

**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН  
ТАШКЕНТСКИЙ ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ  
ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ  
КАФЕДРА НЕОРГАНИЧЕСКОЙ, АНАЛИТИЧЕСКОЙ, ФИЗИЧЕСКОЙ  
И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ**



**Учебно-методическое пособие для студентов 1 курса фармацевтического института по предмету “Неорганическая химия”, по разделу**

**“ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ”**

|                                   |         |   |
|-----------------------------------|---------|---|
| <b>Сфера знаний:</b>              | 500000  | Здравоохранение и социальное обеспечение  |
|                                   | 300000  | Производственно-техническое   |
| <b>Сфера образования:</b>         | 510000  | Здравоохранения   |
|                                   | 320000  | Производственные технологии   |
| <b>Специальность образования:</b> | 5510500 | Фармация (по видам)   |
|                                   | 5111000 | Профессиональное обучение   |
|                                   | 5510600 | Промышленная фармация (по видам)  |
|                                   | 5320500 | Биотехнология (фармацевтическая технология)   |
|                                   | 5310900 | Метрология, стандартизация и менеджмент качества продукции (лекарственные средства) |

**Ташкент-2017**

**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ  
УЗБЕКИСТАН  
ТАШКЕНТСКИЙ ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ  
ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ  
КАФЕДРА НЕОРГАНИЧЕСКОЙ, АНАЛИТИЧЕСКОЙ,  
ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ**

**“Утверждаю”**  
Проректор по учебной работе  
Ташкентского фармацевтического института  
\_\_\_\_\_ **к.ф.н. С.У. Алиев**  
“ \_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2017 г.

**Учебно-методическое пособие для студентов 1 курса фармацевтического  
института по предмету “Неорганическая химия” для раздела**

**«ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»**

**Ташкент-2017**

**Составители:**

**Тухтаев Х.Р.- ТашфарМИ, кафедра неорганической, аналитической, физической и коллоидной химии, д.ф.н, проф.,**

**Касимова М.Б.- ТашфарМИ, кафедра неорганической, аналитической, физической и коллоидной химии, ассистент,**

**Адизов Ш.М. - кафедра неорганической, аналитической, физической и коллоидной химии, ассистент,**

**Кадирова Ш.А.- УзМУ, химический факультет, кафедра неорганической и общей химии, д.х.н., проф.**

**Рецензенты:**

**Олимов Н.К. - ТашфарМИ, кафедра неорганической, аналитической, физической и коллоидной химии, д.х.н., проф.**

**Сиддиков А.С. –ТКТИ, кафедра аналитической, физической и коллоидной химии, д.х.н. , проф.**

Общие учебные часы: 242 ч

В частности лекции 36 ч

Лабораторные занятия 90 ч

Практические занятия 18 ч

Самостоятельные образовательные часы 98 ч

Учебно-методическое пособие обсуждена и утверждена на заседании кафедры неорганической, аналитической, физической и коллоидной химии ТашфарМИ пр.№ \_\_ от «\_\_\_» 2017 г.

**Зав. кафедрой неорганической, аналитической, физической и коллоидной химии, проф.**

**С.Н.Аминов**

Учебно-методическое пособие обсуждена и утверждена на заседании Методической комиссии по химическим дисциплинам ТашфарМИ пр.№ \_\_ от «\_\_\_» 2017 г.

**Председатель методической комиссии по химическим дисциплинам, проф.**

**С.Н.Аминов**

Учебно-методическое пособие обсуждена и утверждена на заседании ЦМС Ташкентского фармацевтического института пр. № \_\_ от «\_\_» \_\_\_\_\_ 2017 г.

**Проректор по учебной работе**

**С.У.Алиев**

Учебно-методическое пособие утверждена на Ученом Совете Ташкентского фармацевтического института пр. № \_\_ от «\_\_» \_\_\_\_\_ 2017 г.

**Ученый секретарь**

**В.Р. Хайдаров**

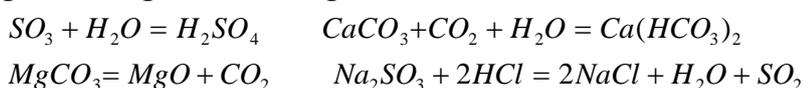
# 1.ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ



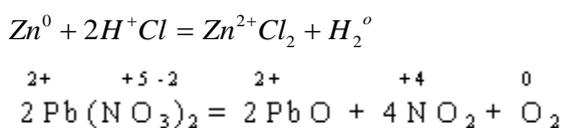
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) широко распространены в природе. ОВР применяются в химической промышленности, в народном хозяйстве, а также в медицине. Вдыхание, которое имеет жизненно важное значение, биологический распад и фотосинтез тоже относятся к сложной, многоступенчатой каталитической окислительно-восстановительной реакции. Глубокое знание этой темы имеет большое значение при изучении предметов химических и фармацевтических дисциплин.

ОВР применяются для определения количества вещества по методу оксидометрия в аналитической химии. Оксидометрия – это определение количества окислителя и восстановителя в растворе методом объемного анализа. Оксидометрия широко применяется в фармацевтике, биохимии, при санитарных и клинических проверках (например, при определении концентрации ионов  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ , ацетона, хинона, гидрохинона, антипирина, аскорбиновой кислоты и т.д.).

Все химические реакции можно разделить на две группы. К первой группе относятся реакции, в которых степени окисления вступающих в реакцию веществ не меняются. Например: реакция нейтрализации, реакция обмена, некоторые реакции распада и присоединения:



Ко второй группе следует отнести реакции, в которых степень окисления реагирующих и полученных веществ изменяются. Например:



В этих реакциях степени окисления цинка, водорода, азота и кислорода меняются соответственно (0 на +2, +1 на 0, +5 на +4, -2 на 0)

*Реакции, протекающие с изменением степени окисления, называют окислительно-восстановительными.*

Окисление какого-либо атома в молекуле характеризуется отдачей электронов и повышением его степени окисления, и, наоборот восстановление атома – уменьшением его степени окисления.

Окислители – это молекулы, атомы или ионы которые принимают электроны и восстанавливаются. Процесс сопровождается принятием электронов и уменьшением степени окисления, что называется – *восстановлением*.

*Степень окисления* – это условный заряд атома в молекуле, который рассчитывается исходя из соображения, что соединение состоит только из ионов. Степень окисления происходит из перемещения общей пары электронов к атому большей электроотрицательностью. Атом элемента с большей электроотрицательностью имеет отрицательный степень окисления, атом элемента с меньшей электроотрицательностью имеет положительный степень окисления.

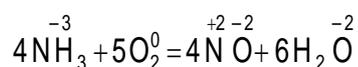
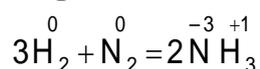
**Окислители:** Галогены, перманганат калия ( $\text{KMnO}_4$ ), манганат калия ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ), оксид марганца (IV) ( $\text{MnO}_2$ ), дихромат калия ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), хромат калия ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ), азотная кислота ( $\text{HNO}_3$ ), кислород ( $\text{O}_2$ ), озон ( $\text{O}_3$ ), перекись водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), серная кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) (конц), селенатная кислота ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ), оксид меди (II) ( $\text{CuO}$ ), оксид серебра (I) ( $\text{Ag}_2\text{O}$ ), оксид свинца (IV) ( $\text{PbO}_2$ ), ионы редкоземельных металлов ( $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Au}^{3+}$  и др.), хлорид железа (III) ( $\text{FeCl}_3$ ), сульфат железа (III) ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ), хлорид олова (IV) ( $\text{SnCl}_4$ ), ионы водорода ( $\text{H}^+$ ), гипохлориты, хлораты и перхлораты, царская водка, концентрированные азотная и фтористая кислоты, анод электролиза.

**Восстановители:** металлы, водород, уголь, оксид углерода (II) ( $\text{CO}$ ), сероводород ( $\text{H}_2\text{S}$ ), сульфид натрия ( $\text{Na}_2\text{S}$ ), сульфид аммония ( $\text{NH}_4)_2\text{S}$ , оксид серы (IV) ( $\text{SO}_2$ ) сернистокислая кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), натрий сернистокислый ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ), тиосульфат натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ), йодистая кислоты (HI), йодит калия (KI), бромистая кислота ( $\text{HBr}$ ), бромид калия (KBr), соляная кислота ( $\text{HCl}$ ), хлорид натрия ( $\text{NaCl}$ ), хлорид калия ( $\text{KCl}$ ), хлорид олова (II) ( $\text{SnCl}_2$ ), сульфат железа (II) ( $\text{FeSO}_4$ ), соль Мора, сульфат марганца (II) ( $\text{MnSO}_4$ ), сульфат хрома (III) ( $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ), нитриты калия и натрия ( $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NaNO}_2$ ), аммиак ( $\text{NH}_3$ ), гидразин ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ), оксид азота (II) ( $\text{NO}$ ), фосфористая кислота ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ ), альдегиды, спирты, муравьиная и шавельевая кислоты, глюкоза и катод электролиза.

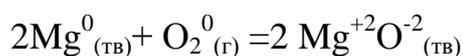
### 1.1. Типы окислительно-восстановительных реакций

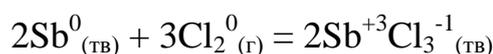
ОВР делятся на четыре вида: *межмолекулярные, внутри молекулярные, диспропорционированные и сложные окислительно-восстановительные реакции.*

1) **Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции** – это реакции, где атомы элементов меняющих степени окисления находятся в разных молекулах. Реакции могут протекать в газовой среде:

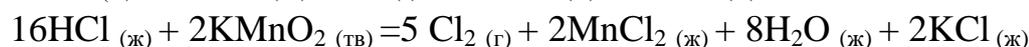


Реакция между твердыми веществами и газами:

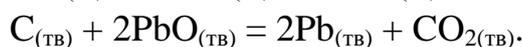
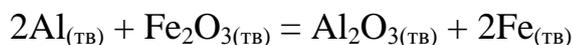




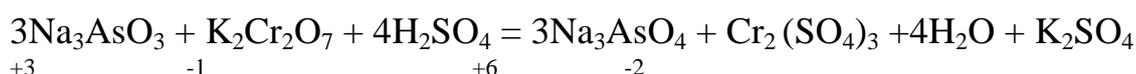
Реакция между твердыми веществами и жидкими растворами:



Реакция между твердыми веществами:

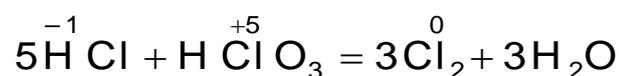


В основном многие ОВР протекают в растворе:

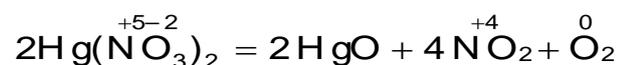
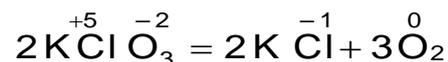
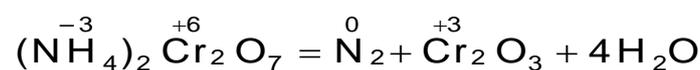


Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции могут протекать между молекулами в которых одинаковые атомы элементов с разными степенями окисления. Такие реакции называются *реакциями синпропорционирования*.

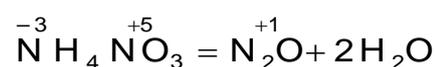
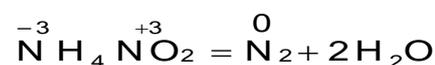
Например:



**2) внутри молекулярные ОВР** – это реакции, в которых меняется степень окисления разных атомов в одной молекуле. Например:

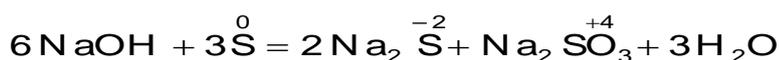


Разложение веществ, где присутствует один элемент с разными степенями окисления, тоже относится к внутри молекулярным ОВР:



*Диспропорционирование*, это реакции где и окисляется и восстанавливается один атом элемента, который находится в одной молекуле, один и тот же элемент выступает, как окислитель, и как восстановитель:





## 1.2. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций 7

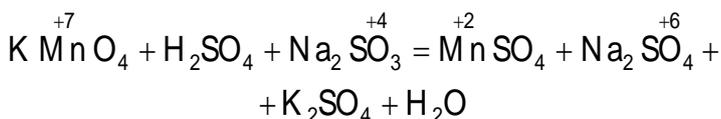
Правильное написание уравнения химической реакции, это соблюдение закона сохранения массы веществ, поэтому количество атомов до реакции и после реакции должны быть одинаковыми. ОВР уравниваются двумя способами: методом электронного-баланса и ионно-электронным (метод полуреакции).

**Метод электронного баланса.** Суть метода в том, что общее число потерянных электронов восстановителя и общее число полученных электронов окислителя равны.

С начала написать формулы начальных и исходных продуктов ОВР:



Определяется степень окисления окислителя и восстановителя до и после реакции:



Составляется полуреакции окисления и восстановления с учетом отданных или принятых электронов:



Найденные коэффициенты следует ставить к основному уравнению:



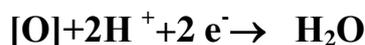
Проверить число атомов водорода и кислорода этого уравнения, что показывает о правильности уравнивания:



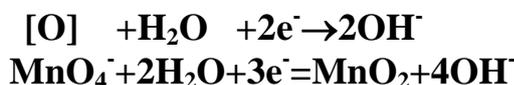
**Ион-электронный (метод полуреакции) метод.** Для этого используют следующие правила<sup>1</sup>:

1. Если в исходных соединениях кислорода больше, чем продуктов реакции, то избыток кислорода связывается в кислой среде с ионами водорода путем образования молекул воды:

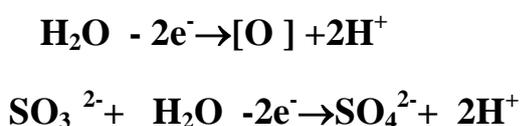
<sup>1</sup>To'xtayev H.R., Aristanbekov R., Cho'lponov K.A., Aminov S.N. "Anorganik kimyo" Farmatsiya" 5720500- bakalavriyat ta'lim yo'nalishi uchun darslik /O'zROliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi.-T."Noshir", 2011. 520 b.



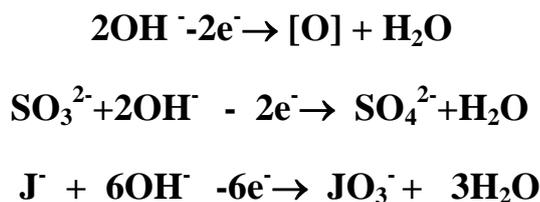
2. Если в исходных соединениях кислорода больше, чем в продуктах реакции, то в нейтральной или щелочной среде избыток кислорода связывается с молекулой воды путем образования гидроксильных ионов:



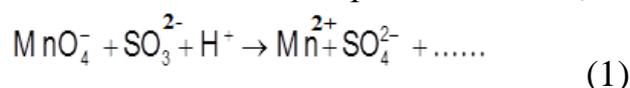
3. Если в продуктах реакции кислорода больше, чем в исходных соединениях, то недостаток кислорода восполняется в кислой и нейтральной среде за счет молекул воды путем образования ионов водорода:



4. Если в продуктах реакции больше кислорода, чем в исходных соединениях, то недостаток кислорода в сильно щелочной среде восполняется за счет гидроксильных ионов:



В результате реакции малиновая окраска перманганата калия исчезает, и раствор становится бесцветным. Отделив отдельно участвующих в окислительно-восстановительном процессе ионов, составим схему реакции:



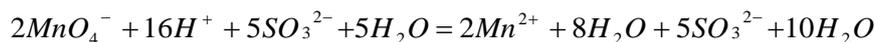
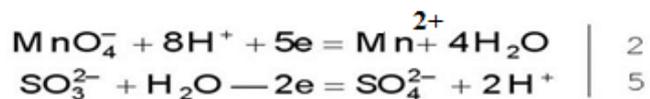
Напишем полу реакции показывающие восстановления окислителя, а также окисления восстановителя:



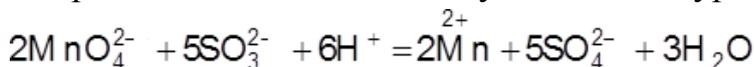
Применив для реакции восстановления 1 правило и для реакции окисления 3 правило напишем следующие полуреакции:



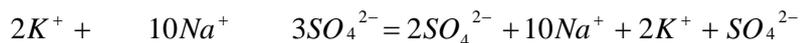
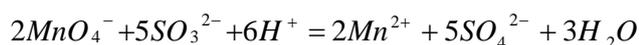
Составляются отдельные ионные полуреакции окисления и восстановления ОВР:



Сокращая похожие ионы получим ионное уравнение ОВР:

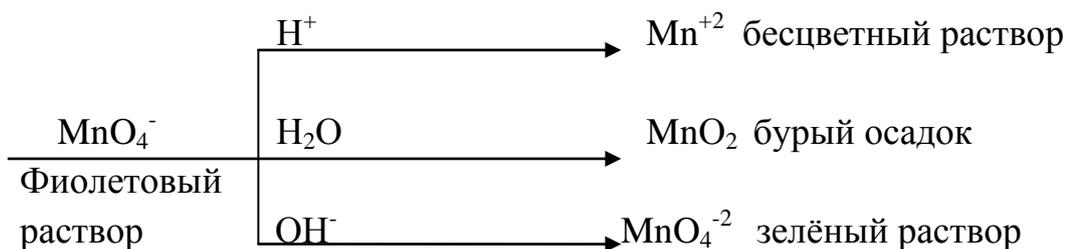


Добавляя не хватающие катионы в левую, и в правую часть уравнения, получим:



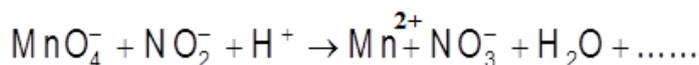
### 1.3. Влияние среды на направление ОВР

Главным фактором влияющим на течение ОВР является среда. В зависимости от условий среды окислители могут восстанавливаться до разной степени окисления. Среда раствора оказывает большое влияние на изменение степени окисления атомов. Например, продукты восстановления иона перманганата ( $\text{MnO}_4^-$ ) в зависимости от среды будут разными:

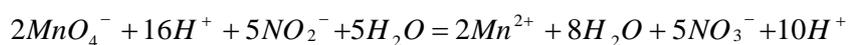
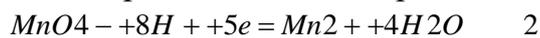


Ион  $\text{MnO}_4^-$  в кислой среде восстанавливается до  $\text{Mn}^{2+}$ , в нейтральной среде до  $\text{MnO}_2$ , а в щелочной среде до  $\text{MnO}_4^{2-}$ . Для получения кислой среды в основном применяется разбавленная серная кислота.

**Пример:** Ионная схема окислительно-восстановительной реакции между  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{KNO}_2$  в кислой среде будет следующим:



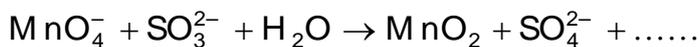
Здесь применяем 1 и 3 правила:



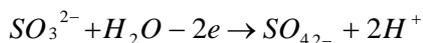
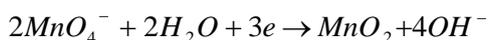
Полученные коэффициенты впишем в молекулярное уравнение:



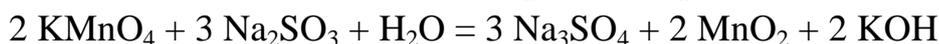
В нейтральной среде:



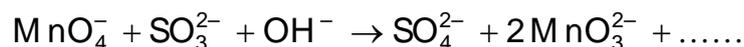
Для окислителя применяя правило 2, и для восстановителя правило 4 напишем следующие реакции:



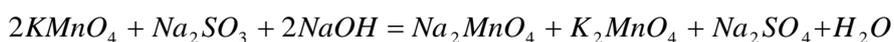
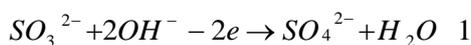
Чтобы написать полную молекулярную реакцию добавим соответствующие анионы и катионы с левой и с правой стороны:



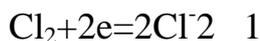
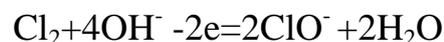
В щелочной среде:



Для окислителя количество электронов находят по разности ионов. А для восстановителя применяем 4 правило. Напишем уравнение полу реакции:



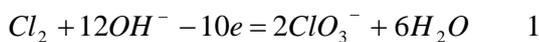
Иногда на направление реакции влияет концентрация раствора и температура. Например, взаимодействие хлора с разбавленными щелочами в низких температурах протекает с образованием солей хлорноватистой и соляной кислоты:



|   |   |
|---|---|
| 2 | 1 |
|---|---|



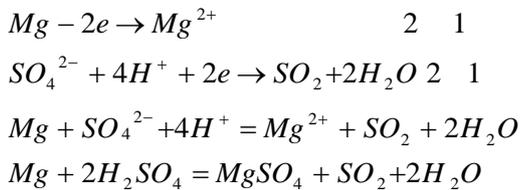
Это же реакция с концентрированной щелочью и при 100<sup>0</sup>С температуре протекает с образованием солей хлористой и соляной кислоты:



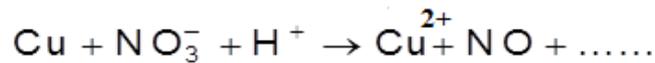
Металлы при взаимодействии с кислотами, имеющими окислительные свойства, кислотные анионы участвуют, и как окислитель, и как солеобразующий:

**1-пример.** При взаимодействии металлического магния с концентрированной серной кислотой одна часть анионов  $\text{SO}_4^{2-}$  расходуется для окисления магния, а вторая часть участвует при образовании соли с магнием:

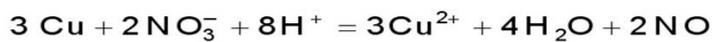
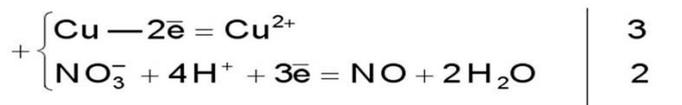




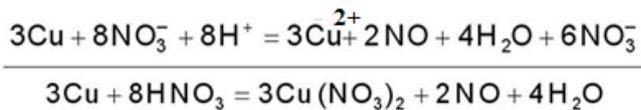
**2-пример.** Пишите уравнение реакции взаимодействия меди с разбавленной азотной кислотой:



Напишем полуреакции:

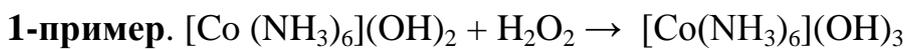


Когда пишем молекулярное уравнение, видим, что для получения нитрата меди нужно 6 анионов нитрата:

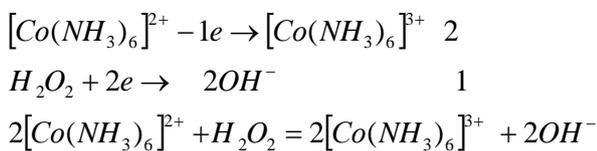


Значит, окислитель  $HNO_3$ , при ОВР восстанавливается до  $NO$  и участвует при солеобразовании.

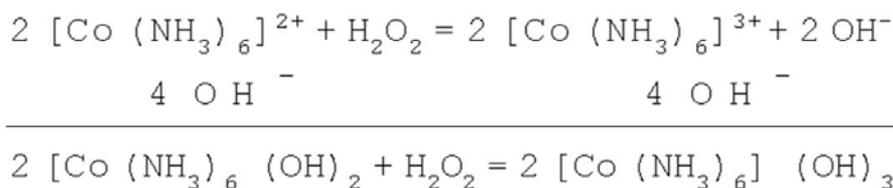
Комплексные соединения тоже участвуют в ОВР:



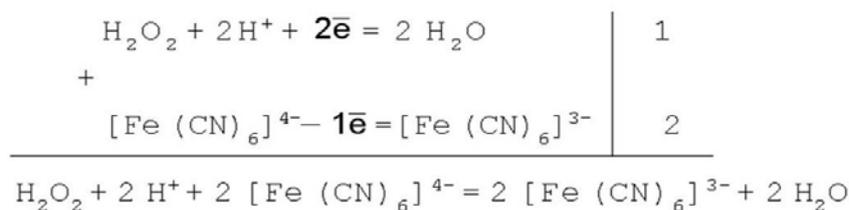
Для этой схемы напишем полуреакции и суммируем их:



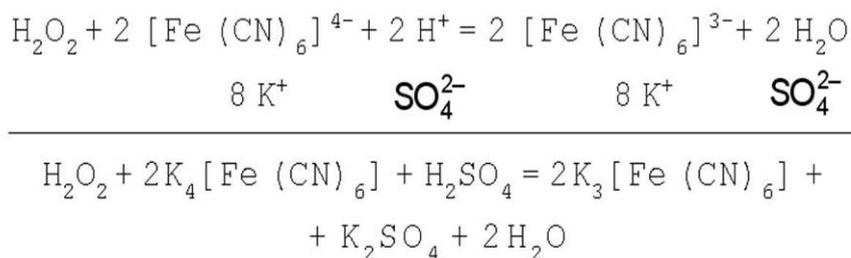
Чтобы, перевести полученные полуреакции в молекулярную реакцию, добавим подходящий ион гидроксида:



Напишем для окислителя и для восстановителя полу реакцию, и их суммируем:



Полученному ионному уравнению добавим соответствующие анионы и катионы и напишем молекулярное уравнение:

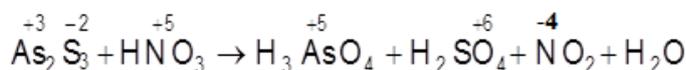


В этих двух приведенных примерах степень окисления комплексообразующего (центрального атома) меняется.

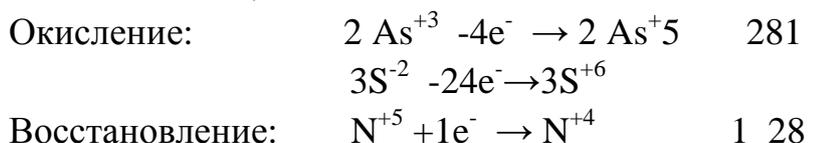
#### 1.4. СЛОЖНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

*Сложные окислительно-восстановительные реакции* – это реакции, где меняются степени окисления более 2 атомы элементов или ионов.

**1- пример.** Взаимодействие  $\text{As}_2\text{S}_3$  и концентрированной  $\text{HNO}_3$ .



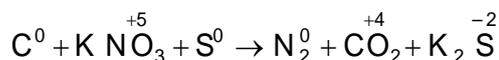
Определив окислителя и восстановителей, найдем коэффициенты для определения число данных и полученных электронов (восстановители  $\text{As}^{+3}$  и  $\text{S}^{-2}$ , окислитель  $\text{N}^{+5}$ ).



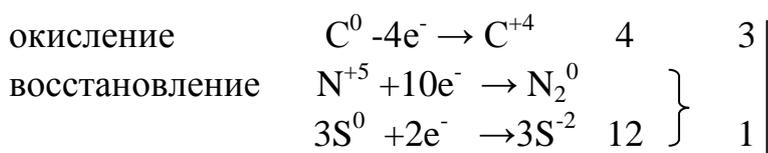
По электронно-балансной схеме реакций видно, что для окисления одной молекулы  $\text{As}_2\text{S}_3$  израсходуется 28 молекул  $\text{HNO}_3$ . Поставив коэффициент 28 исходной азотной кислоте, уравнивается продукт реакции:



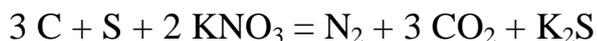
**2- пример.** Горение черного пороха протекает по следующей реакции:



У атома углерода степень окисления увеличивается и является восстановителем, одновременно углерод и азот уменьшают степень окисления ( $\text{N}^{+5}, \text{S}^0$ ) и являются окислителями.



Эти коэффициенты позволяют уравнивать реакцию:



**Пример:**  $\text{As}_2\text{S}_3$  окисляется при взаимодействии концентрированной  $\text{HNO}_3$   
 $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2$

Ионная схема реакции:

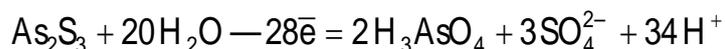


$\text{As}_2\text{S}_3$  - восстановитель,  $\text{NO}_3^-$ -окислитель.

При реакции из одной молекулы  $\text{As}_2\text{S}_3$  образуются две молекулы  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  и три иона  $\text{SO}_4^{2-}$ :



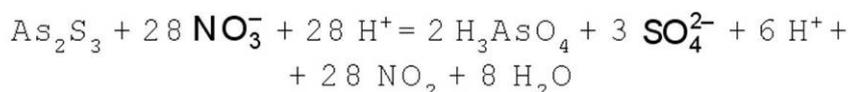
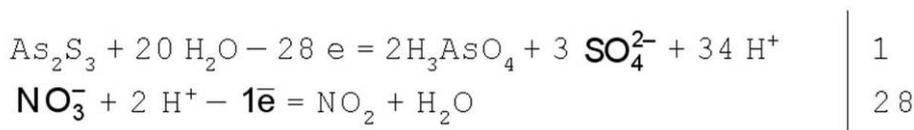
Применяя 3 правило, составим схему полу реакций для восстановителей. И так для полу реакции нужно взять 20 молекул воды, и образуется 34 иона водорода:



Для окислителя применяем 1 правило в кислой среде ион  $\text{NO}_3^-$  переходит на молекулу  $\text{NO}_2$  :



Умножая обе полу реакции на коэффициенты напомним:



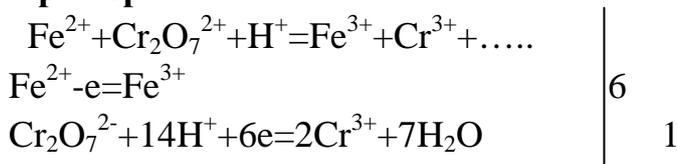
Найденные коэффициенты переставим на молекулярное уравнение:

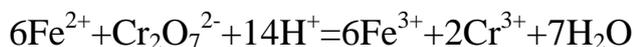


### 1.5. ЭКВИВАЛЕНТ ОКИСЛИТЕЛЯ И ВОССТАНОВИТЕЛЯ

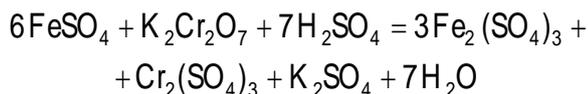
Окислители и восстановители всегда вступают в реакцию в эквивалентном соотношении. *Эквивалент окислителя* – количество принимаемых электронов 1 моля окислителя при ОВР. Для определения эквивалента окислителя, надо молекулярную массу окислителя делить на число электронов принятых в данной реакции. *Эквивалент восстановителя* - количество потерянных электронов 1 моля восстановителя при ОВР. Для определения эквивалента восстановителя, надо молекулярную массу восстановителя делить на число электронов потерянных в данной реакции.

**Пример:**





Напишем в молекулярном виде:



Эквивалентная масса окислителя:

$$E_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{M}{6} = \frac{294}{6} = 49 \text{ g/mol}$$

Эквивалентная масса восстановителя:

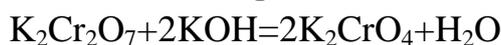
$$E_{\text{FeSO}_4} = \frac{M}{1} = 152 \text{ g/mol}$$

Или в общем виде:  $E = \frac{M}{n}$ .

M – Молярная масса окислителя или восстановителя.

n – Число, принятых, или потерянных электронов окислителем или восстановителем.

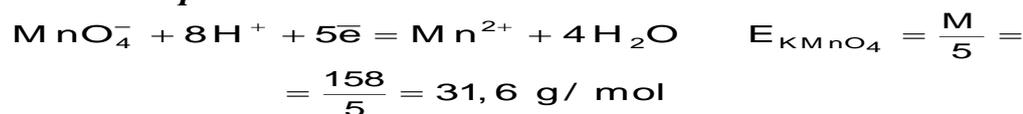
Понятия эквивалент окислителя и восстановителя отличаются от их эквивалентов в реакциях замещения. Например, если в приведенной выше реакции эквивалентная масса окислителя равно  $E_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M/6 = 294/6 = 49$  г.эquiv./моль, а в реакции обмена его эквивалентная масса будет 147г.эquiv./моль:



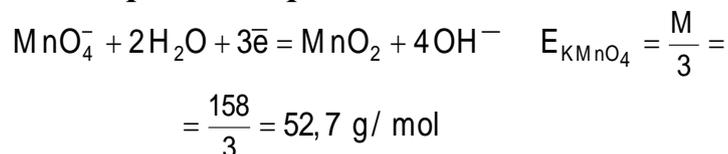
$$E_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{M}{2} = \frac{294}{2} = 147 \text{ g/mol}$$

Эквивалентная масса одного окислителя в зависимости от условий (концентрации и температуры) и от среды может принимать разные значения. Например, эквивалентная масса перманганата калия в разных средах, будет по-разному:

**В кислой среде:**



**В нейтральной среде:**



**В щелочной среде:**



## 2.ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

При описании окислительно-восстановительных реакций нельзя ограничиваться лишь качественной стороной протекания процесса, а необходимо уметь и количественно характеризовать его, что позволяет определить

направление данной реакции. Для количественной оценки окислительно-восстановительных реакций, важное значение имеют такие характеристики, как окислительно-восстановительные потенциалы и определение изменения энергии Гиббса системы:

$$\Delta G_r = -nF\varphi^\circ$$

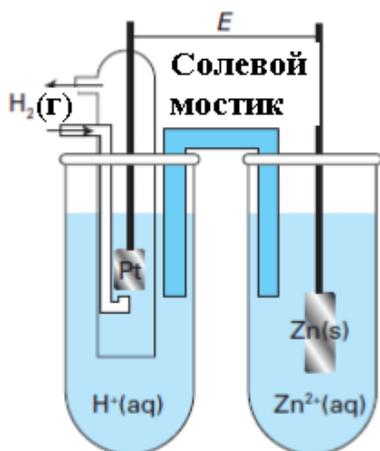
$n$ - число электронов, участвующих в ОВР;  $F$ - число Фарадея;  $\varphi^\circ$  -стандартный электродный потенциал электрода. Электродный потенциал определяется на основе уравнения Нернста



В общем виде для любой окислительно восстановительной реакции, можно писать уравнение для определения электродного потенциала

$$a[oxi]_A + b Red_B = c[Red]_A + d[Oxi]_B \quad K = \frac{[Red]_A^c [Oxi]_B^d}{[Oxi]_A^a [Red]_B^b}$$

$$\varphi = \varphi^\circ + RT \ln K \quad \varphi = \varphi^\circ + \frac{RT}{nF} \ln K$$



**Рис. 1.** Гальваническая ячейка водородно-цинкового электрода<sup>2</sup>

Все окислительно-восстановительные реакции осуществляются парами и поэтому в этой паре взяты водородно-цинковые электроды. При этом для нормально-водородного электрода потенциал равен нулю. Для цинкового электрода потенциал равен:

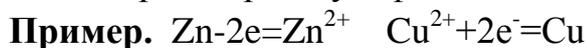
$$Pt, H_2 | [H^+] = 1 | KCl | [Zn^{2+} = 1 | Zn$$

$$\varphi_{H_2} \qquad \qquad \qquad \varphi_{Zn}$$

$$E = \varphi_{H_2} - (-0.763 V) = 0,763$$

<sup>2</sup>Д.Шрайвер, П.Эткинс. Неорганическая химия. В 2-х т. Т 1/ Перевод с англ. М.Г.Розовой, С.Я. Истомина, М.Е.Тамм-Мир, 2004.-296 с.

Для того, что бы знать будет ли, протекать реакция окисления или восстановления, надо знать понятие о окислительно-восстановительном потенциале. Для этого пользуются электрохимическим рядом ОВ потенциалов. (1-таб). Чем меньше электродный потенциал, тем активнее металл, лучше окисляется, и ее соли тяжелее разлагаются. Рассмотрим реакцию взаимодействия цинка с раствором сульфата меди:



$$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0.763 \text{ v} ; E_{Cu/Cu^{2+}} = +0,337 \text{ v}$$



$\varphi_{Cu}$

$\varphi_{Zn}$

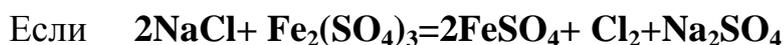
Тогда для этой окислительно-восстановительной реакции:

$$E = \varphi_{Cu} - \varphi_{Zn} = 0,337 \text{ V} - (-0.763 \text{ V}) = 1,1 \text{ V}$$

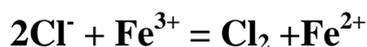


$$E_{Fe^{2+}/Fe^{3+}} = +0,77 \text{ v} \quad E_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} = +0,15 \text{ v}$$

Реакция протекает слева направо, т.к. стандартный электродный потенциал восстановителя больше, чем окислителя.



Представим реакцию в ионном виде:



Из этого следует, что первая из этих систем будет восстановителем, а вторая окислителем. E для  $2Cl^-/Cl_2$  равна  $\varphi = +1,36 \text{ V}$ ; а у  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$   $\varphi = +0,77 \text{ V}$

$$E = 1,36-0,54 = +0,23;$$

Разность между стандартными потенциалами имеет положительное значение, т.е. будет происходить восстановление  $Fe^{3+}$  до  $Fe^{2+}$ . Однако это реакция не может идти слева на права, а наоборот может.

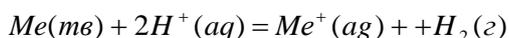
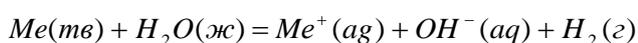
**1-таблица.** Стандартные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем в водных растворах при 298 К,

| Реакция                         | $\varphi_{\text{oks/red}}$ , V | Реакция   | $\varphi_{\text{oks/red}}$ , V |
|---------------------------------|--------------------------------|---|--------------------------------|
| $Li^+ + e \rightarrow Li^0$     | -3,05                          | $F_2 - 2e \rightarrow 2F^-$                     | +2,87                          |
| $K^+ + e \rightarrow K^0$       | -2,92                          | $H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightarrow 2H_2O$          | +1,78                          |
| $Ba^{2+} + 2e \rightarrow Ba^0$ | -2,90                          | $PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e \rightarrow$     | +1,69                          |
| $Ca^{2+} + 2e \rightarrow Ca^0$ | -2,76                          | $PbSO_4 + 2H_2O$                                |                                |
| $Na^+ + e \rightarrow Na^0$     | -2,71                          | $MnO_4^- + 4H^+ + 3e \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$ | +1,68                          |
| $La^{3+} + 3e \rightarrow La^0$ | -2,37                          | $MnO_4^- + 8H^+ + 3e \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$ | +1,51                          |

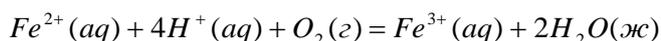
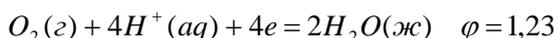
|  |       |   |       |
|--|-------|---|-------|
| $Mg^{2+} + 2e \rightarrow Mg^0$                    | -2,37 | $PbO_2 + 4H^+ + 2e \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$     | +1,46 |
| $H_2 + 2e \rightarrow 2H^-$                        | -2,23 | $Ge^{4+} + e \rightarrow Ge^{3+}$                   | +1,44 |
| $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al^0$                    | -1,71 | $Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^-$                       | +1,36 |
| $Mn^{2+} + 2e \rightarrow Mn^0$                    | -1,03 | $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ | +1,33 |
| $Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn^0$                    | -1,71 | $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow 2H_2O$                 | +1,23 |
| $Fe^{2+} + 2e \rightarrow Fe^0$                    | -0,76 | $Br_2(S) + 2e \rightarrow 2Br^-$                    | +1,21 |
| $Cr^{3+} + e \rightarrow Cr^{2+}$                  | -0,41 | $[AuCl_4^-] + 3e \rightarrow Au + 4Cl^-$            | +1,09 |
| $Co^{2+} + 2e \rightarrow Co^0$                    | -0,41 | $NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightarrow NO + 2H_2O$         | +0,99 |
| $PbSO_4 + 2e \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$           | -0,40 | $2Hg^{2+} + 2e \rightarrow Hg_2^0$                  | +0,96 |
| $Ni^{2+} + 2e \rightarrow Ni^0$                    | -0,35 | $Ag^+ + e \rightarrow Ag^0$                         | +0,91 |
| $Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn^0$                    | -0,23 | $Hg_2^{2+} + 2e \rightarrow 2Hg^0$                  | +0,80 |
| $Pb^{2+} + 2e \rightarrow Pb^0$                    | -0,14 | $Fe^{3+} + 3e \rightarrow Fe^{2+}$                  | +0,80 |
| $2H^+ + 2e \rightarrow H_2^0$                      | -0,13 | $O_2 + 2H^+ + 2e \rightarrow H_2O_2$                | +0,77 |
| $SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightarrow H_2SO_3 + H_2O$ | 0,00  | $MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$    | +0,68 |
| $Hg_2Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Hg + 2Cl^-$          | +0,20 | $MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$              | +0,59 |
| $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$                  | +0,27 | $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$                | +0,34 |
| $I_2 + 2e \rightarrow 2I^-$                        | +0,34 |   | +0,40 |
|  | +0,56 |   |       |

## 2.1. РЕАКЦИИ С УЧАСТИЕМ ВОДЫ<sup>3</sup>

В окислительно-восстановительных реакциях вода может быть как окислителем, так и восстановителем, а также может играть роль среды. Обычно активные металлы (кроме бериллия все s-элементы) типичные восстановители, легко реагируют с водой и при этом металлы восстановители и вода окислитель:



Обычно окисление  $Fe^{2+}$  до  $Fe^{3+}$  затруднено в стандартных условиях, однако в присутствии кислорода окисление идет уже самопроизвольно.



Однако в кислых растворах окисление  $Fe^{2+}$  в отсутствие кислорода замедляется.

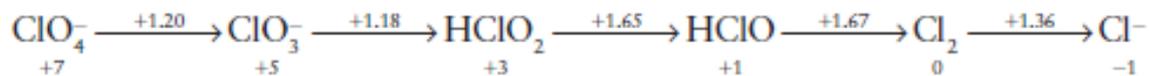
## 2.2. ПОТЕНЦИАЛЫ В ВИДЕ ДИАГРАММ

Диаграммы представляют собой информации об относительной термодинамической устойчивости групп частиц, в которых один элемент существует в различных степенях окисления. Имеются два вида диаграмм (Латимера и Фроста).

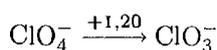
*Диаграмма Латимера* обычно характеризует количественных данных для конкретного элемента. В диаграмме пишутся стандартные потенциалы над

<sup>3</sup>Shriver and Atkins, Inorganic Chemistry, Fifth Edition, 2010/ P.W. Atkins, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller and F.A. Armstrong, W.H. Freeman and Company, New York. 2010. P. 162.

линией перехода изменения степени окисления. Максимальная степень окисления пишется слева, а наименьшая степень окисления расположена справа:



Это диаграмма содержит информации по взаимосвязи между различными степенями окисления элемента в разных соединениях. При этом степень окисления элемента пишется под частицами. Переход означает в сильноокислой среде рН=0:



Записывая переход, можно перейти к определенным полуреакциям:

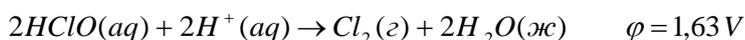
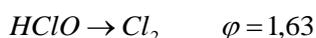
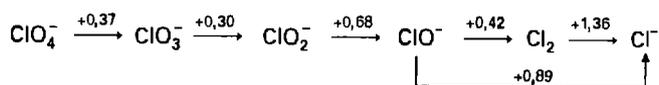


Диаграмма Латимера для соединений хлора в щелочной среде, выглядит следующим образом:



В этом случае в реакции участвует вода и гидроксильная группа:

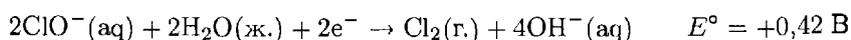
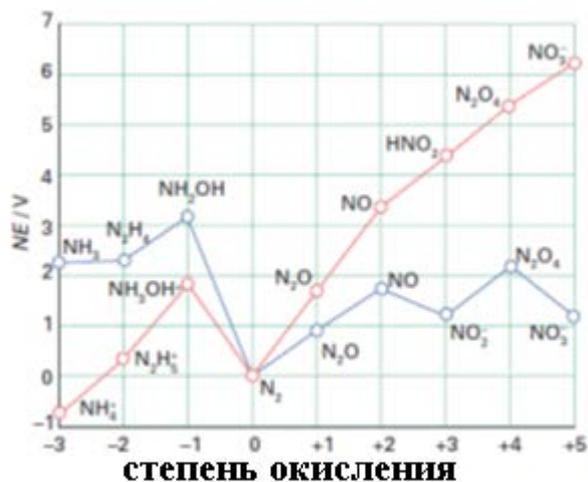


Диаграмма Латимера показывает изменение окислительной способности частиц одного элемента в разных соединениях.

**Диаграмма Фроста** представляет собой, график зависимости электродного потенциала элемента от степени окисления. Диаграмма Фроста рассматривается как зависимость энергии Гиббса от степени окисления на основе формулы:

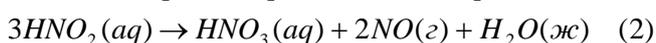
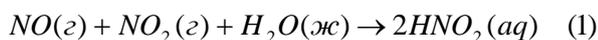
$$n\varphi = -\frac{\Delta G_r^\circ}{F}, \text{ где } \Delta G_r^\circ \text{ - стандартная энергия Гиббса полуреакции.}$$

Если так, самая устойчивая частица по диаграмме Фроста, эта та частица, которая расположена ниже всех других частиц. Чем больше угол наклона линии, тем выше потенциал соответствующей пары.

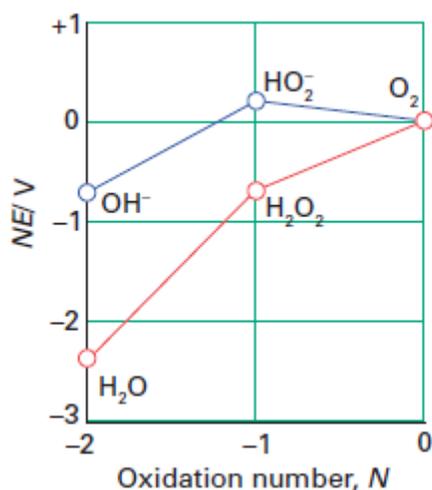


**Рис.2.** Изображение схемы Фроста для соединений азота. К кислой среде относится красная линия, а синяя линия к щелочной.

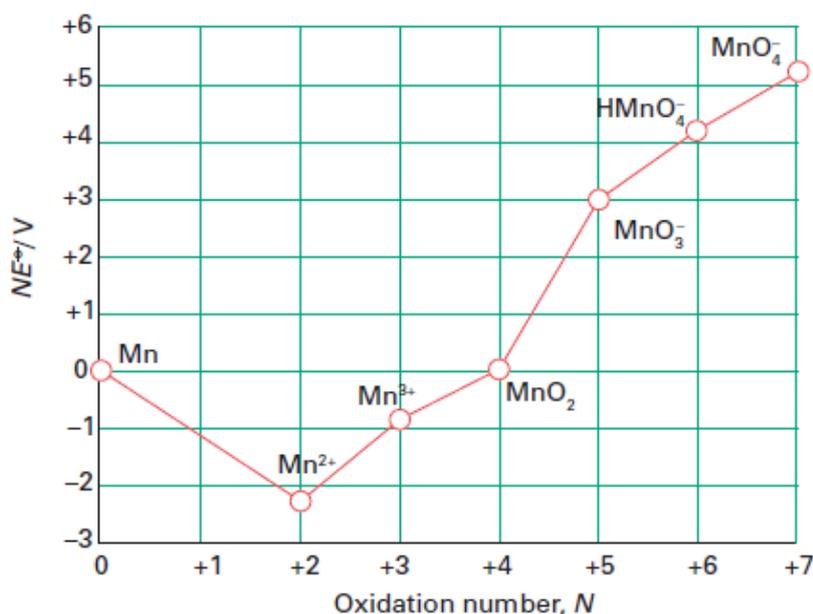
Наиболее устойчивому состоянию соединений отвечает  $N_2$ . К сильной кислоте  $HNO_3$  соответствует слабое основание  $NO_3^-$ . Большой угол наклона свидетельствует о том, что азотная кислота сильный окислитель в стандартных условиях. В то же время гидросиламин неустойчив по отношению к реакциям диспропорционирования. Реакция разложения  $NH_4NO_3$  ингибирована в обычной температуре. В твердой фазе при нагревании может идти быстро. Поэтому нитрат аммония используется в качестве динамита для подрыва горных пород. Когда точки расположенные практически на одной прямой, на диаграмме Фроста, ни одна частица не будет являться преобладающим продуктом реакции. Пример три реакции соединений азота:



Реакции 1 и 2 идут быстро, а реакция 3 медленно, и определяет общую скорость реакции. Эти реакции имеют практический интерес в получении азотной кислоты в промышленности.

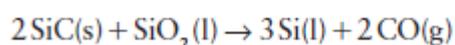
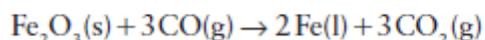
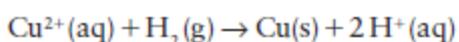
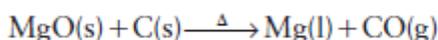
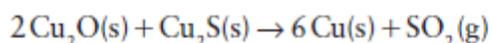
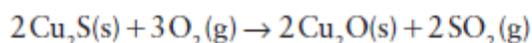


**Рис.3.** Диаграмма Фроста для кислорода в растворе в кислой и щелочной среде. На рис. 3 показана диаграмма Латимера для кислорода в кислой и щелочной среде. Для степени окисления от 0 до -1 для кислорода и перекиси водорода  $\varphi = 0,70 V$ .

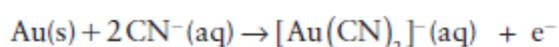
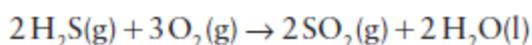


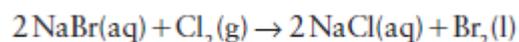
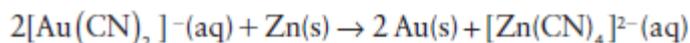
**Рис.4.** Диаграмма Фроста для соединений марганца в кислом растворе. HMnO<sub>4</sub> и HMnO<sub>3</sub> сильные кислоты.

Реакции окисления- восстановления имеют большое значение в процессе получения простых веществ. Медь, магний, железо, кремний получают методом восстановления из природных соединений.

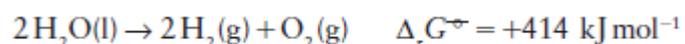
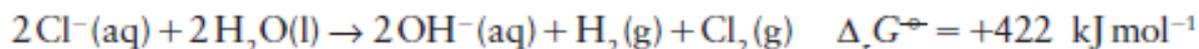


Многие металлы и неметаллы могут быть получены на основе реакций окисления: Например, сера, золото, серебро, галогены и другие получают окислением их соединений:





Электрохимический процесс, следует отнести к одному из основных способов получения простых веществ. При этом используются и процесс окисления и восстановления. Таким образом получают алюминий, щелочные и щелочно-земельные металлы и галогены(фтор):



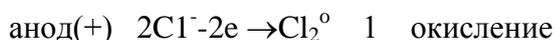
### 3. ЭЛЕКТРОЛИЗ

**Электролизом** называется окислительно-восстановительная реакция, происходящая в растворах или расплавах электролитов при прохождении электрического тока.

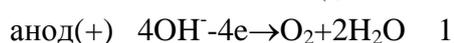
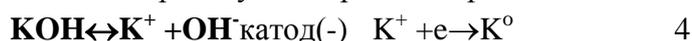
Для осуществления электролиза, к внешнему источнику постоянного тока присоединяют два электрода. К отрицательному полюсу – катод, к положительному – анод.

**Электролиз расплавов.** Электролиз протекает на электродах. Если электроды будут из инертных веществ, графита, угля или платины, то процесс будет протекать как окислительно-восстановительная реакция.

В расплаве присутствуют ионы  $\text{Na}^{+}$  и  $\text{Cl}^{-}$ , то на катоде катионы восстанавливаются, а на аноде анионы окисляются.



Если электролизу подвергаются расплавы щелочей:



На основе электролиза расплавов получают металлы и неметаллы. Таким металлам относятся щелочные и щелочноземельные металлы, алюминий, а неметаллам фтор, хлор. Примеры электролиза расплавов:



**Электролиз водных растворов.** Электролиз растворов зависят от природы электрода, типа катиона или аниона в растворе, концентрации раствора и температуры.

**Катионы металлов, имеющие малую величину стандартного электродного потенциала, от лития до алюминия, не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды:**



**Катионы металлов, имеющие стандартный электродный потенциал меньше, чем у водорода, от алюминия до водорода, то при электролизе раствора, на катоде восстанавливаются ионы металла, одновременно с молекулами воды:**



**Катионы металлов, имеющие стандартный электродный потенциал больше, чем у водорода (Cu, Ag, Hg, Au, Pt), то при электролизе на катоде практически полностью восстанавливаются.**

Электролиз может протекать и по аноду. Если анод инертен, то он не растворится. К таким электродам относятся уголь, графит, платина. Окисляются на аноде анионы бескислородных кислот, хлора, брома, иода и серы. К ним относятся ионы  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  (кроме аниона фтора):

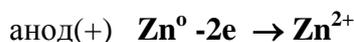


Если в электролизе раствора участвуют кислородосодержащие кислоты ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{MnO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$  и др.), то окисляются гидроксид ион или вода:

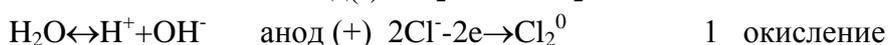
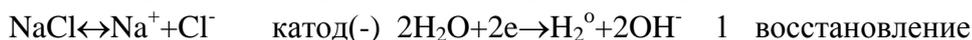


Если в растворе имеется анион фтора, то вместо него окисляется молекула воды.

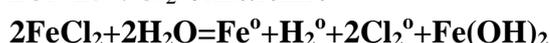
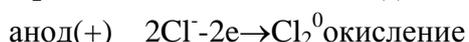
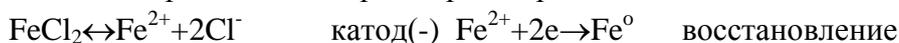
Если в электролизе участвует растворимый электрод (медь, серебро, цинк, кадмий, никель, хром), то анод растворяется:



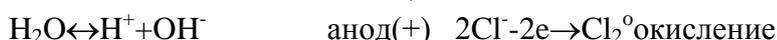
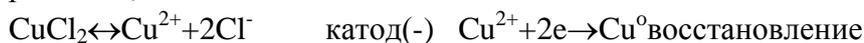
**Например:** При электролизе раствора поваренной соли на катоде выделяется водород, а на аноде хлор и в растворе остается гидроксид натрия.



Если проведем электролиз раствора  $\text{FeCl}_2$ :



Если проводить электролиз водного хлорида меди (II), то электролиз протекает, как в расплаве, т.е. выделяется Cu и  $\text{Cl}_2$ :



При электролизе растворов  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ , идет только электролиз воды, т.е. выделяется водород и кислород – газы.

Электролиз раствора сульфата цинка:



Электролиз раствора сульфата меди(II):



### 3.1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

Количественная сторона электролиза определяется двумя законами Фарадея.

**I -закон Фарадея. Масса веществ образующиеся при электролизе прямо пропорционально количеству прошедшего через раствор электричества:  $m=k \cdot Q$**

**II закон Фарадея. Равные количества электричества приводят к электрохимическому превращению эквивалентных количеств веществ:**

$$m = \frac{I \cdot E \cdot t}{F}$$

m-масса вещества подвергшегося электролизу, г; I- сила тока, А; E-химический эквивалент вещества подвергшегося электролизу;  $E=A/v$ ; E-химический эквивалент вещества; F- число Фарадея, равно 96500 Кл.

Для выделения 1 моля–эквивалента любого вещества нужно пропустить через раствор 96500 Кл электричества.

**Применение электролиза.** Электролиз находит весьма широкое применение. Для защиты металлических изделий от коррозии на их поверхность наносится тонкий слой другого металла Ni, Cr, Ag, Cu. Иногда, что бы, не расходовать дорогие металлы, производят многослойные покрытия. Например, внешние детали автомобиля сначала покрывают тонким слоем меди, на медь наносят тончайший слой никеля, а на него слой хрома.

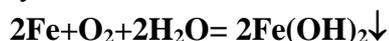
### 3.2. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

**Самопроизвольное разрушение металлических материалов, происходящие под химическим воздействием окружающей среды, называется коррозией.** Существует два вида коррозии металлов: химическая и электрохимическая.

К важнейшим случаям коррозии относится коррозия в газах (кислород, сульфид водорода, серный ангидрид, оксиды азота и др.) Коррозия в газах происходит при повышенных температурах, когда конденсация влаги на поверхности металла невозможна. В результате газовой коррозии на поверхности металла образуются соответствующие соединения: оксиды, сульфиды и др. Только металлы, стоящие в ряду напряжения металлов самыми последними платина и золото не подвергаются к атмосферной коррозии.

К электрохимической коррозии относятся все случаи коррозии в водных растворах и на воздухе. Многие металлы не сразу подвергаются коррозии, т.к. на их поверхности образуется оксидная пленка и они более устойчивы к коррозии. К таким металлам относятся алюминий, цинк, хром, бериллий, никель и магний.

Железо и его соединения очень быстро подвергаются коррозии. Железо окисляется на воздухе в присутствии воды:



Гидроксид железа(II) под действием кислорода воздуха и воды окисляется до гидроксида Fe(OH)<sub>3</sub>:



Если в системе присутствуют агрессивные газы (CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>), то коррозия протекает быстрее.

Коррозия цинка, содержащая небольшие примеси железа или меди, в соляной или разбавленной серной кислотах:



При содержании в цинке сотых долей какого-либо из этих металлов скорость взаимодействия его с указанными кислотами в сотни раз выше, чем в случае цинка, подвергшегося специальной

очистке. Это объясняется тем, что перенапряжения выделения водорода на меди и на железе ниже, чем на цинке.

### 3.3. Меры предотвращения коррозии

Металлы покрытые поверхностным слоем полимеров мало подвергаются коррозии. Для предотвращения коррозии используют: лаки, краски, эмали, фенольфармальдегиды, и другие смолы. Для длительной защиты от атмосферной коррозии металлических сооружений, деталей, машин, приборов чаще всего применяются лакокрасочные покрытия.

Покрытия создаваемые химической или электрохимической обработкой металла (**Ni, Cr, Zn, Cd, Sn, Cu, Ag, Au** и др.), представляет собой защитные оксидные или солевые пленки. Примерами могут служить оксидирование алюминия, фосфатирование стальных изделий.

Для защиты металлов от коррозии применяют электрохимический способ присоединение к защищаемому металлу большого листа, изготовленного из другого, более активного металла-протектора. Часто в качестве протектора используют цинк или сплавы на основе магния. Протекторы применяются в средах, хорошо проводящих электрический ток, например в морской воде. В частности, протекторы широко применяются для защиты подводных частей морских судов. Ясно, что убытки, вызванные коррозией корпуса морского судна и связанные с его простым и ремонтом, очень велики и во много раз превышают стоимость протекторов. В зависимости от природы металла и раствора применяются различные вещества замедляющие коррозию – ингибиторы: нитрит натрия, хромат и дихромат калия, фосфаты натрия, некоторые высокомолекулярные органические соединения и др.

## ПЕДОГОГИЧЕСКИЕ ТЕХНОЛОГИИ

### Метод «ДОМИНО»

Студентам раздается раздаточный материал, в котором карточка поделена на две половинки и на одной написан вопрос, на другой половине ответ на другой вопрос.

Студенты из этих карточек должны составить цепочку. Если цепочка прервана, значит, где-то допущена ошибка.

|  |  |
|--|--|
| Окислительно- восстановительные реакции –это....   | Реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов к другим атомом с изменением степени окисления    |
| Уравнение, связывающее величину электродного потенциала с концентрацией окисленной формами веществ и температурой, имеет вид | Реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов к другим атомом с изменением степени окисления    |
| Типы ОВР   | $E = E^0 + 2,3RT/nF \cdot \lg[ок]^m/[вос]^q$   |
| Сложные ОВР –это   | Межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования, сложные.   |
| Межмолекулярные ОВР  | где меняют степени окисления более 2 атомы элементов или ионов.  |
| Внутримолекулярные ОВР   | Реакция протекает с изменением степени окисления атомов в различных молекулах                                    |
| Реакции диспропорционирования  | В реакциях происходит изменение степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле                        |
| Процесс окисления  | В реакциях происходит одновременное уменьшение или увеличение степени окисления атомов одного и того же элемента |
| Процесс восстановления   | Происходит отдача электронов:<br>$N_2^0 - 4e^- \rightarrow 2N^{+2}$  |
| Методы уравнения ОВР   | Происходит соединение электронов:<br>$O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$  |
| Стандартный электродный потенциал представляет собой....   | метод электронного-баланса и ионно-электронный (метод полуреакции).  |

|  |  |
|--|--|
| Формула изменение свободной энергии... | Потенциал данного электродного процесса, в котором активность всех участвующих в нем ионов равен 1 |
| Электрохимическим рядом называют...    | $\Delta G = nFE$   |

### МЕТОД «Выбирай соперника»

Студентов делят на маленькие группы. У преподавателя на руках вопросник с 12–14 вопросами. Вопросы пронумерованы. Студент из 1-й группы выбирает себе соперника из 2-й группы и номер вопроса. Преподаватель читает вопрос. Студент из 2-й группы должен отвечать на вопрос, но если он не сможет отвечать, то студент с 1-й группы выбравший соперника сам должен отвечать. На дополнение имеют право только студенты выбравшего номер вопроса. А потом студент из 2-й группы выбирает соперника и номер вопроса, и т.д.

#### Вопросы:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что значит степень окисление?
3. Отвечать на любой вопрос по теме по желанию.
4. Может задавать любой вопрос по теме.
5. Окислитель-
6. Восстановитель-
7. Типы ОВР.
8. Междумолекулярные ОВР
9. Внутримолекулярные ОВР
10. Сложные ОВР
11. Методы уравнение ОВР.
12. Диаграмма потенциалов Латимера
13. Диаграмма потенциалов Фроста
14. ОВ потенциалы.
15. Стандартный электродный потенциал представляет собой....

#### КОНТРОЛЬНЫЕ БИЛЕТЫ ПО ТЕМЕ.

##### Б.1.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:



2. Стандартный электродный потенциал представляет собой....

##### Б.2.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $P_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 = H_3PO_4 + \dots$  найти эквивалент окислителя.

б).  $Na_3AsO_3 + J_2 + NaOH = \dots$  найти эквивалент восстановителя.

в).  $H_2S + Br_2 + H_2O = \dots$

2. Какие реакции называются окислительно- восстановительными?

### Б.3.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $Sb_2O_3 + HNO_3 + H_2O = NO + \dots$

б).  $BiCl_3 + SnCl_2 + KOH = Bi + \dots$  найти эквивалент окислителя.

в).  $P_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 = H_3PO_4 + \dots$  найти эквивалент восстановителя.

2. Степень окисление

### Б.4.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $FeS_2 + HCl + HNO_3 = NO + FeCl_3 + \dots$  найти эквивалент окислителя.

б).  $PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + NaOH = Pb(NO_3)_2 + \dots$

в).  $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = \dots$  найти эквивалент восстановителя.

2. Типы ОВР (примеры)

### Б.5.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = \dots$  найти эквивалент окислителя.

б).  $MnO_2 + KOH + O_2 = \dots$

в).  $BiCl_3 + SnCl_2 + KOH = Bi + \dots$  найти эквивалент восстановителя.

2. Методы уравнения ОВР

### Б.6.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $Na_3AsO_4 + KJ + H_2SO_4 = \dots$  найти эквивалент окислителя.

б).  $Pb(CH_3COO)_2 + Cl_2 + KOH = PbO_2 + \dots$

в).  $BiCl_3 + SnCl_2 + KOH = Bi + \dots$  найти эквивалент восстановителя.

2. Окисление. Сильные восстановители.

### Б.7.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $As_2O_3 + J_2 + KOH = \dots$  найти эквивалент восстановителя.

б).  $K_2MnO_4 + H_2O = \dots$  найти эквивалент окислителя.

в).  $HgS + HClO_3 = HgCl_2 + \dots$

2. Восстановление, сильные окислители.

### Б.8.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $J_2 + HNO_3 = HJO_3 + \dots$  найти эквивалент восстановителя.

б).  $K_2CrO_4 + (NH_4)_2S + H_2O = NH_3 + S + Cr(OH)_3$

в).  $P + Ba(OH)_2 = Ba(H_2PO_2)_2 + \dots$  найти эквивалент окислителя.

2. Диаграмма Латимера.

### Б.9.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

а).  $NaFeO_2 + Cl_2 + NaOH = Na_2FeO_4 + \dots$  найти эквивалент восстановителя.

б).  $HBr + KMnO_4 = Br_2 + \dots$

в).  $ReO_2 + O_2 + NaOH = Na_3ReO_4 + \dots$  найти эквивалент окислителя.

2. Диаграмма Фроста

### Б.10.

1. Закончить уравнения реакций и уравнивать методом полуреакции:

- а).  $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{S} + \text{NO} + \dots$  найти эквивалент окислителя.  
 б).  $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ag} + \dots$  найти эквивалент восстановителя.  
 в).  $\text{KBrO} + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} = \text{KBr} + \dots$
2. Какая формула :  $E = E^0 + \frac{2,3RT}{nF} \cdot \lg \frac{[\text{ок}]^m}{[\text{вос}]^q}$

#### Б.10.

1. Закончить уравнения реакций и уравнять методом полуреакции:  
 а).  $\text{AsH}_3 + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \dots$  найти эквивалент окислителя.  
 б).  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \dots$  найти эквивалент восстановителя.  
 в).  $\text{KJ} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \dots$
2. Процесс окисления с примерами.

#### Б.11.

1. Закончить уравнения реакций и уравнять методом полуреакции:  
 а).  $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{AsH}_3 + \dots$  найти эквивалент окислителя.  
 б).  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} = \text{NH}_3 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \dots$   
 в).  $\text{KClO}_3 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$  найти эквивалент восстановителя.
2. Процесс восстановления с примерами.

#### Б.12.

1. Закончить уравнения реакций и уравнять методом полуреакции:  
 а).  $\text{MnNO}_3 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$  найти эквивалент окислителя.  
 б).  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} = \text{NH}_3 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \dots$   
 в).  $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \dots$  найти эквивалент восстановителя.
2. Что показывают ОБ потенциалы.

## ОПЫТЫ

**Приборы и реактивы.** Штатив (с пробирками), газовая горелка, медная проволока, йод кристаллический, нитрит натрия, бихромат аммония, концентрированная азотная кислота, бензол, *растворы*: 0,2 н азотная кислота, 2 н серная кислота, 0,05 н перманганат калия, 10% гидроксид натрия, 0,5 н нитрит натрия, 2 н щелочь, 1 н бромид и йодид калия, хлорная вода.

### 1- опыт. ОВР простых веществ<sup>4</sup>

а) взять в пробирку 5-6 капель йодида калия, добавить 0,5 мл бензол и перемешивать. При перемешивании добавить несколько капель хлорной воды. Получение йода можно увидеть по окраске бензольного кольца. Добавить опять хлорной воды и наблюдать исчезновение окраски бензольного кольца. Причина исчезновения окраски окисления йода до иона йодата. Написать уравнение и уравнивать:



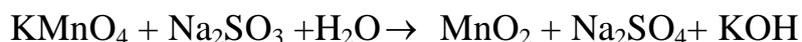
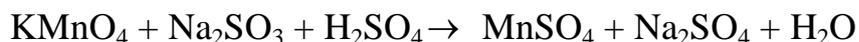
б) взять в пробирку 5-6 капель бромида калия, добавить 0,5 мл бензол и перемешивать. При перемешивании добавить несколько капель хлорной воды. Получение брома можно увидеть по темно желтой окраске бензольного раствора. Написать уравнение и уравнивать:

### 2- опыт. Окисление меди концентрированной азотной кислотой

Положить в пробирку маленький кусочек медной проволоки и налить немножко концентрированной азотной кислоты. Если реакция не идет осторожно нагревать. Обратите внимание на цвет выделяющего газа и на окраску раствора. Написать уравнение реакции и уравнивать, учитывая, что в результате реакции образовывается нитрат меди (II) и оксид азота (IV).

### 3- опыт. Окислительные свойства перманганата калия

Взять три пробирки и в каждую налить по 3-4 капли раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить 2-3 капли 2н серной кислоты, во вторую добавить несколько капель воды, в третью добавить 2-3 капли 2н щелочи. В каждую пробирку добавить по 1-2 кристаллика сернистоокислого натрия и перемешивать. Наблюдать изменения в пробирках и написать уравнения реакции. Уравнения реакции уравнивать методом полуреакции:



### 4- опыт. Окислительные и восстановительные свойства солей азотистой кислоты

а) Окислительные свойства нитрита натрия.

Взять в пробирку 5-6 капель йодита калия, 4-5 капли 2н серной кислоты, 0,5мл бензол и перемешивать. В полученный раствор добавить 2-4 капли раствора

<sup>4</sup>Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar: farmatsevtika instituti talabalari uchun o'quv qo'llanmasi (Mualliflar S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshq.; S.N.Aminov tahririostida). T.,2016.-512 b.

нитрита натрия. Наблюдайте выделение свободного йода на бензольном растворе. Написать уравнение реакции и уравнять.

б) восстановительные свойства нитрита натрия

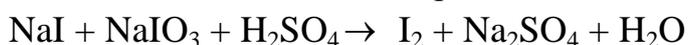
Налить в пробирку 3-5 капли раствора перманганата калия, 1-2 капли 2н серной кислоты. Перемешивать. В полученную смесь добавить раствор нитрита натрия до полного исчезновения окраски перманганата калия. Написать уравнение реакции и уравнять.

### 5- опыт. Диспропорционирование йода в щелочной среде

В пробирку положить несколько крупинок кристаллического йода, налить 3-5 капель 2н раствор гидроксида натрия и нагревать. Как меняется окраска раствора? Написать уравнение реакции и уравнять.



В охлажденный раствор по каплям добавить серную кислоту. Обратите внимание на изменение окраски и напишите уравнение реакции.



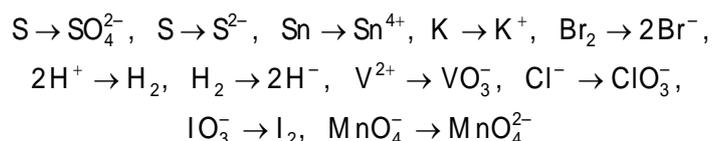
### 6- опыт. Внутримолекулярные ОВР

В сухую пробирку положить 1-2 грамма дихромата аммония и укрепить в штатив с наклоном. Осторожно нагревать до начала реакции. Объясните увиденное и напишите уравнение реакции. В результате реакции образуется оксид хрома (III), вода и азот.

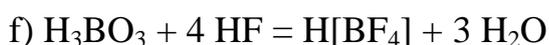
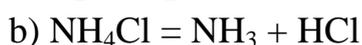
### Упражнения

1. Какие вещества называются окислителями и восстановителями?

2. Укажите какие из следующих процессов относятся к окислению, какие восстановлению?



3. Какие реакции из ниже перечисленных относятся к окислительно-восстановительным?

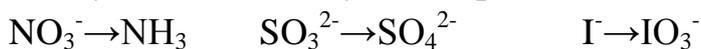
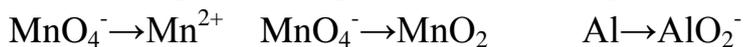
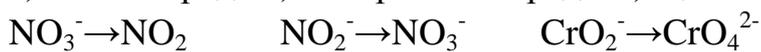


4. Уравняйте следующие реакции и укажите к какому типу ОВР (межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирование) они относятся.

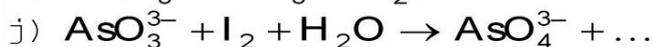
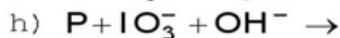
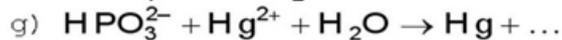
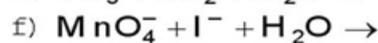
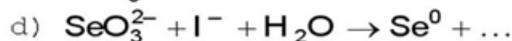
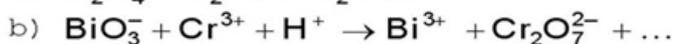
- a)  $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$   
 f)  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$   
 g)  $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

5. Учитывая среду растворов составьте уравнение полуреакции следующих процессов окисления и восстановления.

a) кислая среда б) нейтральная среда c) щелочная среда



6. Закончить и уравнять следующие реакции, написать в молекулярном виде:



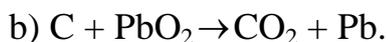
7. Какой объем оксида углерода (IV) образуется при взаимодействии в кислой среде 79 г перманганата калия с оксалатом натрия  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ? ( $t = 27^\circ\text{C}$ ,  $p = 100$  кПа. **Ответ:** 62,3 л).

8. Какой объем дихромата калия (в 1 литре растворен 14г соли) нужно брать для окисления 2 л 0,1 моль/л раствора сероводорода в подкисленной серной кислотой среде? (**Ответ:** 1,4 л).

9. Определите эквивалент магния если, 2 г магния вытесняет из соединений 0,164 г водорода, 17,7 г серебра и 10,5 меди?

10. Какой объем 0,02н раствора перманганата калия нужно брать для титрования в кислой среде 20 мл 0,05 н раствора сульфата железа (II) ? (**Ответ:** 50 ml).

11. Определите эквивалент оксида свинца (IV) на основании следующих реакций:



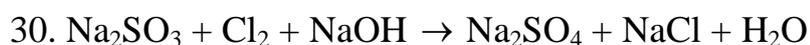
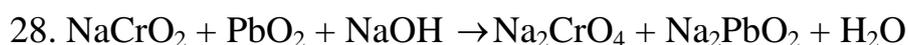
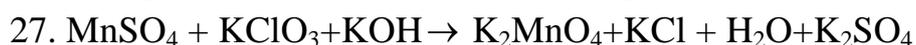
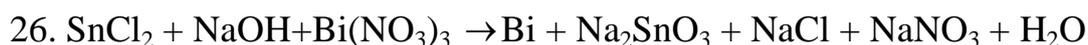
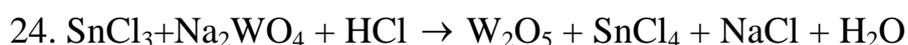
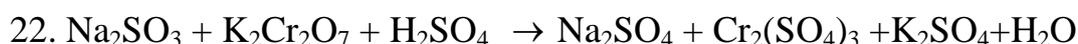
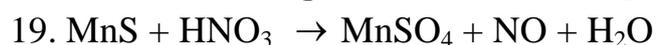
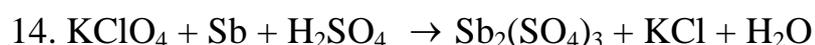
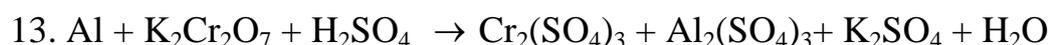
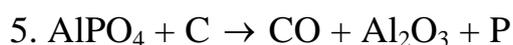
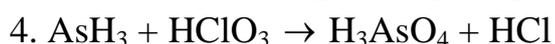
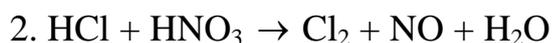
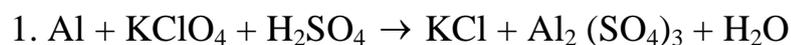
12. Закончить уравнение реакции и определить эквивалент окислителя и восстановителя.



13. Сколько граммов алюминия надо брать для восстановления иона  $\text{NO}_3^-$  до аммиака из 5 мл 2 М раствора нитрата калия в щелочной среде? (*Ответ:* 0,72 г).

14. Сколько граммов сульфата железа (II) надо брать для восстановления 200 мл 0,25 н раствора дихромата калия в кислой среде? (*Ответ:* 7,6 г).

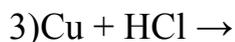
15. Уравняйте следующие уравнения реакции методом электронно-баланса или ионно-электронным методом:



33.  $\text{KIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 34.  $\text{KMnO}_4 + \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 35.  $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 36.  $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HNO}_3$   
 37.  $\text{NiS} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 38.  $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 +$   
 $\quad + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 39.  $\text{AuCl}_3 + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Au} + \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl}$   
 40.  $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 41.  $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$   
 42.  $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 43.  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$   
 44.  $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 45.  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$   
 46.  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$   
 47.  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$

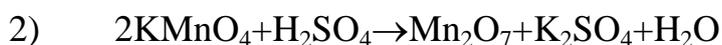
## Тесты

1. Какие реакции идут в растворе?



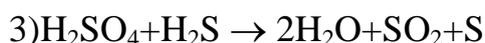
A) 1, 4    B) 2, 5    C) 1, 3    D) 1, 5    E) 2, 4

2. Какая реакция не относится к ОВР?



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

3. С точки зрения ОВР какая реакция правильно уравнена?



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

4. Сколько граммов натрия надо растворять в воде, чтобы получить 5,6л водорода?

A) 23    B) 46    C) 11,5    D) 5,75    E) 2,3

5. Укажите ОВР.

- 1)  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
  - 2)  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
  - 3)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
  - 4)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CrO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - 5)  $2\text{NH}_3 + \text{NaClO} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - 6)  $\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
- A) 1, 2, 3, 5    B) 4, 6    C) 2, 5    D) 1, 2, 3, 5    E) 4, 5, 6

**6.** Определите сумму коэффициентов.



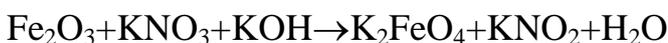
- A) 6    B) 8    C) 16    D) 18    E) 32

**7.** Укажите процесс восстановления.

- 1)  $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^-$
- 2)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$
- 3)  $\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$
- 4)  $\text{AlO}_2^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$
- 5)  $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3+}$
- 6)  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$

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

**8.** Определите эквивалентную массу восстановителя.



- A) 160    B) 53,3    C) 80    D) 26,7    E) 16

**9.** Укажите вещество, атом которого имеет степень окисления равным нулю, валентность к IV.

- A)  $\text{CH}_4$     B)  $\text{CO}_2$     C)  $\text{HNO}_3$     D)  $\text{COCl}_2$     E)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

**10.** Какое вещество будет только окислителем?

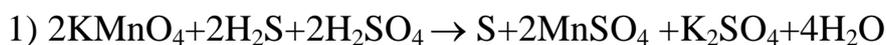
- A)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$     B)  $\text{KCrO}_2$     C)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$     D)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$     E)  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$

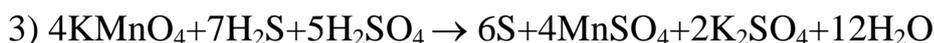
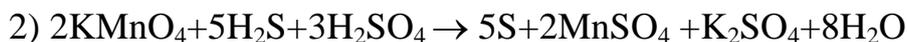
**11.** Укажите процесс восстановления:

- 1)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_2^-$
- 2)  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$
- 3)  $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$
- 4)  $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2$
- 5)  $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- 6)  $\text{F}_2 \rightarrow 2\text{F}^-$

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

**12.** С точки зрения ОВР какая реакция правильно уравнена?





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

**13.** Укажите самый сильный окислитель:

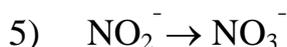
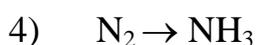
A) $\text{O}_2$  B) $\text{S}$  C) $\text{N}_2$  D) $\text{P}$  E) $\text{O}_3$

**14.** Найти эквивалентную массу нитрита калия в следующей реакции.



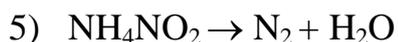
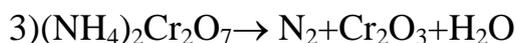
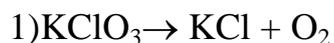
A) 85 B)42,5 C)17 D)21,25 E)98

**15.** Какие процессы следует отнести к окислению?



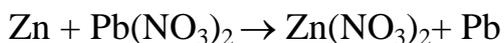
A) 2, 4, 5 B)1, 3, 6 C)1, 2, 3 D)4, 5, 6 E)2, 4, 6

**16.** Среди следующих реакций правильно отмечайте реакции диспропорционирования.



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

**17.** На основании данных стандартных электродных потенциалов правильно укажите возможное протекание реакции.



$E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76$

$E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13$

A) реакция идет, потому что электродный потенциал восстановителя больше, чем окислителя

B) реакция не идет, так как электродный потенциал окислителя меньше, чем восстановителя

C) реакция идет в правильном направлении, так как электродный потенциал окислителя больше, чем восстановителя

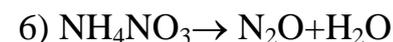
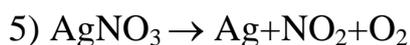
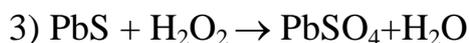
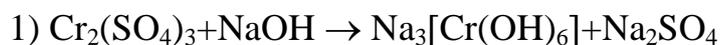
D) реакция не идет, так как электродный потенциал восстановителя и окислителя отрицательны

Е) Реакция идет в правильном направлении, так как электродный потенциал окислителя меньше, чем восстановителя

**18.** Какой объем водорода выделится при разложении 158 г перманганата калия?

А)22,4 В)11,2 С)5,6 D)33,6 Е) 44,8

**19.** В ниже следующих реакциях какие не следует отнести к ОВР?



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

**20.** Определить эквивалентную массу окислителя перманганата натрия в кислой среде.

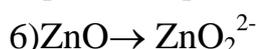
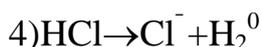
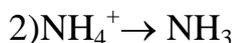
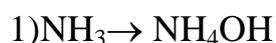
А)142 В)71 С)47,3 D)35,5 Е)28,4

**21.** Найти сумму коэффициентов.



А)4 В)7 С)10 D)11 Е)12

**22.** Найти процесса восстановления.



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

**23.** Найти атом соединения в котором элемент проявляет степень окисления равным нулю, а валентность равно единице.

А)HJ В)HJO<sub>3</sub> С)J<sub>2</sub> D)CaJ<sub>2</sub> Е)NaJO

**24.** Какое вещество является только восстановителем?

А)водород В)кислород С) уголь D)натрий Е)сера

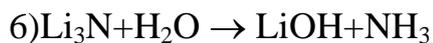
**25.** Определять эквивалентную массу нитрита калия в следующей реакции.



А)85В)42,5 С)17 D)21,25 Е)98

**26.** Какие реакции относятся к ОВР?



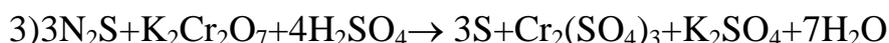


A)1, 2 B)3, 4 C)5, 6 D)2, 4 E)3, 5

**27.** Определять эквивалентную массу перманганата калия в нейтральной среде при восстановлении сульфидом калия.

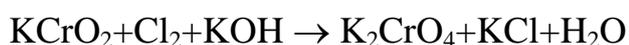
A)158 B)79 C)52,7 D)39,5 E)31,6

**28.** С точки зрения ОВР какие реакции правильно уравнены?



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

**29.** Найти сумму коэффициентов в следующей реакции.

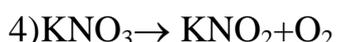
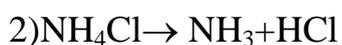
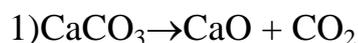


A)6 B)12 C)24 D)25 E)27

**30.** Какой элемент окисляется в реакции между этиленом и перманганатом калия в щелочной среде?

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

**31.** Найдите в ответах внутримолекулярных ОВР.

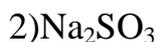


A)1,2 B)3, 4 C)3 D)4 E)1, 4

**32.** Какая масса хлората калия разлагается при образовании 672 мл кислорода в н.у.?

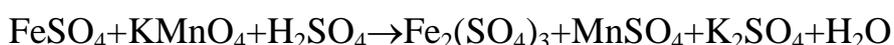
A)2,45 B)24,5 C)12,25 D)1,225 E)4,9

**33.** Отмечайте только окислителей.



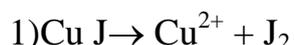
A)1, 4, 5 B)3, 4, 6 C)7 D)1, 2, 3 E)4, 5, 6

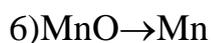
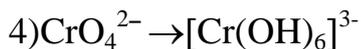
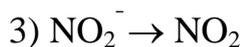
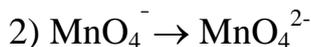
**34.** Найти эквивалентную массу восстановителя.



A)152 B)76 C)50,7 D)158 E)31,06

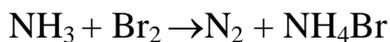
**35.** Указать процесса окисления.





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

**36.** Найти сумму коэффициентов.



A)4 B)8 C)12 D)18 E)24

**37.** Найти правильный ответ, где указаны ряд степеней окисления фосфора в нижеследующих соединениях.



A)+5, +3, +3, +3, +3

B)+3, +3, +3, - 3, +3

C)+5, +3, - 3, - 3, +3

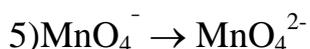
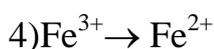
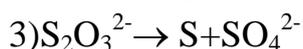
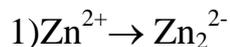
D)+4, +3, +4, +3, +5

E)+5, +3, +4, - 3, +3

**38.** Какое вещество в ниже следующих соединениях является только окислителем?



**39.** Какие реакции относятся только к восстановлению?



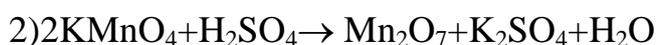
A)1, 3, 5 B)1, 2, 4 C)4, 5, 6 D)2, 4, 5 E)3, 5, 6

**40.** В ниже следующей реакции атом какого элемента окисляется?



A)натрий B)водород C)углерод D)кислород E)никакой

**41.** Найдите межмолекулярных ОВР.





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

42. Определите сумму коэффициентов.



A) 7 B) 14 C) 24 D) 26 E) 32

43. Определите эквивалентную массу восстановителя.



A) 25,4 B) 35,5 C) 71 D) 127 E) 63,5

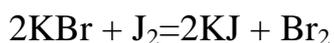
44. Какая масса железного колчедана потребуется для получения 4,48 л оксида серы (IV) (в н.у.) ?

A) 120 B) 60 C) 30 D) 15 E) 12

45. Укажите направление реакции основываясь на данных стандартных электродных потенциалов.

$$E^\circ_{\text{Br}^2/\text{Br}^-} = +1,07$$

$$E^\circ_{\text{J}_2/\text{J}^-} = +0,54$$



A) реакция идет в прямом направлении, так как иод сильный окислитель;

B) реакция идет в прямом направлении, так как электродный потенциал иода меньше, брома;

C) реакция идет в прямом направлении, так как осаждается иод;

D) реакция идет в обратном направлении, так как электродный потенциал брома больше, чем иода;

E) эти два вещества не взаимодействуют друг с другом;

46. Выбрать наиболее сильного восстановителя среди ниже следующих соединений?

A) фтор B) бромид натрия C) иодид калия D) фторид калия E) иод

47. Какой элемент окисляется в нижеследующей реакции?



A) никакой B) азот C) водород D) углерод E) кислород

48. Атом какого элемента окисляется в этой реакции?



A) никакой B) азот C) водород D) хром E) кислород

49. Найти сумму коэффициентов.



A) 5 B) 9 C) 58 D) 24 E) 116

50. Найти эквивалентную массу окислителя.



A) 158 B) 79 C) 52,7 D) 39,5 E) 31,6

Вопросы для блиц-опроса.

1. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Степень окисления.
3. Окислитель и процесс восстановления.
4. Восстановитель и процесс окисления.
5. Наиболее важные окислители. Изменение окислительной активности простых веществ в периодической таблице.
6. Наиболее важные восстановители. Изменение восстановительной активности простых веществ в периодической таблице.
7. Типы окислительно-восстановительных реакций. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.
8. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.
9. Реакции диспропорционирования и синпропорционирования.
10. Способы уравнения ОВ реакций. Метод электронного баланса.
11. Метод полу реакций. Четыре правила.
12. Влияние среды на направления ОВ реакций.
13. Электродные потенциалы. Водородный электрод.
14. Определение электродвижущие силы элемента на основе медно-цинкового электродов.
15. Электрохимический ряд напряжений металлов.
16. Окислительно-восстановительные потенциалы.

### Литература:

1. Shriver and Atkins, Inorganic Chemistry, Fifth Edition, 2010/ P.W. Atkins, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller and F.A. Armstrong, W.H. Freeman and Company, New York. 2010. P. 825.
2. Д.Шрайвер, П.Эткинс. Неорганическая химия. В 2-х т. Т 1/ Перевод с англ. М.Г.Розовой, С.Я. Истомина, М.Е.Тамм-Мир, 2004.-679 с.

3. Д.Шрайвер, П.Эткинс. Неорганическая химия. В 2-х т. Т 2/ Перевод с англ. А.И.Жирова, Д.О.Чаркина, С.Я. Истомина, М.Е.Тамм-Мир, 2004.-486 с.
4. Н.Р.То'xtayev, R.Aristanbekov, K.A. Cho'lponov, S.N. Aminov. Anorganik kimyo ("Farmasiya "-5720500- bakalavriyat ta'lim yo'nalishi uchun darslik/ O'zR Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi.-T."Nohsir",2011.520b.
5. Н.Р. То'xtayev, «Anorganik kimyo» ma'ruzalar matni, 2015, 219 b.
6. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar: farmatsevtika instituti talabalari uchun o'quv qo'llanmasi (Mualliflar S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R. To'xtayev va boshq.; S.N.Aminov tahriri ostida). T.,2016.-512 b.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

|             |  |           |
|-------------|--|-----------|
| <b>1.</b>   | <b>ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ</b>                    | <b>4</b>  |
| <i>1.1</i>  | <b>Типы окислительно-восстановительных реакций</b>               | <b>5</b>  |
| <i>1.2.</i> | <b>Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций</b> | <b>7</b>  |
| <i>1.3.</i> | <b>Влияние среды на ОВР</b>                                      | <b>9</b>  |
| <i>1.4.</i> | <b>Сложные окислительно-восстановительные реакции</b>            | <b>12</b> |
| <i>1.5.</i> | <b>Эквивалент окислителя и восстановителя</b>                    | <b>13</b> |
| <b>2.</b>   | <b>ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ</b>                 | <b>15</b> |
| <i>2.1.</i> | <b>Реакции с участием воды</b>                                   | <b>17</b> |
| <i>2.2.</i> | <b>Потенциалы в виде диаграмм</b>                                | <b>18</b> |
| <b>3.</b>   | <b>ЭЛЕКТРОЛИЗ</b>  | <b>21</b> |
| <i>3.1.</i> | <b>Основные законы электролиза</b>                               | <b>23</b> |
| <i>3.2.</i> | <b>Коррозия металлов</b>   | <b>23</b> |
| <i>3.3.</i> | <b>Меры предотвращения коррозии</b>                              | <b>24</b> |
|             | <b>Педагогические технологии</b>                                 | <b>24</b> |
|             | <b>Контрольные билеты</b>  | <b>26</b> |
|             | <b>Опыты</b>   | <b>28</b> |
|             | <b>Упражнения</b>  | <b>29</b> |
|             | <b>Литература</b>  | <b>40</b> |