

54  
0-50

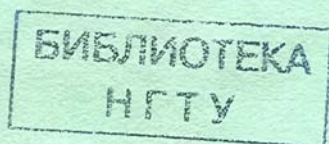
Федеральное агентство по образованию  
Государственное образовательное учреждение высшего  
профессионального образования

НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
АРЗАМАССКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ (филиал НГТУ)

Кафедра «Общетехнические дисциплины»

## Окислительно–восстановительные реакции

Методические указания к практическим работам по дисциплине «Химия» для студентов 080502.65, 151001.65, 210201.65, 200100.65 специальностей всех форм обучения



Нижегород 2007

Окислительно-восстановительные реакции: метод. указания к практическим работам по дисциплине «Химия» для студентов 080502.65, 151001.65, 210201.65, 200100.65 специальностей всех форм обучения / НГТУ; сост.: А.В.Архипова. Н.Новгород, 2007. – 36 с.

Предложено теоретическое введение, примеры с подробным разбором хода решения типовых заданий, контрольные задания, самостоятельные работы, тесты, задачи, вопросы и задания программированных заданий. Предназначены для самостоятельного изучения.

54

Бр.

О-50

### Окислительно-восстановительные реакции.

2007

0-00

мага газетная.  
300 экз. Заказ 259.

ниверситет.  
г. Минина, 24.

ский государственный  
ий университет, 2007

## Степень окисления. Окисление и восстановление

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, вследствие смещения или полного перехода электронов от одних частиц к другим. Под степенью окисления ( $n$ ) понимают условный заряд атома, который вычисляют, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

Иными словами, степень окисления атома – это условный заряд, который возник бы на атоме, если электронные пары, связывающие его с другими атомами, полностью сместились бы к более электроотрицательному атому.

Следует иметь в виду, что понятие о степени окисления является формальным, так как большинство соединений не являются ионными. Определяя степень окисления атома, необходимо исходить из следующих положений:

1. Степень окисления элементов в молекулах простых веществ равна нулю ( $Zn^0, H_2^0, F_2^0$ ).

2. Кислород в соединениях проявляет главным образом степень окисления (-2), за исключением фторида кислорода  $OF_2$ , где степень окисления кислорода (+2), а также пероксидов (например  $H_2O_2, Na_2O_2$ ), в которых степень окисления кислорода (-1).

3. Степень окисления водорода в соединениях с неметаллами равна (+1), в соединениях с металлами (гидридах) степень окисления водорода равна (-1) ( $Na^+H^-1, CaH_2^{-1}$ ).

4. Постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы (+1), металлы главной подгруппы II группы, цинк и кадмий (+2).

5. Алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов, входящих в состав молекулы, равна нулю, в сложном ионе – заряду иона.

Большинство элементов могут проявлять переменную степень окисления в соединениях. В качестве примера рассчитаем степень окисления серы в соединениях  $CaSO_4$  и  $H_2SO_3$ . Исходя из вышеизложенных положений, степень окисления водорода равна (+1), кальция (+2), а кислорода (-2). Соответственно степень окисления серы равна

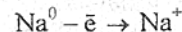
$$CaSO_4 \quad 2 + x + 4(-2) = 0, \quad x = +6,$$

$$H_2SO_3 \quad 2(+1) + x + 3(-2) = 0, \quad x = +4.$$

Максимальная положительная степень окисления элемента в его соединениях равна номеру группы периодической системы, в которой находится этот элемент. Изменение степени окисления элемента по группам периодической системы отражает периодичность изменения химических свойств элементов с ростом порядкового номера, что обусловлено электронным строением атомов.

Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из взаимосвязанных процессов – окисления и восстановления.

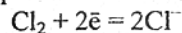
Окислением называется процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов. Например



При окислении степень окисления повышается. Это значит, что вещество из восстановленной формы превращается в окисленную.

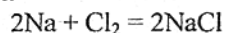
Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны в процессе химической реакции, называются **восстановителями**. В данной реакции восстановителем является натрий. Как видно, степень окисления натрия повышается от 0 до +1.

**Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.** Например



Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны в процессе химической реакции, называются **окислителями**. В данной реакции окислителем является хлор. В результате реакции степень окисления элемента понижается, т. е. вещество из окисленной формы превращается в восстановленную.

Оба процесса – окисление и восстановление – протекают одновременно. В ходе окислительно-восстановительной реакции восстановитель отдает электроны окислителю. При этом общее число электронов, отданных восстановителем, равно общему числу электронов, принятых окислителем. При взаимодействии металлического натрия с хлором восстановитель (Na) отдает свои электроны окислителю – хлору ( $\text{Cl}_2$ ). Суммарная реакция:



Таким образом, одна молекула хлора окисляет два атома натрия.

### Важнейшие окислители и восстановители

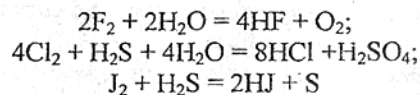
Элементы, находящиеся в высшей степени окисления, могут только восстанавливаться, так как их атомы способны лишь принимать электроны: азот в степени окисления (+5) ( $\text{HNO}_3$  и нитраты), марганец (+7) (перманганаты).

Напротив, элементы, находящиеся в низшей степени окисления, могут только окисляться, поскольку их атомы способны лишь отдавать электроны: азот в степени окисления (-3) ( $\text{NH}_3$ ), йод (-1) (HI и йодиды).

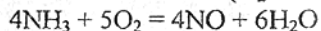
Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, обладают окислительно-восстановительной двойственностью. Такие вещества способны и принимать и отдавать электроны в зависимости от вещества, с которым они взаимодействуют, и от условий проведения реакции.

### Окислители

**1. Типичные неметаллы в свободном состоянии ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ).** Галогены приобретают степень окисления -1, причем от  $\text{F}_2$  к  $\text{I}_2$  окислительные свойства ослабевают:

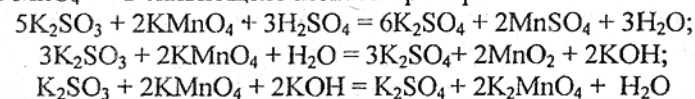


Кислород приобретает степень окисления -2 ( $\text{H}_2\text{O}$  или  $\text{OH}^-$ ):



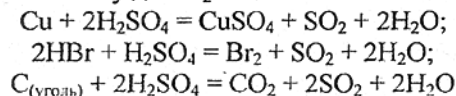
**2. Среди кислородсодержащих кислот и их солей к наиболее важным окислителям относятся  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  и нитраты, кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли.**

Перманганат калия восстанавливается до разных продуктов в зависимости от кислотности среды: до  $\text{Mn}^{2+}$  – в кислой среде, до  $\text{MnO}_2$  – в нейтральной и слабощелочной, до  $\text{MnO}_4^{2-}$  – в сильнощелочной. Например:

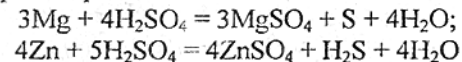


Концентрированная серная кислота может восстанавливаться до +4 ( $\text{SO}_2$ ), 0 (S) или -2 ( $\text{H}_2\text{S}$ ), что зависит от активности восстановителя, концентрации кислоты и температуры системы. Чем активнее восстановитель и выше концентрация кислоты, тем более глубоко протекает восстановление.

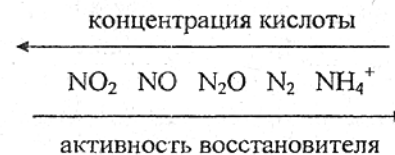
Неактивные металлы (Cu, Sb), а также бромоводород и некоторые неметаллы восстанавливают серную кислоту до  $\text{SO}_2$ :



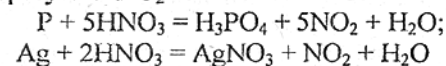
Активные металлы (Mg, Zn) восстанавливают концентрированную  $\text{H}_2\text{SO}_4$  до свободной серы или сероводорода:



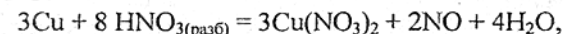
Азотная кислота проявляет окислительные свойства за счет азота. Состав продуктов восстановления  $\text{HNO}_3$  зависит от активности восстановителя и концентрации кислоты; чем активнее восстановитель и более разбавлена кислота, тем глубже протекает восстановление азота:



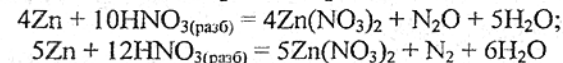
Так при взаимодействии концентрированной  $\text{HNO}_3$  с неметаллами и с малоактивными металлами образуется  $\text{NO}_2$ :



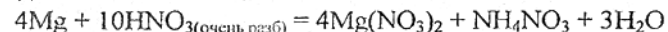
При действии более разбавленной азотной кислоты на малоактивные металлы может выделяться NO:



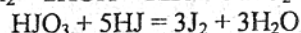
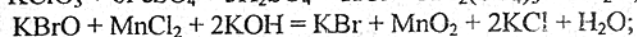
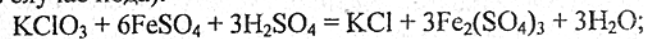
а в случае активных металлов –  $\text{N}_2\text{O}$  или  $\text{N}_2$ :



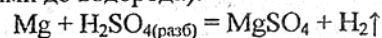
Сильно разбавленная  $\text{HNO}_3$  при действии её на активные металлы может восстанавливаться до иона аммония:



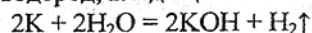
Кислородсодержащие кислоты галогенов (HOCl, HClO<sub>3</sub>, HBrO<sub>3</sub>) и их соли обычно восстанавливаются до степени окисления галогена (-1) (в случае хлора и брома) или 0 (в случае йода):



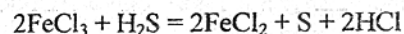
**3. Водород** в степени окисления +1 выступает как окислитель в растворах кислот (с металлами, стоящими до водорода):



Однако при взаимодействии с сильными восстановителями в качестве окислителя может проявлять себя и водород, входящий в состав воды:

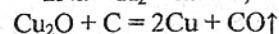
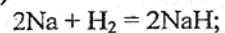


**4. Ионы металлов, находящиеся в высшей степени окисления (Fe<sup>3+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Hg<sup>2+</sup>):**



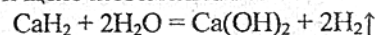
### Восстановители

**1. Активные металлы** (щелочные и щелочноземельные, Zn, Al, Fe) и некоторые неметаллы (H<sub>2</sub>, C, P, Si):

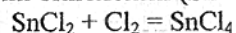


**2. Бескислородные кислоты** (HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>S) и их соли. Восстановителями являются анионы, которые, окисляясь, образуют элементарные вещества.

**3. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов:**

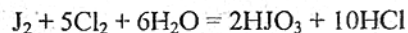


**4. Металлы в низшей степени окисления (Sn<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Cu<sup>+</sup>, Hg<sup>2+</sup>):**

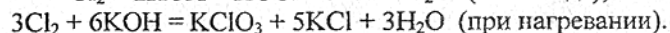
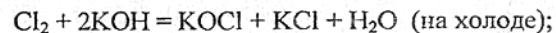


### Окислительно-восстановительная двойственность

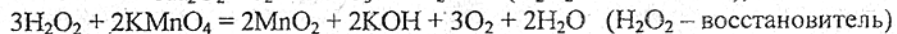
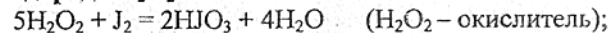
**1. Йод** в свободном состоянии, несмотря на выраженные окислительные свойства, при взаимодействии с более сильными окислителями является восстановителем, например:



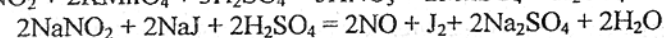
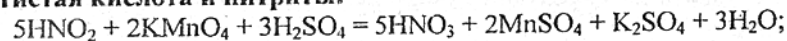
В щелочной среде для всех галогенов (кроме фтора) характерны реакции диспропорционирования:



**2. Пероксид водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>:**

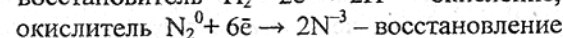
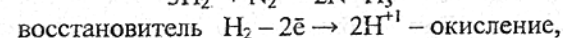
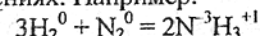


**3. Азотистая кислота и нитриты:**

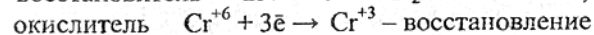
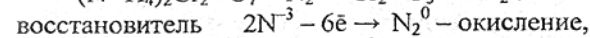
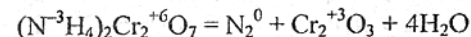


### Классификация окислительно-восстановительных реакций

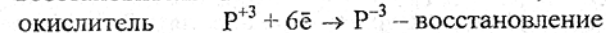
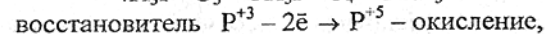
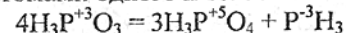
**1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления** – реакции, в которых окислители и восстановители представляют собой разные вещества. Обмен электронами в этих реакциях происходит между атомами, содержащимися в разных химических соединениях. Например:



**2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления** – реакции, в которых окислители и восстановители входят в состав одного и того же сложного вещества. Обмен электронами между окислителем и восстановителем происходит внутри молекулы. Обычно это реакции разложения веществ. Например:



**3. Реакции самоокисления-самовосстановления (реакции диспропорционирования)** – реакции, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, находящегося в промежуточной степени окисления. Обмен электронами в реакциях диспропорционирования происходит внутри молекулы между атомами одного и того же элемента. Например:



В этой реакции три атома фосфора в фосфористой кислоте являются восстановителями и один атом фосфора – окислителем.

### Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

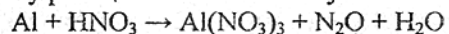
Существует несколько способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Рассмотрим метод электронного баланса и метод полуреакций.

Метод электронного баланса основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах. В основе его лежит правило, что число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций по данному методу проводят в следующей последовательности:

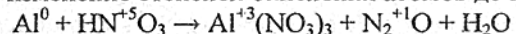
1. Составить схему реакции с указанием исходных веществ и продуктов реакции.
2. Отметить степень окисления атомов, которые изменили её.
3. Определить окислитель и восстановитель.
4. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления.
5. Уравнять число отданных и число присоединенных электронов, поставив нужные множители перед электронными уравнениями.
6. Найти коэффициенты при веществах, в которых степень окисления атомов не изменяется.
7. Проверить правильность нахождения коэффициентов по количеству атомов кислорода и водорода, которое в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. При необходимости поставить нужное число молекул воды (в кислой среде) или ионов гидроксида (в щелочной среде) в левую или правую часть уравнения.

Более подробно сущность этого метода можно проследить на примере составления уравнения реакции взаимодействия алюминия с разбавленной азотной кислотой.

Сначала напишем схему реакции – взятые и полученные вещества:

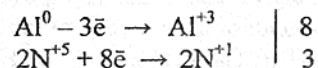


Затем определяем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:



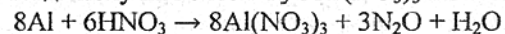
Отсюда видно, что изменяется степень окисления у алюминия и азота (Al – восстановитель, HNO<sub>3</sub> – окислитель).

Далее составляем электронные уравнения, т. е. изображаем процессы отдачи и присоединения электронов:



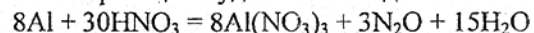
И, наконец, находим коэффициенты при окислителе и восстановителе.

Из электронных уравнений видно, что надо взять 8 атомов алюминия и 6 молекул азотной кислоты, тогда получим 8 молекул Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> и 3 молекулы N<sub>2</sub>O:



Кроме того, из сопоставления атомов в левой и правой частях уравнения найдем, что необходимо добавить ещё 24 молекулы HNO<sub>3</sub> в левую часть и, следовательно, 14 молекул H<sub>2</sub>O в правую.

Окончательно уравнение реакции будет иметь вид



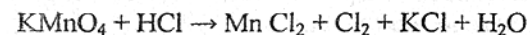
**Метод полуреакций или ионно-электронный метод** основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления и процесса восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение. При составлении уравнений по данному методу необходимо соблюдать следующую последовательность:

1. Составить схему реакции с указанием исходных веществ и продуктов реакции.
2. Отметить степень окисления атомов, которые изменили её.
3. Составить ионную схему реакции, руководствуясь общими правилами составления ионных уравнений, то есть сильные электролиты записать в виде

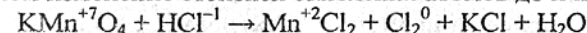
ионов, а неэлектролиты, слабые электролиты, газы и труднорастворимые вещества – в виде молекул.

4. Определить окислитель и восстановитель.
5. Составить ионно-электронные уравнения для процессов окисления и восстановления, соблюдая при этом баланс атомов в левой и правой частях уравнения и учитывая роль среды. Если продукты реакции и исходные вещества содержат разное число атомов кислорода, то в кислой среде избыточный кислород взаимодействует с ионами водорода с образованием молекул воды. В нейтральной и щелочной средах избыточный кислород взаимодействует с молекулами воды, образуя удвоенное число гидроксогрупп.
6. Найти коэффициенты при окислителе и восстановителе, уравняв при этом количество электронов, отдаваемых восстановителем и принимаемых окислителем.
7. Суммируя ионно-электронные уравнения процессов окисления и восстановления (полуреакции окислительно-восстановительной реакции), получить ионное уравнение реакции.
8. Записать уравнение реакции в молекулярном виде, добавив в правую и левую части уравнения недостающие ионы в одинаковом количестве.

В качестве примера составим уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с хлороводородом. Сначала напишем схему реакции – взятые и полученные вещества:

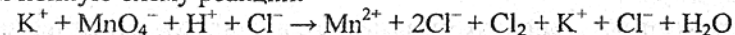


Затем определяем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:

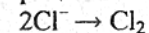


Изменяется степень окисления у марганца и хлора (KMnO<sub>4</sub> – окислитель, HCl – восстановитель).

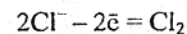
Составим ионную схему реакции:



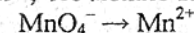
Запишем первую полуреакцию – процесс окисления восстановителя HCl:



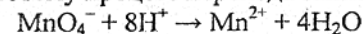
В этой схеме числа атомов уравнены. Для уравнения зарядов надо от левой части схемы отнять два электрона, после чего стрелку можно заменить на знак равенства:



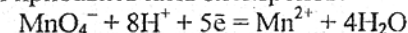
Ион MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> переходит в ион Mn<sup>2+</sup>, что можно выразить схемой:



В кислом растворе кислород, входящий в состав ионов MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>, вместе с ионами водорода образует воду. Поэтому процесс перехода записываем так:

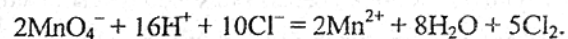
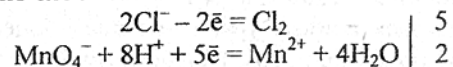


Чтобы стрелку заменить на знак равенства, надо уравнять и заряды. Для этого надо к левой части схемы прибавить пять электронов:

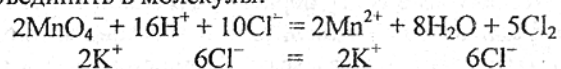


Это вторая полуреакция – процесс восстановления окислителя MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>

Для составления общего (суммарного) уравнения реакции надо обе полуреакции уравнять так, чтобы число отданных и полученных электронов было одинаковым, а затем почленно сложить:



Чтобы от ионного уравнения перейти к молекулярному, следует добавить в правую и левую части уравнения недостающие ионы в одинаковом количестве, после чего ионы объединить в молекулы:



Из рассмотренных методов следует отдавать предпочтение методу полуреакций и применять его при составлении уравнений всех окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах.

### Эквиваленты окислителя и восстановителя

Окислитель и восстановитель реагируют между собой в отношении их окислительно-восстановительных эквивалентов.

**Эквивалентом окислителя называется такое его количество, которое отвечает одному присоединенному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.** Чтобы определить эквивалент окислителя, надо его молекулярную массу разделить на число электронов, присоединенных одной молекулой окислителя.

**Эквивалентом восстановителя называется такое его количество, которое отвечает одному отданному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.** Для определения эквивалента восстановителя надо его молекулярную массу разделить на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

В общем виде:

$$\bar{E} = M/n \quad [\text{г/моль}],$$

где  $\bar{E}$  – эквивалент окислителя или восстановителя;  $M$  – молекулярная масса окислителя или восстановителя;  $n$  – число электронов, полученных (отданных) атомами или ионами каждой молекулы окислителя (восстановителя) в данной реакции.

### Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятия степень окисления.
2. Какова степень окисления серы в следующих соединениях:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

3. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
4. Какой процесс называют окислением, какой – восстановлением?
5. Какие вещества называют окислителями и какие – восстановителями?
6. Как меняется степень окисления восстановителя и окислителя в процессе окислительно-восстановительной реакции?

7. Указать, какие из приведенных процессов представляют собой окисление и какие восстановление:  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$ ;  $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ ;  $\text{K} \rightarrow \text{K}^+$ ;  $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ ;  $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$ ;  $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$ ;  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ .

8. Какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

- a)  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ ;
- б)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$ ;
- г)  $\text{H}_3\text{BO}_3 + 4\text{HF} = \text{HBF}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ ;
- д)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ ?

9. Как зависят окислительно-восстановительные свойства элемента от его степени окисления?

10. Какие из перечисленных ниже веществ могут проявлять только окислительные свойства, какие – только восстановительные, а какие – как окислительные, так и восстановительные:

- a)  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{Fe}$ ;
- б)  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{PH}_3$ ;
- в)  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Cu}$ ?

11. Какие простые вещества элементов периодической системы Д.И. Менделеева обладают наиболее сильными окислительными, а какие – восстановительными свойствами?

12. Какие бывают типы окислительно-восстановительных реакций? Приведите примеры.

13. Что такое реакции диспропорционирования? Среди приведенных превращений указать реакции диспропорционирования:

- a)  $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$ ;
- в)  $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4$ ;
- д)  $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{NH}_3$ .

14. Назовите важные окислители.

15. Как кислотность среды влияет на глубину восстановления перманганата калия?

16. Чем определяется состав продуктов восстановления серной кислоты?

17. От чего зависит состав продуктов восстановления азотной кислоты?

18. Одинаковое ли влияние оказывает концентрация серной и азотной кислот на глубину их восстановления?

19. Перечислите важнейшие восстановители.

20. Какие из перечисленных ионов могут служить восстановителями, а какие не могут и почему:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ?

21. Какие из перечисленных веществ и за счет каких элементов проявляют обычно окислительные свойства, а какие – восстановительные? Указать те из них, которые обладают окислительно–восстановительной двойственностью:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{HOCl}$ ,  $\text{H}_3\text{SbO}_3$ .

22. Что такое эквивалент окислителя и восстановителя? Как его определяют? Приведите примеры.

23. Какую степень окисления может проявлять водород в своих соединениях? Приведите примеры реакций, в которых водород играет роль окислителя и в которых – роль восстановителя.

24. Какие элементы имеют постоянную степень окисления? Не забудьте отметить и исключения из правил.

25. Назовите методы составления окислительно–восстановительных реакций. В чем состоит их отличие друг от друга?

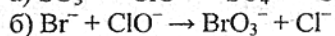
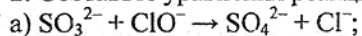
26. Перечислите основные правила, которые необходимо соблюдать при составлении уравнений окислительно–восстановительных реакций.

27. Как изменяется окислительная способность галогенов с увеличением их порядкового номера в периодической системе элементов? Какую степень окисления имеет йод в молекулах  $\text{PJ}_3$  и  $\text{NJ}_3$ ?

### Задачи

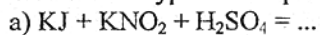
1. Концентрацию  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  в растворе можно определить титрованием раствором  $\text{KMnO}_4$ , при этом образуется  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnSO}_4$  и другие вещества. Составьте уравнение окислительно–восстановительной реакции.

2. Составьте уравнения реакций, протекающих по схемам:



3. Сколько литров хлора при  $27^\circ\text{C}$  и  $101,325 \text{ кПа}$  получится при взаимодействии 20 г серной кислоты с эквивалентным количеством перманганата калия?

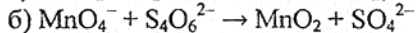
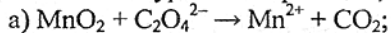
4. Написать уравнения реакций



и указать, в какой реакции  $\text{KNO}_2$  будет окислителем и в какой – восстановителем.

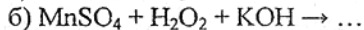
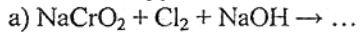
5. Определить эквиваленты  $\text{KClO}_4$ , если это вещество в процессе реакции восстанавливается: а) до  $\text{KCl}$ ; б) до  $\text{Cl}_2$ .

6. Написать уравнения реакций, протекающих по схемам:



и определить эквиваленты окислителей.

7. Закончить уравнения окислительно–восстановительных реакций:



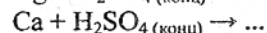
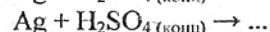
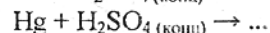
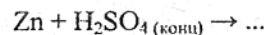
8. В какой среде меньше расходуется окислителя  $\text{KMnO}_4$ : в кислой, нейтральной или щелочной? Почему?

9. Сколько литров двуокиси углерода при  $27^\circ\text{C}$  и  $100 \text{ кПа}$  получится при взаимодействии в сернокислом растворе 79 г  $\text{KMnO}_4$  с оксалатом натрия  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ?

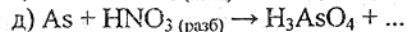
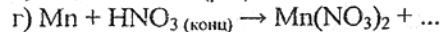
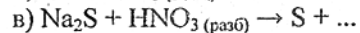
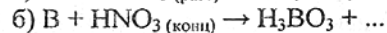
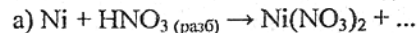
10. Составить уравнение реакции взаимодействия глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  с раствором перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  в сернокислой среде.

11. Составить уравнение реакции взаимодействия  $\text{As}_2\text{S}_3$  с концентрированной  $\text{HNO}_3$ .

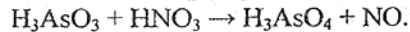
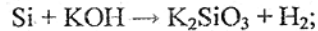
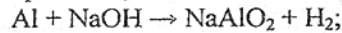
12. Закончить уравнения, учитывая, что концентрированная серная кислота с малоактивными металлами восстанавливается до  $\text{SO}_2$ , с активными – до  $\text{H}_2\text{S}$ :



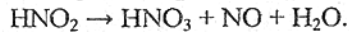
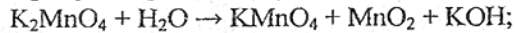
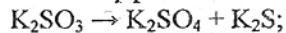
13. Закончить уравнения реакций, учитывая, что концентрированная азотная кислота восстанавливается до  $\text{NO}_2$ , а разбавленная – до  $\text{NO}$ :



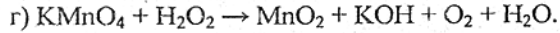
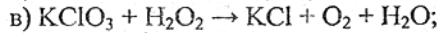
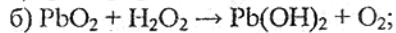
14. Закончить уравнения реакций, подставляя формулу воды в ту часть уравнения реакции, где её не хватает:



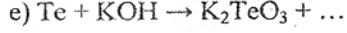
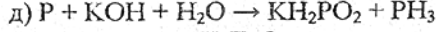
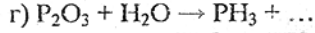
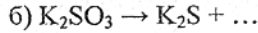
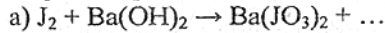
15. Для реакций диспропорционирования напишите электронные схемы и составьте коэффициенты:



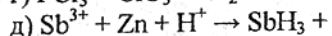
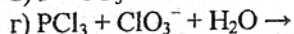
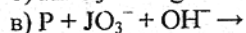
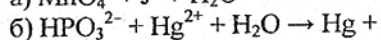
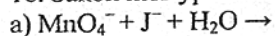
16. Указать, в каких из следующих реакций пероксид водорода служит окислителем, а в каких – восстановителем:



17. Закончить уравнения реакций самоокисления–самовосстановления (диспропорционирования):



18. Закончить уравнения реакций, записать их в молекулярной форме:

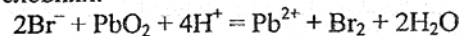


19. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу оксалата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ , если он окисляется до углекислого газа.

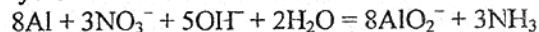
20. Какую массу сульфата железа (II) можно окислить в кислой среде с помощью 20 мл 0,1 н раствора перманганата калия?

21. Вычислить массу йода, выделившегося при добавлении 30 мл 0,2 н раствора  $\text{KNO}_2$  к избытку подкисленного раствора  $\text{KI}$ .

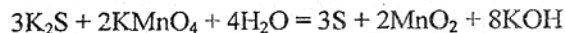
22. Рассчитать константу равновесия окислительно-восстановительной системы при стандартных условиях:



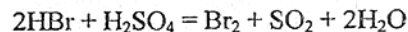
23. Рассчитать константу равновесия окислительно-восстановительной системы при стандартных условиях:



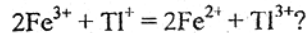
24. Установить направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



25. Установить направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



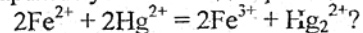
26. Можно ли в стандартных условиях восстановить ионы  $\text{Fe}^{3+}$  ионами таллия  $\text{Tl}^+$  по реакции



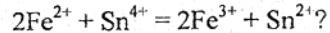
27. Могут ли при стандартных условиях находиться одновременно в растворе селенистая кислота  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  и иодоводородная  $\text{HI}$ ?

28. Можно ли при стандартных условиях окислить хлором сульфат железа (II) в сульфат железа (III)?

29. Может ли при стандартных условиях идти реакция

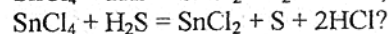
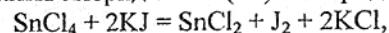


30. Можно ли окислить ионы железа (II) ионами  $\text{Sn}^{4+}$  при стандартных условиях по схеме



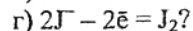
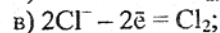
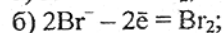
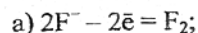
31. Какой из металлов: цинк, марганец или хром легче взаимодействует с разбавленной  $\text{HCl}$ ? Ответ дайте на основании расчета.

32. Можно ли восстановить хлорид олова (IV) в хлорид олова (II) по реакциям:



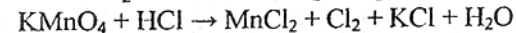
Обоснуйте ответ расчетом констант равновесия реакций.

33. Можно ли в качестве окислителя в кислой среде использовать  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , в следующих процессах при стандартных условиях:



34. Какой из окислителей:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  является наиболее эффективным по отношению к  $\text{HCl}$  с целью получения  $\text{Cl}_2$ ?

35. При окислении соляной кислоты диоксидом марганца или перманганатом калия образуется хлор. Процессы идут по схемам



В каком случае получится больше хлора, если для той и другой реакции взять равные количества соляной кислоты?

36. Какой объем 2 н  $\text{HCl}$  необходим для взаимодействия с 0,25 молями  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  по реакции



Какой объем хлора при этом выделится?

## Типовые задачи и их решение

### Пример 1

Исходя из степени окисления ( $n$ ) азота, серы и марганца в соединениях  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$  и  $\text{KMnO}_4$ , определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

**Решение.** Степень окисления азота в указанных соединениях соответственно равна:  $-3$  (низшая),  $+3$  (промежуточная),  $+5$  (высшая);  $n(\text{S})$  соответственно равна:  $-2$  (низшая),  $+4$  (промежуточная),  $+6$  (высшая);  $n(\text{Mn})$  соответственно равна  $+4$  (промежуточная),  $+7$  (высшая). Отсюда:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  – только восстановители;  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$  – только окислители;  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$  – окислители и восстановители.

### Пример 2

Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HI}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ?

**Решение.** а) Степень окисления в  $\text{H}_2\text{S}$   $n(\text{S}) = -2$ ; в  $\text{HI}$   $n(\text{I}) = -1$ . Так как и сера и иод находятся в своей низшей степени окисления, то оба вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут.

б) В  $\text{H}_2\text{S}$   $n(\text{S}) = -2$  (низшая); в  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $n(\text{S}) = +4$  (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем  $\text{H}_2\text{SO}_3$  является окислителем.

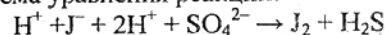
### Пример 3

Ионно-электронным методом подобрать коэффициенты в схеме реакции, дописав недостающие вещества:  $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}$

Назвать окислитель и восстановитель.

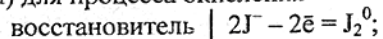


**Решение. 1.** Ионная схема уравнения реакции:

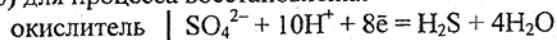


2. Ионно-электронные уравнения:

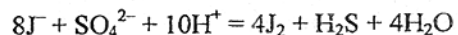
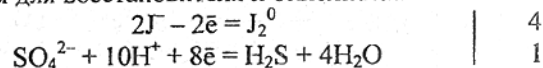
а) для процесса окисления



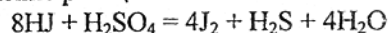
б) для процесса восстановления



3. Коэффициенты для восстановителя и окислителя:

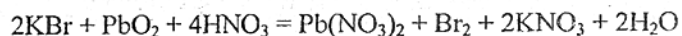


4. Молекулярное уравнение реакции:

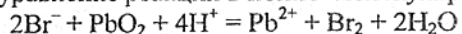


#### Пример 4

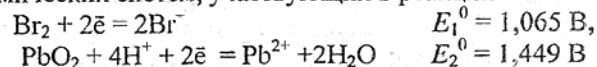
Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



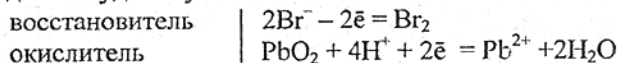
**Решение.** Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



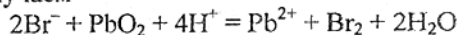
Из таблицы окислительно-восстановительных потенциалов\* находим потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции:



Окислителем всегда служит электрохимическая система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь  $E_2^0$  больше, чем  $E_1^0$ , то бромид-ион будет служить восстановителем и окисляться диоксидом свинца:



После сложения получаем

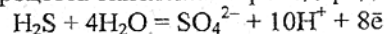


Следовательно, приведенная реакция будет самопроизвольно протекать слева направо.

#### Пример 5

Вычислить эквивалент и эквивалентную массу сероводорода, если он окисляется до серной кислоты.

**Решение.** Уравнение процесса окисления сероводорода:

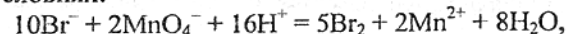


Поскольку одна молекула  $\text{H}_2\text{S}$ , окисляясь, отдает 8 электронов, то эквивалент сероводорода равен  $1/8$  моля и  $\mathcal{E} = 34,08/8 = 4,26$  г/моль.

\* См. Приложение.

#### Пример 6

Рассчитать константу равновесия окислительно-восстановительной системы при стандартных условиях:



если  $E_{\text{Br}_2/\text{Br}^-}^0 = 1,06$  В;  $E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 = 1,51$  В.

**Решение.** Константа равновесия  $K$  окислительно-восстановительной реакции с окислительно-восстановительными потенциалами связана следующим соотношением:

$$\lg K = \frac{(E_{\text{ок}} - E_{\text{вос}})n}{0,059}$$

Окислителем в данной реакции является  $\text{MnO}_4^-$ , а восстановителем –  $\text{Br}^-$ . В окислительно-восстановительном процессе участвуют 10 электронов. Отсюда

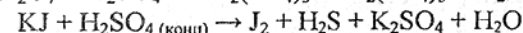
$$\lg K = \frac{(1,51 - 1,06)10}{0,059} = 75,42, \quad K = 2,63 \cdot 10^{75}$$

### Задачи программированного контроля

#### Вариант 1

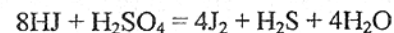
1. Исходя из степени окисления фосфора, кислорода, бора в соединениях  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HBO}_2$  определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



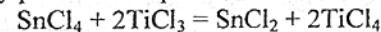
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Рассчитайте эквиваленты и эквивалентные массы  $\text{KMnO}_4$ , если в реакциях он восстанавливается до: а)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ; б)  $\text{MnO}_2$ ; в)  $\text{MnSO}_4$ .

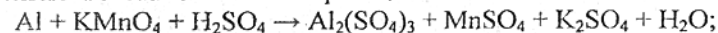
5. Вычислите константу равновесия реакции:

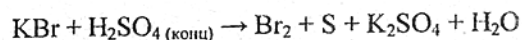


#### Вариант 2

1. Исходя из степени окисления мышьяка, серы, селена в соединениях  $\text{HAsO}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

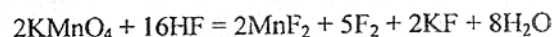
2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



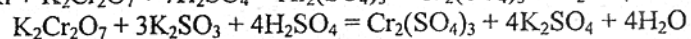
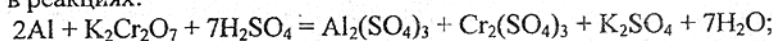


Укажите окислитель и восстановитель.

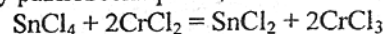
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Рассчитайте эквивалент и эквивалентные массы бихромата калия, если он участвует в реакциях:



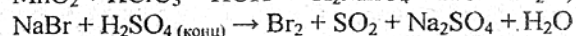
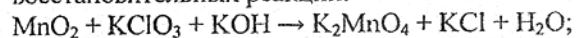
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 3

1. Исходя из степени окисления хлора, йода, фосфора в соединениях  $HOCl$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO_4$ ,  $HJ$ ,  $HJO_3$ ,  $HPO_3$ ,  $H_4P_2O_7$ ,  $H_3PO_3$ , определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:

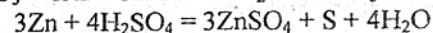
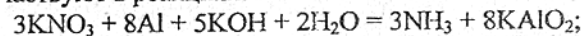


Укажите окислитель и восстановитель.

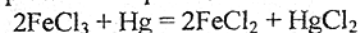
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Рассчитайте эквивалент и эквивалентные массы нитрата калия и серной кислоты, если они участвуют в реакциях:



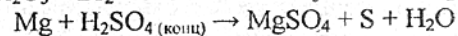
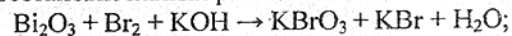
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 4

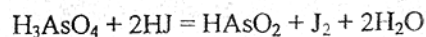
1. Исходя из степени окисления азота, серы, хрома в соединениях  $NO_2$ ,  $N_2H_4$ ,  $NH_2OH$ ,  $SO_2$ ,  $K_2S$ ,  $CS_2$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $K_2CrO_4$  определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:

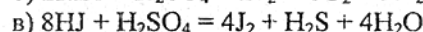
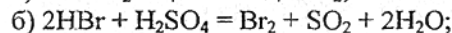
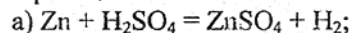


Укажите окислитель и восстановитель.

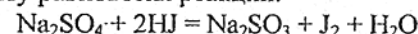
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Рассчитайте эквивалент и эквивалентные массы серной кислоты в следующих реакциях:



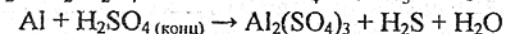
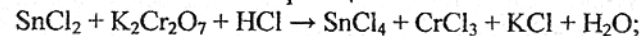
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 5

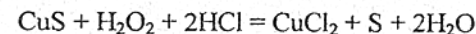
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $H_2SO_3$  и  $HClO_4$ ; б)  $NH_3$  и  $KMnO_4$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



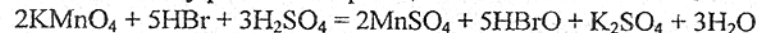
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы следующих восстановителей: хлорида олова (II); фосфора, если он окисляется до  $H_3PO_4$ .

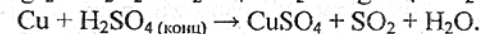
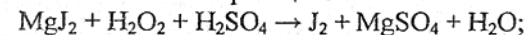
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 6

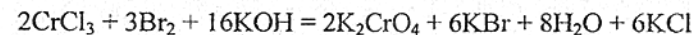
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $HNO_2$  и  $HJ$ ; б)  $HCl$  и  $H_2S$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



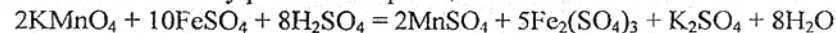
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы следующих восстановителей: пероксида водорода, окисляющегося до молекулярного кислорода; сероводорода, окисляющегося до свободной серы.

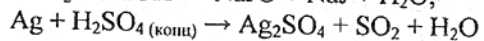
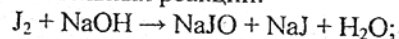
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 7

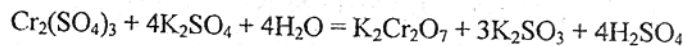
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $PH_3$  и  $HBr$ ; б)  $K_2Cr_2O_7$  и  $H_3PO_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



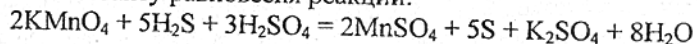
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы перхлората калия  $\text{KClO}_4$ , если он восстанавливается до: а)  $\text{ClO}_2$ ; б) свободного хлора.

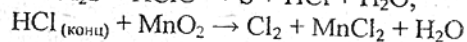
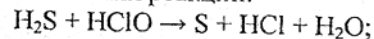
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 8

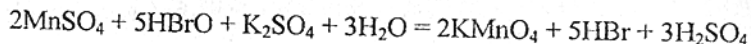
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HClO}_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



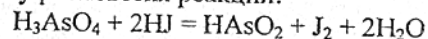
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Сколько эквивалентов  $\text{KJ}$  необходимо для восстановления 1 моля: а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; б)  $\text{KMnO}_4$ ?

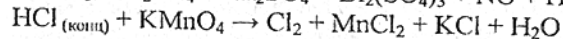
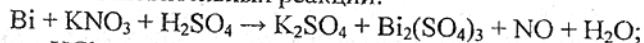
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 9

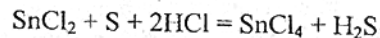
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{KNO}_2$ ; б)  $\text{P}$  и  $\text{HClO}_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



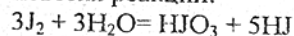
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы сульфида железа  $\text{FeS}_2$ , окисляющегося до  $\text{SO}_2$ ; оксида серы (IV), окисляющегося до оксида серы (VI).

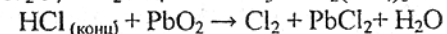
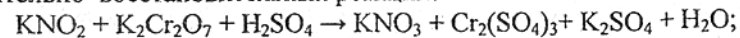
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 10

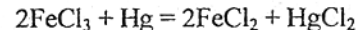
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{PbO}_2$  и  $\text{MnSO}_4$ ; б)  $\text{SO}_2$  и  $\text{Cl}_2$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы угарного газа, окисляющегося до углекислого газа; молекулярного азота, окисляющегося до  $\text{NO}$ .

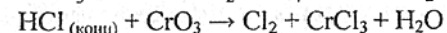
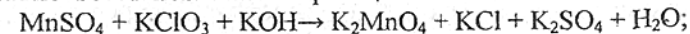
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 11

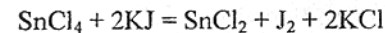
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{MnCl}_2$  и  $\text{SnCl}_4$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



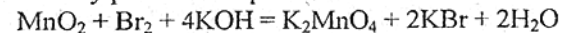
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислить эквивалентные массы  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , восстанавливающегося до металлического железа; метана, окисляющегося до углекислого газа.

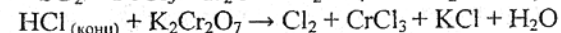
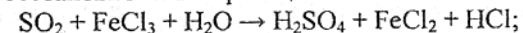
5. Вычислить константу равновесия реакции:



### Вариант 12

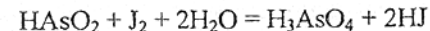
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{J}_2$ ; б)  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{HClO}_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



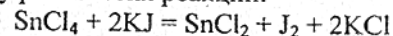
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы сульфида калия  $\text{K}_2\text{S}$ , окисляющегося до оксида серы (VI); оксида кремния, окисляющегося до иона  $\text{SiO}_3^{2-}$ .

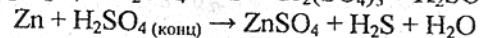
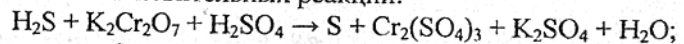
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 13

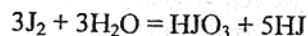
1. Могут ли происходить окислительно–восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{Cl}_2$ ; б)  $\text{PbO}_2$  и  $\text{KBr}$ ? Почему?

2. Ионно–электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно–восстановительных реакций:



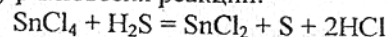
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы гидрида натрия  $\text{NaNH}_2$ , окисляющегося до водорода; аммиака, окисляющегося до оксида азота (II).

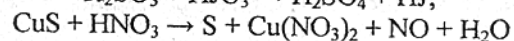
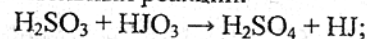
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 14

1. Могут ли происходить окислительно–восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{Al}$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; б)  $\text{NaCrO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$ ? Почему?

2. Ионно–электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно–восстановительных реакций:



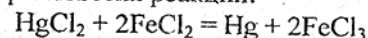
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Чему равна эквивалентная масса и эквивалент перхлората калия  $\text{KClO}_4$ , если он восстанавливается: а) до хлорид–иона, б) до иона  $\text{ClO}_2^-$ ?

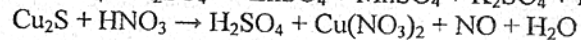
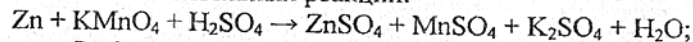
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 15

1. Могут ли происходить окислительно–восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{SO}_2$  и  $\text{FeCl}_3$ ; б)  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Br}_2$ ? Почему?

2. Ионно–электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно–восстановительных реакций:



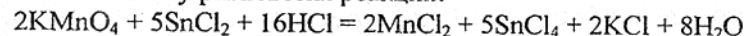
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Чему равна эквивалентная масса и эквивалент перхлората калия  $\text{KClO}_4$ , если он в результате окислительно–восстановительного процесса восстанавливается а) до  $\text{ClO}_2$ ; б) до  $\text{KCl}$ ?

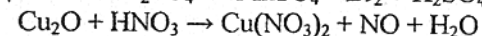
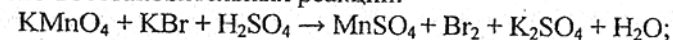
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 16

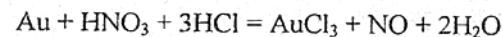
1. Могут ли происходить окислительно–восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{J}_2$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{FeCl}_3$ ? Почему?

2. Ионно–электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно–восстановительных реакций:

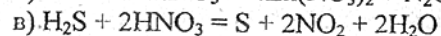
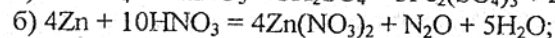
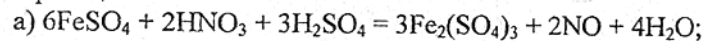


Укажите окислитель и восстановитель.

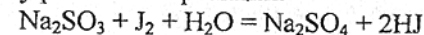
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу азотной кислоты в следующих реакциях:



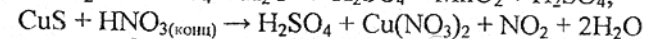
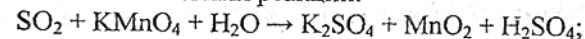
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 17

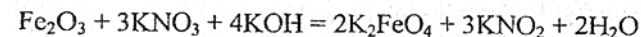
1. Могут ли происходить окислительно–восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{SnCl}_4$  и  $\text{KMnO}_4$ ; б)  $\text{HClO}_3$  и  $\text{FeCl}_2$ ? Почему?

2. Ионно–электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно–восстановительных реакций:

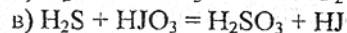
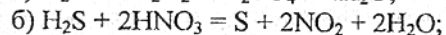
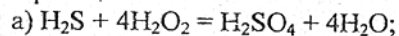


Укажите окислитель и восстановитель.

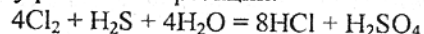
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$  в следующих реакциях:



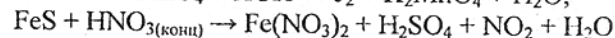
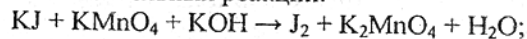
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 18

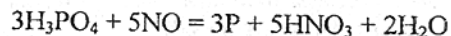
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  и  $\text{Br}_2$ ; б)  $\text{MgI}_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:

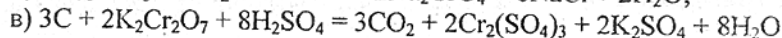
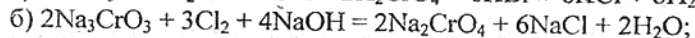
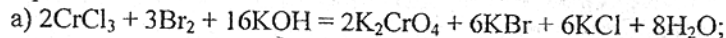


Укажите окислитель и восстановитель.

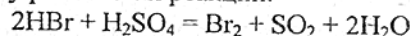
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы соединений хрома в следующих реакциях:



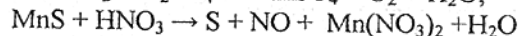
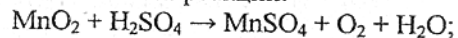
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 19

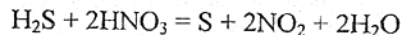
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{KBr}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HIO}_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:

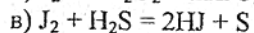
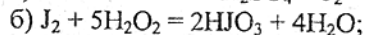
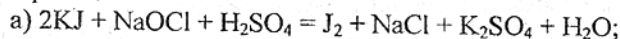


Укажите окислитель и восстановитель.

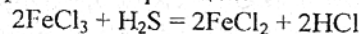
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы соединений йода в следующих реакциях:



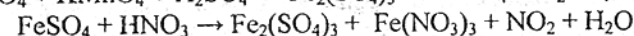
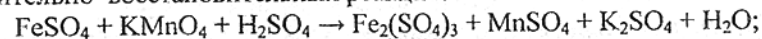
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 20

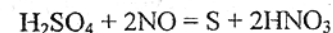
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{Cu}_2\text{S}$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:

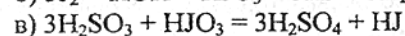
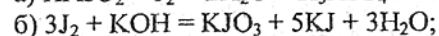
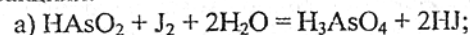


Укажите окислитель и восстановитель.

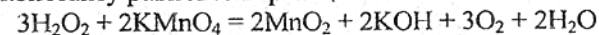
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу окислителей в следующих реакциях:



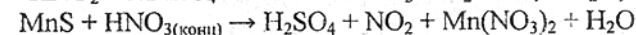
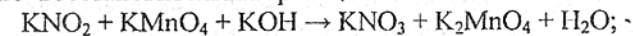
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 21

1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{P}$  и  $\text{CrCl}_3$ ; б)  $\text{HgS}$  и  $\text{HNO}_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:

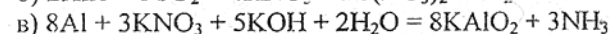
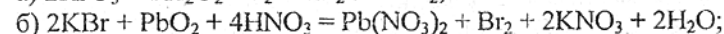
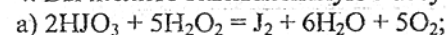


3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:

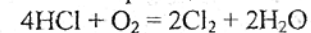


Укажите окислитель и восстановитель.

4. Вычислите эквивалентную массу окислителей в следующих реакциях:



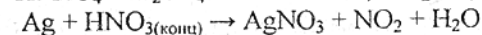
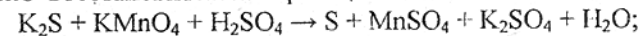
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 22

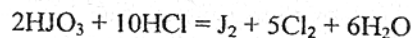
1. Определите, какие из соединений  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HgS}$ ,  $\text{CaOCl}_2$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



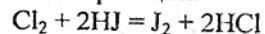
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы бромида калия, окисляющегося до свободного брома; сульфида меди, окисляющегося до свободной серы.

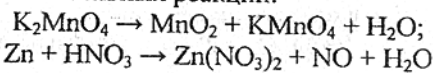
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 23

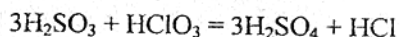
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{SO}_2$  и  $\text{SnCl}_2$ ; б)  $\text{AsH}_3$  и  $\text{KClO}_4$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



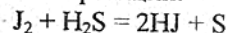
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы сульфида калия, окисляющегося до серы; нитрата калия, восстанавливающегося до аммиака.

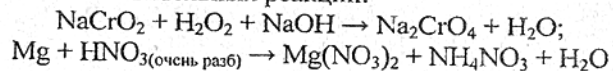
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 24

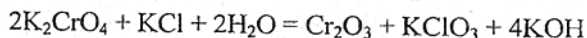
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HJO}_3$ ; б)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{Br}_2$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



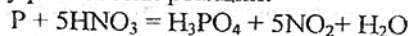
Укажите окислитель и восстановитель.

3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Рассчитайте эквивалент и эквивалентную массу  $\text{KMnO}_4$  в реакциях восстановления в кислой, нейтральной и щелочной среде.

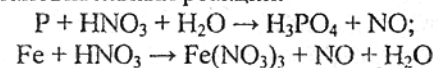
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 25

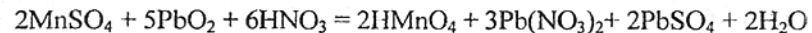
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{SO}_2$  и  $\text{NO}_2$ ; б)  $\text{MgJ}_2$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:

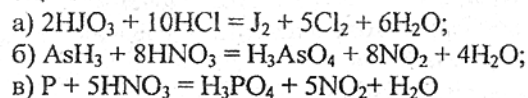


Укажите окислитель и восстановитель.

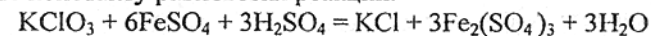
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу окислителей в следующих реакциях:



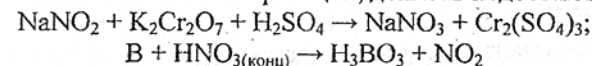
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 26

1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{FeS}_2$  и  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и  $\text{Cl}_2$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций, дописав недостающие вещества:

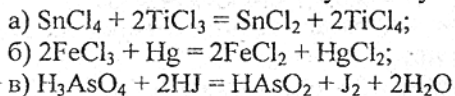


Укажите окислитель и восстановитель.

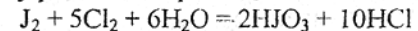
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалентную массу восстановителей в следующих реакциях:



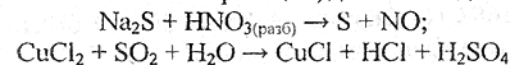
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 27

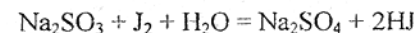
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{NaNO}_2$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; б)  $\text{MnO}_2$  и  $\text{KClO}_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций, дописав недостающие вещества:



Укажите окислитель и восстановитель.

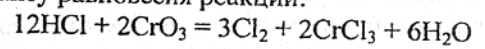
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалентную массу восстановителей в следующих реакциях:

- а)  $3I_2 + 3H_2O = HIO_3 + 5HI$ ;
- б)  $SnCl_4 + 2KJ = SnCl_2 + J_2 + 2KCl$ ;
- в)  $6P + 5HJO_3 + 9H_2O = 6H_3PO_4 + 5HJ$

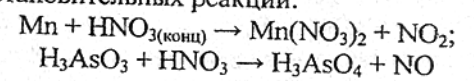
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 28

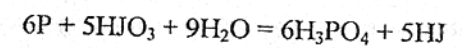
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $SnCl_2$  и  $K_2Cr_2O_7$ ; б)  $PbO_2$  и  $HClO_4$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

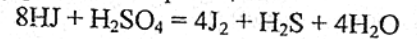
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалентную массу восстановителей в следующих реакциях:

- а)  $3H_3PO_4 + 5NO = 3P + 5HNO_3 + 2H_2O$ ;
- б)  $J_2 + 5H_2O_2 = 2HJO_3 + 4H_2O$ ;
- в)  $2HJO_3 + 10HCl = J_2 + 5Cl_2 + 6H_2O$

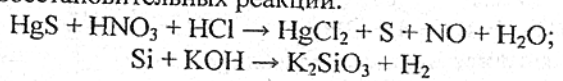
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 29

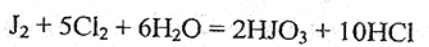
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $NaCrO_2$  и  $PbO_2$ ; б)  $CrCl_3$  и  $NaBiO_3$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

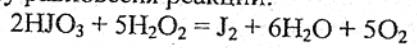
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалентную массу восстановителей в следующих реакциях:

- а)  $Au + HNO_3 + 3HCl = AuCl_3 + NO + 2H_2O$ ;
- б)  $MnO_2 + Br_2 + 4KOH = K_2MnO_4 + 2KBr + 2H_2O$ ;
- в)  $2CrCl_3 + 3Br_2 + 16KOH = 2K_2CrO_4 + 6KBr + 8H_2O + 6KCl$ .

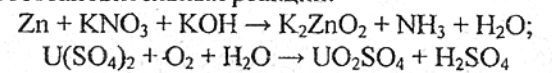
5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Вариант 30

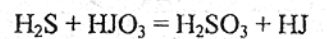
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $SnCl_2$  и  $FeCl_3$ ; б)  $Na_2O_2$  и  $KJ$ ? Почему?

2. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

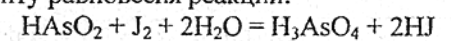
3. Установите направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



4. Вычислите эквивалентную массу восстановителей в следующих реакциях:

- а)  $2FeCl_3 + Hg = 2FeCl_2 + HgCl_2$ ;
- б)  $3H_3PO_4 + 5NO = 3P + 5HNO_3 + 2H_2O$ ;
- в)  $4HCl + O_2 = 2Cl_2 + 2H_2O$

5. Вычислите константу равновесия реакции:



### Список использованной литературы

1. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л.Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004.
2. Адамсон, Б.И. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие / Б.И.Адамсон, О.Н.Гончарук, В.Н.Камышова. – М.: Высшая школа, 2004.
3. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для технических направ. и спец. вузов / Н.В.Коровин. – М.: Высшая школа, 2004.
4. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия общей и неорганической химии: учеб. пособие / Н.С.Ахметов. – М.: Высшая школа, 2003.
5. Ерохин, Ю.М. Сборник задач и упражнений по химии / Ю.М.Ерохин. – М.: Академия, 2003.
6. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.Н.Павлов. – М.: Дрофа, 2003.

Приложение

Стандартные электродные потенциалы  $E^0$  по отношению к стандартному водородному электроду в водных растворах при 25°C

Таблица

Элемент	Электродный процесс	$E^0, \text{В}$
1	2	3
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,02
Ca	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Ca} + 2\text{OH}^-$	-3,02
Rb	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,93
K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,925
Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,90
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}$	-2,89
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,87
Ba	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Ba} + 2\text{OH}^-$	-2,81
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714
Mg	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2,69
Be	$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} = \text{Be} + 4\text{OH}^-$	-2,62
La	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$	-2,52
B	$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{B} + 4\text{OH}^-$	-2,5
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,37
Al	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\bar{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$ $\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
Ce	$\text{Ce}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ce}$	-2,33
Al	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\bar{e} = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31
H	$\text{H}_2 + 2\bar{e} = 2\text{H}^-$	-2,25
Al	$[\text{AlF}_6]^{3-} + 3\bar{e} = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,13
Sc	$\text{Sc}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sc}$	-2,08
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,75
Si	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,73
Be	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,70
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,67
Mn	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Mn} + 2\text{OH}^-$	-1,55
V	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$	-1,50
Cr	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\bar{e} = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,48
Zn	$\text{ZnS} + 2\bar{e} = \text{Zn} + \text{S}^{2-}$	-1,405
As	$\text{As} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{AsH}_3 + 3\text{OH}^-$	-1,37
Cr	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\bar{e} = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,30
Zn	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{CN}^-$	-1,26
	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	

1	2	3
Cr	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 3\bar{e} = \text{Cr} + 6\text{OH}^-$	-1,20
	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^- + 3\bar{e} = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,20
Cd	$\text{CdS} + 2\bar{e} = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1,175
Sm	$\text{Sm}^{3+} + \bar{e} = \text{Sm}^{2+}$	-1,15
S	$2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{OH}^-$	-1,12
W	$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{W} + 8\text{OH}^-$	-1,10
Zn	$\text{ZnCO}_3 + 2\bar{e} = \text{Zn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,06
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,05
Ti	$\text{TiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ti} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,95
Fe	$\text{FeS} + 2\bar{e} = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,95
Pb	$\text{PbS} + 2\bar{e} = \text{Pb} + \text{S}^{2-}$	-0,93
S	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
Se	$\text{Se} + 2\bar{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
S	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,90
Cu	$\text{Cu}_2\text{S} + 2\bar{e} = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,89
Fe	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Fe} + 2\text{OH}^-$	-0,88
Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	-0,86
Ti	$\text{TiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ti} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,86
Si	$\text{SiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,857
N	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,85
Co	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} = [\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	-0,83
H	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
Cd	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0,809
Sn	$[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} = \text{Sn} + 4\text{OH}^-$	-0,79
Si	$\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{SiH}_4 + 4\text{OH}^-$	-0,79
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
N	$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,74
Cd	$\text{CdCO}_3 + 2\bar{e} = \text{Cd} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,74
Co	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	-0,73
Te	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
Ni	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Ni} + 2\text{OH}^-$	-0,72
As	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Ag	$\text{Ag}_2\text{S} + 2\bar{e} = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,71
Hg	$\text{HgS} + 2\bar{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,69
As	$\text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{As} + 4\text{OH}^-$	-0,68
Sb	$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	-0,66
Ag	$\text{Ag}_2\text{S} + 2\bar{e} = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \bar{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0,61
Cd	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,60
S	$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_3 + 6\text{OH}^-$	-0,58
Pb	$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0,578



1	2	3
Fe	$\text{Fe(OH)}_3 + \bar{e} = \text{Fe(OH)}_2 + \text{OH}^-$	-0,56
Ga	$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ga}$	-0,56
As	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{AsH}_3$	-0,54
S	$\text{S}_2^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{S}^{2-}$	-0,51
C	$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
Ni	$[\text{Ni(NH}_3)_6]^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,48
S	$\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
N	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
Cu	$[\text{Cu(CN)}_2]^- + \bar{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
Sb	$\text{SbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SbO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,43
Co	$[\text{Co(NH}_3)_6]^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co} + 6\text{NH}_3$	-0,42
Cr	$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
Jn	$\text{Jn}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Jn}^+$	-0,40
Se	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
Mn	$\text{Mn(OH)}_3 + \bar{e} = \text{Mn(OH)}_2 + \text{OH}^-$	-0,40
V	$\text{VO}_2^+ + 4\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{V} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,38
Ti	$\text{Ti}^{3+} + \bar{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0,37
Pb	$\text{PbSO}_4 + 2\bar{e} = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,359
Cu	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,358
Tl	$\text{Tl}^+ + \bar{e} = \text{Tl}$	-0,336
Ag	$[\text{Ag(CN)}_2]^- + \bar{e} = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,28
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
Mo	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Mo}$	-0,20
C	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HCOOH}$	-0,199
Ag	$\text{AgJ} + \bar{e} = \text{Ag} + \text{J}^-$	-0,152
Ge	$\text{GeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ge} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,15
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
Cr	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
C	$\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{CH}_3\text{CHO}$	-0,12
W	$\text{WO}_2 + 4\text{H}^+ + \bar{e} = \text{W}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,05
Cu	$[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,05
W	$\text{W}^{3+} + 3\bar{e} = \text{W}$	-0,05
Fe	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,04
Zn	$[\text{Zn(NH}_3)_4]^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-0,03
N	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
H	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	0,00
Ge	$\text{Ge}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ge}$	0,00

1	2	3
Sn	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$	+0,01
W	$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{W} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,05
Se	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	+0,05
C	$\text{HCOOH} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HCOH} + \text{H}_2\text{O}$	+0,056
Ag	$\text{AgBr} + \bar{e} = \text{Ag} + \text{Br}^-$	+0,071
Ti	$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,10
Mo	$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 6\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Mo}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,10
Sn	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$	+0,15
Ag	$\text{AgJ} + \bar{e} = \text{Ag} + \text{J}^-$	+0,152
Bi	$\text{BiOCl} + 2\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$	+0,16
Co	$[\text{Co(NH}_3)_6]^{3+} + \bar{e} = [\text{Co(NH}_3)_6]^{2+}$	+0,16
Cu	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$	+0,167
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}$	+0,17
C	$\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	+0,19
Co	$\text{Co(OH)}_3 + \bar{e} = \text{Co(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,20
S	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
Sb	$\text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Sb} + \text{H}_2\text{O}$	+0,21
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	+0,21
Ag	$\text{AgCl} + \bar{e} = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,22
As	$\text{HASO}_2 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,25
J	$\text{JO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{J}^- + 6\text{OH}^-$	+0,26
N	$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{NH}_4^+$	+0,26
Hg	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,27
S	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{H}_2\text{S}_{(g)} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,303
V	$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,31
Bi	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	+0,32
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,34
S	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,36
Fe	$[\text{Fe(CN)}_6]^{3-} + \bar{e} = [\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$	+0,36
Cl	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,36
V	$\text{VO}_2^+ + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{V}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,37
Ag	$[\text{Ag(NH}_3)_2]^+ + \bar{e} = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	+0,37
Fe	$[\text{FeF}_6]^{3-} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+} + 6\text{F}^-$	+0,40
Te	$\text{TeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{TeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	+0,40
S	$2\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,40
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	+0,40
Mo	$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{MoO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,401
Br	$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,45
Ni	$\text{Ni(OH)}_3 + \bar{e} = \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,49
Cu	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,52
J	$\text{J}_2 + 2\bar{e} = 2\text{J}^-$	+0,5345
Mn	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,54

1	2	3
As	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,56
Cu	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \bar{e} = \text{CuCl}$	+0,57
Mn	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,57
Br	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,61
Hg	$2\text{HgCl}_2 + 2\bar{e} = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{Cl}^-$	+0,62
Cl	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,62
Pb	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Pb} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,67
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
Pt	$[\text{PtCl}_4]^{2-} + 2\bar{e} = \text{Pt} + 4\text{Cl}^-$	+0,73
	$[\text{PtCl}_6]^{2-} + 2\bar{e} = [\text{PtCl}_4]^{2-} + 2\text{Cl}^-$	+0,72
Fe	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	+0,80
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,80
N	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
	$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,86
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,86
N	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
Hg	$\text{Hg}^{2+} + \bar{e} = \text{Hg}^+$	+0,901
Cl	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,94
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
V	$\text{VO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	+1,00
Br	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	+1,07
J	$\text{JO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{J}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,09
Mn	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Mn}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,10
J	$2\text{JO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{J}_{2(\text{K})} + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
Cl	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+1,20
Te	$\text{Te}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Te}^+$	+1,211
O	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
N	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,24
Tl	$\text{Tl}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Tl}^+$	+1,25
Br	$\text{HOBr} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,34
Cl	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34
	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,358
Cr	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
Cl	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\bar{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+1,39
Au	$\text{Au}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Au}^+$	+1,41
Br	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,44
N	$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,44
J	$2\text{HOJ} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{J}_{2(\text{K})} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45

1	2	3
Cl	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
Pb	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
Cl	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$\text{HOCl} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,49
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,50
Mn	$\text{Mn}^{3+} + \bar{e} = \text{Mn}^{2+}$	+1,51
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
Br	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$2\text{HOCl} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,63
Cl	$2\text{HOCl}_2 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,63
	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,64
Mn	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,67
Pb	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
	$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+}$	+1,69
Au	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	+1,69
Ni	$\text{Ni}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{Ni}^{2+} + (x+3)\text{H}_2\text{O}$	+1,75
O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
Bi	$\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{BiO} + \text{Na} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,80
Co	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} = \text{Co}^{2+}$	+1,84
Fe	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,90
Ag	$\text{Ag}^{2+} + \bar{e} = \text{Ag}^+$	+1,98
S	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,05
O	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07
F	$\text{OF}_2 + 2\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	+2,10
	$\text{F}_2 + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$	+2,85

Электродный процесс протекает слева направо на отрицательном электроде гальванического элемента или на аноде электролизной ванны, а справа налево – на положительном электроде гальванического элемента или на катоде электролизной ванны. Восстановленная и окисленная форма вещества указаны в конкретной среде.

## Содержание

1. Степень окисления. Окисление и восстановление.....	3
2. Важнейшие окислители и восстановители.....	4
3. Составление уравнений окислительно–восстановительных реакций.....	7
4. Эквиваленты окислителя и восстановителя.....	10
5. Контрольные вопросы.....	10
6. Задачи.....	12
7. Типовые задачи и их решение.....	15
8. Задачи программированного контроля.....	17
9. Список использованной литературы.....	29
10. Приложение.....	30