

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»

*Задачник для выполнения самостоятельной работы
по разделу «Неорганическая химия»*

Составитель Ж.А. Димидёнок

Благовещенск
Издательство
Дальневосточного государственного университета
2019

УДК 54(075)
ББК 24я7
И 60

Рецензент – Пакурина Антонина Павловна, д-р хим. наук, проф.

И 60 Индивидуальные задания по дисциплине «Химия»: задачник для выполнения самостоятельной работы / Дальневост. гос. аграр. ун-т, ТФ ; сост. Ж. А. Димидёнок. – Благовещенск: Изд-во Дальневосточного ГАУ, 2019. – 50, [1] с.

Составлен в соответствии с современными требованиями федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования. Обобщены и систематизированы задачи по разделам общей и неорганической химии. Пособие содержит основные формулы, теоретические данные, справочный материал, необходимый для выполнения студентами индивидуальных заданий.

Предназначен для организации самостоятельной работы обучающихся всех направлений, изучающих дисциплины «Химия» и «Неорганическая химия».

**УДК 54(075)
ББК 24я7**

Рекомендовано к изданию методическим советом технологического факультета ФГБОУ ВО Дальневосточный ГАУ (Протокол № 6 от 04.03.2019 г.).

© ФГБОУ ВО Дальневосточный ГАУ, 2019
© Димидёнок Ж.А., составитель, 2019
© Оформление. Изд-во Дальневост. гос. аграр. ун-та, 2019

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	4
Задание 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	5
Задание 2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	8
Задание 3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА	11
Задание 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	13
Задание 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ	15
Задание 6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ	17
Задание 7. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ	19
Задание 8. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	22
Задание 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ	25
Задание 10. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ	28
Задание 11. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	31
Задание 12. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ	33
Задание 13. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ	35
Задание 14. ЭЛЕКТРОЛИЗ	36
ПРИЛОЖЕНИЯ	39
Таблица 1 Важнейшие кислоты и кислотные остатки	39
Таблица 2 Электроотрицательность элементов по Полингу	40
Таблица 3 Стандартные энтальпии образования (ΔH_{298}^0), энтропии (S_{298}^0), энергии Гиббса простых веществ и соединений	41
Таблица 4 Растворимость солей и оснований в воде	42
Таблица 5 Формулы для перерасчета концентраций растворов	43
Таблица 6 Средние коэффициенты активности ионов при различной ионной силе раствора	44
Таблица 7 Константы диссоциации (K_d) слабых электролитов	45
Таблица 8 Произведение растворимости труднорастворимых в воде соединений (при 25 °С)	47
Таблица 9 Константы нестойкости некоторых комплексных ионов	48
Таблица 10 Названия некоторых комплексообразователей и лигандов	49
Таблица 11 Стандартные электродные потенциалы металлов при 298К	50
Таблица 12 Ряд напряжения металлов	50
Таблица 13 Продукты восстановления кислот при взаимодействии с металлами	50

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебно-методическое пособие для самостоятельной работы студентов по дисциплине «Химия» предназначено для обучающихся всех направлений. Данное пособие содержит варианты индивидуальных заданий по наиболее важным разделам дисциплины, а также приложение, которое включает справочные данные, необходимые для решения задач.

Составленные задания помогут студентам эффективно освоить курс химии, проверить степень усвоения учебного материала, закрепить знания по основным разделам, установить связь между теорией и практикой, успешно подготовиться к рубежной и итоговой аттестации по данной дисциплине.

Задание 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Теоретическое введение

Вычисление массовой доли элемента (X) в молекуле (X_nY_m):

$$\omega(X) = \frac{n(X) \cdot Ar(X)}{M(X_n Y_m)} 100\%$$

Вычисление массы вещества: $m = M \cdot \nu$

Вычисление количества вещества $\nu(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{Ni}{N_A} = \frac{V_0}{V_M}$

где V_M – 22,4 л

Вычисление молярной массы эквивалента элемента или вещества

$$M_{\text{э}}(X) = M(X) \cdot 1/Z$$

Закон эквивалентов $\frac{m(X)_1}{m(X)_2} = \frac{M_{\text{э}}(X)_1}{M_{\text{э}}(X)_2}$

Определение эквивалентного числа Z и молярной массы эквивалента вещества M_э(X)

Химический элемент или вещество	Формула для расчета Z(X)	Пример
Химический элемент	Z(X) = B(X)*	PH ₃ Z(P) = 3 Z(H) = 1
Простое вещество	Z(X) = B(X) · N(X)**	O ₂ Z(O ₂) = 2 · 2 = 4
Сложное вещество	Z(X) = B(X) · N(X)***	P ₂ O ₅ Z(P ₂ O ₅) = 2 · 5 = 10 H ₃ PO ₄ Z(H ₃ PO ₄) = 3 Ca(OH) ₂ Z(Ca(OH) ₂) = 2 Al ₂ (PO ₄) ₃ Z(Al ₂ (PO ₄) ₃) = 2 · 3 = 6

B(X)* - валентность элемента; N(X)** - число атомов элемента;

N(X)*** - число функциональных групп (у кислот – атомы водорода;

у оснований – гидроксид-ионы; у солей – атомы металла; у оксидов – атомы элементов, образующего оксид)

Задания для выполнения:

1. Составьте формулы веществ по их названиям. Определите степени окисления всех атомов элементов в каждом соединении.
2. Найдите молярные массы веществ.
3. Найдите молярные массы эквивалентов веществ.
4. Сколько молей содержится в 50 граммах **основания**?
5. Какова массовая доля (в%) элемента, образующего **кислоту**?
6. Какой объем займет 10 г газообразного **оксида** при нормальных условиях?
7. По закону эквивалентов рассчитать массу кислорода, необходимую для реакции с двумя граммами элемента, образующего данный **оксид**.

Варианты

1. Оксид фосфора (III). Гидроксид алюминия. Азотная кислота. Сульфат калия.
2. Оксид углерода (IV). Гидроксид хрома (III). Мышьяковая кислота. Фосфат кальция.
3. Оксид серы (IV). Гидроксид железа (II). Фосфорная кислота. Сульфит натрия.
4. Оксид фосфора (V). Гидроксид бария. Серная кислота. Нитрат кальция.
5. Оксид серы (VI). Гидроксид магния. Азотистая кислота. Хлорид цинка.
6. Оксид азота (IV). Гидроксид кальция. Сероводородная кислота. Нитрит железа (II).
7. Оксид углерода (II). Гидроксид свинца (IV). Хлороводородная кислота. Сульфат алюминия.
8. Оксид хлора (IV). Гидроксид олова (II). Хромовая кислота. Хлорид кальция.
9. Оксид азота (III). Гидроксид свинца (II). Марганцевая кислота. Сульфид железа (III).

10. Оксид хлора (I). Гидроксид олова (IV). Кремниевая кислота. Нитрит магния.
11. Оксид азота (II). Гидроксид меди (II). Двухромовая кислота. Карбонат бария.
12. Оксид азота (V). Гидроксид калия. Борная кислота. Хлорид железа (II).
13. Оксид фосфора (V). Гидроксид хрома (III). Иодоводородная кислота. Сульфид натрия.
14. Оксид серы (VI). Гидроксид марганца (II). Метафосфорная кислота. Перманганат калия.
15. Оксид азота (I). Гидроксид меди (I). Хлорная кислота. Сульфид хрома(III).
16. Оксид углерода (II). Гидроксид никеля (II). Бромоводородная кислота. Хромат калия.
17. Оксид фосфора (III). Гидроксид вольфрама (IV). Угольная кислота. Силикат натрия.
18. Оксид хлора (IV). Гидроксид кадмия (II). Ортоборная кислота. Хлорид натрия.
19. Оксид бора (III). Гидроксид цинка. Пирофосфорная кислота. Иодид калия.
20. Оксид углерода (IV). Гидроксид марганца (IV). Хлорноватистая кислота. Карбонат кальция.
21. Оксид азота (V). Гидроксид свинца (IV). Азотная кислота. Нитрат ртути (II).
22. Оксид азота (IV). Гидроксид марганца (III). Хлористая кислота. Сульфид марганца (III).
23. Оксид фосфора (III). Гидроксид меди (II). Фосфорная кислота. Фосфат натрия.
24. Оксид серы (VI). Гидроксид серебра. Двухромовая кислота. Фосфат бария.

25. Оксид азота (II). Гидроксид платины (IV). Кремниевая кислота. Сульфит кальция.
26. Оксид серы (IV). Гидроксид калия. Хлорноватистая кислота. Карбонат аммония.
27. Оксид азота (V). Гидроксид железа (II). Иодоводородная кислота. Сульфид хрома (III).
28. Оксид серы (IV). Гидроксид вольфрама (III). Метафосфорная кислота. Сульфат хрома (III).
29. Оксид азота (V). Гидроксид кадмия (II). Хлорноватая кислота. Нитрит калия.
30. Оксид хлора (I). Гидроксид олова (IV). Пирофосфорная кислота. Сульфид натрия.

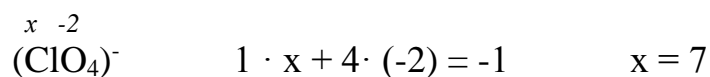
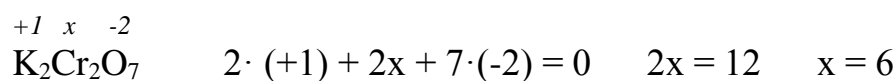
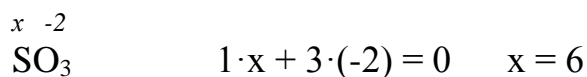
Задание 2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Теоретическое введение

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) протекают с изменением степени окисления атомов элементов, входящих в состав молекул реагирующих веществ. **Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный на основании предположения, что молекула состоит из ионов.

В молекуле (в сложном ионе) алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учетом числа их атомов равна нулю (заряду иона).

Порядок определения степени окисления:



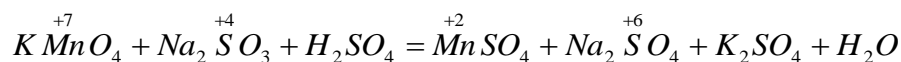
Сущность и признаки окислительно-восстановительных процессов

Электронное уравнение процесса	Переход электронов	Название процесса	Свойства частицы	Изменение степени окисления
$Zn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$	отдача	окисление	Zn^0 восстановитель	Повышение
$Cl^0 + \bar{e} \rightarrow Cl^-$	присоединение	восстановление	Cl^0 окислитель	Понижение

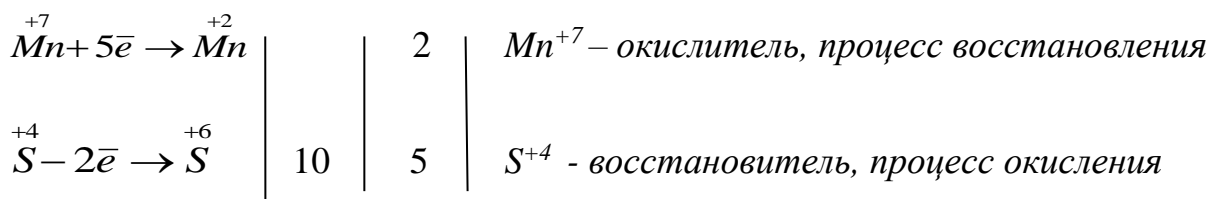
Атомы элементов в высших степенях окисления, могут быть только *окислителями*. Атомы в своей низшей степени окисления – *восстановители*. Атом элемента в промежуточной степени окисления обладает окислительно-восстановительными свойствами – возможностью вступать в реакцию как с восстановителями, так и с окислителями.

Метод электронного баланса. Составление уравнений ОВР по методу электронного баланса предусматривает несколько этапов:

1. Записывают схему уравнения реакции, находят элементы, которые изменяют свои степени окисления, определяют их степени окисления:



2. Составляют схемы электронных превращений (электронные уравнения) и находят коэффициенты:



3. Проставляют стехиометрические коэффициенты в схему реакции перед веществами, элементы которых изменили свою степень окисления:



4. Уравнивают число атомов тех элементов, которые не изменили свои степени окисления. В предпоследнюю очередь уравнивают атомы водорода.



5. Убеждаются в правильном подборе коэффициентов, сопоставляя число атомов кислорода в обеих частях уравнения; в данном примере слева 35 атомов кислорода и справа 35.

Задания для выполнения:

1. Составить электронные уравнения и подобрать коэффициенты методом электронного баланса.
2. Определить тип ОВР (межмолекулярное, внутримолекулярное окисления-восстановления, дис- или компропорционирования).
3. Рассчитать молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя.

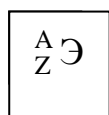
Варианты

1. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
2. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
6. $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
8. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{S} + \text{KOH}$
11. $\text{NiS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NiCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{Br}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NH}_4\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
15. $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$
16. $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$

18. $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
21. $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{NaI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaOH}$
23. $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
24. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$
25. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
26. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
28. $\text{NaI} + \text{NaIO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
29. $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
30. $\text{KNO}_2 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KNO}_3$

Задание 3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

Теоретическое введение



формула, отражающая состав атома элемента (Э), А – массовое число (общее число протонов и нейтронов); Z – порядковый номер элемента.

Например, атом азота имеет следующий состав:

$^{15}_7\text{N}$ электронов = 7, протонов = 7, нейтронов = $A - Z = 15 - 7 = 8$.

Последовательность заполнения подуровней – *ряд Клечковского*

$$1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6s \ 4f \ 5d \ 6p \ 7s \ 5f \ 6d$$

В зависимости от того, какой подуровень завершается, все элементы периодической системы делятся на четыре электронных семейства:

s-элементы – элементы групп IA, IIA, водород, гелий;

p-элементы – элементы групп III A – VIII A, кроме водорода и гелия;

d-элементы – элементы побочных подгрупп (IB – VIII B);

f-элементы – лантаноиды и актиноиды.

Особенности заполнения электронами электронных оболочек у атомов элементов главных и побочных подгрупп.

У элементов главных подгрупп (**s- и p-элементов**) завершается **последний энергетический уровень**. Все валентные электроны у них находятся на последнем уровне. Их число равно номеру группы.

У элементов побочных подгрупп (**d-элементов**) завершается **предпоследний энергетический уровень**, а на последнем уровне, как правило, находится два электрона. Валентные электроны находятся на последнем уровне (два) и на завершаемом d-подуровне остальные. Эта сумма также равна номеру группы.

Задания для выполнения:

1. Указать число электронов, протонов, нейтронов в атоме элемента.
2. Определить электронное семейство.
3. Распределить электроны по энергетическим уровням и составить электронные формулы (полную и сокращенную);
4. Составить электронно-графические формулы валентного уровня в основном и возбужденном состояниях; указать высшую валентность.
5. Составить формулы высшего оксида и гидроксида (кислоты), указать их характер (кислотный, основной, амфотерный).
6. Указать наличие водородного соединения и объяснить, почему данный элемент образует водородное соединение.

Варианты

1. Be	2. Sn	3. Pb
4. Ca	5. Rb	6. Mg
7. I	8. C	9. K
10. Sb	11. P	12. As
13. Bi	14. Se	15. Al
16. Ge	17. Tl	18. Cr
19. Si	20. Sr	21. Zn
22. W	23. Fe	24. Mo
25. V	26. Ag	27. Te
28. Hg	29. Tc	30. Ni

Задание 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Тип химической связи можно определить по разности относительной электроотрицательности ($\Delta OЭO$) атомов элементов, образующих связь. Определяют тип химической связи в молекуле, если:

$\Delta OЭO > 1,7$ — преобладает ионный тип связи;
 $\Delta OЭO$ от 0,5 до 1,7 — ковалентная полярная связь;
 $\Delta OЭO$ от 0 до 0,5 — ковалентная неполярная связь.

Кратность – число связей, образующихся между атомами.

$C - C - 1\sigma$ - одинарная связь; $C = C - 1\sigma + 1\pi$ - двойная; $C \equiv C - 1\sigma + 2\pi$ - тройная

Задания для выполнения:

1. По значениям относительных электроотрицательностей атомов, образующих связь, определить тип химической связи (приложение табл. 2).
2. Составить структурную (графическую) формулу молекулы (иона) и определить число σ - и π -связей в молекуле,
3. Составить электронную схему молекулы (иона).
4. Указать какие атомные орбитали перекрываются при образовании связи? Если имеет место гибридизация, то определить тип гибридизации.

Варианты

- | | | |
|------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------------------|
| 1. GaCl ₃ | 2. Li ₂ S | 3. TeO ₂ |
| 4. HBr | 5. GeBr ₂ | 6. PCl ₃ |
| 7. NH ₃ | 8. Na ₂ Se | 9. K ₃ P |
| 10. Tl ₂ O ₃ | 11. SO ₂ | 12. Li ₂ O |
| 13. CaCl ₂ | 14. H ₂ O | 15. PbO ₂ |
| 16. CS ₂ | 17. BeBr ₂ | 18. SbH ₃ |
| 19. Bi ₂ O ₅ | 20. As ₂ O ₅ | 21. (CrO ₄) ²⁻ |
| 22. HgCl ₂ | 23. SnI ₂ | 24. (TlO ₃) ²⁻ |
| 25. TeCl ₄ | 26. (AsO ₄) ³⁻ | 27. (IO ₄) ⁻ |
| 28. MoO ₃ | 29. WCl ₄ | 30. (SeO ₄) ²⁻ |

Задание 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Теоретическое введение

Расчет энтальпии. ΔH° реакции = $\sum \Delta H^\circ$ продуктов — $\sum \Delta H^\circ$ реагентов

$Q > 0$ или $\Delta H^\circ < 0$ — экзотермический процесс
--

$Q < 0$ или $\Delta H^\circ > 0$ — эндотермический процесс
--

Расчет энтропии. ΔS° реакции = $\sum \Delta S^\circ$ продуктов — $\sum \Delta S^\circ$ реагентов

Расчет энергии Гиббса. $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

ΔG° реакции = $\sum \Delta G^\circ$ продуктов — $\sum \Delta G^\circ$ реагентов

$\Delta G < 0 \rightarrow$ реакция самопроизвольно возможна

$\Delta G > 0 \leftarrow$ возможна самопроизвольная обратная реакция
--

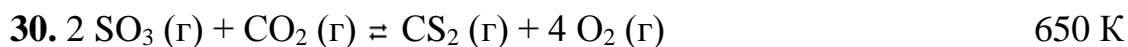
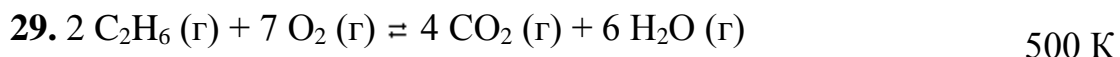
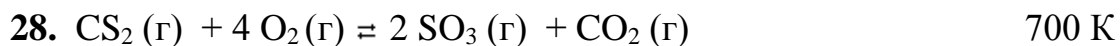
$\Delta G = 0 \rightleftharpoons$ достижение химического равновесия

Задания для выполнения:

1. Рассчитать стандартное изменение энтальпии реакции, определить тип реакции (экзо- или эндотермическая) (приложение, табл. 3).
2. Не производя расчета, определить знак изменения энтропии реакции (> 0 или < 0), подсчитав количество молей газообразных веществ реакции.
3. Рассчитать стандартное изменение энтропии.
4. Рассчитать изменение свободной энергии Гиббса химической реакции и направление самопроизвольного протекания реакции при:
 - а) стандартной температуре;
 - б) при температуре, указанной в варианте.
5. Рассчитать сколько теплоты выделится или поглотится, если прореагирует 0,5 моль первого вещества.

Варианты

1. $4 \text{HCl} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г}) + 2 \text{Cl}_2 (\text{г})$ 600 К
2. $2 \text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{г})$ 800 К
3. $4 \text{NO} (\text{г}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons 4 \text{NH}_3 (\text{г}) + 5 \text{O}_2 (\text{г})$ 400 К
4. $4 \text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O}_3 (\text{г})$ 500 К
5. $\text{PCl}_5 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г})$ 700 К
6. $2 \text{N}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{г})$ 550 К
7. $2 \text{H}_2\text{S} (\text{г}) + 3 \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г}) + 2 \text{SO}_2 (\text{г})$ 800 К
8. $2 \text{CO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 (\text{г})$ 400 К
9. $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{г}) + 5 \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 3 \text{CO}_2 (\text{г}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ 100 К
10. $2 \text{H}_2\text{O} (\text{г}) + \text{S} (\text{т}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{г}) + \text{SO}_2 (\text{г})$ 495 К
11. $\text{CH}_4 (\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{г}) + 4 \text{H}_2 (\text{г})$ 50 К
12. $2 \text{HI} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{г})$ 700 К
13. $\text{H}_2\text{S} (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{к}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{г}) + \text{S} (\text{т})$ 600 К
14. $2 \text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O} (\text{г})$ 500 К
15. $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl} (\text{г})$ 400 К
16. $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{г})$ 560 К
17. $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + 3 \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 (\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ 545 К
18. $2 \text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ 500 К
19. $2 \text{NO} (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl} (\text{г})$ 400 К
20. $2 \text{N}_2\text{O} (\text{г}) + 3 \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}_2 (\text{г})$ 820 К
21. $4 \text{NH}_3 (\text{г}) + 5 \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 4 \text{NO} (\text{г}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ 190 К
22. $\text{CH}_4 (\text{г}) + 2 \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ 100 К
23. $\text{Cl}_2 (\text{г}) + 2 \text{HI} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{I}_2 (\text{г}) + 2 \text{HCl} (\text{г})$ 700 К
24. $\text{H}_2\text{O} (\text{г}) + \text{CO} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{г}) + \text{CO}_2 (\text{г})$ 600 К
25. $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{г})$ 800 К
26. $2 \text{N}_2 (\text{г}) + \text{CO}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O} (\text{г}) + \text{C} (\text{т})$ 900 К
27. $\text{H}_2\text{S} (\text{г}) + \text{CS}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_4 (\text{г}) + 4 \text{S} (\text{т})$ 500 К



Задание 6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Теоретическое введение

Кинетическое уравнение химической реакции $a\text{A}_{(\text{г})} + b\text{B}_{(\text{г})} = c\text{C}_{(\text{г})}$ имеет

вид: для прямой реакции:
$$v_{np} = k[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b,$$

где [] – молярная концентрация веществ (моль/л).

для обратной реакции:
$$v_{обp} = k'[\text{C}]^c$$

Правило Вант – Гоффа:
$$\frac{v_{t_1}}{v_{t_2}} = \gamma^{10^{t_2 - t_1}}$$
 где,

γ – температурный коэффициент, показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C ; v_{t_2} и v_{t_1} – скорости реакции при указанных температурах.

Константа равновесия $a\text{A}_{(\text{г})} + b\text{B}_{(\text{г})} = c\text{C}_{(\text{г})} + d\text{D}_{(\text{г})}$

$$K = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

Примечание: основной закон кинетики не учитывает вещества, находящиеся в твердом агрегатном состоянии.

Задания для выполнения:

1. Записать выражение закона скорости для прямой и обратной реакции.
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой химической реакции, если давление в системе увеличить в 2 раза?

3. Рассчитать константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации всех веществ системы равны 0,1 моль/л.
4. Как надо изменить концентрацию исходных веществ, температуру и давление, чтобы равновесие сместилось в *сторону прямой реакции*?
5. Определить, в какую сторону сместится равновесие реакции, если повысить температуру на 20°C, температурные коэффициенты прямой и обратной реакций равны соответственно 3 и 2.

Варианты

- | | |
|---|----------------|
| 1. $\text{Ag}_2\text{O}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Ag}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ | $\Delta H < 0$ |
| 2. $3\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{Fe}(\text{т}) \leftrightarrow 3\text{CO}(\text{г}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т})$ | $\Delta H > 0$ |
| 3. $\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$ | $\Delta H > 0$ |
| 4. $2\text{HCN}(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 2\text{C}(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г})$ | $\Delta H > 0$ |
| 5. $2\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{т}) \leftrightarrow \text{CCl}_4(\text{г})$ | $\Delta H < 0$ |
| 6. $2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{S}(\text{т}) \leftrightarrow 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г})$ | $\Delta H > 0$ |
| 7. $2\text{N}_2(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + \text{C}(\text{т})$ | $\Delta H > 0$ |
| 8. $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{CS}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{S}(\text{т})$ | $\Delta H < 0$ |
| 9. $2\text{PbO}(\text{к}) + 2\text{SO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{PbS}(\text{к}) + 3\text{O}_2(\text{г})$ | $\Delta H > 0$ |
| 10. $\text{SiO}_2(\text{к}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{Si}(\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ | $\Delta H < 0$ |
| 11. $4\text{FeS}_2(\text{к}) + 11\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 8\text{SO}_2(\text{г})$ | $\Delta H > 0$ |
| 12. $2\text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{т})$ | $\Delta H < 0$ |
| 13. $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Fe}(\text{т})$ | $\Delta H > 0$ |
| 14. $2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}(\text{г})$ | $\Delta H > 0$ |
| 15. $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ | $\Delta H < 0$ |

16. $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{S}(\text{г})$ $\Delta\text{H} > 0$
17. $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{CS}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{S}(\text{т})$ $\Delta\text{H} > 0$
18. $2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{O}_2(\text{г}) + \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ $\Delta\text{H} > 0$
19. $5\text{CO}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{т}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) + \text{I}_2\text{O}_5(\text{т})$ $\Delta\text{H} > 0$
20. $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ $\Delta\text{H} > 0$
21. $2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 4\text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta\text{H} > 0$
22. $6\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 6\text{I}_2(\text{т}) \leftrightarrow 12\text{HI}(\text{г}) + 6\text{S}(\text{т})$ $\Delta\text{H} > 0$
23. $2\text{Ca}(\text{т}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CaO}(\text{т})$ $\Delta\text{H} > 0$
24. $3\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{ZnS}(\text{т}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{ZnO}(\text{т})$ $\Delta\text{H} > 0$
25. $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ $\Delta\text{H} < 0$
26. $\text{I}_2(\text{г}) + 5\text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{I}_2\text{O}_5(\text{т}) + 2\text{CO}(\text{г})$ $\Delta\text{H} > 0$
27. $2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ $\Delta\text{H} > 0$
28. $2\text{HBr}(\text{г}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г})$ $\Delta\text{H} > 0$
29. $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NOCl}(\text{г})$ $\Delta\text{H} < 0$
30. $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$ $\Delta\text{H} < 0$

Задание 7. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Теоретическое введение

Массовая доля растворенного вещества ($\omega\%$)

$$\omega\%(x) = \frac{m(x)}{m(p-pa)} \cdot 100\% \quad ; \quad m(p-pa) = V \cdot \rho$$

Молярная концентрация ($C(X)$, моль/л, M) $C(x) = \frac{m(x)}{M \cdot V}$,

где V – объём раствора в литрах; M – молярная масса

Молярная концентрация эквивалента ($C(1/Z)$, $C_э$ моль/л, H):

$$C\left(\frac{1}{Z}\right)(x) = \frac{m(x)}{M_э(x) \cdot V}, \text{ где } V - \text{объём раствора в литрах.}$$

Титр (T , г/мл):

$$T(x) = \frac{m(x)}{V}; \quad T(x) = \frac{C\left(\frac{1}{Z}\right)(x) \cdot M_э(x)}{1000}$$

Моляльная концентрация (b , моль/кг)

$$b(X) = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(\text{растворителя})}$$

Задания для выполнения:

1. Определить массовую долю (%) раствора, полученного смешиванием двух растворов одного и того же вещества.
2. К первому раствору прилили 1 литр воды. Определить массовую долю (%) растворенного вещества в этом растворе после разбавления.
3. Вычислите, сколько миллилитров воды надо добавить к первому раствору, чтобы из него получить 5% раствор?
4. Определить молярную концентрацию первого раствора.
5. Определить молярную концентрацию эквивалента второго раствора.
6. Определить моляльную концентрацию первого раствора.

Варианты

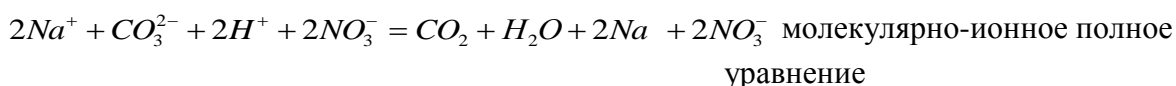
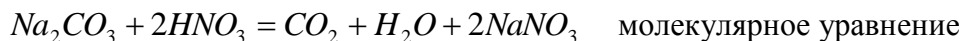
1. 300 г 10% ($\rho = 1,073$ г/мл) и 400 г 5% ($\rho = 1,044$ г/мл) Na_2SO_3
2. 180 г 14% ($\rho = 1,095$ г/мл) и 400 г 20% ($\rho = 1,139$ г/мл) H_2SO_4
3. 500 г 26% ($\rho = 1,129$ г/мл) и 200 г 2% ($\rho = 1,008$ г/мл) HCl
4. 270 г 16% ($\rho = 1,088$ г/мл) и 120 г 2% ($\rho = 1,009$ г/мл) H_3PO_4
5. 600 г 10% ($\rho = 1,082$ г/мл) и 300 г 16% ($\rho = 1,141$ г/мл) Na_2SO_4
6. 580 г 18% ($\rho = 1,051$ г/мл) и 600 г 10% ($\rho = 1,029$ г/мл) NH_4Cl
7. 50 г 94% ($\rho = 1,831$ г/мл) и 450 г 4% ($\rho = 1,025$ г/мл) H_2SO_4
8. 350 г 20% ($\rho = 1,219$ г/мл) и 300 г 5% ($\rho = 1,054$ г/мл) NaOH

9. 290 г 14% ($\rho = 1,128$ г/мл) и 750 г 5% ($\rho = 1,044$ г/мл) KOH
10. 250 г 12% ($\rho = 1,015$ г/мл) и 250 г 24% ($\rho = 1,031$ г/мл) CH₃COOH
11. 330 г 35% ($\rho = 1,260$ г/мл) и 800 г 2% ($\rho = 1,012$ г/мл) H₂SO₄
12. 140 г 20% ($\rho = 1,115$ г/мл) и 100 г 8% ($\rho = 1,043$ г/мл) HNO₃
13. 420 г 20% ($\rho = 1,186$ г/мл) и 300 г 35% ($\rho = 1,341$ г/мл) KOH
14. 350 г 12% ($\rho = 1,08$ г/мл) и 250 г 1% ($\rho = 1,005$ г/мл) H₂SO₄
15. 40 г 65% ($\rho = 1,553$ г/мл) и 750 г 3% ($\rho = 1,018$ г/мл) H₂SO₄
16. 600 г 40% ($\rho = 1,246$ г/мл) и 150 г 4% ($\rho = 1,02$ г/мл) HNO₃
17. 130 г 10% ($\rho = 1,109$ г/мл) и 480 г 6% ($\rho = 1,065$ г/мл) NaOH
18. 100 г 28% ($\rho = 1,202$ г/мл) и 750 г 3% ($\rho = 1,018$ г/мл) H₂SO₄
19. 800 г 14% ($\rho = 1,068$ г/мл) и 400 г 1% ($\rho = 1,003$ г/мл) HCl
20. 160 г 24% ($\rho = 1,226$ г/мл) и 130 г 20% ($\rho = 1,186$ г/мл) KOH
21. 90 г 45% ($\rho = 1,293$ г/мл) и 250 г 16% ($\rho = 1,088$ г/мл) H₃PO₄
22. 400 г 20% ($\rho = 1,057$ г/мл) и 350 г 14% ($\rho = 1,040$ г/мл) NH₄Cl
23. 680 г 20% ($\rho = 1,133$ г/мл) и 300 г 12% ($\rho = 1,077$ г/мл) KCl
24. 400 г 14% ($\rho = 1,104$ г/мл) и 350 г 10% ($\rho = 1,073$ г/мл) NaCl
25. 30 г 85% ($\rho = 1,779$ г/мл) и 500 г 10% ($\rho = 1,066$ г/мл) H₂SO₄
26. 400 г 35% ($\rho = 1,044$ г/мл) и 350 г 60% ($\rho = 1,064$ г/мл) CH₃COOH
27. 100 г 14% ($\rho = 1,095$ г/мл) и 500 г 90% ($\rho = 1,814$ г/мл) H₂SO₄
28. 480 г 12% ($\rho = 1,131$ г/мл) и 240 г 8% ($\rho = 1,087$ г/мл) NaOH
29. 200 г 9% ($\rho = 1,048$ г/мл) и 360 г 40% ($\rho = 1,254$ г/мл) H₃PO₄
30. 100 г 10% ($\rho = 1,090$ г/мл) и 290 г 30% ($\rho = 1,228$ г/мл) KOH

Задание 8. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Теоретическое введение

Уравнения реакций ионного обмена записывают в виде трех уравнений: в молекулярной форме, полной молекулярно-ионной и в сокращенной молекулярно-ионной:



Активность иона или молекулы $a = f \cdot c$

Коэффициент активности (f) $f = a/c$

Ионная сила раствора (μ) $\mu = 1/2 \cdot (C_1 \cdot Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2 + \dots + C_n \cdot Z_n^2)$

где C_1, C_2, \dots, C_i - концентрация ионов; Z_1, Z_2, \dots, Z_i - их заряды.

Для очень разбавленных растворов (0,01 - 0,05M) зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора выражается формулой Дебая - Хюккеля:

$$\lg f = - 0,5 Z^2 \sqrt{\mu}$$

Ионное произведение воды $K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

Водородный показатель pH $\text{pH} = - \lg [\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Гидроксильный показатель pOH $\text{pOH} = - \lg [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Расчет концентрации $[\text{OH}^-]$ $[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]}$

Задания для выполнения:

1. Составить уравнения реакций ионного обмена в молекулярном и ионном виде (полное и сокращенное), пользуясь таблицами 1 и 4 приложения.

Варианты

1. Хлорид железа (II) и гидроксид калия.
2. Нитрат свинца (II) и иодид калия.
3. Хромат калия и нитрат серебра.
4. Нитрат хрома (III) и гидроксид натрия.
5. Сульфат железа (II) и сульфид натрия.
6. Хлорид хрома (III) и фосфат натрия.
7. Хлорид кальция и силикат натрия.
8. Сульфат марганца (II) и иодид калия.
9. Ацетат бария и карбонат калия.
10. Нитрат олова (II) и гидроксид калия.
11. Карбонат калия и азотная кислота.
12. Сульфид натрия и серная кислота.
13. Сульфат аммония и гидроксид бария.
14. Карбонат кальция и соляная кислота.
15. Сульфит натрия и хлорид цинка.
16. Сульфат аммония и нитрат свинца (II).
17. Гидроксид бария и фосфат натрия.
18. Нитрат серебра и сульфид калия.
19. Нитрат алюминия и ацетат натрия.
20. Сульфат меди и хромат калия.
21. Гидроксид железа (II) и соляная кислота.
22. Хлорид лития и ацетат свинца (II).
23. Нитрат алюминия и фосфат натрия.
24. Хлорид магния и сульфит натрия.
25. Сульфат аммония и нитрат свинца (II).
26. Гидроксид бария и фосфат натрия.
27. Нитрат серебра и сульфид калия.
28. Силикат натрия и сульфат магния.

29. Хлорид железа (II) и гидроксид калия.

30. Сульфат меди и хромат калия.

2. Рассчитайте неизвестную величину (X), согласно данным таблицы.

Вариант	pH	pOH	[H ⁺], моль/л	[OH ⁻], моль/л	Вариант	pH	pOH	[H ⁺], моль/л	[OH ⁻], моль/л
1	X	X	$5 \cdot 10^{-3}$	-	9	X	-	X	$1 \cdot 10^{-12}$
2	8,5	-	X	X	10	X	X	-	$1 \cdot 10^{-8}$
3	X	-	X	$1 \cdot 10^{-3}$	11	X	X	$2 \cdot 10^{-5}$	-
4	X	X	-	$1 \cdot 10^{-14}$	12	X	-	X	$1 \cdot 10^{-9}$
5	X	-	X	$1 \cdot 10^{-10}$	13	10,5	-	X	X
6	-	X	$3 \cdot 10^{-3}$	-	14	-	X	$2,5 \cdot 10^{-4}$	X
7	X	13	X	-	15	X	11,5	-	X
8	X	X	-	$2,1 \cdot 10^{-12}$	16	X	X	-	$3,5 \cdot 10^{-11}$

➤ Вычислите pH раствора, согласно данным таблицы, используя приложения таблицы 7.

Вариант	Вещество	Концентрация, М	Вариант	Вещество	Концентрация, М
17	NaOH	$5 \cdot 10^{-2}$	24	NaOH	3,5
18	H ₂ CO ₃	$3 \cdot 10^{-2}$	25	Pb(OH) ₂	$6 \cdot 10^{-3}$
19	HCl	$4,5 \cdot 10^{-3}$	26	H ₂ SO ₄	0,17
20	KOH	0,55	27	H ₂ S	$8 \cdot 10^{-3}$
21	H ₂ SO ₃	4,5	28	Ca(OH) ₂	0,75
22	CH ₃ COOH	$4 \cdot 10^{-2}$	29	KOH	$2 \cdot 10^{-3}$
23	H ₂ SO ₃	$1 \cdot 10^{-2}$	30	HCl	$1 \cdot 10^{-3}$

3. Рассчитать ионную силу (μ), коэффициент активности, активность ионов, pH растворов.

Варианты

1. 0,05M HNO₃

11. 0,5M Cd(OH)₂

21. 0,1M HCOOH

2. 0,01M NH₄OH

12. 0,1M H₂S

22. 0,03M HClO

- | | | |
|--|--|---|
| 3. 0,015M H ₂ SO ₄ | 13. 0,2M CH ₃ COOH | 23. 0,01M H ₂ Se |
| 4. 0,1M H ₃ PO ₄ | 14. 0,2M Ca(OH) ₂ | 24. 0,05M Ba(OH) ₂ |
| 5. 0,001M H ₂ Te | 15. 0,1M H ₂ SO ₃ | 25. 0,05M HCN |
| 6. 0,01M LiOH | 16. 0,02M Fe(OH) ₂ | 26. 0,1M H ₂ TeO ₃ |
| 7. 0,2M Cu(OH) ₂ | 17. 0,5M Cr(OH) ₃ | 27. 0,2M Be(OH) ₂ |
| 8. 0,03M Pb(OH) ₂ | 18. 0,5M H ₂ SeO ₄ | 28. 2M H ₂ S ₂ O ₃ |
| 9. 1M HF | 19. 0,02M H ₂ C ₂ O ₄ | 29. 0,001M HCNS |
| 10. 0,5M H ₂ CrO ₄ | 20. 2M Cr(OH) ₃ | 30. 0,002M Co(OH) ₂ . |

Задание 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

Теоретическое введение

Класс электролита	Сильные электролиты	Слабые электролиты
Соли	Практически все растворимые соли. Практически все соли с однозарядными катионами	Галогениды некоторых металлов (Hg ²⁺ , Cd ²⁺ , Bi ³⁺); некоторые соли многоосновных органических кислот
Кислоты	HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₃ , HClO ₄ , HMnO ₄	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , HCN, H ₃ BO ₃ , H ₂ SiO ₃ , H ₂ SO ₃ , практически все органические кислоты
Основания	Гидроксиды элементов групп IA (Li – Fr) и IIA (Ca – Ra)	Большинство нерастворимых оснований, слабое растворимое основание NH ₄ OH

Расчет константы гидролиза и степени гидролиза солей

Гидролизующие соли	$K_{\text{гид.}}$ (константа гидролиза)	h гид. (степень гидролиза)
1. Соль, образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (по катиону)	$K_{\text{гид.}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основ.}}}$	$h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн.}} \cdot C_{\text{соли}}}}$
2. Соль, образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (по аниону)	$K_{\text{гид.}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кислоты}}}$	$h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл.}} \cdot C_{\text{соли}}}}$
3. Соль, образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты (по катиону и аниону)	$K_{\text{гид.}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн.}} \cdot K_{\text{кислоты}}}$	$h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн.}} \cdot K_{\text{кисл.}}}}$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Вычисление рН и рОН в растворах гидролизующих солей

1. Соль, образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (по катиону)	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \lg K_{\text{осн.}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}$ $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$
2. Соль, образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (по аниону)	$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \lg K_{\text{кисл.}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}$ $\text{pOH} = 7 + \frac{1}{2} \lg K_{\text{кисл.}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}$
3. Соль, образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты (по катиону и аниону)	$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \lg K_{\text{кисл.}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{осн.}}$

Примечание Величины $K_{\text{оснований}}$ и $K_{\text{кислот}}$ см. приложение, табл. 7

Задания для выполнения:

1. Составить уравнения гидролиза соли в молекулярном и ионном виде, определить характер гидролиза соли (по катиону, по аниону, по катиону и аниону), реакцию среды рН (кислая рН < 7, щелочная рН >7, нейтральная рН=7).
2. Рассчитать степень гидролиза для 0,1 М растворов следующих солей (приложение табл. 7).
3. Рассчитать рН для 0,1М растворов следующих солей (приложение табл. 7).

Варианты

- | | | |
|--------------------------------------|---|---------------------------------------|
| 1. Cr(NO ₃) ₃ | 11. (NH ₄) ₂ SO ₄ | 21. K ₂ SiO ₃ |
| 2. FeCl ₃ | 12. ZnSO ₄ | 22. MnCl ₂ |
| 3. K ₂ CO ₃ | 13. Co(NO ₃) ₂ | 23. Cu(NO ₃) ₂ |
| 4. Na ₃ PO ₄ | 14. PbCl ₂ | 24. CH ₃ COOCu |
| 5. CoCl ₂ | 15.(NH ₄) ₂ SO ₃ | 25. SrI ₂ |
| 6. Ag ₂ S | 16. AlBr ₃ | 26. Li ₂ S |
| 7. Zn(NO ₃) ₂ | 17. MgCl ₂ | 27. Fe(NO ₃) ₂ |
| 8. FeSO ₄ | 18. K ₂ SO ₃ | 28. Na ₂ SiO ₃ |
| 9. NH ₄ Cl | 19.Na ₂ C ₂ O ₄ | 29. NH ₄ Br |
| 10. Na ₂ S | 20. Pb(NO ₃) ₂ | 30. NH ₄ NO ₃ |

Задание 10. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Теоретическое введение

Для уравнения типа: $A_mB_n \leftrightarrow mA^+ + nB^-$ $PP_{A_mB_n} = [A^+]^m \cdot [B^-]^n$

Зная величину ПР (приложение, табл.8) можно вычислить его растворимость

(S) в моль/л: $S = \sqrt[m+n]{\frac{PP_{A_mB_n}}{m^m \cdot n^n}}$

- для бинарного электролита (типа $BaSO_4$, $CaCO_3$ и др.)

$$S = \sqrt{PP} ; \quad PP = S^2$$

- для трехионного электролита (типа CaF_2 , Ag_2CrO_4 и др.)

$$S = \sqrt[3]{\frac{PP}{4}} ; \quad PP = 4S^3$$

- для четырехионного электролита (типа Ag_3PO_4 , BiI_3 и др.)

$$S = \sqrt[4]{\frac{PP}{27}} ; \quad PP = 27S^4$$

- для пятиионного электролита (типа $Ca_3(PO_4)_2$, Bi_2I_3 др.)

$$S = \sqrt[5]{\frac{PP}{108}} ; \quad PP = 108S^5$$

Перевод растворимости: $S \text{ (г/л)} = S \text{ (моль/л)} \cdot M$

M – молярная масса

Условия образования и растворения осадка

$PP (AB) < [A^+] \cdot [B^-]$ – раствор пересыщенный, осадок выпадает

$PP (AB) > [A^+] \cdot [B^-]$ – раствор ненасыщенный, осадок не выпадает (осадок растворяется)

Задания для выполнения:

1. Вычислить растворимость в моль/л и г/л (приложение табл. 8).

Варианты

- | | | |
|---|--|--|
| 1. AgBr | 11. Ag ₂ Cr ₂ O ₇ | 21. SnS |
| 2. Ag ₂ CO ₃ | 12. BaCO ₃ | 22. Sb ₂ S ₃ |
| 3. AgCl | 13. BaCrO ₄ | 23. Mg(OH) ₂ |
| 4. Ag ₂ CrO ₄ | 14. FeS | 24. MgSO ₃ |
| 5. AgI | 15. Mn(OH) ₂ | 25. NiCO ₃ |
| 6. AgIO ₃ | 16. MnCO ₃ | 26. Ni(CN) ₂ |
| 7. Ag ₃ PO ₄ | 17. Co(OH) ₃ | 27. ZnS |
| 8. Ag ₂ S | 18. CoS | 28. Zn ₃ (PO ₄) ₂ |
| 9. Ag ₂ SO ₄ | 19. PbCrO ₄ | 29. ZnC ₂ O ₄ |
| 10. Ag ₂ C ₂ O ₄ | 20. PbCl ₂ | 30. Mn ₃ (AsO ₄) ₂ |

2. Образуется ли осадок оксалата магния при смешивании указанных объемов солей (значения ПР – приложение таблица 8).

Варианты

- 5 мл 0,02 Н MgCl₂ и 10 мл 0,2 Н H₂C₂O₄
- 10 мл 0,02 М MgCl₂ и 5 мл 0,2 М H₂C₂O₄
- 15 мл 0,05 Н MgCl₂ и 1 мл 0,5 Н H₂C₂O₄
- 2 мл 0,002 Н MgCl₂ и 20 мл 2 Н H₂C₂O₄
- 25 мл 0,02 М MgCl₂ и 10 мл 0,2 М H₂C₂O₄
- 2 мл 1 Н MgCl₂ и 10 мл 1 Н H₂C₂O₄
- 5 мл 2 Н MgCl₂ и 1 мл 2 М H₂C₂O₄
- 12 мл 0,5 Н MgCl₂ и 18 мл 0,05 М H₂C₂O₄

9. 8 мл 0,4 М MgCl_2 и 2 мл 4 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
10. 5 мл 0,02 Н MgCl_2 и 10 мл 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
11. 16 мл 0,005 М MgCl_2 и 4 мл 0,005 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
12. 5 мл 0,02 Н MgCl_2 и 10 мл 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
13. 7 мл 0,02 М MgCl_2 и 13 мл 0,002 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
14. 1 мл 0,01 Н MgCl_2 и 1 мл 0,1 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
15. 5 мл 0,02 М MgCl_2 и 10 мл 0,2 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
16. равных объемов 0,2 Н MgCl_2 и 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
17. равных объемов 0,2 М MgCl_2 и 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
18. равных объемов 2 М MgCl_2 и 0,2 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
19. равных объемов 0,05 Н MgCl_2 и 0,5 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
20. равных объемов 0,2 Н MgCl_2 и 0,5 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
21. 5 мл 0,02 Н MgCl_2 и 10 мл 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
22. 7 мл 0,02 М MgCl_2 и 13 мл 0,002 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
23. 1 мл 0,01 Н MgCl_2 и 1 мл 0,1 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
24. 5 мл 0,02 М MgCl_2 и 10 мл 0,2 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
25. равных объемов 0,0002 Н MgCl_2 и 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
26. равных объемов 0,005 Н MgCl_2 и 0,5 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
27. равных объемов 0,1 М MgCl_2 и 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$;
28. равных объемов 0,01 Н MgCl_2 и 0,1 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
29. равных объемов 1 Н MgCl_2 и 1 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
30. равных объемов 0,01 Н MgCl_2 и 0,6 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Задание 11. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретическое введение

Номенклатура комплексных соединений

1. По международной номенклатуре в названиях комплексных соединений первым указывают анион, вторым – катион.

2. В названиях комплексных молекул или ионов сначала указываются *лиганды*, которые *перечисляются в алфавитном порядке*, независимо от их заряда. *К анионным лигандам добавляется суффикс «-о»*.

Лиганды – нейтральные молекулы имеют специфические названия: *вода – аква, аммиак – аммин, оксид углерода (II) – карбонил*.

3. Число лигандов указывается латинскими или греческими числительными: *2 – ди; 3 – три; 4 – тетра; 5 – пента; 6 – гекса*.

4. В названиях комплексного катиона - комплексообразователю дается *русское название элемента*.

Например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – **сульфат тетраамминмеди (II)**

5. В названиях комплексного аниона, комплексообразователю *дается латинское название элемента с окончанием «-ат»* (приложение табл. 10).

Например, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – **гексацианоферрат(III) калия**

6. В нейтральных комплексах степень окисления центрального атома не указывается.

Задания для выполнения:

1. Указать комплексообразователь, лиганд, координационное число комплексообразователя, комплексный ион. Определить степень окисления комплексообразователя и заряд комплексного иона. Дать название комплексному соединению.

2. Напишите уравнения диссоциации составленного комплексного соединения по двум ступеням и выражение константы нестойкости.
3. Составьте химическую формулу и дайте название комплексного соединения.

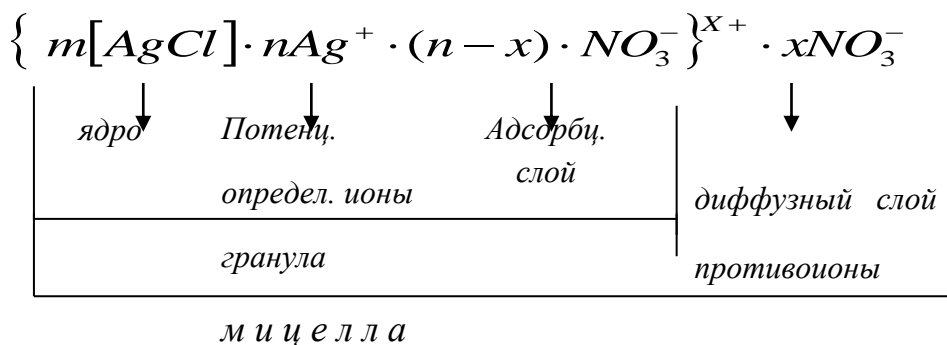
Варианты для задания

Вариант	Задание 1,2	Задание 3
1	$K_2[PbBr_4]$	Co^{2+}, Na^+, SCN^- к.ч. = 4
2	$K_3[Ag(S_2O_3)_2]$	$Hg^{2+}, CH_3COO^-, NO_3^-$ к.ч. = 1
3	$K_2[HgCl_4]$	Ca^{2+}, Pt^{4+}, Cl^- к.ч. = 4
4	$Ca[PbI_4]$	SO_4^{2-}, K^+, Be^{2+} к.ч. = 3
5	$[Cd(NH_3)_4]Cl_2$	Cu^{2+}, IO_3^-, Br^- к.ч. = 1
6	$K_4[Zn(CNS)_6]$	Ni^{2+}, CN^-, NH_4^+ к.ч. = 6
7	$Na_3[AlF_6]$	$K^+, Mn^{2+}, C_2O_4^{2-}$ к.ч. = 2
8	$H[AuCl_4]$	Fe^{2+}, NH_3^0, Cl^- к.ч. = 4
9	$[Ag(NH_3)_2]NO_3$	Li^+, Al^{3+}, F^- к.ч. = 6
10	$Na_2[HgI_4]$	Ag^+, Mg^{2+}, IO_3^- к.ч. = 2
11	$K_2[Cd(CN)_4]$	I^-, Zr^{4+}, NO_3^- к.ч. = 2
12	$Na[Cu(CN)_2]$	$(NH_4)^+, Hg^{2+}, SCN^-$ к.ч. = 4
13	$H_2[PtCl_4]$	K^+, Cu^{2+}, OH^- к.ч. = 4
14	$[Ni(NH_3)_6]Cl_2$	Cr^{3+}, H_2O^0, Br^- к.ч. = 6
15	$K_2[Sn(OH)_4]$	Na^+, Hg^{2+}, I^- к.ч. = 4
16	$Na_2[Hg(CN)_4]$	$S_2O_3^{3-}, Li^+, Cd^{2+}$ к.ч. = 3
17	$K_2[SiF_6]$	$Pb^{2+}, S_2O_3^{2-}, K^+$ к.ч. = 2
18	$K[AuBr_4]$	Ba^{2+}, NO_3^-, Cl^- к.ч. = 1
19	$K_2[Zn(CN)_4]$	Cu^{2+}, H_2O^0, NO_3^- к.ч. = 4
20	$Na_3[Mo(CNS)_6]$	Na^+, Fe^{2+}, CN^- к.ч. = 6
21	$Na_2[Zn(OH)_4]$	K^+, Hg^{2+}, SCN^- к.ч. = 4
22	$[Fe(H_2O)_6]Cl_3$	Al^{3+}, Ca^{2+}, OH^- к.ч. = 4
23	$[Pt(NH_3)_6]Br_4$	$K^+, Ag^+, S_2O_3^{2-}$ к.ч. = 2
24	$Na_2[Ni(CN)_4]$	$Pb^{2+}, Ca^{2+}, CH_3COO^-$ к.ч. = 4
25	$Na[AgBr_2]$	K^+, Pb^{2+}, OH^- к.ч. = 3
26	$K[BF_4]$	$Ni^{2+}, NH_3^0, SO_4^{2-}$ к.ч. = 6
27	$[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$	Cu^{2+}, Mg^{2+}, Br^- к.ч. = 2
28	$[Co(NH_3)_6]Cl_3$	Na^+, Ag^+, SO_4^{2-} к.ч. = 2
29	$[Mn(NH_3)_2I_4]$	$(NH_4)^+, Ni^{2+}, CN^-$ к.ч. = 4
30	$[Pb(H_2O)_4]SO_4$	Ce^{3+}, NO_3^-, Cl^- к.ч. = 2

Задание 12. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

Теоретическое введение

Образование мицеллы золя хлорида серебра:



Коллоидные частицы образуются исходя, из правила *Панета-Фаянса*: на всякой твердой поверхности ядра адсорбируются преимущественно те ионы, которые *имеют с ядром одинаковую атомную группировку и находятся в избытке*.

Задания для выполнения:

1. Составить уравнение реакции ионного обмена между данными веществами в молекулярном виде.
2. Составить формулу мицеллы гидрофобного золя, взяв первый реагент в избытке, определить заряд гранулы.
3. Составить формулу мицеллы гидрофобного золя, взяв второй реагент в избытке, определить заряд гранулы.

Варианты

1. Бромид натрия и ацетат серебра
2. Хлорид калия и нитрат серебра
3. Иодид калия и нитрат свинца (II)
4. Бромид натрия и нитрат серебра
5. Сульфат калия и хлорид бария
6. Хлорид натрия и ацетат серебра
7. Сульфид натрия и хлорид мышьяка (III)
8. Сульфид калия и хлорид мышьяка (V)
9. Силикат натрия и соляная кислота
10. Хлорид алюминия и гидроксид натрия
11. Хлорид цинка и гидроксид калия
12. Хлорид натрия и ацетат свинца (II)
13. Хлорид цинка и сульфид натрия
14. Хлорид марганца и сульфид калия
15. Хлорид кобальта и сульфид натрия
16. Хлорид никеля и сульфид натрия
17. Сульфат магния и хлорид бария
18. Сульфат магния и нитрат свинца (II)
19. Сульфид калия и нитрат никеля (II)
20. Фосфат натрия и хлорид хрома (III)
21. Фосфат калия и хлорид алюминия
22. Сульфит натрия и нитрат серебра
23. Сульфит калия и хлорид кобальта
24. Хлорид аммония и ацетат серебра
25. Сульфат аммония и хлорид бария
26. Фосфат натрия и бромид бария
27. Хлорид магния и гидроксид натрия
28. Сульфит натрия и бромид серебра
29. Сульфат цинка и хлорид стронция (II)
30. Хлорид железа (II) и гидроксид натрия

Задание 13. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Теоретическое введение

Уравнение Нернста
$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Me}^{n+}]$$

где φ^0 – стандартный электродный потенциал металла (прилож., табл. 11);

n – число электронов, участвующих в ОВР;

$[\text{Me}^{n+}]$ – концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

Электродвижущая сила:
$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{окисл.}}^0 - \varphi_{\text{восст.}}^0$$

Задания для выполнения:

1. Составить уравнения электродных процессов и схему гальванического элемента, образованного парой металлов.
2. Вычислить ЭДС при стандартных условиях, используя данные таблицы 11 приложения.
3. Вычислить ЭДС при концентрациях ионов металла в анодном пространстве 0,1М и концентрации ионов металла в катодном пространстве 0,01М.
4. Какие продукты образуются при контактной коррозии металлов во влажном воздухе? Напишите уравнения электродных процессов и вторичной реакции.

Варианты

- | | | | | | |
|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| 1. Co-Ni | 6. Sn-Zn | 11. Ba-Co | 16. Au-Mn | 21. Pb-Pt | 26. Al-Au |
| 2. Pt-Al | 7. Cd-Cu | 12. Pb-Cu | 17. Ni-Cu | 22. Zn-Sn | 27. Co-Cu |
| 3. Zn-Fe | 8. Cr-Cd | 13. Sn-Cu | 18. Cr-Cu | 23. Zn-Pt | 28. Pb-Mn |
| 4. Al-Cu | 9. Na-Cr | 14. Fe-Cu | 19. Pb-Sn | 24. Fe-Pb | 29. Ag-Au |
| 5. Mn-Ag | 10. Cd-Ni | 15. Fe-Ag | 20. Co-Ag | 25. Cu-Au | 30. Ni-Cu |

Задание 14. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Теоретическое введение

Закон Фарадея

$$m = \frac{M_{\text{э}}(x) \cdot I \cdot \Delta \tau}{F} \qquad m = \frac{M_{\text{э}}(x) \cdot Q}{F} \qquad V_0(X) = \frac{V_{\text{э}}(x) \cdot I \cdot \Delta \tau}{F}$$

$$V_{\text{э}}(x) = \frac{V_M}{n}$$

F – число Фарадея = 96500 Кл (26,8 г/А·ч)

$M_{\text{э}}(X)$ – молярная масса эквивалента, г/моль

I – сила тока, А

τ – время, секунды (часы)

Q – количество электричества, Кл

m – масса, г

V – объем, мл

V_M – молярный объем газа (22,4 л)

n – валентность элемента

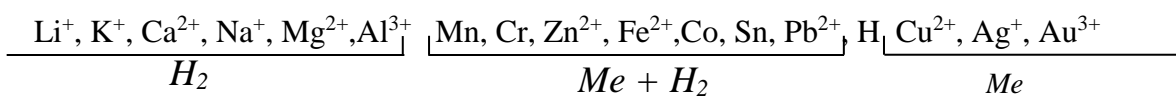
V_0 – объем газа при н.у.

$V_{\text{э}}$ – объем одного моля эквивалента газа при н.у.

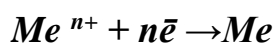
$V_{\text{э}}(O_2) = 5,6 \text{ л}; \quad V_{\text{э}}(H_2) = 11,2 \text{ л}$

Выход по току $\eta = \frac{m(\text{факт.}) \cdot F \cdot n}{M_{\text{э}}(x) \cdot I \cdot \Delta \tau} \cdot 100\%$

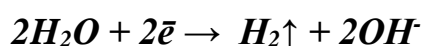
Восстановление на катоде обусловлено положением металла в ряду стандартных электродных потенциалов.



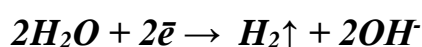
1. Катионы металлов, у которых стандартный электродный потенциал больше, чем у водорода (от Cu^{2+} до Au^{3+}), при электролизе практически полностью восстанавливается на катоде.



2. Катионы металлов с малой величиной стандартного электродного потенциала (Li^{2+} до Al^{3+} включительно) не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды и выделяется водород.



3. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал меньше, чем у водорода, но больше чем у алюминия (от Mn^{2+} до H), при электролизе на катоде восстанавливается одновременно с молекулами воды. Продукты – металл и водород.

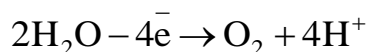


Электролиз с нерастворимым и растворимым анодом.

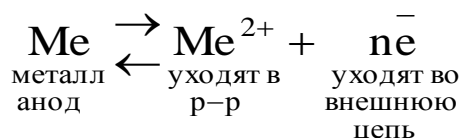
На нерастворимом аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды. При этом анионы **без кислородсодержащих кислот** (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-) *легко окисляются*:



Если раствор содержит анионы **кислородных кислот** (PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-}), то на *аноде окисляются молекулы воды*:



Растворимый анод при электролизе окисляется, т.е. посылает электроны во внешнюю цепь. При отдаче электронов смещается равновесие между электродом и раствором и анод растворяется:



Задания для выполнения:

1. Составить уравнение электролиза раствора соли с инертным анодом.
2. Составить уравнение электролиза раствора соли с растворимым анодом из цинка.
3. Какая масса металла выделится на катоде при электролизе расплава данной в задании соли, если через расплав пропускали ток в 10 А в течение 4-х часов?
4. Какой объем газа выделится на катоде (аноде), если через раствор соли протекал ток силой 24А в течении 1ч 15 мин?
5. Определите массу металла, выделившегося на катоде из раствора соли, если в течение 2 ч 30 мин 45 сек. протекал электрический ток силой 36 А при выходе по току 80%.

Варианты

- | | | | |
|--------------|--------------------|------------------|------------------|
| 1. K_2SO_4 | 9. $Ca(NO_3)_2$ | 17. K_3PO_4 | 24. $MgBr_2$ |
| 2. $MnSO_4$ | 10. $Al_2(SO_4)_3$ | 18. FeS | 25. $Ni(NO_3)_2$ |
| 3. $SnCl_2$ | 11. $MnCl_2$ | 19. $AgNO_3$ | 26. $Co(NO_3)_2$ |
| 4. KNO_3 | 12. $Ba(NO_3)_2$ | 20. $FeSO_4$ | 27. $Hg(NO_3)_2$ |
| 5. $HgCl_2$ | 13. $Al(NO_3)_3$ | 21. $Zn(NO_3)_2$ | 28. $Mg(NO_3)_2$ |
| 6. $CaCl_2$ | 14. KI | 22. $AlCl_3$ | 29. $AuCl_3$ |
| 7. LiI | 15. $FeCl_2$ | 23. $Pb(NO_3)_2$ | 30. $PbCl_2$ |
| 8. $NiSO_4$ | 16. CaF_2 | | |

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1

Важнейшие кислоты и кислотные остатки

Кислота	Кислотные остатки
HNO_2 – азотистая	NO_2^- – нитрит
HNO_3 – азотная	NO_3^- – нитрат
H_3BO_3 – борная	BO_3^{2-} – борат
HBr – бромоводородная	Br^- – бромид
HI – иодоводородная	I^- – иодид
H_2SiO_3 – кремниевая (мета)	SiO_3^{2-} – силикат
HMnO_4 – марганцевая	MnO_4^- – перманганат
H_3AsO_4 – мышьяковая	AsO_4^{3-} – арсенат
H_2S – сероводородная	S^{2-} – сульфид
H_2SO_3 – сернистая	SO_3^{2-} – сульфит
H_2SO_4 – серная	SO_4^{2-} – сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосерная	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ – тиосульфат
H_2CO_3 – угольная	CO_3^{2-} – карбонат
CH_3COOH – уксусная	CH_3COO^- – ацетат
HPO_3 – метафосфорная	PO_3^- – метафосфат
H_3PO_4 – (орто)фосфорная	PO_4^{3-} – ортофосфат (фосфат)
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – пиррофосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ – пиррофосфат
HCl – хлороводородная	Cl^- – хлорид
HClO – хлорноватистая	ClO^- – гипохлорит
HClO_2 – хлористая	ClO_2^- – хлорит
HClO_3 – хлорноватая	ClO_3^- – хлорат
HClO_4 – хлорная	ClO_4^- – перхлорат
H_2CrO_4 – хромовая	CrO_4^{2-} – хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – двухромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат
HCN – циановодородная	CN^- – цианид
HSCN – тиоциановая (родановодородная)	SCN^- – тиоцианат (роданид)

Таблица 2

Электродрицательность элементов по Полингу

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

Таблица 3

Стандартные энтальпии образования (ΔH_{298}^0), энтропии (S_{298}^0), энергии Гиббса простых веществ и соединений

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль
H ₂ (г)	0	130,52	0	HCl (г)	-91,8	186,8	-94,79
Cl ₂ (г)	0	222,98	0	HI (г)	26,36	206,48	1,58
I ₂ (г)	62,43	260,60	19,39	H ₂ O (г)	-241,81	188,72	-228,61
I ₂ (к)	0	116,14	0	H ₂ S (г)	-20,60	205,70	-33,50
O ₂ (г)	0	205,04	0	NH ₃ (г)	-45,94	192,66	-16,48
N ₂ (г)	0	191,50	0	NO (г)	91,26	210,64	87,58
S (г)	278,81	167,75	238,31	NOCl (г)	52,59	263,50	66,37
S ромб. (т)	0	31,92	0	NO ₂ (г)	34,19	240,06	52,29
CO (г)	-110,53	197,55	-137,15	N ₂ O ₄ (г)	11,11	304,35	99,68
CO ₂ (г)	-393,51	213,66	-394,37	N ₂ O (г)	82,01	219,83	104,12
CS ₂ (г)	116,70	237,77	66,55	N ₂ O ₃ (г)	13,80	355,65	117,14
Ca (к)	0	41,63	0	PCl ₃ (г)	-287,02	311,71	-267,98
CaO (к)	-635,5	39,7	-604,2	PCl ₅ (г)	-374,89	364,47	-305,10
CaCO ₃ (к)	-1206,9	92,9	-1128,8	Fe (к)	0	27,15	0
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3	CH ₄ (г)	-74,85	186,27	-50,85
MgCO ₃ (к)	-1113	65,7	-1029,3	C ₂ H ₄ (г)	52,30	219,45	68,14
MgO (к)	-601,8	26,9	-569,6	C ₂ H ₂	226,85	200,82	209,21
Pb (к)	0	64,8	0	C ₂ H ₆	-84,67	229,49	-32,93
PbO ₂ (к)	-276,6	74,89	-218,3	C ₃ H ₈	-103,85	269,91	-23,53
SO ₂ (г)	-296,90	248,07	-300,21	C ₄ H ₆	162,21	293,01	198,44
SO ₃ (г)	-395,85	256,69	-371,17	C ₆ H ₆	49,03	173,26	124,38
ZnO (к)	-350,6	43,64	-320,7	C ₂ H ₆ O (ж)	-276,98	281,38	-174,5
ZnS (к)	-205,4	57,74	-200,7				

Таблица 4

Растворимость солей и оснований в воде

	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺ K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ₊ ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ₊ ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	P	P	P	H	-	P	H	-	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	-	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	-	P	-	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	-	H	H	H	H	-	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	-	H	-	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	M	P	P	P	P	H	-	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	-	H	-	H
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	M	H	-	-	-	H	H	P	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻		P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

Формулы для перерасчета концентраций растворов

Концентрация	$\omega\%$, ω	$C(X)$	$C(1/Z)$, $C_3(X)$	$T(X)$
Массовая доля $\omega\%$	$\omega(X) = \frac{m(x)}{m(p-pa)};$ $\omega\%(X) = \frac{m(x)}{m(p-pa)} \cdot 100\%$ $\omega\%(X) = \frac{m(x)}{V(p-pa) \cdot \rho} \cdot 100\%$	$C(X) = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho}{M(X)}$ $C(X) = \frac{\omega \cdot 1000 \cdot \rho}{M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho}{M_3(X)}$ $C(1/Z) = \frac{\omega \cdot 1000 \cdot \rho}{M_3(X)}$	$T(X) = \frac{\omega\% \cdot \rho}{100}$ $T(X) = \omega \cdot \rho$
Молярная концентрация $C(X)$, моль/л	$\omega\% = \frac{C(X) \cdot M(X)}{10 \cdot \rho}$ $\omega = \frac{C(X) \cdot M(X)}{\rho}$	$C(X) = \frac{m(X)}{V \cdot M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{M_3(X)}$	$T(X) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{1000}$
Молярная концентрация эквивалента $C(1/Z)$ (C_3), Моль/л (Н)	$\omega\% = \frac{C(1/Z) \cdot M_3(X)}{10 \cdot \rho}$ $\omega = \frac{C(1/Z) \cdot M_3(X)}{\rho}$	$C(X) = \frac{C(1/Z) \cdot M_3(X)}{M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{m(X)}{V \cdot M_3(X)}$	$T(X) = \frac{C(1/Z) \cdot M_3(X)}{1000}$
Титр $T(X)$, г/мл	$\omega\% = \frac{100 \cdot T(X)}{\rho}$ $\omega = \frac{T(X)}{\rho}$	$C(X) = \frac{1000 \cdot T(X)}{M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{1000 \cdot T(X)}{M_3(X)}$	$T(X) = \frac{m(X)}{V(p-pa)}$

$m(p-p)$ – масса раствора, г
 $m(X)$ – масса растворенного вещества, г
 V – объем раствора

$M(X)$ – молярная масса вещества, г/моль
 $M_3(X)$ – молярная масса эквивалента, г/моль
 Z – эквивалентное число

Таблица 6

**Средние коэффициенты активности ионов
при различной ионной силе раствора**

Ионная сила	Заряд иона			
	однозаряд	двухзаряд	трехзаряд	четырезаряд
0,0001	0,99	0,95	0,90	0,83
0,0002	0,98	0,94	0,87	0,77
0,0005	0,97	0,90	0,80	0,67
0,001	0,96	0,86	0,73	0,56
0,002	0,95	0,81	0,64	0,45
0,005	0,92	0,72	0,51	0,30
0,01	0,89	0,63	0,39	0,18
0,02	0,87	0,57	0,28	0,12
0,05	0,84	0,50	0,21	0,06
0,1	0,81	0,44	0,16	0,04
0,2	0,80	0,41	0,14	0,03
0,3	0,81	0,42	0,14	0,03
0,4	0,82	0,45	0,17	0,04
0,5	0,84	0,50	0,21	0,06
0,6	0,87	0,56	0,27	0,10
0,7	0,89	0,63	0,36	0,16
0,8	0,92	0,72	0,48	0,27
0,9	0,96	0,83	0,66	0,48
1,0	0,99	0,96	0,91	0,85

Константы диссоциации (K_d) слабых электролитов

Название	Формула	K_d
<i>Кислоты</i>		
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Борная (орто): K_1 K_2 K_3	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$ $1,8 \cdot 10^{-13}$ $1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватая	HBrO_3	$2,0 \cdot 10^{-1}$
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$
Дихромовая K_2	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$2,3 \cdot 10^{-2}$
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая кислота K_1 K_2	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая K_1 K_2 K_3	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$ $1,7 \cdot 10^{-7}$ $2,95 \cdot 10^{-12}$
Роданистоводородная	HSCN	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Селенистоводородная K_1 K_2	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$
Серная K_2	H_2SO_4	$1,15 \cdot 10^{-2}$
Сернистая K_1 K_2	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная K_1 K_2	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$ $2,5 \cdot 10^{-13}$
Название	Формула	K_d
Синильная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Тиосерная K_1 K_2	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$ $1,9 \cdot 10^{-2}$
Угольная K_1 K_2	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая K_1 K_2	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$ $1,6 \cdot 10^{-7}$
Фосфорная (орто) K_1 K_2 K_3	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $5,0 \cdot 10^{-13}$

Фосфорная (пиро) К ₁ К ₂ К ₃ К ₄	H ₄ P ₂ O ₇	1,2 · 10 ⁻¹ 7,9 · 10 ⁻² 2,0 · 10 ⁻⁷ 4,8 · 10 ⁻¹⁰
Фтористоводородная	HF	6,2 · 10 ⁻⁴
Хлористая	HClO ₂	1,1 · 10 ⁻²
Хлорноватистая	HClO	2,95 · 10 ⁻⁸
Хромовая К ₁ К ₂	H ₂ CrO ₄	1,6 · 10 ⁻¹ 3,2 · 10 ⁻⁷
Циановая	HOCN	2,7 · 10 ⁻⁴
Щавелевая К ₁	H ₂ C ₂ O ₄	5,6 · 10 ⁻²
Основания		
Аммиака раствор	NH ₃ + H ₂ O	1,76 · 10 ⁻⁵
Бария гидроокись К ₂	Ba(OH) ₂	2,3 · 10 ⁻¹
Название	Формула	К _д
Кальция гидроксид К ₂	Ca(OH) ₂	4,0 · 10 ⁻²
Лития гидроксид	LiOH	6,8 · 10 ⁻¹
Свинца гидроксид (II) К ₁ К ₂	Pb(OH) ₂	9,55 · 10 ⁻⁴ 3,0 · 10 ⁻⁸
Серебра гидроксид	AgOH	5,0 · 10 ⁻³
Марганца гидроксид (II)	Mn(OH) ₂	5,0 · 10 ⁻⁴
Никеля гидроксид	Ni(OH) ₂	2,5 · 10 ⁻⁵
Цинка гидроксид	Zn(OH) ₂	4,0 · 10 ⁻⁵
Железа гидроксид (III)	Fe(OH) ₃	1,82 · 10 ⁻¹⁰
Железа гидроксид (II)	Fe(OH) ₂	1,3 · 10 ⁻⁴
Магния гидроксид	Mg(OH) ₂	2,5 · 10 ⁻³
Никеля гидроксид (II)	Ni(OH) ₂	2,5 · 10 ⁻⁵
Кобальта гидроксид (II)	Co(OH) ₂	4,0 · 10 ⁻⁵
Кадмия гидроксид (II)	Cd(OH) ₂	5,0 · 10 ⁻³
Алюминия гидроксид	Al(OH) ₃	1,38 · 10 ⁻⁹
Хрома гидроксид (III)	Cr(OH) ₃	1,02 · 10 ⁻¹⁰
Натрия гидроксид	NaOH	5,9
Меди гидроксид	Cu(OH) ₂	3,4 · 10 ⁻⁷
Стронция гидроксид	Sr(OH) ₂	1,5 · 10 ⁻¹

Таблица 8

**Произведение растворимости труднорастворимых в воде соединений
(при 25 °С)**

Формула соединения	ПР	Формула соединения	ПР
AgBr	$3,3 \cdot 10^{-13}$	Co(OH) ₃	$4,0 \cdot 10^{-45}$
Ag ₂ CO ₃	$8,15 \cdot 10^{-12}$	CoS	$3,1 \cdot 10^{-23}$
AgCl	$1,7 \cdot 10^{-10}$	Cu ₂ S	$2,6 \cdot 10^{-49}$
Ag ₂ CrO ₄	$2,0 \cdot 10^{-12}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
AgI	$8,5 \cdot 10^{-17}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
AgIO ₃	$3,1 \cdot 10^{-8}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Ag ₃ PO ₄	$1,8 \cdot 10^{-16}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-27}$
Ag ₂ SO ₄	$6,0 \cdot 10^{-6}$	Sb ₂ S ₃	$2,9 \cdot 10^{-59}$
Ag ₂ S	$5,9 \cdot 10^{-52}$	SrCO ₃	$9,42 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ C ₂ O ₄	$5,0 \cdot 10^{-12}$	Mn ₃ (AsO ₄) ₂	$1,9 \cdot 10^{-29}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2,0 \cdot 10^{-7}$	MnCO ₃	$5,05 \cdot 10^{-10}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	Mn(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-14}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	Ni(OH) ₂	$8,7 \cdot 10^{-19}$
BaCO ₃	$4,93 \cdot 10^{-9}$	NiCO ₃	$1,35 \cdot 10^{-7}$
BaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-10}$	Ni(CN) ₂	$3,0 \cdot 10^{-23}$
FeS	$3,8 \cdot 10^{-20}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$
MgCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-5}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$	SrSO ₃	$4,0 \cdot 10^{-8}$
MgSO ₃	$3,0 \cdot 10^{-3}$	ZnC ₂ O ₄	$2,0 \cdot 10^{-8}$
CaCO ₃	$1,7 \cdot 10^{-8}$	Zn(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-17}$
CaSO ₄	$6,26 \cdot 10^{-5}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$
CaC ₂ O ₄	$3,8 \cdot 10^{-9}$	ZnS	$7,4 \cdot 10^{-27}$

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости (K_H)
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$5,89 \cdot 10^{-8}$
$[\text{AgBr}_2]^- = \text{Ag}^+ + 2\text{Br}^-$	$7,8 \cdot 10^{-8}$
$[\text{AgCl}_2]^- = \text{Ag}^+ + 2\text{Cl}^-$	$1,78 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} = \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} = \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$5,01 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^- = \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,66 \cdot 10^{-18}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} = \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,94 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,75 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Co}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$5,50 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} = \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,07 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^+ = \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,33 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} = \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,03 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} = \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,38 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,29 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} = \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,77 \cdot 10^{-9}$
$[\text{PbBr}_4]^{2-} = \text{Pb}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
$[\text{PbI}_4]^{2-} = \text{Pb}^{2+} + 4\text{I}^-$	$2,22 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,08 \cdot 10^{-16}$

Названия некоторых комплексообразователей и лигандов

Элемент	Название	Элемент	Название
Лиганды			
F-	Фторо-	SCN-	Тиоцианато-
Cl-	Хлоро-	NO ₂ -	Нитро-
Br-	Бromo-	S ₂ O ₃ ²⁻	Тиосульфато-
I-	Иодо-	CO ₃ ²⁻	Карбонато-
S ₂ -	Сульфидо-	NO ₃ -	Нитрато-
OH-	Гидроксо-	SO ₄ ²⁻	Сульфато-
CN-	Циано-	O ₂ -	Оксо-
Комплексообразователи			
B	Борат	Ni	Никелат
Al	Алюминат	Cu	Купрат
Ti	Титанат	Zn	Цинкат
V	Ванадат	Ag	Аргенат
Cr	Хромат	Sn	Станнат
Mn	Манганат	Au	Аурат
Fe	Феррат	Hg	Меркурат (гидраргиумат)
Co	Кобальтат	Pb	Плюмбат
Bi	Висмутат	Pt	Платинат

Таблица 11

Стандартные электродные потенциалы металлов при 298К

Электрод	E^0 , В	Электрод	E^0 , В
Li⁺/Li	-3,045	Cd²⁺/Cd	-0,403
Rb⁺/Rb	-2,925	Co²⁺/Co	-0,277
K⁺/K	-2,924	Ni²⁺/Ni	-0,25
Cs⁺/Cs	-2,923	Sn²⁺/Sn	-0,136
Ba²⁺/Ba	-2,90	Pb²⁺/Pb	-0,127
Ca²⁺/Ca	-2,87	Fe³⁺/Fe	-0,037
Na⁺/Na	-2,714	2H⁺/H₂	-0,000
Mg²⁺/Mg	-2,37	Sb³⁺/Sb	+0,20
Al³⁺/Al	-1,70	Bi³⁺/Bi	+0,215
Ti²⁺/Ti	-1,603	Cu²⁺/Cu	+0,34
Zr⁴⁺/Zr	-1,58	Cu⁺/Cu	+0,52
Mn²⁺/Mn	-1,18	Hg₂²⁺/2Hg	+0,79
V²⁺/V	-1,18	Ag⁺/Ag	+0,80
Cr²⁺/Cr	-0,913	Hg²⁺/Hg	+0,85
Zn²⁺/Zn	-0,763	Pt²⁺/Pt	+1,19
Cr³⁺/Cr	-0,74	Au³⁺/Au	+1,50
Fe²⁺/Fe	-0,44	Au⁺/Au	+1,70

Таблица 12

Ряд напряжения металлов

Li, K, Ba, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H , Cu, Ag, Hg, Pt, Au
--

Таблица 13

Продукты восстановления кислот при взаимодействии с металлами

Металл	H ₂ SO ₄		HNO ₃	
	разбавл.	концент.	разбавл.	концент.
Li - Mg	H ₂	SO ₂	N ₂ (NH ₄ NO ₃)	N ₂ O
Al - H	H ₂	SO ₂	NO	NO ₂
H - Au	-	-	-	-
Fe, Cr, Al	H ₂	SO ₂ (- на холоде)	NO	-

Учебное издание

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»

*Задачник для выполнения самостоятельной работы
по разделу «Неорганическая химия»*

Составитель – Димидёнок Жанна Анатольевна

В редакции составителя

Лицензия ЛР 020427 от 25.04.1997 г.

Подписано к печати 18.03.2019 г. Формат 60×90/16.

Уч.-изд.л. – 2,7. Усл.-п.л. – 3,8. Тираж 50 экз. Заказ 69.

Отпечатано в отделе оперативной полиграфии издательства
Дальневосточного государственного аграрного университета
675005, г. Благовещенск, ул. Политехническая, 86