды и инертные).

Ответ: 5,74А.

43. Электролиз водного раствора сульфата некоторого металла проводили при токе 6А в течение 45 мин, в результате чего на катоде выделился металл массой 5,49 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

Ответ: 32,7 г/моль.

44. Как изменится масса серебряного анода, если электролиз водного раствора нитрата серебра проводили при токе силой 2А в течении 33 мин 20 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора нитрата серебра.

Ответ: уменьшится на 4,44 г.

45. Электролиз водного раствора иодида натрия проводили при токе силой 6А в течении 2,5 г. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, вычислите массу веществ, выделившихся на электродах.

Ответ: 0,56 г H₂; 71,00 г I₂.

46. При электролизе раствора неизвестного вещества массой 8 г на аноде выделился водород объемом 11,2 дм³ (н.у.), что это за вещество? Можно ли провести электролиз его водного раствора?

Ответ: LiH, нельзя.

47. При электролизе с инертными электродами 150 см³ раствора хлорида калия с массовой долей 5% ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) током силой 8А в течении 1 ч 40 мин у анода выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.). Определите массовую долю щелочи в образовавшемся растворе.

Ответ: 4,25% КОН.

48. Электролиз 200 см³ раствора сульфата меди (II) с массовой долей 6% ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 5 г. Какая масса сульфата меди (II) осталось в растворе после электролиза?

Ответ: 2,24 г.

49. После электролиза водного раствора хлорида калия масса его уменьшилась на 2,16 г. Оставшаяся смесь прореагировала полностью с раствором соляной кислоты ($\omega = 10\%$) массой 12,6 г. Составьте уравнения электродных процессов и найдите массу каждого продукта, образовавшегося при электролизе.

Ответ: 1,22 г Cl₂; 0,94 г H₂.

50. При электролизе водного раствора хлорида натрия на катоде выделился водород объемом 13,44 дм³ (н.у.). Газ, выделившийся на аноде, пропущен через горячий раствор едкого

калия, при этом образовался хлорид и хромат калия. Рассчитайте массу образовавшихся солей.

Ответ: 74,9 г KCl; 24,5 г KClO₃.

8. Тестовые задания

1. В каком ряду приведены соединения азота в одинаковой степени окисления?

- A) KNO₃, Mg₃N₂, NH₃ B) KNO₂, N₂O₃, Ca(NO₂)₂
C) N₂, HNO₂, N₂O D) Mg₃N₂, N₂O₃, HNO₂

2. Каковы степени окисления и валентность азота в хлориде аммония?

- A) -3,3 B) -3,4 C) -4,4 D) -4,5

3. В каком ряду соединений элементов переменной валентности собраны соединения с одинаковой степенью окисления?

- A) SO₃, HPO₃, KHCO₃ B) KCrO₂, NaNO₃, B₂O₃
C) HNO₃, K₂Cr₂O₇, H₂SO₄ D) NaNO₃, KClO₃, H₄P₂O₇

4. Какие степени окисления у атома азота в молекулах метил нитрата и нитро метана?

- A) +4, +5 B) +3, +5 C) +5, +3 D) +4, +3

5. В каком соединении степень окисления марганца равна +4?

- A) KMnO₄ B) MnO(OH)₂ C) MnSO₄ D) K₂MnO₄

6. Укажите частицы, в которых азот имеет самую низкую степень окисления.

- 1) N₂; 2) NH₄⁺; 3) NH₃; 4) N₂O₅; 5) NO
A) 1, 2 B) 3, 4 C) 4, 5 D) 2, 3

7. У элемента в состоянии окисления +3 осталось еще 32 электрона. Укажите низшую и высшую степень окисления данного элемента.

- A) -1, +7 B) +1, +5 C) +3, +5 D) -3, +5

8. В каком соединении азот имеет самую высокую и низкую степень окисления

- A) сульфат аммония B) мочевины
C) нитрат аммония D) нитрит аммония

9. В каких соединениях степени окисления азота одинаковые, а валентности отличаются.

- 1) NH₄Cl; 2) KNO₃; 3) KNO₂; 4) NH₃
A) 1 и 4 B) 2 и 3 C) 3 и 4 D) 1 и 3

10. Укажите правильную последовательность степеней окисления атома углерода в соединениях.

1) HCOOH; 2) COCl₂; 3) HCHO; 4) CH₃OH

A) -2, 0, +2, +4 B) +2, +4, 0, -2 C) +4, +2, 0 -2 D) 0, +2, +4, -2

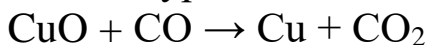
11. В молекуле какого вещества степень окисления атома фосфора наименьшая?

A) H₃PO₄ B) H₃PO₂ C) H₃PO₃ D) H₄P₂O₇

12. Определите самую низкую и самую высокую степени окисления элемента, у которого электронная конфигурация заканчивается так ... 3d¹⁰4p⁴.

A) -4 и +6 B) -3, +5 C) -2 и +6 D) 0 и +4

13. Найдите алгебраическую сумму степеней окисления элементов в уравнении:



A) 0 B) +2 C) -2 D) -1

14. Чему равна степень окисления хлора в бертолетовой соли?

A) +3 B) -1 C) +7 D) +5

15. Определите степень окисления, валентность и число донорно-акцепторных связей атома азота в хлориде аммония.

A) -3, 4, 0 B) -3, 4, 1 C) +5, 4, 1 D) +3, 4, 1

16. Какая из следующих схем соответствует процессу окисления?

A) N⁻³ → N⁰ B) N⁺³ → N⁰ C) S⁺⁴ → S⁰ D) O⁻¹ → O⁻²

17. В какой реакции водород является окислителем?

A) NO₃ + H₂ → B) MgO + H₂ → C) Ca + H₂ → D) P + H₂ →

18. Какие водородные соединения могут быть окислителями?

1) NH₃; 2) HF; 3) CH₄; 4) H₂O₂

A) 3, 4 B) 2, 3 C) 1, 4 D) 1, 2

19. Назовите величину коэффициента "x" перед молекулой кислорода в следующем уравнении C_nH_{2n-2} + xO₂ → CO₂ + (n-1)H₂O

A) 1,5n + 0,5 B) 2n - 2 C) 1,5n - 0,5 D) n - 2

20. Укажите степень окисления и валентность атома углерода в анионе цианата аммония и дициане.

A) +3, 4; +2, 4 B) +3, +4; +3, 3 C) +3, 3; +4, 4 D) +4, 4; +3, 3

21. Какое из следующих веществ обладает окислительным свойством?

A) CaH₂ B) H₂S C) H₂ D) PH₃

22. Укажите вещества, способные как окисляться, так и восстанавливаться.

1) H₂; 2) O₂; 3) H₂S; 4) CH₄; 5) Li; 6) HCHO

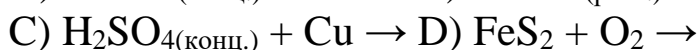
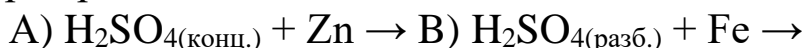
A) 1, 3, 5 B) 3, 4, 5 C) 2, 4, 5 D) 1, 2, 6

23. Чему равен коэффициент перед окислителем в уравнении:



A) 20 B) 26 C) 22 D) 18

24. В какой реакции единственный элемент восстанавливается до трех разных состояний?

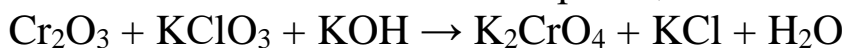


25. Какие вещества обладают только окислительными свойствами?

1) KMnO₄; 2) KNO₂; 3) H₂SO₄; 4) Na₂SO₃; 5) Cr₂O₃; 6) H₂S

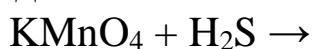
A) 5 и 6 B) 2 и 4 C) 1 и 3 D) 3 и 6.

26. Чему равна сумма коэффициентов в следующей окислительно-восстановительной реакции?



A) 8 B) 20 C) 18 D) 11

27. Допишите уравнение реакции и укажите коэффициент перед окислителем.



A) 6 B) 2 C) 3 D) 5

28. Какие частицы могут быть только окислителями?

1) Ag⁺; 2) Fe³⁺; 3) Cr³⁺; 4) H₂; 5) N₂; 6) Ti⁴⁺; 7) S⁴⁺

A) 2, 3, 5 B) 1, 6, 7 C) 4, 5, 6 D) 1, 2, 6

29. Какие соединения серы проявляют или только окислительные, или только восстановительные свойства?

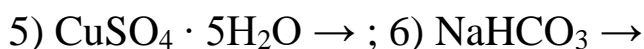
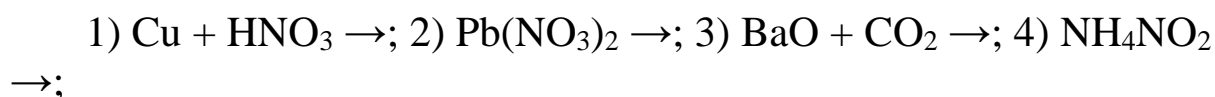
1) SO₃; 2) SO₂; 3) H₂S; 4) S

A) 2, 4 B) 2, 3 C) 1, 3 D) 3, 4

30. Какие из реакций относятся к процессу окисления?



31. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным?



A) 1, 3, 5 B) 2, 4, 6 C) 1, 2, 4 D) 3, 5, 6

32. Определите ионы окислителя и восстановителя в реакции:



- A) MnO_4^- – окислитель, NO_2^- – восстановитель
- B) H^+ – окислитель, NO_2^- – восстановитель
- C) SO_4^{2-} – окислитель, K^+ – восстановитель
- D) MnO_4^- – окислитель, SO_4^{2-} – восстановитель

33. Какие их соединений хрома способны проявлять только окислительные свойства?

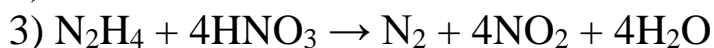
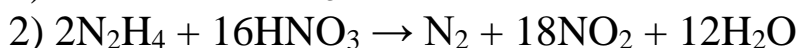
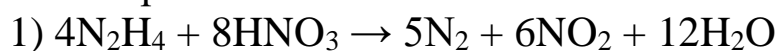
- A) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ B) Cr_2O_3 C) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ D) CrCl_3

34. Какие из процессов являются восстановлением?

- 1) $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+6}$; 2) $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$; 3) $\text{C}^{+4} \rightarrow \text{C}^{+2}$; 4) $\text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{+7}$

- A) 1, 2 B) 2, 3 C) 1, 4 D) 2, 4

35. Уравнение каких окислительно-восстановительных реакций уравнены правильно?



- A) 2 B) 1 C) 3 D) 1, 2, 3

36. Подсчитайте сумму коэффициентов перед молекулами в окислительно-восстановительном уравнении.

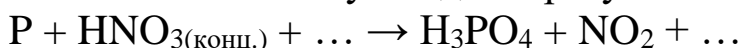


- A) 8 B) 11 C) 19 D) 25

37. Какой элемент окисляется при разложении доломита?

- A) кальций B) магний C) никакой B) углерод

38. Сколько молекул воды образуется или вступают в реакции:



- A) вступает одна молекула воды
- B) образуется две молекулы воды
- C) образуется одна молекула воды
- D) вступает две молекулы воды

39. Какие из соединений выполняют роль восстановителя в доменном процессе?

- 1) углерод; 2) кислород; 3) известняк; 4) оксид кремния;
- 5) оксид углерода (II); 6) оксид углерода (IV)

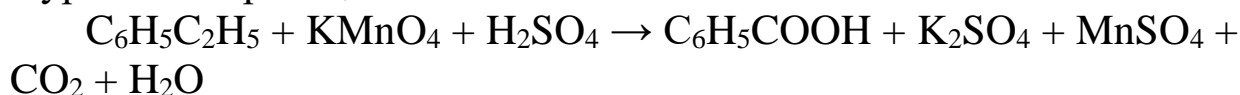
- A) 1, 2 B) 1, 5 C) 3, 6 D) 4, 5

40. Какие из приведенных веществ проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства?

- 1) сульфит натрия; 2) сульфат натрия; 3) сульфид калия;
- 4) оксид марганца (IV); 5) серная кислота

- A) 1 и 5 B) 3 и 4 C) 1 и 4 D) 2 и 3

41. Определите сумму коэффициентов перед всеми веществами в уравнении реакции.



A) 46 B) 55 C) 91 D) 102

42. Какая из реакций является реакцией дисмутации?

A) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow$ B) $\text{H}_2\text{S} + \text{Ca} \rightarrow$ C) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ D) $\text{KClO}_3 \rightarrow$

43. Укажите порядок возрастания окислительной активности веществ.

1) манганат калия; 2) оксид марганца (IV); 3) перманганат калия;

4) оксид марганца (III); 5) хлорид марганца (II)

A) 5, 2, 1, 4, 3 B) 5, 1, 4, 3, 2 C) 5, 4, 2, 1, 3 D) 5, 1, 3, 4, 2

44. Укажите соединение азота, обладающие и окислительными и восстановительными свойствами.

1) аммиак; 2) азотистая кислота; 3) азотная кислота; 4) оксид азота (V);

5) натрий азотистый

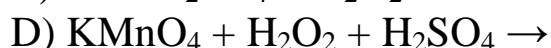
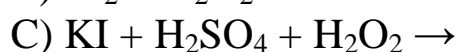
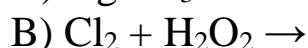
A) 1, 3 B) 4, 5 C) 1, 2 D) 2, 5

45. Укажите пару сильнейших окислителей.

1) ион водорода; 2) анион хлора; 3) ион калия; 4) ион дихромовой кислоты; 5) перманганат-ион

A) 4, 5 B) 1, 2 C) 2, 4 D) 3, 4

46. В каком уравнении реакции перекись водорода выступает в роли окислителя?



47. В какой схеме превращения металл играет роль окислителя?

1) $\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$; 2) $\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+}$; 3) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$; 4) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$;

5) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$

A) 2 и 3 B) только 1 C) 3 и 5 D) только 4

48. Какие из соединений выполняют роль восстановителя в доменном процессе?

1) кислород; 2) углерод; 3) оксид кремния (IV); 4) известняк; 5) оксид углерода (II); 6) оксид углерода (IV)

A) 3, 4 B) 5, 6 C) 1, 2 D) 2, 5

49. В каких из перечисленных веществ фосфор может вступать в роли восстановителя?

1) P; 2) PH₃; 3) P₂O₅; 4) Ca₃P₂; 5) Ca₃(PO₄)₂; 6) P₂O₃

A) 1, 2, 4, 6 B) 1, 2, 3, 4 C) 3, 4, 5, 6 D) 2, 3, 4, 5

50. Выберите окислительно-восстановительные реакции и назовите окислитель.

1) $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$; 2) $CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$; 3) $CaCO_3 \rightarrow$

4) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$; 5) $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$

A) 1, 3 кислород B) 1, 4 водород

C) 2,5 кислород D) 1,5 водород

51. В каком уравнении реакции перекись водорода выступает в роли окислителя?

A) $KMnO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \rightarrow$ B) $KI + H_2SO_4 + H_2O_2 \rightarrow$

C) $Cl_2 + H_2O_2 \rightarrow$ D) $AgNO_3 + NH_4OH + H_2O_2 \rightarrow$

52. В окислительно-восстановительной реакции $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$ восстановителем является ...

A) калий B) хлор и калий C) кислород D) хлор и кислород

53. Выберите запись, представляющую коэффициенты перед молекулами в окислительно-восстановительной реакции:

$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$

A) 3, 1, 1, 25 B) 1, 2, 5, 4, 8 C) 3, 11, 2, 5 D) 4, 5, 4, 1, 4

54. Какой элемент окисляется при разложении доломита?

A) углерод и кислород B) магний

C) никакой элемент D) кальций

55. Завершите уравнение реакций и укажите последовательность коэффициентов меди, серной кислоты, хлорида железа (II) и хлора.

1) $Cu + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow \dots$ 2) $FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow \dots$

A) 1, 2, 2, 1 B) 2, 2, 1, 1 C) 2, 1, 1, 2 D) 3, 2, 3, 1

56. Укажите последовательность коэффициентов веществ в уравнении реакции:

$C_6H_5CH_3 + KMnO_4 \rightarrow C_6H_5COOK + MnO_2 + KOH + H_2O$

A) 2, 1, 2, 1, 1, 3 B) 1, 2, 1, 2, 1, 1

C) 2, 2, 2, 2, 1, 2 D) 1, 1, 1, 2, 2, 2

57. Укажите последовательность коэффициентов веществ в уравнении реакции: $C_2H_5OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$

A) 5, 2, 3, 5, 3, 4, 12 B) 2, 3, 5, 2, 3, 6, 12

C) 5, 4, 6, 5, 4, 2, 11 D) 4, 6, 5, 4, 4, 8, 11

58. Какие вещества проявляют только восстановительные свойства (свойства катионов не учитывать).

1) нитрит калия; 2) перекись водорода; 3) натрий; 4) соляная кислота;

5) бром; 6) углерод; 7) аммиак; 8) оксид свинца (IV)

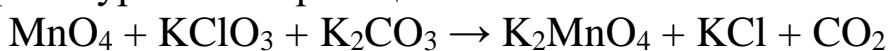
A) 3, 6, 7 B) 2, 1, 8 C) 3, 4, 7 D) 5, 6, 8

59. Укажите сумму коэффициентов перед молекулами в уравнении реакции.



A) 32 B) 28 C) 16 D) 22

60. Укажите сумму коэффициентов перед веществами левой стороны уравнения реакции.



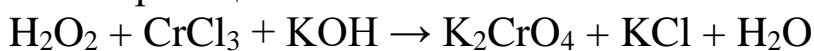
A) 22 B) 17 C) 21 D) 15

61. Рассчитайте сумму коэффициентов уравнения реакции.



A) 58 B) 48 C) 38 D) 28

62. Рассчитайте сумму коэффициентов левой стороны в уравнении реакции.



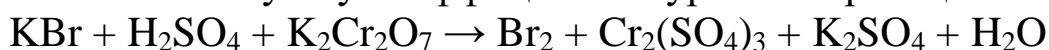
A) 18 B) 15 C) 20 D) 28

63. Какой элемент окисляется в реакции?



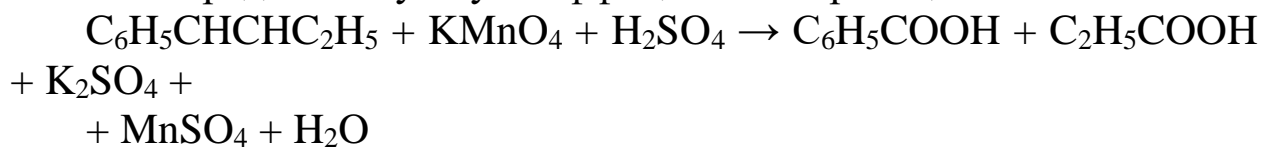
A) кислород B) водород C) углерод D) марганец

64. Укажите сумму коэффициентов уравнения реакции.



A) 30 B) 37 C) 18 D) 29

65. Определите сумму коэффициентов в реакции.



A) 59 B) 54 C) 60 D) 68

66. Найдите сумму левой и правой части реакции окисления сульфида меди (I) раствором концентрированной азотной кислоты.

A) 18 + 23 B) 15 + 19 C) 15 + 24 D) 24 + 15

67. Определите сумму коэффициентов левой части реакции уравнения реакции окисления фосфина перманганатом калия в сернокислой среде до ортофосфорной кислоты.

A) 25 B) 20 C) 25 D) 15

68. Завершите уравнение реакции. $K_2Cr_2O_7 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

...

Укажите соотношение коэффициентов веществ правой и левой части уравнения

A) 8 : 12 B) 9 : 8 C) 7 : 11 D) 8 : 9

69. Укажите соотношение коэффициентов веществ правой и левой части уравнения реакции взаимодействия щавелевой кислоты в кислой среде с бихроматом калия

A) 17 : 12 B) 12 : 15 C) 8 : 15 D) 15 : 12

70. Найдите объем (л. н.у.) образующего кислорода в данной реакции $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$ если прореагировало 2 моля окислителя.

A) 22,4 B) 44,8 C) 11,2 D) 67,2

71. Какой объем (л. н.у.) образуется в данной реакции, если прореагировало 1,5 моль восстановителя? $H_2C_2O_4 + KMnO_4 + HCl \rightarrow$

A) 67,2 B) 22,4 C) 33,6 D) 100,8

72. Чему равна сумма коэффициентов окислителя и восстановителя в следующей реакции.

$CH_3OH + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow HCOOH + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

A) 7 B) 5 C) 4 D) 9

73. Завершите следующее уравнение: $HNO_3 + S \rightarrow NO + \dots$
Укажите отношения коэффициентов перед веществами левой и правой части.

A) 7 : 9 B) 5 : 4 C) 9 : 7 D) 4 : 5

74. В какой среде образуется манганат калия, при взаимодействии $KMnO_4$ с восстановителями?

A) слабо кислой B) сильно кислой
C) нейтральной D) сильно щелочной

75. Сколько молей поваренной соли образуется в данной реакции?

$TaCl_4 + NaOH \rightarrow Na_3TaO_4 + NaCl + H_2 + H_2O$

A) 5 B) 8 C) 10 D) 4

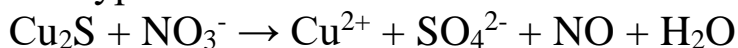
76. Черный порох состоит из калийной селитры, угля и серы. Составьте уравнение реакции горения пороха, рассчитайте сумму коэффициентов уравнения реакции.

A) 12 B) 13 C) 9 D) 11

77. Составьте уравнение реакции термического разложения бихромата аммония и рассчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения.

A) 8 B) 6 C) 9 D) 10

78. Укажите величину коэффициента перед молекулой окисленного вещества в молекулярном уравнении для следующего ионного уравнения.



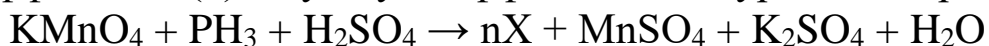
A) 6 B) 12 C) 22 D) 3

79. Укажите ионы, обладающие только окисленными свойствами.

1) хромит; 2) хромат; 3) нитрат; 4) протон; 5) дихромат

A) 2, 3, 4, 5 B) 2, 3, 5 C) 1, 4, 5 D) 3, 4, 5

80. Укажите вещество X, степень окисления неметалла в нем, коэффициент (n) и сумму коэффициентов в уравнении реакции.



A) H_3PO_4 ; +5, 7, 48 B) H_3PO_3 ; + 3, 10, 45

C) HPO_3 ; + 5, 8, 32 D) H_3PO_4 ; +5, 5, 54

81. Какие вещества выделяются на электродах при электролизе водного раствора сульфата железа (II)?

A) H_2 , O_2 B) Fe, S, O_2 C) Fe, H_2 , O_2 D) H_2 , S

82. В каком случае при электролизе раствора соли не происходит выделение металла?

A) AgNO_3 B) NaNO_3 C) AuCl_3 D) CuSO_4

83. Какие продукты выделяются при электролизе расплава гидроксида натрия?

A) водород и кислород B) натрий и водород

C) натрий и кислород D) вода и кислород

84. Смесь солей – нитратов цинка, меди серебра и железа подвергли электролизу. Какой металл выделится первым?

A) Zn B) все металлы одновременно C) Cu D) Ag

85. По какой причине металлический алюминий не удается получить электролизом расплава хлорида алюминий?

1) расплавов хлорида алюминия не проводят электрический ток; 2) молекулы хлорида алюминия образуют мостики из атомов

алюминия и хлора; 3) между молекулами хлорида алюминия образуется ковалентная связь.

А) 1, 2, 3 В) 1 С) 2 D) 3

86. Укажите соединения, единственным изменением при электролизе водных растворов которых является увеличение их концентрации.

1) NaOH; 2) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) KCl; 4) H_2SO_4 ; 5) NaNO_3 ; 6) HBr

А) 2, 4, 6 D) 1, 2, 4 С) 3, 4, 6 D) 1, 4, 5

87. С какими факторами связаны результаты электролиза?

1) температура; 2) концентрация электролита;

3) природы вещества электродов; 4) время электролиза

А) 1, 4 В) 2, 3, 4 С) 1, 2, 3 D) 1, 2, 3, 4

88. Вычислите массу (г) хромита натрия, оставшегося после выделения 13,44 л (н.у.) газа при электролизе раствора содержащего 100 г хромита натрия.

А) 35, 1 В) 30, 3 С) 28 D) 54, 1

89. Хлор может быть получен при взаимодействии двуокиси марганца, серной кислотой и хлористого натрия. Сколько (г) окислителя необходимо взять для получения 134,4 л хлора?

А) 235 В) 426 С) 522 D) 670

90. При взаимодействии хлорида золота (III) с пероксидом водорода в щелочной среде образовалось 17,73г золота. Вычислите объем (л) газа, выделившегося в этой реакции.

А) 6,720 В) 2, 016 С) 0,0673 D) 3,020

91. Дан 0,1 м раствор сульфита калия. Рассчитайте объем (мл) раствора перманганата калия, содержащего 31, 6 г перманганата калия в литре раствора, необходимого для окисления 20 мл данного раствора сульфита калия в кислой среде.

А) 4 В) 2 С) 1 D) 3

92. Дано 115 мл 0,5М раствора хромата калия. Рассчитайте массу 60%-го раствора перекиси водорода необходимого для восстановления данного количества хлората калия.

А) 85 В) 91 С) 150 D) 75

93. Рассчитайте массу перманганата калия, необходимого для окисления сульфита калия, массой 12 г до сульфата калия в нейтральной среде.

А) 15,8 В) 10 С) 8 D) 9,8

94. Вычислите объем (н.у.) сернистого газа, поглощенного водным раствором перманганата калия, если при этом образовался 1 моль H_2SO_4 .

A) 44,8 B) 20,4 C) 19,6 D) 33,6

95. При действии избытка оксида марганца (IV) на 34,5 мл раствора соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл) выделился такой объем хлора, что его хватило на вытеснение 12,7 г йода из раствора иодида калия. Определите массовую долю HCl в растворе.

A) 17,78 B) 8,9 C) 10,78 D) 9,9

96. При взаимодействии меди со смесью соляной и азотной кислот образовалось 4,7 г нитрата меди (II). Вычислите объем (н.у.) образовавшегося газа, плотность которого по водороду равна 15.

A) 1,2 B) 0,37 C) 0,45 D) 0,98

97. При электролизе водного раствора иодида щелочного металла, содержащего 33,2 г этой соли, на катоде выделилось 2,24 л газа (н.у.). Определите иодид какого металла был взят?

A) CsI B) NaI C) KI D) RbI

98. В эвдиометре взорвали 50 мл смеси кислорода с водородом. После проведения газа к нормальным условиям объем его стал равным 20 мл (объем сконденсировавшейся воды во внимание не принимается). Образовавшийся газ горит. Определите процентный состав взятой смеси.

A) 10% O_2 и 90% H_2 B) 90% O_2 и 10% H_2

C) 80% O_2 и 20% H_2 D) 20% O_2 и 80% H_2

99. Определите массовую долю перманганата калия в соли, если при действии на 20г ее концентрированным раствором бромистоводородной кислоты получили 40г брома (считается, что весь бром выделен).

A) 89% B) 79% C) 99% D) 69%

100. Образец неизвестного металла, проявляющего в соединениях степень окисления +1, растворили в азотной кислоте, получив оксид азота (II) объемом 0,224 л (н.у.). К полученному раствору добавили избыток иодида натрия, в осадок выпал иодид металла массой 7,05 г. Рассчитайте массу исходного образца металла.

A) 5,82 B) 4,75 C) 6,43 D) 3,24

9. Ответы на тесты

1	B	26	D	51	B	76	A
2	B	27	B	52	C	77	B
3	D	28	D	53	D	78	D
4	C	29	C	54	C	79	B
5	B	30	C	55	A	80	D
6	D	31	C	56	B	81	C
7	A	32	A	57	C	82	B
8	D	33	C	58	C	83	C
9	A	34	B	59	D	84	D
10	B	35	C	60	B	85	B
11	B	36	D	61	A	86	D
12	C	37	C	62	B	87	D
13	A	38	C	63	C	88	A
14	D	39	B	64	D	89	C
15	B	40	C	65	A	90	D
16	A	41	C	66	B	91	A
17	C	42	C	67	C	92	B
18	A	43	C	68	B	93	C
19	C	44	D	69	A	94	D
20	A	45	A	70	C	95	A
21	C	46	C	71	A	96	B
22	D	47	C	72	B	97	C
23	C	48	D	73	A	98	D
24	A	49	A	74	C	99	B
25	C	50	D	75	B	100	D

Рекомендуемая литература

1. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. М.: Новая волна, 2002.
2. Хомченко Г.П., Хомченко Н.Г. Сборник задач по химии поступающих в вузы. М.: Новая волна, 2001.
3. Химия: Пособие репетитор для поступающих в вузы / Под. Ред. А.С. Егорова, Ростов н/Д: Феникс, 2001.
4. Лидин Р.А. Аликберова Л.Ю. Химия. Справочник для старшеклассников и абитуриентов поступающих в вузы. М.: Аст-пресс школа, 2002.
5. Лебитина Т.Н. Справочник по органической химии. Спб: Паритет, 2002.
6. Огенсаян Э.Г. Руководство по химии для поступающих в вузы. Киев: “Наукова думка”, 1971.
7. Кузменко Н.Е., Еремин В.В., Панков В.А. Начало химии. Современный курс для поступающих в вузы. М.: Экзамен, 2001.
8. Глинка Н.А. Общая химия М.: Химия, 1987.
9. Неницеску К. Общая химия М.: Мир, 1998.
10. Фельдман Ф.Г., Рудзитис Г.Э. Химия, учебник для 8–11 классов средней школы. М.: Просвещение, 1989 – 1994.
11. Ушкалова В.Н. Химия. Конкурсные задачи. Часть вторая. Тюмень, 1998.
12. Тесты. Химия. Варианты и ответы центрального тестирования. МОРФ, 2002.
13. Химия. Контрольно измерительные материалы единого государственного экзамена в 2004г. М.: Центр тестирования Минобразования России, 2004.
14. Тесты. Химия. Пособие для подготовки к тестированию. М.: Федеральное государственное учреждение “Федеральный центр тестирования”, 2005.
15. Каверина А.А., Добротин Д.Ю. Корошенко А.С. и др. Учебно-тестировочные материалы для подготовки к единому государственному экзамену. Химия М.: интеллект-центр, 2005.
16. Стрельникова Е.Н. Экзаменационные материалы для подготовки в единому государственному экзамену. ЕГЭ – 2006. Химия. М.: Федеральное государственное учреждение “Федеральный центр тестирования”, 2005.
17. Тесты. Химия. Варианты и ответы центрального абитуриентного тестирования М.: ООО “Рустест”, 2006.
18. Химия. Сборник тестовых заданий (отсортированная по темам) (1996-2019) Ташкент, 2020.
19. Егоров А.С. Химия. Современный курс для подготовки к ЕГЭ. Ростов-на-Дону, Феникс, 2010.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Общие положения	3
1.1. Характерные особенности окислительно-восстановительных реакций	6
1.2. Основные понятия окислительно-восстановительных реакций	7
1.3. Типы окислительно-восстановительных реакций.....	10
1.4. Механизмы окислительно-восстановительных реакций.....	11
1.5 Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций	12
1.5.1 Метод электронного баланса	12
1.5.2 Метод полуреакций (электронно-ионный)	16
1.6. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций	19
1.7. Поведение некоторых кислот в окислительно-восстановительных реакциях.....	21
1.8. Использование окислителей и восстановителей в медико-санитарной практике.....	25
2. Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции и электрический ток	26
2.1. Электрохимический ряд напряжений металлов	27
2.2. Электролиз	30
3. Химические источники электрического тока	37
4. Коррозия металлов	44
4.1. Методы защиты от коррозии	47
5. Примеры расчетных задач на тему окислительно-восстановительные реакции.....	50
6. Задания и задачи для самоподготовки	51
7. Задачи	59
8. Тестовые задания	66
9. Ответы на тесты	77
Рекомендуемая литература	78

Д.К.Холмуродова, Ф.Х. Хакимов, Ф.С. Маматкулов

**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ
РЕАКЦИИ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ
ПРОЦЕССЫ**

Учебное пособие

Ташкент – 2025