

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации  
Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
«Пермский государственный аграрно-технологический  
университет имени академика Д.Н. Прянишникова»

И.Д. Якимова, Я.В. Быков

**ОБЩАЯ ХИМИЯ:  
ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ АСПЕКТЫ, СЕМИНАРЫ  
И ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ**

Практикум

Пермь  
*ИПЦ «Прокрость»*  
2019

УДК 542+546.1+546.3+546.04  
ББК 24.12  
Я 453

*Рецензенты:*

А.Е. Леснов, д-р хим. наук, старший научный сотрудник ИТХ УрОРАН;  
В.С. Корзанов, канд. хим. наук, доцент кафедры неорганической химии,  
химической технологии и техносферной безопасности ФГБОУ ВО ПГНИУ

**Я 453 Якимова, И.Д.**

Общая химия: теоретические аспекты, семинары и лабораторные работы :  
практикум / И. Д. Якимова, Я. В. Быков; М-во с.-х. РФ; федеральное гос.  
бюджетное образов. учреждение высшего образов. «Пермский гос. аграр-  
но-технолог. ун-т им. акад. Д.Н. Прянишникова». – Пермь : ИПЦ «Про-  
крость», 2019.– 176 с.  
ISBN 978-5-94279-416-3

В практикуме приведены теоретические аспекты, описаны правила техни-  
ки безопасности, методы работы с веществами, при изложении материала введен  
элемент научного исследования, позволяющий развить у студентов навыки само-  
стоятельной экспериментальной работы. Имеется необходимый справочный таб-  
личный материал.

Практикум предназначен для студентов высших учебных заведений по  
направлениям подготовки бакалавров 05.03.06 Экология и природопользование,  
06.03.02 Почвоведение, 06.03.01 Биология, 38.03.07 Товароведение, 35.03.03 Аг-  
рохимия и агропочвоведение.

**УДК 542+546.1+546.3+546.04**  
**ББК 24.12**

Утверждено в качестве практикума на заседании методической комиссии  
факультета почвоведения, агрохимии, экологии и товароведения ФГБОУ ВО  
Пермский ГАТУ (протокол № 9 от 15.05. 2018)

Учебное издание

**Якимова** Ирина Дмитриевна, **Быков** Ярослав Валерьянович  
**ОБЩАЯ ХИМИЯ: ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ АСПЕКТЫ, СЕМИНАРЫ**  
**И ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ**

Практикум

Подписано в печать 28.12. 2018  
Формат 60\*84 1/16 Усл. печ. л.11  
Тираж 100 экз. Заказ № 5

*ИПЦ "Прокрость"*

Пермского государственного аграрно-технологического университета  
имени академика Д.Н. Прянишникова,  
614990, Россия, г. Пермь, ул. Петропавловская, 23  
тел. (342) 217-95-42

**ISBN 978-5-94279-416-3**

© ИПЦ «Прокрость», 2019  
© Якимова И.Д., 2019  
© Быков Я.В., 2019

## СОДЕРЖАНИЕ

Список сокращений.....	5
ВВЕДЕНИЕ.....	6
Правила техники безопасности при работе в лаборатории.....	9
Меры первой помощи при несчастных случаях.....	10
ГЛАВА 1. ХАРАКТЕРИСТИКА ВЕЩЕСТВА И ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ..	12
Лабораторная работа № 1. Эквивалент.....	14
Лабораторная работа № 2 Скорость химических реакций. Подвижное химическое равновесие.....	22
ГЛАВА 2. ХИМИЯ РАСТВОРОВ.....	26
2.1. Способы выражения концентрации раствора.....	26
2.2. Теория электролитической диссоциации.....	27
2.3. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель	34
2.4 Гидролиз солей.....	35
2.5. Молекулярные растворы. Коллигативные свойства.....	38
2.5.1. Растворы неэлектролитов.....	38
2.5.2. Растворы электролитов.....	40
2.6. Буферные растворы.....	42
Лабораторная работа № 3 Растворы.....	46
Лабораторная работа № 4. Электролитическая диссоциация, ионные реакции..	49
Лабораторная работа № 5. Водородный показатель.....	53
Лабораторная работа № 6. Буферные растворы.....	54
Лабораторная работа № 7. Гидролиз солей.....	56
Лабораторная работа № 8. Произведение растворимости.....	58
Семинар. Молекулярные растворы. Коллигативные свойства растворов.....	60
ГЛАВА 3. ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ.....	64
3.1 Окислительно-восстановительные реакции.....	64
3.2 Общие свойства металлов.....	71
3.3 Общие свойства неметаллов.....	74
3.4 Комплексные соединения.....	75
Лабораторная работа № 8. Общие свойства неметаллов и их соединений.....	81
Лабораторная работа № 9. Галогены и их соединения.....	85
Лабораторная работа № 10. Сера и ее соединения.....	87
Лабораторная работа № 11. Азот и его соединения.....	92
Лабораторная работа № 12. Общие свойства металлов.....	94
Лабораторная работа № 13. Хром и его соединения.....	99
Лабораторная работа № 14. Марганец и его соединения.....	101
Лабораторная работа № 15. Комплексные соединения.....	103
ГЛАВА 4. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ.....	109
4.1 Гальванический элемент.....	110
4.2 Коррозия.....	116
4.3 Электролиз.....	118
4.4 Химические источники тока.....	121
Лабораторная работа № 16. Гальванический элемент. Аккумулятор.....	124
Лабораторная работа № 17. Коррозия металлов.....	129
Лабораторная работа № 18. Электролиз.....	133
Лабораторная работа № 19. Определение окислительно-восстановительного потенциала и водородного показателя химического и биологического объектов.....	137
Семинар. Химическая термодинамика.....	141

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ .....	149
ЗАКЛЮЧЕНИЕ .....	157
СЛОВАРЬ УПОТРЕБЛЯЕМЫХ ПОНЯТИЙ И ТЕРМИНОВ .....	158
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ .....	161
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....	161
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	162
<i>Таблица 1.</i> Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева....	162
<i>Таблица 2.</i> Растворимость кислот, солей и оснований в воде.....	163
<i>Таблица 3.</i> Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой.....	164
<i>Таблица 4.</i> Криоскопические константы некоторых растворителей.....	164
<i>Таблица 5.</i> Эбуллиоскопические константы некоторых растворителей.....	164
<i>Таблица 6.</i> Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25 <sup>0</sup> С.....	164
<i>Таблица 7.</i> Плотности водных растворов солей.....	165
<i>Таблица 8.</i> Электрохимический ряд напряжений металлов.....	167
<i>Таблица 9.</i> Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах по отношению к нормальному водородному электроду.....	168
<i>Таблица 10.</i> Константы нестойкости комплексных ионов.....	171
<i>Таблица 11.</i> Произведение растворимости труднорастворимых веществ при 25 <sup>0</sup> С.....	172
<i>Таблица 12.</i> Нормальные электродные потенциалы при 25 <sup>0</sup> С.....	172
<i>Таблица 13.</i> Термодинамические константы некоторых веществ.....	173

## СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ

- г - газообразное агрегатное состояние;
- ж – жидкое агрегатное состояние;
- к – кристаллическое агрегатное состояние;
- конц – концентрированный раствор;
- $K_k$  – константа диссоциации кислоты;
- $K_o$  – константа диссоциации основания;
- $K_w$  – ионное произведение воды;
- нас – насыщенный раствор;
- ох – окислитель;
- pH – водородный показатель;
- pOH - гидроксильный показатель;
- $P_{осм}$  – осмотическое давление;
- red – восстановитель;
- станд – стандартный;
- $t_z$  – температура замерзания;
- $t_k$  – температура кипения;
- ЭДС (E) – электродвижущая сила.

## ВВЕДЕНИЕ

Практикум предназначен для изучения предмета «Общая химия», содержит теоретические аспекты, примеры решения задач и лабораторные работы.

Данное издание составлено авторами с учетом требований федерального государственного стандарта высшего образования, актуальность его заключается в формировании умений и навыков по изучаемой дисциплине. Особенности авторской концепции и новизной данного издания является подбор соответствующих лабораторных работ для студентов факультета почвоведения, агрохимии, экологии и товароведения.

Цель изучения дисциплины: обучение студентов навыкам написания химических формул и реакций, ознакомление с современными представлениями о химических и физико-химических процессах, протекающих в природе, приобретение навыков химического и экологического мышления, изучение методов аналитического, химического и физико-химического анализа.

Практикум предназначен для следующих направлений подготовки бакалавров:

Направление подготовки	Компетенции
05.03.06 Экология и природопользование	Владение базовыми знаниями фундаментальных разделов физики, химии и биологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических и биологических основ в экологии и природопользования; методами химического анализа, знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными методами количественной обработки информации (ОПК-2).

<i>Продолжение направлений подготовки и компетенций</i>	
Направление подготовки	Компетенции
06.03.01 Биология	Способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения (ОПК-2).
38.03.07 Товароведение	способность применять знания естественнонаучных дисциплин для организации торгово-технологических процессов и обеспечения качества и безопасности потребительских товаров (ОПК-5).
35.03.03 Агрохимия и агропочвоведение	готовностью проводить физический, физико-химический, химический и микробиологический анализ почв, растений, удобрений и мелиорантов (ОПК-5).

*В результате изучения дисциплины студент должен:*

*Знать:*

- основы термодинамики и кинетики химических реакций;
- основы квантовой теории строения атома и ее связь с периодической системой Д.И. Менделеева и химическими свойствами вещества;
- теорию электролитической диссоциации;
- теорию окислительно-восстановительных процессов;
- методы расчета концентраций растворов и содержания определенных компонентов.

*Уметь:*

- характеризовать свойства химических элементов, исходя из электронного строения атома элемента;
- составлять формулы соединений любого класса неорганических веществ;
- составлять молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах;
- составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, определять возможность и направление их течения;

*Владеть:*

- методикой расчета концентрации растворов, расчета

навесок для анализа, расчета содержания определяемого компонента;

- методикой проведения химического анализа.

Для успешного освоения дисциплины, студенту необходимо, внимательно изучить теорию по теме, инструкцию к лабораторной работе и правила безопасной работы в лаборатории. Выполнив экспериментальные исследования, объяснить изученные явления и сделать необходимые расчеты.



## **Правила техники безопасности при работе в лаборатории**

Работа с небольшими количествами веществ снижает возможность несчастных случаев, но не исключает их полностью. Каждому работающему в лаборатории органической химии необходимо знать и выполнять правила техники безопасности:

1. При возникновении пожара выключить вентиляцию и нагревательные приборы. Отключенные загоревшие электроприборы тушить песком или углекислотным огнетушителем. При загорании одежды на человеке немедленно закутать его в одеяло или огнестойкую накидку.

2. Все работы с дурно пахнущими и ядовитыми веществами (бром, оксиды азота, сероводород и др.) необходимо проводить в вытяжном шкафу.

3. Работу с металлическим натрием проводить вдали от источников огня и влаги. Кусочки натрия хранят в склянке с обезвоженным бензином или вазелиновым маслом. Кусочки натрия достают из банки пинцетом, обсушивают между листами фильтровальной бумаги и переносят в сухую пробирку. Запрещается бросать обрезки натрия в раковину. Обрезки натрия хранят в специальных склянках под слоем керосина.

4. Работы с легковоспламеняющимися жидкостями (бензол, толуол и др.) проводят вдали от источников огня.

5. Работы с концентрированными кислотами и щелочами проводят в вытяжном шкафу. Разлитые кислоты и щелочи засыпают песком, нейтрализуют соответственно раствором карбоната натрия или уксусной кислоты и только затем проводят уборку.

7. Нагревать жидкость в пробирке следует постепенно, направляя отверстие пробирки в сторону от себя и работаю-

щих в лаборатории, так как вследствие частичного перегрева может произойти выброс жидкости.

8. При работе с газоотводной трубкой необходимо следить, чтобы ее конец был погружен в жидкость. Прекращать нагревание нужно после удаления газоотводной трубки из жидкости. В противном случае жидкость засосет в газоотводную трубку и может произойти разбрызгивание ее на лицо и руки работающего.

9. Запрещается пробовать любые вещества на вкус.

10. Запрещается наклоняться над пробиркой с кипящей жидкостью. Нюхать вещества нужно направляя рукой к себе пары или газы.

11. Если при проведении опыта разбился термометр необходимо собрать ртуть. Поверхность пола или стола обработать 20%-ным раствором хлорида железа (III).

### **Меры первой помощи при несчастных случаях**

1. О любом несчастном случае немедленно сообщить преподавателю и воспользоваться медикаментами лабораторной аптечки.

2. При термических ожогах обожженное место промыть спиртом или 5%-ным раствором танина в спирте.

3. При химических ожогах удалить с кожи вещества, вызвавшие ожог, а затем обработать рану соответствующим образом:

а) при ожогах концентрированными кислотами или щелочами промыть обожженное место под сильной струей воды, а затем нейтрализовать 1%-ными растворами гидрокарбоната натрия или уксусной кислоты соответственно;

б) при ожоге бромом пораженное место обработать 10%-ным раствором тиосульфата натрия, промыть большим

количеством воды, наложить тампон, смоченный 5%-ным раствором мочевины;

4. При попадании кислоты или щелочи в глаза необходимо промыть их водой, а затем 1%-ным раствором гидрокарбоната натрия или 2%-ным раствором борной кислоты соответственно.

5. При порезах удалить пинцетом из ранки осколки стекла, смочить края ранки раствором йода, наложить на рану стерильную повязку и забинтовать.

6. При кровотечениях остановить кровь нажатием пальца или наложением жгута. Продолжительность наложения жгута должна составлять не более двух часов.

7. При поражении электрическим током находящемуся в сознании обеспечить покой и свежий воздух. При прекращении дыхания и сердечной деятельности применять непрямой массаж сердца и искусственное дыхание до прибытия «скорой помощи».

8. При отравлениях оказать неотложную помощь. При вдыхании яда перенести пострадавшего на свежий воздух. При попадании яда в желудок провести его промывание большим количеством воды и доставить пострадавшего в больницу.

# ГЛАВА 1. ХАРАКТЕРИСТИКА ВЕЩЕСТВА И ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

## Эквивалент

**Закон постоянства состава:** Любое химическое соединение имеет один и тот же количественный и качественный состав независимо от способа его получения.

Из закона постоянства состава следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях. Поэтому в химии введено понятие эквивалента.

Химический эквивалент (n) – количество вещества, химически равноценное (эквивалентное) 1 моль-иону или 1-моль-атому водорода.

Эквивалент водорода  $n(\text{H}) = 1$  моль-экв.

Эквивалентная масса (Э) – масса 1 моль-эквивалент вещества.

Эквивалентную массу рассчитывают по формулам:

$$\begin{aligned} \mathcal{E}_{\text{элемента}} &= \frac{M}{\text{с.о.}}; \\ \mathcal{E}_{\text{кислоты}} &= \frac{M}{\text{основность}}; \\ \mathcal{E}_{\text{основания}} &= \frac{M}{\text{кислотность}}; \\ \mathcal{E}_{\text{соли}} &= \frac{M}{\sum \text{с.о. металла}}; \\ \mathcal{E}_{\text{окислителя (восстановителя)}} &= \frac{M}{n\bar{e}}, \end{aligned}$$

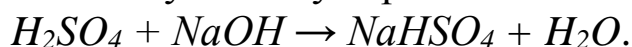
где  $M$  – молярная масса; с.о. – степень окисления;  $n\bar{e}$  – число принятых (или отданных) электронов;  $\sum \text{с.о. металла}$  – суммарная степень окисления металла (степень окисления металла, умноженная на количество атомов металла в молекуле).

**Закон эквивалентов:** массы реагирующих веществ прямо пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}$$

## Задачи и упражнения

**Пример 1.** Вычислить а) эквивалентную массу серной кислоты; б) эквивалентную массу серной кислоты в реакции:



*Решение:*

а) Эквивалентная масса кислоты:

$$\mathcal{E}(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{\text{основность}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г / моль.}$$

б) Эквивалентная масса серной кислоты в реакции рассчитывается с учетом атомов водорода (n) в молекуле кислоты, замещенных на атомы металла. В данной реакции  $n = 1$ , таким образом:

$$\mathcal{E}(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{n} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г / моль - экв. .}$$

**Пример 2.** Оксид 2-х валентного металла содержит 71,43% металла. Определить металл и его эквивалентную массу

*Дано:*

MeO

$\omega(\text{Me}) = 71,43\%$

---

Me(II) - ?

$\mathcal{E}(\text{Me}) = ?$

*Решение:*

1. Для простоты возьмем массу оксида равной 100 г. Тогда масса металла составит 71,43 г, а масса кислорода:

$$m(O) = 100 - 71,43 = 28,57 \text{ г.}$$

2. Найдем эквивалентную массу кислорода в оксиде по формуле :

$$\mathcal{E}(O) = \frac{A(O)}{\text{с.о.}} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г / моль - экв. .}$$

3. По закону эквивалентов определим эквивалентную массу металла:

$$\frac{m(\text{Me})}{m(O)} = \frac{\mathcal{E}(\text{Me})}{\mathcal{E}(O)}$$
$$\mathcal{E}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot \mathcal{E}(O)}{m(O)} = \frac{71,43 \cdot 8}{28,57} = 20 \text{ г / моль}$$

4. Найти атомную массу металла и определить металл:

$$A(\text{Me}) = \text{Э}(\text{Me}) \cdot \text{с.о.} = 20 \cdot 2 = 40 \text{ г/моль.}$$

По данным таблицы Д.И.Менделеева определяем, что такую атомную массу имеет металл кальций.

*Ответ:* металл – кальций.

### **Лабораторная работа № 1. Эквивалент**

**Опыт 1.** *Определение эквивалента металла по объему вытесненного водорода*

**Реактивы:** дистиллированная вода, металл, 4н раствор соляной кислоты.

**Посуда и оборудование:** прибор для определения эквивалента металла (рис. 1), технические весы, пробирка.

Определение эквивалента металла производится в приборе, изображенном на рис. 1. Прибор состоит из двух бюреток (1 и 2), которые закрепляются в штативе. Бюретки соединяют между собой резиновой трубкой, к одной из бюреток присоединяют пробирку, емкостью 20-25 мл. Обе бюретки заполняют водой до половины объема.

Проверить герметичность прибора. Для этого закрыть пробирку пробкой, опустить бюретку 2 вниз на 10-15 см и наблюдать за уровнем воды в течение 2 минут. Если прибор герметичен, то уровень воды в бюретке 1 вначале понизится, а затем останется без изменения. Убедившись в герметичности прибора, вернуть бюретку 2 снова в такое положение, чтобы вода в обеих бюретках была на одном и том же уровне.

Получить у лаборанта навеску металла, записать его массу.

В пробирку налить 10 мл 4н раствора соляной кислоты при помощи воронки так, чтобы не смочить стенки верхней части пробирки. Закрепить в штативе почти в горизонтальном положении. Металл завернуть в маленький кусочек фильтровальной бумаги и поместить пакетик с металлом вблизи отверстия пробирки.

Закрывать пробирку резиновой пробкой, слегка смоченной водой, осторожно, чтобы металл не упал в кислоту, и проверить герметичность прибора, как указано выше.

Закрепить бюретки 1 и 2 так, чтобы положение воды в них было на одном уровне. Отметить уровень воды в бюретке 1 ( $V_1$ ) и записать его числовое значение.

Наклонить пробирку так, чтобы пакетик с металлом упал в кислоту. Выделяющийся водород вытеснит воду из бюретки 1 в бюретку 2.

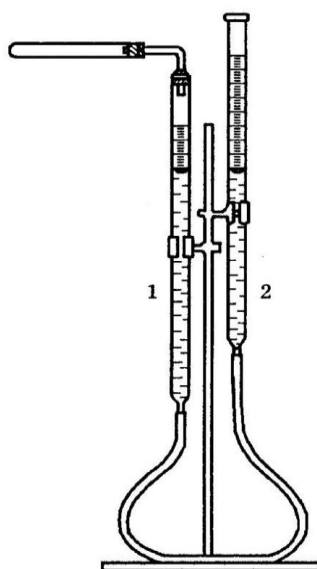


Рис. 1. Прибор для определения эквивалента металла

Когда весь металл растворится и понижение уровня воды в бюретке 1 прекратится, дать пробирке охладиться до комнатной температуры. Затем привести положение воды в обеих бюретках точно к одному уровню, отметить уровень воды ( $V_2$ ) в бюретке 1 и записать его значение. Разность уровней ( $V_2 - V_1$ ) равна объему выделившегося водорода.

Записать данные опыта в таблицу:

Масса металла, г	
Объем выделившегося водорода (мл, л)	
Температура опыта ( $t^{\circ}\text{C}$ )	
Абсолютная температура (К) $T=273+t$	
Давление водорода $P_{\text{H}_2}=P_{\text{атм}}-P_{\text{пара}}$	

Атмосферное давление в мм рт. ст. определить по барометру. Давление насыщенного пара над водой найти по таблице 3 в приложении.

Эквивалент металла рассчитать по закону эквивалентов. Для этого сначала объем выделившегося водорода привести к нормальным условиям по уравнению газового состояния:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P}{T}.$$

Объем выделившегося водорода:

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T}, \text{ где}$$

$$P_0 = 760 \text{ мм рт. ст.}, T_0 = 273^\circ\text{C}, P = P_{\text{H}_2}, V = V_{\text{H}_2}, T = 273 + t.$$

Используя мольный объем (22,4 л), вычислить массу выделившегося водорода (для нормальных условий). Зная массы вступившего в реакцию металла и образовавшегося водорода, а также эквивалент водорода, рассчитать эквивалент и эквивалентную массу металла.

### ***Скорость химических реакций. Подвижное химическое равновесие***

Раздел химии, изучающий механизмы и скорости протекания химических реакций, называется *химической кинетикой*.

#### ***Основные понятия:***

*Реакционная способность* – способность молекул вещества участвовать в конкретных типах химических реакций с определенной скоростью.

*Гомогенная химическая реакция* – процесс химического превращения исходных веществ в продукты реакции, протекающей в гомогенной системе (в пределах одной фазы, т.е. во всем объеме этой системы).

*Гетерогенная химическая реакция* – это реакция между веществами, образующими гетерогенную систему. Она может идти только на поверхности раздела фаз, где реагирующие вещества соприкасаются друг с другом.



*Элементарная (простая) реакция* – это реакция, в результате которой молекулы *исходных* веществ непосредственно превращаются в молекулы *продуктов* реакции.

*Сложные реакции* – химические реакции, включающие несколько элементарных реакций (стадий).

*Последовательные реакции* – реакции, при которых продукт одной из элементарных реакций является исходным веществом другой.

*Параллельные реакции* – сложные реакции, состоящие из элементарных реакций, в каждой из которых участвует одно и то же исходное вещество.

*Лимитирующая реакция* – это наиболее медленно протекающая элементарная реакция, скорость которой определяет скорость сложной химической реакции в целом.

*Механизм химической реакции* – это совокупность элементарных реакций, из которых складывается сложная химическая реакция.

*Катализаторы* – вещества, изменяющие скорость химических реакций.

*Каталитические реакции (катализ)* – химические реакции, протекающие с участием катализаторов.

Все химические реакции, подобно физическим, биологическим и другим природным процессам, протекают во времени.

Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ в зависимости от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.)

*Скоростью реакции ( $v$ )* называется количество вещества ( $n$ ) – вступившего в реакцию или образующегося в ре-

зультате реакции за единицу времени ( $\Delta t$ ) в единице объема ( $V$ ) системы (для гомогенной реакции), на единице поверхности раздела фаз ( $S$ ) (для гетерогенной реакции)

$$v_{\text{гом}} = \Delta n / \Delta t; \quad v_{\text{гет}} = \Delta n / S \times \Delta t$$

Скорость реакции зависит от концентрации реагирующих веществ и выражается законом действующих масс:

$$v = k[A]^a[B]^b$$

Отношение произведения равновесных концентраций веществ прямой и обратной реакций, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов, при постоянной температуре является величиной постоянной независимо от условий, при которых осуществляется реакция.

$$K_{\text{равн}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Величина константы скорости  $k$  зависит от природы реагирующих веществ, от температуры и от присутствия катализаторов, но не зависит от концентрации веществ.

Для того чтобы реакция произошла, молекулы взаимодействующих веществ должны обладать избыточной энергией – энергией активации. Действие катализаторов объясняется тем, что они снижают энергию активации реакции, и реакция идет через другие, энергетически более выгодные стадии. Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции. Скорость реакции при этом увеличивается. Катализаторы, ускоряющие реакцию, называются *стимуляторами*. Катализаторы противоположного действия называются *ингибиторами*.

Влияние температуры на скорость реакции оценивается эмпирическим *правилом Вант Гоффа*: при увеличении температуры на  $10^\circ$  скорость реакции увеличивается от 2 до 4 раз.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где:  $V_{t_1}$  и  $V_{t_2}$  - скорости реакций соответственно при начальной и конечной температурах;  $\gamma$  - температурный коэффициент скорости реакции.

Скорость и время, за которое протекают реакции, связаны соотношением

$$v_1 / v_0 = \tau_0 / \tau_1$$

где  $\tau_0$  - время, за которое протекает реакция скоростью  $v_0$ ;  $\tau_1$  - время, за которое протекает реакция со скоростью  $v_1$ .

Изменения, происходящие в равновесной системе в результате внешних воздействий, определяются *принципом подвижного химического равновесия – принципом Ле-Шателье*:

*Внешнее воздействие на систему, находящуюся в состоянии равновесия, приводит к смещению этого равновесия в направлении, при котором эффект произведенного воздействия ослабляется.*

### **Пример 1.**

Как изменится скорость образования оксида азота (IV) в реакции:  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$ , если давление в системе увеличить в 3 раза, а температуру оставить неизменной?

#### **Решение:**

1. По формуле рассчитаем начальную скорость реакции:

$$v_1 = k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2).$$

2. По условию реакция протекает в газовой фазе. Для таких реакций изменение концентрации реагентов кратно изменению давления. Следовательно, после 3-кратного увеличения давления:

$$v_2 = k \cdot (3c(NO))^2 \cdot (3c(O_2)) = 27k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2).$$

3. Находим соотношение значений полученных скоростей:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2)}{k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2)} = 27 \text{ раз} .$$

*Ответ:* Скорость реакции увеличится в 27 раз.

### **Пример 2.**

В интервале температур от 0 до 60 °С скорость некоторой реакции увеличивается в 2,5 раза при повышении температуры на каждые 10 °С. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 20 до 45 °С?

*Решение:*

1. По условию задачи  $\gamma = 2,5$ , отсюда уравнение:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = v_{t_1} \cdot 2,5^{\frac{t_2 - t_1}{10}} .$$

2. Изменение скорости реакции в интервале температур 20 – 45°С:

$$\frac{v_{45}}{v_{20}} = 2,5^{\frac{45 - 20}{10}} = 2,5^{2,5} = 9,88 \text{ раз} .$$

*Ответ:* Скорость реакции увеличивается в 9,88 раз

### **Пример 3.**

Рассчитать константу равновесия при некоторой заданной температуре для обратимой реакции  $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ , учитывая, что в состоянии равновесия концентрации участвующих в реакции веществ были равны:  $[CO] = 0,16$  моль/л,  $[H_2O] = 0,32$  моль/л,  $[CO_2] = 0,32$  моль/л,  $[H_2] = 0,32$  моль/л. Определить исходные концентрации угарного газа и воды.

*Решение:*

1. Составим уравнение константы равновесия данной реакции согласно уравнению (6.8.):

$$K_{\text{равн}} = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]} = \frac{0,32 \cdot 0,32}{0,16 \cdot 0,32} = 2 .$$

2. Для исходных веществ кроме равновесных концентраций можно рассчитать концентрации, израсходованные на химическое взаимодействие ( $C_{\text{изр}}$ ) и исходные ( $C_{\text{исх}}$ ). Согласно условию задачи, значение

$$C_{\text{изр}}(\text{CO}) = C_{\text{изр}}(\text{H}_2\text{O}) = [\text{CO}_2] = 0,32 \text{ моль/л.}$$

Исходные концентрации веществ:

$$C_{\text{исх}}(\text{H}_2\text{O}) = C_{\text{изр}}(\text{H}_2\text{O}) + [\text{H}_2\text{O}] = 0,32 + 0,32 = 0,64 \text{ моль/л.}$$

$$C_{\text{исх}}(\text{CO}) = C_{\text{изр}}(\text{CO}) + [\text{CO}] = 0,32 + 0,16 = 0,48 \text{ моль/л.}$$

*Ответ:*  $K_{\text{равн}} = 2$ .  $C_{\text{исх}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,64$  моль/л.  $C_{\text{исх}}(\text{CO}) = 0,48$  моль/л.

#### **Пример 4.**

Какие факторы способствуют смещению равновесия в сторону образования продуктов в реакции:



#### **Решение:**

1. Данная реакция эндотермическая, ( $\Delta H > 0$ ), поэтому для смещения равновесия в сторону прямой реакции необходимо повышение температуры.

2. Для достижения этой цели необходимо также понизить давление, т.к. в прямой реакции образуется 2 молекулы, занимающие больший объём, по сравнению с одной молекулой в обратной реакции.

3. Введение в систему дополнительного количества  $\text{CO}_2$  (увеличение концентрации) и отвод (уменьшение концентрации) продукта реакции  $\text{CO}_2$  позволяет также сместить равновесие в направлении прямой реакции.

## Лабораторная работа № 2 Скорость химических реакций. Подвижное химическое равновесие

**Опыт 1.** Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции в гомогенной системе.

**Реактивы:** дистиллированная вода, 2н раствор серной кислоты, 1н раствор тиосульфата натрия.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки, пипетка, секундомер.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучить на примере:



Меняя концентрацию только одного из реагирующих веществ – тиосульфата натрия, измерить время течения реакции.

Предварительно проделать качественный опыт, для чего внести в пробирку 5-10 капель 1н раствора тиосульфата натрия и 3 – 5 капель 2н раствора серной кислоты. Наблюдать появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей в осадок серы.

Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внести: в первую – 4 капли 1н раствора тиосульфата натрия и 8 капель воды, во вторую – 8 капель 1н раствора тиосульфата натрия и 4 капли воды, в третью – 12 капель 1н раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирки осторожно встряхнуть. Таким образом получены растворы, содержащие в равных объемах различное число молей. Допустить, что в первой пробирке «а» молей, тогда во второй пробирке будет «2а» молей, в третьей – «3а» молей тиосульфата натрия.

Подготовить секундомер. В пробирку 1 добавить 1 каплю 2н серной кислоты. Заметить время от момента добавле-

ния кислоты до появления слабого помутнения. Так же, измеряя время, добавить по 1 капле серной кислоты в пробирки 2 и 3.

Данные опыта занести в таблицу:

Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ моль/л	Время течения реакции, сек	Скорость реакции в условных единицах, 1/сек
<i>a</i>		
<i>2a</i>		
<i>3a</i>		

Начертить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложить в определенном масштабе относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости (в условных единицах). Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации. Написать уравнение изучаемой реакции и дать математическое выражение закона действующих масс.

**Опыт 2.** Влияние температуры на скорость химической реакции с гомогенной системе.

**Реактивы:** дистиллированная вода, 2н раствор серной кислоты, 1н раствор тиосульфата натрия.

**Посуда и оборудование:** 3 пробирки, пипетка, термостат, секундомер.

В термостате приготовить воду с температурой 40-60<sup>0</sup>С. Поместить в пробирку с 5-8 каплями раствора 2н серной кислоты и опущенной в него пипеткой и одну пробирку с 10 каплями 1н раствора тиосульфата натрия. Через 2-3 мин., когда содержимое пробирок нагреется до температуры термостата, в пробирку с тиосульфатом добавить 1 каплю серной кислоты (пробирки не вынимать). Замерить время от момента

прибавления 1 капли серной кислоты до появления слабого помутнения. Занести результаты в таблицу. Охладить воду в термостате на 10 градусов и повторить опыт при полученной температуре, замеряя время от времени прибавления 1 капли серной кислоты к тиосульфату натрия до появления осадка серы (слабое помутнение). Охладить воду в термостате еще на 10 градусов и аналогично провести третий опыт.

Полученные данные занести в таблицу:

Номер опыта	Температура опыта	Время течения реакции, сек	Скорость реакции в условных единицах
1			
2			
3			

Подсчитать температурный коэффициент (изменение скорости реакции при изменении температуры на 10<sup>0</sup>С).

**Опыт 3.** Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на равновесие химической реакции.

**Реактивы:** 0,0025н раствор хлорида железа (III), насыщенный раствор хлорида железа (III), насыщенный раствор роданида калия, насыщенный раствор роданида калия, хлорид калия кристаллический

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки.

В четыре пробирки внести по 5 – 7 капель 0,0025н растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Растворы размещать стеклянной палочкой и поставить в штатив. Одну пробирку с полученным раствором сохранить для сравнения. В остальные пробирки добавить следующие реактивы: в первую – 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – 1 каплю насыщенного раствора роданида калия, в третью – 2-3 микрошпателя хлорида калия. Сравнить



интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

Составить уравнение соответствующей обратимой реакции. Написать выражение константы равновесия. Отметить какое вещество придает раствору красную окраску. Указать, как влияет изменение концентрации хлорида железа (III), роданида калия и хлорида калия на смещение равновесия данной реакции. Выводы записать следующим образом:

<b>Увеличение концентрации</b>	<b>Смещение равновесия реакции (показать стрелкой)</b>
<i>1) FeCl<sub>3</sub></i>	
<i>2) KSCN</i>	
<i>3) KCl</i>	

## ГЛАВА 2. ХИМИЯ РАСТВОРОВ

*Растворы* – это однородные (гомогенные) системы, состоящие из двух и более компонентов (составных частей) и продуктов их взаимодействия.

*Растворитель* – компонент раствора, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора. В растворителе однородно распределено *растворенное вещество*.

*Растворенное вещество* – компонент раствора, находящийся в растворе в минимальном количестве или его агрегатное состояние может измениться при образовании раствора.

*Растворимость* – способность вещества растворяться в какой-либо жидкости. По этому признаку вещества делятся на 3 группы: 1) растворимые; 2) мало растворимые; 3) практически нерастворимые. Растворимость зависит от природы вещества, растворителя, температуры и давления. Абсолютно нерастворимых веществ.

### 2.1. Способы выражения концентрации раствора

*Концентрацией раствора* называется содержание растворенного вещества в определенной массе или определенном объеме раствора (или растворителя).

Наиболее часто используемые способы выражения концентрации растворов:

1. *Массовая доля растворенного вещества* (процентная концентрация  $\omega$  – отношение массы вещества к массе раствора, показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 граммах раствора.

$$\omega = m_{\text{вещества}} / m_{\text{раствора}} \cdot 100\% ;$$

где  $m$  – масса, г

2. *Молярная концентрация* ( $C_M$ ) – количество вещества (число молей) в 1 литре раствора (*моль/л*):

$$C_M = n_{\text{вещества}} / V = m_{\text{вещества}} \cdot 1000 / M \cdot V,$$

где  $n$ - число молей;  $m$  – масса вещества,  $г$ ;  $M$  – молярная масса растворенного вещества,  $г/моль$ ;  $V$  – объем раствора,  $мл$ .

3 *Молярная концентрация эквивалентов (нормальная концентрация, эквивалентная, нормальность)* ( $C_N$ ) – показывает число моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора (*моль-экв/л*).

$$C_N = m_{\text{вещества}} 1000 / \mathcal{E} \cdot V,$$

где,  $\mathcal{E}$  – эквивалент растворенного вещества,  $г/моль-экв$  (глава 1).

4. *Моляльная концентрация* ( $C_m$ ) – количество вещества (число молей), приходящееся на 1 кг растворителя (*моль/кг*):

$$C_m = n_{\text{вещества}} / m_{\text{растворителя}} = m_{\text{вещества}} \cdot 1000 / M \cdot W,$$

где  $m$  – масса,  $г$ ;  $W$  – масса растворителя,  $г$ .

5. *Молярная доля растворенного вещества* ( $N$ ):

$$N = n_b / (n_a + n_b),$$

где  $n_a$  и  $n_b$  - число молей растворителя и растворенного вещества соответственно.

6. *Титр раствора* ( $T$ ) показывает количество грамм растворенного вещества, содержащееся в 1 мл раствора ( $г/мл$ ):

$$T_{p-ra} = \frac{m_{в-ва}}{V_{p-ra}},$$

или через нормальную концентрацию:

$$T_{p-ra} = \frac{C_n \cdot \mathcal{E}_{в-ва}}{1000}.$$

## 2.2. Теория электролитической диссоциации

*Электролитическая диссоциация* – это распад молекул или кристаллов растворяемого вещества (электролита) на

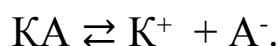
катионы и анионы при растворении в воде под действием полярных молекул воды.

Содержание этой теории сводится к трем основным положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы – положительные и отрицательные.

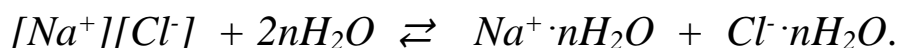
2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы (*катионы*) движутся к катоду, отрицательно заряженные (*анионы*) – к аноду. Направленное движение ионов происходит в результате притяжения их противоположно заряженными электродами.

3. Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости  $\rightleftharpoons$ :



### **Механизм электролитической диссоциации**

*При растворении соединений с ионным типом связи возникают силы взаимного притяжения между ионами вещества и диполями воды, связи между ионами в кристалле ослабевают и они переходят в раствор. При этом образуются гидратированные ионы (ионы, химически связанные с молекулами воды):*



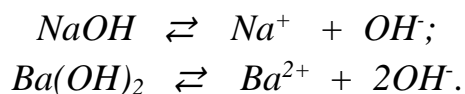
*ионный кристалл*

*гидратированные ионы*

*Диссоциация молекул с ковалентной полярной связью происходит аналогично. Под действием диполей воды, которые своими отрицательными полюсами притягиваются к положительному полюсу молекулы электролита, а положитель-*



*Основаниями* называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .



Кислотность основания определяется числом его гидроксильных групп.

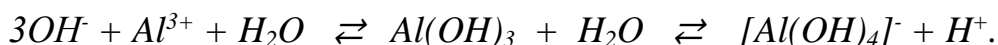
*Амфолиты (амфотерные электролиты)* при диссоциации образуют одновременно катионы водорода и гидроксид-ион.

К этой группе электролитов относятся амфотерные основания и вода, которая также в незначительной степени диссоциирует на ионы:

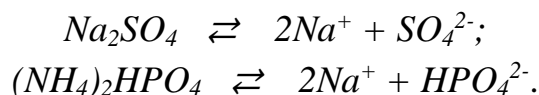


т.е. у нее в равной степени выражены как кислотные, так и основные свойства.

Диссоциацию амфотерного гидроксида алюминия можно выразить уравнением:



*Солями* называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и анионы кислотных остатков:



### **Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты**

Процесс электролитической диссоциации обратимый, поэтому в растворе электролита, наряду с его ионами присутствуют и молекулы. Соотношение содержания этих частиц определяется степенью электролитической диссоциации, которая является количественной характеристикой процесса диссоциации.

*Степень диссоциации* ( $\alpha$ ) – это отношение числа молекул электролита, распавшихся на ионы ( $n$ ), к общему числу растворенных молекул ( $N$ ):

Степень диссоциации определяется опытным путем и выражается в долях единицы или в процентах:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%.$$

Если  $\alpha = 0$ , то диссоциация отсутствует. Если  $\alpha = 100\%$ , то электролит полностью распадается на ионы. Если  $\alpha = 1,3\%$ , то из 1000 молекул электролита только 13 диссоциирует на ионы.

Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации:

1. Природа электролита: полярность химической связи в соединении, увеличение которой способствует возрастанию  $\alpha$ .

2. Концентрация раствора:  $\alpha$  возрастает с уменьшением концентрации раствора.

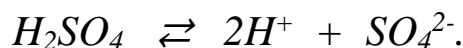
3. Температура:  $\alpha$  увеличивается с повышением температуры раствора.

Все электролиты по значению степени электролитической диссоциации принято делить на 3 группы: сильные, средней силы и слабые.

#### Классификация электролитов в зависимости от величины $\alpha$

Сильные, $\alpha > 30\%$	Средней силы, $3 < \alpha < 30\%$	Слабые, $\alpha < 3\%$
<p><i>Вещества, которые при растворении практически полностью диссоциируют на ионы.</i></p> <p><i>Это:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- почти все соли;</li> <li>- щелочи;</li> <li>- многие минеральные кислоты:</li> </ul> <p>HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,                      HMnO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>,                      HCl, HBr, HI, HClO<sub>3</sub>.</p>	<p><i>Это небольшая группа:</i></p> <p>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>,                      H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.</p>	<p><i>Вещества, при растворении в воде диссоциируют на ионы в незначительной степени.</i></p> <p><i>Это:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- нерастворимые основания;</li> <li>- почти все органические кислоты и основания;</li> <li>- некоторые минеральные кислоты: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HNO<sub>2</sub>, HF, HClO, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HCN;</li> <li>- NH<sub>4</sub>OH;</li> <li>- H<sub>2</sub>O.</li> </ul>

При написании уравнений диссоциации следует учитывать силу электролита. Согласно теории электролитической диссоциации, сильные электролиты диссоциируют в одну стадию на ионы, из которых состоит молекула электролита. Например:



Слабые электролиты диссоциируют ступенчато, при этом преобладают ионы первой стадии (ступени). Например:



В растворах слабых электролитов всегда имеет место химическое равновесие, выражающееся в равенстве скоростей реакции диссоциации и ассоциации. Используя закон действующих масс, для таких электролитов равновесие количественно можно выразить величиной константы диссоциации ( $K_{\text{дисс}}$ ) Например, для электролита  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$  константа диссоциации:

$$K_{\text{дисс}} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{C(HA) \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}.$$

### Ионные уравнения

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются *ионными реакциями*, а уравнения этих реакций – *ионными уравнениями*.

При изучении процессов, протекающих в растворах электролитов, следует руководствоваться правилом:

*Реакции между ионами в растворах электролитов идут практически до конца в сторону образования осадков, газов и слабых электролитов.*

В ионных уравнениях принято записывать в недиссоциированной на ионы форме (в виде молекул) формулы трудно



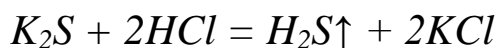
растворимых соединений, неэлектролитов, электролитов слабых и средней силы. Запись ионных реакций может быть представлена в виде молекулярного, полного и сокращенного ионного уравнений. При записи уравнения знак ↓, стоящий при формуле, означает, что вещество удаляется из сферы реакции в виде нерастворимого соединения, знак ↑ показывает, что вещество выделяется в виде газа.

**Пример 1:**

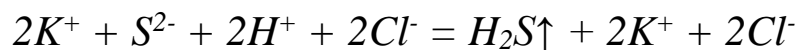
Составить уравнения реакции между растворами сульфида калия и хлороводородной кислоты в молекулярной и ионной формах.

**Решение:** Разобьем решение задачи на три этапа:

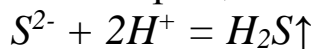
а). Запишем уравнение реакции в молекулярной форме, поставим коэффициенты:



б) Перепишем это уравнение, изобразив хорошо диссоциирующие вещества в виде ионов, а уходящие из сферы в виде молекул, исключим из обеих частей ионного уравнения одинаковые ионы, т.е. ионы, не участвующие в реакции (они подчеркнуты):

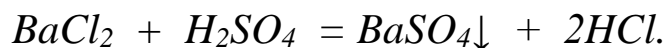


в) Запишем уравнение в сокращенном виде:

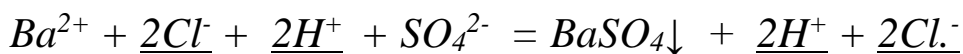


**Пример 2:**

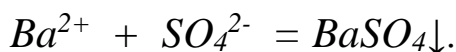
Составить уравнения реакции между растворами хлорида бария и серной кислоты в молекулярной и ионной формах. Молекулярное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



При написании ионных уравнений пользуемся данными таблицы (прил., табл..).

### 2.3. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.

#### Водородный показатель

Вода – слабый амфотерный электролит:



Количественно диссоциация воды описывается *константой диссоциации*:

$$K_{\text{дисс}} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{H_2O} = 1.8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 22^\circ\text{C)}$$

и *ионным произведением воды*:

$$K_e = K_{\text{дисс}} \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} = 10^{-14}.$$

Ионное произведение воды ( $K_e$ ) – произведение концентрации ионов водорода на концентрацию гидроксильных ионов есть величина постоянная и при комнатной температуре равна  $10^{-14}$ .

В чистой дистиллированной воде:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

При избытке ионов водорода в растворе  $[H^+] > 10^{-7}$ . В щелочной среде  $[H^+] < 10^{-7}$ . Причём, как бы ни менялись  $[H^+]$  и  $[OH^-]$ , их произведение всегда остаётся  $10^{-14}$ .

Чтобы не писать числа с показателем степени, кислотность раствора часто выражают через водородный показатель.

*Водородный показатель (pH)* – отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+].$$

В кислых растворах  $pH < 7$ , в нейтральных  $pH = 7$ , в щелочных  $pH > 7$ .

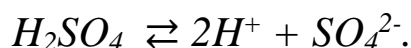
Зная pH раствора, можно по уравнению вычислить концентрацию ионов водорода:

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

**Пример 1:**

Определить рН 0,05М раствора серной кислоты.

**Решение:** По уравнению реакции видно, что из одной молекулы серной кислоты при диссоциации образуется 2 иона  $H^+$ :



Считая степень диссоциации серной кислоты равной 100%, находим, что из 0,05 молей ее образуется 0,1 молей  $H^+$ , т.е.  $[H^+] = 10^{-1}$ .

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-1} = 1.$$

**Пример 2:**

Определить рН 0,1М раствора уксусной кислоты,  $\alpha = 1,4\%$ .

**Решение:** Из одной молекулы уксусной кислоты при диссоциации образуется один ион  $H^+$ , но  $\alpha = 1,4\%$ , следовательно, только 1,4% всех молекул в растворе распадается на ионы.



$$[H^+] = C_{CH_3COOH} \cdot \alpha / 100 = 0,1 \cdot 1,4 / 100 = 10^{-1} \cdot 1,4 \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-3}.$$

$$\begin{aligned} pH = -\lg[H^+] &= -\lg 1,4 \cdot 10^{-3} = -(\lg 1,4 + \lg 10^{-3}) = -(\lg 1,4 - 3) = \\ &= 3 - \lg 1,4 = 3 - 0,146 = 2,854. \end{aligned}$$

## 2.4. Гидролиз солей

Часто при растворении некоторых солей в воде происходит не только электролитическая диссоциация их, но и реакция ионного обмена между растворителем водой, которая является слабым электролитом, с одной стороны, и ионами соли (сильным электролитом), с другой стороны. Доказательством такого взаимодействия является тот факт, что растворы

этих солей имеют кислую или щелочную реакцию, при отсутствии в составе последних водородных или гидроксильных ионов.

*Гидролиз солей* – это взаимодействие ионов соли в растворе с молекулами воды, в результате которого образуется слабый электролит (малодиссоциирующие молекулы или ионы) и возможно накопление одного из ионов воды ( $H^+$  или  $OH^-$ ).

Возможность протекания гидролиза зависит от природы соли, а глубина гидролиза в значительной степени зависит от внешних факторов, в частности, от температуры и концентрации раствора.

*Гидролиз усиливается:*

- при нагревании раствора, а охлаждение растворов, наоборот, уменьшает способность соли подвергаться гидролизу;

- при уменьшении концентрации большинства солей в растворах, и, наоборот, при концентрировании раствора гидролиз усиливается.

С точки зрения электролитической диссоциации, все соли по своей природе, делятся на четыре группы:

1. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой.

2. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой.

3. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой.

4. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Первая группа солей гидролизу не подвергается.



## 2.5. Молекулярные растворы. Коллигативные свойства

### 2.5.1. Растворы неэлектролитов

Свойства разбавленных растворов количественно подчиняются газовым законам. *Осмотическим давлением* раствора называется давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы предотвратить осмос. *Осмозом* называют самопроизвольное перемещение растворителя через полупроницаемую мембрану из менее концентрированного в более концентрированный. Уравнение **Вант-Гоффа**:

$$P_{\text{осм}} = C_{\text{м}} \cdot R \cdot T,$$

где  $P_{\text{осм}}$  — осмотическое давление (кПа);  $C_{\text{м}}$  — молярная концентрация растворенного вещества ( $\text{кмоль}/\text{м}^3$ );  $T$  — абсолютная температура, К;  $R = 8,314 \text{ кДж}/\text{моль}$  — универсальная газовая постоянная.

#### **Законы Рауля:**

1. Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором прямо пропорционально мольной доле растворенного вещества:

$$N = (P^{\circ}_A - P_A) / P^{\circ}_A,$$

где  $P^{\circ}_A$  — давление насыщенного пара над чистым растворителем;  $P_A$  — давление насыщенного пара растворителя над раствором;  $N$  — мольная доля растворенного вещества.

2. Понижение *температуры замерзания* раствора прямо пропорционально молярной концентрации растворенного вещества:

$$\Delta t_3 = K_{\text{кр}} \cdot C_{\text{м}},$$

где  $\Delta t_3$  — понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем,  $K_{\text{кр}}$  — криоскопическая константа растворителя (прил., табл. 4),  $C_{\text{м}}$  — молярная концентрация растворенного вещества.

Повышение *температуры кипения* раствора прямо пропорционально моляльной концентрации растворенного вещества:

$$\Delta t_k = K_{эб} \cdot C_m,$$

где  $\Delta t_k$  – повышение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем;  $K_{эб}$  - криоскопическая константа растворителя (прил., табл. 5);  $C_m$ - моляльная концентрация растворенного вещества.

Растворы замерзают при более низкой, а кипят при более высокой температуре, чем чистые растворители, что является следствием понижения упругости пара раствора по сравнению с упругостью пара чистого растворителя. Величины понижения температуры замерзания и повышения температуры кипения растворов по сравнению с теми же показателями чистого растворителя не зависят от природы растворенного вещества, а зависят только от количества растворенных молекул (или вообще отдельных частиц), т. е. от количества молей вещества, приходящегося на одно и то же весовое количество растворителя.

**Пример:**

Раствор, содержащий 0,48 г глицерина в 25 г воды, замерзает при температуре  $-0,387^\circ\text{C}$ . Вычислить молярную массу глицерина и осмотическое давление при  $10^\circ\text{C}$ .

**Решение:** решаем задачу, используя формулы для растворов неэлектролитов.

$g = 0,48 \text{ г}; W = 25 \text{ г}; t_3 = -0,387^\circ\text{C}; K_{кр} = 1,86$  (прил., табл. 4)

а) Молярная масса глицерина:

$$M = K_{кр} \cdot g \cdot 1000 / \Delta t_3 \cdot W;$$

$$\Delta t_3 = t_3^\circ - t_3 = 0 - (-0,387) = 0,387^\circ\text{C};$$

$$M = 1,86 \cdot 0,48 \cdot 1000 / 0,387 \cdot 25 = 92 \text{ г/моль}.$$

б) Осмотическое давление, вычисленное криоскопическим методом:

$$P_{\text{осм}} = \Delta t_3 \cdot R \cdot T / K_{\text{кр}};$$

$$T = 273 + t^{\circ}\text{C} = 273 + 10 = 283 \text{ K};$$

$$P_{\text{осм}} = 0,387 \cdot 8,313 \cdot 283 / 1,86 = 490 \text{ кПа}.$$

### 2.5.2. Растворы электролитов

Вещества, которые в растворе или в расплаве частично или полностью распадаются на ионы и проводят электрический ток за счет движения ионов, называются **электролитами**.

При измерении нижеперечисленных параметров растворов – понижения температуры замерзания  $\Delta t_3$  раствора по сравнению с чистым растворителем, повышения температуры кипения  $\Delta t_k$ , осмотического давления  $P_{\text{осм}}$  – обнаружено, что вещества, растворы которых проводят электрический ток, дают завышенные значения, причем коэффициент превышения экспериментальной величины по сравнению с вычисленной по молекулярной массе один и тот же:

$$i = \Delta t_3(\text{эксп}) / \Delta t_3(\text{теор}) = \Delta t_k(\text{эксп}) / \Delta t_k(\text{теор}) = P_{\text{осм}}(\text{эксп}) / P_{\text{осм}}(\text{теор}),$$

Вант-Гофф назвал поправочный коэффициент  $i$  *изотоническим*.

Для растворов электролитов применимы следующие формулы:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_m \cdot R \cdot T,$$

$$\Delta t_3 = i \cdot K_{\text{кр}} \cdot C_m,$$

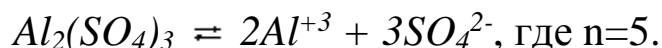
$$\Delta t_k = i \cdot K_{\text{эб}} \cdot C_m.$$

*Степень диссоциации:*

$$\alpha = (i - 1) / (n - 1),$$



где  $n$  – число ионов при диссоциации одной формульной единицы, например:



**Пример 1.**

Определить молярную концентрацию физиологического раствора хлорида натрия, применяемого для подкожного влияния, если этот раствор изотоничен с осмотическим давлением крови равным 810 кПа при нормальной температуре человеческого тела 36,6°C. Кажущаяся степень диссоциации раствора хлорида натрия 94%.

**Решение:**

$$P_{\text{осм кр}} = 810 \text{ кПа};$$

$$t = 36,6^\circ\text{C};$$

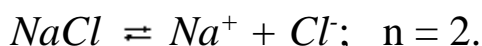
$$\alpha = 94\% = 0,94;$$

$$R = 8,313 \text{ кДж/кмоль}\cdot\text{K};$$

$$P_{\text{кр}} = P_{\text{NaCl}} = i \cdot C_{\text{м}} \cdot R \cdot T;$$

$$C_{\text{м}} = P_{\text{NaCl}} / i \cdot R \cdot T.$$

а) Изотонический коэффициент раствора NaCl:



$$i = 1 + (n - 1) \cdot \alpha = 1 + (2-1) \cdot 0,94 = 1,94.$$

б) Молярная концентрация раствора хлорида натрия:

$$T = 273 + t^\circ = 273 + 36,6 = 309,6 \text{ K};$$

$$C_{\text{м}} = 810 / 1,94 \cdot 8,313 \cdot 309,6 = 0,16 \text{ моль/л}$$

**Пример 2:**

Осмотическое давление 0,1н раствора  $ZnSO_4$  при 0°C равно 159 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

**Решение:**

$$C_{\text{н}} = 0,1 \text{ экв/л};$$

$$P_{\text{осм}} = 159 \text{ кПа};$$

$$t = 0^\circ\text{C}.$$

а) Изотонический коэффициент:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_{\text{н}} \cdot R \cdot T; \quad i = P_{\text{осм}} / C_{\text{н}} \cdot R \cdot T;$$

$$C_{\text{м}} = C_{\text{н}} / 2 = 0,1 / 2 = 0,05 \text{ моль/л} = 0,05 \text{ кмоль/м}^3;$$

$$T = 273 + t = 373 + 0 = 273 \text{ К};$$

$$i = 159 / 0,05 \cdot 8,314 \cdot 273 = 1,4.$$

б) Степень диссоциации:

$$\text{ZnSO}_4 \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}; \quad n = 2.$$

$$\alpha = (i - 1) / (n - 1) = (1,4 - 1) / (2 - 1) = 0,4 \text{ (40\%)}.$$

## 2.6. Буферные растворы

*Буферные растворы* состоят из слабой кислоты и соли слабой кислоты и сильного основания. рН буферных растворов сохраняется практически постоянным при разбавлении или при добавлении небольших количеств сильной кислоты или сильного основания.

Буферным действием обладают:

1. Система *слабая кислота – ее соль с сильным основанием*, а также сочетание кислой и средней солей слабых кислот или двух кислых солей.

Примеры:

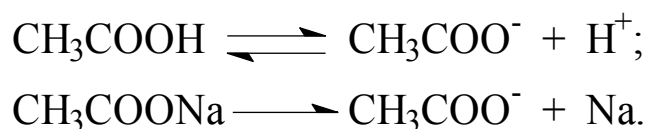
Система	Область буферного действия(рН)
CH <sub>3</sub> COOH/CH <sub>3</sub> COONa	3,8 - 5,8
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /NaHCO <sub>3</sub>	5,4 - 7,4
NaHCO <sub>3</sub> /Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	9,3 - 11,3
NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> /Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	6,2 - 8,2

2. Система *слабое основание – его соль с сильной кислотой*:



3. Ионы и молекулы амфолитов – аминокислотные и белковые системы.

*Механизм буферного действия*



$$K_{\kappa} = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}; \quad [H^+] = K_{\kappa} \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]};$$

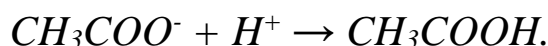
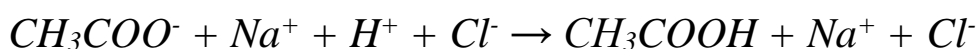
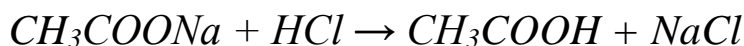
$$[CH_3COOH] \approx C_{\kappa}; \quad [CH_3COO^-] \approx C_c,$$

где  $C_{\kappa}$  - концентрация кислоты;  $C_c$  - концентрация соли.

Тогда получим:

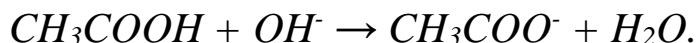
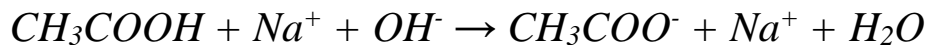
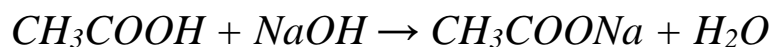
*Подкисление:*

$$[H^+] = K_{\kappa} \cdot \frac{C_{\kappa}}{C_c}$$



Ионы  $H^+$  связываются солью в слабую кислоту. Концентрация ионов  $H^+$  и рН в буферном растворе остается постоянной.

*Подщелачивание:*



Ионы  $OH^-$  связываются кислотой в слабый электролит - воду. Концентрация ионов  $H^+ = \frac{K_w}{[OH^-]}$  и рН остается постоянной.

*Разведение:* При разведении сохраняется постоянным отношение  $C_{\kappa}/C_c$ , в уравнении, поэтому  $[H^+]$  не меняется.

*Буферная емкость* - интервал рН, в котором проявляется буферное свойство. Определяется количеством сильной кислоты или основания, которое необходимо добавить к 1 л раствора, чтобы изменить его рН на единицу:

$$B = \frac{C \cdot V}{(pH_2 - pH_1) \cdot V_{буф}},$$

где  $C$  - концентрация сильного основания или кислоты, моль/л;  $V$  - объем добавленной кислоты или основания, мл;  $V_{буф}$  - объем буферного раствора, мл;  $pH_1$  и  $pH_2$  - водородные показатели до и после добавления сильной кислоты или основания.

$$B = pK_K \pm 1, \quad \text{где } pK_A = -\lg K_K.$$

Для ацетатного буфера  $K_K = 1,8 \cdot 10^{-5}$  (приложение, табл. 6),  
 $pK_K = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74$ , тогда  $B = 4,74 \pm 1$ .

### Формулы для расчета pH буферных растворов

Для кислотного буфера

$$pH = pK_{кисл} + \lg[\text{соль}]/[\text{кислота}];$$

Для основного буфера

$$pH = 14 - pK_{осн} - \lg[\text{соль}]/[\text{основание}]$$

$pK_{кисл}$  и  $pK_{осн}$  – соответственно отрицательные десятичные логарифмы констант диссоциации слабой кислоты и слабого основания.

При решении задач используют следующие формулы:

1. Для буферного раствора, состоящего из кислоты и соли:

$$pH = -\lg[H^+]; [H^+] = K_K \cdot C_K / C_C.$$

$$C_K = C'_K \cdot V_K / (V_K + V_C)$$

$$C_C = C'_C \cdot V_C / (V_K + V_C),$$

где  $C_K, C_C$  – конечные концентрации (моль/л) кислоты и соли соответственно;  $C'_K, C'_C$  – исходные концентрации (моль/л) кислоты и соли соответственно;  $V_K, V_C$  – объём кислоты и соли соответственно (мл);  $K_K$  – константа диссоциации кислоты (прил., табл. 6)

2. Для буферного раствора, состоящего из основания и соли:

$$pH = 14 - pOH$$

$$\begin{aligned}
 \text{pOH} &= -\lg[\text{OH}^-]; \\
 [\text{OH}^-] &= K_o \cdot C_o / C_c. \\
 C_o &= C'_o \cdot V_k / (V_o + V_c) \\
 C_c &= C'_c \cdot V_c / (V_o + V_c),
 \end{aligned}$$

где  $C_o, C_c$  – конечные концентрации (моль/л) основания и соли соответственно;  $C'_o, C'_c$  – исходные концентрации (моль/л) основания и соли соответственно;  $V_o, V_c$  – объём основания и соли соответственно (мл);  $K_o$  – константа диссоциации основания (прил., табл. 6)

3. Если исходные концентрации кислоты и соли равны:

$$\frac{V_k}{V_c} = \frac{[\text{H}^+]}{K_k}.$$

4. Если исходные концентрации основания и соли равны:

$$\frac{V_o}{V_c} = \frac{[\text{OH}^-]}{K_o}.$$

*Пример:*

Вычислить pH буферного раствора, состоящего из 10 мл 0,8М раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 90 мл 0,5М раствора  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

*Решение:*

$$K_k = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ (прил., табл. 6);}$$

$$V_k = 10 \text{ мл; } C'_k = 0,8 \text{ моль/л;}$$

$$V_c = 90 \text{ мл; } C'_c = 0,5 \text{ моль/л.}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; [\text{H}^+] = K_k \cdot C_k / C_c.$$

а) Расчет  $C_k$  и  $C_c$  в буферном растворе:

$$C_k = C'_k \cdot V_k / (V_k + V_c) = 0,8 \cdot 10 / (90 + 10) = 0,08 \text{ моль/л;}$$

$$C_c = C'_c \cdot V_c / (V_k + V_c) = 0,5 \cdot 90 / (90 + 10) = 0,45 \text{ моль/л.}$$

б) Концентрация ионов водорода:

$$[\text{H}^+] = K_k \cdot C_k / C_c = 1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 0,08 / 0,45 = 3,28 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

в) pH буферного раствора:

$$\text{pH} = -\lg 3,28 \cdot 10^{-6} = -[\lg 3,28 + \lg 10^{-6}] = -[0,51 - 6] = 5,49.$$

### Лабораторная работа № 3. Растворы

**Опыт 1.** Приготовление растворов процентной концентрации

**Реактивы:** кристаллические соли:  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ,  $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ,  $NiCl_2 \cdot 6H_2O$ ,  $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ ,  $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ,  $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $KCl$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $K_2CrO_4$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ ,  $Al(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$ ,  $Na_2HPO_4$ ,  $NaCl$ ,  $Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ .

**Посуда и оборудование:** теххимические весы, ареометр, бюксы, цилиндры, стаканы емкостью 150 мл, стеклянные палочки.

Получить задание у преподавателя.

**Задача 1.** Сделать расчет на приготовление раствора процентной концентрации согласно условиям вашего варианта.

#### Варианты задачи

№	$\omega, \%$	$m_{\text{р-ра}}, \text{Г}$	№	$\omega, \%$	$m_{\text{р-ра}}, \text{Г}$
1	2	140	9	2	130
2	7	120	10	3	120
3	4	150	11	6	150
4	5	110	12	3	150
5	2	150	13	6	120
6	3	120	14	4	120
7	4	140	15	2	110
8	5	130			

**Пример.** Приготовить 120 г 10%-ного раствор  $CuSO_4$  из кристаллогидрата  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

**Решение:**

1. Находим массу безводной соли  $CuSO_4$ :

10 г  $CuSO_4$  – 100 г раствора

x г  $CuSO_4$  – 120 г раствора,

следовательно,  $x = \frac{10 \cdot 120}{100} = 12,00 \text{ г.}$

2. Делаем пересчет от массы безводной соли  $CuSO_4$  к массе кристаллогидрата  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

$$M_{CuSO_4} = 160 \text{ г/моль}, M_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 250 \text{ г/моль}.$$

Составим пропорцию:

$$\begin{array}{r} 12,00 \text{ г} - 160 \text{ г/моль} \\ x \text{ г} \quad - 250 \text{ г/моль}, \end{array}$$

следовательно,  $x = \frac{12 \cdot 250}{160} = 18,75 \text{ г}$  (масса кристаллогидрата  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ).

3. Находим массу воды, необходимой для приготовления раствора:

$$120 - 18,75 = 101,25 \text{ г}.$$

Зная плотность воды, равной 1 г/мл, по формуле рассчитаем объем воды:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{101,25}{1} = 101,25 \approx 101 \text{ мл}.$$

На теххимических весах взвесить сначала пустой бюкс, а затем в нем вычисленную массу соли. Отмерить цилиндром необходимый объем дистиллированной воды. Навеску соли количественно, т.е. без потерь, перенести в стакан. Бюкс несколько раз обмыть отмеренной водой, сливая ее каждый раз в стакан. Оставшуюся в цилиндре воду тоже перелить в стакан. Смесь перемешать до полного растворения кристаллов, перелить в цилиндр емкостью 100 мл, измерить плотность приготовленного раствора ареометром. По плотности найти процентную концентрацию соли в растворе (прил., табл. 7), сравнить с заданной. Приготовленный раствор оставить для следующего опыта.

Сделать вывод о приготовлении растворов процентной концентрации.

**Опыт 2.** Приготовление растворов заданной молярной и нормальной концентрации из растворов с известной процентной концентрацией.

**Реактивы:** Растворы солей из опыта 1.

**Посуда и оборудование:** цилиндры, мерные колбы емкостью 100, 200, 250 мл.

**Задача.** Рассчитать, какой объем раствора процентной концентрации нужно взять для приготовления раствора заданной концентрации.

#### Варианты задачи

№	Концентрация	V колбы, мл	№	Концентрация	V колбы, мл
1	0,01М	250	9	0,05М	100
2	0,01н	250	10	0,05н	100
3	0,02М	200	11	0,06М	100
4	0,02н	100	12	0,02н	200
5	0,03М	250	13	0,04М	150
6	0,03н	100	14	0,03н	100
7	0,04М	100	15	0,06н	100
8	0,04н	200			

Рассчитанный объем раствора процентной концентрации отмерить цилиндром или пипеткой, через воронку перенести в мерную колбу, обмыть края воронки, далее ее убрать и довести объем жидкости в колбе до метки. Закрывать колбу пробкой и перемешать полученный раствор, переворачивая колбу вверх дном несколько раз.

Сделать вывод об особенностях приготовления раствора.

**Пример.** Приготовить 500 мл 0,06н  $CuSO_4$  из 10%-ного раствора  $CuSO_4$  с плотностью 1,107 г/мл.

**Решение:**

1. Рассчитаем массу  $CuSO_4$ , которая должна содержаться в колбе емкостью 500 мл. Составим пропорцию, предварительно рассчитав эквивалент  $CuSO_4$ .



$$\varepsilon_{CuSO_4} = \frac{M_{CuSO_4}}{2} = \frac{160}{2} = 80$$

$$\begin{array}{r} 0,06 \cdot \varepsilon_{CuSO_4} - 1000 \\ \text{х г} \qquad \qquad \qquad - 500, \end{array}$$

$$\text{следовательно, } x = \frac{0,06 \cdot 80 \cdot 500}{1000} = 2,40 \text{ г}$$

2. Рассчитаем массу 10% раствора, в которой содержится 2,40 г  $CuSO_4$ .

10,00 г – 100 г раствора

2,40 г – х г раствора,

$$\text{следовательно, } x = \frac{2,40 \cdot 100}{10,00} = 24,00 \text{ г}$$

3. Находим объем раствора:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{24,00}{1,107} = 21,68 \text{ мл.}$$

#### **Лабораторная работа № 4. Электролитическая диссоциация, ионные реакции**

**Опыт 1.** *Электропроводность растворов электролитов*

**Реактивы:** дистиллированная вода, кристаллическая сахароза, кристаллический хлорид натрия, 0,1н раствор соляной кислоты, 0,1н раствор гидроксида калия, 0,1н раствор сульфата меди

**Посуда и оборудование:** прибор для определения электропроводности (рис.2), химический стакан на 50-100мл, фильтровальная бумага.

В стакан емкостью 50-100 мл налить дистиллированной воды. Опустить в стакан электроды, последовательно соединенные с ламповым реостатом (рис.2). Включить в сеть. Загорается ли лампочка? Проводит ли вода ток?

Внести в стакан с водой 4-5 микроштателей измельченного сахара. Является ли раствор сахара проводником?

Прибор отключить, электроды промыть дистиллированной водой, протереть фильтрованной бумагой. (Эту операцию повторять после каждого опыта).

В сухой стакан насыпать хлорида натрия так, чтобы дно стакана было покрыто солью. Опустить в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилить в стакан 20-30 мл дистиллированной воды. Что наблюдается? Объяснить, почему раствор соли является проводником тока, хотя чистая вода и сухая соль, взятые в отдельности, тока не проводят. Написать уравнение диссоциации соли.

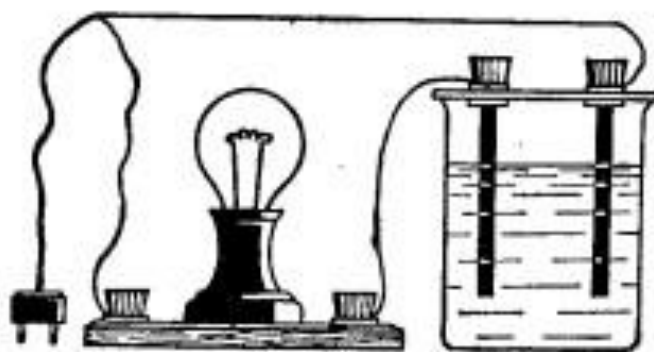


Рис.2. Прибор для определения электропроводности растворов

Испытать электропроводность 0,1н растворов соляной кислоты, гидроксида калия, сульфата меди. Написать уравнения диссоциации этих электролитов.

**Опыт 2.** *Влияние концентрации раствора на степень диссоциации слабых электролитов (электропроводность).*

**Реактивы:** дистиллированная вода, концентрированная уксусная кислота

**Посуда и оборудование:** прибор для определения электропроводности (рис.2), химический стакан на 50-100мл, фильтровальная бумага, мерный цилиндр.

В стакан налить 10 мл концентрированной уксусной кислоты. Проверить электропроводность. Не выключая прибора, приливать в стакан небольшими порциями дистиллированную воду. По изменению степени накала лампочки сделать вывод об изменении электропроводности и степени диссоциации уксусной кислоты с уменьшением концентрации ее раствора. Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты.

**Опыт 3.** *Изменение электропроводности раствора при нейтрализации слабого основания слабой кислотой.*

**Реактивы:** 25%-ный раствор гидроксида аммония, концентрированная уксусная кислота

**Посуда и оборудование:** прибор для определения электропроводности (рис.2), химический стакан на 50-100мл, фильтровальная бумага, мерный цилиндр.

В стакан налить 10 мл 25%-ного раствора гидроксида аммония. Проверить электропроводность прибором. Сделать вывод о силе электролита. Отключить прибор. В стакан осторожно прилить 10 мл концентрированной уксусной кислоты. Дать реакционной смеси охладиться и проверить электропроводность раствора. Объяснить почему так резко изменилась электропроводность раствора. Ответ подтвердить уравнениями реакции.

**Опыт 4.** *Смещение ионного равновесия.*

**Реактивы:** 0,1н раствор гидроксида аммония, кристаллический хлорид аммония, спиртовой раствор фенолфталеина.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки, микрошпатель

В две пробирки налить по 3-4 капли 0,1н раствора гидроксида аммония и 1-2 капли фенолфталеина. Затем в одну из пробирок прибавить 1 микрошпатель сухого хлорида аммония, хорошо встряхнуть. Сравнить окраску раствора с контролем. Объяснить, почему добавление сильного электролита с одноименным ионом уменьшает диссоциацию слабого

электролита. Опыт подтвердить уравнениями диссоциации электролитов.

**Опыт 5.** *Ионные реакции с образованием осадков.*

**Реактивы:** 0,5н раствор хлорида железа (III), 0,1н раствор гидроксида калия, 0,5н раствор хлорида бария, 0,5н раствор силиката натрия, 0,1н раствор соляной кислоты, 0,5н раствор хлорида кальция (III), 0,5н раствор карбоната натрия, 0,5н раствор нитрата свинца(II), 0,5н раствор иодида калия

**Посуда и оборудование:** 5 пробирок, микрошпатель;

*а) получение малорастворимых оснований*

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора хлорида железа (III). В одну из них добавить 2-3 капли гидроксида калия, в другую – гидроксида бария.

Написать молекулярное, полное ионное и краткое ионное уравнение для каждой реакции. Отметить цвет осадка. Какова сущность выполненных реакций?

*б) получение малорастворимых кислот*

В пробирку внести 2-3 капли раствора силиката натрия, прибавить 2-3 капли соляной кислоты. Отметить образование геля кремневой кислоты.

Написать молекулярное, полное и краткое ионное уравнения реакции.

*в) получение малорастворимых солей*

Написать краткие ионные уравнения образования малорастворимых солей: карбоната кальция, йодида свинца. Провести реакции, соответствующие этим кратким ионным уравнениям.

Написать полные ионные и молекулярные уравнения (отметить цвет осадков).

**Опыт 6.** *Ионные реакции с образованием слабых электролитов и газообразных веществ*

**Реактивы:** хлорид аммония кристаллический, карбонат натрия кристаллический, 0,1н раствор гидроксида калия, 0,1н. раствор соляной кислоты

**Посуда и оборудование:** 5 пробирок, микрошпатель;

*а) образование слабых оснований*

В пробирку внести по 3-4 капли соли аммония и добавить несколько капель щелочи. По запаху определить, какой газ выделяется.

Написать ионное и молекулярное уравнения реакций получения гидроксида аммония и уравнение его разложения.

*б) образование слабых кислот*

В пробирку внести 1-2 микрошпателя кристаллического карбоната натрия и 2-3 капли раствора соляной кислоты. Наблюдать выделение газа.

Написать уравнения реакций получения угольной кислоты (молекулярное и ионное) и ее разложения.

## **Лабораторная работа № 5. Водородный показатель**

**Опыт 1.** *Окраска индикаторов в кислой и щелочной среде.*

**Реактивы:** дистиллированная вода, 2н раствор соляной кислоты, 2н раствор гидроксида калия, спиртовые растворы индикаторов метилоранжа, лакмуса и фенолфталеина.

**Посуда и оборудование:** 9 пробирок.

В три пробирки налить по 2-3 мл дистиллированной воды, прибавить по 3-4 капли метилоранжа. В первую пробирку прибавить несколько капель 2н соляной кислоты, во вторую – 2н раствор щелочи. Отметить окраску индикатора в кислой, щелочной и нейтральной среде. Тот же эксперимент повторить с лакмусом и фенолфталеином.

Заполните таблицу, указывая окраску индикаторов при значениях рН ниже и выше его области перехода.

Индикатор	рН													
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Метилоранж				3,1-4,4 оранжевый										
Лакмус						5,0-8,0 фиолетовый								
Фенолфталеин									8,2-10,0 бесцветный					

**Опыт 2.** Определение рН при помощи универсальной индикаторной бумаги.

**Реактивы:** универсальная индикаторная бумага, 0,1н раствор соляной кислоты, 0,1н раствор уксусной кислоты, 0,1н раствор гидроксида аммония, 0,1н раствор гидроксида калия, спиртовые растворы индикаторов метилоранжа, лакмуса и фенолфталеина.

Нанести на универсальную индикаторную бумагу по одной капле 0,1 н. растворов хлороводородной кислоты, уксусной кислоты и гидроксида аммония и гидроксида калия. Сравнить полученную окраску со шкалой определить рН раствора.

### Лабораторная работа № 6. Буферные растворы

**Реактивы:** 0,1н раствор соляной кислоты; 0,1н раствор гидроксида калия; 0,1н раствор уксусной кислоты; 0,1н раствор ацетата натрия; дистиллированная вода.

**Посуда и оборудование:** иономер, стеклянный и хлоридсеребряный электроды; химические стаканы емкостью 50-100 мл; пипетки.

## Порядок выполнения работы

1. Получить у преподавателя номер варианта и приготовить заданный буферный раствор. Для этого смешать в одном стакане необходимое количество 0,1н  $CH_3COOH$  и 0,1н  $CH_3COONa$ . В таблице представлены варианты заданий.

Варианты заданий

Состав буферного раствора	Номер варианта							
	1	2	3	4	5	6	7	8
V кислоты (V <sub>к</sub> ), мл	12	16	10	14	18	20	17	13
V соли (V <sub>с</sub> ), мл	18	14	20	16	12	10	13	17

2. Рассчитать теоретическое значение рН заданного буферного раствора:

$$pH = - \lg [H^+],$$

$$[H^+] = K \cdot \frac{C_k}{C_c},$$

где  $K$  – константа диссоциации кислоты (прил., табл. б);  
 $C_k$ ,  $C_c$  – конечные концентрация кислоты и соли, соответственно.

Так как при сливании растворов происходит их разбавление, то исходные концентрации кислоты и соли ( $C'_k$  и  $C'_c$ ) существенно отличаются от конечных концентраций. Конечные концентрации рассчитывают по следующим формулам:

$$C_k = C'_k \cdot \frac{V_k}{V_k + V_c}; \quad C_c = C'_c \cdot \frac{V_c}{V_k + V_c},$$

где  $V_k$  – объем кислоты, мл;  $V_c$  – объем соли, мл.

3. Произвести практическое измерение рН буферного раствора на иономере.

4. Добавить к исследуемому буферному раствору 2 капли 0,1н  $HCl$ , перемешать, измерить рН на иономере. Сделать вывод, как влияет подкисление на рН буферного раствора.

5. К новой порции исследуемого буферного раствора добавить 2 капли 0,1н *KOH*, перемешать, измерить рН на иономере. Сделать вывод, как влияет подщелачивание на рН буферного раствора.

6. Произвести разбавление новой порции буферного раствора в 2 раза дистиллированной водой. Сделать вывод.

7. В два стаканчика налить по 30 мл дистиллированной воды, измерить рН воды на иономере. Затем в один внести 2 капли 0,1н *HCl*; в другой 2 капли 0,1н *KOH*, перемешать, измерить рН на иономере. Проследить, какие изменения происходят с рН.

### Обработка экспериментальных данных

1. Объяснить механизм буферного действия на примере ацетатного буферного раствора.

2. Оформить результаты опытов в виде таблицы.

Результаты эксперимента

Состав	С, моль/л	V, мл	рН теор.	рН практ.	рН+HCl	рН+KOH	рН+H <sub>2</sub> O
<i>CH<sub>3</sub>COOH</i> <i>CH<sub>3</sub>COONa</i>							
<i>H<sub>2</sub>O</i>	-	30					

### Лабораторная работа № 7. Гидролиз солей

**Опыт 1.** Реакция среды в растворах различных солей.

**Реактивы:** дистиллированная вода, кристаллические соли: ацетат натрия, сульфат алюминия, карбонат натрия, карбонат аммония, сульфат калия, спиртовой раствор индикатора лакмуса.

**Посуда и оборудование:** 6 пробирок.

Взять шесть пробирок, в каждую налить по 1 мл дистиллированной воды и по 3 капли раствора лакмуса. Одну



пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателю кристаллов следующих солей: ацетата натрия, сульфата алюминия, карбоната натрия, карбоната аммония, сульфата калия. Пробирки встряхнуть. Во всех ли пробирках изменилась окраска лакмуса? Какие из испытуемых солей подверглись гидролизу?

Написать ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей по первой ступени. Указать реакцию среды в растворе каждой соли.

**Опыт 2.** *Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.*

**Реактивы:** дистиллированная вода, кристаллические соли: ацетат натрия, хлорид олова (II), спиртовой раствор индикатора фенолфталеина.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки, спиртовка.

*а) влияние температуры на степень гидролиза соли.*

Налить в пробирку 1,5-2 мл дистиллированной воды, внести в нее два микрошпателя кристаллического ацетата натрия и 1-2 капли фенолфталеина. Заметить интенсивность окраски раствора. Нагреть пробирку с раствором на спиртовке до кипения. Как изменилась интенсивность окраски? Дать немного остыть пробирке и охладить ее в холодной воде. Что происходит?

Написать молекулярное и ионное уравнение гидролиза ацетата натрия. По изменению интенсивности окраски фенолфталеина сделать вывод об изменении концентрации гидроксильных ионов и степени гидролиза в зависимости от температуры.

*б) влияние разбавления раствора на гидролиз соли*

Несколько кристалликов хлорида олова (II) поместить в сухую пробирку, добавить 3-4 капли воды, встряхивая, рас-

творить. К полученному прозрачному раствору добавить еще 5-6 капель воды. Отметить образование белого осадка основной соли.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции гидролиза хлорида олова (II). Объяснить влияние добавления воды на степень гидролиза этой соли.

**Опыт 3. Необратимый гидролиз.**

**Реактивы:** 0,5н раствор хлорида алюминия, 0,5н раствор карбоната натрия.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка.

В пробирку внести 2-3 капли хлорида алюминия и столько же раствора карбоната натрия. Отметить выпадение осадка гидроксида алюминия и выделение углекислого газа.

Написать уравнения реакции хлорида алюминия с карбонатом натрия и реакции необратимого гидролиза образующегося карбоната алюминия. Какие еще соли подвергаются необратимому гидролизу?

## **Лабораторная работа № 8. Производство растворимости**

**Опыт 1. Условия образования осадков.**

**Реактивы:** 0,5н сульфата железа (II), 0,5н раствор сульфида натрия, сероводородная вода.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки.

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора сульфата железа (II). В одну из них добавить такой же объем сероводородной воды, в другую – раствор сульфида натрия. Отметить образование осадка во второй пробирке.

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить выпадение осадка сульфида железа (II) только от дей-

ствия сульфида натрия. Сделайте вывод об условии образования осадков.

**Опыт 2. Дробное осаждение**

**Реактивы:** дистиллированная вода, 0,5н раствор хлорида натрия, 0,5н раствор иодида калия, 2н раствор азотной кислоты, 0,1н раствор нитрата серебра

**Посуда и оборудование:** 10 пробирок, центрифуга

В одну пробирку внести 2 капли 0,5н раствора хлорида натрия, в другую – столько же 0,5н раствора йодида калия. В каждую из них добавить по 4 капли 0,1н раствора нитрата серебра.

Отметить цвет полученных осадков и оставить их в качестве контрольных для сравнения.

В третью пробирку внести 2 капли 0,5н раствора хлорида натрия, 2 капли 0,5н раствора йодида калия, 5 капель воды и 1 каплю 2н азотной кислоты.

Перемешать раствор стеклянной палочкой и добавить в него 4 капли 0,1н раствора нитрата серебра. Снова смешать раствор и отцентрифугировать осадок. Слить центрифугат с осадка в другую пробирку.

Осадок под номером 1. К полученному центрифугату 1 опять добавить 4 капли раствора нитрата серебра. Выпавший осадок отцентрифугировать и сохранить под номером 2. К слитому в другую пробирку центрифугату 2 снова прилить 4 капли раствора нитрата серебра и т.д. Операции получения осадков, центрифугирования отделения центрифугата повторять до тех пор, пока не получится чисто-белый осадок. Сравнить цвета всех осадков в порядке их получения, а также осадков в контрольных пробирках.

**Семинар**  
***Молекулярные растворы. Коллигативные свойства***  
***растворов***

**Вопросы для семинара**

2. Общая характеристика растворов. Идеальные растворы. Осмотическое давление. Диффузия и осмос. Уравнение Вант-Гоффа. Практическое значение осмоса. Плазмолиз. Давление пара над растворами. Закон Рауля. Эбулиоскопия и криоскопия.

3. Растворы газов в жидкостях. Влияние давления и температуры на растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.

4. Растворы жидкость – жидкость. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на растворимость. Давление пара над идеальными растворами.

**Примеры решения задач**

*Пример 1.* Рассчитать, при какой температуре должен кристаллизироваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ .

*Решение.* При расчете на 1000 г  $H_2O$  содержание глюкозы в растворе равно 216 г. Поскольку молярная масса глюкозы составляет 180 г/моль, то моляльность раствора равна  $m = 216/180 = 1,20$  моль на 1000 г  $H_2O$ .

По формуле  $\Delta t_{\text{крист}} = K m$  находим:  $\Delta t_{\text{крист}} = 1,86 * 1,20 = 2,23\text{K}$ . следовательно, раствор будет кристаллизироваться при  $-2,23^{\circ}$ .

*Пример 2.* При  $25^{\circ}\text{C}$  давление насыщенного пара воды составляет 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). найти при той же температуре давление насыщенного пара над 5% раствором карбамида (мочевины)  $CO(NH_2)_2$ .

*Решение.* Воспользуемся формулой  $\Delta p = p_0 \frac{n_2}{n_1 + n_2}$ . Для этого вычислим количество молей воды ( $n_1$ ), и количество молей мочевины ( $n_2$ ) по формуле

$n = m/M$ .  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль,  $M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60,05$  г/моль. В 5% растворе содержится воды 95 г мочевины 5 г, тогда

$$n_1 = 95 / 18 = 5,272 \text{ моль}; n_2 = 5/60,05 = 0,083 \text{ моль}$$

$$\Delta p = 3,166 \frac{5,272}{5,272 + 0,083} = 3,119 \text{ кПа или } 23,31 \text{ мм рт. ст.}$$

### Задания для самостоятельного решения

1 Чему равно осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  при 25<sup>0</sup>С?

2 Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  в 350 г  $\text{H}_2\text{O}$  при 293К. Плотность раствора считать равной единице.

3 При 25<sup>0</sup>С осмотическое давление некоторого раствора равно 1,24 МПа. Вычислить осмотическое давление при 0<sup>0</sup>С.

4 Раствор, в 100 мл которого находится 2,30 г вещества, обладает при 298К осмотическим давлением, равным 618,5 кПа. Определить молекулярную массу.

5 Чему равно осмотическое давление насыщенного пара над 10% раствором карбамида  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  при 100<sup>0</sup>С?

6 На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ?

7 При какой приблизительно температуре будет кипеть 50%-ный раствор сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ?

8 При какой приблизительно температуре будет кипеть 40%-ный раствор этилового спирта  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ?

9 Сколько граммов сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  надо растворить в 100 г воды чтобы: а) понизить температуру кристаллизации на 1 градус? б) повысить температуру кипения на 1 градус?

10 При растворении 5,0 г вещества в 200 г воды получается не проводящий ток раствор, кристаллизующийся при -1,45<sup>0</sup>С. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

11 При 315К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа (61,5 мм рт.ст.). На сколько понизится давле-

ние пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ ?

12 При  $25^{\circ}C$  осмотическое давление раствора, содержащего 2,80 г высокомолекулярного соединения в 200 мл раствора, равно 0,70 кПа. Найти молекулярную массу растворенного вещества.

13 Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 литр раствора, чтобы его осмотическое давление при  $25^{\circ}C$  было равно 2,47 кПа?

14 При растворении 13,0 г неэлектролита в 400 г диэтилового эфира  $(C_2H_5)_2O$  температура кипения повысилась на 0,453К. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

15 В 100 г  $H_2O$  содержится 4,75 г сахарозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Найти: а) температуру кристаллизации раствора, б) температуру кипения раствора. Плотность раствора считать равной единице.

16 Какова молярность раствора неэлектролита, если при  $0^{\circ}C$  его осмотическое давление равно 2,27 кПа?

17 В 200 г воды растворено: 1) 31 г карбамида  $CO(NH_2)_2$ ; 2) 90 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ . Будет ли температура кипения этих растворов одинакова? Ответ обоснуйте расчетами.

18 Некоторый водный раствор неэлектролита кипит при 373,52К. Какова молярная концентрация этого раствора?

19 Найти при  $65^{\circ}C$  давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$  в 90 г воды, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25,0 кПа (187,5 мм рт. ст.)

20 Температура кипения водного раствора сахарозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$  равна  $101,4^{\circ}C$ . Вычислить молярную концентрацию и массовую долю сахарозы в растворе. При какой температуре замерзает этот раствор?

## Контрольные вопросы

1. В каких случаях возможно протекание ионных реакций в водных растворах? Приведите соответствующие примеры таких реакций.

2. Что такое рН и рОН? Чему равен рН 0,1М растворов уксусной кислоты и гидроксида аммония, если степень их диссоциации при данных условиях равна 1,3%?

3. Смешали равные объемы 0,02М раствора  $\text{CaCl}_2$  и 0,02М раствора КОН. Будет ли образовываться осадок, если произведение растворимости  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  равно  $5,5 \cdot 10^{-6}$ ? Плотности всех растворов принять равными 1 г/мл.

4. Приведите примеры гидролиза солей разного типа. Какие из приведенных реакций гидролиза протекают необратимо?

5. Запишите уравнение возможной реакции между сульфидом натрия и хлоридом магния, протекающей в водном растворе.

6. Приведите характеристику наиболее употребительных в химической практике способов выражения концентрации растворов: процентной, молярной, нормальной.

7. Что называется осмотическим давлением? В чем выражается аналогия между осмотическим давлением и давлением газов?

8. Почему растворы кипят при более высокой и замерзают при более низкой температуре, чем чистые растворители? Что называется криоскопической и эбуллиоскопической константами растворителя?

9. Что такое электролитическая диссоциация? Какова роль растворителя в этом процессе?

10. Что называется степенью электролитической диссоциации? Как зависит степень диссоциации от концентрации раствора?

11. Что такое константа диссоциации? Какова взаимосвязь между степенью диссоциации и константой диссоциации?

## ГЛАВА 3. ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ

### 3.1 Окислительно-восстановительные реакции

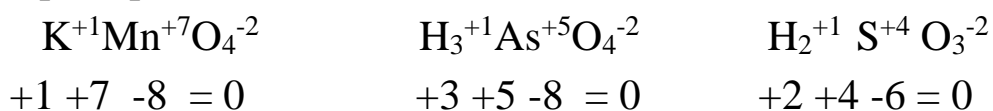
Если существует переход электронов от одних атомов к другим, реакцию называют *окислительно-восстановительной (ОВР)*. Реакции последнего типа весьма распространены и играют большую роль в природе и технике. Они являются основой жизнедеятельности всех биологических объектов, с ними связаны процессы дыхания, обмен веществ, гниение брожение, фотосинтез и пр.

*ОВР* – реакции, в которых изменяются степени окисления элементов, то есть электроны переходят от одного атома или вещества (восстановителя) к другому (окислителю).

*Степень окисления (с.о.)* – это заряд, который имел бы атом, если бы все образованные им полярные связи стали ионными. Если связи действительно ионные, то с.о. совпадает с зарядом элементарного иона, например,  $K^+F^-$ . Если не все связи ионные, то степень окисления – это условное понятие, не имеющее строгого смысла.

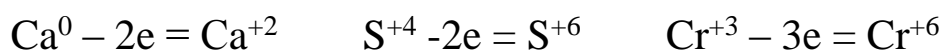
При определении степени окисления элементов в соединении надо помнить, что в целом молекула любого соединения электронейтральна, поэтому сумма положительных и отрицательных зарядов должна равняться нулю.

Пример:



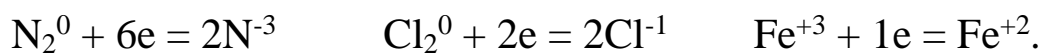
*Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:*

1. *Окислением* называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления повышается:





2. *Восстановлением* называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. При восстановлении степень окисления понижается.



3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*. В реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются *окислителями*. В реакции они восстанавливаются.

*В периодах* с повышением порядкового номера элемента (слева направо) восстановительные свойства простых веществ уменьшаются, окислительные – усиливаются. Например, в 3 периоде натрий – самый активный восстановитель, хлор – самый активный окислитель.

*В главных подгруппах* с повышением порядкового номера (сверху вниз) усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Таким образом, самый активный восстановитель в ПСЭ – франций, а самый активный окислитель – фтор.

*В побочных подгруппах* – только восстановители, так как элементы побочных подгрупп – металлы.

*Восстановители:*

1. Нейтральные атомы металлов и водород.
2. Молекулы или ионы, содержащие неметаллы в отрицательной степени окисления:  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$ ,  $\text{HCl}^-$ ,  $\text{HBr}^-$ ,  $\text{HI}^-$ ,  $\text{N}^{-3}\text{H}_3$ ,  $\text{As}^{-3}\text{H}_3$  и др.
3. Катод при электролизе.

*Окислители:*

1. Нейтральные атомы элементов, имеющих от 5 до 7 валентных электронов: галогенов –  $\text{F}_2^0$ ,  $\text{Cl}_2^0$ , кислород и др.

2. Положительно заряженные ионы малоактивных металлов:  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Au}^{+1}$ ,  $\text{Cu}^{+2}$ .

3. Сложные молекулы или ионы, содержащие атомы металлов и неметаллов в высшей положительной степени окисления:  $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$ ,  $\text{Pb}^{+4}\text{O}_2$ ,  $\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$  и другие.

4. Анод при электролизе.

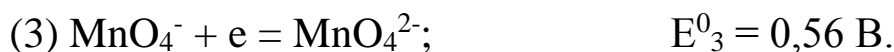
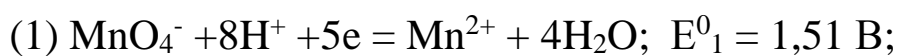
Другие неметаллы, сложные молекулы или ионы, содержащие атомы металлов и неметаллов в промежуточной степени окисления, обладают как восстановительной, так и окислительной способностью:  $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ ,  $\text{HN}^{+3}\text{O}_2$ ,  $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2$  и т. д.

При составлении окислительно-восстановительных реакций необходимо учесть главное: количество электронов, принятых окислителем, должно равняться количеству электронов, отданных восстановителем, так как процессы окисления и восстановления протекают одновременно, что дает возможность находить стехиометрические коэффициенты. В настоящее время используют два метода: метод электронного баланса и ионно-электронный метод.

Окислительно-восстановительную реакцию можно (хотя бы мысленно) разложить на две полуреакции - окисление восстановителя и восстановление окислителя. Каждой полуреакции с участием электролита соответствует свое значение электродного потенциала (еще его называют редокс-потенциал). Электроны заряжены отрицательно, поэтому они будут стремиться перейти от системы с меньшим потенциалом (E) к системе с большим потенциалом. ОВР идет самопроизвольно, если у предполагаемого окислителя потенциал больше, чем у предполагаемого восстановителя. Если же мы пытаемся использовать в роли окислителя систему с меньшим потенциа-

лом, то реакция не пойдет. Чтобы реакция шла самопроизвольно, нужно  $\Delta G < 0$ , то есть ЭДС  $> 0$  (прил., табл. 8 и 9).

В водных растворах концентрация ионов водорода меняется в очень широких пределах - от нескольких *моль/л* в кислых растворах до  $10^{-14} - 10^{-15}$  *моль/л* в щелочных, то есть на 15 порядков. Поэтому, если в ОВР образуются или расходуются ионы водорода или гидроксила, то рН очень сильно влияет на направление таких реакций. Рассмотрим на примере трех вариантов восстановления перманганата.



### **Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций**

#### ***Метод электронного баланса***

Составление уравнений этим методом осуществляется в несколько стадий. Рассмотрим это на примере взаимодействия  $\text{KMnO}_4$  с  $\text{HCl}_{\text{конц}}$ .

1. Записывают уравнение реакции со всеми участвующими в ней веществами без коэффициентов:

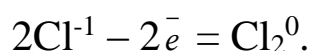
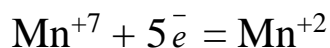


2. Выделяют элементы, изменяющие степень окисления в результате реакции:

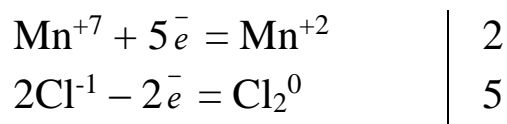


окисл            восст

3. Определяют число электронов, приобретенных окислителем и отданных восстановителем:



4. Уравнивают число приобретенных и отданных элементами электронов (баланс электронов):



5. Полученные множители расставляют в составленном молекулярном уравнении окислительно-восстановительной реакции в виде коэффициентов перед формулами веществ, в которых присутствуют элементы, изменяющие свою степени окисления:



6. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции ( в данном случае для HCl, KCl и H<sub>2</sub>O):



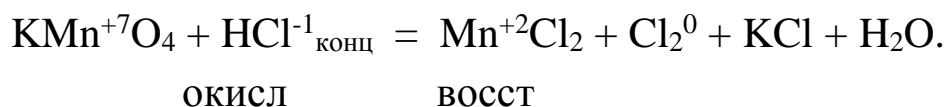
7. Проверяют правильность решения уравнения по кислороду: количество атомов кислорода в обеих частях уравнения должно быть одинаково: слева и справа в уравнении число атомов кислорода равно 8.

### ***Метод ионно-электронного баланса***

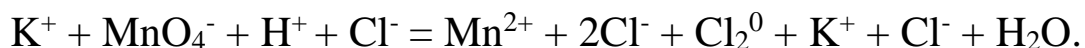
Этот метод основан на составлении ионных уравнений для процессов окисления и восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение. Метод полуреакций рекомендуется для реакций, протекающих в водном растворе при участии ионов сильных электролитов. При составлении баланса электронов учитываются реально существующие молекулы, ионы, а так же реакция среды.

На примере реакции, изложенной выше, рассмотрим порядок составления уравнений этим методом:

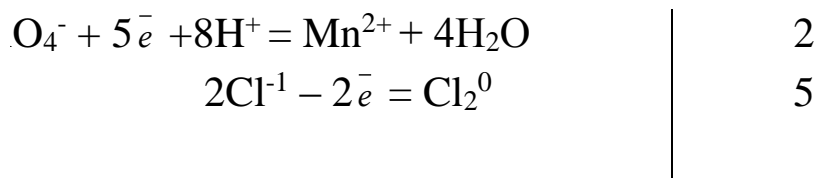
1. Записывают молекулярное уравнение реакции с указанием степеней окисления элементов, участников ОВР, с определением окислителя и восстановителя:



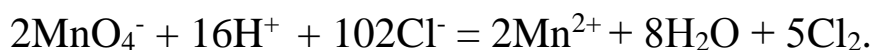
2. Записывают уравнение в ионной форме:



3. Составляют уравнения полуреакций окисления и восстановления в ионном виде. Слабые электролиты, газы и нерастворимые соединения записывают в виде молекул. Уравнивают суммарные заряды ионов и электронов в правой и левой частях равенств. Подводят баланс электронов:



4. С учетом полученных множителей суммируют уравнения полуреакций:



Если в разных частях полученного уравнения есть повторяющиеся молекулы и ионы, то их нужно сократить.

5. Найденные коэффициенты поставить в молекулярном уравнении:



6. Уравнять ионы и молекулы, назадействованные в полуреакциях:



7. Правильность уравнения проверить по количеству атомов кислорода в разных частях равенства:

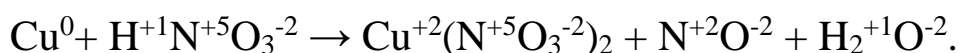
Слева – 8 атомов кислорода; справа – 8 атомов кислорода.

**Пример 1.** Уравнять реакцию методом электронного баланса:

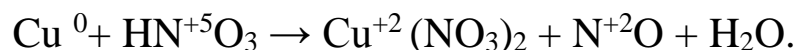


**Решение:**

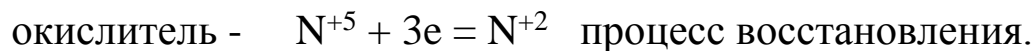
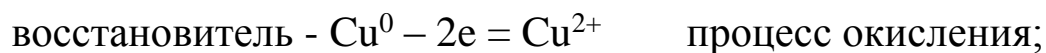
Определяем степень окисления элементов до и после реакции.



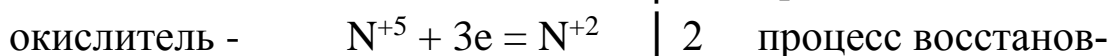
Находим элементы, которые изменили степень окисления:



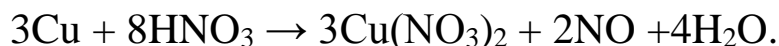
Составляем электронные уравнения процесса отдачи и присоединения электронов:



Находим коэффициенты при окислителе и восстановителе, уравнивая число отданных и принятых электронов в данной реакции (по правилу нахождения наименьшего кратного):



Расставляем коэффициенты при окислителе и восстановителе, т.е. у молекул, в которых элементы меняют степень окисления до и после реакции. Затем уравнивают атомы неметалла (азота). Далее уравнивают атомы водорода и подсчитывают атомы кислорода.



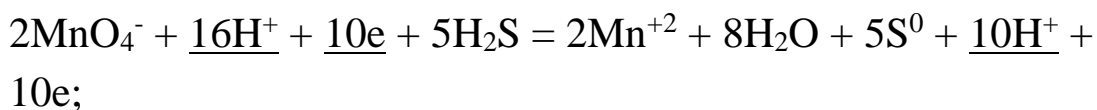
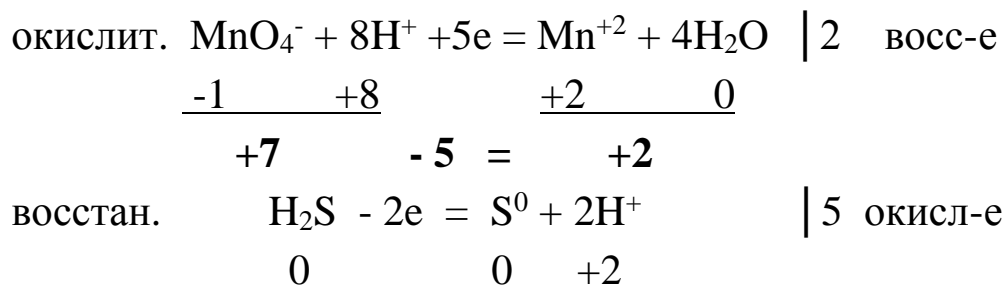
**Пример 2.** Уравнять реакцию ионно-электронным методом:



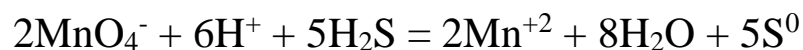
**Решение:** Определяем степень окисления элементов в соединениях. Степень окисления марганца +7 (наивысшая, т.к. соответствует номеру группы в ПСЭ), следовательно  $\text{Mn}^{+7}$  может проявлять только окислительные свойства. Сера в сероводороде имеет степень окисления -2, т.е. имеет два лишних, по сравнению с электронейтральным атомом, электрона (восьмиэлектронная структура). Следовательно,  $\text{S}^{-2}$  может проявлять только восстановительные свойства, легче всего отдавая 2 лишних электрона.



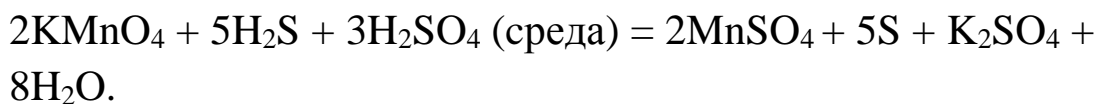
Составляем полуреакции для окислителя и восстановителя:



Сокращаем одинаковые ионы и молекулы, находящиеся в левой и правой частях уравнения (они подчеркнуты):



Записываем уравнение и ставим коэффициенты согласно балансу:



### 3.2 Общие свойства металлов

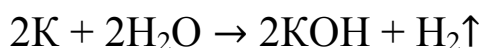
Характерное химическое свойство всех металлов – их **восстановительная** активность, т. е. способность атомов легко отдавать электроны, превращаться в положительные ионы. Активность металлов согласуется с их положением в электрохимическом **ряду напряжений**, т. е. в ряду стандартных электродных потенциалов (прил., табл. 8).

Чем меньше алгебраическая величина потенциала, тем выше восстановительная способность этого металла и тем ниже окислительная способность его ионов.

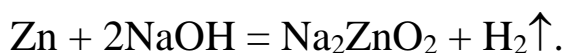
Каждый металл в указанном ряду обладает способностью вытеснять все следующие за ним металлы из растворов их солей. Чем больше разность стандартных электродных потенциалов у двух металлов, тем активнее идет реакция замещения между металлом и солью.

Обычно в ряд напряжения помещают водород. Все металлы, стоящие в ряду до водорода, могут вытеснять его из разбавленных кислот.

1. *Взаимодействие металлов с водой.* Металлы, стоящие в ряду напряжения до магния (и магний при нагревании) способны вытеснять водород из воды:



2. *Взаимодействие металлов с щелочами.* В щелочах растворяются только амфотерные металлы, вытесняя водород и образуя анионы соответствующих кислот (цинкаты, алюминаты, плюмбиты и др.):

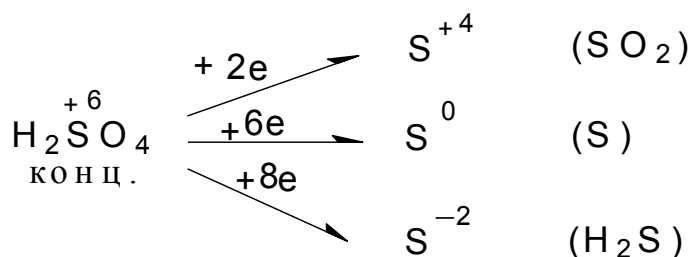


3. *Взаимодействие кислот с металлами*

**а) серная кислота**

1. В разбавленной серной кислоте окислителем является ион  $H^+$ . Следовательно, активные металлы вытесняют водород, а металлы, стоящие в ряду напряжения за водородом, в разбавленной серной кислоте не растворяются.

2. В концентрированной серной кислоте окислителем является  $S^{+6}$ . Чем активнее металл, тем глубже идет восстановление  $S^{+6}$ .



3. Некоторые металлы (Fe, Co, Ni, Mn, Cr, Al) на холоде пассивируются концентрированной кислотой, т. е. покрываются оксидной пленкой. Реакция вначале идет бурно, но потом прекращается:



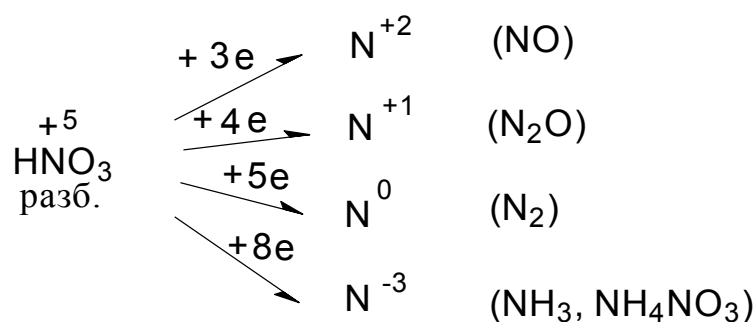


## б) азотная кислота:

1. При взаимодействии азотной кислоты с металлами никогда не образуется газообразный водород, окислителем является  $N^{+5}$ .

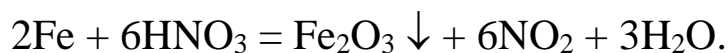
2. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами, как правило, образуется диоксид азота ( $N^{+4}O_2$ ).

3. Чем разбавленнее азотная кислота и чем активнее металл, тем глубже идет восстановление  $N^{+5}$ :



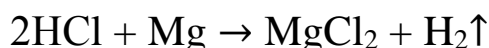
Варьируя концентрацию азотной кислоты и активность металла, можно получить соответствующие оксиды, свободный азот или аммиак (соль аммония).

4. Некоторые металлы (Fe, Co, Ni, Mn, Cr, Al) на холоде пассивируются концентрированной азотной кислотой:



## в) хлороводородная (соляная) кислота

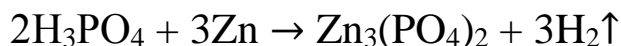
Концентрированная и разбавленная хлороводородная кислота взаимодействует с металлами стоящими в ряду напряжений до водорода с выделением газа водорода (окислителем являются ионы  $H^+$ ).



## г) фосфорная кислота

В фосфорной кислоте (разбавленной и концентрированной) окислителем являются ионы  $H^+$ , поэтому реакция проте-

кает с выделением газа водорода с металлами стоящими в ряду напряжений до водорода.



### 3.3 Общие свойства неметаллов

В отличие от металлов *неметаллы* могут обладать как окислительной, так и восстановительной способностью.

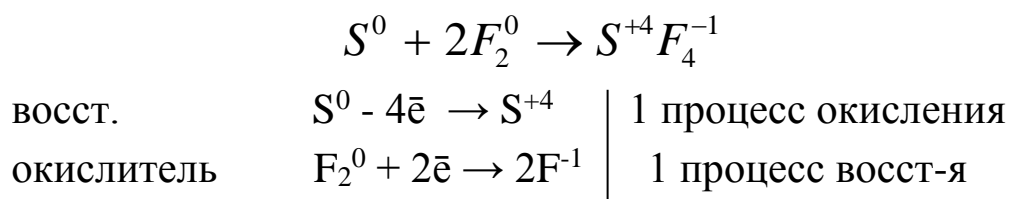
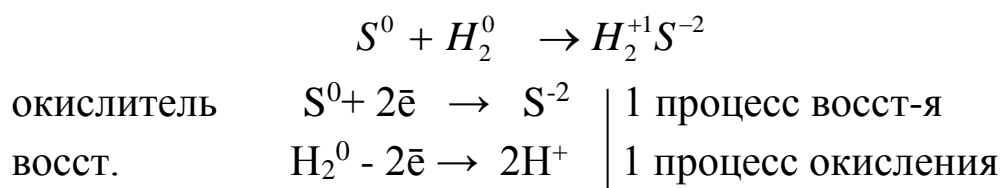
Это объясняется тем, что на внешнем уровне они имеют от 4 – 7 электронов.

Чем больше электронов на внешнем уровне и чем ближе они находятся к ядру, тем активней неметалл, тем легче он принимает электроны и труднее отдает.

Самые активные из неметаллов фтор ( $\text{F } 2s^2 2p^5$ ) и кислород ( $\text{O } 2s^2 2p^4$ ), поэтому в соединениях фтор всегда имеет отрицательную степень окисления -1, а кислород -2 (исключение представляет соединение  $\text{F}_2\text{O}^+$ , т.к. фтор активней кислорода).

Водород в соединениях с неметаллами всегда проявляет положительную степень окисления +1, так как имеет всего один валентный электрон ( $\text{H } 1s^1$ ) и легко его отдает.

Остальные неметаллы в соединениях могут проявлять как положительную, так и отрицательную степень окисления, в зависимости от партнера по реакции. Например:



Сера ( $3s^23p^4$ ) активнее водорода ( $1s^1$ ), но менее активна, чем фтор ( $2s^22p^5$ ).

Окислительно-восстановительная способность сложных веществ зависит от степени окисления центрального атома, т.е. в конечном счёте от электронной структуры неметалла, входящего в состав этого вещества.

Вещества, в которых неметалл проявляет отрицательную степень окисления ( $H_2S^{-2}$ ,  $N^{-3}H_3$ ,  $HI^{-1}$ ), всегда восстановители ( $3s^23p^6$ ;  $2s^22p^6$ ;  $5s^25p^6$ ) – могут только отдавать  $\bar{e}$ . Вещества, в которых неметалл находится в высшей положительной степени окисления ( $HN^{+5}O_3$ ,  $H_3As^{+5}O_4$ ,  $S^{+6}O_3$ ,  $P_2^{+5}O_5$ ,  $HCl^{+7}O_4$ ,  $I_2^{+7}O_7$ ) всегда окислители ( $2s^02p^0$ ,  $3s^03p^0$ ) – могут принимать электроны. Вещества, в которых неметалл находится в промежуточной положительной степени окисления ( $H_2S^{+4}O_3$ ,  $N^{+4}O_2$ ,  $HN^{+3}O_2$ ,  $HI^{+5}O_3$ ) могут быть окислителями и восстановителями ( $S$   $3s^23p^0$ ,  $N$   $2s^22p^0$ ), так как могут как принимать, так и отдавать электроны.

### 3.4 Комплексные соединения

*Комплексные соединения* - это устойчивые химические соединения сложного состава, характеризующиеся наличием ковалентных связей, образованных по донорно-акцепторному механизму.

Характерной особенностью комплексных соединений является наличие в них химической связи, возникшей по донорно-акцепторному механизму. Согласно существующим представлениям, образование такой связи сводится к взаимодействию двух противоположностей: *акцептора* и *донора*, получивших названия, соответственно:

Комплексообразователь (центральный атом) – ион (иногда атом), который является акцептором электронных пар,

предоставляя свободные атомные орбитали, и занимает центральное положение в комплексном соединении.

Лиганд – молекулы или ионы, которые являются донорами электронных пар и непосредственно связаны с комплексообразователем.

Координационное число – число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь.

Внутренняя сфера комплексного соединения есть совокупность комплексообразователя и лигандов.

Внешняя сфера комплексного соединения – это положительно или отрицательно заряженные ионы, связанные ионной связью с внутренней сферой.

Согласно *координационной теории А.Вернера* (1893 г.):

1. В молекуле любого комплексного соединения вокруг комплексообразователя (обычно положительно заряженный ион) в непосредственной близости расположено (координировано) некоторое количество противоположно заряженных ионов или электронейтральных молекул (лигандов).

Роль комплексообразователей выполняют обычно элементы 3-го и последующих периодов, которые предоставляют для комплексообразования свои s-, p- и d-орбитали. Максимальная комплексообразующая способность наблюдается у d-элементов I, II и VIII групп периодической системы.

Лигандами обычно являются ионы или молекулы, содержащие неподелённые (свободные) электронные пары:

Лиганды-анионы	$F^-$ , $Cl^-$ , $Br^-$ , $I^-$ , $CN^-$ , $OH^-$ , $CNS^-$ , $S_2O_3^{2-}$ , $NO_2^-$ , $SO_4^{2-}$ и др.
Лиганды-молекулы	$H_2O$ :, $NO$ :, $:NH_3$ :, $:CO$ :, амины, спирты и др.

2. Число лигандов определено координационным числом, которое, как правило, в два раза больше величины заряда комплексообразователя:

Координационное число	2	4	6
Комплексообразователь	$Cu^+$ , $Hg^+$ , $Ag^+$ , $Au^+$	$Cu^{2+}$ , $Hg^{2+}$ , $Co^{2+}$ , $Ni^{2+}$ , $Zn^{2+}$ , $Cd^{2+}$ , $Au^{3+(*)}$	$Al^{3+}$ , $Cr^{3+}$ , $Co^{3+}$ , $Fe^{3+}$ , $Fe^{2+}$

3. В совокупности комплексообразователь и все лиганды образуют внутреннюю (координационную) сферу комплексного соединения.

4. Заряд внутренней сферы равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и всех лигандов и может быть положительным, отрицательным и нейтральным. При положительном заряде внутренняя сфера является комплексным катионом, а при отрицательном, – комплексным анионом.

5. Ионы, находящиеся за пределами внутренней сферы, образуют внешнюю сферу комплексного соединения. Если внутренняя сфера имеет нулевой заряд, то внешняя сфера отсутствует.

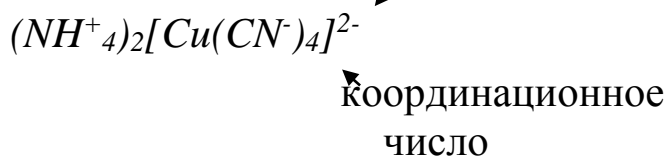
### **Химические формулы комплексных соединений**

При написании химической формулы внутреннюю сферу заключают в квадратные скобки. На первой позиции располагается положительно заряженный ион комплексообразователя. Справа от него записывается формула лиганда с указанием координационного числа в виде нижнего индекса. Если при комплексообразователе имеется несколько лигандов различной природы, то число каждого из них указывается нижним индексом, а суммарное количество их соответствует координационному числу.

Внутренняя сфера является катионом, если лиганд – нейтральная молекула, или при наличии лигандов различного типа суммарный заряд лигандов-анионов меньше заряда комплексообразователя. При комплексном катионе внешняя сфера состоит из кислотных остатков.

В комплексном анионе преобладают лиганды–анионы. При этом внешняя сфера состоит из катионов металлов (чаще всего щелочных, щелочноземельных) или катиона аммония.

Пример: заряд внутренней сферы

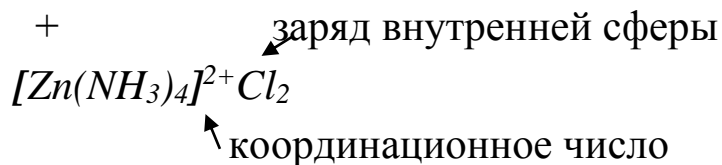


$NH_4^+$  -катион внешней сферы;

$[Cu(CN^-)_4]^{2-}$  – внутренняя сфера (комплексный анион);

$Cu^{2+}$  ион-комплексообразователь;

$CN^-$  - лиганд-анион.



$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$  - внутренняя сфера (комплексный катион);

$Zn^{2+}$  - ион-комплексообразователь;

$NH_3$  – лиганд-молекула;

$Cl^-$  - анион внешней сферы (кислотный остаток).

### Номенклатура комплексных соединений

В соответствии с существующими правилами названия комплексных соединений составляют следующим образом. Независимо от заряда внутренней сфера сначала называют анион, а затем – катион, как это делается при составлении названий простых солей. В названии внутренней сферы перечисляются все ее составные части справа налево. При этом сначала называется количество лиганда одного вида, используя греческие числительные: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса. Затем называют сам лиганд и, наконец, комплексообразователь с указанием в скобках римскими цифрами его степени окисления. Если внутренняя сфера – катион, то ис-

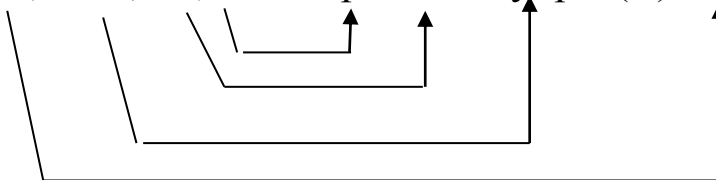
пользуют русское название элемента-комплексообразователя в родительном падеже. Если внутренняя сфера заряжена отрицательно, то комплексообразователь называют по латыни (в случае наличия у химического элемента латинского названия). При этом латинский суффикс *-ум* отбрасывают и заменяют суффиксом *-ат*. Степень окисления комплексообразователя указывают также в скобках римскими цифрами. В таблице приведены названия некоторых лигандов.

Названия лигандов в координационной сфере

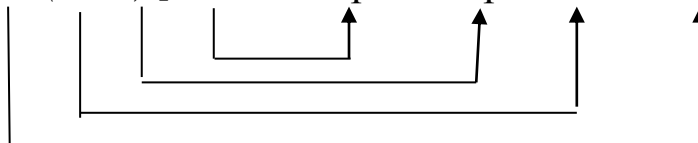
Лиганд	Название	Лиганд	Название	Лиганд	Название
F <sup>-</sup>	фторо	ОН <sup>-</sup>	гидроксо	SCN <sup>-</sup>	тиоциано
Cl <sup>-</sup>	хлоро	CN <sup>-</sup>	циано	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	сульфато
Br <sup>-</sup>	бром	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	тиосульфато	H <sub>2</sub> O:	аква
I <sup>-</sup>	йодо	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	нитро	:CO	карбонил
:NH <sub>3</sub>	амин	NO:	нитрозо	S <sup>2-</sup>	сульфо

**Пример:**

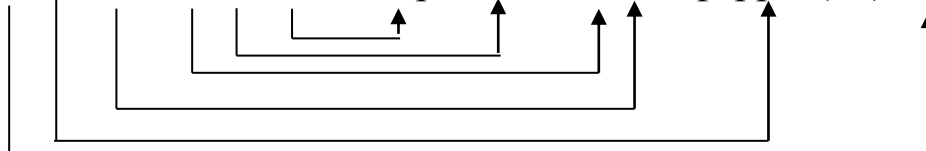
$(NH_4)_2[Cu(CN)_4]$  – тетрацианокупрат(II) аммония



$[Cu(NH_3)_4]Cl_2$  - хлорид тетраамминмеди (II).



$K[Fe(H_2O)_2(CN)_4]$  – тетрацианодиакваферрат(III) калия



$[Fe(CO)_5]$  – пентакарбонилжелезо

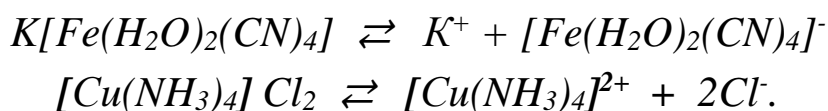


нейтральный  
комплекс

## Химические свойства комплексных соединений

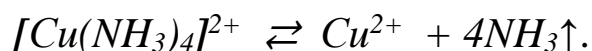
При обычных условиях большинство комплексных соединений имеют кристаллическое строение. Наличие заряда у внутренней сферы и противоположно заряженные ионы внешней сферы придают комплексным соединениям большое сходство с обычными солями. Поэтому очень важным свойством комплексных соединений является их способность растворяться в воде и в других полярных растворителях. При этом комплексные соединения диссоциируют по механизму сильных электролитов: разрыв ионной связи между комплексным ионом и ионами внешней сферы.

*Первичная диссоциация комплексного соединения* – это распад комплексного соединения в растворе на комплексный ион внутренней сферы ионы внешней сферы:



В растворах комплексные соединения вступают в реакции ионного обмена, характерные для солей.

*Вторичная диссоциация комплексного соединения* – это распад внутренней сферы комплекса на составляющие его компоненты:



Вторичная диссоциация связана с разрывом ковалентной связи между комплексообразователем и лигандами, поэтому она сильно затруднена и имеет равновесный характер подобно диссоциации слабого электролита. Для количественной характеристики устойчивости внутренней сферы комплексного соединения используют константу равновесия, называемую *константой нестойкости комплекса* ( $K_{\text{нест}}$ ). Для комплексного иона  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$  выражение константы нестойкости имеет вид:



$$K_{\text{нест}} = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [NH_3]^4}{[Cu(NH_3)_4]^{2+}}$$

Значения констант нестойкости комплексных ионов приведены в приложении (прил., табл. 10).

*Чем меньше величина  $K_{\text{нест}}$ , тем устойчивее комплексный ион.* Устойчивость комплексных соединений зависит от природы центрального атома, степени его окисления, координационного числа, от соотношения между размерами комплексообразователя и лигандов.

*Нейтральные комплексные соединения* - неэлектролиты, в водных растворах не диссоциируют

## **Лабораторная работа № 8. Общие свойства неметаллов и их соединений**

**Опыт 1.** *Взаимодействие неметаллов с металлами.*

*(выполнять под тягой)*

**Реактивы:** порошки серы, цинка и меди, кристаллический перманганат калия, концентрированная соляная кислота

**Посуда и оборудование:** фарфоровая чашка, спиртовка, аппарат Кирюшкина, колба.

*а) взаимодействие серы и цинка.*

Тщательно перемешать порошки серы и цинка (1:1) и поместить их в фарфоровую чашку. Небольшую порцию смеси медленно посыпать сверху на пламя спиртовки. Наблюдать синевато-белые вспышки, сопровождающие образование сульфида цинка. Оставшуюся смесь можно поджечь пламенем тлеющей лучинки.

Написать уравнение реакции, уравнять методом электронного баланса.

*б) взаимодействие хлора и меди*

Для этого опыта предварительно получить хлор с помощью прибора для получения газов (аппарат Кирюшкина), изображенный на рис. 3.

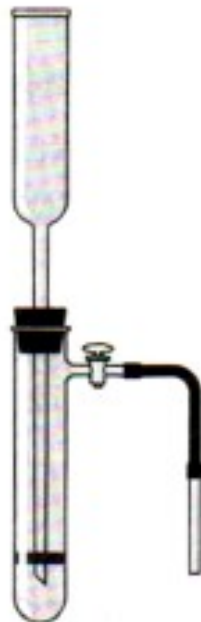


Рис. 3. Аппарат Кирюшкина

Аппарат заправить перманганатом калия и приливать к нему концентрированную соляную кислоту. Содержимое пробирки нагреть, при этом выделяющийся хлор собрать в колбу. По окончании реакции колбу закрыть пробкой.

В колбу с хлором высыпать немного порошка меди, наблюдать вспышки при их взаимодействии.

Написать уравнения реакций, уравнивать методом электронного баланса.

**Опыт 2. Восстановительные свойства соединений неметаллов в отрицательной степени окисления**

**Реактивы:** 0,5н раствор перманганата калия, 0,5н раствор сульфида натрия, концентрированная соляная кислота, 25%-ный раствор аммиака, 2н раствор серной кислоты.

**Посуда и оборудование:** 3 пробирки.

В три пробирки внести по 3–4 капли раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить по 5–6 капель кон-

центрированной соляной кислоты, во вторую – столько же сульфида натрия и 3–5 капель 2н раствора серной кислоты, в третью – 5–8 капель 25%-ного раствора аммиака. Наблюдать изменение окраски во всех пробирках, выделение желтоватого газа с характерным запахом в первой пробирке, выпадение осадка плохо растворимой серы во второй, образование бесцветного газа и бурого осадка в третьей.

Написать уравнения выполненных реакций, учитывая, что перманганат калия в кислой среде образует соли марганца (II) и калия, а в слабощелочной – бурый осадок оксида марганца (IV). Указать окислитель, восстановитель, уравнять методом электронного баланса или ионно-электронным методом.

**Опыт 3.** *Окислительно-восстановительные свойства соединений неметаллов в промежуточной степени окисления*

**Реактивы:** 0,5н раствор дихромата калия, 0,5н раствор сульфита натрия, 0,5н раствор нитрита натрия, 0,5н раствор иодида калия, 2н раствор серной кислоты, сернистая и сероводородная кислоты, 1%-ный раствор крахмала.

**Посуда и оборудование:** 5 пробирок.

*а) восстановительные свойства*

В две пробирки внести по 2 – 3 капли дихромата калия  $K_2Cr_2O_7$  и по 2 – 3 капли 2н. раствора серной кислоты. Затем в первую пробирку добавить 3 – 4 капли раствора сульфита натрия, во вторую столько же раствора нитрита натрия.

Наблюдать переход оранжевой окраски дихромат-иона в зеленую окраску образующегося катиона хрома (III) в обеих пробирках.

Составить уравнения реакций ионно-электронным методом.

*б) окислительные свойства*

В одну пробирку внести по 2–3 капли растворов сернистой кислоты и сероводородной воды, в другую – 2–3 капли растворов нитрита натрия, йодида калия и 2н серной кислоты. Наблюдать образование белого осадка свободной серы в первой пробирке и темно-серого осадка йода во второй. Образование йода доказать крахмалом. Для этого 1–2 капли полученного раствора перенести в чистую пробирку, разбавить водой и добавить 1–2 капли 1%-ного раствора крахмала. Должно появиться синее окрашивание.

Составить уравнения реакций ионно-электронным методом.

**Опыт 4.** *Окислительные свойства соединений неметаллов в высшей степени окисления.*

*(выполнять под тягой)*

**Реактивы:** порошки серы и угля, концентрированная азотная кислота, концентрированная серная кислота, 0,5н раствор хлорида бария, 0,5н раствор йодида калия, 1%-ный раствор крахмала.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки.

*а) окисление серы азотной кислотой.*

В пробирку поместить маленький кусочек серы и 4 – 5 капель концентрированной азотной кислоты, осторожно нагреть, наблюдать выделение газа. Пробирку охладить и доказать образование серной кислоты. Для этого 1 – 2 капли полученного раствора перенести в чистую пробирку и добавить столько же раствора хлорида бария. Должен выпасть белый осадок сульфата бария.

Написать уравнения реакций, уравнивать окислительно-восстановительное уравнение методом электронного баланса. Записать ионные уравнения образования сульфата бария.

*б) окисление серной кислотой*

В две пробирки внести по 5 капель концентрированной серной кислоты, затем в одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора йодида калия, в другую – опустить кусочек угля. Что наблюдается? Образование йода в первой пробирке доказать раствором крахмала (см. опыт 3б).

Составить уравнения реакций взаимодействия серной кислоты с углеродом и йодидом калия, уравнивать методом электронного баланса.

### **Лабораторная работа № 9. Галогены и их соединения (выполнять под тягой)**

**Опыт 1.** *Получение хлора из соляной кислоты действием окислителя.*

**Реактивы:** кристаллический перманганат калия, концентрированная соляная кислота.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка.

В пробирку внести несколько кристалликов перманганата калия, прибавить 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. Отметить цвет и запах выделяющегося газа.

Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется хлорид марганца (II). Указать окислитель и восстановитель, составить схему передачи электронов.

**Опыт 2.** *Растворимость галогенов в воде и органических растворителях*

**Реактивы:** бромная вода, йодная вода, органический растворитель (бензол, толуол).

**Оборудование:** 2 пробирки.

В одну пробирку внести 5 капель бромной воды, в другую – столько же йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли бензола, хорошо перемешать, дать отстояться. Наблюдать образование двух слоев: нижнего водного слоя – раствора галогена в воде и верхнего бензольного слоя – раствора галогена в бензоле. Сравнить окраску слоев и объяс-

нить, почему бензольный слой окрашен более интенсивно, отметить и запомнить цвет раствора брома и йода в органическом растворителе.

**Опыт 3. Окислительные свойства галогенов**

**Реактивы:** порошки магния и цинка, сероводородная вода, бромная вода, йодная вода.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки.

*а) окисление сероводорода*

В две пробирки внести по 3 - 5 капель сероводородной воды и добавить по каплям до появления мути в первую – бромную воду, а во вторую – йодную воду.

Написать уравнения реакций, указать окислитель и восстановитель, составить уравнения электронного баланса.

*б) окисление металлов*

В две пробирки внести по 5 капель бромной воды и добавить в первую немного порошка магния, во вторую – порошка цинка. Тщательно перемешать стеклянной палочкой. Отметить обесцвечивание раствора.

Написать уравнения реакций, указать окислитель и восстановитель, дать схему передачи электронов.

**Опыт 4. Сравнительная характеристика окислительных свойств свободных галогенов**

**Реактивы:** 0,5н раствор иодида калия, 0,5н раствор бромида натрия, бромная вода, йодная вода органический растворитель (бензол, толуол).

**Оборудование:** 2 пробирки.

В одну пробирку внести 3-5 капель раствора бромида натрия, в другую 3–5 капель раствора йодида калия. В пробирку 1 добавить по 3–4 капли йодной воды, во вторую – столько же бромной воды. В обе пробирки добавить по 3–4 капли органического растворителя. Хорошо перемешать. По

окраске слоя органического растворителя, установить какой галоген в свободном виде находится в растворе.

Написать уравнения реакций. В каждом случае указать окислитель и восстановитель. Расположить галогены в ряд по убыванию их окислительной активности.

**Опыт 5.** *Сравнительная характеристика восстановительных свойств отрицательных ионов галогенов*

**Реактивы:** 0,5н раствор иодида калия, 0,5н раствор бромида натрия, 0,5н раствор хлорида железа (III), органический растворитель (бензол, толуол).

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки.

В одну пробирку внести 3–4 капли раствора йодида калия, во вторую – бромида натрия. В обе пробирки добавить по 1–2 капли раствора хлорида железа (III) и какого-либо органического растворителя. Отметить результаты каждого опыта.

В каком случае произошло восстановление ионов железа (III)? Написать уравнение протекающей реакции. Указать окислитель и восстановитель. Привести электронные структуры отрицательных ионов галогенов, расположив их в порядке возрастания восстановительной активности. Ответ подтвердить величинами окислительно-восстановительных потенциалов и расчетом электродвижущей силы (ЭДС).

## **Лабораторная работа № 10. Сера и ее соединения**

*(выполнять под тягой)*

**Опыт 1.** *Восстановительные свойства сероводорода*

**Реактивы:** 2н раствор серной кислоты, 0,5н раствор перманганата калия, сероводородная вода.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка.

В пробирку внести 5 капель перманганата калия и 2 капли 2н раствора серной кислоты, добавить по каплям сероводородную воду до изменения окраски раствора и его помутнения.

Составить уравнение реакции либо методом электронного баланса, либо ионно-электронным методом. При этом учесть, что в результате реакции образуется сульфат марганца (II). Потвердить возможность течения данной реакции расчетом ЭДС.

**Опыт 2.** *Получение малорастворимых сульфидов металлов.*

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей: кальция, кадмия, марганца (II), свинца (II); 0,5н раствор сульфида аммония, сероводородная вода, 2н раствор азотной кислоты.

**Посуда и оборудование:** 8 пробирок.

*а) осаждение сульфидом аммония.*

В четыре пробирки внести по 3 – 5 капель растворов солей кальция, кадмия, марганца (II) и свинца (II). В каждый раствор добавить по 2–3 капли раствора сульфида аммония (или натрия). Отметить, во всех ли пробирках получились осадки, указать цвет осадков. К полученным осадкам прибавить по 3–5 капель 2н раствора азотной кислоты. Отметить, какие осадки растворились. Сделать вывод о растворимости полученных сульфидов в воде и разбавленных кислотах.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций, сопровождающихся образованием осадков, и уравнения реакций, сопровождающиеся их растворением.

*б) осаждение сероводородом*

В четыре пробирки внести по 3–5 капель растворов солей кальция, кадмия, марганца (II) и свинца (II). Добавить к



ним по 2–3 капли сероводородной воды. Отметить, во всех ли пробирках образуется осадок. Указать цвет осадка.

Написать уравнения реакций осаждения сероводородом в молекулярной и ионной форме.

Исходя из правила произведения растворимости и степени диссоциации сероводородной кислоты, объяснить, почему не все рассмотренные катионы осаждаются сероводородом (сравнить результаты опытов 2а и 2б).

**Опыт 3.** *Окислительные и восстановительные свойства соединений серы (IV.)*

**Реактивы:** сероводородная вода, сернистая вода, 0,5н раствор дихромата калия, 2н раствор серной кислоты, кристаллический сульфит натрия.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки.

*а) взаимодействие сернистой кислоты с сероводородной водой.*

В пробирку с 5–6 каплями сернистой кислоты добавить по каплям сероводородную воду до образования осадка.

Составить уравнение реакции методом электронного баланса или ионно-электронным методом. Возможность течения реакции подтвердить расчетом ЭДС. Указать, какие свойства проявляет  $S^{+4}$  в данной реакции.

*б) взаимодействие сульфита натрия с дихроматом калия в кислой среде*

В пробирку внести 5–6 капель раствора дихромата калия, 3–4 капли 2н. раствора серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия, перемешать. Отметить переход оранжевой окраски дихромат-иона в зеленую, характерную для иона хрома (III).

Составить уравнение реакции методом электронного баланса или ионно-электронным методом. Указать, какие

свойства в этой реакции проявляет  $S^{+4}$ . Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах  $S^{+4}$ .

**Опыт 4. Взаимодействие серной кислоты с металлами**

**Реактивы:** 2н раствор серной кислоты, концентрированная серная кислота, 0,5н раствор нитрата свинца (II), металлы: цинк, железо, медь; порошок цинка, синяя лакмусовая бумага, фильтровальная бумага.

**Посуда и оборудование:** 5 пробирок, спиртовка.

*а) взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами*

В три пробирки внести по 5–8 капель 2н раствора серной кислоты и по 1 – 2 кусочка металлов: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть на спиртовке.

Объяснить, почему реакция идет не во всех пробирках. Написать уравнения протекающих реакций. Указать окислитель и восстановитель.

*б) взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью.*

В пробирку поместить 1 – 2 кусочка медной стружки и прилить 5 - 10 капель концентрированной серной кислоты, нагреть на спиртовке. К отверстию пробирки поднести влажную синюю лакмусовую бумажку. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить какой газ выделяется. Отметить окраску раствора в пробирке. Для какого иона характерна эта окраска?

Написать уравнение реакции. Указать какой элемент в молекуле серной кислоты является окислителем.

*в) взаимодействие концентрированной серной кислоты с цинком.*

В пробирку внести немного цинковой пыли, прилить 5 – 10 капель концентрированной серной кислоты, нагреть на спиртовке. К выделяющемуся газу поднести полоску фильтровальной бумаги, смоченной раствором нитрата свинца (II). Объяснить появление пятна на этой бумаге.

Написать уравнения реакции взаимодействия концентрированной серной кислоты с цинком. Написать уравнение реакции образования черного пятна на «свинцовой» бумажке – реакции, подтверждающей выделение сероводорода.

**Опыт 5.** *Дегидратирующие и окислительные свойства серной кислоты.*

*(Демонстрационный опыт, выполнять под тягой).*

**Реактивы:** 2н раствор серной кислоты, концентрированная серная кислота, сахарная пудра, дистиллированная вода.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка, штатив с держателем для пробирок, стеклянная палочка, фильтровальная бумага, спиртовка.

*а) действие серной кислоты на бумагу.*

На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделать надпись 2н раствором серной кислоты. Бумагу просушить, держа высоко над пламенем горелки. Отметить и объяснить почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте?

*б) взаимодействие серной кислоты с сахаром.*

В пробирку на 1/4 ее объема внести сахарную пудру, прибавить 2 капли воды и 3-4 капли концентрированной серной кислоты. Тщательно размешать все стеклянной палочкой и закрепить пробирку в штативе. Отметить и объяснить изменение цвета сахара и увеличение объема всей массы.

Написать уравнение реакции взаимодействия серной кислоты с углем.

### Лабораторная работа № 11. Азот и его соединения (выполнять под тягой)

**Опыт 1. Получение аммиака и его растворение в воде**

**Реактивы:** кристаллические сульфат аммония, гидроксид кальция; красная лакмусовая бумага, спиртовой раствор индикатора фенолфталеина.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки, спиртовка, фарфоровая ступка, пробка с газоотводной трубкой, кристаллизатор, штатив с держателями для пробирок.

В фарфоровой ступке тщательно перемешать равные количества сульфата аммония и гидроксида кальция.

Из двух пробирок и газоотводной трубки собрать прибор, как указано на рисунке 4.



Рис.4. Получение аммиака методом вытеснения воздуха газом, который легче воздуха

В пробирку 1 насыпать  $1/3$  объема смеси сульфата аммония и гидроксида кальция. Пробирку 2 одеть вверх дном на свободный конец газоотводной трубки, так чтобы отверстие ее полностью не закрывалось пробиркой.

Смесь в пробирке 1 нагреть спиртовкой. Наполнение пробирки 2 аммиаком определить по посинению влажной

красной лакмусовой бумажки, поднесенной к отверстию. Наполнив газом пробирку 2, снять ее, быстро закрыть пальцем (держат вверху дном), опустить в кристаллизатор с водой. Под водой открыть отверстие и наблюдать медленное заполнение пробирки водой. После заполнения добавить в пробирку 1 – 2 капли фенолфталеина. Что наблюдается?

Написать уравнения реакции получения аммиака, растворения его в воде и уравнение диссоциации гидроксида аммония, объясняющее изменение окраски фенолфталеина.

**Опыт 2.** Восстановительные свойства аммиака

**Реактивы:** 0,5н раствор перманганата калия, 25%-ный раствор аммиака.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка, спиртовка.

В пробирку внести 2–3 капли раствора перманганата калия и 3–5 капель 25%-ного аммиака, слегка подогреть. Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции, учитывая, что в результате реакции образуется оксид марганца (IV). Уравнять методом полуреакций.

**Опыт 3.** Окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты и ее солей.

**Реактивы:** 0,5н раствор перманганата калия, 0,5н раствор иодида калия, кристаллический нитрит натрия, 2н раствор серной кислоты.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки, спиртовка.

В одну пробирку внести 2–3 капли раствора перманганата калия, в другую 2–3 капли раствора йодида калия. В обе пробирки добавить по 2 капли 2н серной кислоты и по 1 микрошпателью кристаллического нитрита натрия. Отметить изменение окраски растворов.

Составить уравнения реакций, учитывая, что перманганат калия в сернокислой среде образует сульфаты марганца (II) и калия. Указать окислитель и восстановитель. Уравнять методом электронного баланса или ионно-электронным методом. Сделать вывод об окислительных и восстановительных свойствах  $N^{+3}$ .

**Опыт 4. Окислительные свойства азотной кислоты**

**Реактивы:** медная стружка, 2н раствор азотной кислоты, концентрированная азотная кислота.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки, спиртовка.

В две пробирки поместить по маленькому кусочку медной стружки. В одну из пробирок добавить по 3–4 капли концентрированной азотной кислоты, а в другую – разбавленную азотную кислоту (3–4 капли 2н раствора). Пробирку с разбавленной кислотой слегка подогреть. Обе пробирки держать на белом фоне и отметить цвет выделяющегося газа.

Написать уравнения соответствующих реакций. Составить схемы передачи электронов. Чем объяснить легкое потемнение выделяющегося газа при выходе из второй пробирки? Ответ подтвердить уравнением реакции.

## **Лабораторная работа № 12. Общие свойства металлов (выполнять под тягой)**

**Опыт 1. Взаимодействие металлов с неметаллами.**

**Реактивы:** бромная вода, порошки магния и цинка.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки.

В две пробирки внести по 3–5 капель бромной воды. В первую пробирку добавить один микрошпатель порошка магния, во вторую – столько же порошка цинка, тщательно перемешать, отметить обесцвечивание раствора.

Написать уравнения реакций, уравнять методом электронного баланса.

**Опыт 2. Взаимодействие металлов с кислотами.**

**Реактивы:** 2н раствор соляной кислоты, концентрированная соляная кислота, 2н раствор серной кислоты, концентрированная серная кислота, 2н раствор азотной кислоты, концентрированная азотная кислота, металлы: алюминий, медь, цинка (гранулы, порошок), 0,5н раствор нитрата свинца (II), синяя лакмусовая бумага.

**Посуда и оборудование:** 10 пробирок, фильтровальная бумага спиртовка.

*а) взаимодействие металлов с соляной кислотой.*

В две пробирки внести по 5 – 8 капель 2н соляной кислоты и по кусочку металлов: в первую – алюминия, во вторую – меди; пробирки слегка подогреть небольшим пламенем спиртовки.

Аналогичный опыт проделать с концентрированной соляной кислотой.

Объяснить, почему реакция протекает только с алюминием. Написать уравнение реакции, уравнивать методом электронного баланса. Сделать вывод о взаимодействии металлов с соляной кислотой.

*б) взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой.*

В две пробирки внести по 5 – 8 капель 2н. серной кислоты и по кусочку металлов: в первую – цинка, во вторую – меди, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем спиртовки.

Объяснить, почему реакция протекает только в одной пробирке. Написать уравнение реакции, уравнивать методом электронного баланса. Сделать вывод о взаимодействии металлов с разбавленной серной кислотой.

*в) взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой.*

В две пробирки внести по 6 капель концентрированной серной кислоты и по кусочку металлов: в первую – цинка, во вторую – меди. Обе пробирки подогреть небольшим пламенем горелки. Наблюдать выделение газов из обеих пробирок. Для определения газа над первой пробиркой (с цинком) подержать фильтровальную бумажку, смоченную раствором соли свинца (II). О чем говорит ее почернение? Над отверстиями обеих пробирок подержать смоченную водой синюю лакмусовую бумажку. О чем говорит ее почернение. Кроме того наблюдать образование осадка в первой пробирке.

Написать уравнения реакций серной кислоты с медью и трех направлений реакций с цинком, уравнивать методом электронного баланса. Сделать вывод о взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами.

*г) взаимодействие металлов с азотной кислотой.*

В две пробирки внести по кусочку меди и по 6 капель азотной кислоты: в первую – разбавленной, во вторую – концентрированной. Если реакция протекает медленно, то пробирки слегка подогреть небольшим пламенем спиртовки. Наблюдать выделение бесцветного, но буряющего на воздухе газа в первой пробирке и бурого газа – во второй пробирке.

Составить уравнения реакций, уравнивать методом электронного баланса. Сделать вывод о взаимодействии разбавленной и концентрированной азотной кислоты с металлами.

**Опыт 3. Взаимодействие металлов со щелочами.**

**Реактивы:** бн раствор гидроксида калия, металлы: алюминий, цинк, магний, железо.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки, спиртовка, пробка с газоотводной трубкой.

В четыре пробирки внести по 5 – 8 капель бн раствора гидроксида калия и по кусочку металлов: в первую пробирку – алюминия, во вторую – цинка, в третью – магния, в четвер-



тую – железа. Пробирки нагреть небольшим пламенем спиртовки. Наблюдать выделение газа только в двух первых пробирках. Определить газ. Для этого пробирки (с алюминием и цинком) закрыть пробкой с отводной трубкой, поднести горящую спичку и поджечь выделяющийся газ.

Написать уравнения взаимодействия щелочи с алюминием и цинком, уравнивать методом электронного баланса. Сделать вывод о взаимодействии металлов со щелочами.

**Опыт 4.** *Взаимодействие металлов с водой.*

*(выполнять под тягой, осторожно!)*

**Реактивы:** дистиллированная вода, металлический натрий, фенолфталеин.

**Посуда и оборудование:** стакан емкостью 500 мл, пинцет.

В стакан емкостью 500 мл налить примерно 300 мл дистиллированной воды, добавить в него 1–2 капли фенолфталеина и опустить в воду пинцетом небольшой кусочек натрия. Почему раствор окрасился в малиновый цвет?

Записать уравнение взаимодействия натрия с водой. Сделать вывод о взаимодействии металлов с водой.

**Опыт 5.** *Окислительно-восстановительные свойства ионов металлов.*

**Реактивы:** 0,5н раствор хлорида меди (II), железный гвоздь, 0,5н раствор роданида калия, 2н раствор серной кислоты, концентрированная азотная кислота, сухая соль железа (II), 0,5н раствор хлорида железа (III), 0,5н раствор хлорида олова (II).

**Оборудование:** 6 пробирок.

*а) восстановление ионов меди (II) металлическим железом.*

В пробирку налить 1/3 объема раствора соли хлорида меди (II) и поместить в нее тщательно очищенный гвоздь.

Появление на поверхности железа красного налета металлической меди свидетельствует о восстановлении ионов  $Cu^{+2}$ .

Составить уравнение, записать электронный баланс.

*б) окисление ионов железа (II) концентрированной азотной кислотой.*

Поместить в две пробирки равные количества (на кончике микрошпателя) сухой соли железа (II) и по 2–3 капли 2н раствора серной кислоты. В одну пробирку прилить 2–3 капли концентрированной азотной кислоты. Добавить в каждую пробирку по 4–5 капель дистиллированной воды и по 2–3 капли раствора роданида калия. Как изменилась окраска раствора в пробирке, в которую прибавляли концентрированную азотную кислоту? О чем свидетельствует появление этой окраски?

Записать уравнения, указать окислитель и восстановитель.

*г) окисление катионов олова (II) катионами железа (III).*

В две пробирки налить 5–6 капель раствора хлорида железа (III). В одну из пробирок прибавить такой же объем раствора хлорида олова (II). Затем в обе пробирки прилить по 1–2 капли раствора роданида калия или роданида аммония. Отсутствие красного окрашивания раствора свидетельствует о том, что ионы  $Fe^{+3}$  восстановились.

Записать уравнение, указать окислитель и восстановитель.

**Опыт 6.** *Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов*

**Реактивы:** нихромовая или платиновая проволока, концентрированная соляная кислота, насыщенный раствор

хлорида натрия, насыщенные растворы солей: лития, калия, бария, кальция, стронция.

**Посуда и оборудование:** спиртовка.

Нихромовую или платиновую проволочку, конец которой согнут в ушко, внести в концентрированную соляную кислоту, а затем прокалить в пламени спиртовки. При этом проволока очищается от загрязнений. Чистая проволочка не должна окрашивать пламя в какой-либо цвет.

Очищенную проволочку опустить в насыщенный раствор хлорида натрия и снова внести в пламя спиртовки. Опыт повторить с насыщенными растворами солей лития, калия, бария, кальция и стронция. Перед каждым опытом проволочку следует промывать соляной кислотой и прокалывать. Отметить цвет пламени, характерный для каждого катиона.

### **Лабораторная работа № 13. Хром и его соединения**

**Опыт 1. Растворение хрома в кислотах.**

**Реактивы:** 2н раствор соляной кислоты, 2н раствор серной кислоты, 2н раствор азотной кислоты, концентрированная соляная кислота, концентрированная серная кислота, концентрированная азотная кислота, металлический хром.

**Посуда и оборудование:** 3 пробирки.

В три пробирки поместить по кусочку хрома и прибавить по 6-8 капель 2 н раствора кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной.

Проделать аналогичный опыт с концентрированными кислотами – соляной, серной и азотной без нагревания и при нагревании (осторожно, в вытяжном шкафу).

Составить уравнения выполненных реакций.

**Опыт 2. Получение гидроксида хрома (III) и исследование его свойств.**

**Реактивы:** 0,5н раствор сульфата хрома (III), 2н раствор гидроксида калия, 6н раствор гидроксида калия, 2н раствор соляной кислоты.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки.

В двух пробирках получить гидроксид хрома (III) взаимодействием соли хрома (III) (3-4 капли) с 2н раствором щелочи (1-2 капли). Отметить цвет осадка.

В первую пробирку прибавить по каплям 2н раствор соляной кислоты, во вторую – 6н раствор щелочи до полного растворения осадков.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения:

- а) получения гидроксида хрома (III);
- б) диссоциации его по типу основания и по типу кислоты;
- в) взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой и со щелочью.

Назвать все полученные вещества. Сделать вывод о химическом характере гидроксида хрома (III). В виде каких ионов существует хром в кислой, щелочной среде и нейтральной среде?

**Опыт 3. Восстановительные свойства соединений хрома (III).**

**Реактивы:** хромит калия из опыта 2, 2н раствор гидроксида калия, 3% раствор перекиси водорода, кристаллический персульфат аммония, 0,5н раствор сульфата хрома (III), 2н раствор серной кислоты, 0,5н раствор нитрата серебра.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки, водяная баня, спиртовка.

а) окисление соединений хрома (III) в щелочной среде.

Получить хромит щелочного металла, как описано в опыте 2. К полученному раствору хромита добавить 1-2 кап-

ли щелочи и 3-5 капель 3%-ного раствора перекиси водорода. Нагреть смесь на водяной бане до перехода зеленой краски в желтую. Написать уравнение окисления хромита, учитывая, что перекись водорода восстанавливается до воды.

*б) окисление соединений хрома (III) в кислой среде.*

В пробирку внести 2-3 микрошпателя окислителя – персульфата аммония  $(NH_4)_2S_2O_8$  и по 3-5 капель растворов сульфата хрома (III), 2 н серной кислоты для создания кислой среды, нитрата серебра, как катализатора реакции. Смесь нагреть до кипения и кипятить до тех пор, пока зеленая окраска не перейдет в оранжевую.

Составить уравнение реакции, учитывая, что персульфат-ион переходит в сульфат-ион, катализатор в реакции не участвует.

#### **Лабораторная работа № 14. Марганец и его соединения**

*Опыт 1. Отношение марганца к кислотам.*

**Реактивы:** 2н раствор соляной кислоты, 2н раствор серной кислоты, 2н раствор азотной кислоты, концентрированная соляная кислота, концентрированная серная кислота, концентрированная азотная кислота, металлический марганец.

**Посуда и оборудование:** 3 пробирки.

В три пробирки поместить по кусочку марганца и прибавить по 6-8 капель 2 н растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной.

Проделать аналогичные опыты с концентрированными кислотами – соляной, серной и азотной (осторожно, в вытяжном шкафу).

Составить уравнения выполненных реакций.

*Опыт 2. Получение гидроксида марганца (II) и окисление его кислородом воздуха.*

**Реактивы:** 0,5н раствор сульфата марганца (II), 2н раствор гидроксида калия.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка, стеклянная палочка.

В пробирку снести 3-4 капли раствора сульфата марганца (II) и 2-3 капли 2н раствора гидроксида калия. Отметить цвет полученного осадка. Осадок размешать стеклянной палочкой, наблюдать его побурение.

Написать уравнение реакций:

- а) получения гидроксида марганца (II);
- б) окисления гидроксида марганца (II) кислородом воздуха до оксида марганца (IV).

**Опыт 3.** Восстановительные свойства соединений марганца (II).

**Реактивы:** кристаллический оксид свинца (IV), 2н раствор азотной кислоты, 0,5н раствор сульфата марганца (II).

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка, спиртовка.

В пробирку поместить 1 микрошпатель диоксида свинца, добавить 6-8 капель 2н раствора азотной кислоты и одну каплю раствора соли марганца (II). Смесь прокипятить на спиртовке, пробирку поставить в штатив и дать раствору отстояться. Отметить окраску раствора над осадком.

Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется марганцовая кислота и соль свинца (II).

**Опыт 4.** Окислительные свойства перманганата калия.

**Реактивы:** насыщенный раствор перманганата калия, кристаллический сульфит натрия, 2н раствор серной кислоты, 2н раствор гидроксида калия, дистиллированная вода, 0,5н раствор сульфата марганца (II), синяя лакмусовая бумага.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки.

*а) взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в кислой, щелочной и нейтральной среде.*

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить 2 капли 2н раствора серной кислоты, во вторую столько же воды, в третью 2-3 капли 2н раствора щелочи. В каждую пробирку добавить по 1 микрошпателью кристаллического сульфита натрия. Наблюдать изменение окраски раствора перманганата во всех пробирках.

Написать уравнение реакции, учитывая, что соединение марганца (VII) в кислой среде переходит в соединение марганца (II), в нейтральной – соединение марганца (IV), в щелочной среде – соединение марганца (VI).

*б) взаимодействие перманганата калия с сульфатом марганца (II).*

В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца (II). Наблюдать исчезновение окраски раствора и образование бурого осадка. Каплю полученного раствора нанести на синюю лакмусовую бумагу. Какова реакция среды в полученном растворе?

Написать уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода и образуется оксид марганца (IV).

### **Лабораторная работа № 15. Комплексные соединения**

*Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом.*

**Реактивы:** 0,5н раствор нитрата ртути (II), 0,5н раствор гидроксида калия, 0,5н раствор иодида калия.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки.

В пробирку внести 2-3 капли нитрата ртути (II), добавить по каплям раствор йодида калия до полного растворения образующегося вначале красного осадка йодида ртути (II). Доказать образование комплексного соединения с помощью

щелочи. Для этого к полученному раствору и к 2-3 каплям раствора нитрата ртути (II) в другой пробирке прилить по 2-3 капли раствора гидроксида калия. Отметить образование желтого осадка оксида ртути (II) только во второй пробирке. Почему в первой пробирке не образуется оксид ртути (II)?

Написать молекулярные и ионные уравнения:

1. образования йодида ртути (II);
2. растворения его в избытке йодида калия;
3. взаимодействия нитрата ртути (II) со щелочью.

Назвать полученное комплексное соединение и написать уравнение его диссоциации.

**Опыт 2.** *Получение соединения с комплексным катионом.*

**Реактивы:** 0,5н раствор сульфата меди (II), 25% раствор аммиака.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка.

В пробирку прилить 5-6 капель раствора сульфата меди (II), добавить в избытке 25% раствор аммиака до полного растворения выпадающего вначале осадка основной соли. Отметить цвет полученных комплексных ионов.

Написать молекулярное и ионное уравнение взаимодействия раствора соли с аммиаком с образованием комплексного соединения. Назвать это соединение.

**Опыт 3.** *Сравнение прочности комплексных ионов.*

**Реактивы:** 0,5н раствор нитрата серебра, 0,5н раствор хлорида натрия, 0,5н раствор тиосульфата натрия, 0,5н раствор иодида калия, 25% раствор аммиака.

**Оборудование:** 2 пробирки.

В двух пробирках получить хлорид серебра. Для этого в каждую пробирку внести по 2-3 капли раствора нитрата серебра и такой же объем хлорида натрия. В первую пробирку добавить 25% раствор аммиака, во вторую – раствор тио-



сульфата натрия до полного растворения осадков. К полученным комплексным соединениям в обе пробирки добавить по 2 капли раствора йодида калия, встряхнуть их. Наблюдать появление бледно-желтого осадка йодида серебра только в первой пробирке.

Написать молекулярные и ионные уравнения образования комплексных соединений при взаимодействии:

1. хлорида серебра с аммиаком;
2. хлорида серебра с тиосульфатом натрия.

Назвать комплексные соединения.

Выписать константы нестойкости для полученных комплексных соединений (прил, табл. 10), сравнить прочность комплексов. Объяснить, используя величину произведения растворимости (прил, табл. 11) йодида серебра, почему йодид серебра образуется только в случае с аммиаком серебра. Написать ионное уравнение образования йодида серебра.

**Опыт 4. Комплексные соединения и двойные соли.**

**Реактивы:** 2н раствор гидроксида натрия, 2н раствор хлорида бария, 2н раствор сульфида натрия, 1% раствор гексацианоферрата (III) калия, 1% раствор железо-аммонийных квасцов, 1% раствор роданида калия, кристаллическая соль Мора, красная лакмусовая бумага.

**Посуда и оборудование:** 5 пробирок, водяная баня.

*а) диссоциация двойных солей.*

В трех пробирках приготовить раствор двойной соли  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$  (соли Мора), внести в каждую по 6-8 капель воды и одному микрошпателью соли. Для обнаружения ионов, на которые диссоциирует двойная соль, выполнить следующие операции. А первую пробирку добавить 7-8 капель 2н раствора гидроксида натрия, нагреть на горячей водяной бане, подержать над пробиркой смоченную водой

красную лакмусовую бумажку. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить выделяющийся из пробирки газ. На присутствие какого иона в растворе соли он указывает?

Во вторую пробирку добавить 3-4 капли раствора хлорида бария. Отметить выпадение белого кристаллического осадка. Благодаря какому иону он образовался?

В третью пробирку добавить 3-4 капли раствора сульфида натрия. Наблюдать образование черного осадка. Какой ион открывает этот осадок?

Написать ионные уравнения образования газа в первой пробирке и образования осадков во второй и третьей пробирках.

Учитывая результаты опыта, написать уравнение диссоциации исследуемой двойной соли.

*б) отличие комплексных соединений от двойных солей.*

Различие между комплексными соединениями и двойными солями изучить на примере гексацианоферрата (III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$  и железоаммонийных квасцов  $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , представляющих собой двойную соль. Обратить внимание на то, что оба соединения содержат атом железа в одинаковой степени окисления –  $Fe^{+3}$ .

В одну пробирку внести 5-6 капель раствора комплексного соединения, в другую столько же раствора двойной соли. В обе пробирки добавить по 3-5 капель раствора комплексного соединения, а в другую столько же раствора двойной соли. В обе пробирки добавить по 3-5 капель роданида калия  $KCNS$ , являющегося реагентом на свободный катион  $Fe^{+3}$ . Наблюдать образование роданида железа (III) темно-красного цвета только в одной пробирке.

Написать ионное уравнение образования роданида железа (III). Учитывая результат опыта, написать уравнения

электролитической диссоциации комплексного соединения и двойной соли, сравнить, сделать соответствующий вывод о различии комплексных соединений и двойных солей.

**Опыт 5.** *Комплексные соединения в реакциях обмена.*

**Реактивы:** 2н раствор хлорида железа (III), 2н раствор гексацианоферрата (II) калия.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка.

В пробирку к 4-5 каплям раствора хлорида железа (III) добавить такой же объем раствора гексацианоферрата (II) калия. Отметить цвет образующегося осадка.

Написать молекулярное и ионное уравнение реакции. Назвать комплексные соединения.

**Опыт 6.** *Изменение степени окисления иона-комплексобразователя.*

**Реактивы:** 2н раствор серной кислоты, 2н раствор гексацианоферрата (II) калия, 1% раствор перманганата калия.

**Посуда и оборудование:** 1 пробирка.

К 1 капле раствора перманганата калия прибавить 2 капли раствора серной кислоты и по каплям приливать раствор гексацианоферрата (II) калия до исчезновения малиновой окраски.

Написать уравнение реакции окисления гексацианоферрата (II) - иона до гексацианоферрата (III) - иона, учитывая, что не происходит перестройки координационной сферы.

### **Контрольные вопросы**

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

Привести два примера.

2. Какие вещества называются окислителями, восстановителями?

3. Написать уравнение реакции взаимодействия меди с концентрированной азотной кислотой. Уравнять уравнение методом электронного баланса.

4. Написать окислительно-восстановительные реакции получения  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{K}_2\text{S}$  из простых веществ.

## ГЛАВА 4. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

### Основные понятия электрохимии

Электрод – это электронный проводник (металл или полупроводник, твердый или жидкий), находящийся в контакте с электролитом, т.е. ионным проводником (раствором, расплавом или твердым). При этом на границе раздела фаз возникает скачок электрического потенциала – электродный потенциал.

1) Ионы металла могут в некотором количестве перейти в раствор, оставив электроны в металлической фазе. Этому способствуют полярные молекулы растворителя, например, воды:



В данном примере электрод заряжается отрицательно и притягивает к себе катионы, так что они могут возвращаться обратно, и наступает равновесие. Это самопроизвольный процесс хотя бы потому, что ведет к росту энтропии.

2) Ионы из электролита, как одноименные с материалом электрода, так и посторонние, могут прилипать (адсорбироваться) на поверхности металла, сообщая ему заряд и потенциал, как положительный, так и отрицательный.

Абсолютное значение потенциала  $\phi$  невозможно измерить: если к электроизмерительному прибору (вольтметру, потенциометру) присоединить один электрод - прибор ничего не покажет, т.к. цепь не замкнута, а чтобы замкнуть ее, нужно ввести в электролит второй электрод и там возникнет свой электродный потенциал, так что прибор покажет *разность потенциалов*.

Поэтому договорились: выбрать какой-то электрод за начало отсчета, принять для него  $\phi=0$ , а все остальные отсчи-

тывать от него. В качестве такого электрода принят нормальный водородный электрод (рис. 5). Это пластинка из платины (покрытая мелкораздробленной “платиновой чернью” для увеличения поверхности), находящаяся в растворе с активностью ионов водорода 1 моль/л (т.е. в 1N растворе сильной кислоты) и обдуваемая водородом под давлением 1 атм. Там, на трехфазной границе тв.-ж.-газ, устанавливается равновесие  $2\text{H}^+(\text{ж}) + 2\text{e}(\text{тв}) = \text{H}_2(\text{г})$ . Платина здесь - инертный электрод, служащий для подвода и отвода электронов, но не входящий в уравнение.

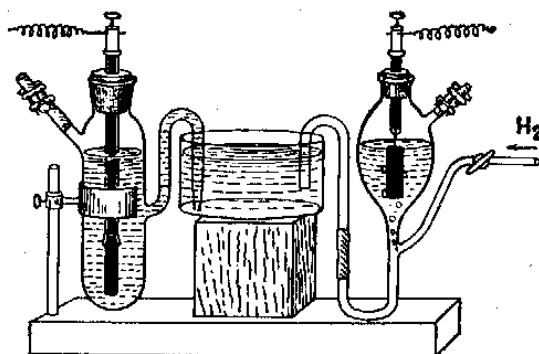


Рис. 5. Измерение потенциала металлического электрода (слева) по водородному. Концентрация  $\text{H}^+$  в растворе 1М, давление  $\text{H}_2$  – 1 атм

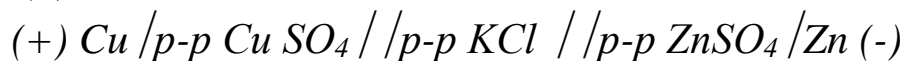
#### 4.1 Гальванический элемент

Система из двух электродов с разными потенциалами, соединенных электролитом, называется *гальваническим элементом*. Гальванические элементы применяются как химические источники тока, а также для измерения потенциалов - в аналитических целях и в научных исследованиях.

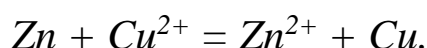
В справочных таблицах приводят *стандартные электродные потенциалы* ( $e^0$ ) ряда металлов, показывающие возможность переноса электронов между ними. Эти данные получены для систем, содержащих водный раствор ионов металла с концентрацией (активностью) 1М и электрод из этого

металла; электрический потенциал  $E$  определяется относительно стандарта – водородного электрода.

Потенциал системы из двух металлов вычисляется по таблицам. Для системы:



(вертикальная черта означает границу раздела электрод-электролит, двойная черта - размытую границу разных электролитов).



Электродвижущая сила ( $E$ ) гальванического элемента определяется в основном разностью между электродными потенциалами:

$$E = e_1 - e_2,$$

где  $e_1, e_2$  - *электродные потенциалы*, равные разности потенциалов между электродами и раствором.

$$E^0 = e^0_{(\text{ок-ль})} - e^0_{(\text{восст-ль})} = + 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}.$$

Цинковый электрод отрицательный, т.е. служит источником электронов, которые идут по внешней цепи к медному электроду, где восстанавливаются ионы меди. Цинк окисляется, и его ионы переходят в раствор:  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2e$ , ионы меди восстанавливаются, и медь осаждается на пластинке:  $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ . В результате раствор вблизи цинка приобретает положительный заряд, а вблизи меди - отрицательный, поэтому в электролите катионы идут к меди, анионы - к цинку.

*Электрод, на котором идет окисление, называется анодом, а где идет восстановление - катодом.* В гальваническом элементе анод - источник электронов, то есть имеет отрицательный знак, катод - положительный, а при электролизе все наоборот.

### ***Уравнение Нернста***

Электродный потенциал вычисляют *по уравнению Нернста:*

$$e = e^0 + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}},$$

где  $e$  - электродный потенциал полуэлемента, В;  $e^0$  - стандартный электродный потенциал при  $a_{ox} = a_{red} = 1 \text{ моль/л}$ , В (приложение, табл. 12); 2,3 - пересчетный коэффициент при переводе натуральных логарифмов в десятичные ( $\ln \rightarrow \lg$ ); R - универсальная газовая постоянная: 8,314 Дж/моль·К; T - стандартная термодинамическая температура, равная  $(273+25) = 298\text{К}$ ; n - число электронов, отданных или принятых электродами; F - постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль;  $a_{ox}$  и  $a_{red}$  - произведения активностей веществ, участвующих в электрохимическом процессе в окисленной (ox) и восстановленной (red) формах.

$$\frac{2,3 \cdot R \cdot T}{F} = \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{96500} = 0,059$$

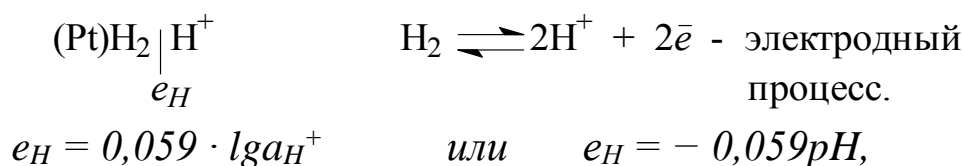
$$e = e^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}}.$$

### **Уравнения Нернста для некоторых электродов**

1. *Металлический электрод*, погруженный в раствор соли того же металла с активностью ионов  $a_{Me^{+n}}$ .

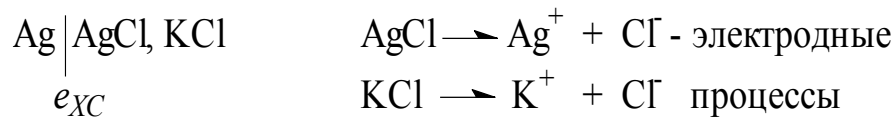
$$e = e^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg a_{Me^{+n}}.$$

2. *Водородный электрод*.



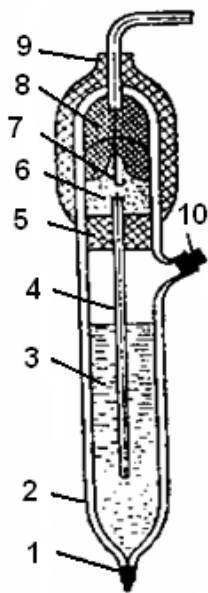


### 3. Хлоридсеребряный электрод.



$$e_{\text{ХС}} = e_{\text{ХС}}^0 - 0,059 \cdot \lg a_{\text{Cl}^-}.$$

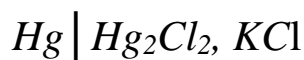
Потенциал хлоридсеребряного электрода (рис. 6) зависит от активности хлорид-ионов, т.е. от активности раствора *KCl* и температуры. В насыщенном растворе *KCl*  $e_{\text{ХС}} = 0,21\text{В}$ .



- 1 – нить асбестовая;
- 2 – корпус;
- 3 – насыщенный раствор *KCl*;
- 4 – электролитический ключ;
- 5, 8 – резиновые пробки;
- 6 – полость;
- 7 – контактный полуэлемент;
- 9 – колпачок;
- 10 – пробка

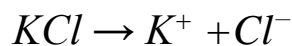
Рис. 6. Схема хлоридсеребряного электрода

### 4. Каломельный электрод



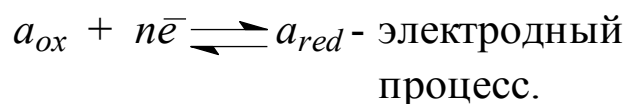
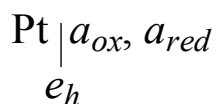
$e_{\text{кал}}$

Электродные процессы:  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{Cl}^-$



$$e_{\text{кал}} = e_{\text{кал}}^0 - 0,059 \cdot \lg a_{\text{Cl}^-}.$$

Потенциал каломельного электрода зависит от  $a_{\text{Cl}^-}$  или от активной концентрации раствора *KCl*, в насыщенном растворе *KCl*  $e_{\text{кал}} = 0,25\text{В}$ .



### 5. Окислительно-восстановительный электрод

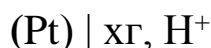
Платина - переносчик электронов от восстановителя к окислителю.

$$e_h = e_h^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}},$$

где  $e_h^0$  - стандартный окислительно-восстановительный потенциал при  $a_{ox}=a_{red}=1$  моль/л (приложение, табл. ).

### 6. Хингидронный электрод

Хингидронный электрод – состоит из гладкого платинового электрода и находящегося в исследуемом растворе хингидрона (рис.7).



Хингидрон (хг) – это эквимолекулярное соединение хинона  $C_6H_4O_2$  и гидрохинона  $C_6H_4(OH)_2$ .

$C_6H_4(OH)_2 \leftrightarrow C_6H_4O_2 + 2H^+ + 2e^-$  – электродный процесс.

Константа равновесия ( $K_p$ ) этого процесса равна:

$$K_p = \frac{[C_6H_4O_2] \cdot [H^+]^2}{[C_6H_4(OH)_2]} = [H^+]^2, \text{ т.к. } \frac{[C_6H_4O_2]}{[C_6H_4(OH)_2]} = 1$$

Уравнение Нернста для хингидронного электрода:

$$e_{\text{хг}} = e_{\text{хг}}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [H^+]^2 \text{ или}$$

$$e_{\text{хг}} = e_{\text{хг}}^0 + 0,059 \cdot \lg [H^+], \text{ т.к. } \lg [H^+]^2 = 2 \cdot \lg [H^+]$$

Зная, что  $pH = -\lg a_{H^+}$ , уравнение (7.13) принимает вид:

$$e_{\text{хг}} = e_{\text{хг}}^0 - 0,059 \text{ pH} \quad ( )$$

где  $e_{\text{хг}}^0$  – стандартный потенциал хингидронного электрода, равный 0,6990 В при 298К (приложение, табл. ).

### 7. Стекланный электрод

Стекланный электрод — это стекланный шарик с толщиной стенок 0,06-0,1 мм, наполненный раствором кислоты

или соли, в который для контакта погружена платиновая проволочка (рис.8). Поверхность стекла такого шарика в растворе приобретает потенциал, величина которого зависит от концентрации водородных ионов в растворе. Поэтому в области рН от 2 до 9 стеклянные электроды можно рассматривать как идеальные водородные электроды; его потенциал зависит линейно от рН раствора:

$$e_{ст} = e^0_{ст} + 0,059 \lg a_{H^+}$$

где  $e_{ст}$  – потенциал стеклянного электрода.

В щелочных средах стеклянный электрод проявляет функции металлического электрода, обратимого по отношению к ионам щелочных металлов. Введение в стекло лития увеличивает область применимости стеклянного электрода до рН = 13.

Со стеклянными электродами можно проводить измерения рН в присутствии окислителей, восстановителей, каталитических ядов, а также в присутствии ионов тяжёлых металлов.

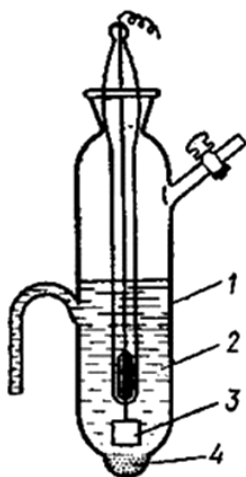


Рис. 7. Схема хингидронного электрода:

1. стеклянный сосуд
2. исследуемый раствор
3. платиновый электрод
4. хингидрон

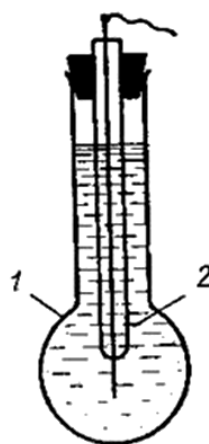
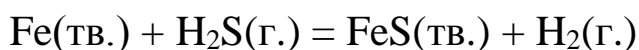
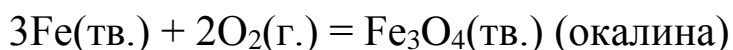


Рис.8. Схема стеклянного электрода:

1. тонкостенный стеклянный шарик
2. раствор с известным значением рН

## 4.2 Коррозия

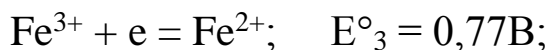
*Коррозия* - разрушение материалов (металлов, пластмасс, керамики...) под влиянием окружающей среды. Это окислительно-восстановительные процессы. По механизму различают электрохимическую и химическую коррозию. Химическая протекает без участия электролитов при непосредственном контакте металла с окислителем. Типичные случаи - высокотемпературная газовая коррозия, например:



Электрохимическая коррозия протекает там, где, кроме металла и окислителя, есть электролит и где есть в контакте друг с другом участки с разными электродными потенциалами (а они есть почти везде). Тогда восстановление и окисление разделены в пространстве и не мешают друг другу, коррозия ускоряется. По сути дела получается гальванический элемент (гальванопара), но работа его в данном случае рассматривается как нежелательное явление.

Применительно к коррозии стали в обычных условиях, электролитами могут быть: природные воды, содержащие растворенные соли (морская, речная, почвенная и т.д.), всевозможные технологические среды, пища. Даже капля росы (дистиллированной воды без солей) в результате растворения углекислого газа  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$  приобретает ионную проводимость.

Электродные потенциалы железа:



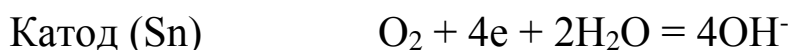
Отсюда видно, что металл легче окислить до железа (2+), а железо (3+) не может быть в равновесии с металлом.

Важнейшими окислителями по отношению к железу являются кислород и вода. Потенциалы:

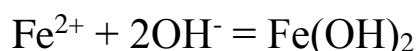
Н	Восстановление молекулярного кислорода	Восстановление водорода из воды, кислот
	$O_2 + 4e + 4H^+ = 2H_2O;$ $E^\circ = 1,23B$	$2H^+ + 2e = H_2; \quad E^\circ = 0 B$
	$E^\circ = 0,815B$	$E^\circ = -0,415B$
4	$O_2 + 4e + 2H_2O = 4OH^-;$ $E^\circ = 0,40B$	$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-;$ $E^\circ = -0,83B$

Таким образом, при любом рН кислород - гораздо более сильный окислитель, чем вода или ионы водорода. Железо в нейтральной среде теоретически может вытеснять водород из воды ( $-0,44 < -0,415$ ), но разность потенциалов так мала, что процесс почти не идет.

Рассмотрим типичный пример электрохимической коррозии железа в контакте с другим металлом. Если есть контакт с металлом, имеющим более высокий электродный потенциал - например, с оловом, то электроны перетекают с железа на олово и тем смещают равновесие вправо, катионы уходят в раствор, а на поверхности олова восстанавливается окислитель (например, кислород). В результате железо в контакте с оловом корродирует быстрее, чем то же железо без контакта с оловом.



Встреча ионов в растворе



Суммарное уравнение



Вторичный процесс



Если железо находится в контакте с металлом, имеющим более низкий потенциал (например, с цинком), то все наоборот: второй металл корродирует, а на железо перетекают электроны, что затрудняет отрыв его ионов, т.е. окисление железа тормозится. Поэтому цинковое покрытие защищает сталь, даже если оно поцарапано, а оловянное - только если оно не повреждено.

Если металл формально не находится в контакте с другим металлом, в нем все равно почти всегда есть неоднородности (например, карбиды в стали), и образуются *микрोगальванопары*, есть анодные и катодные участки. Поэтому гетерогенные сплавы обычно менее стойки к коррозии, чем однородные (нержавеющая сталь - это твердый раствор, там нет кристаллов железа и хрома по отдельности).

Даже если взять чистое железо без карбидных включений, разность потенциалов может возникнуть из-за разной концентрации окислителя в растворе. Например, на стали находится капля воды. На ее периферии растворяется кислород, его концентрация там больше - потенциал больше - это катодный участок, а под центром капли - анодный, там идет коррозия.

### 4.3 Электролиз

*Электролиз* – окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

*Катод* (К) – электрод, соединенный с отрицательным полюсом источника тока. На катоде идет процесс восстановления – процесс присоединения электронов.

*Анод* (А) – электрод, соединенный с положительным полюсом источника тока. На аноде идет процесс окисления – процесс отдачи электронов.

Направление окислительно-восстановительных процессов, протекающих на катоде и аноде при электролизе растворов электролитов, можно определить путем сравнения стандартных электродных потенциалов.

Возможны три случая *катодного процесса*:

1. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал больший, чем у водорода (от  $Cu^{2+}$  до  $Au^{3+}$  включительно), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде.

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

3. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (от  $Mn^{2+}$  до  $2H^+$ ), при электролизе на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

Если же водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения стандартного электродного потенциала соответствующего металла.

*Анодный процесс* зависит от вещества, из которого сделан анод. Аноды подразделяются на нерастворимые (из угля, графита, платины, иридия) и растворимые (из меди, серебра, цинка, кадмия, никеля, хрома и других металлов).

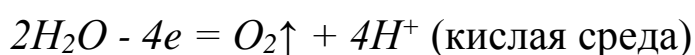
На *нерастворимом* аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды. Легче всего на аноде окисляются кислотные остатки бескислородных кислот – типичные восстановители, где неметалл имеет отрицательную степень окисления ( $S^{2-}$ ,  $I$ ,  $Br$ ,  $Cl$ ). Если же раствор содержит анионы кислородсодержащих кислот ( $NO_3^-$ ,

$CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ), где неметалл имеет высшую положительную степень окисления (дальнейшее окисление невозможно), то на аноде окисляются молекулы воды. *Растворимый* анод выполнен из металла – в этом случае будет окисляться сам анод.

При электролизе водных растворов электролитов в окислительно-восстановительных процессах могут участвовать молекулы воды. На катоде идет процесс восстановления. На катоде процесс восстановления воды происходит при потенциале  $E = -0,41В$ :



На аноде процесс окисления молекулы воды происходит при потенциале  $E = 1,23В$ :



*Закон Фарадея*: масса выделившихся веществ прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита.

$$m = \frac{M \cdot I \cdot \tau \cdot \eta}{n \cdot F},$$

где  $M$  – молярная масса, г/моль;  $I$  – сила тока, А;  $\tau$  – время, сек.;  $\eta$  – выход по току (в долях);  $n$  – число электронов;  $F$  – число Фарадея ( $F = 965000$  Кл)

*Применение электролиза:*

1) Получение веществ, в особенности тех, которые трудно или невозможно получить другими способами - сильных восстановителей и сильных окислителей: алюминия, щелочных металлов, фтора, хлора, пероксидов.

2) Нанесение металлических покрытий (хромирование, никелирование). Здесь новых веществ не образуется, металл переносится с анода на катод, которым служит покрываемое изделие.

3) Очистка (рафинирование) металлов.



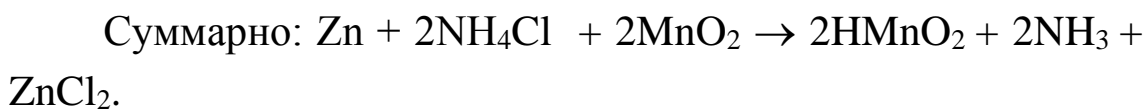
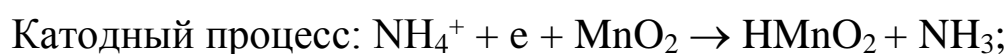
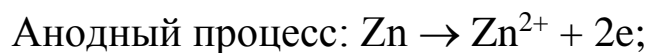
#### 4.4 Химические источники тока

В гальваническом элементе за счет убыли энергии Гиббса совершается электрическая работа, то есть химическая энергия превращается в электрическую. При электролизе *обычно*, наоборот, электрическая энергия превращается в химическую.

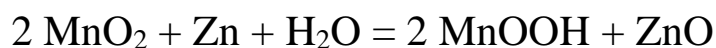
Химический источник тока (ХИТ) позволяет *почти полностью* превращать химическую энергию в электрическую (если победить поляризацию электродов). Различают три вида ХИТ:

1) **Первичные элементы** - после израсходования активных веществ выбрасываются, т.к. зарядка неэффективна.

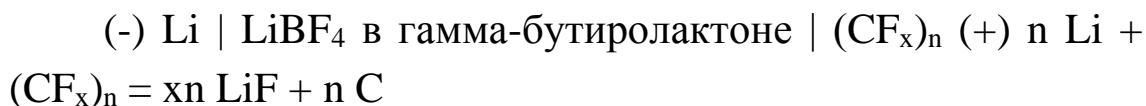
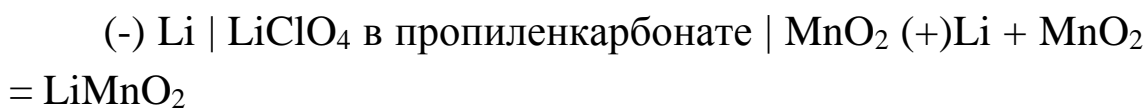
*Марганцево-цинковый элемент Лекланше:*



*Щелочные:* электролит – KOH



*Литиевые:*



2) **Вторичные (перезаряжаемые) элементы - аккумуляторы.** После израсходования активных веществ могут быть опять заряжены от внешнего источника постоянного тока, то есть можно провести обратный процесс (разновидность электролиза).

*Свинцовый аккумулятор*

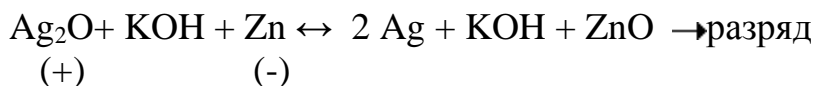


ЭДС мин. 2,1 В; зарядный ток = 1/10 емкости; емкость 3-4 Ач/кг

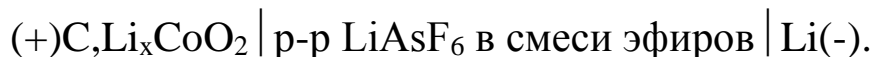
**Щелочные аккумуляторы:** ЭДС мин. 1,1 В; зарядный ток = 1/4 емкости; емкость 3,5-8 Ач/кг



**Серебряно-цинковые аккумуляторы:** ЭДС мин. 1,5 В; зарядный ток = 1/10 емкости; емкость 50-70 Ач/кг



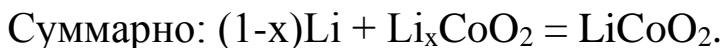
*Литий-ионный аккумулятор* (такие аккумуляторы работают в мобильных телефонах и портативных компьютерах):



Отрицательный полюс (при заряде - катод, при разряде - анод):



Положительный полюс (при заряде - анод, при разряде - катод):

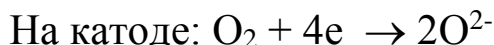
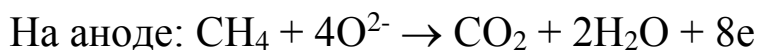


3) **Топливные элементы.** Это ХИТ, в которые можно непрерывно подавать восстановитель и окислитель, обычно в виде газов при повышенных температурах. Например:



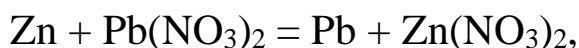
(или вместо Pt -  $\text{Ni}_{1-x}\text{Li}_x\text{O}$  - полупроводниковый электрод, а

вместо твердого электролита – расплав  $K_2CO_3 + Li_2CO_3$ ).



### **Пример 1.**

ЭДС гальванической цепи (E), отвечающей химической реакции



при стандартных условиях равна 0,63 В. Рассчитать изобарный потенциал реакции  $\Delta G^\circ_{\text{реакц}}$  и сделать вывод об ее существовании.

**Решение:** Величину изобарного потенциала реакции вычисляем по формуле:

$$\Delta G^\circ_{\text{реакц}} = -nFE,$$

где  $n = 2$ ,  $E = 0,63 \text{ В}$  и  $F = 96500 \text{ Кл}$ .

Подставляем эти числа в формулу:

$$\Delta G^\circ_{\text{реакц}} = -2 \cdot 96500 \cdot 0,63 = -121590 \text{ Дж} = -121,59 \text{ кДж}.$$

Отрицательное значение изобарного потенциала ( $\Delta G^\circ_{\text{реакц}} < 0$ ) позволяет сделать вывод о том, что приведенная выше химическая реакция осуществима.

### **Пример 2.**

Сколько граммов серебра выделится на катоде электролизера при пропускании через раствор соли серебра  $AgNO_3$  тока силой 0,5 А в течение 5 часов?

**Решение:** Определяем количество электричества прошедшего через раствор электричества:

$$Q = I \cdot \tau,$$

где  $I$  – сила тока, А;  $\tau$  – время, с.

$$Q = 0,5 \cdot 18\,000 = 9000 \text{ Кл}.$$

Атомная масса серебра 107,88; серебро одновалентно, поэтому грамм-эквивалент серебра равен грамм-атому, сле-

довательно, 96 500 Кл выделяют 107,88 г серебра. Искомое количество серебра находим из пропорции

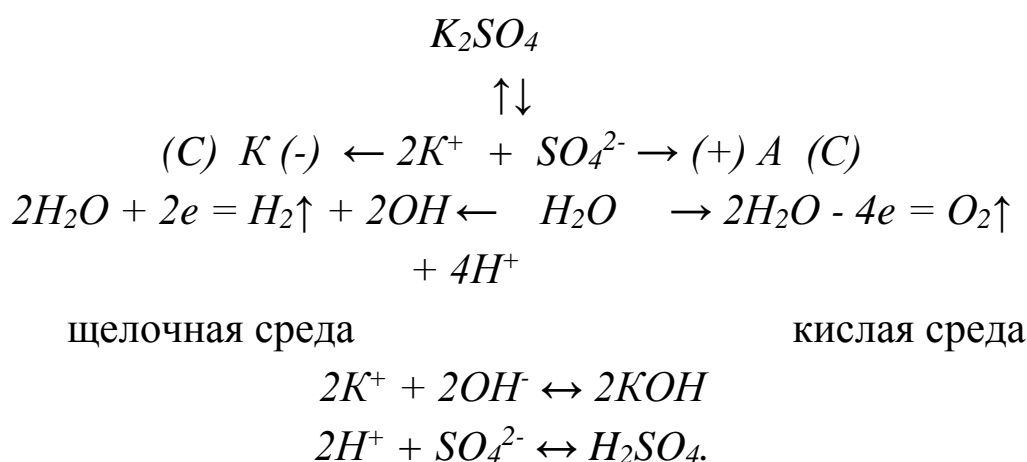
$$\frac{107,88}{x} = \frac{96\,500}{9000}$$

Ответ:  $x = 9,4$  г.

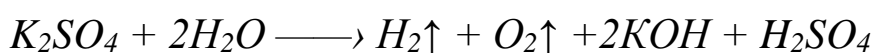
### Пример 3.

Привести схему электролиза водного раствора сульфата калия.

**Решение:**



Суммарное уравнение электролиза:



## Лабораторная работа № 16.

### Гальванический элемент. Аккумулятор

**Опыт 1. Медно-цинковый гальванический элемент Якоби–Даниэля**

**Реактивы:** насыщенный раствор хлорида калия, крахмал, 0,5н раствор сульфата цинка, 0,5н раствор сульфата меди (II), индикатор фенолфталеин, цинковая и медная пластинки.

**Посуда и оборудование:** плитка, гальванометр, три химических стакана объемом 50 мл, П-образная трубка (элек-

тролитический мост), провода с «крокодильчиками», резиновая груша, чашка Петри.

Необходимо заранее изготовить электролитический мост. Для этого, насыщенный при комнатной температуре раствор хлорида калия объемом 50 мл подогреть до температуры 80-90 °С и при перемешивании влить суспензию 1 г крахмала в 10 мл воды. После охлаждения клейстера до температуры 35-40 °С с помощью резиновой груши каучуковой трубки заполнить им стеклянную трубочку небольшого диаметра, дважды изогнутую под прямым углом (буквой П). Охлаждают и хранят электролитический мостик вверх «рожками».

В один химический стакан налить раствор сульфата цинка и погрузить в него цинковую пластинку, во второй стакан налить раствор сульфата меди (II) и погрузить в него медную пластинку. Электролиты в стаканах соединить электролитическим мостиком (рис. 9). *(Необходимо следить за тем, чтобы в трубке не образовался воздушный пузырек!)*. К металлическим пластинкам подсоединить с помощью «крокодильчиков» электрические провода и присоединить их к гальванометру. Наблюдать отклонение стрелки гальванометра.

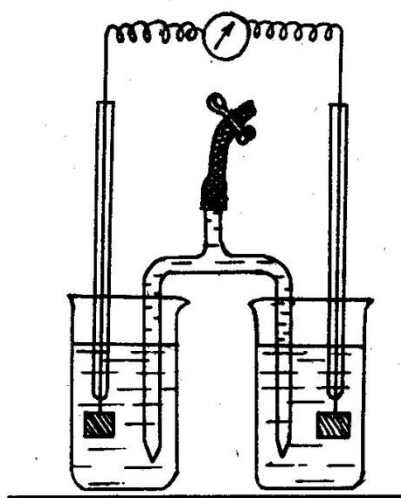


Рис. 9 Схема гальванического элемента

Определить полюса элемента. Для этого в чашечку налить небольшое количество раствора хлорида калия, прибавить 1-2 капли фенолфталеина и в раствор опустить концы от медной и цинковой пластинок, предварительно отключив их от гальванометра. Наблюдать появление малинового окрашивания у конца токоотвода цинковой пластинки. Дать схему образования щелочи у конца токоотвода цинковой пластинки, сделать вывод о полюсах гальванического элемента.

Нарисовать гальванический элемент, дать схему его работы, написать ионное и молекулярное уравнения реакции, лежащей в основе работы данного элемента. Вычислить ЭДС элемента.

**Опыт 2.** *Определение полюса источника тока с помощью окрашенных ионов.*

**Реактивы:** 0,5н раствор сульфата натрия, алюминиевая фольга, фильтровальная бумага, сухие соли: хлорид меди (II) и дихромат калия.

**Посуда и оборудование:** стеклянная пластинка, провода с «крокодильчиками», фильтровальная бумага.

На стеклянную пластинку положить фильтровальную бумагу, смоченную раствором сульфата натрия. На края пластинки поместить полоски алюминиевой фольги и прижать ее клеммами с прикрепленными проводами. Между электродами выложить дорожку из чередующихся сине-зеленых кристаллов хлорида меди (II) и оранжевых кристаллов дихромата калия. При подключении электрического тока от кристаллов начинают тянуться язычки: голубой – катионы  $\text{Cu}^{+2}$ , оранжевый – анионы  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Указать анод и катод.

**Опыт 3.** *Марганцево-цинковый элемент (элемент питания).*

**Реактивы:** порошок оксида марганца (IV), насыщенный раствор хлорида аммония, цинковая пластинка.

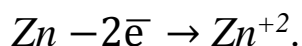
**Посуда и оборудование:** шпатель, гальванометр, фарфоровая чашка, вата, графитовый сердечник.

В фарфоровую чашку шпателем насыпать небольшое количество порошка оксида марганца (IV) и небольшими порциями при тщательном перемешивании добавить насыщенный раствор хлорида аммония до консистенции густой сметаны.

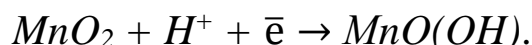
На цинковую пластинку положить толстый слой ваты, пропитанной насыщенным раствором хлорида аммония. Сверху уложить слой пасты из оксида марганца (IV), поверх нее – графитовый сердечник. Цинковую пластинку и металлический наконечник угольного электрода проводами соединить с гальванометром, наблюдать наличие тока в цепи.

Записать процессы, протекающие при работе этого источника тока.

Роль *анода* играет цинковая пластинка:



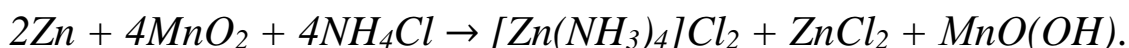
На *катоде* происходит восстановление оксида марганца (IV) (деполяризатор):



Поставщиком катионов водорода и электролитом служит раствор хлорида аммония:



Суммарный процесс можно описать уравнением:

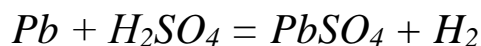


**Опыт 4.** Устройство свинцового аккумулятора.

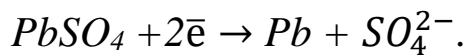
**Реактивы:** 25% раствор серной кислоты, 0,5н раствор сульфата меди (II).

**Посуда и оборудование:** источник постоянного тока, две свинцовые пластинки, электрические провода, стакан объемом 500 мл.

Две свинцовые пластинки скрепить параллельно друг другу на расстоянии 1-2 см с помощью пластмассовой распорки и поместить в раствор серной кислоты, находящейся в стакане объемом 500 мл. Наблюдать изменение цвета пластин из-за образования сульфата свинца (II). Опыт демонстрирует одно из условий взаимодействия металлов с кислотами:

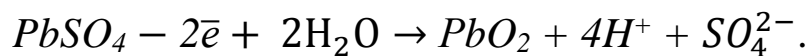


К свинцовым пластинам присоединить источник постоянного тока напряжением 3-6 В и в течение 10 мин заряжать аккумулятор. При этом на *катоде* происходит восстановление сульфата свинца (II) до металла:

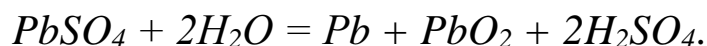


Доказать образование свинца, добавив 6-8 капель раствора сульфата меди (II), наблюдать образование красного налета на поверхности свинца. Записать реакцию этого процесса.

На *аноде* сульфат свинца (II) окисляется до оксида свинца (IV):



Химическая реакция, характеризующая процесс зарядки свинцового аккумулятора:



Указать окислитель и восстановитель, как называется такой тип окислительно-восстановительной реакции?

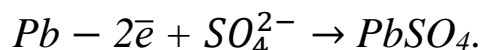
При работе аккумулятора (*разрядке*) за счет протекания окислительно-восстановительной реакции химическая энергия превращается в электрическую.



На *катоде* происходит восстановление оксида свинца (IV):



Свинцовый *анод* окисляется в соответствии с уравнением полуреакции:



Суммарное уравнение реакции, протекающей при *разрядке* аккумулятора, обратное уравнению реакции под действием внешнего источника тока (*зарядки*):



Записать процессы и указать окислитель и восстановитель.

### **Лабораторная работа № 17. Коррозия металлов**

**Опыт 1.** Коррозия, возникающая при контакте двух различных металлов.

**Реактивы:** 2н раствор серной кислоты, 5% раствор сульфата меди (II), кусочки цинка, медная проволока.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки.

*а) местная коррозия при контакте меди и цинка.*

Внести в пробирку 8-10 капель 2н серной кислоты и кусочки цинка. Отметить скорость течения реакции. Коснуться медной проволочкой кусочка цинка в пробирке. Как изменяется интенсивность выделения водорода, и на каком из металлов он выделяется? Убрать медную проволоку от цинка и убедиться, что интенсивность выделения водорода снова изменяется.

Дать схему гальванического элемента. Показать направление перехода электронов в гальванопаре цинк-медь. Какой заряд будет создаваться на металлах? Какой из металлов будет катодом, а какой анодом? Написать уравнения реакций.

*б) равномерная коррозия при контакте меди и цинка.*

В две пробирки внести по 8-10 капель 2н серной кислоты и по кусочку цинка. В одну из пробирок прибавить каплю раствора сульфата меди (II). Что появилось на поверхности цинка? В какой из пробирок водород выделяется интенсивнее? На поверхности какого металла разряжаются ионы водорода во второй пробирке?

Написать уравнения реакций, протекающих в первой и второй пробирке. Объяснить, каким образом медь ускоряет реакцию цинка с кислотой.

**Опыт 2. Коррозия при анодных и катодных покрытиях.**

**Реактивы:** 1% раствор гексацианоферрата (III) калия, 2н раствор серной кислоты, дистиллированная вода, пластинки оцинкованного и луженого железа.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки, 2 стеклянные палочки, напильник или наждачная бумага.

В две пробирки налить до  $\frac{1}{2}$  их объема дистиллированной воды и добавить по 2-3 капли раствора 2н серной кислоты и 1% раствор красной кровяной соли  $K_3[Fe(CN)_6]$ , которая с ионами  $Fe^{+2}$  дает темно-синий осадок –  $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ . Растворы перемешать стеклянной палочкой. В одну пробирку опустить образец оцинкованного железа, в другую – луженого железа (железа, покрытого оловом), предварительно сделав на их поверхности глубокие царапины напильником или наждачной бумагой. В какой из пробирок наблюдается посинение раствора?

Написать уравнения реакций коррозионных процессов. Объяснить, что такое катодное и анодное покрытие. Объяснить с помощью реакций, почему в одной из пробирок появляется синее окрашивание, а в другой нет.

**Опыт 3. Коррозия железа в различных электролитах**

**Реактивы:** 10% раствор гидроксида калия, 10% раствор хлорида натрия, 1% раствор гексацианоферрата (III) калия, дистиллированная вода, 5 железных гвоздей, медная проволока, пластинка цинка.

**Посуда и оборудование:** 5 пробирок.

В пять пробирок налить на 1/3 их объема: в первую – 10% раствор гидроксида калия, во вторую, третью, четвертую – раствор хлорида натрия, в пятую – кипяченую воду.

Одновременно опустить в первую, вторую и пятую пробирки по железному гвоздю, в третью – гвоздь в контакте с медной проволокой, в четвертую – гвоздь в контакте с пластинкой цинка. Спустя 10-15 минут достать гвозди из пробирок, прилить в каждую из пробирок по несколько капель раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$  и обнаружить в растворах ионы железа (II). Объяснить наблюдаемые явления.

**Опыт 4. Коррозия металлов в растворе хлорида натрия.**

**Реактивы:** пластинки алюминия, железа, меди и цинка, медная проволока, цинковая пластинка, 3% раствор NaCl, фенолфталеин.

**Посуда и оборудование:** 7 пробирок, наждачная бумага.

Налить в 7 пробирок на 1/3 их объема раствор поваренной соли. Прибавить в каждую пробирку по 2-3 капли фенолфталеина. Затем поместить в пробирки тщательно зачищенные наждачной бумагой кусочки металлов: в первую – алюминия, во вторую – железа, в третью – меди, в четвертую – цинка, в пятую – алюминия, обвитого медной проволокой, в шестую – железа, обвитого медной проволокой, в седьмую цинка, обвитого медной проволокой.

Наблюдать появление розового окрашивания, отметить, где оно появляется быстрее. Сделать выводы. Рассмотреть электрохимические процессы гальванических пар в каждом отдельном случае.

Отметить, какой металл разрушается быстрее, а на каком выделяется водород; в каком случае происходит наиболее быстрое накопление гидроксид-анионов.

**Опыт 5. Пассивирование металла**

*(выполнять в вытяжном шкафу)*

**Реактивы:** концентрированная азотная кислота, 2н раствор серной кислоты, 2 железных гвоздя.

**Посуда и оборудование:** пробирка, стакан емкостью 100 мл, наждачная бумага, щипцы, фильтровальная бумага.

Хорошо очистить наждаком два железных гвоздя. Налить в пробирку до 1/3 объема концентрированной азотной кислоты и осторожно поместить в пробирку гвоздь. Течение реакции, вначале бурное, довольно быстро приостанавливается. Прекращение реакции объясняется тем, что ей препятствует образовавшаяся пленка оксидов железа.

Вынуть щипцами гвоздь из пробирки, промыть его водой, протереть бумагой и снова опустить в азотную кислоту. Начинается ли реакция вновь? После прекращения реакции гвоздь достать, промыть водой и опустить в стакан с разбавленной серной кислотой. Для сравнения в тот же стакан поместить непассивированный гвоздь. На каком образце выделяется водород?

Написать уравнение реакции пассивирования железа.

**Опыт 6. Применение ингибиторов коррозии.**

**Реактивы:** уротропин, мел, 1н раствор соляной кислоты, кусочки металлов: цинка, алюминия, железа.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки, спиртовка.

Налить в три пробирки до 1/3 объема 1н раствора соляной кислоты. В одну из пробирок поместить кусочек цинка, а в другую – алюминия, в третью – железных стружек. Если в какой-либо из пробирок реакция протекает медленно, нагреть ее. Когда выделение водорода станет интенсивным, насыпать в каждую из пробирок немного уротропина. Что наблюдается? Во всех ли случаях уротропин является эффективным ингибитором?

Налить в пробирку соляной кислоты, добавить ингибитор и поместить в пробирку кусочек мела. Изменила ли кислота присущие ей свойства от введения ингибитора? Выводы, сделанные на основании опыта записать.

### **Лабораторная работа № 18. Электролиз**

#### ***Опыт 1. Электролиз с нерастворимым анодом***

**Реактивы:** 0,5М раствор хлорида меди (II), 0,5М раствор сульфата натрия, 0,5М раствор иодида калия, 1% раствор крахмала, спиртовые растворы индикаторов фенолфталеина и лакмуса.

**Посуда и оборудование:** источник постоянного тока, U-образная трубка, 6 графитовых электродов, провода с клеммами, наждачная бумага, фильтровальная бумага.

#### ***а) электролиз раствора хлорида меди (II).***

Налить в U-образную трубку электролизера (рис. 10) 0,5М раствора хлорида меди (II). Вставить в оба колена графитовые электроды и пропустить через раствор электрический ток. Через пять минут прекратить электролиз и отметить на катоде красный налет меди. Для обнаружения продукта электролиза в анодном пространстве в колено трубки, где находится анод, прилить 2-3 капли раствора, содержащего крахмал и йодид калия. Что наблюдается? Какой газ выделяется на аноде?

Составить схему электролиза, т.е. написать уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе хлорида меди (II). Написать уравнение качественной реакции на газ, выделяющийся на аноде.

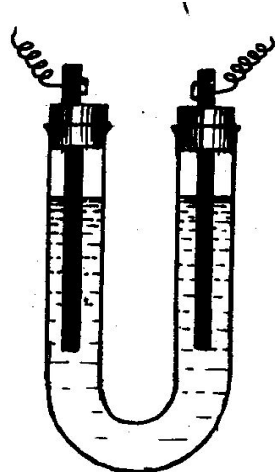


Рис.10. Схема электролизера

*б) электролиз раствора йодида калия.*

Налить в U-образную трубку 0,5М раствор йодида калия, к которому добавить 3-4 капли раствора фенолфталеина. Вставить в оба колена трубки угольные электроды и пропустить ток в течение 5 минут.

Какой газ выделяется на катоде? Как изменилась окраска раствора в катодном пространстве?

Из анодного пространства взять пипеткой 2-3 капли раствора, перенести в пробирку, разбавить водой до слабо-желтой окраски и добавить 1-2 капли раствора крахмала. Что наблюдается?

Составить схему электролиза.

*в) электролиз раствора сульфата натрия.*

В U-образную трубку налить 0,5М раствора сульфата натрия, прибавить в каждое колено по 2-3 капли лакмуса, опустить электроды и пропускать ток в течение 5 минут. Какие газы выделяются на катоде и аноде? Как изменилась

окраска лакмуса в около катодном и около анодном пространстве?

Составить схему электролиза. Объяснить происходящие явления на основании уравнений окислительно-восстановительных процессов, протекающих на электродах.

**Опыт 2.** Электролиз раствора серной кислоты с растворимым медным анодом.

**Реактивы:** 2н раствор серной кислоты.

**Посуда и оборудование:** источник постоянного тока, стакан емкостью 500 мл, угольный и медный электроды, закрепленные на крышке; провода с зажимами.

Налить в стакан до 1/3 объема 2н раствор серной кислоты. Закрепить угольный и медный электроды в крышке стакана и погрузить их в раствор. Угольный электрод соединить с катодом, а медный – с анодом источника тока. Включить ток и наблюдать за процессом, протекающим на катоде. Обратит внимание на то, что в начале опыта на катоде выделяются пузырьки водорода, затем по мере окрашивания раствора в голубой цвет скорость выделения водорода уменьшается и одновременно катод начинает покрываться слоем меди.

Составить схему электролиза. Дать объяснение наблюдаемым явлениям на основании уравнений окислительно-восстановительных процессов, протекающих на электродах.

**Опыт 3.** Никелирование медной пластинки.

**Реактивы:** пластинки меди и цинка (размер 4×1 см) с прикрепленной медной проволокой, 20% раствор гидроксида калия, 4н раствор серной кислоты, дистиллированная вода, 50г кристаллического гептагидрата сульфата никеля, 25г кристаллического хлорида натрия.

**Посуда и оборудование:** источник постоянного тока, проводники с клеммами, наждачная бумага, стакан емкостью 50 мл, промывалка, фильтровальная бумага, мерная колба емкостью 1 л, бюкс размерами 4×3 см, пинцет.

*а) подготовка предметов к покрытию их металлами.*

*Механическая обработка.* Тонкую пластинку меди (длиной 3-4 см, шириной 1 см) с прикрепленной к одному концу медной проволокой тщательно очистить наждачной бумагой.

*Обезжиривание.* Очищенную пластинку опустить на 1-2 мин в стаканчик с 15-20% раствором щелочи, после чего промыть ее водой из промывалки, держа за конец, к которому прикреплен провод. Не касаться руками пластинки, так как жир, оставшийся на поверхности даже в ничтожных количествах, мешает металлу пристать к предмету.

*Травление.* Обезжиренную пластинку опустить на 1-2 минуты в 4н раствор серной кислоты с целью освободить поверхность металла от оксидов. Снова обмыть пластинку водой из промывалки и положить на кусочек фильтровальной бумаги.

*б) приготовление раствора электролита никелирования*

Приготовить электролит, растворив 50 г сульфата никеля и 25 г хлорида аммония в 1 л воды. Хлорид аммония добавляют для создания в электролитной ванне определенной кислотности (рН). Недостаток кислотности делает осадок темным, матовым и непрочным. При избытке кислотности на катоде наблюдается бурное выделение водорода, который, задерживаясь между кристалликами осевшего никеля, делает осадок непрочным и отслаивающимся.

*в) получение покрытия.*



В маленький бюкс (диаметром 4 см и высотой 3 см) налить на 1/2 его объема раствор электролита для никелирования и опустить в него никелевую и медную (обезжиренную и протравленную) пластинки. Соединить последние так, чтобы медная пластинка была катодом, а никелевая – анодом. Через несколько минут наблюдать покрытие никелем той части медной пластинки, которая была погружена в раствор электролита. Написать уравнения катодного и анодного процессов. Описать работу и объяснить наблюдаемые явления.

### **Лабораторная работа № 19. Определение окислительно-восстановительного потенциала и водородного показателя химического и биологического объектов**

**Реактивы:** почва, глина, клеточный сок растения, хингидрон, 1 н раствор хлорида калия; стандартный раствор, состоящий из  $K_4[Fe(CN)_6]$  и  $K_3[Fe(CN)_6]$  (3,8 г и 13,5 г на 1 л воды).

**Посуда и оборудование:** иономер, платиновый и хлоридсеребряный электроды, 6 стаканов емкостью 50 мл, стеклянные палочки, ступка с пестиком, 4 конические колбы, 4 воронки, фильтры.

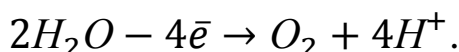
Плодородие почв определяется прежде всего химическим составом, а именно содержанием азота, фосфора, железа, марганца и других элементов. Степень окисления элементов определяет окислительно-восстановительный (редокс) потенциал почвы. Водородный показатель также играет важную роль при оценке качества почвы, так как при высоких значениях рН ионы металлов могут находиться в виде нерас-

творимых соединений, например, в виде гидроксидов, которые не усваиваются растениями.

Величина редокс-потенциала характеризует окислительно-восстановительные процессы, протекающие в растениях и почве. Редокс-потенциал почв находится в диапазоне от  $-200$  до  $+700$  мВ. Пойменные, торфянистые почвы имеют низкий потенциал от  $-200$  до  $+300$  мВ, так как из-за воды затруднён доступ кислорода воздуха. В рыхлых аэрированных (обогащенных кислородом) почвах редокс-потенциал от  $+400$  до  $+700$  мВ.

Для жизни растений благоприятны окислительно-восстановительные потенциалы от  $+200$  до  $+700$  мВ. При снижении редокс-потенциала ниже  $+200$  мВ в почвах развиваются процессы гниения, начинается переход марганца и железа в токсичные для растений закисные формы, переход нитратов в нитриты, свободный азот и другие процессы.

Так как биохимические процессы всегда протекают при участии воды, то основная окислительно-восстановительная реакция имеет вид:



Уравнение Нернста для этого процесса при 298 К:

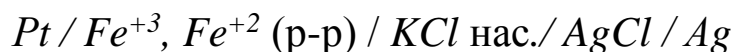
$$e = e_{O_2/2O^{-2}}^0 + \frac{0,059}{4} \cdot \lg \frac{[O_2] \cdot [H^+]^4}{[H_2O]^2},$$

где,  $e_{O_2/2O^{-2}}^0 = 820$  мВ при рН=7.

Таким образом, повышению потенциала почвы способствует не только внесение минеральных удобрений, но и осушение почвы, а также вспашка, при которой происходит аэрация.

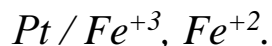
### **Порядок выполнения работы**

1. Собрать схему для измерения ЭДС цепи:



Сделайте рисунок и подпишите рабочий и вспомогательный электроды. Запишите выражение для расчета ЭДС этой цепи.

2. Записать уравнение Нернста для системы:



3. Определить поправку к иономеру. Измерить ЭДС стандартного раствора ( $E_{оп}$ ), состоящего из  $K_4[Fe(CN)_6]$  и  $K_3[Fe(CN)_6]$ , расчетное значение ЭДС ( $E_{расч}$ ) этого раствора должно быть  $0,278 \pm 0,01$  В. В случае отклонения от заданной величины ввести поправку к показаниям прибора.

$$\Delta = E_{расч} - E_{оп}.$$

4. Приготовить объекты для исследования:

а) *клеточный сок растений*: растереть в фарфоровой ступке фарфоровым пестиком 2-3 мелкоизмельченных листа какого-либо растения, в полученную массу добавить 25-30 мл дистиллированной воды, перемешать.

б) *водная вытяжка почвы и глины*: к 2-3 г объекта добавить 25-30 мл дистиллированной воды, перемешать.

в) *солевая вытяжка почвы*: к 2-3 г почвы прибавить 25-30 мл 1 н  $KCl$ , перемешать.

Приготовленные суспензии через 10 минут отфильтровать и перенести фильтрат в пронумерованные стаканы емкостью 50 мл.

5. Измерить ЭДС ( $E$ , В) исследуемых объектов, с помощью цепи, состоящей из платинового и хлоридсеребряного электродов, учесть погрешность прибора. При смене растворов прибор не выключать, электроды промыть дистиллированной водой и обсушить фильтровальной бумагой. Рассчитать окислительно-восстановительные потенциалы исследуемых объектов ( $e_{объекта}$ ) учитывая, что

$$E = e_{объекта} - e_{хс},$$

где  $e_{xc}$  – потенциал насыщенного хлоридсеребряного электрода 0,21В (при  $T = 298K$ ).

6. Измерить ЭДС исследуемых объектов, с помощью цепи, состоящей из хингидронного и хлоридсеребряного электродов, учесть погрешность прибора. При измерении электроды на приборе не менять, а в каждый исследуемый раствор добавить 1 микрошпатель хингидрона и провести измерение.

Составить схему хингидронно-хлоридсеребряной цепи. Записать вывод формулы для расчета рН (5), исходя из уравнения Нернста для хингидронного электрода и ЭДС этой цепи.

Рассчитать рН каждого исследуемого объекта по формуле (5):

$$pH = \frac{e_{xг}^0 - e_{xc} - E_{xг}}{0,059},$$

где  $e_{xг}^0$  – стандартный потенциал хингидронного электрода 0,699В (при  $T = 298K$ )

$e_{xc}$  – потенциал хлоридсеребряного электрода ;

$E_{xг}$  – ЭДС, измеренная с помощью хингидронного электрода.

7. Результаты исследований представить в виде таблицы.

#### Результаты эксперимента

Исследуемый объект	Е, В	е объекта, В	Е <sub>хг</sub> , В	рН
1. Клеточный сок				
2. Водная вытяжка почвы				
3. Водная вытяжка глины				
4. Солевая вытяжка почвы				

8. Сделать вывод о плодородии почвы и глины. Сравнить значение рН исследуемых объектов. Объяснить, почему

солевая вытяжка почвы имеет большую кислотность, чем водная.

9. По найденному значению рН клеточного сока оценить, в каком соотношении находятся компоненты фосфатного буферного раствора в растении ( $NaH_2PO_4$  и  $Na_2HPO_4$ ).

10. По найденному значению рН водных вытяжек почвы и глины оценить, в каком соотношении находятся компоненты карбонатного буферного раствора в исследуемых объектах ( $H_2CO_3$  и  $KHCO_3$ ).

## Семинар

### Химическая термодинамика

#### *Вопросы для семинара*

1. Первый закон термодинамики – формулировки и аналитическое выражение. Внутренняя энергия системы. Внутренняя энергия как функция состояния. Работа расширения идеального газа в основных термодинамических процессах. Энтальпия. Термохимия. Тепловые эффекты химических процессов. Теплоты образования и сгорания веществ. Теплота растворения. Закон Гесса и его следствия.

2. Науку о взаимных превращениях различных видов энергии друг в друга называют *термодинамикой*. Любые процессы, происходящие в системе, сопровождаются изменением внутренней энергии реагирующих веществ ( $\Delta U$ ). Если внутренняя энергия уменьшается ( $\Delta U < 0$ ), то реакция протекает с выделением энергии (экзотермические реакции). Если внутренняя энергия увеличивается ( $\Delta U > 0$ ), то процесс сопровождается поглощением энергии из внешней среды (эндотермические реакции).

Изменения внутренней энергии определяется уравнением.

$$\Delta U = Q \cdot A,$$

где  $Q$  - количество теплоты;  $A$  - работа, совершенная системой.

Если реакция протекает при постоянном объеме ( $\Delta V = 0$ ), то работа расширения системы  $A = p\Delta V$ . Если при этом не совершаются и другие виды работы, то  $\Delta U = Q$ , где  $Q$  – тепловой эффект реакции, (т.е. количество поглощенной системой теплоты) протекающей при постоянном объеме.

Если реакции идут с изменением объема, но при постоянном давлении, то в этом случае пользуется не внутренней энергией ( $Q$ ), а энтальпией  $H$ , которая определяется соотношением

$$H = U + p\Delta V \text{ или } \Delta H = \Delta U + p\Delta V,$$

т.е. изменение энтальпии равно сумме изменения внутренней энергии ( $\Delta U$ ) и совершенной системой работы ( $p\Delta V$ ).

Энтальпия есть функция состояния системы. Ее изменение определяется только начальными и конечными состояниями системы и не зависит от пути перехода.

Термохимические расчеты основаны на законе Гесса:

*Тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода.*

Следствие из закона Гесса:

*Изменение энтальпии химической реакции ( $\Delta H_{\text{хр}}$ ) равно сумме теплот образования  $\Delta H$  образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.*

$$\Delta H_{\text{хр}} = \sum f\Delta H(\text{прод}) - \sum f\Delta H(\text{исх})$$

Самопроизвольно могут протекать реакции, сопровождающиеся не только выделением, но и поглощением теплоты.

Система с одной стороны стремится к упорядочению (агрегации), к уменьшению энтальпии, с другой – к беспорядку.

рядку (деагрегации). Первая тенденция растет с понижением, а вторая с повышением температуры. Тенденцию к беспорядку характеризует величина энтропия (S).

Она отражает движение частиц вещества и является мерой неупорядоченности системы. Она возрастает при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа и т.п. Процессы, связанные с упорядочением системы: конденсация, кристаллизация, сжигание и т.п. – ведут к уменьшению энтропии.

Энтропия является функцией состояния, т.е. ее изменение  $\Delta S$  зависит только от начального и конечного состояния и не зависит от пути перехода.

По закону Гесса и следствию из него:

$$\Delta S_{298} = \sum f \Delta S (\text{продук.}) - \sum f \Delta S (\text{исход})$$

Так как энтропия изменяется с повышением температуры, то можно считать, что мера беспорядка  $T\Delta S$ . Энтропия выражается в Дж/мольК, движущая сила процесса складывается из двух стремлений - к упорядоченности (H) и стремлению к беспорядку (S).

Движущая сила процесса называется изобарно-изотермическим потенциалом (энергией Гиббса)  $\Delta G$ .

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Мерой химического сродства является убыль энергии Гиббса ( $\Delta G$ ), которая зависит от природы вещества, его количества, и от температуры энергия Гиббса – это функция состояния

$$\Delta G_{x.p.} = \sum f \Delta G_{298}^0(\text{прод}) - \sum f \Delta G_{298}^0(\text{исх})$$

Самопроизвольно идут процессы в сторону уменьшения энергии Гиббса ( $\Delta G < 0$ ) т.е. если  $\Delta G < 0$ , то процесс практически осуществим, если  $\Delta G > 0$ , то процесс самопроизвольно протекать не может.

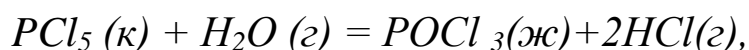
### **Пример 1.**

При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора с парами воды образуется жидкий  $POCl_3$  и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением теплоты 111,4 кДж. Напишите термохимическое уравнение этой реакции

#### **Решение:**

Уравнения реакций, в которых около символов химических соединений указывается их агрегатное состояние, а также численное значение тепловых эффектов, называют термохимическими.

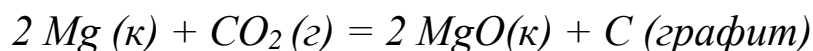
Если в результате реакции выделяется теплота, то  $\Delta H < 0$ , если поглощается, то  $\Delta H > 0$ , тогда термохимическое уравнение:



$$\Delta H_{р} = - 111,4 \text{ кДж/моль}$$

### **Пример 2.**

Пользуясь данными таблицы стандартных энтальпий образования, вычислите  $\Delta H_{р}$  реакции



#### **Решение**

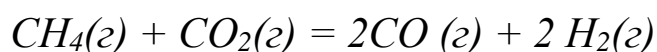
По данным таблицы:  $\Delta H_{обр.} (CO_2(г)) = - 393,5 \text{ к Дж/моль}$ ,  $\Delta H_{298}^0 MgO (к) = - 601,8 \text{ к Дж/моль}$ , стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю. Отсюда, по следствию из закона Гесса, находим:

$$\Delta H_{р} = \sum f \Delta H_{298}^0 \text{ прод} - \sum f \Delta H_{298}^0 \text{ исх.}$$

$$\Delta H_{р} = 2\Delta H_{298}^0 MgO - \Delta H_{298}^0 CO_2 = - 601,8 + 393,5 = - 810,1 \text{ к Дж}$$

### **Пример 3.**

Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:





**Решение:**

Вычислим  $\Delta G$  прямой реакции

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G_{298}^0 (\text{прод}) - \sum \Delta G_{298}^0 (\text{исх}).$$

$$\Delta G_{298} = 2 \cdot (-137,27 + 210) - (-50,79 - 394,38) = +170,63 \text{ кДж},$$

т.к.  $\Delta G_{298} > 0$  – процесс самопроизвольно протекать не может при 298К.

**Пример 4.**

На основании данных таблицы вычислите  $\Delta H_{298}^0$ ,  $\Delta S_{298}^0$  и  $\Delta G_{298}^0$  реакции, протекающей по уравнению  $Fe_2O_3(\kappa) + 3C = 2Fe + 3CO(\zeta)$  Возможна ли реакция восстановления  $Fe_2O_3$  при температуре 500 и 1000 К.

**Решение:**

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = [3(-110,52) + 2,0] - [-822,10 + 3,0] = -331,56 - 882,0 = +490,54 \text{ кДж}$$

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = (2 \times 27,2 + 3 \times 197,91) - (89,96 + 3 \times 5,69) = 541,1 \text{ Дж/К.}$$

Энергия Гиббса при 500 К

$$\Delta G = 490,54 \text{ кДж} - 500 \times 541,1 / 1000 = +219,99 \text{ кДж}$$

$\Delta G > 0$  - процесс невозможен.

энергия Гиббса при 1000 К

$$\Delta G = 490,54 - 1000 \times 541,1 / 1000 = -50,56 \text{ кДж};$$

$\Delta G < 0$  - процесс возможен.

**Задачи для самостоятельного решения**

1. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования сульфида железа (1 моль).

2. Рассчитайте количество теплоты, выделяющейся при взрыве 8,4 л гремучего газа, взятого при нормальных условиях.

3. Определите стандартную энтальпию ( $\Delta H_{298}$ ) образования  $PH_3$  исходя из уравнения:  $2 PH_3(\Gamma) + 4 O_2(\Gamma) = P_2 O_5(\kappa) + 3 H_2 O(\text{ж})$ ,  $\Delta H = -2360 \text{ кДж}$ .

4. Исходя из теплового эффекта реакции:  $3\text{CaO}(\text{к}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к})$   $\Delta H^\circ = -739 \text{ к Дж}$ , определите  $\Delta H_{298}$  образования ортофосфата кальция.

5. Исходя из уравнения реакции:  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$   $\Delta H_{\text{кр}} = -726,5 \text{ к Дж}$ , вычислите  $\Delta H_{\text{обр}}$  метилового спирта.

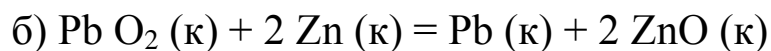
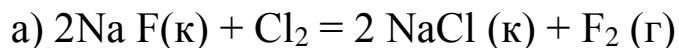
6. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероводород  $\text{CS}_2(\text{г})$ . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

7. При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) углем (с образованием CO) поглощается 8,24 к Дж. Определите  $\Delta H_{298}$  образование  $\text{CuO}$ .

8. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.

9. Газообразный этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  можно получить при взаимодействии этилена  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$  и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

10. Вычислить  $\Delta G_{298}$  для следующих реакций



Возможны ли эти реакции при стандартных условиях.

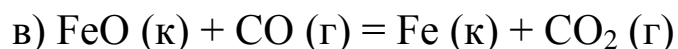
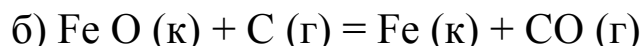
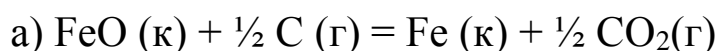
11. Пользуясь справочными данными показать, что в стандартных условиях  $25^\circ\text{C}$  ( $298 \text{ К}$ ) реакция  $\text{Cu}(\text{к}) + \text{ZnO}(\text{к}) = \text{CuO}(\text{к}) + \text{Zn}(\text{к})$  невозможна.

12. Вычислите  $\Delta G$  для реакции:



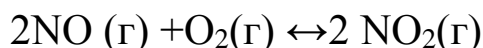
при 25, 500 и 1500 С. При какой температуре реакция протекает самопроизвольно?

13. Вычислите значения  $\Delta G_{298}$  следующих реакций:

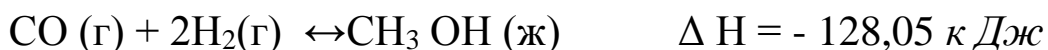


Протекание какой из этих реакций наиболее вероятно.

14. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе



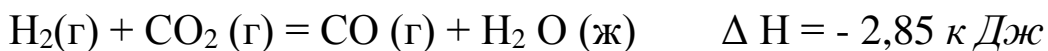
15. При какой температуре наступит равновесие системы:



16. Уменьшится или увеличится энтропия при переходах

а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите  $\Delta S$  для каждого превращения.

17. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



Вычислите  $\Delta G$  реакции.

### Контрольные вопросы

1. Какое основное отличие металлов от неметаллов с точки зрения строения их атомов?

2. Что такое стандартный потенциал металлов? Как его определяют?

3. Что называется гальваническим элементом? Какие реакции протекают при его работе?

4. На чем основано построение ряда напряжений металлов?

5. Указать важнейшие области практического применения электролиза.

6. Привести уравнения электрохимических реакций, протекающих при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора.

7. Что такое оксидная пленка? Пассивирование?

8. Укажите анодный и катодный процессы при микрогальванокоррозии железа.

9. Укажите важнейшие способы борьбы с коррозией металлов. Что такое протекторная защита?

## ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

1. Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы и энергии. Вклад М.В.Ломоносова в развитие материалистических представлений. Закон эквивалентов. Закон постоянства состава химических соединений. Закон кратных соотношений как проявление закона перехода количество в качество. Закон Авогадро. Моль как мера количества вещества. Молярная масса.

2. Строение атома и периодический закон Д.И.Менделеева. Ключевая роль строения атома в химии. Периодическая система Менделеева – основной закон химии. Атомное ядро. Электронная оболочка атома. Размеры ядра, электронов и атома. Модели атома и постулаты Бора. Принципы квантовой теории атома. Понятия частицы и волны, характеристики их движения. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Квантовые числа. Энергетические уровни. Физический смысл этих понятий. Энергетические уровни и подуровни атома, их квантовые числа. Атомные орбитали, конфигурация электронных орбиталей и их расположение в пространстве. Емкость подуровней и уровней по электронам. Принципы заполнения орбиталей электронами в реальных атомах. Принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда. Электронные и электронно-структурные формулы элементов. Правило Клечковского. Определение понятия периода и группы. Структура периодической системы Д.И.Менделеева.

3. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Группы, периоды и семейства s-, p-, d-, f-элементов. Металлы и неметаллы в периодической системе.

4. Современная формулировка периодического закона. Основные физические и химические свойства элементов и закономерности их изменения в периодической системе: потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, возможные и типичные состояния окисления, атомные и ионные радиусы, окислительно-восстановительные свойства элементов, преобладание металлических и неметаллических свойств элементов. Элементы А и В-подгрупп. Объединение подгрупп в группы. Общенаучное и философское значение периодического закона как инструмента систематизации химической

информации, средства ее интерпретации и предсказания свойств соединений. Предсказание свойств элементов Д.И.Менделеевым. Синтез новых элементов и предсказание их свойств. Научный подвиг Д.И.Менделеева.

5. Химическая связь и строение атома. Основные количественные характеристики химической связи. Энергия и длина связи. Энергия образования и диссоциации двухатомных молекул на атомы. Средняя энергия связи. Одинарная, двойная, тройная связь. Закономерности изменения свойств связи в периодической системе. Типы химической связи: ионная, ковалентная, металлическая. Полярность связи и свойства соединений: дипольный момент связи и молекулы, их влияние на агрегатное состояние вещества и его свойства. Ионная связь. Кристаллические вещества с ионной решеткой. Энергия образования ионной решетки и ионные радиусы, закономерности изменения этих свойств по группам и периодам. Способность веществ к диссоциации на ионы как следствие ионности связи.

6. Ковалентная связь. Молекула  $H_2$  как пример чисто ковалентного соединения. Причины образования ковалентной связи: уменьшение энергии системы, возникновение сосредоточенности электронной плотности в межъядерном пространстве, перекрывание орбиталей электронов с антипараллельными спинами. Метод валентных связей. Степень перекрывания атомных орбиталей как мера прочности связи.  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи, соответствующие им способы перекрывания атомных орбиталей. Причины различия прочности одинарных и кратных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрии молекул. Основные типы гибридизации s-, p- и d-орбиталей и основные типы геометрических конфигураций молекул. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Основные понятия и положения метода молекулярных орбиталей. Металлическая связь. Водородная связь, ее природа и особенности, ее роль в молекулярной биологии.

7. Основные законы химических превращений. Важнейшие понятия химической кинетики. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее (природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы). Основной закон химической кинетики –

кинетический закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Прямая и обратная реакции. Состояние динамического равновесия реакции. Равновесные концентрации реагентов и продуктов. Константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации, температуры, давления.

8. Растворы. Растворы сильных электролитов, их электропроводность. Относительность понятия сильных электролитов. Типы сильных электролитов: кислоты, основания, соли, комплексные соединения. Гидратация ионов. Кристаллогидраты, особенности их состава и поведения. Произведение растворимости для малорастворимых сильных электролитов. Растворы слабых электролитов Типы слабых электролитов. Слабые кислоты и основания, комплексные соединения. Константа диссоциации слабого электролита, степень диссоциации и ее зависимость от концентрации. Ступенчатые константы диссоциации многоосновных кислот, оснований и комплексных соединений. Амфотерные электролиты.

9. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды. Водородный показатель, рН и рОН. Способы измерения рН. Понятие о буферных растворах.

10. Реакции гидролиза солей, образуемых слабыми и сильными кислотами и основаниями. рН растворов гидролизующихся солей.

11. Комплексные соединения. Значение комплексных соединений для химии и биохимии. Распространенность комплексных соединений. Роль хлорофилла, гемоглобина, ферментов как комплексных соединений в работе клетки и организмов. Координационная теория Вернера. Особенности комплексных соединений как соединений высшего порядка и методы их получения. Внутренняя и внешняя координационные сферы комплексов. Структура внешней координационной сферы. Центральный атом – комплексообразователь, лиганды, донорный атом лиганда координационное число, заряд комплексного иона. Номенклатура комплексных соединений. Комплексные соединения в растворах. Ступенчатая диссоциация комплексов в растворах. Константы устойчивости комплексов: ступенчатые и общие.

12. Реакции окисления-восстановления. Значение реакций окисления-восстановления в химии и биологии. Степень окисления элемента в соединении и правила ее нахождения. Окислительно-восстановительные реакции как процессы переноса электронов и изменения степеней окисления элементов. Правила нахождения стехиометрических коэффициентов окислительно-восстановительных реакций.

13. Электрохимические процессы. Реакции окисления и восстановления на электродах. Гальванические элементы и их электродвижущая сила. Гомогенные реакции окисления-восстановления и их представление как суммы двух полуреакций. Направление реакций окисления-восстановления и уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений гальванических элементов. Элементы-окислители и элементы-восстановители.

14. Металлы. Роль металлов как основных конструктивных материалов. Общая характеристика металлов, их физические свойства. Внутреннее строение металлов. Объяснение физических свойств металлов в свете представлений об их внутренней структуре. Отличия полупроводников от металлов и диэлектриков. Химические свойства металлов. Понятие о способах получения металлов из руд. Коррозия металлов, ее основные виды. Методы защиты металлов от коррозии как важная народнохозяйственная задача.

15. Элементы 1-А группы (щелочные металлы). Роль натрия и калия в биохимии растений и животных. Роль калия и натрия в почвах. Атомных характеристики щелочных металлов, их распространенности и важнейшие физические свойства. Преобладание ионного характера связей в их соединениях. Способы получения щелочных металлов. Реакции с типичными элементами. Восстановительные свойства щелочных металлов. Солеобразные твердые соединения; галиды, оксиды, нитриды, гидроксиды, сульфиды. Химия водных растворов. Гидратационные сферы катионов, энергия их образования. Водорастворимые соединения: гидроксиды, галиды, нитраты, сульфаты, карбонаты и фосфаты. Калийные удобрения. Основные их виды.

16. Элементы II-А групп (щелочноземельные металлы). Магний и кальций как почвообразующие и биологически активные элементы.



Атомные характеристики элементов группы, их распространенность и физические свойства. Характер связей в соединениях. Способы получения, реакции с типичными элементами, восстановительные свойства. Классы солеобразных твердых соединений: гидриды, галиды, оксиды, гидроксиды, сульфиды, нитриды, карбиды. Ионы щелочноземельных металлов в водном растворе, их гидратация и энергия гидратации. Растворимость гидроксидов, галидов, нитратов, карбонатов сульфатов, фосфатов. Кристаллогидраты. Временная и постоянная жесткость воды. Способ умягчения воды. Особенности химии бериллия, стронция и бария.

17. Химия р-элементов. Элементы III-A группы. Бор как микроэлемент, алюминий как почвообразующий элемент. Металлический алюминий как важнейший конструкционный материал. Атомные характеристики элементов группы, их распространенность, физические свойства элементарных состояний. Реакции бора и алюминия с типичными элементами. Бинарные соединения бора и алюминия: гидриды, галиды, оксиды, нитриды и карбиды, их строение и химические свойства. Химия водных растворов. Борная кислота, ее строение и производных. Комплексные соединения бора. Аквакомплекс алюминия и водорастворимые соединения алюминия, комплексные соединения алюминия, алюминиевые квасцы. Амфотерность гидроксида алюминия. Алюмосиликаты.

18. Элементы IV-A группы. Углерод как важнейший биогенный элемент. Круговорот углерода в природе Роль углекислого газа в питании и дыхании растений. Парниковый эффект углекислого газа. Кремний как почвообразующий элемент. Роль силикатов как строительных материалов Атомные характеристики элементов группы, их распространенность, физические свойства элементарных состояний, аллотропия углерода. Типичные состояния окисления и геометрические конфигурации в соединениях, характер связи. Химия углерода. Гидриды и галиды углерода. Способность углерода к образованию цепей. Оксид углерода (II), его восстановительная способность и способность к координации. Оксид углерода (IV), угольная кислота, ее диссоциация в растворах, карбонаты, их растворимость. Синильная кислота, цианиды.

19. Химия кремния. Гидриды и галиды кремния. Оксиды кремния, кремниевые кислоты. Кремнефтористоводородная кислота и ее соли. Силикаты. Особенности химии олова и свинца.

20. Элементы V-A группы. Значение азота и фосфора как биогенных элементов. Круговорот азота в природе. Значение аминокислот, белков, нуклеиновых кислот и ферментов. Роль фосфора в энергетике клетки. Дефицит азота и фосфора в почвах. Атомные характеристики элементов группы, их распространенность, физические свойства. Характер связей, состояние окисления и геометрические конфигурации в соединениях. Химия азота. Реакции азота с типичными элементами. Аммиак, физические свойства его молекулы, его синтез, физические и химические свойства. Соли аммония, их растворимость, гидроксид аммония. Мочевина. Оксид азота. Их структура, физические и химические свойства. Азотная кислота, ее строение, ее синтез, ее окислительно-восстановительные свойства. Азотистая кислота, ее водные растворы, нитриты. Азотные удобрения – аммиак, соли аммония, нитраты, цианамид кальция.

21. Химия фосфора. Аллотропия фосфора. Реакции фосфора с аллотропическими элементами, фосфин, соли фосфония, галогениды фосфора. Оксиды фосфора. Кислородные кислоты фосфора, полифосфорные кислоты, фосфаты, полифосфаты и метафосфаты, их строение и химические свойства. Фосфорные удобрения, их получение, разновидности и свойства. Особенности химии сурьмы, мышьяка и висмута.

22. Элементы VI-A группы. Значение кислорода в энергетике жизни. Круговорот кислорода в природе. Роль кислорода как основного элемента земной коры. Защитное действие озонового слоя атмосферы. Атомные характеристики элементов группы, их распространенность, физические свойства и аллотропия элементарных состояний. Характер связей, типичные состояния окисления и геометрия молекул.

23. Химия кислорода. Взаимодействие с типичными элементами. Классы оксидов, гидроксидов, кислородных кислот. Пероксид водорода, его кислотные и окислительно-восстановительные свойства.

24. Химия серы. Гидрид серы, сульфиды, полисульфиды. Оксид серы (IV), сернистая кислота в водных растворах, сульфиты. Оксид

серы (VI), серная кислота, ее получение, ее свойства и растворы, сульфаты. Серная кислота в производстве удобрений Тиосерные, пероксо-серные кислоты и их соли. Особенности химии селена и теллура.

25. Элементы VII-A группы (галогиды). Роль галогидов в биохимии. Засоленность почв. Атомные характеристики элементов группы, их распространенность, физические свойства элементарных галогидов. Характер связей, типичные состояния окисления и геометрия молекул. Химия фтора. Взаимодействие фтора с типичными элементами, окислительные особенности фтора и хлора. Ковалентные и ионные фториды. Фтороводород, его поведение в растворах.

26. Химия хлора Взаимодействие хлора с типичными элементами. Типы хлоридов Хлороводород, соляная кислота. Оксиды и кислородные кислоты, их сила и окислительно-восстановительные свойства, их соли. Особенности химии брома и йода. Окислительно-восстановительное поведение йода. Йод как микроэлемент.

27. Химия элементов d- элементов (переходные металлы). Роль комплексов переходных металлов в биохимии. Ферментативно-каталитические реакции комплексных соединений – основа жизнедеятельности клетки. Гемоглобин как комплекс. Значение железа, марганца, кобальта, меди, цинка, молибдена и других переходных элементов как микро- и ультрамикроэлементов. Определение переходных металлов как семейства переходных элементов, их положение в периодической таблице.

28. Элементы VI-B группы. Их общая характеристика и химические свойства. Хроматы, дихроматы, их окислительные свойства. Молибден как микроэлемент. Применение металлов VI-B группы в технике.

29. Элементы VII-B группы. Их общая характеристика и химические свойства. Оксиды и гидроксиды марганца. Перманганаты и манганаты. Их окислительные свойства. Марганец как микроэлемент. Применение марганца в технике.

30. Элементы VIII-B группы. Их общая характеристика и химические свойства. Химия железа ионы Fe(II), Fe(III), ферраты, гидроксиды, комплексные соединения и соли Fe(II), Fe(III). Железо – основной

конструкционный материал. Кобальт и никель. Их комплексные соединения и соли. Кобальт как микроэлемент.

31. Элемент I-B группы. Их общая характеристика и химические свойства. Медь (I) и медь (II). Медь как микроэлемент. Медь в пестицидах. Светочувствительность галогенидов серебра и их значение для фотография. Комплексные соединения серебра.

32. Элементы II-B группы. Их общая характеристика и химические свойства. Цинк как микроэлемент. Ртуть содержащие пестициды. Токсичность соединений ртути и кадмия.

## ЗАКЛЮЧЕНИЕ

При изучении курса «Общая химия» студенты должны освоить компетенции, изложенные в Федеральном государственном общеобразовательном стандарте, в том числе научиться работать на лабораторном оборудовании и самостоятельно проводить научно-исследовательские опыты. В пособии представлены приложения, необходимые для расчётов.

При изучении данного курса следует обратить внимание на основные разделы: химия растворов, химия металлов и неметаллов, электрохимия, термодинамические и кинетические процессы.

Для успешного освоения дисциплины необходимо изучить теоретический материал, освоить навыки проведения лабораторных и исследовательских работ, научиться проводить необходимые расчёты. Необходимо знать основные правила безопасной работы в лаборатории. В учебном пособии представлены вопросы для самостоятельной работы и вопросы для экзамена.

## СЛОВАРЬ УПОТРЕБЛЯЕМЫХ ПОНЯТИЙ И ТЕРМИНОВ

**Анод** – электрод, на котором протекает реакция окисления, т.е. отдача электронов.

**Буферный раствор** – раствор, содержащий протолитически равновесную систему способную поддерживать практически постоянное значение рН при разбавлении или добавлении небольших количеств кислоты или щелочи.

**Водородный показатель (рН)** – количественная характеристика кислотности среды, равная отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода в растворе  $pH = - \lg [H^+]$ .

**Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом вещества, сопровождающийся понижением его степени окисления.

**Гальванический элемент** – устройство, в котором в результате протекания на электродах химических окислительно-восстановительных процессов, возникает разность потенциалов.

**Диссоциация электролитическая** – процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве.

**Катод** – электрод, на котором протекает реакция восстановления.

**Концентрация раствора** – величина, измеряемая количеством растворенного вещества в определённом объёме или массе раствора (иногда растворителя).

**Массовая доля вещества X в растворе ( $\omega$ )** – величина, измеряемая отношением массы растворённого вещества к массе раствора.

**Моляльная концентрация вещества X в растворе ( $C_m$ )** – величина, измеряемая отношением количества молей вещества X к массе растворителя.

**Молярная концентрация вещества X в растворе ( $C_M$ )** – величина, измеряемая отношением количества молей вещества X к объёму раствора.

**Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) вещества X в растворе ( $C_H$ )** – величина, измеряемая отношением количества эквивалентов вещества X к объёму раствора.

**Неэлектролиты** – вещества, растворы и расплавы которых не подвергаются диссоциации и не проводят электрический ток.

**Окисление** - процесс отдачи электронов атомом вещества, сопровождающийся повышением степени его окисления.

**Окислительно – восстановительные реакции** – химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов вследствие перераспределения электронов между ними.

**Раствор** – термодинамически устойчивая гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов.

**Растворённое вещество** – компонент раствора, агрегатное состояние которого изменяется при растворении, или находящийся в растворе в минимальном количестве.

**Растворитель** – компонент раствора, агрегатное состояние которого не меняется при растворении, или находящийся в растворе в преобладающем количестве.

**Ряд напряжений** – расположение металлов в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов.

**Степень диссоциации** – отношение количества молекул электролита, распавшихся на ионы к общему количеству молекул.

**Эквивалент вещества** – реальная или условная частица вещества, которая в данной реакции реагирует с одним атомом или ионом водорода или одним электроном.

**Электрод** – полуэлемент, на поверхности которого при контакте с раствором возникает скачок потенциала.

**Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента** – разность потенциалов катода и анода.

**Электродный потенциал** – потенциал, возникающий на границе металл–раствор в результате протекания окислительно-восстановительной реакции на межфазной границе.

**Энергия (E)** – количественная мера интенсивности различных форм перемещения и взаимодействия частиц в системе, включая перемещение системы в целом и её взаимодействие с окружающей средой.

**Энергия Гиббса (G)** – термодинамическая функция состояния системы, учитывающая энергетику и неупорядоченность системы в изобарно-изотермических условиях, является критерием самопроизвольного протекания химических реакций.

**Энтальпия (H)** – термодинамическая функция, характеризующая энергетическое состояние системы в изобарно-изотермических условиях.

**Энтропия (S)** – термодинамическая функция, характеризующая меру неупорядоченности системы, т.е. неоднородности движения и расположения её частиц.



## **СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ**

1. Артемова Э.К. Основы общей и биоорганической химии: учебное пособие / Э. К. Артемова, Е. В. Дмитриев. - М.: КНОРУС, 2011. – 247 с.
2. Гаршин А.П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: учебное пособие / А. П. Гаршин. - Москва: Питер, 2011. – 285 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для бакалавров/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – 19-е изд., перераб. и доп. – М.: Издательство Юрайт, 2013. – 900 с.
4. Борисова Т.Ф. Учебное пособие по общей химии: учебное пособие / Т. Ф. Борисова. - Пермь: Пермская ГСХА, 2011. – 164 с.
5. Британ Е.А. Самостоятельная работа студентов по курсу "Общая химия": учебное пособие / Е. А. Британ, С. А. Киселева. - Пермь: Прокрость, 2015. – 173 с.
6. Истомина В.А. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для бакалавров / В. А. Истомина; рец.: М. И. Дегтев, А. Е. Леснов. - Пермь: ОТ и ДО, 2015. – 163 с.

## **СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ**

1. Криволапова Е.В. Физическая и коллоидная химия: лабораторный практикум / Е.В.Криволапова; Бузулукский гуманитарно-технологич. ин-т (филиал) ОГУ - Бузулук: БГТИ (филиал) ОГУ, 2012. – 111 с.
2. Химия: Методические указания и контрольные задания для студентов-заочников нехимических специальностей: Учебное пособие / Сост. И.Д. Якимова, Н.Н. Яганова. – Пермь: ПГСХА, 2006. 176с.
3. Юнникова Л.П. Физическая и коллоидная химия: учебное пособие. Опорный конспект, вопросы и задания для подготовки к семинарам, варианты домашних заданий / Л.П. Юнникова, Н.Н. Яганова, И.Д. Якимова; М-во с.-х. РФ, ФГБОУ ВПО Пермская ГСХА. – Пермь: Изд-во ФГБОУ ВПО Пермская ГСХА, 2012. - 145 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	V	A			
1	(H)													
2	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne					
3	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar					
4	K	Ca		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe		Ni			
5	Rb	Sr		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru		Pd			
6	Cs	Ba		La*	Hf	Ta	W	Re	Os		Pt			
7	Fr	Ra		Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs		Mt			
формлы оксидов	R <sub>2</sub> O	RO		R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>					
формлы летучих одноородных соединений				RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	RH <sub>2</sub>	RH							
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
АКТИНОИДЫ**	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ																							
	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	
OH <sup>-</sup>		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	?
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	-	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	Н	?	?
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	-	Н	Р	Р
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	-	?	?
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?

“Р” – растворяется (> 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)  
 “М” – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)  
 “Н” – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)  
 “-” – в водной среде разлагается  
 “?” – нет достоверных сведений о существовании соединений

Таблица 3

Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой

Температура, °С	Давление насыщенного пара	
	кПа	мм рт. ст.
0	0,61	4,6
10	1,23	9,2
20	2,33	17,5
30	4,37	32,8
40	7,39	55,4
50	12,5	93,7

Таблица 4

## Криоскопические константы некоторых растворителей

Растворитель	$t_{зам.}, °C$	$K_{кр}$	Растворитель	$t_{зам.}, °C$	$K_{кр.}$
Бензол	5,5	5,1	Нитробензол	5,7	6,9
Вода	0	1,86	Пиридин	-42	4,97
1,4-Диоксан	12	4,7	Серная кислота	10,5	6,17
Камфора	178,4	39,7	<i>n</i> -Толуидин	43	5,2
Муравьиная кислота	8,4	2,77	Уксусная кислота	16,65	3,9
<i>n</i> -Ксилол	13,2	4,3	Фенол	41	7,3
Нафталин	80,1	6,9	Четыреххлористый углерод	-23	2,98
Железо	1530	13,18	Анилин	-6	5,87

Таблица 5

## Эбуллиоскопические константы некоторых растворителей

Растворитель	$t_{кип.}, °C$	$K_{эб}$	Растворитель	$t_{кип.}, °C$	$K_{эб}$
Анилин	184,4	3,69	Уксусная кислота	118,4	3,1
Ацетон	56	1,5	Фенол	181,2	3,60
Бензол	80,2	2,57	Хлороформ	61,2	3,88
Вода	100,0	0,516	Четыреххлористый углерод	76,7	5,3
Метилацетат	57,0	2,06	Пиридин	115,4	2,69
Метиловый спирт	64,7	0,84	Этиловый спирт	78,3	1,11
Нитробензол	210,9	5,27	Этиловый эфир	34,5	2,00

Таблица 6

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов  
в водных растворах при 25 °С

Электролит	Уравнение реакции	$K$	$pK$
Азотистая кислота	$HNO_2 \leftrightarrow H^+ + NO_2^-$	$5,1 \cdot 10^{-4}$	3,29
Вода	$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,74
Гидроксид аммония	$NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Угольная кислота	$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	10,32
Уксусная кислота	$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$	$1,86 \cdot 10^{-5}$	4,73
Фосфорная кислота	$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	2,12
	$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$	12,76
Циановодородная кислота	$HCN \leftrightarrow H^+ + CN^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	9,14

Таблица 7

## Плотности водных растворов солей

<i>Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub></i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,009	3	1,031	5	1,055
2	1,020	4	1,043	6	1,067
<i>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,008	6	1,060	11	1,113
2	1,019	7	1,071	12	1,124
3	1,029	8	1,081	13	1,135
4	1,039	9	1,092		
5	1,050	10	1,102		
<i>KCl</i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,004	10	1,063	20	1,132
2	1,011	12	1,076	22	1,147
4	1,023	14	1,090	24	1,162
6	1,036	16	1,104		
8	1,050	18	1,118		
<i>K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,006	12	1,099	28	1,256
2	1,014	14	1,118	30	1,278
4	1,031	16	1,136	32	1,301
6	1,047	18	1,155	36	1,347
8	1,64	20	1,174	40	1,396
10	1,082	24	1,214		
<i>K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub></i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,005	5	1,033	9	1,062
2	1,012	6	1,040	10	1,070
3	1,019	7	1,048	11	1,077
4	1,026	8	1,055	12	1,085
<i>(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,004	12	1,069	28	1,160
2	1,010	14	1,080	30	1,172
4	1,022	16	1,092	35	1,200
6	1,033	18	1,103	40	1,227
8	1,045	20	1,115	50	1,282
10	1,057	24	1,138		
<i>NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub></i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,002	12	1,048	28	1,118
2	1,006	14	1,056	35	1,151
4	1,014	16	1,065	40	1,175
6	1,023	18	1,074	50	1,225
8	1,031	20	1,082	55	1,252
10	1,039	24	1,100		
<i>Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></i>					
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
2	1,013	10	1,076	18	1,144

<i>Продолжение таблицы 7</i>					
4	1,028	12	1,092	20	1,163
6	1,044	14	1,109	22	1,181
8	1,060	16	1,127	24	1,200
<i>Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
2	1,013	12	1,093	25	1,211
4	1,029	14	1,110	30	1,259
6	1,044	16	1,127	35	1,311
8	1,060	18	1,145	40	1,366
10	1,077	20	1,163	45	1,423
<i>ZnSO<sub>4</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
2	1,019	10	1,107	20	1,232
4	1,040	12	1,130	25	1,304
6	1,062	14	1,155	30	1,378
8	1,084	16	1,180		
<i>Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
1	1,006	10	1,081	20	1,174
2	1,014	12	1,098	24	1,215
4	1,030	14	1,117	28	1,258
6	1,046	16	1,135	30	1,280
8	1,063	18	1,154	32	1,303
<i>CoCl<sub>2</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
1	1,008	8	1,075	16	1,159
2	1,017	10	1,095	18	1,182
4	1,036	12	1,116	20	1,205
6	1,055	14	1,137		
<i>Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
1	1,007	8	1,067	16	1,143
2	1,015	10	1,085	18	1,163
4	1,032	12	1,104	20	1,184
6	1,049	14	1,123	25	1,240
<i>NiCl<sub>2</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
1	1,008	6	1,058	12	1,122
2	1,018	8	1,079	14	1,144
4	1,038	10	1,100	16	1,167
<i>Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
1	1,007	10	1,088	20	1,191
2	1,016	12	1,108	25	1,249
4	1,033	14	1,128	30	1,311
6	1,051	16	1,148	35	1,378
8	1,069	18	1,169		
<i>CuSO<sub>4</sub></i>					
<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>	<i>ω, %</i>	<i>ρ, г/мл</i>
1	1,009	8	1,084	16	1,180
2	1,019	10	1,107	18	1,206
4	1,040	12	1,131		
6	1,062	14	1,155		

Таблица 8

## Электрохимический ряд напряжений металлов

Металл	Электродный процесс	$e^0$ , В *
K	$K \leftrightarrow K^+ + e$	- 2,92
Ba	$Ba \leftrightarrow Ba^{2+} + 2e$	- 2,90
Ca	$Ca \leftrightarrow Ca^{2+} + 2e$	-2,87
Na	$Na \leftrightarrow Na^+ + e$	- 2,71
Mg	$Mg \leftrightarrow Mg^{2+} + 2e$	- 2,37
Be	$Be \leftrightarrow Be^{2+} + 2e$	- 1,85
Ti	$Ti \leftrightarrow Ti^{2+} + 2e$	- 1,75
Al	$Al \leftrightarrow Al^{3+} + 3e$	- 1,66
Tl	$Tl \leftrightarrow Tl^+ + e$	- 1,63
Zr	$Zr \leftrightarrow Zr^{4+} + 4e$	- 1,58
V	$V \leftrightarrow V^{2+} + 2e$	- 1,18
Mn	$Mn \leftrightarrow Mn^{2+} + 2e$	- 1,10
Cr	$Cr \leftrightarrow Cr^{3+} + 3e$	- 0,91
V	$V \leftrightarrow V^{3+} + 3e$	- 0,88
Zn	$Zn \leftrightarrow Zn^{2+} + 2e$	- 0,76
Cr	$Cr \leftrightarrow Cr^{3+} + 3e$	- 0,74
Fe	$Fe \leftrightarrow Fe^{2+} + 2e$	- 0,44
Cd	$Cd \leftrightarrow Cd^{2+} + 2e$	- 0,40
Co	$Co \leftrightarrow Co^{2+} + 2e$	- 0,28
Ni	$Ni \leftrightarrow Ni^{2+} + 2e$	- 0,25
Mo	$Mo \leftrightarrow Mo^{3+} + 3e$	- 0,20
Sn	$Sn \leftrightarrow Sn^{2+} + 2e$	- 0,14
Rb	$Pb \leftrightarrow Pb^{2+} + 2e$	- 0,13
Fe	$Fe \leftrightarrow Fe^{3+} + 3e$	- 0,04
H <sub>2</sub>	$H_2 \leftrightarrow 2H^+ + 2e$	0,00
Bi	$Bi \leftrightarrow Bi^{3+} + 3e$	+ 0,23
Cu	$Cu \leftrightarrow Cu^{2+} + 2e$	+ 0,34
Hg	$2Hg \leftrightarrow [Hg_2^{2+}] + 2e$	+ 0,79
Ag	$Ag \leftrightarrow Ag^+ + e$	+ 0,80
Pd	$Pd \leftrightarrow Pd^{2+} + 2e$	+ 0,82
Pt	$Pt \leftrightarrow Pt^{2+} + 2e$	+ 1,19
Au	$Au \leftrightarrow Au^+ + e$	+ 1,68

\*Стандартные потенциалы некоторых металлов  $e^0$ ; концентрация = 1 г-ион /л, температура 20°C

Таблица 9

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах по отношению к нормальному водородному электроду

Эле- мент	Реакция	E <sup>0</sup> , В	Эле- мент	Реакция	E <sup>0</sup> , В
Ag	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80	B	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,87
	$\text{AgBr} + e = \text{Ag} + \text{Br}^-$	0,55		$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3e = \text{B} + 4\text{OH}^-$	-1,79
	$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22	Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,9
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2e = 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	0,45	Be	$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,85
	$\text{AgI} + e = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,15		$\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,82
	$\text{AgCH}_3\text{COO} + e = \text{Ag} + \text{CH}_3\text{COO}^-$	0,64		$\text{BeO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,91
	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2e = 2\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-}$	0,65	Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}$	0,21
	$\text{Ag}_2\text{CO}_3 + 2e = 2\text{Ag} + \text{CO}_3^{2-}$	0,45	Br	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	1,09
	$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,31		$\text{Br}_3^- + 3e = 3\text{Br}^-$	1,05
	$\text{AgCN} + e = \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0,02		$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,60
	$\text{Ag}_2\text{S} + 2e = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,70		$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,66		$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35		$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31		$\text{BrO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4e = \text{HBrO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{AlF}_6^{3-} + 3e = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07		$\text{BrO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{BrO}^- + 4\text{OH}^-$	0,54
As	$\text{HAsO}_2^- + 3\text{H}^+ + 3e = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,25		$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56		$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
	$\text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{As} + 4\text{OH}^-$	-0,68		$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71		$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3e = \text{AsH}_3$	-0,60	C	$\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{CH}_3\text{OH}$	0,19
	$\text{As} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{AsH}_3 + 3\text{OH}^-$	-1,37		$\text{HCOOH} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HCOH}$	-0,01
Au	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,50		$\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	0,19
	$\text{Au}^{3+} + 2e = \text{Au}^+$	1,41		$\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{CH}_3\text{CHO}$	-0,12
	$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	1,50		$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$\text{AuCl}_4^- + 3e = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	1,00		$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HCOOH}$	-0,20
	$\text{AuBr}_4^- + 3e = \text{Au} + 4\text{Br}^-$	0,87		$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,87	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,74
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,40		$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{CdS} + 2e = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1,17		$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	0,91
Ce	$\text{Ce}^{3+} + 3e = \text{Ce}$	-2,40		$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 2e = \text{Cr} + 2\text{OH}^-$	-1,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	1,36		$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,30
	$2\text{HOCl} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,63		$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3e = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40		$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,20



Продолжение таблицы 9

	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,50		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88		$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,63		$\text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+$	1,19
	$\text{HClO}_3 + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56	Cs	$\text{Cs}^+ + \text{e} = \text{Cs}$	-2,91
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	0,34
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	0,66		$\text{Cu}^+ + \text{e} = \text{Cu}$	0,52
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,33		$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{C}^+$	1,53
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47		$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \text{e} = \text{CuBr}$	0,64
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63		$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{e} = \text{CuCl}$	0,54
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,19		$\text{CuCl} + \text{e} = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	0,14
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36		$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e} = \text{CuI}$	0,86
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39		$\text{CuBr} + \text{e} = \text{Cu} + \text{Br}$	0,03
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38		$\text{CuI} + \text{e} = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,19
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56		$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + \text{e} = \text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + 2\text{NH}_3$	-0,01
Co	$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,84		$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
	$\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}$	0,33		$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,28		$\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,54
	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + \text{e} = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,10		$\text{CuS} + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,70
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17		$\text{Cu}(\text{CN})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	-0,73	F	$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,77	I	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{I}_2 + 6\text{OH}^-$	1,19
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,04		$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,44		$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08
	$\text{FeO}_4^{2-} + 6\text{H}^+ + 3\text{e} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56		$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,26
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56		$\text{IO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{IO}_3^- + 2\text{OH}^-$	-0,68
	$\text{FeS} + 2\text{e} = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,98	K	$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}$	-2,93
	$\text{FeO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{FeO}_2^- + 4\text{OH}^-$	0,90	Li	$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}$	-3,04
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,90	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,37
Ga	$\text{Ga}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ga}$	-0,56	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,19
Ge	$\text{Ge}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ge}$	0		$\text{Mn}^{3+} + \text{e} = \text{Mn}^{2+}$	1,51
H	$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0		$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$2\text{H}^+(10^{-7}\text{M}) + 2\text{e} = \text{H}_2$	-0,41		$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	-0,0
	$\text{H}^+ + \text{e} = \text{H}$	-2,1		$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,26

Продолжение таблицы 9

	$\text{H}_2 + 2\text{e} = 2\text{H}^-$	-2,25		$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{Mn}^{2-}$	0,56
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,85		$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,79		$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$2\text{Hg} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,91		$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
In	$\text{In}^{3+} + 3\text{e} = \text{In}$	-0,33		$\text{Mn}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,1
Ir	$\text{Ir}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ir}$	1,15	N	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
I	$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	0,54		$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
	$\text{I}_3^- + 2\text{e} = 3\text{I}^-$	0,55		$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{NH}_4^+$	0,26
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45		$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,76
	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45		$\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	0,42
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99		$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,90
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49		$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,14		$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,29
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,14		$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,44
O	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07		$2\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	1,24		$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0,86
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23		$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	0,15
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+(10^{-7}\text{M}) + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	0,82		$\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,77
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	0,40		$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{OH}^-$	0,94
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68		$2\text{NO} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
Os	$\text{Os}^{2+} + 2\text{e} = \text{Os}$	0,85		$2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{OH}^-$	0,85
P	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89		$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3$	0,06		$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,10
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,51		$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,80
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50		$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,86
	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + 3\text{OH}^-$	-1,57		$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,13		$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,80		$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,24
	$\text{Pb}^{4+} + 4\text{e} = \text{Pb}$	0,84		$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46		$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68	Na	$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	-2,71
	$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,20	Nb	$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e} = \text{Nb}$	-1,10
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	0,25	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,23

Продолжение таблицы 9

	$\text{PbO}_3^{2-} + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HPbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	1,55		$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} + \text{e} = \text{Ni}(\text{CN})_4^{3-} + \text{CN}^-$	<0,4
Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pd}$	0,987	S	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,476
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	1,2		$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,142
Rh	$\text{Rh}^{3+} + 3\text{e} = \text{Rh}$	0,8		$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,219
Te	$\text{Te} + 2\text{e} = \text{Te}^{2-}$	-1,14		$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0,739		$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	0,29
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ti}$	-1,63		$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{H}^+$	-0,76
	$\text{Ti}^{4+} + \text{e} = \text{Ti}^{3+}$	-0,092		$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
Th	$\text{Th}^{4+} + 4\text{e} = \text{Th}$	-1,9		$2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,22
Tl	$\text{Tl}^+ + \text{e} = \text{Tl}$	-0,336		$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,449
	$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e} = \text{Tl}^+$	1,26		$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
U	$\text{U}^{3+} + 3\text{e} = \text{U}$	-1,798		$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,303
	$\text{U}^{4+} + \text{e} = \text{U}^{3+}$	-0,607	Se	$\text{Se}^{3+} + 3\text{e} = \text{Se}$	-2,08
V	$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,20		$\text{Se} + 2\text{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,924
	$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,26		$\text{Se}^{3+} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,399
	$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34		$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,741
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,96	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,136
Y	$\text{Y}^{3+} + 3\text{e} = \text{Y}$	-2,37		$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	0,154
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,76		$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e} = \text{Sn}$	0,01
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1,25		$\text{HSnO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Sn} + 3\text{OH}^-$	-0,91
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22		$\text{HSnO}_2^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,333
Zr	$\text{Zr}^{4+} + 4\text{e} = \text{Zr}$	-1,53	Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sr}$	-2,89

Таблица 10

## Константы нестойкости комплексных ионов

Формула	$K_{\text{нест}}$	Формула	$K_{\text{нест}}$	Формула	$K_{\text{нест}}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$	$9,31 \cdot 10^8$	$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9,3 \cdot 10^3$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]$	$8 \cdot 10^{22}$	$[\text{CdCl}_6]^{4-}$	$2,6 \cdot 10^2$	$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{21}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_2]$	$2,7 \cdot 10^8$	$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^4$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{42}$
$[\text{Ag}(\text{SO}_4)_2]^{3-}$	0,59	$[\text{CdJ}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^7$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{16}$
$[\text{Ag}(\text{SO}_3)_2]^{3-}$	$4,5 \cdot 10^6$	$[\text{CdJ}_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^6$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{22}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{14}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,75 \cdot 10^6$	$[\text{HgJ}_4]^{2-}$	$1,48 \cdot 10^{30}$
$[\text{AgCl}_2]$	$1,76 \cdot 10^5$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{33}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{22}$
$[\text{AgBr}_2]$	$7,8 \cdot 10^8$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{19}$	$[\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$3,6 \cdot 10^{30}$
$[\text{Ag}(\text{CH}_3\text{COO})_2]$	$2,2 \cdot 10^1$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{64}$	$[\text{Mg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	10,9
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$1,44 \cdot 10^{20}$	$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,5 \cdot 10^3$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,12 \cdot 10^8$
$[\text{AlF}_4]$	$1,8 \cdot 10^{18}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$2,24 \cdot 10^8$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,86 \cdot 10^9$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]$	$5 \cdot 10^{20}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{13}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{14}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_4]$	$1 \cdot 10^{42}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]$	$1 \cdot 10^{24}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{10}$
$[\text{AuCl}_4]$	$5 \cdot 10^{22}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{28}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{17}$
$[\text{AuBr}_2]$	$4 \cdot 10^{13}$	$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^8$	$[\text{Zn}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^2$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,56 \cdot 10^8$	$[\text{CuJ}_2]$	$1,75 \cdot 10^9$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{16}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,3 \cdot 10^6$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{17}$	$[\text{ZnCl}_4]^{2-}$	1
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{19}$	$[\text{Cu}(\text{SO}_3)_2]^{3-}$	$3,1 \cdot 10^9$	$[\text{ZnBr}_4]^{2-}$	50
$[\text{Cd}(\text{SCN})_6]^{4-}$	1,033	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{24}$	$[\text{ZnJ}_4]^{2-}$	220

Таблица 11

Произведение растворимости труднорастворимых в воде веществ  
при 25°C

Вещество	ПР	Вещество	ПР
<i>AgBr</i>	$7,7 \cdot 10^{-13}$	<i>Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub></i>	$2,0 \cdot 10^{-18}$
<i>AgCN</i>	$2,0 \cdot 10^{-12}$	<i>Mg(OH)<sub>2</sub></i>	$5,0 \cdot 10^{-12}$
<i>AgCNS</i>	$1,0 \cdot 10^{-12}$	<i>MgS</i>	$2,0 \cdot 10^{-15}$
<i>AgCl</i>	$1,6 \cdot 10^{-10}$	<i>Mn(OH)<sub>2</sub></i>	$4,0 \cdot 10^{-14}$
<i>Ag<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></i>	$6,2 \cdot 10^{-12}$	<i>MnS</i>	$1,4 \cdot 10^{-15}$
<i>Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></i>	$4,05 \cdot 10^{-12}$	<i>NiCO<sub>3</sub></i>	$1,4 \cdot 10^{-7}$
<i>AgI</i>	$1,0 \cdot 10^{-16}$	<i>Ni(OH)<sub>2</sub></i>	$7,0 \cdot 10^{-14}$
<i>BaCO<sub>3</sub></i>	$8,0 \cdot 10^{-9}$	<i>PbCO<sub>3</sub></i>	$1,5 \cdot 10^{-13}$
<i>BaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub></i>	$1,7 \cdot 10^{-7}$	<i>PbCl<sub>2</sub></i>	$1,7 \cdot 10^{-5}$
<i>BaCrO<sub>4</sub></i>	$2,3 \cdot 10^{-10}$	<i>PbCrO<sub>4</sub></i>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
<i>BaSO<sub>4</sub></i>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	<i>PbI<sub>2</sub></i>	$8,7 \cdot 10^{-9}$
<i>CaCO<sub>3</sub></i>	$4,8 \cdot 10^{-9}$	<i>Pb(OH)<sub>2</sub></i>	$2,0 \cdot 10^{-16}$
<i>CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub></i>	$2,6 \cdot 10^{-9}$	<i>PbS</i>	$1,0 \cdot 10^{-29}$
<i>CaSO<sub>4</sub></i>	$6,1 \cdot 10^{-5}$	<i>PbSO<sub>4</sub></i>	$2,0 \cdot 10^{-16}$
<i>CdS</i>	$1,0 \cdot 10^{-29}$	<i>Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub></i>	$1,0 \cdot 10^{-30}$
<i>Co(OH)<sub>2</sub></i>	$2,0 \cdot 10^{-16}$	<i>H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub></i>	$1,0 \cdot 10^{-10}$
<i>Cu<sub>2</sub>S</i>	$2,5 \cdot 10^{-50}$	<i>SnS</i>	$1,0 \cdot 10^{-28}$
<i>CuS</i>	$4,0 \cdot 10^{-38}$	<i>SrCO<sub>3</sub></i>	$1,0 \cdot 10^{-9}$
<i>FeCO<sub>3</sub></i>	$2,5 \cdot 10^{-11}$	<i>SrC<sub>2</sub>O<sub>4</sub></i>	$5,6 \cdot 10^{-8}$
<i>Fe(OH)<sub>2</sub></i>	$4,8 \cdot 10^{-16}$	<i>SrSO<sub>4</sub></i>	$2,8 \cdot 10^{-7}$
<i>Fe(OH)<sub>3</sub></i>	$4,0 \cdot 10^{-38}$	<i>Zn(OH)<sub>2</sub></i>	$5,0 \cdot 10^{-17}$
<i>FeS</i>	$4,0 \cdot 10^{-19}$	<i>ZnS</i>	$8,0 \cdot 10^{-26}$

Таблица 12

Нормальные электродные потенциалы при 25°C

Электродная реакция	$e^0, B$	Электродная реакция	$e^0, B$
$Li \rightarrow Li^+ + e$	-3,02	$Na \rightarrow Na^+ + e$	-2,71
$Rb \rightarrow Rb^+ + e$	-2,98	$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e$	-2,38
$K \rightarrow K^+ + e$	-2,92	$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e$	-1,66
$Ba \rightarrow Ba^{2+} + 2e$	-2,91	$Mn \rightarrow Mn^{2+} + 2e$	-1,05
$Sr \rightarrow Sr^{2+} + 2e$	-2,89	$Bi \rightarrow Bi^{3+} + 3e$	+0,21
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$	-0,76	$As \rightarrow As^{3+} + 3e$	+0,30
$Cr \rightarrow Cr^{3+} + 3e$	0,74	$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e$	+0,34
$S^{2-} \rightarrow S + 2e$	-0,48	$Cu \rightarrow Cu^+ + e$	+0,52
$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e$	-0,44	$J_2_{тв} + 2e \rightarrow J^{2-}$	+0,54
$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e$	-0,40	$2Hg \rightarrow Hg_2^{2+} + 2e$	+0,92
$Tl \rightarrow Tl^+ + e$	-0,34	$Ag \rightarrow Ag^+ + e$	+0,80
$Co \rightarrow Co^{2+} + 2e$	-0,28	$Pd \rightarrow Pd^{2+} + 2e$	+0,85
$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e$	-0,23	$Hg \rightarrow Hg^{2+} + 2e$	+0,85
$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e$	-0,13	$Br_2 + 2e \rightarrow 2Br^-$	+1,07
$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e$	-0,04	$Pt \rightarrow Pt^{2+} + 2e$	+1,20
$\frac{1}{2} H_2 \rightarrow H^+ + e$	+0,00	$Cl_{2\text{газ}} + 2e \rightarrow 2Cl^-$	+1,36
$Sn \rightarrow Sn^{4+} + 4e$	+0,05	$Au \rightarrow Au^{3+} + 3e$	+1,42
$Sb \rightarrow Sb^{3+} + 3e$	+0,20	$Au \rightarrow Au^+ + e$	+1,70
$Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e$	-2,84	$F_{2\text{газ}} + 2e \rightarrow 2F^-$	+2,85

Таблица 13

Термодинамические константы некоторых веществ\*

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
$Ag_{(к)}$	0	0	42,69
$AgBr_{(к)}$	-99,16	-95,94	107,1
$AgCl_{(к)}$	-126,8	-109,7	110
$AgJ_{(к)}$	-64,2	-66,3	114,2
$AgF_{(к)}$	-202,9	-134,9	83,7
$AgNO_{3(к)}$	-120,7	-32,2	140,9
$Ag_2O_{(к)}$	-30,56	-10,82	121,7
$Ag_2CO_{3(к)}$	-506,1	-437,1	167,4
$Ag_2S_{(к)}$	-33	-41	144
$Al_{(к)}$	0	0	28,31
$AlCl_{3(к)}$	-697,4	-636,8	167,0
$Al_2O_{3(к)}$	-1675,0	-1576,4	50,94
$Al(OH)_{3(к)}$	-1275,7	-1139,72	71,1
$Al_2S_{3(к)}$	-509	-492	96
$Al_2(SO_4)_{3(к)}$	-3434,0	-3091,9	239,2
$As_{(к)}$	0	0	35,1
$As_2O_{3(к)}$	-656,8	-575,0	107,1
$Au_{(к)}$	0	0	47,65
$AuCl_{3(к)}$	-118,4	-48,53	146,4
$Au(OH)_{3(к)}$	-418,4	-289,95	121,3
$AuF_{(к)}$	-74,3	-58,6	96,4
$B_{(к)}$	0	0	5,87
$B_2H_{4(г)}$	31,4	82,8	232,9
$B_2O_{3(к)}$	-1264,0	-1184,0	53,85
$Ba_{(к)}$	0	0	64,9
$BaO_{(к)}$	-556,6	-528,4	70,3
$Ba(OH)_{2(к)}$	-943,0	-854,0	100,0
$BaCO_{3(к)}$	-1202,0	-1138,8	112,1
$BaSO_{4(к)}$	-1458,0	-1347,0	132,0
$Be_{(к)}$	0	0	9,54
$BeCO_{3(к)}$	-981,57	-944,75	199,4
$BeO_{(к)}$	-581,57	-581,6	14,10
$Be(OH)_{2(к)}$	-903,0	-816,0	100,0
$Bi_{(к)}$	0	0	59,6
$BiCl_{3(к)}$	-270,7	-260,2	356,9
$Br_{2(г)}$	30,92	3,14	245,35
$Br_{2(ж)}$	0	0	152
$HBr_{(г)}$	-36,23	-53,22	198,48
$C_{(графит)}$	0	0	5,74
$C_{(алмаз)}$	1,897	2,866	2,38
$C_2H_{2(г)}$	226,75	209,2	200,8

\* Сокращения: к – кристаллический; ж – жидкий; г – газообразный; ам – аморфный.

Продолжение таблицы 13

$C_2H_4(э)$	52,28	68,12	219,4
$C_2H_2(э)$	226,75	209,2	200,8
$C_6H_6(жс)$	49,04	124,50	173,2
$CH_3OH(жс)$	-238,7	-166,31	126,7
$C_2H_5OH(жс)$	-227,;	-174,77	160,7
$CH_3COOH(жс)$	-484,9	-392,46	159,8
$Ca_{(κ)}$	0	0	41,62
$CaC_2(κ)$	-62,7	67,8	70,3
$CaCl_2(κ)$	-785,8	-750,2	113,8
$CaCO_3(κ)$	-1206,0	-1128,8	92,9
$CaF_2(κ)$	-1214,0	-1161,0	68,87
$CaO_{(κ)}$	-635,1	604,2	39,7
$Ca(OH)_2(κ)$	-986,2	-896,76	83,4
$Ca_3(PO_4)_2(κ)$	-4125,0	-3899,5	240,9
$CaSO_4(κ)$	-1424,0	-1320,3	106,7
$CaSiO_3(κ)$	-1579,0	-1495,4	87,45
$Cl_2(э)$	0	0	223,0
$HCl(э)$	-92,3	-95,27	186,7
$HCl(жс)$	-167,5	-131,2	55,2
$HClO(жс)$	-116,4	-80,0	129,7
$Cr_{(κ)}$	0	0	23,76
$CrCl_3(κ)$	-516,0	-446,0	123
$Cr_2O_3(κ)$	-1141,0	-1046,84	81,1
$Cr(OH)_3(ам)$	-976,0	-847,0	95,0
$Cr_2(SO_4)_3(κ)$	-3310,0	-2986,0	288,0
$Cs_{(κ)}$	0	0	84,35
$Cs_2O_{(κ)}$	-317,6	-274,5	123,8
$CsOH_{(κ)}$	-406,5	-355,2	77,8
$Cu_{(κ)}$	0	0	33,3
$CuBr_2(κ)$	141,42	-126,78	142,34
$CuCl_2(κ)$	-205,9	-166,1	113,0
$CuCO_3(κ)$	-594,96	-517,98	87,9
$CuF_2(κ)$	-530,9	-485,3	84,5
$CuJ_2(κ)$	-21,34	-23,85	159,0
$Cu_2O_{(κ)}$	-167,36	-146,36	93,93
$CuO_{(κ)}$	-165,3	-127,1	42,64
$Cu(OH)_2(κ)$	-443,9	-356,9	79,5
$Cu(NO_3)_2(κ)$	-307,11	-114,22	193,3
$Cu_2S_{(κ)}$	-82,01	-86,19	119,24
$CuS_{(κ)}$	-48,5	-48,95	66,5
$CuSO_4(κ)$	-771,1	-661,91	113,3
$Fe_{(κ)}$	0	0	27,15
$FeCl_2(κ)$	-341,0	-302,08	119,66
$FeCO_3(κ)$	-744,75	-637,88	92,9
$FeO_{(κ)}$	-263,68	-244,35	58,79
$Fe_2O_3(κ)$	-821,32	-740,99	89,96
$Fe(OH)_3(κ)$	-824,25	-694,54	96,23

Продолжение таблицы 13

$FeSO_4(\kappa)$	-922,57	-829,69	107,51
$H_2(\varepsilon)$	0	0	131,0
$H_2O(\varepsilon)$	-241,84	-228,8	188,74
$H_2O(\varkappa)$	-285,84	-237,5	69,96
$H_2O_2(\varkappa)$	-187,36	-117,57	105,86
$Hg(\kappa)$	0	0	116,73
$HgCl_2(\kappa)$	-230,85	-210,66	144,35
$Hg_2Cl_2(\kappa)$	-264,85	-210,66	195,81
$J_2(\varepsilon)$	62,24	19,4	260,58
$J_2(\kappa)$	0	0	116,73
$HJ(\varepsilon)$	25,94	1,3	206,33
$HJO(\varkappa)$	-158,9	-98,7	24,32
$K(\kappa)$	0	0	64,35
$KCl(\kappa)$	-437,0	-409,0	82,0
$KNO_2(\kappa)$	-370,28	-393,13	132,993
$KNO_3(\kappa)$	-492,71	-393,71	132,93
$K_2O(\kappa)$	-362,5	-193,3	87,0
$KOH(\kappa)$	-425,93	-374,47	59,41
$KHSO_4(\kappa)$	-1158,1	-1043,49	187,89
$K_2SO_4(\kappa)$	-1433,44	-1316,37	175,73
$Li(\kappa)$	0	0	28,03
$Li_2O(\kappa)$	-595,8	-560,2	37,9
$LiOH(\kappa)$	-487,8	-443,1	42,81
$Mg(\kappa)$	0	0	32,55
$MgCl_2(\kappa)$	-641,0	-592,0	90,0
$MgCO_3(\kappa)$	-1096,21	-1029,3	65,69
$MgO(\kappa)$	-601,24	-569,6	26,94
$Mg(OH)_2(\kappa)$	-924,66	-833,7	63,14
$Mn(\kappa)$	0	0	32,0
$MnO(\kappa)$	-385,0	-363,0	60,0
$Mn(OH)_2(\kappa)$	-702,0	-617,0	82,0
$MnS(\kappa)$	-214,0	-218,0	78,0
$MnSO_4(\kappa)$	-1066,0	-958,0	112,0
$N_2(\varepsilon)$	0	0	191,5
$N_2O(\varepsilon)$	81,55	103,6	220,0
$NO(\varepsilon)$	90,37	86,69	210,62
$NO_2(\varepsilon)$	33,89	51,84	240,45
$N_2O_4(\varepsilon)$	9,37	98,29	304,3
$NH_3(\varepsilon)$	-46,19	-16,64	192,5
$HNO_3(\varkappa)$	-173,0	-79,91	156,16
$NH_4Cl(\kappa)$	-315,39	-343,64	94,56
$NH_4OH(\varkappa)$	-366,69	-263,8	179,9
$Na(\kappa)$	0	0	51,42
$Na_2O(\kappa)$	-430,6	-376,6	71,1
$NaOH(\kappa)$	-426,6	-377,0	64,18
$NaCl(\kappa)$	-410,9	-384,0	72,36
$Na_2CO_3(\kappa)$	-1129,0	-1047,7	136,0

Продолжение таблицы 13

$Na_2SiO_3(к)$	-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	362,0
$PF_3(г)$	-919,0	-897,0	273,0
$PH_3(г)$	5,0	13,0	210,0
$HPO_3(жк)$	-982,4	-902,91	150,6
$H_3PO_4(жк)$	-1271,94	-1147,25	200,83
$P_2O_5(к)$	-1492,0	-1349,0	293,0
$Pb(к)$	0	0	64,9
$PbO(к)$	-217,86	-188,49	67,4
$PbO_2(к)$	-276,6	-313,97	136,4
$PbCl_2(к)$	-359,0	-314,0	136,0
$PbS(к)$	--94,28	-92,68	91,20
$PbSO_4(к)$	-918,1	-811,24	147,28
$Rb(к)$	0	0	76,2
$Rb_2O(к)$	-330,12	-290,79	109,6
$RbOH(к)$	-413,8	-190,79	109,6
$S(к)$	0	0	31,88
$SO_2(г)$	-296,9	-300,37	248,1
$SO_3(г)$	-3995,2	-370,37	256,23
$H_2S(г)$	-20,15	-33,02	205,64
$H_2S(жк)$	-39,33	-27,36	122,2
$H_2SO_4(жк)$	-811,3	-742,0	156,9
$H_2Se(г)$	85,77	71,13	21,3
$Si(к)$	0	0	18,0
$SiO_2(ам)$	-859,3	-803,75	42,09
$Sn(к)$	0	0	52,0
$SnCl_2(к)$	-331,0	-288,0	132,0
$SnO(к)$	-286,0	-257,32	56,74
$SnO_2(к)$	-580,8	-519,65	52,34
$Sn(OH)_2(ам)$	-561,60	-492,0	155,0
$Sr(к)$	0	0	53,0
$SrO(к)$	-590,4	-559,8	54,4
$SrCO_3(к)$	-1221	-1137,48	234,4
$Zn(к)$	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	-871,57	124,6