

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Инженерно-физический факультет

Т.А. Родина

СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Часть 2

Учебное пособие для СПО



Благовещенск

2021

**ББК 24.1 я 73
Р 60**

*Печатается по решению
редакционно-издательского совета
инженерно-физического факультета
Амурского государственного
университета*

Составитель: Родина Т.А.

Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии.
Часть 2. Учебное пособие для СПО. / Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2021. – 55 с.

Пособие предназначено для обучающихся 2 курса специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений» и является частью методического обеспечения дисциплины «Общая и неорганическая химия».

Учебное пособие включает задачи и упражнения по основным разделам общей химии, выполнение которых позволит обучающимся закрепить теоретические знания по дисциплине, помочь в усвоении основных положений химии и закономерностей химических процессов. Приведены примеры решения типовых задач, которые будут полезны при организации самостоятельной работы. Пособие составлено в соответствии с требованиями ФГОС СПО по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений» и рабочей программой дисциплины «Общая и неорганическая химия».

В авторской редакции.

Рецензенты: А.П. Пакурина, д.х.н., профессор кафедры химии Дальневосточный ГАУ
Г.Г. Охотникова, к.т.н., доцент кафедры химии и химической технологии АмГУ.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	4
1 Окислительно-восстановительные реакции.....	6
2 Электрохимические процессы.....	15
2.1 Электродные потенциалы.....	15
2.2 Гальванический элемент.....	19
2.3 Коррозия металлов.....	24
2.4 Электролиз.....	27
3 Свойства химических элементов и их соединений.....	32
3.1 Свойства s-элементов.....	32
3.2 Свойства p-элементов	34
3.3 Свойства d-элементов	37
Справочные таблицы.....	40
Библиографический список.....	54

ПРЕДИСЛОВИЕ

При освоении образовательной программы среднего профессионального образования по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений», дисциплина «Общая и неорганическая химия», изучаемая студентами 2 курса, относится к обязательной части математического и общего естественнонаучного цикла профессиональной подготовки и формирует основы объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения.

Решение задач и упражнений по общей и неорганической химии является обязательной частью дисциплины, так как способствует глубокому усвоению и закреплению теоретических представлений, развивает химическое мышление, формирует целостное представление о предмете. Приобретение навыков решения задач является также одним из критериев прочного усвоения курса.

Основные цели при изучении общей и неорганической химии определяются содержанием ФГОС СПО. Решение химических задач направлено на формирование следующих результатов образования:

уметь:

- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
- находить молекулярную формулу вещества;
- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов;

знать:

- гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;

- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- основные понятия и законы химии;
- основы электрохимии;
- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);
- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;
- характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

Настоящее учебное пособие включает задачи и упражнения, которые охватывают основные разделы программы курса общей химии, в том числе – строение вещества, химическую кинетику и равновесие, процессы в растворах, свойства комплексных соединений. Для организации самостоятельной работы рассмотрены примеры решения типовых задач. В конце пособия приведены справочные данные.

1 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Контрольные вопросы:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что такое степень окисления?
3. Какие процессы называются окислением и восстановлением?
4. Какие вещества называются окислителями и восстановителями?
5. Назовите наиболее важные окислители и восстановители.
6. Как изменяется степень окисления при окислении и восстановлении?
7. В каком случае вещества могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?
8. Как классифицируются окислительно-восстановительные реакции? Приведите примеры.
9. Какова роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций?

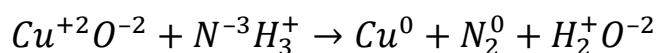
Примеры решения задач:

1. Составление уравнений реакций межмолекулярного окисления-восстановления.

Расставьте коэффициенты в уравнении $CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$ методом электронного баланса.

Решение:

Расставим степени окисления элементов в уравнении реакции и определим окислитель и восстановитель:

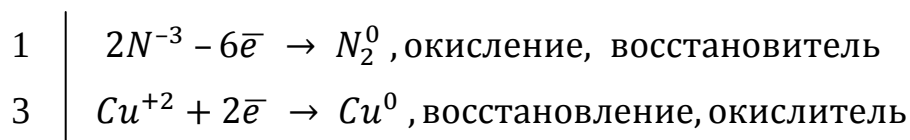


Медь меняет степень окисления от +2 до 0. Так как степень окисления понижается, то медь восстанавливается, т.е. является окислителем. Азот меняет степень окисления от -3 до 0. Степень окисления повышается, значит азот окисляется и является восстановителем.

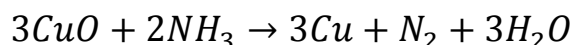
Запишем схемы полуреакций окисления и восстановления и определим количество отданных и принятых электронов, указав процессы окисления и восстановления:



Количество отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Найдем наименьшее общее кратное, которое равно 6 (отдано 6 электронов, принято – 2), и определим дополнительные множители к процессам окисления и восстановления, т.е. составим электронный баланс:



Перенесем подобранные коэффициенты в уравнение реакции, и уравняем количества атомов элементов, не изменивших степени окисления в ходе реакции (это водород и кислород):

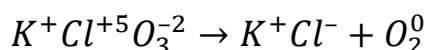


2. Составление уравнений реакций внутримолекулярного окисления-восстановления.

Расставьте коэффициенты в уравнении $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$ методом электронного баланса.

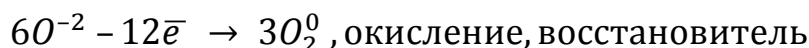
Решение:

Расставим степени окисления элементов в уравнении реакции и определим окислитель и восстановитель:



Хлор понижает степень окисления, следовательно, он является окислителем, тогда как кислород повышает степень окисления и является восстановителем. Окислитель и восстановитель входят в состав одной молекулы, поэтому реакция относится к типу внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции.

Запишем схемы полуреакций окисления и восстановления и определим количество отданных и принятых электронов, указав процессы окисления и восстановления:

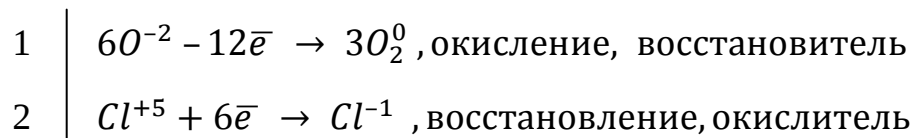


В составе хлората калия три атома кислорода, а в образовавшейся молекуле

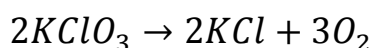
кислорода – 2. Поэтому домножим левую и правую части полуреакции окисления на 3, чтобы количество атомов кислорода было одинаковым.



Количество отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Найдем наименьшее общее кратное, которое равно 12 (отдано 12 электронов, принято – 6), и определим дополнительные множители к процессам окисления и восстановления, т.е. составим электронный баланс:



Перенесем подобранные коэффициенты в уравнение реакции, и уравниваем количества атомов элементов. Проверяем количество атомов, не изменивших степени окисления в ходе реакции (это калий):

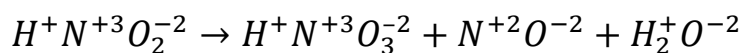


3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций диспропорционирования.

Расставьте коэффициенты в уравнении реакции диспропорционирования азотистой кислоты $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO + H_2O$ методом электронного баланса.

Решение:

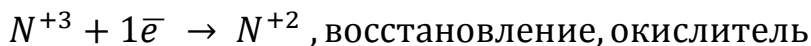
Расставим степени окисления элементов в уравнении реакции и определим окислитель и восстановитель:



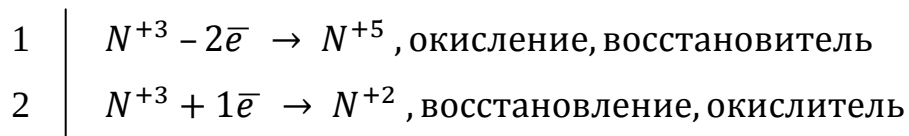
В этой реакции азот и понижает степень окисления от +3 до +2, и повышает степень окисления от +3 до +5. Следовательно, он является и окислителем, и восстановителем. Окислителем и восстановителем выступает атом одного и того же элемента в одной и той же степени окисления в составе одной молекулы, поэтому реакция относится к типу окислительно-восстановительной реакции диспропорционирования.

Запишем схемы полуреакций окисления и восстановления и определим

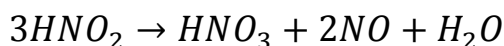
количество отданных и принятых электронов:



Количество отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Найдем наименьшее общее кратное, которое равно 2 (отдано 2 электрона, принято – 1), и определим дополнительные множители к процессам окисления и восстановления, т.е. составим электронный баланс:



Перенесем подобранные коэффициенты в уравнение реакции, и уравниваем количества атомов элементов, не изменивших степени окисления в ходе реакции (это водород и кислород). Так как N^{+3} входит в состав и молекулы окислителя, и молекулы восстановителя (это одна и та же молекула азотистой кислоты), то перед молекулой HNO_2 необходимо поставить коэффициент 3:



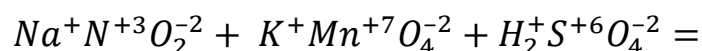
4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с учетом влияния среды раствора.

Составьте уравнение взаимодействия нитрита натрия с перманганатом калия в кислой, нейтральной и щелочной среде. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Решение:

а) Рассмотрим протекание реакции в кислой среде.

Запишем левую часть уравнения окислительно-восстановительной реакции и расставим степени окисления элементов:



Установим роль каждого вещества в реакции.

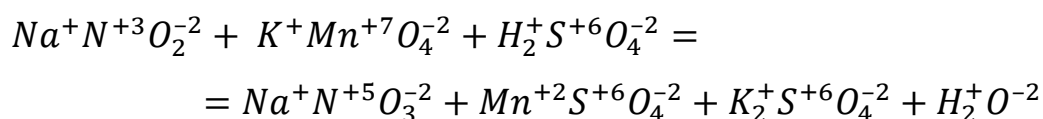
В составе перманганата калия марганец имеет степень окисления +7, которая является для него высшей степенью окисления (марганец находится в седьмой группе периодической системы). Следовательно, может только при-

нимать электроны и является окислителем. В составе нитрита натрия азот имеет степень окисления +3, которая является промежуточной (высшая степень окисления азота +5, так как он находится в пятой группе периодической системы, а низшая –3). Следовательно, азот может, как принимать, так и отдавать электроны, т.е. быть как окислителем, так и восстановителем. Поскольку в обсуждаемом уравнении перманганат калия может быть только окислителем, то нитрит натрия будет являться восстановителем. Серная кислота в процессе окисления-восстановления не участвует, а создает кислую среду раствора и является солеобразователем.

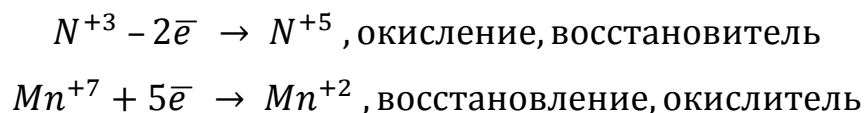
Определим продукты окислительно-восстановительной реакции.

Нитрит натрия, являясь восстановителем, будет окисляться, т.е. повышать степень окисления до +5, образуя нитрат натрия. Перманганат калия, являясь окислителем, будет восстанавливаться, т.е. понижать степень окисления. Восстановление марганца в кислой среде протекает наиболее глубоко, до степени окисления +2. В присутствии серной кислоты образуются соли металлов, поэтому продуктом восстановления будет сульфат марганца(II). Другими продуктами взаимодействия, не связанными с процессами окисления и восстановления, будут сульфат калия и вода.

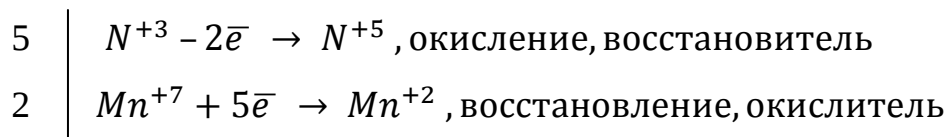
Запишем полное уравнение реакции с указанием степеней окисления элементов:



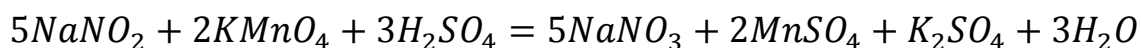
Запишем схемы полуреакций окисления и восстановления и определим количество отданных и принятых электронов:



Количество отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Найдем наименьшее общее кратное, которое равно 10 (отдано 2 электрона, принято – 5), и определим дополнительные множители к процессам окисления и восстановления, т.е. составим электронный баланс:



Перенесем подобранные коэффициенты в уравнение реакции, и уравняем количества атомов элементов, не изменивших степени окисления в ходе реакции (это калий, сера, водород и кислород):



б) Рассмотрим протекание реакции в нейтральной среде.

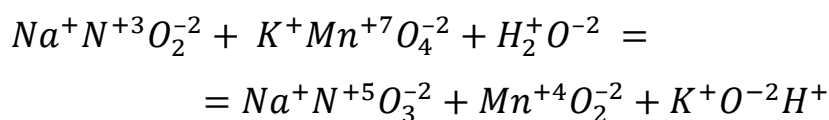
Запишем левую часть уравнения окислительно-восстановительной реакции и расставим степени окисления элементов:



Как было показано выше, перманганат калия выполняет функцию окислителя, а нитрит натрия – восстановителя. Вода создает нейтральную среду раствора. Определим продукты окислительно-восстановительной реакции.

Нитрит натрия, являясь восстановителем, будет окисляться, т.е. повышать степень окисления до +5, образуя нитрат натрия. Перманганат калия, являясь окислителем, будет восстанавливаться, т.е. понижать степень окисления. Восстановление марганца в нейтральной среде протекает не так глубоко, как в кислой, до степени окисления +4. В нейтральной среде не могут образоваться соли, продуктами реакции могут быть оксиды и гидроксиды. Поэтому продуктом восстановления будет оксид марганца(IV). Другим продуктом взаимодействия, не связанным с процессами окисления и восстановления, будет гидроксид калия.

Запишем полное уравнение реакции с указанием степеней окисления элементов:

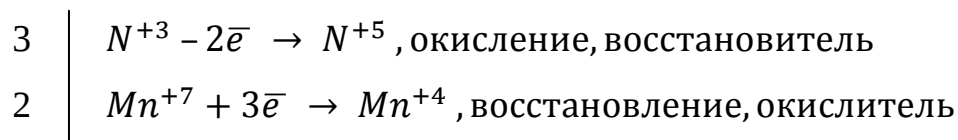


Запишем схемы полуреакций окисления и восстановления и определим количество отданных и принятых электронов:

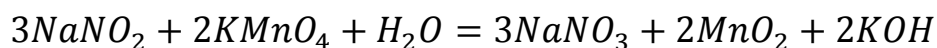




Количество отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Найдем наименьшее общее кратное, которое равно 6 (отдано 2 электрона, принято – 3), и определим дополнительные множители к процессам окисления и восстановления, т.е. составим электронный баланс:

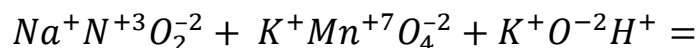


Перенесем подобранные коэффициенты в уравнение реакции, и уравниваем количества атомов элементов, не изменивших степени окисления в ходе реакции (это калий, водород и кислород):



в) Рассмотрим протекание реакции в щелочной среде.

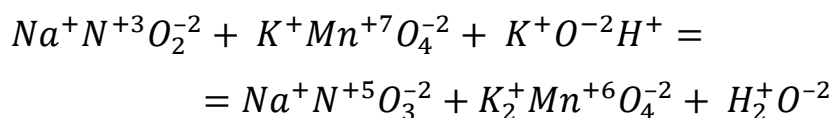
Запишем левую часть уравнения окислительно-восстановительной реакции и расставим степени окисления элементов:



Как и в двух предыдущих случаях, перманганат калия выполняет функцию окислителя, а нитрит натрия – восстановителя. Гидроксид калия создает щелочную среду раствора. Определим продукты окислительно-восстановительной реакции.

Нитрит натрия, являясь восстановителем, будет окисляться, т.е. повышать степень окисления до +5, образуя нитрат натрия. Перманганат калия, являясь окислителем, будет восстанавливаться, т.е. понижать степень окисления. Восстановление марганца в щелочной среде протекает наименее глубоко в сравнении с кислой и нейтральной средой, до степени окисления +6. Поэтому продуктом восстановления будет манганат калия, K_2MnO_4 .

Запишем полное уравнение реакции с указанием степеней окисления элементов:

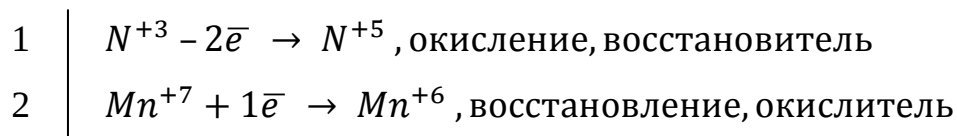


Запишем схемы полуреакций окисления и восстановления и определим

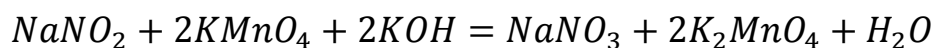
количество отданных и принятых электронов:



Количество отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Найдем наименьшее общее кратное, которое равно 2 (отдано 2 электрона, принято – 1), и определим дополнительные множители к процессам окисления и восстановления, т.е. составим электронный баланс:



Перенесем подобранные коэффициенты в уравнение реакции, и уравниваем количества атомов элементов, не изменивших степени окисления в ходе реакции (это калий, водород и кислород):



Задачи:

1. Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства; только восстановительные свойства; как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?

а) $KMnO_4$, MnO_2 , V_2O_5 , KI

б) HNO_3 , PbO_2 , Na_2S , NH_3

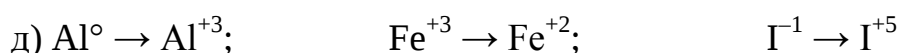
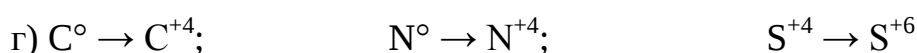
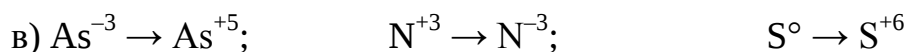
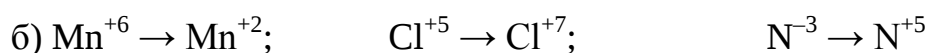
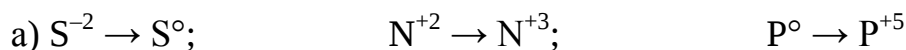
в) Na_2SO_3 , HNO_3 , $K_2Cr_2O_7$, PH_3

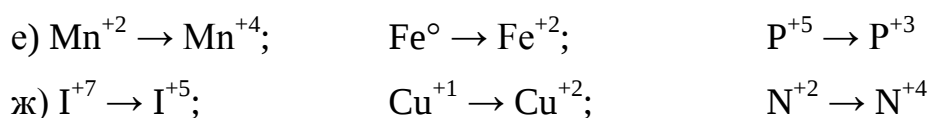
г) $MnSO_4$, HIO_3 , $KClO_4$, $CrCl_3$

д) K_2SO_3 , $HClO$, KNO_3 , MnO_2

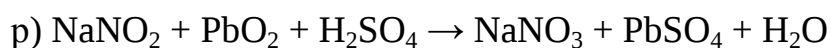
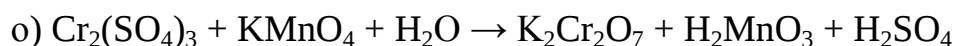
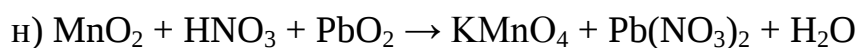
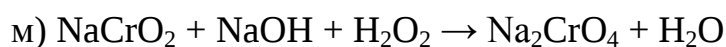
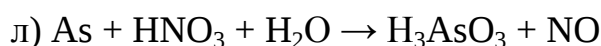
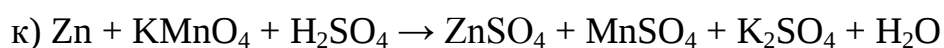
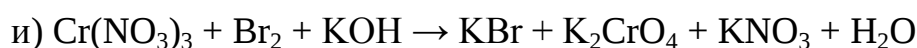
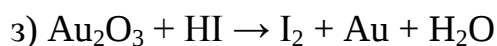
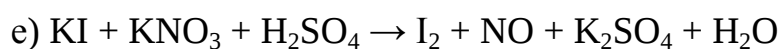
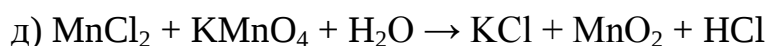
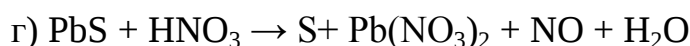
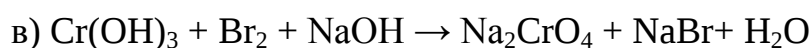
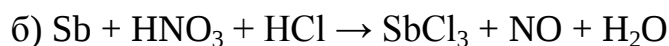
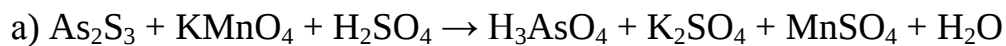
е) $FeCl_3$, $NaNO_2$, $NaBr$, $FeSO_4$

2. Составьте электронные уравнения и укажите, какой происходит процесс – окисление или восстановление:

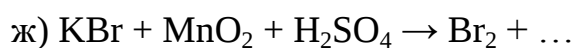
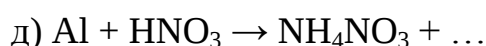
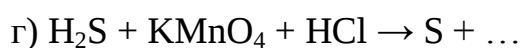
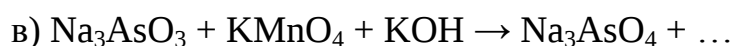
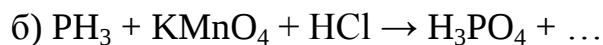
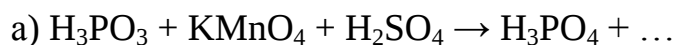




3. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



4. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



2 ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

2.1 Электродные потенциалы

Контрольные вопросы:

1. Что называется электродом? Приведите примеры.
2. Что такое стандартный электродный потенциал? Как он определяется?
3. От чего зависит электродный потенциал? По какой формуле можно рассчитать значение электродного потенциала?
4. Что представляет собой ряд напряжений металлов?
5. Что такое окислительно-восстановительный потенциал? Как определить направление протекания окислительно-восстановительного процесса?

Примеры решения задач:

1. Вычисление электродных потенциалов металлов.

Вычислите электродный потенциал цинка, погруженного в 0,001 М раствор соли $ZnCl_2$.

Решение:

Вычисление электродного потенциала φ производят по уравнению Нернста:

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

φ° – стандартный электродный потенциал, $\varphi^\circ_{Zn^\circ/Zn^{2+}} = -0.76$ В (см. таблицу 11 Приложения);

n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе;

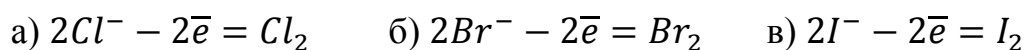
C – концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

Отсюда:

$$\varphi_{Zn^\circ/Zn^{2+}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-3} = -0,76 - 0,0295 \cdot 3 = -0,85 \text{ В.}$$

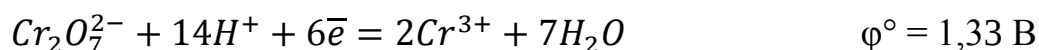
2. Определение направления окислительно-восстановительной реакции.

Можно ли использовать $K_2Cr_2O_7$ в кислой среде в качестве окислителя в следующих процессах при стандартных условиях:



Решение:

Мерой окислительно-восстановительной способности веществ являются их окислительно-восстановительные потенциалы (таблица 11 Приложения). Чем больше величина окислительно-восстановительного потенциала атома или иона, тем больше его окислительная способность. Чем меньше величина окислительно-восстановительного потенциала атома или иона, тем больше его восстановительная способность. Запишем значения окислительно-восстановительных потенциалов для указанных систем:

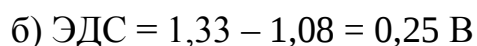


Для определения направления протекания окислительно-восстановительного процесса необходимо найти значение ЭДС, которое равно разности потенциалов окислителя и восстановителя:

$$\text{ЭДС} = \varphi^\circ_{\text{окислителя}} - \varphi^\circ_{\text{восстановителя}}$$

Реакция возможна при условии положительного значения ЭДС.

Найдем значения ЭДС для указанных окислительно-восстановительных пар:



Следовательно, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислой среде можно использовать для окисления бромид-ионов и иодид-ионов.

3. Вычисление окислительно-восстановительного потенциала системы.

Рассчитайте окислительно-восстановительный потенциал системы $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}$, если раствор содержит 0,001 моль/л SO_4^{2-} , 0,1 моль/л SO_3^{2-} , 1 моль/л H^+ .

Решение:

Запишем значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала системы $H_2SO_3 + H_2O = SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$ (таблица 11 Приложения), $\varphi^\circ = 0,20$ В.

Вычисление окислительно-восстановительного потенциала φ производят по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C_{\text{ок.ф.}}}{C_{\text{вос.ф.}}}, \text{ где}$$

φ° – стандартный окислительно-восстановительный потенциал;

n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе;

$C_{\text{ок.ф.}}$ – произведение концентраций веществ, находящихся в окисленной форме, моль/л;

$C_{\text{вос.ф.}}$ – произведение концентраций веществ, находящихся в восстановленной форме, моль/л.

В данной системе в окисленной форме находятся H^+ и SO_4^{2-} , а в восстановленной форме – SO_3^{2-} . Отсюда окислительно-восстановительный потенциал равен:

$$\begin{aligned} \varphi &= 0,20 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{C_{SO_4^{2-}} \cdot C_{H^+}}{C_{SO_3^{2-}}} = 0,20 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{0,001 \cdot 1}{0,1} = \\ &= 0,20 + 0,0295 \cdot \lg 10^{-4} = 0,20 - 0,0295 \cdot 4 = 0,082 \text{ В.} \end{aligned}$$

Задачи:

1. Вычислите электродный потенциал железа, погруженного в 0,01 М раствор соли $FeCl_2$.

2. Вычислите электродный потенциал алюминия, погруженного в 0,001 М раствор соли $AlCl_3$.

3. Вычислите электродный потенциал меди, погруженной в 0,001 М раствор соли $CuCl_2$.

4. Вычислите электродный потенциал олова, погруженного в 0,001 М раствор соли $SnCl_2$.

5. При какой концентрации ионов Fe^{2+} в растворе потенциал этого электрода будет равен стандартному потенциалу водородного электрода?

6. При какой концентрации ионов Cd^{2+} в растворе потенциал этого электрода будет равен стандартному потенциалу цинкового электрода?

7. Вычислить потенциал водородного электрода, погруженного: в чистую воду; в раствор с $\text{pH} = 3$; в раствор с $\text{pH} = 10$.

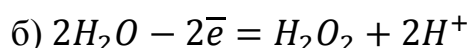
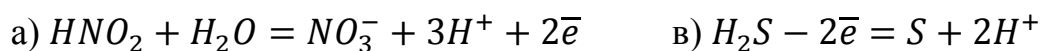
8. Возможна ли реакция между KClO_3 и MnO_2 в кислой среде?

9. Можно ли использовать FeCl_3 для окисления KI и KBr ?

10. Можно ли использовать KMnO_4 для окисления Sb^{3+} до Sb^{5+} ?

11. Какой из окислителей – MnO_2 , PbO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – является наиболее эффективным по отношению к HCl при получении Cl_2 ?

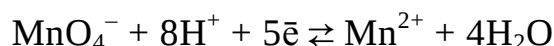
12. Можно ли использовать KMnO_4 в качестве окислителя в следующих процессах при стандартных условиях:



13. Возможно ли окисление иона Cr^{3+} до $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ анионом NO_3^- с восстановлением последнего до NO ?

14. Можно получить KMnO_4 окислением манганата калия (K_2MnO_4) хлором, бромом или йодом?

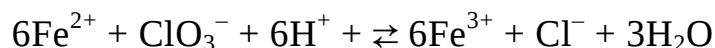
15. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал для системы



если $C_{\text{MnO}_4^-} = 10^{-5}$ моль/л, $C_{\text{Mn}^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л, $C_{\text{H}^+} = 0,2$ моль/л.

16. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал водного раствора, в котором $C_{\text{MnO}_4^-} = 0,2$ моль/л, $C_{\text{Mn}^{2+}} = 0,01$ моль/л и $\text{pH} = 2$.

17. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал для системы



если $\text{pH} = 3,5$, а концентрации ионов Fe^{2+} , ClO_3^- , Fe^{3+} и Cl^- соответственно равны (моль/л): 0,01, 0,1, 1,5 и 1.

2.2 Гальванический элемент

Контрольные вопросы:

1. Что такое гальванический элемент?
2. Какой электрод в гальваническом элементе является катодом; анодом?
3. Какие процессы протекают на катоде и аноде в гальваническом элементе?
4. Где находят применение гальванические элементы?

Примеры решения задач:

1. Составление схемы гальванического элемента и определение ЭДС.

Составьте схему гальванического элемента, состоящего из железного и кадмиевого электродов. Запишите уравнения электродных процессов. Определите ЭДС этого гальванического элемента при стандартных условиях.

Решение:

Запишем значения стандартных электродных потенциалов (таблица 11):

$$\varphi^{\circ}_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44 \text{ В}$$

$$\varphi^{\circ}_{Cd/Cd^{2+}} = -0,40 \text{ В}$$

Катодом в гальваническом элементе является электрод, имеющий большее значение стандартного электродного потенциала. Значит, в данной паре катодом является кадмиевый электрод. В гальваническом элементе катод заряжен положительно. Тогда анодом является железный электрод. Анод в гальваническом элементе заряжен отрицательно. Запишем схему гальванического элемента (при записи схемы гальванического элемента сначала записывают анод, затем ставят две вертикальные черты, обозначающие солевой мостик, а затем записывают катод в обратном порядке):

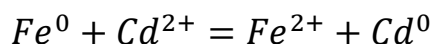


В гальваническом элементе на катоде происходит процесс восстановления, т.е. присоединение электронов. На аноде протекает процесс окисления, т.е. отдача электронов. Запишем уравнения электродных процессов:





Суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента:



Рассчитаем ЭДС гальванического элемента:

$$\begin{aligned} \text{ЭДС} &= \varphi^{\circ}_{\text{окислителя}} - \varphi^{\circ}_{\text{восстановителя}} = \varphi^{\circ}_{Cd/Cd^{2+}} - \varphi^{\circ}_{Fe/Fe^{2+}} = \\ &= -0,40 - (-0,44) = 0,04 \text{ В} \end{aligned}$$

2. Определение ЭДС гальванического элемента с учетом концентрации растворов.

Определите ЭДС гальванического элемента, состоящего из железного электрода, погруженного в 0,01 М раствор хлорида железа(II), и кадмиевого электрода, погруженного в 0,001 М раствор хлорида кадмия.

Решение:

Запишем значения стандартных электродных потенциалов (таблица 11):

$$\varphi^{\circ}_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44 \text{ В}$$

$$\varphi^{\circ}_{Cd/Cd^{2+}} = -0,40 \text{ В}$$

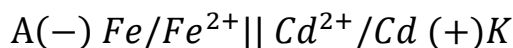
Рассчитаем значения электродных потенциалов по уравнению Нернста:

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

$$\varphi_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,01 = -0,499 \text{ В}$$

$$\varphi_{Cd/Cd^{2+}} = -0,40 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,001 = -0,4885 \text{ В}$$

В этом гальваническом элементе железный электрод имеет меньшее значение электродного потенциала, значит он является анодом. Запишем схему гальванического элемента:



Рассчитаем ЭДС гальванического элемента:

$$\begin{aligned} \text{ЭДС} &= \varphi^{\circ}_{\text{окислителя}} - \varphi^{\circ}_{\text{восстановителя}} = \varphi^{\circ}_{Cd/Cd^{2+}} - \varphi^{\circ}_{Fe/Fe^{2+}} = \\ &= -0,4885 - (-0,499) = 0,0105 \text{ В} \end{aligned}$$

2. Определение ЭДС концентрационного гальванического элемента.

Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из железных электродов, опущенных: первый в 0,01 М, а второй в 0,1 М растворы FeCl_2 .

Решение:

Запишем значение стандартного электродного потенциала (таблица 11):

$$\varphi^\circ_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = -0,44 \text{ В}$$

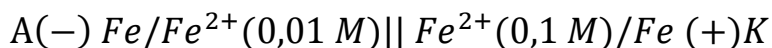
Рассчитаем значения электродных потенциалов при разных концентрациях ионов по уравнению Нернста:

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

$$\varphi_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = -0,44 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,01 = -0,499 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = -0,44 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,1 = -0,4695 \text{ В}$$

Электрод с меньшим значением электродного потенциала является анодом, а с большим – катодом. Запишем схему гальванического элемента:



Запишем уравнения электродных процессов:



Рассчитаем ЭДС гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = \varphi^\circ_{\text{окислителя}} - \varphi^\circ_{\text{восстановителя}} = -0,4695 - (-0,499) = 0,0295 \text{ В.}$$

Задачи:

1. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь являлась бы анодом, а в другом – катодом. Напишите схемы электродных процессов. Рассчитайте ЭДС гальванических элементов.

2. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом – анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и на

аноде. Рассчитайте ЭДС гальванических элементов.

3. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых катодом является марганец, а в другом – серебро. Напишите схемы электродных процессов. Рассчитайте ЭДС гальванических элементов.

4. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из титанового и никелевого электродов, в котором $[\text{Ti}^{2+}] = 0,01$ моль/л, а $[\text{Ni}^{2+}] = 1$ моль/л.

5. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[\text{Cd}^{2+}] = 0,8$ моль/л, а $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$ моль/л.

6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из платинового электрода, погруженного в 0,01 М раствор соли PtCl_2 и алюминиевого электрода, погруженного в 0,001 М раствор соли AlCl_3 . Составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов.

7. Напишите электронные уравнения электродных процессов, составьте схему гальванического элемента, состоящего из серебряного электрода, погруженного в 0,001 М раствор AgNO_3 , и медного электрода, погруженного в 0,1 М раствор CuSO_4 . Вычислите ЭДС этого элемента.

8. Гальванический элемент составлен из цинкового и хромового электродов. Составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов. Определите ЭДС этого элемента при стандартных условиях. При какой концентрации ионов Cr^{3+} ЭДС этого элемента будет равна нулю?

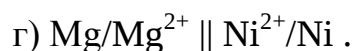
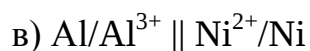
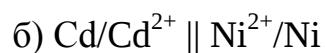
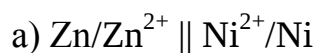
9. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01$ моль/л. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз?

10. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных

процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Mg^{2+}] = [Cd^{2+}] = 1$ моль/л. Изменится ли значение ЭДС, если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л?

11. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению: $Ni + Pb(NO_3)_2 = Ni(NO_3)_2 + Pb$. Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите ЭДС этого элемента, если $[Pb^{2+}] = 0,0001$ моль/л, $[Ni] = 0,01$ моль/л.

12. На основании стандартных электродных потенциалов определите, какой из следующих гальванических элементов имеет наибольшую ЭДС:



13. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных: первый в 0,01 М, а второй в 0,1 М растворы $AgNO_3$.

14. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, в котором один никелевый электрод находится в 0,001 М растворе, а другой такой же электрод - в 0,01 М растворе сульфата никеля.

15. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженных в растворы их солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и на катоде. Какой концентрации (моль/л) надо взять ионы железа(II), чтобы ЭДС элемента стала равной нулю, если $[Zn^{2+}] = 0,001$ моль/л?

16. Медная и кобальтовая пластины опущены соответственно в растворы $Cu(NO_3)_2$ и $Co(NO_3)_2$. Составьте схему гальванического элемента, напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и на катоде. Какой должна быть концентрация (моль/л) ионов меди(II), чтобы ЭДС элемента стала равной нулю, если $[Co^{2+}] = 1$ моль/л?

2.3 Коррозия металлов

Контрольные вопросы:

1. Что такое коррозия?
2. Что такое химическая коррозия? Какие существуют виды химической коррозии?
3. При каких условиях протекает электрохимическая коррозия?
4. Какие методы применяют для защиты от коррозии?

Примеры решения задач:

1. Составление схемы гальванического элемента, работающего при коррозии металла.

Хром находится в контакте с медью. Какой металл будет окисляться при коррозии в нейтральной среде; в кислой среде (HCl)? Составьте схемы гальванических элементов, запишите уравнения электродных процессов.

Решение:

Запишем значения стандартных электродных потенциалов (таблица 11):

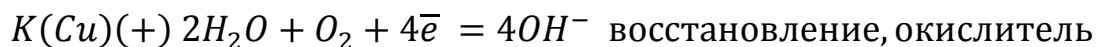
$$\varphi^{\circ}_{Cu/Cu^{2+}} = +0,34 \text{ В}$$

$$\varphi^{\circ}_{Cr/Cr^{3+}} = -0,74 \text{ В}$$

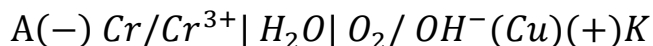
Хром является более активным металлом и в образующемся гальваническом элементе будет анодом, а медь будет катодом. В гальваническом элементе на аноде протекает процесс окисления, т.е. отдача электронов. Поэтому хром окисляется и переходит в раствор:



На катоде происходит процесс восстановления, присоединение электронов. Однако, ионов меди в растворе нет, т.е. медь не может восстанавливаться. Поэтому в нейтральной среде на катоде протекает процесс восстановления растворенного в воде кислорода:

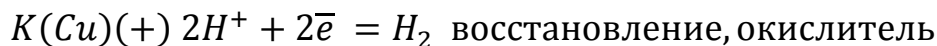


Запишем схему гальванического элемента:

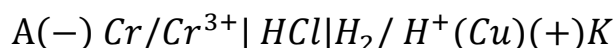


Так как ионы хрома(III) с гидроксид-ионами образуют нерастворимый гидроксид, то в нейтральной среде продуктом коррозии будет $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

В кислой среде на катоде протекает процесс восстановления катионов водорода:



Запишем схему гальванического элемента:



В кислой среде продуктами коррозии будут газообразный водород и соединение хрома с кислотным остатком – соль CrCl_3 .

Задачи:

1. Составьте схемы процессов, протекающих при электрохимической коррозии железа в результате нарушения анодного и катодного покрытия.

2. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов при коррозии пары магний-никель. Какие продукты коррозии образуются при коррозии в кислой и нейтральной среде?

3. Какое железо корродирует быстрее – находящееся в контакте с медью или с оловом? Ответ объясните.

4. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие – катодное или анодное? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов при нарушении покрытия во влажном воздухе. Какие образуются продукты коррозии?

5. Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк или магний? Почему? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов коррозии во влажной атмосфере.

6. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Составьте уравнения электродных процессов.

7. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие – анодное

или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте, Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

8. Железо находится в контакте с алюминием. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов при коррозии пары алюминий – железо в кислой и нейтральной среде. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

9. Какие процессы происходят при атмосферной коррозии хромированного железа в случае нарушения покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, укажите продукты коррозии.

10. Приведите примеры двух металлов, пригодных для протекторной защиты железа. Для обоих случаев напишите уравнения электрохимической коррозии во влажной среде, насыщенной кислородом.

11. Приведите примеры двух металлов, пригодных для протекторной защиты никеля. Для обоих случаев напишите уравнение электрохимической коррозии в среде соляной кислоты.

12. Деталь сделана из сплава, в состав которого входит магний и марганец. Какой из компонентов сплава будет разрушаться при электрохимической коррозии? Ответ подтвердите уравнениями анодного и катодного процесса коррозии: а) в кислой среде; б) в кислой среде, насыщенной кислородом.

13. С целью защиты от коррозии цинковое изделие покрыли оловом. Какое это покрытие: анодное или катодное? Напишите уравнение атмосферной коррозии данного изделия при нарушении целостности покрытия.

14. Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составив уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнения протекающей химической реакции.

2.4 Электролиз

Контрольные вопросы:

1. Что такое электролиз? В чем отличие электролизера от гальванического элемента?
2. Как происходит электролиз в расплавах? Приведите примеры и рассмотрите электродные процессы?
3. В чем особенность электролиза в растворах? Какой порядок разрядки катионов на катоде и анионов на аноде?
4. Как протекает электролиз с растворимым анодом? Где применяется электролиз с активным анодом?
5. Сформулируйте законы электролиза и запишите формулы для расчетов.
6. Назовите области применения электролиза.

Примеры решения задач:

1. Применение закона Фарадея для электролиза расплавов электролитов.

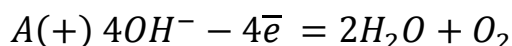
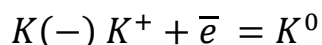
Определите время, необходимое для получения 0,5 кг металлического калия при электролизе расплава гидроксида калия при силе тока 2500 А. Выход по току равен 30%. Какой объем кислорода выделится при электролизе?

Решение:

Электролиз расплава ведут при высоких температурах, поэтому протекает термическая диссоциация гидроксида калия:



Катионы K^+ разряжаются на катоде, а анионы OH^- – на аноде. На катоде протекает процесс восстановления, на аноде – процесс окисления. Запишем уравнения электродных процессов:



Время, необходимое для получения 0,5 кг металлического калия найдем по формуле закона Фарадея:

$$t = mF/M_3I$$

С учетом выхода по току формула выглядит следующим образом:

$$t = \frac{mF}{B_{\text{т}} M_{\text{э}} I}$$

$$t = \frac{500 \cdot 96500}{0,30 \cdot 56 \cdot 2500} = 1149 \text{ с} = 19 \text{ мин.}$$

Выделившийся объем кислорода с учетом выхода по току находим по формуле:

$$V = \frac{V_{\text{э}} I t B_{\text{т}}}{F}$$

$$V = \frac{5,6 \cdot 2500 \cdot 1149 \cdot 0,3}{96500} = 50 \text{ л.}$$

2. Применение закона Фарадея для электролиза водных растворов электролитов.

При электролизе на инертных электродах водного раствора нитрата одновалентного металла в течение 25 минут при силе тока 3 А на катоде выделилось 4,8 г металла. Выход по току составил 95,24%. Определите атомную массу металла, какой это металл? Напишите уравнения электродных процессов и суммарное уравнение электролиза.

Решение:

Определим теоретический выход металла:

$$B_{\text{т}} = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теорет.}}} \cdot 100\%$$

$$m(\text{Me}) = \frac{4,8 \cdot 100}{95,24} = 5,04 \text{ г}$$

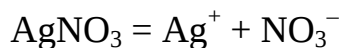
Из закона Фарадея выразим величину молярной массы эквивалента металла:

$$M_{\text{э}} = \frac{mF}{It}$$

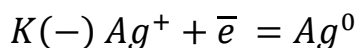
$$M_{\text{э}} = \frac{5,04 \cdot 96500}{3 \cdot 25 \cdot 60} = 108 \text{ г/моль}$$

Так как металл одновалентный, то его молярная масса эквивалента равна атомной массе, следовательно металл – серебро, а соль, подвергающаяся

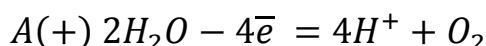
электролизу – нитрат серебра. В растворе происходит диссоциация соли:



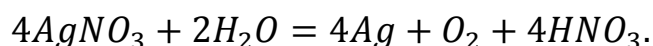
Запишем уравнения электродных процессов. Катионы серебра относятся к легкоразряжаемым, поэтому на катоде будет протекать процесс восстановления серебра:



Нитрат-ион относится к трудноразряжаемым анионам, поэтому вместо него на аноде будут разряжаться молекулы воды:



В анодном пространстве будет накапливаться азотная кислота. Суммарное уравнение электролиза раствора нитрата серебра:



Задачи:

1. При пропускании тока 2А в течение 1 ч 14 мин 24 с через водный раствор хлорида металла(II) на одном из графитовых электродов выделился металл массой 2,94 г. Чему равна атомная масса, если выход по току 100 %, и что это за металл? Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

2. Через раствор сульфата кадмия пропущено 25 А·ч электричества. При этом на катоде выделился кадмий массой 42,5 г. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах, рассчитайте выход по току кадмия.

3. Через раствор сульфата металла(II) пропустили 420 Кл электричества. При этом на катоде выделился металл массой 0,196 г. Выход металла по току на катоде 80 %. Определите металл и составьте уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах.

4. Через раствор сульфата железа(II) пропускали ток 13,4 А в течение 1 ч. Определите массу железа, которая выделилась на катоде, если выход по току был равен 70 %. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

5. При электролизе сульфата натрия получили при н.у. водород объемом

448 л. Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых аноде и катоде, и рассчитайте, сколько времени протекал электролиз, если сила тока была 100 А.

6. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили с нерастворимыми электродами при токе 2,68 А в течение 1 ч. Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся при н.у. на электродах веществ.

7. При электролизе раствора сульфата меди на аноде выделился кислород объемом 560 мл, измеренный при н.у. Сколько граммов меди выделилось на катоде?

8. Электролиз раствора сульфата цинка проводили с нерастворимыми анодами в течение 6,7 ч, в результате чего выделился кислород объемом 5,60 л, измеренный при н.у. Вычислите силу тока и массу осажденного цинка при выходе его по току 70 %.

9. Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых электродах при электролизе водного раствора КОН. Какие вещества и в каком объеме можно получить при н.у., если пропустить ток 13,4 А в течение 2 ч?

10. Сколько граммов H_2SO_4 образуется около нерастворимого анода при электролизе раствора Na_2SO_4 , если на аноде выделяется кислород объемом 1,12 л, измеренный при н.у. Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде.

11. Сколько граммов NaOH образовалось у катода при электролизе раствора сульфата натрия, если на аноде выделился кислород объемом 5,6 л, измеренный при н.у.?

12. Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах при электролизе: а) расплава хлорида магния, б) раствора хлорида магния. Сколько времени необходимо вести электролиз при силе тока 2 А, чтобы на катоде выделилось вещество массой 2,43 г (для реакций а и б)?

13. Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовом электроде при электролизе а) расплава хлорида кальция, б) раствора хлорида каль-

ция. Сколько времени необходимо вести электролиз при токе 1 А, чтобы на катоде выделилось вещество массой 4 г (для случаев а и б).

14. Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах при электролизе водного раствора сульфата никеля. Каким должен быть ток, чтобы за 10 ч на катоде выделился никель массой 47 г при выходе его по току 80 %?

15. При электролизе раствора бромиды меди (II) (нерастворимые электроды) на одном из электродов выделилась медь массой 0,635 г. Сколько граммов брома выделилось на другом электроде, если выход по току брома 90 %? Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах.

16. Составьте уравнения реакций, происходящих на электродах при электролизе: а) раствора KCl, б) расплава KCl. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катоде и аноде в случаях а) и б) при прохождении тока 26,8 А в течение 10 ч.

17. Сколько времени необходимо для электролитического меднения пластины площадью 10 см^2 при толщине осадка 10^{-5} м и токе 0,1 А? Выход по току 100 %. Плотность меди $8,96\text{ г/см}^3$.

18. Сколько времени необходимо для электролитического никелирования изделия площадью 10 см^2 при толщине осадка $2\cdot 10^{-5}\text{ м}$ и токе 0,1 А? Выход по току 100 %. Плотность никеля $8,902\text{ г/см}^3$.

19. Сколько времени необходимо для электролитического цинкования изделия площадью 10 см^2 при толщине осадка 10^{-5} м и силе тока 0,1 А? Выход по току 50 %? Плотность цинка $7,14\text{ г/см}^3$.

20. Определите силу тока, необходимую для процесса электролиза расплава хлорида магния в течение 10 ч при выходе по току 85 %, чтобы получить 0,5 кг металлического магния?

21. Провели электролиз водного раствора нитрата серебра с инертным анодом. Масса восстановленного на катоде серебра оказалась равной 2,16 г. Какой объём газа (н.у.) выделился на аноде? Вычислите массовую долю кислоты в полученном растворе, если масса раствора 250 г.

3 СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

3.1 Свойства s-элементов

Контрольные вопросы:

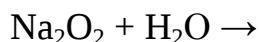
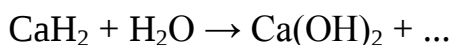
1. Каково положение s-элементов в периодической системе химических элементов?
2. Как изменяются атомные радиусы, потенциалы ионизации, химическая активность простых веществ в подгруппах периодической системы?
3. Каковы особенности электронного строения s-элементов?
4. Какие из s-элементов являются металлами, а какие неметаллами?
5. Какие степени окисления могут проявлять s-элементы?
6. Охарактеризуйте физические и химические свойства s-элементов.
7. Каковы способы получения щелочных и щелочноземельных металлов?

Задачи:

1. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: BeO или CaO; K₂O или MgO? Ответ поясните.

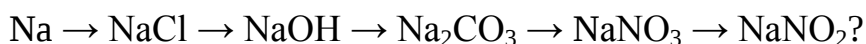
2. Какая из солей – Be(NO₃)₂ или Mg(NO₃)₂ – при одинаковых условиях подвергается гидролизу в большей степени? Написать уравнения гидролиза. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты? При добавлении соды?

3. Дописать уравнения реакций, указать окислитель и восстановитель:



4. Как из хлорида калия можно получить металлический калий, гидроксид калия. Приведите схемы процессов.

5. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



6. К осадку гидроксида магния отдельно прибавляли: а) избыток рас-

творы щелочи; б) раствор сульфата аммония; в) раствор сульфата натрия; г) раствор соляной кислоты. Во всех ли случаях произошла реакция? Напишите уравнения возможных реакций.

7. Какие из газов: H_2S , H_2 , Cl_2 , CO_2 – будут поглощаться раствором гидроксида натрия? Напишите уравнения реакций.

8. Соли CaCO_3 и CaC_2O_4 имеют близкие значения ПР, однако первая из них хорошо растворяется в уксусной кислоте, а вторая плохо. Дайте объяснение этому.

9. Объясните, почему второй электрон атома бериллия отрывается от атома легче, чем второй электрон атома лития?

10. Имеются растворы карбоната калия и нитрата калия одинаковой концентрации. Не прибегая к расчету, укажите, в каком растворе pH будет ниже.

11. При электролизе водного раствора хлорида натрия было получено 70 л 10,6 % раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,12 г/мл). Какое количество хлорида натрия превратилось в гидроксид?

12. Сколько литров водорода (н. у.) потребуется для восстановления 20 г оксида меди(II)?

13. Какой газ и какая его масса не полностью вступит в реакцию при взрыве смеси, состоящей из 0,36 г водорода и 3,26 г кислорода?

14. Сколько граммов воды получится при взрыве 6 л (н. у.) гремучего газа?

15. Сколько граммов цинка следует взять, чтобы при взаимодействии с серной кислотой получить 5,6 л водорода (н. у.)?

16. Какая масса гидрида кальция должна прореагировать с водой, чтобы выделившимся водородом восстановить 20 г оксида меди(II)?

17. Сколько литров водорода выделится при разложении водой 5,5 г гидрида кальция при температуре 17 °С и давлении 101,3 кПа?

18. Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной сульфатом кальция при 20 °С, если растворимость

последнего равна 2 г/л?

19. Какой объем углекислого газа (н.у.) выделится при термическом разложении 10 кг карбоната кальция? Сколько негашеной извести при этом образуется?

20. В избытке соляной кислоты растворили 6,0 г магния и 8,0 г кальция. Определите суммарный объем (л, н.у.) водорода, полученного при растворении.

21. Для приготовления 5 % (по массе) раствора MgSO_4 взято 400 г кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Найдите массу полученного раствора.

22. Для полного осаждения BaSO_4 из 100 г 15 % (по массе) раствора BaCl_2 потребовалось 14,4 мл H_2SO_4 . Определите нормальность раствора H_2SO_4 .

3.2 Свойства p-элементов

Контрольные вопросы:

1. Каково положение p-элементов в периодической системе химических элементов?
2. Как изменяются атомные радиусы, потенциалы ионизации, химическая активность простых веществ в подгруппах периодической системы?
3. Каковы особенности электронного строения p-элементов?
4. Какие из p-элементов являются металлами, а какие неметаллами?
5. Какие степени окисления могут проявлять p-элементы?
6. Охарактеризуйте физические и химические свойства p-элементов.
7. Что такое аллотропные модификации? Приведите примеры.
8. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства соединений p-элементов.

Задачи:

1. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства галогеноводородов? Приведите примеры.

2. Относительная плотность галогеноводорода по воздуху равна 2,8. Определите плотность этого газа по водороду и назовите его.

3. Сравните свойства кислорода при его взаимодействии с металлами и неметаллами. Приведите уравнения соответствующих реакций.

4. Какой объем (л, н. у.) кислорода потребуется для обжига 0,2 моль FeS_2 и какая масса оксида железа(III) и объем оксида серы(IV) при этом будут получены?

5. Какая масса парообразной воды образуется при взрыве смеси, содержащей 64 г кислорода и 9 г водорода? Определите объем полученного пара при н. у.

6. Между компонентами смеси, состоящей из 15 л кислорода и 10 л оксида углерода(II), провели реакцию. Определите объем газовой смеси после реакции.

7. Определите массу осадка, образующегося при взаимодействии нитрата свинца с 400 г 15,6 % раствора сульфида натрия.

8. Смешали растворы, содержащие 8 г сульфата меди и 4,68 г сульфида натрия. Образовавшийся осадок отфильтровали, фильтрат выпарили. Найдите массу остатка после выпаривания и его количественный состав.

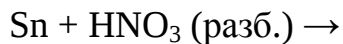
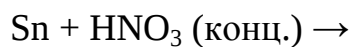
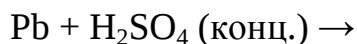
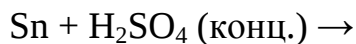
9. Смесь железа и серы нагрели без доступа воздуха, затем обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 3,36 л газа (н. у.), после пропускания которого через избыток раствора нитрата свинца выпало 2,39 г осадка. Определите массу не прореагировавшего с серой железа.

10. Железо массой 14 г сплавляли с 4,8 г серы. Полученную смесь обрабатывали избытком соляной кислоты. Найдите объем (л, н. у.) выделившегося при этом газа.

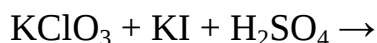
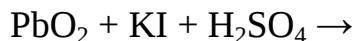
11. Над нагретой серой массой 12,8 г пропустили избыток водорода. Полученный газ прореагировал с избытком раствора гидроксида натрия. Определите массу полученного сульфида натрия, если выход реакции на первой и второй стадиях реакции равен 80% и 95% соответственно.

12. Какое количество (моль) концентрированной азотной кислоты потребуется для полного растворения 0,2 моль цинка и какой объем оксида азота(IV) при этом выделится?

13. Напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами:



14. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты:



15. Какой объем кислорода потребуется для каталитического окисления 6,0 л аммиака и какой объем оксида азота(II) при этом выделится? Расчет проводить при н. у.

16. Какой объем (л, н. у.) оксида азота(IV) выделится при термическом разложении 5,32 г нитрата меди(II)?

17. Какую массу (г) нитрата меди(II) нужно разложить при нагревании, чтобы полученным кислородом полностью окислить 3,1 г фосфора до оксида фосфора(V)?

18. При растворении в воде 28,4 г оксида фосфора(V) получили 36 г ортофосфорной кислоты. Рассчитайте выход кислоты.

19. Смесь газов, полученная при термическом разложении 0,1655 кг нитрата свинца(II), растворена в 100 мл воды. Чему равна массовая доля (%) образовавшейся кислоты?

20. При термическом разложении перманганата калия образовался объем кислорода, равный объему O_2 , получившемуся в результате разложения водой 18,32 г пероксида натрия. Рассчитайте массу разложившегося KMnO_4 .

21. Через раствор, содержащий 6,62 г нитрата свинца(II), пропустили се-

ководород объемом 1,12 л (н. у.). Определите формулу и массу полученного осадка.

22. Напишите уравнение реакции окисления арсенита натрия перманганатом калия в щелочной среде и определите объем 0,1 н раствора KMnO_4 , необходимого для окисления 2,5 г Na_3AsO_3 .

3.3 Свойства d-элементов

Контрольные вопросы:

1. Каково положение d-элементов в периодической системе химических элементов?
2. Каковы особенности электронного строения d-элементов?
3. Какие степени окисления могут проявлять d-элементы?
4. Охарактеризуйте физические и химические свойства d-элементов.

Задачи:

1. Определите массовую долю (%) железа, содержащегося в составе соли Мора, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, и железо-аммонийных квасцов, $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

2. На примере кислородных соединений марганца покажите, как с увеличением степени окисления элементов меняется характер оксидов и соответствующих им гидроксидов.

3. Какую массу хрома можно получить из 2,5 т хромистого железняка $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, содержащего 15 % пустой породы?

4. Сколько молекул кристаллизационной воды входит в состав пиролюзита $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, содержащего 44,5 % марганца?

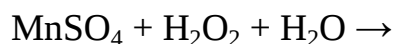
5. Какая масса йода выделится при взаимодействии йодида калия с 0,25 л 0,1 н раствора дихромата калия в кислой среде?

6. Определите массу диоксида свинца, которую можно восстановить 0,15 л 0,2 н раствора хромита калия в кислой среде?

7. На восстановление 0,05 л 0,2 н раствора дихромата калия в присутствии разбавленной соляной кислоты затрачено 0,2 л раствора хлорида оло-

ва(II). Вычислите нормальную концентрацию раствора SnCl_2 .

8. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, расставьте коэффициенты:



9. Навеска смеси цинка и железа содержит 30 % (по массе) железа. После обработки избытком соляной кислоты собрано 13,44 л (н. у.) газа. Определите массу навески.

10. Рассчитайте объем газа, л, (н. у.), выделившегося в реакции между перманганатом калия и соляной кислотой, если прореагировало 0,18 моль окислителя.

11. Определите, из какого металла изготовлена пластина, опущенная в раствор CuCl_2 , если при выделении на ней 0,2 моль металлической меди пластина стала легче на 0,2 г.

12. При действии на 22 г смеси алюминия и железа раствором соляной кислоты (в избытке) водорода выделяется в три раза больше, чем при действии раствора гидроксида натрия (в избытке) на такое же количество смеси. Найдите состав смеси в массовых процентах.

13. 14,7 г смеси железа, меди и алюминия, взаимодействуя с избытком разбавленной серной кислоты, выделяет 5,6 л (н. у) водорода. Определите состав смеси в массовых процентах, если для хлорирования такой же смеси требуется 8,96 л хлора.

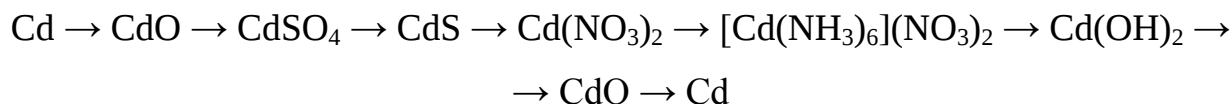
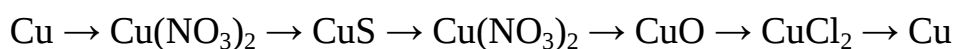
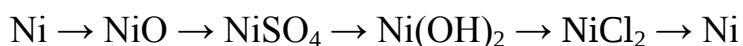
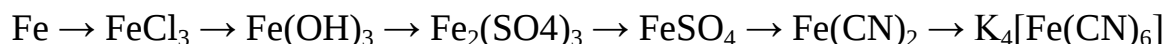
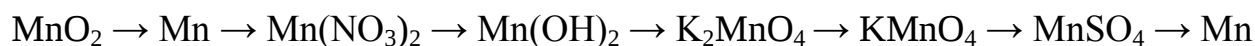
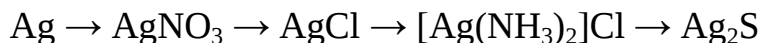
14. К 300 г раствора сульфата меди, содержащего 7 % CuSO_4 , добавили 4 г порошка цинка. Определите концентрации веществ в полученном растворе.

15. Сплав меди, железа и алюминия (массы всех металлов равны) массой 3 г поместили в 100 мл раствора соляной кислоты, содержащей 10 % HCl и имеющего плотность 1,047 г/мл. Определите концентрацию HCl в получен-

ном растворе.

16. Определите формулу кристаллогидрата сульфата железа(II), если его навеска массой 6,95 г после высушивания и полного обезвоживания стала весить на 3,15 г меньше.

17. Составьте уравнения реакций, протекающих по схеме:



18. Под действием азотной кислоты манганаты диспропорционируют следующим образом:



Какой объем раствора азотной кислоты ($\rho = 1185 \text{ кг/м}^3$) с массовой долей 30 % необходим для получения 9,48 г перманганата калия? Какая масса оксида марганца(IV) образуется?

19. Рассчитайте молярную массу эквивалента KMnO_4 в реакции:



Какая масса H_3PO_4 образуется, если в реакции участвовало 17 г фосфина?

20. Какую массу цинка необходимо поместить в аппарат Киппа, чтобы получить 50 л водорода (н. у.)? Каким объёмом 20 % H_2SO_4 ($\rho = 1,14$) потребуется заполнить аппарат, если кислота берётся в двукратном избытке?

СПРАВОЧНЫЕ ТАБЛИЦЫ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																		
Периоды	Ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII									
I	1	H 1.00797 Водород															He 4.0026 Гелий	
	2	Li 6.941 Литий	Be 9.0122 Бериллий	B 10.811 Бор	C 12.011 Углерод	N 14.0067 Азот	O 15.9994 Кислород	F 18.9984 Фтор		Порядковый номер								Ne 20.179 Неон
III	3	Na 22.9898 Натрий	Mg 24.305 Магний	Al 26.9815 Алюминий	Si 28.086 Кремний	P 30.9738 Фосфор	S 32.064 Сера	Cl 35.453 Хлор		Название								Ar 39.948 Аргон
	4	K 39.0983 Калий	Ca 40.08 Кальций	Sc 44.956 Скандий	Ti 47.88 Титан	V 50.942 Ванадий	Cr 51.996 Хром	Mn 54.938 Марганец	Fe 55.847 Железо	Co 58.9332 Кобальт	Ni 58.69 Никель							
IV	5	Sc 44.956 Скандий	Ti 47.88 Титан	V 50.942 Ванадий	Cr 51.996 Хром	Mn 54.938 Марганец	Fe 55.847 Железо	Co 58.9332 Кобальт	Ni 58.69 Никель									
	6	Rb 85.4678 Рубидий	Sr 87.62 Стронций	Y 88.9059 Иттрий	Zr 91.22 Цирконий	Nb 92.9064 Ниобий	Mo 95.94 Молибден	Tc [98] Технеций	Ru 101.07 Рутений	Rh 102.905 Родий	Pd 106.42 Палладий							
V	7	Ag 107.868 Серебро	Cd 112.40 Кадмий	In 114.82 Индий	Sn 118.69 Олово	Sb 121.75 Сурьма	Te 127.60 Теллур	I 126.9044 Йод										
	8	Cs 132.905 Цезий	Ba 137.34 Барий	La* 138.905 Лантан	Hf 178.49 Гафний	Ta 180.948 Тантал	W 183.85 Вольфрам	Re 186.207 Рений	Os 190.2 Осмий	Ir 192.22 Иридий	Pt 195.09 Платина							
VI	9	Fr [223] Франций	Ra [226] Радий	Ac** [227] Актиний	Pb 207.19 Свинец	Bi 208.980 Висмут	Po [209] Полоний	At [210] Астат										
	10	Th [232] Торий	Pa [231] Протактиний	U [238] Уран	Np [243] Нептуний	Pu [244] Плутоний	Am [243] Америций	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклий	Cf [251] Калифорний	Es [252] Эйнштейний	Fm [257] Фермий	Md [261] Менделевий	No [259] Нобелий	Lr [262] Лоуренсий			
VII	11	Rg [281] Рентгений	Cooper [285] Коперниций	Nh [286] Нихоний	Fl [289] Флеровий	Mosc [289] Московский	Lv [293] Ливерморий	Ts [293] Теннессиум										
	12	Og [294] Оганесон																

Таблица 2 – Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Катионы	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg ²⁺	Н	РК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	Р	РК
Ca ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	М	РК
Sr ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	РК	РК
Ba ²⁺	Р	РК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	НК	РК
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	М	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Pb ²⁺	Н	Н	М	М	М	РК	Р	Н	Н	Н	Н
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	РК
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	РК
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	РК
Co ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Ni ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ²⁺	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ₂ ²⁺	Н	Р	НК	НК	НК	РК	Р	Н	Н	М	Н
Ag ⁺	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н

Р вещество хорошо растворимо в воде

М малорастворимо

Н практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах

РК нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах

НК нерастворимо ни в воде, ни в кислотах

Г полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой

- вещество вообще не существует

Таблица 3 – **Относительные электроотрицательности элементов**

Периоды	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	H 2,1							
II	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
III	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
IV	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe Co Ni 1,9 1,9 1,9
	Cu 1,7	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
V	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,5	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru Rh Pd 2,2 2,2 2,2
	Ag 1,4	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
VI	Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0- 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os Ir Pt 2,2 2,2 2,2
	Au 1,4	Hg 1,9	Tl 1,9	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
VII	Fr 0,7	Ra 0,9						

Таблица 4 – Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль•К)
Ag (к)	0	0	42,69
AgBr (к)	–99,16	–95,94	107,1
AgCl (к)	–126,8	–109,7	96,07
AgI (к)	–64,2	–66,3	114,2
AgF (к)	–202,9	–184,9	83,7
AgNO ₃ (к)	–120,7	–32,2	140,9
Ag ₂ O(к)	–30,56	–10,82	121,7
Ag ₂ CO ₃	–506,1	–437,1	167,4
Al (к)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (к)	–1675,0	–1576,4	50,94
Al(OH) ₃ (к)	–1275,7	–1139,72	71,1
AlCl ₃ (к)	–697,4	–636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	–3434,0	–3091,9	239,2
As (к)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (к)	–656,8	–575,0	107,1
As ₂ O ₅ (к)	–918,0	–772,4	105,4
Au (к)	0	0	47,65
AuF (к)	–74,3	–58,6	96,4
AuF ₃ (к)	–348,53	–297,48	114,2
Au(OH) ₃ (к)	–418,4	–289,95	121,3
AuCl ₃ (к)	–118,4	–48,53	146,4
B (к)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (к)	–1264,0	–1184,0	53,85
B ₂ H ₆ (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (к)	0	0	64,9
BaCO ₃ (к)	–1202,0	–1138,8	112,1
Be (к)	0	0	9,54
BeO (к)	–598,7	–581,6	14,10
BeCO ₃ (к)	–981,57	–944,75	199,4
Bi (к)	0	0	56,9
BiCl ₃ (г)	–270,7	–260,2	356,9
BiCl ₃ (к)	–379,1	–318,9	189,5
Br ₂ (г)	30,92	3,14	245,35
НВг (г)	–36,23	–53,22	198,48
С (алмаз)	1,897	2,866	2,38
С (графит)	0	0	5,74
CO (г)	–110,5	–137,27	197,4
CO ₂ (г)	–393,51	–394,38	213,6
COCl ₂ (г)	–223,0	–210,5	289,2
CS ₂ (г)	115,3	65,1	237,8

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль•К)
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0
C ₂ H ₂ (г)	226,75	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г)	52,28	68,12	219,4
CH ₄ (г)	-74,85	-50,79	186,19
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	-32,89	229,5
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	124,50	173,2
CH ₃ OH (ж)	-238,7	-166,31	126,7
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,6	-174,77	160,7
CH ₃ COOH (ж)	-484,9	-392,46	159,8
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	-635,1	-604,2	39,7
CaF ₂ (к)	-1214,0	-1161,0	68,87
CaCl ₂ (к)	-785,8	-750,2	113,8
CaC ₂	-62,7	-67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	104,6
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	-896,76	83,4
CaSO ₄ (к)	-1424,0	-1320,3	106,7
CaSiO ₃ (к)	-1579,0	-1495,4	87,45
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к)	-4125,0	-3899,5	240,9
CaCO ₃ (к)	-1206,0	-1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl (г)	-92,30	-95,27	186,7
HCl (ж)	-167,5	-131,2	55,2
HClO (ж)	-116,4	80,0	129,7
Cr (к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	-046,84	81,1
Cr(CO) ₆ (к)	-1075,62	-982,0	359,4
Cs (к)	0	0	84,35
Cs ₂ O (к)	-317,6	-274,5	123,8
CsOH (к)	-406,5	-355,2	77,8
Cu (к)	0	0	33,3
Cu ₂ O (к)	-167,36	-146,36	93,93
CuO (к)	-165,3	-127,19	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	-443,9	-356,90	79,50
CuF ₂ (к)	-530,9	-485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	-205,9	-166,1	113,0
CuBr (к)	-141,42	-126,78	142,34
CuI ₂ (к)	-21,34	-23,85	159,0
Cu ₂ S (к)	-82,01	-86,19	119,24
CuS (к)	-48,5	-48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	-771,1	-661,91	133,3

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль•К)
CuCO ₃ (к)	–594,96	–517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (к)	–307,11	–114,22	193
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	–263,68	–244,35	58,79
FeCl ₂	–341,0	–302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (к)	–821,32	–740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (к)	–824,25	–694,54	96,23
FeCl ₃ (к)	–405,0	–336,39	130,1
FeSO ₄ (к)	–922,57	–829,69	107,51
FeCO ₃ (к)	–744,75	–637,88	92,9
GeO (к)	–305,4	–276,1	50,2
GeO ₂ (к)	–539,74	–531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	–241,84	–228,8	188,74
H ₂ O (ж)	–285,84	–237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	–187,36	–117,57	105,86
Hg (к)	0	0	76,1
HgCl ₂ (к)	–230,12	–185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (к)	–264,85	–210,66	185,81
I ₂ (к)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIO (ж)	–158,9	–98,7	24,32
K (к)	0	0	64,35
K ₂ O(к)	–361,5	–193,3	87,0
KOH (к)	–425,93	–374,47	59,41
KNO ₃ (к)	–492,71	–393,13	123,93
KNO ₂ (к)	–370,28	–281,58	117,17
K ₂ SO ₄ (к)	–1433,44	–1316,37	175,73
KHSO ₄ (к)	–1158,1	–1043,49	187,89
KH (к)	–56,9	–38,49	67,95
Li (к)	0	0	28,03
Li ₂ O (к)	–595,8	–560,2	37,9
NiOH (к)	–487,8	–443,1	42,81
Mg (к)	0	0	32,55
MgO (к)	–601,24	–569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (к)	–924,66	–833,7	63,14
MgCO ₃	–1096,21	–1029,3	65,69
MnSO ₄	–1063,74	–955,96	112,13
N ₂ (г)	0	0	191,5
N ₂ O (г)	81,55	103,6	220,0

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль•К)
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (г)	-46,19	16,64	192,5
HNO ₃ (ж)	-173,0	-79,91	156,16
NH ₄ Cl (к)	-315,39	-343,64	94,56
NH ₄ OH (ж)	-366,69	-263,8	179,9
Na (к)	0	0	51,42
Na ₂ O (к)	-430,6	-376,6	71,1
NaOH (к)	-426,6	-377,0	64,18
NaCl (к)	-410	-384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (к)	-1129,0	-1047,7	136,0
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,0	-1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	-1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P (красный)	-18,41	-13,81	22,8
PCl ₃ (г)	-277,0	-286,27	311,7
PCl ₅ (г)	-369,45	-324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	-982,4	-902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	-1271,94	-1147,25	200,83
Pb (к)	0	0	64,9
PbO (к)	-217,86	-188,49	67,4
PbO ₂ (к)	-276,86	-218,99	76,44
PbCl ₂ (к)	-359,2	-313,97	136,4
PbSO ₄ (к)	-918,1	-811,24	147,28
PbS (к)	-94,28	-92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb ₂ O (к)	-330,12	-290,79	109,6
RbOH (к)	-413,80	-364,43	70,7
S (ромб.)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	-296,9	-300,37	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23
H ₂ S (г)	-20,15	-33,02	205,64
H ₂ S (ж)	-39,33	-27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3	-724,0	156,9
H ₂ Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	-859,3	-803,75	42,09
SnO (к)	-286,0	-257,32	56,74
SnO ₂ (к)	-580,8	-519,65	52,34
SrO (к)	-590,4	-559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	-1221,3	-1137,6	97,1

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
H ₂ Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	-349,0	-318,19	43,5
ZnS (к)	-201,0	-198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	-978,2	-871,75	124,6

Таблица 5 – Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа
14	1,598	19	2,189	24	2,902
15	1,705	20	2,339	25	3,170
16	1,817	21	2,486	26	3,362
17	1,935	22	2,643	27	3,561
18	2,061	23	2,841	28	3,779

Таблица 6 – Криоскопические и эбуллиоскопические константы растворителей

Растворитель	К	Е	t _{пл} °С	t _{кип} °С
Анилин	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетон	2,40	1,48	-94,6	56,0
Бензол	5,10	2,57	5,4	80,2
Вода	1,85	0,52	0	100,0
Камфора	40,0	6,09	174,0	204,0
Нитробензол	6,90	5,27	5,7	210,9
Фенол	7,30	3,60	41,0	182,1
Хлороформ	4,90	3,88	-63,2	61,2
Четыреххлористый углерод	2,98	5,30	-23,0	76,7

Таблица 7 – Константы диссоциации слабых электролитов

Название электролита	Формула	K_d
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Борная кислота (орто)	H_3BO_3	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
Борная кислота (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Муравьиная кислота	HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Синильная кислота	HCN	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная кислота (орто)	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая кислота	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Вода	H_2O	$K = 1,86 \cdot 10^{-16}$

Таблица 8 – Степень диссоциации электролитов (при 18 °С)

Название электролита	Формула	Степень диссоциации, %	
		1 н	0,1 н
1. Кислоты			
Азотная	HNO ₃	82	92
Соляная	HCl	78	92
Бромоводородная	HBr	—	92
Иодоводородная	HI	—	92
Фтороводородная	HF	7,0	8,5
Серная	H ₂ SO ₄	51	58
Сероводородная	H ₂ S	—	0,07
Сернистая	H ₂ SO ₃	—	34
Угольная	H ₂ CO ₃	—	0,17
Фосфорная	H ₃ PO ₄	—	27
Борная (орто)	H ₃ BO ₃	—	0,01
Уксусная	CH ₃ COOH	0,4	1,3
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	—	31
2. Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	91
Гидроксид натрия	NaOH	78	91
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	0,4	1,3
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	69	80
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	—	78
3. Соли			
Хлорид натрия	NaCl	67	84
Хлорид калия	KCl	75	86
Нитрат калия	KNO ₃	64	83
Сульфат калия	K ₂ SO ₄	53	71
Сульфат меди	CuSO ₄	—	40
Ацетат натрия	CH ₃ COONa	53	79
Сульфат натрия	Na ₂ SO ₄	45	69
Хлорид аммония	NH ₄ Cl	74	85
Ацетат калия	CH ₃ COOK	64	—
Нитрат серебра	AgNO ₃	58	81
Гидрокарбонат натрия	NaHCO ₃	52	—

Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Значения для многоосновных кислот относятся к первой ступени диссоциации.

**Таблица 9 – Произведения растворимости труднорастворимых веществ
при комнатной температуре**

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
AgSCN	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	H ₂ SiO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	ZnS	$8,0 \cdot 10^{-26}$

Таблица 10 – Константы нестойкости комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$5,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,9 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,8 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,1 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

Таблица 11 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы при 25 °С

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ^0 , В
Li^+	Li (ТВ)	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,02
K^+	K (ТВ)	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
Ba^{2+}	Ba (ТВ)	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90
Sr^{2+}	Sr (ТВ)	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89
Ca^{2+}	Ca (ТВ)	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Na^+	Na (ТВ)	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Mg^{2+}	Mg (ТВ)	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,34
Al^{3+}	Al (ТВ)	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,67
Mn^{2+}	Mn (ТВ)	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,05
SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
NO_3^-	NO_2 (Г)	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,85
Zn^{2+}	Zn (ТВ)	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
Cr^{3+}	Cr (ТВ)	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
AsO_4^{3-}	AsO_2^-	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Fe(OH)_3	Fe(OH)_2 (ТВ)	$\text{Fe(OH)}_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2 + \text{OH}^-$	-0,56
Fe^{2+}	Fe (ТВ)	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
Cd^{2+}	Cd (ТВ)	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
Co^{2+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
Ni^{2+}	Ni (ТВ)	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
NO_3^-	NO (Г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
Sn^{2+}	Sn (ТВ)	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
Pb^{2+}	Pb (ТВ)	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
CrO_4^{2-}	Cr(OH)_3	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^-$	-0,12
2H^+	H_2	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	$\pm 0,00$
NO_3^-	NO_2^-	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
S(ТВ)	H_2S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	+0,14
Sn^{4+}	Sn^{2+}	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
Co(OH)_3	Co(OH)_2	$\text{Co(OH)}_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,20
SO_4^{2-}	H_2SO_3	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
Cu^{2+}	Cu (ТВ)	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
Co^{3+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	+0,43
H_2SO_3	S (ТВ)	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
Ni(OH)_3	Ni(OH)_2	$\text{Ni(OH)}_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,49
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,51
I_2	2I^-	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,53

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ° , В
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,54
MnO_4^-	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,57
MnO_4^{2-}	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,58
BrO_3^-	Br^-	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,60
O_2	H_2O_2	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
H_2SeO_3	Se	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,74
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
NO_3^-	NO_2 (Г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
NO_3^-	NH_4^+	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
NO_3^-	NO (Г)	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
HNO_2	NO (Г)	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
Br_2 (Ж)	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,08
IO_3^-	I^-	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,09
MnO_2 (ТВ)	Mn^{2+}	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,28
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	2Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
Cl_2 (Г)	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
ClO_3^-	Cl^-	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
PbO_2 (ТВ)	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
HClO	Cl^-	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
MnO_4^-	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
H_2O_2	H_2O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
Co^{3+}	Co^{2+}	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,84
F_2 (Г)	2F^-	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,85

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература

1. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 211 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453885>.

2. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 2. Химия элементов: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 322 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453886>.

Дополнительная литература

3. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 1: учебник для среднего профессионального образования / Н.Л. Глинка; под редакцией В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 353 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/451238>.

4. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 2: учебник для среднего профессионального образования / Н.Л. Глинка; под редакцией В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 383 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/451563>.

5. Нечаев, А.В. Химия: учебное пособие для СПО / А.В. Нечаев; под редакцией М.Г. Иванова. – Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019. – 110 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87903>.

6. Химия: учебное пособие для СПО / М.Г. Иванов, Л.А. Байкова, О.А. Неволина, М.А. Косарева; под редакцией И.И. Калиниченко. – Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019. – 106 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87902>.

7. Брыткова, А.Д. Общая и неорганическая химия: практикум для СПО / А.Д. Брыткова. – Саратов Профобразование, 2020. – 124 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/92126>.

8. Апарнев, А.И. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, А.А. Казакова, Л.В. Шевницына. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 159 с. Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453616>.

9. Апарнев, А.И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, Л.И. Афонина. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 127 с. Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453598>.

Составитель:

Родина Татьяна Андреевна,

профессор кафедры химии и химической технологии АмГУ, док. хим. наук

СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ЧАСТЬ 2.

Учебное пособие для СПО

Изд-во АмГУ. Подписано к печати .2021.
Тираж 50. Заказ .

Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 3,25.