

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Кузбасский государственный технический университет  
имени Т. Ф. Горбачева»

Кафедра химической технологии неорганических веществ  
и наноматериалов

Составители  
Ю. А. Винидиктова  
Э. С. Татарина

## **ХИМИЯ**

### **Методические материалы**

Рекомендовано учебно-методической комиссией направления подготовки бакалавров 18.03.01 Химическая технология в качестве электронного издания для использования в образовательном процессе

Кемерово 2021

Рецензенты

Ченская В. В. – кандидат химических наук, доцент кафедры химической технологии неорганических веществ и наноматериалов

Пучков С. В. – кандидат химических наук, доцент, зав. кафедрой технологии органических веществ и нефтехимии, председатель учебно-методической комиссии направления подготовки бакалавров 18.03.01 Химическая технология

**Винидиктова Юлия Александровна**

**Татарина Эльза Семеновна**

**Химия** : методические материалы: для обучающихся нехимических специальностей и направлений бакалавриата / сост. Ю. А. Винидиктова, Э. С. Татарина ; Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева. – Кемерово, 2021. – Текст : электронный.

Подготовлено по дисциплине «Химия». При прохождении лабораторного практикума студентами приобретаются навыки самостоятельного проведения химического эксперимента. Эти знания необходимы для решения экологических, сырьевых и энергетических проблем, стоящих перед обществом. Методическое указание может оказать существенную помощь самостоятельной работе студентов, при решении домашних заданий, при выполнении контрольных заданий и при подготовке к итоговой аттестации по указанной учебной дисциплине.

© Кузбасский государственный  
технический университет  
имени Т. Ф. Горбачева, 2021

© Ю. А. Винидиктова, Э. С. Татарина,  
составление, 2021

## **ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

Лабораторные занятия должны помочь студентам усвоить законы и теоретические положения химии, уяснить влияние различных условий на течение химических процессов, ознакомиться со свойствами наиболее важных элементов и их соединений.

Лабораторные работы приносят пользу лишь в том случае, если выполняются сознательно, не механически.

Поэтому перед каждым лабораторным занятием студент должен быть теоретически подготовлен. С целью проверки знаний и готовности студентов к практическим работам в начале занятия проводится их опрос. Для выполнения лабораторных работ студенты объединяются в бригады по два человека; состав бригады сохраняется на все время выполнения практикума.

Если нет специальных указаний преподавателя, опыты должны проводиться в точном соответствии с их описанием в данном руководстве.

По окончании каждого занятия, перед уходом из лаборатории, студент должен привести в порядок свое рабочее место и предъявить преподавателю результаты работы, позволяющие судить о качестве ее выполнения. Окончательное оформление работы в лабораторном журнале можно сделать дома.

### **Лабораторный журнал**

Результаты наблюдений студент должен записать сразу же после каждого опыта в специальную тетрадь (лабораторный журнал).

На обложке лабораторного журнала должна быть записана фамилия студента и номер группы. Запись в журнале начинается с указания номера и названия лабораторной работы, а также даты ее выполнения. Записи должны быть краткими и четкими.

В лабораторном журнале необходимо записать:

- 1) условия, при которых производится опыт;
- 2) наблюдения (образование осадка, изменение цвета раствора или осадка, выделение или поглощение теплоты, газообразование и т. д.);
- 3) уравнения происходящих реакций;
- 4) расчеты и выводы.

В случае работы с прибором следует нарисовать его схему.

### **Итоги выполнения лабораторных работ**

Выполненные лабораторные работы защищаются студентом в сроки, указанные преподавателем. К защите студенты предъявляют полностью оформленный лабораторный журнал.

Защита лабораторных работ проводится в форме беседы. Студенты, защищающие работу должны:

- уметь изложить технику опытов;

- уметь дать теоретическое объяснение результатов опытов;
- предъявить результаты выполненного самостоятельного задания.

Студенты, выполнившие и защитившие все плановые лабораторные работы, получают зачет или допуск на экзамен.

## ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

Изучите каждый пункт правил работы в химической лаборатории и строго соблюдайте их. Это необходимо для обеспечения безопасности вашей работы.

1. Выполняйте лишь те опыты, которые описаны в методических указаниях. Запрещается проводить посторонние опыты. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами, а также с концентрированными кислотами и щелочами проводите в вытяжном шкафу (под тягой).

2. Химические вещества для опытов берите в количествах, указанных в инструкции. Твердые вещества отбирайте с помощью ложечки или стеклянной лопаточкой, а жидкость – пипетками. **Не берите вещества руками.**

3. Правильно обращайтесь со спиртовкой и другими нагревательными приборами. Помните, как зажигать и гасить пламя спиртовки. Экономьте электроэнергию, спирт.

4. При нагревании жидкости направляйте отверстие пробирки в сторону от себя и соседей, так как жидкость может выплеснуться из пробирки. Не нагревайте пробирку выше уровня жидкости – это может вызвать ее растрескивание.

5. Нагревание пробирки, в которой содержится жидкость, или твердое вещество, или то и другое вместе, начинайте со слабого прогревания всей пробирки (2–3 движениями пламени), а затем пламя переместите в то место, где находится вещество. Такой прием уменьшает возможность растрескивания пробирки или выброса жидкости.

6. Не заглядывайте в нагреваемый сосуд, пробирку, так как возможен выброс горячей массы.

7. Не меняйте пипетки с пробками от различных склянок. Не набирайте одной пипеткой растворы различных веществ.

8. Не выливайте излишек реактива из пробирки в склянку, из которой он взят.

9. Не пробуйте вещества на вкус. Помните: многие вещества ядовиты.

11. При определении вещества по запаху не наклоняйтесь над горлом сосуда, не вдыхайте пары и газы полной грудью.

12. Запрещается выливать в раковину растворы кислот и щелочей, отходы соединений серебра, свинца, бария, растворы органических веществ и др. Сливайте их только в специальные банки – сливы.

13. Осторожно обращайтесь с растворами кислот и щелочей: они могут вызвать ожоги, порчу одежды. В случае попадания капель этих растворов на

стол, одежду или руки немедленно смойте их водой и сообщите преподавателю.

14. В случае порезов и ожогов или других повреждений немедленно сообщите преподавателю.

15. Во время работы соблюдайте осторожность, чистоту рабочего места и тишину. Помните, что невнимательность, поспешность, небрежность могут привести к нарушению правил безопасности, к несчастным случаям.

16. Мытье посуды. Перед началом работы следует проверить ее на чистоту. После окончания работы надо тщательно вымыть посуду и поставить на место. Механические загрязнения удаляйте с помощью ерша или стеклянной палочки с резиновым наконечником. После удаления механических загрязнений посуду промойте водопроводной водой и ополосните дистиллированной водой.

17. Прежде чем приступить к работе, проверьте, все ли необходимое для выполнения опытов имеется на вашем столе. Запрещается брать посуду, реактивы с других столов.

18. Для тушения пожара в химической лаборатории используйте углекислотные огнетушители, песок, воду, листовой асбест, войлок.

19. При возникновении очага возгорания необходимо обесточить рабочее место и гасить огонь средствами пожаротушения в зависимости от природы очага:

– воспламеняющиеся горючие жидкости **нельзя** гасить водой, для тушения применяйте песок или лист асбеста;

– горящие щелочные металлы **нельзя** гасить углекислотой или водой, для ликвидации возгорания применяйте сухой песок.

20. При невозможности ликвидации очага возгорания собственными силами следует без промедления вызвать пожарную команду.

### **Оказание помощи при несчастных случаях**

В любой химической лаборатории по правилам техники безопасности должна находиться медицинская аптечка с набором лекарств, необходимых для оказания первой медицинской помощи. Если повреждение легкое (порезы стеклом, химические или термические ожоги), пострадавшему оказывается помощь сотрудниками лаборатории. В серьезных случаях травмирования необходимо после оказания первой помощи срочно вызвать врача.

При порезах стеклом из раны удаляют осколки, промывают ее раствором перманганата калия, пероксида водорода или спиртом, края обрабатывают спиртовым раствором йода. Затем накладывают повязку из бинта.

При ожогах кожи концентрированными растворами кислот место ожога промывают большим количеством **холодной** воды или 2 %-м раствором гидрокарбоната натрия (соды). Затем накладывают повязку из ваты, смоченной 3 %-м раствором перманганата калия.

Если на кожу попала концентрированная щелочь, место ожога промывают большим количеством холодной воды или 2%-м раствором уксусной кислоты, после чего накладывают такую же повязку как при ожоге концентрированными растворами кислот.

При попадании капель кислоты или щелочи на слизистую оболочку глаза необходимо сразу же промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего закапать 1–2 капли касторового масла и обратиться к окулисту.

При термическом ожоге пострадавший участок кожи смачивают 3%-м раствором перманганата калия, а затем накладывают повязку с мазью от ожогов.

# 1. ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ

## Лабораторная работа № 1

**Тема:** Классификация и номенклатура неорганических веществ.

**Цель работы:** ознакомиться с номенклатурой неорганических веществ; изучить характерные химические свойства основных классов неорганических соединений.

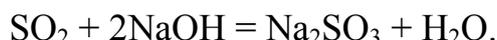
### Общие положения

Выделяют несколько классов неорганических веществ:

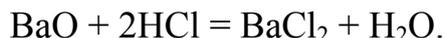
**1.1. Оксиды** – соединения из двух элементов, одним из которых является кислород.

По химическим свойствам их разделяют на *солеобразующие* и *несолеобразующие* (CO, NO, N<sub>2</sub>O безразличные). Солеобразующие оксиды подразделяются на основные; кислотные; амфотерные.

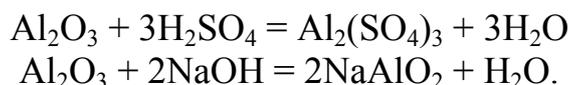
**Кислотными** называют такие оксиды, которые образуют соли с основаниями или основными оксидами:



**Основными** являются такие оксиды, которые образуют соли и с кислотами и с кислотными оксидами:



Амфотерные оксиды образуют соли как с кислотами, так и с основаниями.



По международной номенклатуре кислородные соединения элемента называют «*оксидами*» с обозначением степени окисления элемента (CuO – оксид меди(II), Cu<sub>2</sub>O – оксид меди(I)).

**1.2. Кислоты** – соединения, состоящие из водорода, способного замещаться металлом, и кислотного остатка. По наличию кислорода в составе кислоты делят на *кислородсодержащие* и *бескислородные*.

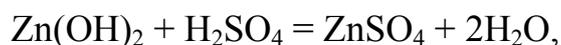
Названия кислот, если степень окисления центрального атома соответствует номеру группы в таблице Менделеева, образуются с помощью суффиксов *н* или *ов* (HNO<sub>3</sub> – азотная). В названиях кислот элементов IV–VI групп низшие степени окисления центральных атомов кислоты обозначают с помощью суффикса *ист* (HNO<sub>2</sub> – азотистая). Одному и тому же оксиду могут

отвечать несколько кислот, различающихся между собой числом молекул воды. При этом наиболее богатая водой форма имеет приставку *орто*, а наименее богатая – *мета* (**Приложение 1**).

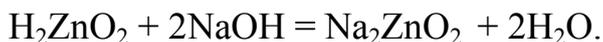
**1.3. Основания** – соединения, состоящие из металла и одной или нескольких гидроксо-групп. Основания, растворимые в воде, называют щелочами – NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>.

По международной номенклатуре эти соединения носят названия – «гидроксид» плюс название элемента с обозначением степени окисления элемента (гидроксид железа(III) Fe(OH)<sub>3</sub>).

**Амфотерные** гидроксиды проявляют кислотно-основную двойственность. С кислотами они взаимодействуют как основания:



а с основаниями – как кислоты:



**1.4. Соли** – соединения состоящие из иона металла (остатка основания) и кислотного остатка.

Соли могут быть получены следующим образом:

При полном замещении водорода в кислоте на металл получают *средние* (нормальные) соли. При неполном – или *кислые* (KHSO<sub>4</sub>), или *основные* соли (MgOHCl).

В основе международной номенклатуры солей лежат следующие принципы. Если центральный атом кислоты является элементом I–IV групп, то степень центрального атома соответствует номеру группы, обозначают суффиксом *-ат*, который добавляют к корню латинского названия центрального атома кислоты, затем называют металл (ZnSO<sub>4</sub> – сульфат цинка(II)). Для элементов с IV–VI групп низшую степень центрального атома обозначают суффиксом *-ит* (ZnSO<sub>3</sub> – сульфит цинка(II)). Названия солей бескислородных кислот происходят от латинских названий кислотообразующих элементов и заканчивают суффиксом *-ид* (SnCl<sub>2</sub> – хлорид олова(II)). В название кислых солей добавляют приставку – *гидро-*, основных солей – *гидроксо-* (Приложение 1).

### **Приборы и реактивы**

Оборудование: пробирки, пипетки, стеклянные палочки, спиртовка.

Индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метилоранж, универсальная индикаторная бумага.

Растворы: соляной кислоты (1н.), гидроксида натрия (1н.), хлорида железа (III), сульфата меди (II), сульфата натрия, нитрата свинца, сульфида натрия или аммония, хлорида бария, сульфата или хлорида алюминия, суль-

фата или хлорида магния.

### Порядок выполнения работы

**Опыт 1.** Определение окраски некоторых индикаторов в различных средах

Каждый индикатор меняет окраску раствора в определенном, характерном для него интервале значений рН, который называется областью перехода индикатора.

Определите в нейтральной, кислой и щелочной средах окраску наиболее часто применяемых индикаторов: метилоранжа, лакмуса, фенолфталеина.

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 10 капель 0,1н. раствора хлороводородной кислоты; во вторую – такой же объём раствора гидроксида натрия; в третью – дистиллированной воды. Добавьте в каждую пробирку по 1–3 капли метилоранжа. Отметьте цвет индикатора в различных средах. Аналогичные опыты проделайте с другими индикаторами (лакмусом и фенолфталеином).

**Запись данных опыта.** Результаты опыта представьте в виде таблицы:

Наименование индикатора	Окраска индикатора		
	в кислой среде	в щелочной среде	в нейтральной среде
Метилоранж			
Лакмус			
Фенолфталеин			

Для быстрого определения среды в растворах пользуются универсальной индикаторной бумагой, к которой прилагается шкала, показывающая окраску индикаторной бумаги в различных средах.

**Опыт 2.** Получение нерастворимых в воде гидроксидов

**Выполнение работы.** Нагрейте в пробирке небольшое количество раствора хлорида железа (III) и прибавьте к нему раствор гидроксида натрия до получения осадка и обесцвечивания раствора над ним.

То же самое (без нагревания) проделайте с солями алюминия, магния.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Отметьте цвет образующихся осадков.

*Осадки сохраните для опыта 3.*

**Опыт 3.** Отношение гидроксидов к щелочам и кислотам

**Выполнение работы.** Полученные в опыте 2 осадки нерастворимых гидроксидов разлейте в две пробирки. В одну из них добавьте избыток рас-

твора гидроксида натрия, в другую – раствор соляной кислоты. Осадок какого гидроксида растворяется и в щелочах, и в кислотах?

**Запись данных опыта.** Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Из опыта сделайте вывод о свойствах полученных гидроксидов.

**Опыт 4.** Получение нерастворимых солей по реакциям ионного обмена между солями

**Выполнение работы.** Сливая попарно имеющиеся в лаборатории растворы солей, а также пользуясь таблицей растворимости, получите осадки следующих солей: сульфата бария, иодида свинца, сульфида меди.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Отметьте цвет образующихся осадков.

**Опыт 5.** Взаимодействие солей с кислотами

**Выполнение работы.** В пробирку налейте 2-3 мл раствора ацетата натрия, осторожно нагрейте на спиртовке и прилейте к нему такой же объем раствора серной кислоты. Вновь слегка нагрейте, понюхайте.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение протекающей реакции. Какому из полученных веществ принадлежит запах?

### Техника безопасности

При работе в химической лаборатории строго соблюдайте общие правила работы с кислотами и щелочами.

### Контрольные вопросы

1. Напишите уравнения превращений:
  - а)  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$
  - б)  $Ca \rightarrow CaC_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$
  - в)  $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow FeOHSO_4$
2. Напишите формулы средней, кислой и основной солей, которые могут образовываться при взаимодействии:
  - а)  $Mg(OH)_2$  и  $H_2SO_4$ ;
  - б)  $Fe(OH)_3$  и  $H_2SO_4$ .
3. Составьте в молекулярной и ионной формах уравнения следующих реакций:
  - а)  $Cr(OH)_3 + H_2SO_4 =$  средняя соль +
  - б)  $NaOH + H_3PO_4 =$  кислая (моногидро) соль +
  - в)  $Ni(OH)_2 + H_2SO_4 =$  основная соль +
4. Приведите пример амфотерного вещества и докажите это соответствующими уравнениями реакций.

5. Как кислую и основную соли можно превратить в средние? Для доказательства воспользуйтесь результатами задания.

## Лабораторная работа № 2

**Тема:** Измерение термодинамических характеристик химических процессов

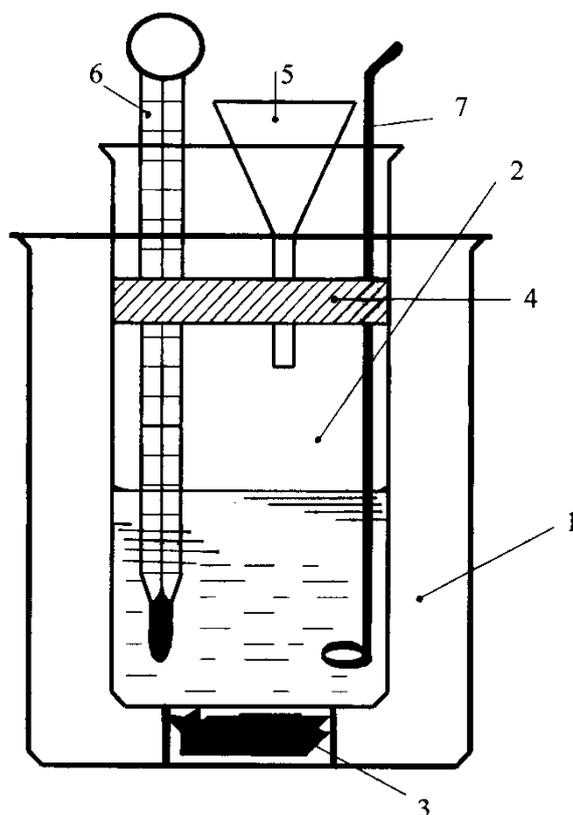
**Цель работы:** ознакомиться с основными понятиями термодинамики, определить тепловой эффект реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием и выполнить индивидуальное задание, выданное преподавателем.

### Общие положения

Химическая термодинамика – раздел химии, который изучает энергетические эффекты и направление химических процессов, возможность или невозможность их самопроизвольного протекания в системе.

Тепловые эффекты (энтальпии) получают обычно на основе экспериментальных данных. В специальном приборе, который назван калориметром или калориметрической бомбой, проводят химическую реакцию с точно известными массами реагентов. Зная теплоемкость прибора, по изменению температуры в нем можно определить тепловой эффект реакции и занести найденное значение в справочник (Приложение 2).

Калориметр (рисунок) состоит из двух стаканов. В большой (внешний) стакан вставляют стакан меньшего размера (реакционный). Они не должны соприкасаться между собой. Во избежание потерь тепла через стенки внутреннего калориметрического стакана между ним и внешним стаканом помещают изолирующую подставку. Внутренний стакан накрывают крышкой с тремя отверстиями, в которые вставлены термометр, мешалка и воронка для приливания растворов.



Общий вид лабораторного калориметра:

- 1 – внешний стакан; 2 – внутренний стакан (реакционный);  
 3 – подставка; 4 – крышка; 5 – воронка; 6 – термометр;  
 7 – мешалка

### Приборы и реактивы

Оборудование: калориметр, мерные цилиндры на 100 или 200 см<sup>3</sup>, термометр с ценой деления 0,1 или 0,2 °С.

Растворы: серной или соляной кислоты (1н.), гидроксида натрия или калия (1н.).

### Порядок выполнения работы

#### Определение энтальпии нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

Запишите физические условия проведения опыта: атмосферное давление и температуру воздуха в лаборатории. Во внутренний стакан калориметра налейте отмеренные мерным цилиндром 50 см<sup>3</sup> раствора кислоты. Измерьте температуру раствора с точностью до 0,1 °С и запишите в лабораторный журнал ( $t_{\text{к}}$ ). Измерьте температуру раствора щёлочи с той же точностью ( $t_{\text{щ}}$ ).

При перемешивании прилейте через воронку раствор щёлочи к раствору кислоты. При этом за счёт тепла реакции нейтрализации температура раствора начнёт повышаться. Отметьте максимальную температуру раствора –

$t_{\max}$ , которую показывает термометр после смешения растворов.

Расчёты проведите в следующем порядке.

Вычислите количество теплоты  $q$ , выделившееся в калориметрическом сосуде при нейтрализации кислоты раствором щёлочи, по формулам:

$$q = c \cdot m_p \cdot \Delta t;$$

$$m_p = V_k \cdot \rho_k + V_{щ} \cdot \rho_{щ};$$

$$\Delta t = t_{\max} - t_{\text{нач}}; \quad t_{\text{нач}} = (t_k + t_{щ}) / 2,$$

где  $m_p$  – масса раствора в реакционном стакане, г;  $V_k$  и  $V_{щ}$  – объёмы растворов кислоты и щёлочи,  $\text{см}^3$ ;  $\rho_k$  и  $\rho_{щ}$  – плотность растворов кислоты и щёлочи (примите плотность растворов кислоты и щёлочи вследствие низкой концентрации растворённых веществ равной плотности воды ( $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/см}^3$ ));  $\Delta t$  – разность максимальной и начальной температуры раствора, град;  $c$  – удельная теплоёмкость раствора (примите равной теплоёмкости воды  $c_{\text{H}_2\text{O}} = 4,18 \text{ Дж/(г} \cdot \text{град)}$ ).

Произведите пересчёт теплового эффекта на 1 моль кислоты по формуле

$$Q = \frac{q}{n \cdot 1000}, \text{ кДж/моль},$$

где  $n$  – число моль кислоты, содержащейся в  $50 \text{ см}^3$  1н. раствора.

Учитывая, что 1 моль эквивалентов соляной кислоты соответствует 1 моль кислоты, а  $50 \text{ см}^3$  1н. раствора содержат 0,05 моль эквивалентов кислоты, вычислите  $Q$ :

$$Q = \frac{q}{0,05 \cdot 1000}, \text{ кДж/моль}.$$

Выразите тепловой эффект реакции нейтрализации через изменение энтальпии:

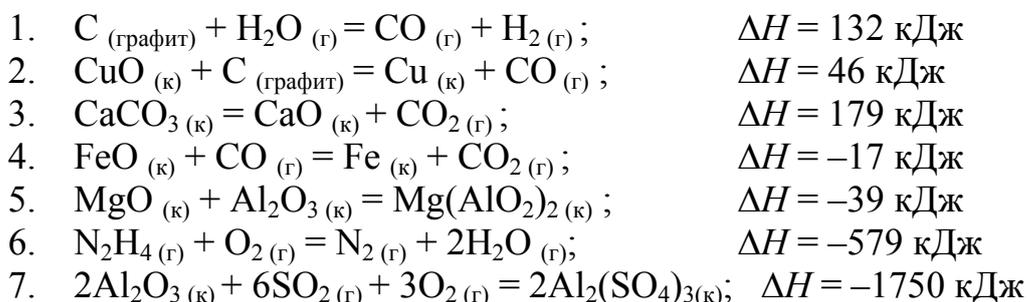
$$\Delta H_{\text{нейтр}} = -Q.$$

Составьте ионно-молекулярное уравнение проведённой реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием. Используя справочные данные из приложения, вычислите истинное (теоретическое) значение энтальпии реакции. Сравните полученные данные с истинным значением. Запишите термохимическое уравнение.

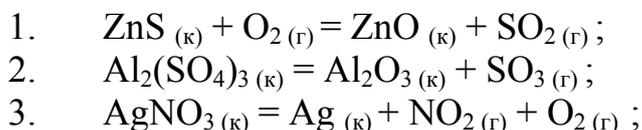
Определите абсолютную и относительную ошибку опыта. Объясните, почему в ходе эксперимента получаются, как правило, заниженные результаты по сравнению с теоретическим значением энтальпии нейтрализации. Сделайте вывод по работе.

## Контрольные вопросы

1. Дайте определения понятиям: термодинамическая система, термодинамические параметры, термодинамический процесс, функция состояния системы.
2. Сформулируйте первый закон термодинамики, приведите его математическое выражение.
3. Как изменяется внутренняя энергия системы в процессе теплообмена с окружающей средой и совершения работы?
4. Что представляет собой тепловой эффект реакции, проведённой при постоянном объёме? При постоянном давлении?
5. Какие условия состояния системы называют стандартными?
6. Сформулируйте закон Гесса и следствие из него.
7. Как определяют тепловой эффект нейтрализации сильной (слабой) кислоты сильным (слабым) основанием?
8. В чём состоит смысл понятия “энтропия”? Как изменяется энтропия в изолированной системе при химических и фазовых превращениях?
9. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса? Какую тенденцию выражает энтальпийный фактор? Энтропийный фактор?
10. Назовите критерии термодинамической возможности самопроизвольного протекания процесса в изолированной и неизолированной системах.
11. Какое условие определяет состояние термодинамического равновесия системы? Как вычисляют равновесную температуру?
12. Приведите математическое выражение уравнения изотермы химической реакции и проведите его анализ при  $\Delta G^{\circ} \text{х.р.} > 0$ ,  $\Delta G^{\circ} \text{х.р.} < 0$  и  $\Delta G^{\circ} \text{х.р.} = 0$ .
13. По следующим термохимическим уравнениям установите, являются ли реакции экзо- или эндотермическими:



14. Рассчитайте изменение стандартной энтальпии реакций (предварительно подберите коэффициенты):



4.  $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{S}(\text{г}) = \text{S}(\text{ромб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  ;
5.  $\text{CuCl}_2(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{CuO}(\text{к}) + \text{HCl}(\text{г})$  ;
6.  $\text{HF}(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = \text{NF}_3(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$  ;
7.  $\text{PbS}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{PbO}(\text{к}) + \text{SO}_2(\text{г})$  .

15. Предскажите знак изменения энтропии в следующих реакциях. Проверьте предположения расчётами стандартной энтропии реакций:

1.  $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{к})$  ;
2.  $4\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$  ;
3.  $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к})$  ;
4.  $\text{CaO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})$  ;
5.  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{г}) + 3\text{SO}_3(\text{г}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к})$  ;
6.  $\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) = 3\text{S}(\text{ромб.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  ;
7.  $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{N}_2(\text{г})$  .

16. Вычислите изменение энергии Гиббса реакций при указанной температуре, считая, что реагенты находятся в стандартном состоянии, а значения  $\Delta H^\circ$  и  $\Delta S^\circ$  реакции не зависят от температуры. Возможны ли реакции термодинамически в этих условиях?

- |                                                                                                                       |        |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------|
| 1. $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ ;                                         | 1000 К |
| 2. $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ ;         | 500 К  |
| 3. $4\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ ;          | 500 К  |
| 4. $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ; | 700 К  |
| 5. $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ;          | 600 К  |
| 6. $2\text{SO}_3(\text{г}) = 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$                                           | 500 К  |
| 7. $\text{PCl}_5(\text{г}) = \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$                                          | 500 К  |

### Лабораторная работа № 3

**Тема:** Кинетика химических реакций. Химическое равновесие

**Цель работы:** Изучить зависимость скорости химической реакции от различных факторов, равновесие обратимых реакций и условия его смещения.

#### Основные положения

Предсказание скорости реакции, а также выяснение закономерности этой скорости от условий проведения реакции осуществляет химическая кинетика – наука о химическом процессе, его механизме и закономерностях протекания во времени.

Основным понятием в химической кинетике является, понятие о скоро-

сти реакции:

*Скорость химической реакции определяется количеством вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объема.*

При рассмотрении вопроса о скорости химической реакции различают гомогенные и гетерогенные реакции. Если реакция протекает в гомогенной системе, то она идет во всем объеме этой системы. Если реакция протекает между веществами, образующими гетерогенную систему

Скорость каждой химической реакции зависит как от природы реагирующих веществ, так и от условий, в которых реакция протекает. Важнейшими из этих условий являются: концентрация, температура и присутствие катализатора.

### **Приборы и реактивы**

Оборудование: секундомер, термометр, пробирки, микрошпатели, фарфоровая ступка.

Реактивы: хлорид натрия (крист.), карбонат кальция (мел), цинк (гранулы), железо (стружки, гвозди), медь (стружки, проволока), диоксид марганца (крист).

Растворы: тиосульфат натрия (1н.), тиоцианат натрия (0,0025н., 2н., насыщ.), хлорид железа (III) (0,0025н., 2н., насыщ.), сульфат меди (II) (1н.), соляная кислота (2н., конц.), серная кислота (2н.), уксусная кислота (2н.), пероксид водорода (10%-й), гидроксид натрия (конц.).

### **Порядок выполнения работы**

#### **Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции**

*а) Взаимодействие карбоната кальция с кислотами*

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 10 капель 2н. раствора соляной кислоты, а в другую – столько же 2н. раствора уксусной кислоты. Выберите два небольших примерно одинаковых по величине кусочка мела и опустите их в пробирки. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет энергичнее?

**Запись данных опыта.** Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше? Какая кислота химически активнее?

*б) Взаимодействие металлов с соляной кислотой*

**Выполнение работы.** В три пробирки внесите по 10 капель 2н. раствора соляной кислоты. Поместите в одну из них кусочек цинка, в другую – железные стружки, в третью – медную проволоку. Какой газ выделяется в пробирках с цинком и железом? В какой из них процесс идет энергичнее? Почему отсутствуют признаки взаимодействия в пробирке с медью?

**Запись данных опыта.** Составьте уравнения протекающих реакций, укажите окислитель и восстановитель. Расположите испытанные металлы в ряд по уменьшению химической активности, сравните с их положением в ряду активности металлов.

**Опыт 2. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой**

*а) Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость гомогенной реакции*

Взаимодействие водного раствора тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Появление опалесценции (помутнения) в растворе от выделившейся свободной серы является признаком окончания реакции.

**Выполнение работы.** Приготовьте одинаковые объёмы растворов тиосульфата натрия различной концентрации, для чего в три сухие пробирки внесите: в первую 5 капель 1н. раствора тиосульфата натрия и 10 капель воды, во вторую – 10 капель 1н. раствора тиосульфата натрия и 5 капель воды, в третью – 15 капель 1н. раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, относительная концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  будет: в первой пробирке 1с, во второй – 2с, в третьей – 3с.

В первую пробирку добавьте одну каплю 2н. раствора серной кислоты. Пробирку встряхните и включите секундомер, измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметного помутнения. Аналогично проведите опыт с пробирками № 2 и 3.

**Запись данных опыта.** Данные опыта занесите в таблицу.

№ пробирки	Число капель				Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время реакции, $\tau$ , с	Скорость реакции $\frac{1}{\tau}$ , $\text{с}^{-1}$
	раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	раствора $\text{H}_2\text{SO}_4$	общее			
1	5	10	1	16	1с		
2	10	5	1	16	2с		
3	15	0	1	16	3с		

Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложите относительные концентрации тиосульфата натрия (с), на оси ординат – соответствующие им скорости ( $\frac{1}{\tau}$ ). Составьте кинетическое уравнение реакции. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость реакции.

*б) Зависимость скорости реакции от температуры*

**Выполнение работы.** В две пробирки внесите по 5 капель 1н. раствора тиосульфата натрия и 10 капель воды. В одну из них добавьте 1 каплю 2н. раствора серной кислоты и, включив секундомер, измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметного помутнения. Содержимое второй пробирки слегка нагрейте на пламени спиртовки на 10–20 °С выше комнатной температуры и проведите аналогичный опыт. Сравните время реакции. Где быстрее появилось помутнение?

**Запись данных опыта.** Данные опыта занесите в таблицу.

№ пробирки	Температура опыта, $T$ , °С	Время реакции, $\tau$ , с	Скорость реакции $\frac{1}{\tau}$ , $\text{с}^{-1}$	Температурный коэффициент, $\gamma$
1				
2				

Используя опытные данные и математическое выражение правила Вант-Гоффа, вычислите значение температурного коэффициента данной реакции. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

### **Опыт 3. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе**

*а) Растворение карбоната кальция в соляной кислоте*

**Выполнение работы.** Возьмите два небольших примерно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите в фарфоровой ступке в порошок. Полученный порошок поместите в пробирку. Второй кусочек мела целиком опустите в другую пробирку. В обе одновременно добавьте одинаковое количество (10–20 капель) концентрированной соляной кислоты (плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup>). Отметьте время полного растворения мела в каждом случае.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение соответствующей реакции. Почему скорость растворения мела различна?

### **Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции**

*а) Каталитическое восстановление железа (III)*

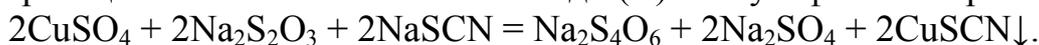
**Выполнение работы.** В две пробирки внесите по 10 капель 2н. раствора тиоцианата натрия и 1 капле 2н. раствора хлорида железа (III). Что наблюдаете? В одну из пробирок добавьте 1 каплю 1н. раствора сульфата меди (II). В обе пробирки внесите по 10 капель 1н. раствора тиосульфата натрия. Наблюдайте различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия.

**Запись данных опыта.** Отметьте все наблюдаемые явления. Что является катализатором в данном опыте? Напишите уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом натрия, в результате которого образуется тиоцианат железа (III)  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  красного цвета.

В реакции восстановления железа (III) в железо (II) тиосульфатом натрия, протекающей по уравнению



образуется бесцветный тиоцианат железа (II)  $\text{Fe}(\text{SCN})_2$ . Появление в одной из пробирок белого осадка тиоцианата меди (I) обусловлено протеканием побочной реакции восстановления ионов меди (II) тиосульфатом натрия:



*б) Каталитическое разложение пероксида водорода*

**Выполнение работы.** В две пробирки внесите по 10 капель 10%-го раствора пероксида водорода. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения пероксида водорода не наблюдается. В одну пробирку добавьте несколько крупинок кристаллического диоксида марганца, а в другую – 2 капли концентрированного раствора гидроксида натрия. Наблюдайте энергичное разложение пероксида водорода в обеих пробирках. Какой газ выделяется?

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода. Какие вещества являются катализаторами в данном опыте? В каком случае катализ гетерогенный, в каком – гомогенный?

**Опыт 5. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия**

**Выполнение работы.** В четыре пробирки внесите по 5–7 капель 0,0025н. растворов хлорида железа (III) и тиоцианата натрия. Растворы размешайте стеклянной палочкой. Одну пробирку с полученным раствором сохраните в качестве контрольной. В остальные добавьте следующие реактивы: в первую – 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – 1 каплю насыщенного раствора тиоцианата натрия, в третью – несколько кристалликов хлорида натрия. Сравните интенсивность окраски растворов с интенсивностью окраски контрольного раствора.

**Запись данных опыта.** Составьте уравнение обратимой реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом натрия и напишите выражение константы равновесия. Ответьте на вопросы:

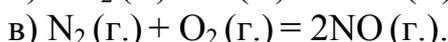
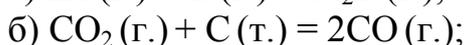
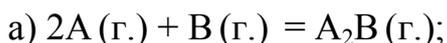
1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при равновесии?
2. Какое вещество придаёт раствору красную окраску?

3. Как изменяется интенсивность окраски раствора, и в каком направлении смещается равновесие данной системы при добавлении: а) хлорида железа (III); б) тиоцианата натрия; в) хлорида натрия?

4. Как изменится при этом в каждом случае концентрация компонентов равновесной системы?

### Контрольные вопросы

1. Напишите кинетические уравнения для реакций:



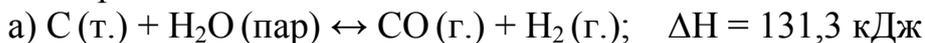
Как изменится скорость реакций а) и в) при увеличении концентраций исходных веществ в два раза?

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 10 до 50 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз.

3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на 30 °С?

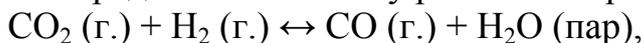
4. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

5. В каком направлении сместится равновесие следующих обратимых реакций:



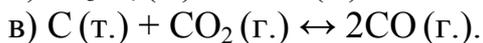
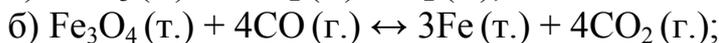
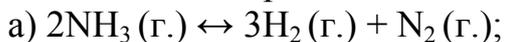
при понижении температуры; при повышении давления?

6. Определите константу равновесия реакции:



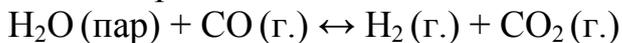
если при температуре 500 °С равновесная смесь содержит (% об.):  $CO_2 - 4$ ;  $H_2 - 64$ ;  $H_2O - 16$ ;  $CO - 16$ .

7. Напишите выражения констант равновесия для реакций:



Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо?

8. Определите значение  $\Delta G^\circ_{298}$  и константу химического равновесия  $K$  при 25 °С для системы:



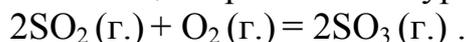
9. В каком направлении сместится равновесие, если повысить температуру, давление и увеличить концентрацию одного из исходных веществ в си-

стемах:



Запишите выражения констант равновесия для приведённых систем.

10. Реакция протекает по уравнению



Как следует изменить давление в системе, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз?

### Техника безопасности

При выполнении лабораторной работы необходимо соблюдать общие правила работы в химической лаборатории, изложенные в инструкции по технике безопасности.

Не допускайте попадания химических реактивов на кожу и одежду. Особое внимание следует уделить работе с водным раствором соляной кислоты, который независимо от концентрации является опасным, и попадание его на кожу или в глаза может привести к ожогам.

Рабочее место всегда содержите в чистоте и порядке, не загромождайте его посторонними предметами.

### Лабораторная работа № 4

**Тема:** Приготовление растворов заданной концентрации

**Цель работы:** Изучение способов выражения состава растворов и приготовление растворов электролитов заданной концентрации.

#### Общие положения

*Раствор – твердая или жидкая гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов. Наиболее распространенный тип растворов это жидкие растворы*

Раствор состоит из *растворенного вещества и растворителя*. Растворителем считают то вещество, количество которого преобладает в данной системе. Если соль растворяют в воде, то вода является растворителем, а соль – растворенным веществом. Если оба компонента находились до растворения в одинаковом агрегатном состоянии (например, спирт и вода), то растворителем считается компонент, находящийся в большем количестве.

В большинстве случаев используют ненасыщенные растворы. Растворы с большой концентрацией растворенного вещества называются *концентрированными*, с малой – *разбавленными*.

*Концентрация – количество растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве раствора или растворителя.*

### Способы выражения концентраций

1. Массовая доля вещества в растворе. Показывает, какая масса растворенного вещества находится в 100 г раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р}}} \cdot 100\%,$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{в}} \cdot m_{\text{р-ль}}} \cdot 100\%,$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{V \cdot \rho} \cdot 100\%,$$

где  $m_{\text{в}}$  – масса растворенного вещества, г;  $m_{\text{р}}$  – масса раствора, г;  $m_{\text{р-ля}}$  – масса растворителя, г;  $V$  – объем раствора, см<sup>3</sup>;  $\rho$  – плотность раствора, г/см<sup>3</sup>.

2. Молярная концентрация раствора (молярность) – показывает количество растворенного вещества (число молей), которое содержится в 1 литре раствора. Для ее обозначения используют символ **М** (1М, 2М). Единицы измерения, моль/л.

$$C_m = \frac{m_{\text{в}}}{V \cdot M},$$

где  $M$  – молярная масса раствора, г/моль;  $V$  – объем раствора, л.

3. Эквивалентная концентрация (нормальность) – число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора. Для ее обозначения используют символ **н**. Единицы измерения, г-экв./л.

$$C_{eq} = \frac{m_{\text{в}}}{V \cdot M_{eq}},$$

$$M_{eq} = \frac{M}{z},$$

где  $M_{eq}$  – эквивалентные массы, г/моль;  $z$  – число эквивалента.

4. Моляльная концентрация раствора (моляльность) – количество растворенного вещества на 1 кг растворителя. Единицы измерения, моль/кг.

$$C_M = \frac{m_{\text{в}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ль}}}.$$

### Приборы и реактивы

Оборудование: набор лабораторных ареометров, набор автомобилиста, термометр, весы теххимические, колбы конические вместимостью 250 см<sup>3</sup>, мерные цилиндры на 10, 25, 50, 100 и 250 см<sup>3</sup>, стаканы на 50, 100 и 200 см<sup>3</sup>, пипетки, пробирки, стеклянные палочки, фильтровальная бумага.

Реактивы: серная кислота (р-р), гидроксид натрия (р-р), хлорид натрия

(р-р, крист.), карбонат калия (р-р, крист.), сульфат аммония (р-р, крист.), нитрат аммония (р-р, крист.), дистиллированная вода.

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 4.1. Определение массовой доли растворённого вещества по относительной плотности раствора

По заданию преподавателя определите плотность имеющихся в лаборатории растворов электролитов с помощью набора ареометров или набора автомобилиста и вычислите массовую долю растворённого вещества.

Набор лабораторных ареометров предназначен для определения плотности жидкостей в интервале от 0,700 до 1,840 г/см<sup>3</sup> с погрешностью 0,001 г/см<sup>3</sup>. Ареометр представляет собой стеклянный резервуар в форме поплавка, заполненный дробью, с вытянутым верхним концом со шкалой, проградуированной в единицах плотности при 20 °С (рис. 1).

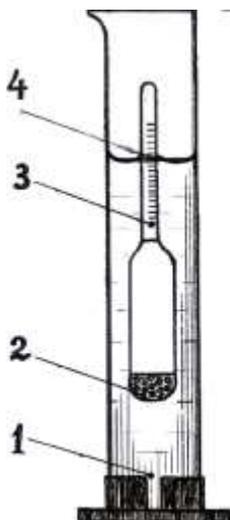


Рис. 1. Определение плотности раствора ареометром: 1 – цилиндр; 2 – ареометр; 3 – шкала ареометра; 4 – мениск жидкости и деление шкалы, соответствующее плотности

Для выполнения измерений исследуемый раствор наливают в мерный цилиндр на 100 см<sup>3</sup> примерно на  $\frac{3}{4}$  объёма и осторожно опускают ареометр таким образом, чтобы он не касался стенок цилиндра и свободно плавал в жидкости. Деление шкалы ареометра, совпадающее с нижним краем мениска жидкости, соответствует плотности раствора. Если шкала ареометра находится выше или ниже уровня жидкости в цилиндре, то следует воспользоваться ареометром с другими пределами измерения. Измерения проводят, начиная с ареометра с наименьшим значением плотности. По окончании эксперимента каждый ареометр промывают водой, высушивают фильтровальной бумагой и помещают в футляр. Раствор переливают в склянку с реактивом.

Набор автомобилиста предназначен для измерения плотности электролита в кислотных и щёлочных аккумуляторах в диапазоне от 1100 до 1300 кг/м<sup>3</sup> с погрешностью 10 кг/м<sup>3</sup>. Набор состоит из ареометра и устройства для отбора жидкости (рис. 2). Для выполнения измерений в химический стакан на 200 см<sup>3</sup> наливают исследуемый раствор примерно на  $\frac{3}{4}$  объёма и погружают наконечник пробки. С помощью резинового баллона пипетку заполняют электролитом в таком количестве, чтобы ареометр свободно плавал в вертикальном положении. Линия соприкосновения уровня жидкости с делением шкалы ареометра соответствует значению плотности (кг/м<sup>3</sup>) электролита при 20 °С. По окончании эксперимента части прибора, контактировавшие с электролитом, промывают водой. Раствор электролита переливают в склянку.

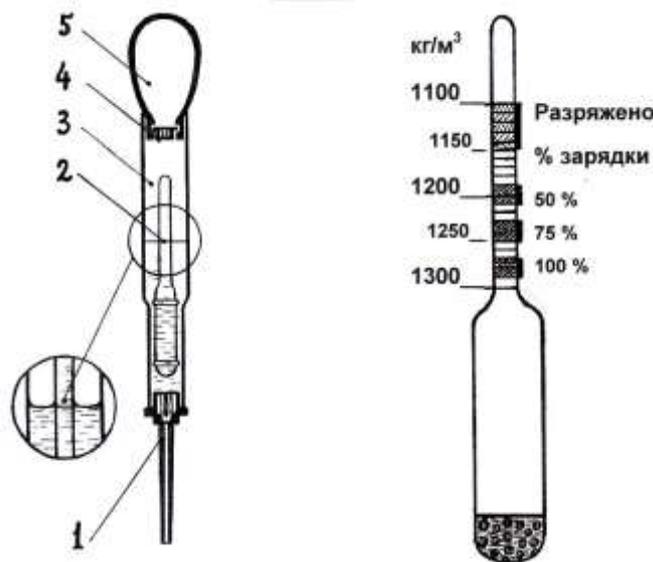


Рис. 2. Комплектность набора автомобилиста и общий вид ареометра для сернокислотного аккумулятора: 1 – пробка; 2 – ареометр; 3 – пипетка; 4 – заглушка; 5 – баллон

Если измерения плотности проводят при температуре, отличающейся от 20 °С, то в результат измерений следует вносить температурную поправку, определяемую по номограммам. Однако в данной работе не требуется особой точности и температурной поправкой можно пренебречь.

Используя справочные данные из Приложения 3, находят массовую долю растворённого вещества. Если показания ареометра находятся между двумя значениями в таблице, то массовую долю определяют методом интерполяции – определением промежуточного значения по двум крайним. Расчёт ведут по формуле:

$$\omega_{B(x)} = \omega_{B(1)} + (\omega_{B(2)} - \omega_{B(1)}) \frac{\rho_x - \rho_1}{\rho_2 - \rho_1},$$

где  $\rho_x$ ,  $\rho_1$  и  $\rho_2$  – измеренное значение, ближайšie наименьшее и наибольшее табличные значения плотности, г/см<sup>3</sup>;  $\omega_{B(x)}$ ,  $\omega_{B(1)}$  и  $\omega_{B(2)}$  – массовая доля рас-

твора, соответствующая значению плотности, % масс.

#### **Опыт 4.2. Приготовление раствора заданной концентрации разбавлением концентрированного раствора**

По заданию преподавателя из имеющихся в лаборатории растворов электролитов и воды приготовьте  $V_p$  см<sup>3</sup> раствора электролита концентрации  $\omega_{B(X)}$ .

Для выполнения эксперимента необходимо измерить плотность имеющегося раствора  $\rho_2$  и вычислить его концентрацию  $\omega_{B(2)}$ , выписать из приложения значение плотности  $\rho_X$ , соответствующее заданной концентрации  $\omega_{B(X)}$ . Плотность воды  $\rho_{H_2O}$  принять равной 1 г/см<sup>3</sup>, а содержание растворённого вещества в воде  $\omega_{B(1)} = 0$ . Пример расчёта приведён в Приложении 3 (пример 1).

Отмерьте мерным цилиндром вычисленные объёмы раствора электролита  $V_{P(2)}$  и воды  $V_{H_2O}$ , смешайте в стакане и определите плотность полученного раствора с помощью набора ареометров или набора автомобилиста. Установите расхождение концентрации приготовленного раствора с заданной.

#### **Опыт 4.3. Приготовление раствора заданной концентрации смешением концентрированного и разбавленного растворов**

По заданию преподавателя из имеющихся в лаборатории растворов электролитов с большей  $\omega_{B(2)}$  и меньшей  $\omega_{B(1)}$  концентрациями приготовьте  $V_p$  см<sup>3</sup> раствора электролита промежуточной концентрации  $\omega_{B(X)}$ .

Для выполнения эксперимента необходимо измерить плотность имеющихся растворов  $\rho_2$  и  $\rho_1$  и вычислить их концентрации  $\omega_{B(2)}$  и  $\omega_{B(1)}$ , выписать из приложения значение плотности  $\rho_X$ , соответствующее заданной концентрации  $\omega_{B(X)}$ . Пример расчёта приведён в Приложении 3 (пример 2).

Отмерьте мерным цилиндром вычисленные объёмы растворов электролитов  $V_{P(2)}$  и  $V_{P(1)}$ , смешайте в стакане и определите плотность полученного раствора с помощью набора ареометров или набора автомобилиста. Установите расхождение концентрации приготовленного раствора с заданной.

#### **Опыт 4.4. Приготовление раствора заданной концентрации растворением твёрдого вещества**

По заданию преподавателя из имеющихся в лаборатории кристаллических веществ и воды приготовьте  $V_p$  см<sup>3</sup> раствора электролита с концентрацией  $\omega_B$ .

Для выполнения эксперимента необходимо выписать из приложения значение плотности  $\rho_X$ , соответствующее заданной концентрации  $\omega_B$ , вычислить общую массу раствора  $m_p$ , массу кристаллического вещества  $m_B$  и объём воды  $V_{H_2O}$ . Пример расчёта приведён в Приложении 3 (пример 3).

Мерным цилиндром отмерьте требуемое количество растворителя  $V_{H_2O}$  и

перелейте в химический стакан. Возьмите навеску вещества  $m_B$  на технохимических весах, количественно перенесите её в стакан и растворите при перемешивании. Определите плотность полученного раствора с помощью набора ареометров или набора автомобилиста. Установите расхождение концентрации приготовленного раствора с заданной.

### **Техника безопасности**

При выполнении работы необходимо строго соблюдать общие правила работы в химической лаборатории, изложенные в инструкции по технике безопасности.

Используемые в работе кристаллические соединения не представляют опасности для работающих при соблюдении всех требований безопасности. Наибольшую осторожность следует соблюдать при работе с водными растворами серной кислоты и гидроксида натрия. В концентрированном виде эти вещества представляют собой едкие, маслянистые, тяжёлые жидкости, при попадании на кожу вызывают химический и термический ожоги.

Разбавление концентрированных растворов кислот и щелочей сопровождается заметным выделением теплоты, поэтому в процессе приготовления растворов следует приливать более концентрированный раствор в сосуд с растворителем (водой) или менее концентрированным раствором, кристаллические вещества растворять порциями в отмеренном объёме растворителя.

К выполнению работы студенты приступают после получения допуска у преподавателя. По окончании эксперимента стеклянные приборы и химическую посуду споласкивают водопроводной водой, ареометры вытирают фильтровальной бумагой и помещают в футляр, использованные реактивы сливают в склянки для слива в соответствии с маркировкой.

### **Контрольные вопросы**

1. Дайте определения понятиям: раствор, растворитель, растворённое вещество, электролит, количество вещества, плотность, концентрация, интерполяция.

2. Охарактеризуйте концентрированные, разбавленные, насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Как изменяется состояние раствора при изменении температуры? При изменении давления?

3. Назовите способы выражения состава растворов, приведите их обозначения и укажите размерность величин. В каких случаях используют долинные единицы? В каких – размерные?

4. Опишите порядок измерения плотности раствора и расчёта содержания вещества. Каковы пределы измерения плотности ареометрами? Как изменяется плотность растворов при разбавлении? При изменении температуры?

5. Опишите порядок приготовления растворов разбавлением концентрированного раствора, смешением двух растворов, растворением кристаллического вещества. Какое значение имеет порядок смешивания реактивов?

6. Какие методы используют для расчёта содержания веществ в процессе приготовления растворов?

7. Растворимость хлорида натрия при 25 °С составляет 36 г в 100 г воды. Вычислите массовую и мольную доли соли в насыщенном растворе.

8. Определите массы кристаллического гидроксида натрия и воды, необходимые для приготовления 2 л 20%-го раствора.

9. Вычислите массовую долю сульфата натрия в растворе, полученном при растворении 100 г кристаллического мирабилита  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  в 400 г воды.

10. Какую массу 10%-го раствора гидроксида натрия необходимо прибавить к 1 кг 50%-го раствора, чтобы получить 20%-й раствор?

11. Какой объём воды потребуется для разбавления 1 л концентрированной 96%-й серной кислоты ( $\rho = 1,840 \text{ г/см}^3$ ) с получением электролита с концентрацией 30 % масс?

12. В 1 кг воды растворено 111 г гидроксида натрия. Вычислите массовую долю гидроксида натрия, мольные доли компонентов, молярную и моляльную концентрации, титр раствора.

13. Для нейтрализации 100 см<sup>3</sup> 1 М раствора серной кислоты потребовалось 250 см<sup>3</sup> раствора гидроксида натрия. Определите молярность и нормальность раствора щёлочи.

14. Вычислите молярность и моляльность 10%-го раствора серной кислоты.

## Лабораторная работа № 5

### Тема: Свойства растворов электролитов

**Цель работы:** Изучение свойств электролитов и ионных равновесий в водных растворах.

#### Общие положения

Растворы всех веществ можно разделить на две группы: электролиты – вещества, растворы которых проводят электрический ток; неэлектролиты – вещества, растворы которых не проводят электрический ток.

Электролитами являются расплавы или растворы солей, кислот и щелочей. Различают сильные и слабые электролиты.

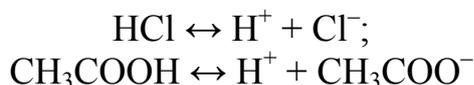
Особенности поведения водных растворов электролитов объясняет теория электролитической диссоциации развитая Аррениусом. Эта теория гласит, что вещества, растворы которых являются электролитами, при растворении распадаются на частицы (ионы), несущие положительные и отрицательные

заряды.

С помощью теории электролитической диссоциации дают определения и описывают свойства кислот, оснований и солей.

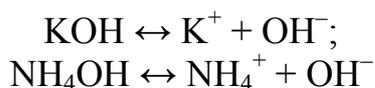
Кислотами называются электролиты, диссоциирующие в растворе с образованием ионов водорода.

Например:



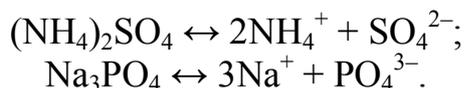
Основаниями называются электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов.

Например:



Солями называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Например:



### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Сравнение электрической проводимости раствора

В прибор для испытания электрической проводимости растворов налейте дистиллированной воды, опустите предварительно промытые дистиллированной водой электроды, включите вилку прибора в электрическую сеть. Загорается ли лампа? Проводит ли вода электрический ток? Внесите в стакан с водой 4–5 микрошпателя измельченного сахара. Является ли проводником раствор сахара? В сухой стакан насыпьте поваренную соль так, чтобы она покрывала дно стакана. Опустите в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилейте в стакан с солью дистиллированной воды и опустите электроды. Что наблюдается?

Исследуйте электрическую проводимость каждого из четырех 0,1 М растворов:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ . После каждого испытания выключайте прибор из электрической сети и промывайте электроды дистиллированной водой. Отметьте визуально степень накала лампы. По степени накала лампы сделайте вывод: сильным или слабым электролитом является растворенное в воде вещество.

Сделайте заключение о типах химической связи в исследуемых соединениях. Запишите уравнения диссоциации электролитов.

#### Опыт 2. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)

В пробирку налейте разбавленный раствор аммиака и добавьте 2–3 капли фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин приобретает малиновую окраску? Раствор разделите на две части. Одну оставьте для сравнения, а в другую всыпьте немного твердого хлорида аммония и хорошо размешайте. Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Напишите схему равновесия в растворе аммиака. Объясните изменение цвета раствора, исходя из принципа Ле Шателье и константы диссоциации (Приложение 4). Сделайте вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

### **Опыт 3. Смещение ионного равновесия**

а) Равные объемы двух растворов (уксусной кислоты и аммиака) слейте вместе и испытайте электрическую проводимость. Объясните разницу в степени накала лампы в этом случае и в случае прохождения тока через растворы уксусной кислоты и аммиака, взятые отдельно (Опыт 1). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции. Пользуясь Приложение 4, сделайте заключение о направлении смещения ионного равновесия.

б) Исследуйте отдельно электрическую проводимость 0,02 М раствора серной кислоты и 0,02 М раствора гидроксида бария. Затем исследуйте электрическую проводимость 0,02 М раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  в присутствии 0,02 М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Для этого в прибор для испытания электрической проводимости растворов поместите раствор  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и добавьте 2–3 капли раствора фенолфталеина. Раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  добавляйте по каплям из пипетки. Наблюдайте за изменением окраски индикатора и степенью накала лампы. Какова электрическая проводимость раствора в момент исчезновения окраски индикатора (в точке эквивалентности)? Что происходит при добавлении к раствору избытка серной кислоты? Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте заключение о направлении смещения ионного равновесия.

### **Опыт 4. Сравнение химической активности сильных и слабых кислот**

В одну пробирку внесите 3–4 капли 2н. раствора уксусной кислоты, в другую столько же 2н. раствора хлороводородной кислоты. Выберите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора бросьте по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет с большей скоростью? От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация водородных ионов больше? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Сделайте вывод об относительной химической активности сильных и слабых кислот.

### **Опыт 5. Приближенное определение рН раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги**

Для приближенного определения рН раствора пользуются универсальными индикаторами, представляющими собой смесь нескольких индикаторов с различными областями перехода окраски, или универсальной индикаторной бумагой. По прилагаемой к ней цветной шкале устанавливают, при каких значениях рН индикаторная бумага окрашивается в тот или иной цвет.

Стеклянной палочкой перенесите 2–3 капли исследуемых 0,1 н. растворов ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH}$ ) на универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску еще сырого пятна с цветной шкалой. Сделайте вывод о приближенном значении рН растворов сильных и слабых электролитов одинаковой концентрации.

### **Техника безопасности**

При проведении опытов 1 и 3 во избежание поражения электрическим током нельзя соприкасаться с электродами. Менять растворы можно только при отключении от сети прибора.

### **Контрольные вопросы**

1. Проводят ли электрический ток следующие системы:  
а) сжиженный хлороводород; б) водопроводная вода; в) дождевая вода; г) расплавленный гидроксид натрия?
2. Увеличится или уменьшится концентрация ионов водорода в растворах кислот при введении в них одноименных анионов:  
а)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; б)  $\text{HCN}$ ; в)  $\text{HNO}_3$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
3. Могут ли концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в водных растворах электролитов и неэлектролитов равняться нулю?
4. Присутствие каких анионов наиболее вероятно в растворе ортофосфорной кислоты и чем это объясняется?
5. Покажите как взаимосвязаны рН, рОН, рК.
6. Вычислите концентрацию  $\text{H}^+$  и рН среды, если концентрация  $\text{OH}^-$  - ионов равна: 1)  $10^{-8}$  моль/л; 2)  $10^{-2}$  моль/л.
7. Какова концентрация (моль/л)  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ -ионов в растворе, если его рН 4,3?
8. Вычислите концентрацию  $\text{OH}^-$ -ионов в растворе с рН 9,4?
9. Как изменяется сила кислот в ряду  $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$  и чем это объясняется? Сравните константы ионизации кислот.
10. Определите значения рН и рОН 0,023 М раствора соляной кислоты.
11. Определите значения рН и рОН 0,002 М раствора хлорноватистой кислоты.

## Лабораторная работа № 5

**Тема:** Направление ионных реакций. Гидролиз солей

**Цель работы:** Изучение направления ионных реакций в растворах электролитов, реакций гидролиза солей и смещения гидролитического равновесия.

### Общие положения

Реакции, протекающие в растворах электролитов, называют ионными. Ионная реакция протекает, если в растворе образуется слабый электролит (в том числе и комплекс), малорастворимое соединение, газ. Ионные реакции могут быть обратимыми и необратимыми. Для определения направления реакции необходимо записать ионно-молекулярное уравнение реакции (слабые электролиты, малорастворимые соединения, газы записываются в уравнениях ионных реакций в молекулярном виде). Равновесие смещается в сторону тех соединений, которые образуют меньше ионов в растворе (с меньшими значениями константы ионизации,  $K_P$ , растворимости газов (см. Приложение 5)).

К ионным реакциям относятся реакции гидролиза солей. Разложение вещества водой называется гидролизом. Гидролизу подвергаются как ионные, так и ковалентные соединения. Так, ковалентные соединения (карбиды, нитриды, сульфиды и другие) гидролизуются необратимо, соединения, распадающиеся в растворах на ионы (ионные, ковалентные полярные), гидролизуются обратимо. Процесс обменного взаимодействия ионов соли с водой называется **гидролизом солей**. Вследствие связывания ионов соли с ионами воды в малодиссоциирующие соединения (молекулы или ионы) нарушается равновесие диссоциации воды в сторону ее усиления и накопления в растворе ионов  $H^+$  или  $OH^-$ . При этом изменяется рН раствора. Гидролиз солей может быть обратимым и необратимым.

Причиной гидролиза соли является наличие в ней ионов слабого электролита: основания или кислоты. Различают гидролиз соли по:

- 1) катиону (катион слабого основания);
- 2) аниону (анион слабой кислоты);
- 3) катиону и аниону (катион и анион слабых электролитов).

### Приборы и реактивы

Оборудование: пробирки, штатив, микрошпатель.

Сухие вещества: ацетат натрия, карбонат натрия, хлорид аммония, сульфат алюминия, хлорид калия, хлорид олова (II).

Растворы: сульфата алюминия (0,05н.), сульфида натрия (0,05н.), хлороводородной кислоты (2н.), гидроксида натрия (2н.), хлорида аммония (0,1н.), сульфата меди (II) (0,1н.), сульфата никеля (0,1н.), хлорида бария (0,1н.), хлорида цинка (0,1н.).

## Порядок выполнения работы

**Опыт 1.** Ионные реакции, протекающие практически необратимо и до конца

а) Получение гидроксида меди (II) и никеля (II).

Для этого возьмите растворы соответствующих солей и раствор щелочи. Раствор щелочи приливайте по каплям к раствору соли до образования заметного количества осадка. Объясните результат опыта и отметьте цвет осадка. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

б) Исходя из соответствующих растворов получите по обменной реакции сульфат бария. Объясните результат опыта и отметьте цвет осадка. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

в) Налейте в пробирку 5 капель 0,5н. раствора хлорида аммония, добавьте 3–5 капель 0,1н. раствора гидроксида натрия и нагрейте (тяга!). Исследуйте выделившийся газ красной лакмусовой бумагой. Объясните изменение цвета индикатора. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций.

**Опыт 2.** Амфотерность гидроксида

Из имеющихся в лаборатории реактивов получите осадок гидроксида цинка, взболтайте полученный осадок и разлейте в две пробирки. В одну из пробирок добавьте раствор соляной кислоты, в другую – раствор гидроксида натрия (избыток). Наблюдайте растворение осадков в обеих пробирках. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида цинка и его растворения в растворах кислоты и щелочи (в щелочном растворе образуются комплексные ионы  $[Zn(OH)_2]^{2-}$ ).

**Опыт 3.** Реакция среды в растворах солей

В пяти пробирках растворите в 8–10 каплях дистиллированной воды по 2–3 кристаллика следующих солей: ацетата натрия  $CH_3COONa$ , карбоната натрия  $Na_2CO_3$ , хлорида аммония  $NH_4Cl$ , сульфата алюминия  $Al_2(SO_4)_3$  и хлорида калия  $KCl$ . Определите pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Сделайте заключение о реакции среды в растворах взятых солей. какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз? Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение только для первой ступени. Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах не гидролизующихся солей и солей, гидролиз которых протекает: а) по катиону; б) по аниону; в) одновременно по катиону и аниону.

**Опыт 4.** Необратимый гидролиз

По таблице растворимости (табл. 3) определите соли, не существующие в растворе, т.е. подвергающиеся полному необратимому гидролизу. К 4–5 каплям раствора сульфата алюминия прибавьте такой же объем соли сульфида натрия. Отметьте выделение сероводорода (по запаху). Как доказать, что выпавший осадок является гидроксидом алюминия? Почему не получился сульфид алюминия? Напишите уравнение реакции с учетом полного гидролиза  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

**Опыт 5.** Смещение гидролитического равновесия

Внесите в пробирку 8–10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова (II), перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль  $\text{SnOHCl}$ . В результате какого процесса получилась эта соль?

Напишите ионно-молекулярное уравнение гидролиза хлорида олова (II). Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы подавить гидролиз? Добавьте этих ионов. Растворился ли осадок?

**Опыт 6.** Влияние нагревания на гидролиз ацетата натрия

К раствору ацетата натрия добавьте 1–2 капли фенолфталеина и нагрейте раствор до кипения. Объясните различие окраски при нагревании и охлаждении раствора.

### Контрольные вопросы

1. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

- 1)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$
- 2)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$
- 3)  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 4)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
- 5)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaI} \rightarrow$
- 6)  $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 7)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 8)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 9)  $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 10)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 11)  $\text{K}_2[\text{HgCl}_4] + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{HgS} + \dots$
- 12)  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$
- 13)  $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
- 14)  $\text{KHSO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$

2. Смешивают попарно растворы:

- 1)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- 2)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;
- 3)  $\text{KNO}_3$  и  $\text{NaCl}$ ;

- 4)  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{KCl}$ ;
- 5)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{HCl}$ ;
- 6)  $\text{K}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HCl}$ ;
- 7)  $\text{HCOONa}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- 8)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{NaOH}$ .

В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

3. Составьте молекулярные уравнения к каждому из ионно-молекулярных уравнений реакций:

- 1)  $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ ;
- 2)  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 3)  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- 5)  $\text{Au}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{OH}^- = [\text{Au}(\text{OH})_4]^-$ ;
- 6)  $\text{Be}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O} = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ;
- 7)  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 8)  $\text{HClO} + \text{OH}^- = \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$ .

4. Определите реакцию среды растворов, полученных смешиванием 1М растворов следующих реагентов:

- 1)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 2)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 3)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow$
- 4)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
- 5)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN} \rightarrow$

5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{HCOONH}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ,  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{KHS}$ . Какое значение pH ( $> 7$ ,  $< 7$ ) имеют растворы этих солей?

6. Напишите выражения для константы гидролиза с участием ионов  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ .

а) Какая зависимость существует между зарядом и размерами катиона и его способностью к гидролизу?

б) Какая существует связь между склонностью катиона к гидролизу и способностью его гидроксида к основной ионизации (сила основания)?

7. Напишите выражения для константы гидролиза по аниону  $\text{PO}_4^{3-}$  и  $\text{SiO}_4^{4-}$ .

а) Какая зависимость существует между зарядом и размерами аниона и его склонностью к гидролизу?

б) Какая существует взаимосвязь между склонностью аниона к гидролизу и способностью образованной им кислоты к кислотной ионизации (сила кислоты)?

8. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидроли-

за солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CuCl}_2$ .

а) В какую сторону будет смещаться равновесие этих реакций, если к первому раствору прибавить кислоту, а ко второму щелочь?

б) Как влияет на степень гидролиза солей разбавление растворов?

9. Почему при растворении ряда солей в воде, например  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{SnCl}_2$ , раствор подкисляют?

10. Не прибегая к расчету, укажите в каждом наборе ту соль (из трех), в растворе которой (при  $T$ ,  $C_B = \text{const}$ ) pH будет больше:

а)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ;

б)  $\text{Rb}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Pb}_2\text{CO}_3$ .

11. Не прибегая к расчету, укажите в растворе какой соли каждого набора (при  $T$ ,  $C_B = \text{const}$ ) степень гидролиза больше:

а)  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{NiCl}_2$ ;

б)  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{Se}$ ,  $\text{Na}_2\text{Te}$ .

12. Составьте уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов солей:

1)  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ;

4)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ;

2)  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;

5)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

3)  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;

## Лабораторная работа № 6

### Тема: Окислительно-восстановительные реакции

**Цель работы:** усвоить сущность окислительно-восстановительных реакций, изучить влияние среды на характер окисления-восстановления, овладеть техникой составления уравнений этих реакций.

### Основные положения

Окислительно-восстановительными называются реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов.

Любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой совокупность двух взаимосвязанных процессов, двух полуреакций – окисления и восстановления.

Окисление – это процесс отдачи электронов. Вещество (или частица), отдающее электроны, является восстановителем.

Восстановление – это процесс присоединения электронов. Вещество (или частица), присоединяющее электроны, является окислителем.

Процессы окисления и восстановления можно отобразить с помощью электронных уравнений общего вида:

Восстановитель –  $m e^-$  = Продукт окисления

Окислитель +  $n e^-$  = Продукт восстановления

В таком уравнении слева указывают частицу с исходной степенью окисления (до реакции), а в правой части уравнения указывают степень окисления, приобретенную этой частицей в процессе реакции. Под числами  $m$  и  $n$  подразумевается число электронов, отдаваемых восстановителем и принимаемых окислителем, соответственно. Суммарное число электронов, отдаваемых восстановителями и суммарное число электронов, принимаемых окислителями в данной реакционной системе, должно быть одинаковым.

## Порядок выполнения работы

### Опыт 1. Реакции взаимодействия металлов

На внешнем электронном слое атомов металлов небольшое число электронов. Поэтому такие атомы легко окисляются (отдают электроны), благодаря низким значениям электродных потенциалов и потенциала ионизации, превращаясь в катионы.

#### Опыт 1.1. Взаимодействие металлов с солями

В две пробирки внесите по 10–12 капель растворов: в первую – сульфата меди (II), во вторую – сульфата цинка. В обе пробирки опустите по железной полоске или по одному гвоздю, предварительно зачищенных наждачной бумагой. Через 2–3 минуты наблюдайте появление на поверхности железа красного налёта меди в первой пробирке.

Добавьте в эту пробирку 2–3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Интенсивное посинение раствора указывает на появление в растворе катионов  $Fe^{2+}$  ( $K_3[Fe(CN)_6]$  – реактив на катион  $Fe^{2+}$ ). Добавьте  $K_3[Fe(CN)_6]$  во вторую пробирку. Наблюдается ли появление синей окраски?

Сравните электродные потенциалы исследуемых систем и подтвердите расчётом, почему в одном случае реакция идет, а в другом – нет. Окислителем или восстановителем является железо в реакции его взаимодействия с сульфатом меди (II)? Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций.

#### Опыт 1.2. Взаимодействие металлов с кислотами

Возьмите две пробирки, в одну поместите кусочек цинка, в другую – кусочек меди. В пробирку с цинком налейте 5–10 капель концентрированной серной кислоты (работайте в вытяжном шкафу) и нагрейте. К выделяющемуся газу над пробиркой поднесите предварительно смоченную солью свинца фильтровальную бумагу. Появление темного пятна на бумаге означает образование на ней соединения  $PbS$ . Какой газ способствовал образованию этого соединения?

В пробирку с медью также прилейте 5–10 капель концентрированной серной кислоты. Нагрейте пробирку и к выделяющемуся газу поднесите предварительно смоченную дистиллированной водой лакмусовую или универсальную индикаторную бумагу. Что наблюдаете? По запаху подтвердите природу выделяющегося газа (соблюдайте осторожность!). Каким стал цвет

бумажки и почему?

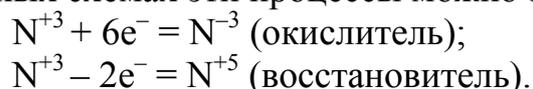
Запишите уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной серной кислотой. Составьте к ним электронно-ионные уравнения и расставьте коэффициенты в уравнениях. Подтвердите теоретически возможность протекания проведенных процессов, сравнивая электродные потенциалы систем.

### **Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность**

Соединения, в состав которых входят атомы элементов, находящихся в промежуточной степени окисления, обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

Например, в состав азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$  и её солей (нитритов) входит атом азота, степень окисления которого равна +3. Минимальная степень окисления азота равна -3, а максимальная +5 (что соответствует положению этого элемента в таблице Д. И. Менделеева). Следовательно, +3 – это промежуточная степень окисления атома азота. Поэтому нитриты могут проявлять как свойства окислителей, так и свойства восстановителей в зависимости от партнера в реакции.

В электронных схемах эти процессы можно записать так:



**Опыт 2.1.** Соединения серы (IV) в окислительно-восстановительных реакциях

В одну пробирку внесите 10–12 капель раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , в другую – такое же количество раствора сульфида натрия и отметьте окраску растворов. В обе пробирки добавьте по несколько капель 2н. серной кислоты и по 2–3 микрошпателя кристаллического сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

Как изменилась окраска в первой пробирке, и почему помутнел раствор во второй пробирке?

Какова степень окисления серы в сульфите? Окислительные или восстановительные свойства проявил сульфит в проделанных реакциях и почему? Запишите уравнения реакций. Сравнивая электродные потенциалы соответствующих систем, подтвердите расчётом возможность протекания выполненных реакций.

**Опыт 2.2.** Окислительные и восстановительные свойства соединений олова (II)

Внесите в пробирку 8–10 капель раствора хлорида олова (II)  $\text{SnCl}_2$  и кусочек цинка. Что происходит с поверхностью цинка? Запишите наблюдения и составьте уравнение реакции.

В другую пробирку внесите по несколько капель  $\text{FeCl}_3$  (или другой соли  $\text{Fe}^{3+}$ ) и  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Отметьте окраску раствора; прибавьте к нему несколько

капель раствора хлорида олова (II), который при этом переходит в хлорид олова (IV).

Как изменилась окраска раствора? Интенсивно синий цвет в присутствии  $K_3[Fe(CN)_6]$  указывает на появление ионов  $Fe^{2+}$  в растворе. Запишите уравнение реакции взаимодействия  $SnCl_2$  и  $FeCl_3$ . Какой вывод можно сделать о свойствах  $Sn^{2+}$  в реакциях?

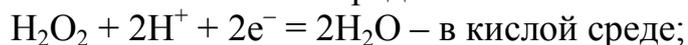
Подтвердите расчётом теоретическую возможность проделанных реакций, сравнивая электродные потенциалы соответствующих систем.

**Опыт 2.3.** Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

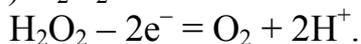
В одну пробирку внесите 10–12 капель йодида калия KI, в другую – такое же количество раствора перманганата калия  $KMnO_4$ , в обе пробирки добавьте по 2–3 капли 2н. раствора серной кислоты. Отметьте окраску растворов.

В обе пробирки прибавьте по 5–6 капель 3%-го раствора пероксида водорода  $H_2O_2$ . Как изменилась окраска в обоих случаях? Какова степень окисления атома кислорода в  $H_2O_2$ ?

Напишите уравнения реакций, учитывая, что пероксид водорода восстанавливается в зависимости от среды по схеме:



При взаимодействии с сильными окислителями ( $KMnO_4$ ,  $(NH_4)_2S_2O_8$  и др.)  $H_2O_2$  окисляется:

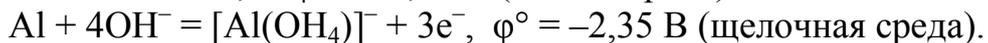
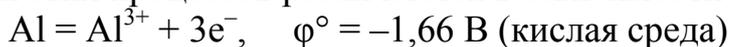


Сделайте вывод о характере свойств пероксидов в проведенных реакциях. Подтвердите расчётом теоретическую возможность протекания указанных процессов.

### **Опыт 3. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов**

Характер протекания окислительно-восстановительных процессов может зависеть от реакции среды.

Например, продукты реакций растворения алюминия и электродные потенциалы этих процессов различаются в зависимости от реакции среды:

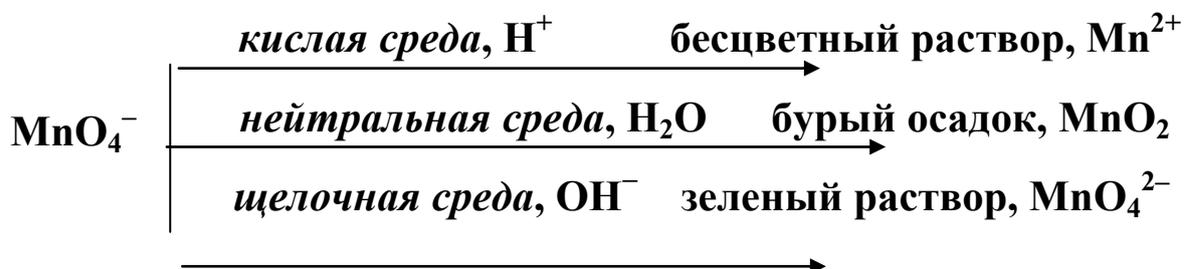


В три пробирки внесите по 10–12 капель раствора перманганата калия  $KMnO_4$ . В одну пробирку добавьте 5 капель 2н. серной кислоты, во вторую – 8 капель 2н. раствора щёлочи.

Во все три пробирки внесите по одному микрошпателью кристаллического нитрита калия  $KNO_2$  и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. (Можно использовать вместо  $KNO_2$  кристаллический сульфит натрия  $Na_2SO_3$ ). Отметьте изменение окраски растворов во всех трех случаях.

Запишите наблюдения и составьте уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия (или сульфитом натрия) в кислой, нейтральной и щелочной средах.

Следует иметь в виду, что ион  $\text{MnO}_4^-$ , придающий раствору малиновую окраску, в зависимости от среды восстанавливается до различных продуктов по схеме:



В какой среде 1 моль перманганат-иона принимает более всего электронов и является наиболее сильным окислителем?

#### Опыт 4. Направление окислительно-восстановительных процессов

Сопоставляя величины электродных потенциалов соответствующих систем, можно определить направление, в котором протекает окислительно-восстановительная реакция.

Исследуйте возможность протекания в прямом или обратном направлении следующей реакции:



Для этого в одну пробирку внесите по 2–3 капли растворов дихромата калия и серной кислоты, затем добавьте 2–4 капли йодида калия. Почему раствор окрасился в зеленовато-коричневый цвет?

В другую пробирку внесите по 2–3 капли растворов сульфата хрома (III) и сульфата калия; добавьте к ним 1–2 капли йодной воды. Наблюдается ли обесцвечивание йода?

Какое заключение на основании результатов опыта можно сделать о направлении протекания исследуемой реакции?

Составьте уравнения полуреакций и расставьте коэффициенты в уравнении. Выпишите из таблицы электродные потенциалы соответствующих систем и сравните их значения. Установите окислитель и восстановитель.

Теоретически обоснуйте направление реакции, которое должно удовлетворять условию:

$$\varphi^\circ_{\text{окислителя}} > \varphi^\circ_{\text{восстановителя}}.$$

#### Индивидуальные задания

1. Подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методами электронного или ионно-электронного баланса, укажите окислители и восстановители.



- 2)  $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 3)  $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 5)  $\text{P} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 6)  $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 7)  $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$ ;
- 8)  $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$ ;
- 9)  $\text{NaI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$ ;
- 10)  $\text{KNO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$ ;
- 11)  $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$ ;
- 12)  $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$ ;
- 13)  $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$ ;
- 14)  $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$ ;
- 15)  $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$ ;
- 16)  $\text{MnCl}_2 + \text{KBrO} + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$ ;
- 17)  $\text{FeSO}_4 + \text{NaClO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$ ;
- 18)  $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$ ;
- 19)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$ ;
- 20)  $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$ ;
- 21)  $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$ ;
- 22)  $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$ ;
- 23)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$ ;
- 24)  $\text{CuCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \dots$ ;
- 25)  $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \dots$ ;
- 26)  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \dots$ ;
- 27)  $\text{SO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \dots$ ;
- 28)  $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \dots$

### Контрольные задачи

1. Электродный потенциал системы  
 $\text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + e^- = \text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+$   
 составляет 0,10 В. Можно ли восстановить соединения Тi (IV) в Тi (III) металлическим кадмием?
2. Вычислите молярную массу эквивалентов  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  для реакции:  
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .  
 Ответ: 48 г.
3. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов 10%-го раствора  $\text{KIO}_3$  ( $\rho = 1,09$  г/мл) в реакции:  
 $\text{KIO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .  
 Ответ: 2,55 моль/л.
4. Химические соединения  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{NH}_3$  являются типичными восстановителями. Могут ли они взаимодействовать между собой? Дайте мо-

тивированный ответ.

5. Пероксид водорода и сернистая кислота в зависимости от условий могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность. Способны ли они реагировать между собой? Ответ мотивируйте.

6. В лабораторных условиях хлор можно получить взаимодействием перманганата калия с соляной кислотой. Сколько хлора получится из 0,5 л 0,54н. раствора  $\text{KMnO}_4$  при избытке  $\text{HCl}$ ?

Ответ: 2,8 л.

7. Старые картины, написанные свинцовыми белилами  $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ , со временем темнеют за счет образования на поверхности сульфида свинца  $\text{PbS}$  черного цвета. Картины можно «обновить», если протереть раствором пероксида водорода; при этом образуется сульфат свинца (II) белого цвета. Напишите реакцию «обновления»; укажите окислитель и восстановитель.

8. Бертолетову соль  $\text{KClO}_3$  можно получить пропуская хлор через горячий раствор гидроксида калия. Какой объём хлора потребуется для его реакции с 800 л 1н. раствора  $\text{KOH}$ .

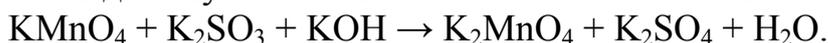
Ответ: 8960 л.

9. Определите массу перманганата калия, необходимого для приготовления 0,5 л 0,2н. раствора, предназначенного для изучения окислительных свойств вещества в кислой среде:



Ответ: 3,16 г.

10. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов сульфита калия, в 500 мл раствора которого содержится 1,74 г этого вещества, предназначенного для изучения его восстановительных свойств в щелочной среде:



11. Определите массу пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , необходимую для приготовления 250 мл 0,2н. раствора, если он предназначен для изучения окислительных свойств этого вещества в щелочной среде.

Ответ: 0,85 г.

12. Графит массой 6 г растворяется при нагревании в серной кислоте. Сколько мл 12н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  потребуется теоретически для этого процесса?

Ответ: 166,7 мл.

13. Рассчитайте массу пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , которая потребуется для приготовления 250 мл 0,05н. раствора при его использовании в качестве восстановителя.

Ответ: 0,21 г.

## Лабораторная работа № 7

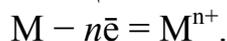
**Тема:** Гальванические элементы. Направление окислительно-восстановительных процессов.

**Цель работы:** Изучить процессы, протекающие на электродах в гальванических элементах. Научиться определять направление окислительно-восстановительных процессов.

### Общие положения

При погружении металлической пластинки в раствор собственной соли имеют место два основных процесса.

Первый процесс – это ионизация металла.



Ионизация происходит под действием полярных молекул растворителя (воды). Образующиеся при этом электроны концентрируются на пластинке, заряжая ее отрицательно, а образующиеся катионы металла переходят с пластинки в раствор и концентрируются возле пластинки (рис. 1).

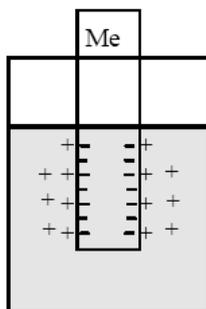
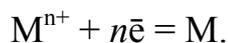


Рис. 1. Двойной электрический слой на границе металл-раствор

В результате этого на границе металла с раствором возникает двойной электрический слой – отрицательно заряженная пластинка притягивает к себе положительно заряженные ионы металла. Аналогичная картина наблюдается при погружении металла в разбавленные растворы его солей или других электролитов.

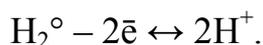
Второй процесс – это адсорбция катионов из раствора на поверхности металла. Металлическая пластинка может заряжаться и положительно в результате выделения на ее поверхности ионов металла из раствора, которые забирают у нее электроны. При этом на пластинке образуется дефицит электронов:



Заряженная поверхность металла притягивает к себе ионы противоположного знака – образуя *двойной электрический слой*. Разность потенциалов, возникающая в двойном электрическом слое на границе металл/электролит,

называют *электродным потенциалом* данного металла.

Абсолютное значение разности потенциалов измерить нельзя, можно определить лишь его относительную величину. Для этого необходим эталон. Таким эталоном — электродом сравнения — выбран *водородный электрод* в стандартных условиях. Его устройство таково: платиновый электрод, покрытый мелкодисперсной платиной (платиновой чернью), погружен в раствор серной кислоты с концентрацией ионов водорода  $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ , обдувается струей газообразного водорода под давлением  $101,325 \text{ кПа}$  и при  $T = 298 \text{ К}$ . При этом на поверхности платины происходит электронный процесс. Между адсорбированным водородом и ионами водорода устанавливается равновесие:



Сама платина, являясь неактивным металлом, в электродном процессе не участвует.

Если соединить стандартный водородный электрод с каким-либо другим электродом с концентрацией электролита  $1 \text{ моль/л}$ , показание вольтметра будет соответствовать значению стандартного потенциала испытуемого электрода. Величины стандартных электродных потенциалов  $E^\circ$  для ряда ионно-металлических электродов приведены в Приложение 6.

*Стандартный электродный потенциал — это потенциал, который возникает на границе металла с раствором его ионов при концентрации последних  $1 \text{ моль/л}$ .*

Значение стандартного электродного потенциала связано с изменением стандартной энергии Гиббса следующим соотношением:

$$E^\circ = - (\Delta G^\circ / nF),$$

где  $F$  — постоянная Фарадея, равная  $96500 \text{ Кл/моль}$

Равновесный электродный потенциал зависит от концентрации ионов в растворе, температуры и определяется уравнением Нернста:

$$E_{\frac{\text{Me}^{n+}}{\text{Me}^0}} = E_{\frac{\text{Me}^{n+}}{\text{Me}^0}}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \lg C_{\text{Me}^{n+}},$$

где  $E_{\frac{\text{Me}^{n+}}{\text{Me}^0}}$  — стандартный электродный потенциал;  $R$  — универсальная газовая постоянная;  $T$  — температура, К;  $n$  — число электронов, принимающих участие в процессе на электроде;  $F$  — число Фарадея;  $C_{\text{Me}^{n+}}$  — концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

С учётом постоянных величин и для температуры  $298 \text{ К}$  уравнение Нернста имеет вид:

$$E_{\frac{\text{Me}^{n+}}{\text{Me}^0}} = E_{\frac{\text{Me}^{n+}}{\text{Me}^0}}^0 + \frac{0,059}{nF} \cdot \lg C_{\text{Me}^{n+}}.$$

Понятие электродного потенциала не ограничено только ионно-металлическими электродами. В общем случае их называют окислительно-восстановительными потенциалами. Величины таких потенциалов характеризуют окислительно-восстановительную активность веществ в реакциях, протекающих в водных растворах.

### Электродвижущая сила

*Максимальная разность потенциалов электродов, которая может быть получена при работе гальванического элемента и израсходована на совершение работы, называется электродвижущей силой  $E_{\circ}$*

Электродвижущая сила (ЭДС) элемента равна разности потенциалов катода и анода:

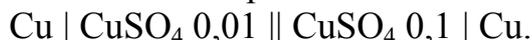
$$E_{\circ} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}.$$

Если ЭДС элемента положительна, то реакция (так, как она записана в элементе) протекает самопроизвольно, при этом  $\Delta G^{\circ} < 0$ . Следовательно, в качестве катода выступает электрод с большим (алгебраическим), а в качестве анода – с меньшим значением электродного потенциала. Окислительно-восстановительная реакция, характеризующая работу гальванического элемента, протекает в направлении, в котором ЭДС имеет положительное значение.

Стандартная ЭДС равна разности стандартных потенциалов катода и анода:  $E^{\circ}_{\circ} = E^{\circ}_{\text{к}} - E^{\circ}_{\text{а}}$ . Для элемента Даниэля-Якоби стандартная ЭДС равна:  $E^{\circ}_{\circ} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = +0,337 - (-0,763) = +1,100 \text{ В}$ .

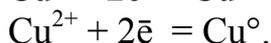
*Гальванический элемент, состоящий из двух электродов одного и того же металла, опущенных в растворы его соли разной концентрации представляет собой концентрационный элемент*

Если взять пластинки одного и того же металла (медные) и поместить их в раствор электролита разной концентрации (0,1 и 0,01 моль/л раствор сульфата меди), то возникнет концентрационный элемент:



В этом случае, электрод, погруженный в раствор электролита с меньшей концентрацией ионов металла, будет анодом. В качестве катода будет выступать электрод, опущенный в электролит с большей концентрацией ионов металла.

Электронное уравнение катодного и анодного процессов примут вид



ЭДС концентрационных гальванических элементов существенно меньше, чем для традиционных систем.

### Приборы и реактивы

Оборудование: стаканчики, подставка с гальванометром к прибору для гальванического элемента, электролитный мостик, цинковые и медные элект-

троды, пробирки, пипетки, стеклянные палочки.

Растворы: сульфат меди (1М), сульфат цинка (1М и 0,0001М), хлорид калия (1М и насыщенный), серная кислота (2н.), соль Мора (2н.), гексаацетат (III) калия (0,5М).

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Составление медно-цинкового элемента

Всякий гальванический элемент состоит из двух электродов – металлов, погруженных в растворы электролитов, последние сообщаются друг с другом обычно через пористую перегородку или электролитный мостик. Схема гальванического элемента показана на рис. 2.

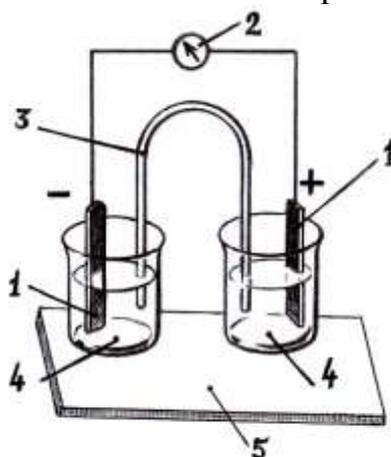


Рис. 2. Схема гальванического элемента: 1 – электроды; 2 – гальванометр; 3 – электролитный мостик; 4 – стаканчики; 5 – подставка

**Выполнение опыта.** Составьте медно-цинковый элемент. Для этого один из стаканчиков 4 (рис. 2) заполните 1М раствором сульфата цинка ( $ZnSO_4$ ), другой – 1М раствором сульфата меди (II) ( $CuSO_4$ ). Оба стаканчика поставьте в углубления подставки 5. Соедините стаканчики электролитным мостиком 3, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси с агар-агаром (желатин). Соедините электроды 1 с гальванометром 2 и опустите в раствор сульфата цинка цинковый электрод, а в раствор сульфата меди (II) – медный. Наблюдайте отклонение стрелки гальванометра, запишите показания гальванометра.

**Запись данных опыта.** Нарисуйте схему медно-цинкового элемента. На схеме укажите анод, катод и направление движения электронов во внешней цепи и ионов в растворе.

Напишите уравнения электродных процессов (полуреакций окисления и восстановления, протекающих соответственно на аноде и катоде) и суммарное уравнение реакции, протекающей в гальваническом элементе.

Выпишите (см. Приложение) числовые значения стандартных потенци-

алов цинкового и медного электродов и вычислите ЭДС гальванического элемента. Сравните расчетное значение ЭДС с показанием гальванометра.

### **Опыт 2.** Составление концентрационного гальванического элемента

Гальванический элемент может быть составлен и из электродов, изготовленных из одного и того же материала. Гальванические элементы, составленные из таких электродов, погруженных в растворы одного и того же электролита различной концентрации, называются *концентрационными*.

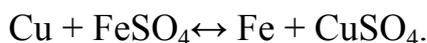
**Выполнение работы.** Наполните стаканчики 4 (рис. 1) растворами сульфата цинка разной концентрации: один стаканчик – 1М ZnSO<sub>4</sub>, другой – 0,0001М ZnSO<sub>4</sub>. Соедините стаканчики электролитным мостиком 3. Опустите в каждый стаканчик цинковые электроды 1, соединив последние с гальванометром 2. Наблюдайте отклонение стрелки гальванометра. Запишите показания гальванометра.

**Запись данных опыта.** Нарисуйте схему концентрационного гальванического элемента. Укажите на схеме анод, катод, концентрации растворов, в которые опущены электроды, и направление движения электронов во внешней цепи.

Напишите уравнения электродных процессов. Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов (см. Приложение) и уравнением Нернста для металлического электрода (\*), определите потенциал каждого электрода и вычислите ЭДС концентрационного гальванического элемента. Как и в опыте 1, ЭДС концентрационного гальванического элемента равна разности потенциалов составляющих его электродов. Сравните вычисленное значение ЭДС с показанием гальванометра.

### **Опыт 3.** Направление окислительно-восстановительных процессов

Определите направление окислительно-восстановительной реакции:



**Выполнение опыта.** Возьмите две пробирки. В одну из них внесите несколько кусочков металлической меди и добавьте 1 мл раствора FeSO<sub>4</sub> (соли Мора). В другую пробирку налейте 1–2 мл раствора медного купороса CuSO<sub>4</sub>, опустите в него железный гвоздь.

Через 5–10 минут осмотрите поверхность металлов из обеих пробирок, предварительно промыв их небольшим количеством воды. Почему на поверхности железного гвоздя появился красный налет?

Проанализируйте свои наблюдения и сделайте вывод о направлении (прямое или обратное) протекания данной окислительно-восстановительной реакции.

**Запись данных опыта.** Составьте уравнения полуреакций окисления и восстановления для протекающей окислительно-восстановительной реакции. Рассмотрите данную реакцию как процесс, протекающий при работе гальва-

нического элемента. Выпишите значения соответствующих стандартных электродных потенциалов (см. Приложение) и вычислите ЭДС.

Положительное значение ЭДС свидетельствует о правильности сделанного вывода относительно направления самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции при данных условиях. Отметьте тот факт, что окислителем является окисленная форма той полуреакции (электродного процесса), которая характеризуется более высоким электродным потенциалом, а восстановителем – восстановленная форма полуреакции (электродного процесса), характеризуемой меньшим потенциалом.

### Контрольные вопросы

1. Вычислите потенциалы металлов, находящихся в контакте с растворами их солей с заданной активностью, (моль/л) катиона:

- а) Fe/FeSO<sub>4</sub>, [Fe<sup>2+</sup>] = 0,01;
- б) Pb/Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, [Pb<sup>2+</sup>] = 0,1;
- в) Cr/Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, [Cr<sup>3+</sup>] = 0,001;
- г) Ag/AgNO<sub>3</sub>, [Ag<sup>+</sup>] = 0,00001;
- д) Zn/ZnSO<sub>4</sub>, [Zn<sup>2+</sup>] = 0,0001;
- е) Cu/CuSO<sub>4</sub>, [Cu<sup>2+</sup>] = 0,001;
- ж) Cd/CdCl<sub>2</sub>, [Cd<sup>2+</sup>] = 0,01.

2. Вычислите ЭДС гальванических элементов, представленных ниже схемами в ионной форме:

- а) Mg | Mg<sup>2+</sup> || Pb<sup>2+</sup> | Pb;
- б) Pb | Pb<sup>2+</sup> || Cu<sup>2+</sup> | Cu;
- в) Cu | Cu<sup>2+</sup> || Ag<sup>+</sup> | Ag;
- г) Mn | Mn<sup>2+</sup> || Ni<sup>2+</sup> | Ni;
- д) Zn | Zn<sup>2+</sup> || Pb<sup>2+</sup> | Pb;
- е) Fe | Fe<sup>2+</sup> || Cu<sup>2+</sup> | Cu;
- ж) Ni | Ni<sup>2+</sup> || Pd<sup>2+</sup> | Pd,

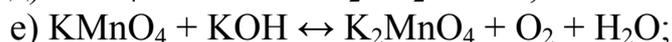
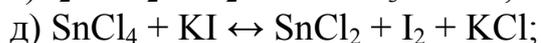
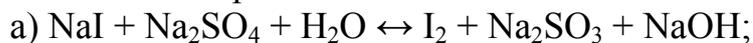
если все растворы электролитов одномолярные. Какой металл будет растворяться в каждом из этих случаев?

3. Вычислите ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в раствор ZnSO<sub>4</sub> с активностью катиона Zn<sup>2+</sup> (моль/л):

- а) 0,01 и 0,02;                      б) 0,3 и 0,4;                      в) 0,4 и 0,05;
- г) 0,6 и 0,07;                      д) 0,8 и 0,09;                      е) 0,01 и 0,7;
- ж) 0,02 и 0,4.

4. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов.

5. Определите, в каком направлении могут самопроизвольно протекать при стандартных условиях приведенные ниже окислительно-восстановительные реакции:



## Лабораторная работа № 8

**Тема:** Коррозия металлов

**Цель работы:** изучение процесса коррозии и некоторых методов защиты металлов от коррозии.

### Общие положения

Коррозия – это самопроизвольное разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой. При этом металлы окисляются и образуются термодинамически более устойчивые соединения – оксиды, гидроксиды, соли.

По механизму протекания коррозионного процесса, зависящему от характера внешней среды, с которой взаимодействует металл, различают химическую и электрохимическую коррозию.

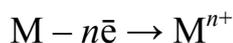
Химическая коррозия происходит в средах, не проводящих электрический ток. По условиям протекания различают: а) газовую коррозию сухими окислительными газами (кислородом, галогенами, диоксидом серы и др.) при повышенной температуре и б) коррозию в жидких неэлектролитах (бензине, масле и др.). Сущность химической коррозии сводится к окислительно-восстановительной реакции, осуществляемой непосредственным переходом электронов металла на окислитель. Примером такого типа процесса коррозии является окисление металлов кислородом по уравнению в общем виде:



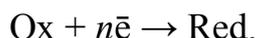
**Электрохимическая коррозия** происходит в средах, имеющих ионную проводимость (в растворах электролитов, во влажном воздухе, в почве) и сопровождается возникновением внутри металла электрического тока в результате образования *коррозионных гальванических элементов*. Последние образуются вследствие энергетической неоднородности отдельных участков по-

верхности металла, дефектов структуры, наличия примесей, контактов разнородных металлов в присутствии электролита, разности температур и т.д.

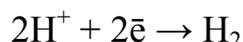
Движущей силой электрохимической коррозии является разность электродных потенциалов пассивных (катодных) и активных (анодных) участков. При этом происходит анодное окисление металла



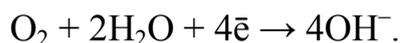
и катодное восстановление окислителя (Ох)



Наиболее часто при коррозии наблюдается восстановление водорода в кислой среде (коррозия с водородной деполяризацией)



или кислорода, растворенного в воде (коррозия с кислородной деполяризацией)



Скорость коррозии зависит от природы металла, строения его поверхности, температуры, свойств внешней среды и других факторов.

Существуют металлы, такие как хром, алюминий, никель, цирконий и др., способные пассивироваться, то есть переходить в состояние повышенной коррозионной устойчивости. Это происходит благодаря образованию на их поверхностях плотных защитных оксидных или иных пленок, имеющих хорошее сцепление с металлом.

Некоторые ионы активируют металл, препятствуя их пассивации. Так, ионы  $Cl^-$  способствуют растворению защитных пленок и облегчают переход ионов металла в раствор.

Методы для борьбы с коррозией основаны на

1) изменении свойств агрессивной среды, добавляя в нее небольшие количества веществ – замедлителей коррозии, называемых ингибиторами;

2) изменении свойств корродирующего металла путем легирования, т.е. введения в его состав определенных компонентов (хрома, никеля, вольфрама и др.), вызывающих пассивирование металла;

3) изолировании металла от среды путем создания на его поверхности защитной пленки;

4) применении электрохимической защиты.

В качестве покрытий используют различные материалы: металлические и неметаллические, в частности лаки, краски, пластмассы, фосфатные, нитридные и оксидные пленки. Последние образуют на поверхности металлов при соприкосновении с воздухом или при искусственном оксидировании с использованием сильных окислителей (азотной кислоты, дихромата калия и др.).

Металлические покрытия по характеру защитного действия против коррозии разделяют на катодные и анодные.

К катодным относятся покрытия, электродные потенциалы которых в данной среде имеют большие значения, чем потенциал основного металла. В этом случае металл может быть защищен от коррозии лишь при условии целостности покрытия. При повреждении катодного покрытия (или наличии пар) возникает гальванический элемент, в котором основной металл (с меньшим потенциалом) служит анодом и растворяется. Примерами катодных покрытий из стали являются Cu, Ni, Sn, Ag.

Анодные покрытия характеризуются меньшими значениями электродных потенциалов, чем потенциал основного металла. Примером анодного покрытия может служить цинк на стали. При обыкновенной температуре на воздухе на поверхности цинка образуется оксидная пленка, защищающая его от дальнейшего окисления. В растворе электролита анодное покрытие, в частности цинк на железе, растворяется и тем самым защищает от коррозии основной металл, являющийся в возникшей гальванической паре катодом.

К электрохимическим методам относятся:

а) протекторная защита путем присоединения к конструкции более активного металла (протектора), который является анодом и окисляется;

б) защита за счет извне приложенного тока, для чего металлическое изделие подключается к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, становится катодом и не окисляется.

## Порядок выполнения работы

### Приборы и реактивы

Оборудование: гальванометр, пробирки, U-образная трубка, графитовые стержни, наждачная бумага, железные гвозди,

Реактивы: железо оцинкованное, железо луженное (полоски), алюминий (гранулированный), алюминиевая фольга, уротропин.

Растворы: соляная кислота (0,1н., 2н., плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup>), серная кислота (2н.), гексацианоферрат (III) калия (0,5н.), азотная кислота (плотностью 1,4 г/см<sup>3</sup>), сульфат меди (II) (0,5н.), хлорид меди (II) (0,5н.).

### Опыт 1. Электрохимическая коррозия металлов

#### а) Фиксация процесса электрохимической коррозии

**Выполнение опыта.** Укрепите U-образную трубку в зажиме штатива и наполните ее на  $\frac{3}{4}$  объема 0,1н. раствором соляной кислоты. Добавьте в трубку несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия ( $K_3[Fe(CN)_6]$ ), который является чувствительным реактивом на ионы  $Fe^{2+}$  и дает с ним синее окрашивание.

Вставьте в одно колено трубки графитовый электрод, а в другое железный электрод (или железный гвоздь). Соедините электроды с гальваномет-

ром.

Обратите внимание на отклонение стрелки прибора, выделение газа у одного из электродов и посинение раствора у другого электрода.

**Запись данных опыта.** Объясните наблюдаемые явления, для этого ответьте на следующие вопросы:

- а) о чем свидетельствует отклонение стрелки гальванометра?
  - б) существует ли аналогия между коррозионными процессами и процессами, протекающими при работе гальванического элемента как источника тока?
  - в) анодом или катодом является корродирующий металл?
  - г) свидетельствует ли синее окрашивание раствора в присутствии гексацианоферрата (III) калия об окислении железа?
- Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде.

**б) Взаимодействие цинка с серной кислотой в присутствии других металлов и их солей**

**Выполнение опыта.** Внесите в две пробирки по 5–6 капель 2н. серной кислоты и по кусочку цинка.

В одной пробирке коснитесь кусочка цинка медной проволокой. Как при этом изменяется интенсивность выделения водорода и на каком из металлов он выделяется? Удалите медную проволоку и убедитесь, что интенсивность выделения водорода снова замедляется.

В другую пробирку прибавьте каплю 2н. раствора сульфата меди. Как при этом изменяется интенсивность выделения водорода? Что появилось на поверхности цинка в присутствии сульфата меди?

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение реакции взаимодействия цинка с серной кислотой. Объясните, в чем проявляется влияние металлической меди и раствора соли меди на процесс окисления цинка. Какой металл является катодом и анодом при образовании гальванической пары цинка с медью? Какой из металлов при этом подвергается коррозии? Сделайте выводы на основе сравнения электродных потенциалов металлов (см. Приложение б).

## **Опыт 2. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия**

**Выполнение работы.** В две пробирки поместите по кусочку алюминия. Добавьте в одну из пробирок 5–8 капель 0,5н. раствора сульфата меди, а в другую столько же раствора хлорида меди.

Отметьте различный результат действия растворов солей меди на металлический алюминий. В присутствии какой соли алюминий быстрее покрывается налетом меди?

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение реакции восстановления меди алюминием. В выводах сделайте заключение о влиянии хлорид-ионов на состояние оксидной пленки алюминия.

### **Опыт 3. Защита металлов от коррозии**

#### **а) Пассивация алюминия**

**Выполнение работы.** В пробирку с 2н. раствором соляной кислоты (5–6 капель) опустите полоску алюминиевой фольги. Наблюдайте выделение водорода. Напишите уравнения реакций.

Удалите алюминий из пробирки, ополосните его водой и опустите на 2–3 мин в сосуд с раствором концентрированной азотной кислоты. После этого ополосните алюминий водой и повторно опустите в пробирку с раствором соляной кислоты.

**Запись данных опыта.** Выделяется ли водород после взаимодействия алюминия с азотной кислотой? Растворяется ли при этом алюминий? В выводе объясните, что произошло с алюминием после выдержки его в азотной кислоте.

#### **б) Анодные и катодные металлические покрытия**

**Выполнение опыта.** В две пробирки налейте на  $\frac{1}{2}$  их объема дистиллированной воды и по 2–3 капли 2н. раствора серной кислоты. В обе пробирки добавьте по 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия. Растворы перемешайте стеклянной палочкой.

В одну из пробирок опустите кусочек оцинкованного, а в другую луженого железа (покрытого оловом).

Почему в одной из пробирок через несколько минут появляется синее окрашивание? Для ответа на данный вопрос можно обратиться к описанию и результатам опыта 1. Можно ли систему «основной металл–покрытие» рассматривать как гальванический элемент?

**Запись данных опыта.** Выпишите значения электродных потенциалов металлов, участвовавших в образовании гальванических пар (см. Приложение). Напишите уравнения электродных реакций, происходящих при коррозии оцинкованного и луженого железа. Укажите, в каком случае покрытие является катодным либо анодным. В выводе отметьте, при использовании какого покрытия его местное разрушение приведет к коррозии основного металла (железа). Когда более рационально применение анодного покрытия, когда – катодного?

#### **в) Действие ингибитора на процесс коррозии железа**

**Выполнение опыта.** В две пробирки налейте  $\frac{1}{4}$  объема 2н. раствора серной кислоты и по 1 капле раствора гексацианоферрата (III) калия. В одну из пробирок добавьте один микрошпатель уротропина. Два гвоздика очистите наждачной бумагой и опустите в каждую пробирку.

Путем сравнения интенсивности синей окраски растворов отметьте различную скорость окисления железа в пробирках.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения реакции взаимодействия железа с серной кислотой и полученного сульфата железа (II) с гексациано-

ферратом (III) калия. В выводах укажите, какое действие оказал уротропин на скорость коррозии железа.

### Контрольные вопросы

1. В чем отличие электрохимической коррозии от химической? Какие существуют методы защиты металлов от коррозии?

2. Почему химически чистое железо является более стойким против коррозии, чем техническое железо?

3. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее?

4. Какой металл будет первым разрушаться в процессе коррозии в следующих парах: алюминий – медь, медь – никель, железо – никель?

5. В каком случае коррозия железа при повреждении покрытия будет происходить быстрее: в случае хромированного железа или никелированного?

6. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Каков состав продуктов коррозии железа?

7. Возможна ли коррозия олова в водном растворе с рН 6 при контакте с воздухом. При каких значениях рН возможна коррозия с выделением водорода?

8. Приведите примеры металлов, которые могут корродировать с выделением водорода в водном растворе, имеющем рН: а) 2,0; б) 7,0; в) 10,0.

9. Приведите пример катодного покрытия для никеля. Напишите уравнения анодного, катодного и суммарного процессов коррозии, протекающих в аэрируемом водном растворе и в солянокислой среде при частичном нарушении такого покрытия.

10. Приведите пример анодного покрытия для кадмия. Напишите уравнения анодного, катодного и суммарного процессов коррозии, протекающих в серноокислом растворе и во влажном воздухе при частичном нарушении такого покрытия.

11. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

12. Какой металл может служить протектором при защите железа от коррозии в водном растворе с рН 10 в контакте с воздухом. Напишите уравнения реакций протекающих процессов.

## Лабораторная работа № 9

**Тема:** Электролиз водных растворов

**Цель работы:** изучить особенности химических реакций под действием электрического тока.

### Общие положения

Электролиз – это совокупность процессов, протекающих на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита. Как в гальваническом элементе, электрод, на котором происходит восстановление частиц вещества, называют катодом, а электрод, на котором происходит окисление, называют анодом. Но при электролизе катод – это отрицательный полюс, а анод – положительный полюс электролизера.

Если система содержит несколько различных окислителей, то на катоде будет восстанавливаться наиболее активный из них, т.е. окисленная форма частиц той электрохимической системы, которой отвечает наибольшее значение электродного потенциала.

Аналогично при наличии в системе, подвергающейся электролизу, нескольких восстановителей на аноде будет окисляться, восстановленная форма частиц той электрохимической системы, которая характеризуется наименьшим значением электродного потенциала.

При первом приближении для решения вопроса о том, какие конкретно вещества получатся на электродах, можно пользоваться величиной стандартных электродных потенциалов (см. Приложение).

При определении природы продуктов электролиза необходимо различать электролиз растворов и электролиз расплавов; электролиз с инертными электродами и электролиз с активным анодом.

Электролиз водных растворов имеет ту особенность, что молекулы растворителя воды могут конкурировать с ионами электролита, участвуя в процессах как на катоде, так и аноде. При этом необходимо учитывать потенциалы разложения воды, сильно зависящие, например, от водородного показателя среды рН (см. таблицу).

Электроды могут быть изготовлены из активного или пассивного материала (графитовые, платиновые). В последнем случае электродный потенциал материала анода выше, чем у частиц раствора, способных окисляться, и металл будет только проводником электронов, а процесс на нем будет протекать как на инертном электроде (нерастворимом).

Если же электродный потенциал металла анода будет меньше, чем у других участников окисления, окисляться (т.е. растворяться) будет сам материал анода. Процессы с растворимым анодом в практике используют, например, для рафинирования металлов (медь, никель и др.).

## Электродные потенциалы разложения воды

Вода как окислитель (на катоде)			Вода как восстановитель (на аноде)		
pH	Реакция	$E$ , В	pH	Реакция	$E$ , В
0	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	0,0	0	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	+1,23
7	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + \text{OH}^-$	-0,41	7	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	+0,82
14	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + \text{OH}^-$	-0,83	14	$4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,40

Количественные соотношения электролиза были установлены Фараде-ем и излагаются двумя законами.

I закон Фарадея: масса вещества, претерпевшего превращение на электроде, пропорциональна количеству прошедшего через электролит электричества.

II закон Фарадея: при электролизе различных химических соединений равные количества электричества приводят к электрохимическому превращению эквивалентных количеств веществ.

Для превращения одного эквивалента вещества требуется 96500 кулон электричества (постоянная Фарадея, равная произведению постоянной Авогадро на заряд электрона).

Математически законы Фарадея отражает следующее уравнение:

$$m = \frac{M_{\text{ЭК}} I t}{F},$$

где  $m$  – масса превращенного вещества, г;  $M_{\text{ЭК}}$  – молярная масса эквивалентов вещества, г/моль;  $I$  – сила тока, А;  $t$  – время, с;  $F$  – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

### Порядок выполнения работы

#### Приборы и реактивы

Приборы: U-образный электролизер, графитовые электроды, выпрямитель, пробирки.

Растворы и реактивы: сульфат натрия (0,5М), сульфат меди (II) (0,5М), иодид калия (0,5М), фенолфталеин, лакмус, крахмал.

Описанные ниже опыты проводят на установке, представленной на рис. 1. Электролизер заполнен рабочим раствором соли на  $\frac{3}{4}$  объема. После каждого опыта электролизер и электроды тщательно промывают проточной водой.

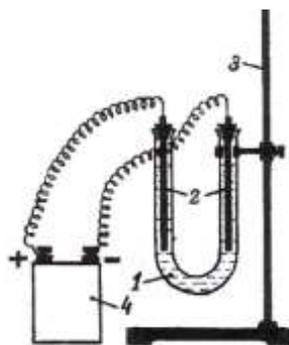


Рис. 1. Прибор для электролиза:

1 – U-образный электролизер; 2 – электроды; 3 – штатив; 4 – источник постоянного тока

### Опыт 1. Электролиз раствора сульфата натрия

**Выполнение работы.** В пробирке смешайте приблизительно  $\frac{1}{2}$  объема пробирки раствора сульфата натрия с  $\frac{1}{4}$  объема пробирки раствора лакмуса и смесь перенесите в электролизер. В оба колена электролизера опустите графитовые (инертные) электроды, присоединенные к источнику тока. Пропустите через раствор постоянный электрический ток в течение нескольких минут. Обратите внимание на выделение пузырьков газа на электродах и на изменение окраски раствора.

**Запись данных опыта.** Для того чтобы объяснить наблюдения, необходимо проанализировать возможные процессы на обоих электродах и определить какие вещества на них получились. Сульфат натрия в водном растворе диссоциирует:



На катоде из двух возможных процессов восстановления:

1.  $\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$ ,  $E^\circ = -2,71 \text{ В}$ ;
2.  $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$ ,  $E^\circ = -0,41 \text{ В}$  (при pH 7),

выбираем тот, которому отвечает большее значение электродного потенциала, т.е. процесс восстановления воды.

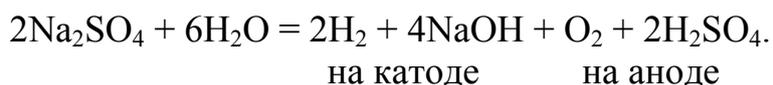
На аноде из двух возможных процессов окисления:

1.  $2\text{SO}_4^{2-} - 2\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ,  $E^\circ = +2,01 \text{ В}$ ;
2.  $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ ,  $E^\circ = +0,82 \text{ В}$  (при pH 7),

выбираем тот, которому отвечает меньшее значение электродного потенциала, т.е. процесс окисления воды.

Таким образом, на катоде получили водород, а в катодном простран-

стве гидроксид натрия; на аноде – кислород, а в анодном пространстве – серную кислоту. Это и объясняет наблюдения: выделение пузырьков газа с поверхности обоих электродов и изменение окраски индикатора в обоих коленах электролизера. С ионами соли превращений на электродах не произошло, соль сыграла роль электропроводника, создав электропроводность системы, в которой прошел процесс разложения воды. Суммарно электролиз отражает следующее уравнение:



### **Опыт 2. Электролиз раствора йодида калия**

**Выполнение работы.** В пробирку на  $\frac{3}{4}$  объема налейте раствор йодида калия (KI), добавьте 3–4 капли фенолфталеина и 5–6 капель крахмального клейстера. Приготовленную бесцветную смесь перенесите в электролизер и опустите в него графитовые электроды. В течение нескольких минут пропустите через раствор электрический ток.

**Запись данных опыта.** Отметьте изменение цвета раствора в обоих пространствах электролизера. Объясните наблюдения: на присутствие каких частиц указывает малиновая окраска фенолфталеина и темно-синяя крахмала.

Запишите уравнения полуреакций, которые могут протекать на катоде и аноде соответственно. По величинам электродных потенциалов (см. Приложение) определите те, которые реально протекают в данном опыте. В выводе запишите суммарное уравнение электролиза, указав продукты реакции.

### **Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди (II)**

**Выполнение работы.** Налейте в электролизер раствор сульфата меди  $\text{CuSO}_4$ . Опустите черные графитовые электроды и пропустите в течение нескольких минут через раствор электрический ток. Наблюдайте, как изменяется цвет раствора, выделяется ли газ на электродах, отметьте появление на поверхности одного из электродов красного налета.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения полуреакций, возможных на катоде и на аноде. Сопоставляя величины электродных потенциалов, определите реальные процессы на электродах и объясните наблюдения. Запишите суммарное уравнение электролиза сульфата меди.

### **Опыт 4. Электролиз с растворимым анодом**

**Выполнение работы.** Воспользуйтесь системой, приготовленной в предыдущем опыте 3, но осуществите переполосовку электродов так, чтобы катод, получивший красный налет меди в опыте 3, превратился в анод. Для этого измените присоединение электродов к полюсам источника тока. Про-

пустите электрический ток через раствор. Что происходит с медью на аноде? Как изменился цвет анода? Как изменился цвет черного графитового катода?

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения полуреакций, возможных на катоде и аноде. Учтите, что в данном опыте число конкурирующих восстановителей на аноде возрастает до трех:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cu}$ . Сравните величины электродных потенциалов для каждого из них, определите реализуемый процесс и сопоставьте с наблюдениями. Сделайте вывод. С какой целью можно использовать процессы электролиза с растворимым анодом?

### Контрольные вопросы

1. Напишите уравнения полуреакций, которые могут протекать на графитовых электродах при электролизе водных растворов указанных ниже веществ, а также суммарное уравнение реально происходящего процесса электролиза:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Вещество	$\text{NiCl}_2$	$\text{NaBr}$	$\text{KOH}$	$\text{FeSO}_4$	$\text{CaI}_2$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{CoBr}_2$

2. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации катионы?

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Вещество	$\text{Fe}^{2+}$ $\text{Pb}^{2+}$ $\text{Ag}^+$	$\text{Sn}^{2+}$ $\text{Hg}^{2+}$ $\text{Ni}^{2+}$	$\text{Bi}^{3+}$ $\text{Zn}^{2+}$ $\text{Fe}^{2+}$	$\text{Pt}^{2+}$ $\text{Pb}^{2+}$ $\text{Ni}^{2+}$	$\text{Sn}^{2+}$ $\text{Cu}^{2+}$ $\text{Co}^{2+}$	$\text{Pd}^{2+}$ $\text{Cd}^{2+}$ $\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cr}^{3+}$ $\text{Zn}^{2+}$ $\text{Ag}^+$

Запишите полуреакции катодных процессов.

3. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих на электродах при электролизе раствора:

Вариант	Задание
1	$\text{NiSO}_4$ , анод из никеля
2	$\text{AgNO}_3$ , анод из серебра
3	$\text{CrCl}_3$ , анод из хрома
4	$\text{ZnSO}_4$ , анод из цинка
5	$\text{CoCl}_2$ , анод из кобальта
6	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ , анод из кадмия
7	$\text{SnCl}_2$ , анод из олова
8	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , анод из свинца
9	$\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$ , анод из индия
10	$\text{MnSO}_4$ , анод из марганца

11	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ , анод из висмута
12	$\text{PdCl}_2$ , анод из палладия
13	$\text{VSO}_4$ , анод из ванадия
14	$\text{FeCl}_2$ , анод из железа

### Техника безопасности

При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать общие правила работы в химической лаборатории, изложенные в инструкции по технике безопасности.

Особое внимание следует уделить работе по электролизу водных растворов. Электролизер включать и выключать следует сухими руками. Нельзя касаться электродов, находящихся под напряжением.

### Лабораторная работа № 10

#### Тема: Лёгкие конструкционные материалы

**Цель работы:** изучение химических свойств магния и алюминия.

#### Общие положения

Металлы служат основным конструкционным материалом в машиностроении. Это обусловлено их специфическими свойствами, которые способны резко изменяться при сплавлении с другими металлами и с некоторыми неметаллическими материалами. Инженера-механика особенно интересуют характеристики металла как конструкционного материала, т.е. в твёрдом, компактном состоянии с определенным комплексом физических свойств. Современная химия металлов рассматривает их химические свойства в неразрывной связи с физическими свойствами, которые в конечном итоге, как и химические свойства, являются функцией строения атомов.

По значениям плотности металлы в технике подразделяют на лёгкие – плотностью меньше  $5 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$  и тяжёлые – плотностью более  $5 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$ . По этому признаку к лёгким металлам относят щелочные и щелочноземельные металлы, а также бериллий, алюминий, скандий, иттрий и титан; к тяжёлым – все остальные.

В качестве конструкционных материалов из лёгких металлов могут быть применены только магний, бериллий, алюминий, титан и сплавы на их основе. Химически более активные лёгкие металлы, такие как литий, натрий, кальций, барий, скандий и иттрий могут применяться лишь в сплавах с небольшим содержанием этих металлов.

Бериллий обладает прочностью легированной стали, но редкость бериллия (содержание в земной коре –  $3,8 \cdot 10^{-4} \%$  масс.), его высокая стоимость

и токсичность паров и соединений ограничивают применение металла в технике.

Как технический металл титан сочетает сравнительно малую плотность ( $4,5 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$ ), высокую механическую прочность, термическую и коррозионную стойкость, что делает его весьма ценным конструкционным материалом. Однако большая химическая активность при высоких температурах, особенно в расплавленном состоянии, создаёт существенные трудности в процессах термической обработки титана. По мере усовершенствования способов получения титана его применение в промышленности, несомненно, будет возрастать.

Магний сильно уступает бериллию, как по механической прочности, так и по термической устойчивости; он химически более активен, чем бериллий, и легко поддается коррозии. Но магний более доступен и поэтому широко применяется в самолётостроении. Ведущее место среди лёгких металлов по использованию в технике в качестве конструкционных материалов занимают алюминий и его сплавы.

Магний является *s*-элементом II группы периодической системы Д. И. Менделеева. Его электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . По числу валентных электронов для магния характерна степень окисления +2. Алюминий – *p*-элемент III группы периодической системы. Его электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ . По числу валентных электронов для алюминия характерна степень окисления +3. Благодаря наличию во внешнем электронном слое атома алюминия свободных *d*-орбиталей, координационное число алюминия может быть 4 и 6. Химические связи, образуемые алюминием с другими элементами, имеют в основном ковалентный характер. Алюминий – типичный амфотерный элемент, для него характерны катионные и анионные комплексы, например,  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ,  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ .

В виде простых веществ магний и алюминий – серебристо-белые металлы. В обычных условиях поверхность металлов покрыта оксидной плёнкой, которая ослабляет металлический блеск и предохраняет магний от дальнейшего окисления, а алюминий делает коррозионностойким металлом. Кроме того, алюминий является высокоэлектропроводным, теплопроводным и исключительно пластичным металлом.

Магний и алюминий химически активны. Однако взаимодействию металлов с водой препятствует наличие защитных плёнок на их поверхности. Поэтому магний с водой (даже при нагревании) взаимодействует очень медленно, а алюминий не взаимодействует вовсе. Магний и алюминий растворяются в разбавленных хлороводородной и серной кислотах с выделением водорода. Среди продуктов взаимодействия магния с разбавленной азотной кислотой значительную долю составляет нитрат аммония. Азотная кислота, как концентрированная, так и разбавленная, при обычной температуре окисляет алюминий, образуя на его поверхности прочную оксидную плёнку. Этот процесс называется пассивацией алюминия. С горячей азотной кислотой

алюминий взаимодействует с выделением диоксида азота. В связи с растворимостью гидроксида алюминия в водных растворах щелочей алюминий взаимодействует с ними с выделением водорода. Магний с растворами щелочей не взаимодействует. Оксид и гидроксид магния имеют основной характер, в то время как оксид и гидроксид алюминия – амфотерный, т. е. в равной степени проявляют кислотные и основные свойства.

### **Приборы и реактивы**

Оборудование: пробирки, штатив, пипетки, микрошпатели, спиртовка, сетка асбестовая, наждачная бумага.

Металлы: магний (лента), алюминий (гранулы или фольга).

Растворы: HCl (2н., конц.), HNO<sub>3</sub> (2н., конц.), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2н., конц.), NaOH (2н.), CuSO<sub>4</sub> (насыщ.), CuCl<sub>2</sub> (насыщ.), MgCl<sub>2</sub> (насыщ.), Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> (насыщ.), дистиллированная вода, индикаторы.

## **Порядок выполнения работы**

### **Опыт 1. Отношение магния и алюминия к воде**

Возьмите кусочек магниевой ленты и очистите её поверхность наждачной бумагой от налёта оксида. В пробирку внесите несколько капель дистиллированной воды, фенолфталеина и опустите в неё очищенный магний. Происходит ли реакция при комнатной температуре? Нагрейте пробирку пламенем спиртовки. Что наблюдается? На образование каких ионов указывает появление малиновой окраски фенолфталеина? Напишите уравнение реакции взаимодействия магния с водой при нагревании.

Аналогичный опыт проделайте с гранулой или фольгой алюминия. Происходит ли взаимодействие алюминия с водой? Опишите и объясните наблюдаемые явления.

### **Опыт 2. Взаимодействие магния и алюминия с кислотами**

#### **Опыт 2.1. Отношение металлов к разбавленным кислотам**

В шесть пробирок внесите попарно по 6–8 капель 2н. растворов кислот: хлороводородной, серной, азотной. В три пробирки поместите по небольшому кусочку магниевой ленты, а в оставшиеся три пробирки опустите по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Предварительно поверхность металлов зачистите наждачной бумагой. Во всех ли случаях протекают реакции на холоде? Осторожно нагрейте пробирки на пламени спиртовки. Что происходит с металлами при нагревании? Какие газы, по вашему мнению, выделяются при взаимодействии магния и алюминия с разбавленными кислотами на холоде? При нагревании? Запишите уравнения реакций.

## **Опыт 2.2. Взаимодействие металлов с концентрированными кислотами**

Прделайте опыт, аналогичный опыту 2.1, заменив разбавленные кислоты концентрированными. Как протекают реакции на холоде? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Осторожно нагрейте пробирки на пламени спиртовки. Как влияет нагревание на интенсивность взаимодействия металлов с кислотами? Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии с магнием и при нагревании с алюминием азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота; серная кислота при взаимодействии с магнием восстанавливается до сероводорода, а при взаимодействии с алюминием до диоксида серы на холоде и частично до свободной серы при нагревании. Влияет ли изменение концентрации хлороводородной кислоты на характер взаимодействия с алюминием? Почему?

## **Опыт 2.3. Пассивация алюминия**

В две пробирки налейте по 6–8 капель растворов концентрированных хлороводородной и азотной кислот. В пробирку с хлороводородной кислотой на 1 минуту опустите кусочек алюминиевой фольги. Какой газ выделяется? Достаньте алюминий из пробирки, сполосните водой и опустите в раствор азотной кислоты на 3–5 минут. Выньте, сполосните водой и снова опустите в пробирку с хлороводородной кислотой. Сразу ли начинается выделение водорода? Какова интенсивность его выделения? Растворяется ли алюминий в хлороводородной кислоте после обработки концентрированной азотной кислотой? Что произошло с алюминием? Как вы думаете, какие факторы влияют на процесс пассивации алюминия?

## **Опыт 3. Отношение магния и алюминия к водным растворам щелочей**

В две пробирки прилейте по 6–8 капель 2н. раствора гидроксида натрия. В одну из пробирок внесите кусочек магниевой ленты, а в другую – кусочек алюминиевой фольги. Отметьте интенсивное выделение водорода в пробирке с алюминием. Составьте уравнение реакции растворения алюминия в водном растворе щёлочи с образованием гидроксокомплекса  $\text{Na}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$ . О каких свойствах алюминия свидетельствует проведённый опыт? Почему магний не взаимодействует с гидроксидом натрия?

## **Опыт 4. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия**

В две пробирки поместите по кусочку алюминия и добавьте в одну из них 6–8 капель раствора сульфата меди (II), а в другую – столько же раствора хлорида меди (II). Отметьте различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменений, во второй он быстро покрывается красным налётом меди. Объясните наблюдаемое явление.

ние и напишите уравнение реакции.

### **Опыт 5. Гидроксиды магния и алюминия, их получение и свойства**

В две пробирки внесите по 6–8 капель раствора соли магния, а в две другие – по 6–8 капель раствора соли алюминия. Во все пробирки добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия до образования белых студнеобразных осадков. Каков состав осадков?

К полученным в двух пробирках осадкам гидроксидов магния и алюминия добавьте по 6–8 капель раствора хлороводородной кислоты, а в оставшиеся две пробирки – по 6–8 капель раствора гидроксида натрия. В какой из четырёх пробирок осадок не растворяется? Почему? Напишите уравнения реакций:

- получения гидроксидов магния и алюминия;
- растворения гидроксидов в кислоте;
- взаимодействия гидроксида алюминия с гидроксидом натрия, учитывая, что в сильнощелочной среде образуется комплексный анион  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ .

Запишите схемы диссоциации гидроксидов магния и алюминия и сделайте вывод об их кислотно-основных свойствах.

### **Контрольные вопросы**

1. Бериллий и магний реагируют с водой очень медленно. Щелочноземельные металлы реагируют с водой значительно энергичнее. Чем это объясняется? Какие данные необходимы вам для качественного сопоставления процессов взаимодействия металлов с водой?

2. Объясните, почему магний хорошо растворяется в воде, содержащей аммонийные соли. Рассмотрите этот вопрос на примере растворения магния в растворе хлорида аммония.

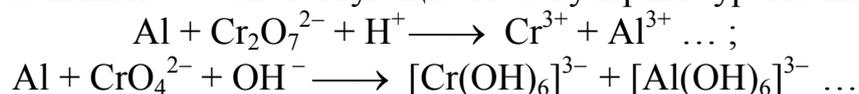
3. В каких соединениях магний и алюминий встречаются в природе? Укажите их важнейшие минералы. Назовите области применения этих металлов и их соединений.

4. В чем заключается сущность процесса алюмотермии? Где он находит применение? Приведите примеры химических реакций, рассмотрев их как окислительно-восстановительные процессы.

5. Сколько порошка алюминия и оксида железа (III) необходимо для приготовления 10,7 кг термита? Для каких целей используется эта смесь?

6. Почему горячий магний нельзя тушить водой? Напишите соответствующее уравнение реакции. Как вы поступите в момент случайного возгорания магниевой стружки в лаборатории?

7. Закончите следующие ионные уравнения реакций. Расставьте коэффициенты и напишите соответствующие молекулярные уравнения:



8. Почему алюминий растворяется в водном растворе карбоната натрия? Напишите уравнение соответствующей реакции. Какое действие оказывает содовый раствор на предметы, изготовленные из алюминиевых сплавов?

9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



10. Составьте схемы электролиза расплавов и растворов хлорида магния и хлорида алюминия с инертными электродами. Почему невозможно получить эти металлы электролизом водных растворов их солей? Как получают магний и алюминий в промышленности? Что такое криолит?

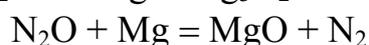
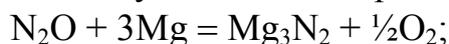
11. При работе гальванического элемента



восстановилось до свободного металла 31,2 г хрома. Определите, насколько уменьшилась масса алюминиевого электрода. Катодом или анодом является алюминий в этом элементе? Рассчитайте ЭДС элемента при стандартных условиях.

12. Какие продукты образуются при горении магния на воздухе? Напишите уравнения реакций их взаимодействия с водой.

13. Протекание какой из двух возможных реакций



наиболее вероятно при взаимодействии металлического магния с оксидом азота (I) при стандартных условиях? Ответ обоснуйте расчетом. Какие свойства проявляет магний в этих реакциях?

14. Почему первый потенциал ионизации атома бериллия (9,32 В) выше, чем у атома лития (5,39 В), а второй потенциал ионизации (18,21 В) значительно ниже, чем у атома лития (75,64 В)? Рассмотрите электронное строение атомов и ионов этих элементов.

## Лабораторная работа № 11

**Тема:** Тяжёлые конструкционные материалы.

**Цель работы:** изучение химических свойств железа, меди, цинка, олова и свинца.

### Общие положения

К тяжёлым конструкционным металлам относят большинство известных металлов. Химические свойства металлов определяют их работоспособность в условиях эксплуатации, а также возможность создания на их основе

новых конструкционных материалов. Железо, медь, цинк, олово и свинец относятся к числу наиболее широко используемых металлов.

Железо является элементом VIII В группы периодической системы. Электронная конфигурация атома  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ .

Характерные степени окисления: +2, +3 и +6. Железо – серый твердый металл с высокими температурой плавления ( $1536\text{ }^\circ\text{C}$ ) и плотностью ( $7,91 \cdot 10^3\text{ кг/м}^3$ ). В химическом отношении железо представляет собой металл средней активности, взаимодействующий с элементарными окислителями и минеральными кислотами (концентрированные азотная и серная кислоты пассивируют железо, создавая на его поверхности оксидную пленку). Растворы щелочей на железо не действуют. Малоактивные металлы вытесняются железом из водных растворов их солей.

Железо образует простые оксиды: FeO (основный), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (амфотерный) и FeO<sub>3</sub> (кислотный), а также смешанный оксид Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (или FeO·Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), в котором один атом железа находится в степени окисления +2, а два других – в +3. Оксиды и гидроксиды железа в воде нерастворимы. Гидроксиды имеют состав Fe(OH)<sub>2</sub> и Fe(OH)<sub>3</sub>. Известно большое количество простых и комплексных солей железа. В системах, образованных железом с другими металлами, во многих случаях возникают интерметаллические соединения. Железо является основным конструкционным материалом. Мировое производство железа и его сплавов исчисляется сотнями миллионов тонн в год.

Медь располагается в IB группе периодической системы. Электронная конфигурация валентного слоя атома меди  $3d^{10} 4s^1$ . Характерные степени окисления +1 и +2. Медь – металл жёлто-красного цвета, температура плавления  $1085\text{ }^\circ\text{C}$ , плотность  $8,96 \cdot 10^3\text{ кг/м}^3$ . Химическая активность меди невелика, металл является сравнительно слабым восстановителем. Медь растворяется только в кислотах, являющихся сильными окислителями (азотная, концентрированная серная). В соответствии с положением металла в ряду напряжений соединения меди легко восстанавливаются до металла. Окислительные свойства соединений меди, а также способность этого элемента образовывать комплексные соединения широко используются при рафинировании металла электролизом водных растворов, гальваническом меднении и во многих других процессах.

Гидратированные ионы меди имеют голубую или зелёную окраску. Оксиды окрашены в характерные цвета: Cu<sub>2</sub>O – красный, CuO – чёрный. На основе меди получают различные сплавы, в которых содержание легирующих добавок может достигать до 50 % масс. Сплавы с содержанием цинка более 4 % масс. называют латунями. Если основным легирующим компонентом является никель – мельхиорами и нейзильберами, олово, алюминий, бериллий, кремний и другие металлы – бронзами.

Цинк расположен во II В группе периодической системы. Электронная конфигурация валентного слоя атома  $3d^{10} 4s^2$ . Степень окисления в соединениях +2. Температура плавления  $419,5\text{ }^\circ\text{C}$ , плотность  $7,13 \cdot 10^3\text{ кг/м}^3$ . Цинк яв-

ляется химически активным металлом. В соответствии со значением электродного потенциала он взаимодействует с водой и разбавленными растворами серной и хлороводородной кислот с выделением водорода. Однако взаимодействие с водой быстро прекращается вследствие образования нерастворимой гидроксидной пленки на поверхности металла. Азотная и концентрированная серная кислоты действуют на металл как окислители. Цинк взаимодействует с водными растворами щелочей с выделением водорода. Оксид и гидроксид цинка по своей природе амфотерны.

Цинк образует большое количество простых и комплексных солей. Он входит в состав многочисленных сплавов с другими металлами. Около 40 % добываемого цинка расходуется на цинкование, т. е. покрытие поверхности чёрных металлов для защиты их от коррозии.

Олово и свинец являются элементами IV A группы периодической системы. Электронные конфигурации внешнего слоя атомов этих элементов аналогичны: олова –  $5s^25p^2$ , свинца –  $6s^26p^2$ , что обуславливает большое сходство их свойств. Степени окисления элементов в соединениях +2 и +4. Температуры плавления металлов 232,0 и 327,5 °С, плотности  $7,25 \cdot 10^3$  и  $11,34 \cdot 10^3$  кг/м<sup>3</sup> соответственно.

По химическим свойствам элементные олово и свинец довольно сильно отличаются от типичных металлов. Особенно это проявляется в их низкой химической активности. При комнатной температуре олово и свинец не взаимодействуют с водой. Хлороводородная кислота окисляет элементы до степени окисления +2, причём свинец взаимодействует с кислотой очень медленно из-за образования малорастворимого хлорида свинца  $PbCl_2$ , который, отлагаясь на поверхности металла, препятствует дальнейшему окислению. Олово и свинец взаимодействуют с концентрированными серной и азотной кислотами при нагревании. Разбавленная серная кислота не действует на свинец из-за образования нерастворимого сульфата свинца  $PbSO_4$  на его поверхности. Разбавленная азотная кислота окисляет эти элементы до степени окисления +2.

Олово и свинец образуют оксиды:  $SnO$ ,  $PbO$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO_2$  и  $Pb_3O_4$  (смешанный оксид). Оксиды  $SnO$  и  $PbO$  и соответствующие им гидроксиды амфотерны, взаимодействуют с растворами щелочей, образуя гидроксоли  $M_2[Sn(OH)_4]$  и  $M_2[Pb(OH)_4]$  (M – однозарядный катион). В твёрдой фазе существуют станниты  $M_2SnO_2$  и плюмбиты  $M_2PbO_2$ . Гидроксиды олова в степени окисления +4 представляют собой  $\alpha$ - и  $\beta$ -оловянные кислоты.  $\alpha$ -Оловянная кислота растворима в кислотах и щелочах, в отличие от нерастворимой  $\beta$ -оловянной кислоты.

Олово и свинец взаимодействуют с некоторыми элементными окислителями (галогенами и серой), с большинством металлов образуют сплавы, содержащие, как правило, интерметаллические соединения. В технике олово используется главным образом для лужения, т. е. для покрытия им поверхности других металлов для защиты от коррозии. Свинец, будучи очень мягким, легко подвергается механической обработке, он хорошо поглощает рентге-

новское (x-) и радиоактивное (γ-) излучения. Из свинца изготавливают пластины сернокислотных аккумуляторов. Сплавы олова и свинца находят широкое применение в различных областях техники и технологии.

### **Приборы и реактивы**

Оборудование: штатив, пробирки, пипетки, микрошпатели, спиртовка, сетка асбестовая, стеклянные палочки, фарфоровые или металлические тигли, тигельные щипцы, держатели для пробирок, наждачная бумага, универсальная индикаторная бумага.

Металлы: железо (проволока, опилки, гвозди), медь (лента или проволока), цинк (гранулы), олово (гранулы), свинец (гранулы).

Растворы: HCl (2 н., конц.), HNO<sub>3</sub> (2н., конц.), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2н., конц.), NaOH (2н.), K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (5%-й), NaSCN (0,01н.), KI (насыщ.), KNO<sub>3</sub> или NaNO<sub>3</sub> (насыщ.), Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> или ZnSO<sub>4</sub> (насыщ.), CuSO<sub>4</sub> (насыщ.), SnCl<sub>2</sub> (насыщ.), Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> или Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> (насыщ.), FeCl<sub>3</sub> (насыщ.), FeSO<sub>4</sub> (насыщ.).

Сухие вещества: (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·FeSO<sub>4</sub>·6H<sub>2</sub>O.

### **Порядок выполнения работы**

#### **Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами**

##### **Опыт 1.1. Действие на металлы разбавленных кислот**

В пять пробирок поместите по маленькому кусочку металлов (железо, медь, цинк, олово, свинец) и прилейте по 6–8 капель 2н. раствора хлороводородной кислоты. Что происходит с металлами? Нагрейте пробирки пламенем спиртовки. Как изменилась скорость реакций? Во всех ли пробирках металлы взаимодействуют с кислотой? Какой газ при этом выделяется?

Аналогичные опыты проделайте с разбавленными серной и азотной кислотами.

Убедитесь в том, что в хлороводородной и разбавленной серной кислотах образуются ионы Fe<sup>2+</sup>, а в азотной – ионы Fe<sup>3+</sup>, для чего проведите качественные реакции. В пробирки с железом добавьте 2–3 капли растворов гексацианоферрата (III) калия или роданида натрия. В присутствии ионов железа Fe<sup>2+</sup> появляется характерное синее окрашивание вследствие образования комплекса KFe<sup>II</sup>[Fe<sup>III</sup>(CN)<sub>6</sub>], называемого берлинской лазурью или турнбулевой синью. Ионы железа Fe<sup>3+</sup> окрашивают раствор в кроваво-красный цвет вследствие образования роданида железа Fe(SCN)<sub>3</sub>. Внимательно наблюдайте за появлением окраски, так как через 1–2 минуты в кислой среде роданид железа разлагается.

В пробирки со свинцом внесите по 2–3 капли раствора йодида калия. В какой пробирке выпал жёлтый осадок йодида свинца? Сделайте вывод, в какой из взятых кислот свинец полностью растворяется.

Во всех ли пробирках с медью раствор окрасился в сине-голубой цвет, характерный для иона Cu<sup>2+</sup>? Почему?

Объясните причины различного отношения металлов к кислотам, пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов и таблицей растворимости (см. Приложение 5). Напишите:

– уравнения реакций взаимодействия металлов с разбавленными хлороводородной и серной кислотами;

– уравнения реакций взаимодействия металлов с разбавленной азотной кислотой, учитывая, что образуются нитраты соответствующих металлов и оксид азота (II) в случае железа, меди, олова, свинца и преимущественно оксид азота (I) в случае цинка.

### **Опыт 1.2. Взаимодействие металлов с концентрированными кислотами**

Проведите опыт, аналогичный предыдущему, заменив разбавленные кислоты концентрированными. Запишите:

– уравнения реакций взаимодействия металлов с хлороводородной кислотой, отметив, почему реакция протекает не со всеми металлами и влияет ли на характер реакции концентрация кислоты;

– уравнения реакций взаимодействия металлов с серной кислотой, учитывая, что олово окисляется до степени окисления +4 с образованием сульфата олова (IV), свинец окисляется до степени окисления +2, давая гидросульфат свинца (II), медь и цинк образуют сульфаты металлов (II), а железо – сульфат железа (III); кроме того в пробирке с цинком появляется помутнение за счет образования элементарной серы, в остальных пробирках выделяется оксид серы (IV);

– уравнения реакций взаимодействия металлов с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что образуются нитраты свинца (II), меди (II), цинка (II), железа (III) и выделяется газообразный оксид азота (IV); в пробирке с оловом образуется белый осадок β-оловянной кислоты сложного состава  $x\text{SnO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ , которой условно приписывают формулу  $\text{H}_2\text{SnO}_3$ , и выделяется оксид азота (IV).

### **Опыт 2. Взаимодействие металлов с растворами щелочей**

В пять пробирок поместите по кусочку металла, прилейте 6–8 капель раствора щёлочи и осторожно нагрейте. Наблюдайте за происходящими процессами. Во всех ли пробирках происходят реакции? Какой газ при этом выделяется? О каких химических свойствах исследованных металлов свидетельствуют протекающие реакции?

Запишите уравнения реакций взаимодействия цинка, олова и свинца с водным раствором гидроксида натрия, учитывая, что в сильнощелочной среде образуются хорошо растворимые гидроксокомплексы  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$  и  $[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$  и выделяется водород.

### Опыт 3. Восстановительные свойства металлов

#### Опыт 3.1. Восстановительные свойства цинка

В фарфоровый или металлический тигелёк поместите кусочек цинка, прибавьте 6–8 капель раствора нитрата калия или натрия и столько же раствора гидроксида натрия. Захватите тигель щипцами и, осторожно нагревая содержимое тигля на пламени спиртовки, доведите раствор до кипения. Наблюдайте выделение аммиака по характерному запаху и по изменению окраски индикаторной бумаги, смоченной водой. Какая соль цинка, по вашему мнению, получается в данных условиях? Запишите уравнения окислительно-восстановительной реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

#### Опыт 3.2. Ряд напряжений металлов

В пять пробирок налейте по 6–8 капель растворов солей цинка, железа (II), олова (II), свинца (II) и меди (II). Опустите в эти растворы по кусочку металлического цинка, кроме пробирки с раствором соли цинка. Что происходит с поверхностью цинка в каждой из пробирок? Напишите уравнения протекающих реакций. Какую роль в этих процессах выполняет цинк?

Повторите опыт, опустив в растворы солей зачищенные наждачной бумагой гвозди, кроме пробирки с раствором соли железа. Из растворов каких солей железо вытесняет металлы? Чем это можно объяснить? Запишите уравнения реакций.

В те же растворы опустите медную проволоку, предварительно зачистив её наждачной бумагой, кроме пробирки с раствором соли меди. Вытесняет ли медь какие-либо металлы из растворов? Почему?

Нарисуйте в лабораторном журнале таблицу по образцу

Металлы	Ионы				
	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
Zn					
Fe					
Cu					

Занесите в таблицу результаты наблюдений, поставив «+» под теми ионами, которые вытесняются из растворов солей металлическими цинком, железом или медью. Расположите испытанные металлы (цинк, железо и медь) по активности в ряд и сравните с их положением в ряду напряжений.

### Опыт 4. Электрохимическая коррозия металлов

Две пробирки заполните наполовину дистиллированной водой и добавьте в каждую по 6–8 капель 2н. раствора серной кислоты и 2–3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия.

Зачистите два гвоздя наждачной бумагой и опустите их в пробирки. В

одну из них внесите кусочек цинка, а в другую – кусочек олова так, чтобы они касались поверхности гвоздя. Через некоторое время наблюдайте синее окрашивание в растворе, где находится олово в контакте с железом. Чем вызвано появление окраски? Почему синее окрашивание в пробирке с цинком появляется медленнее?

Запишите уравнения протекающих реакций. Объясните, как влияет образование гальванических пар на коррозию металлов. Как будет протекать электрохимическая коррозия в кислой среде у следующих пар: медь–железо, медь–олово?

## **Опыт 5. Получение гидроксидов металлов и исследование их свойств**

### **Опыт 5.1. Гидроксиды цинка, олова, свинца и их свойства**

В шесть пробирок попарно поместите по 6–8 капель растворов солей цинка, олова (II) и свинца (II). Добавьте в каждую пробирку по несколько капель 2н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадков.

В три пробирки с полученными осадками гидроксидов цинка, олова (II) и свинца (II) добавьте по 6–8 капель 2н. раствора хлороводородной кислоты, в три другие – по столько же 2н. раствора гидроксида натрия. Растворы размешайте стеклянной палочкой до растворения осадков. Напишите:

– уравнения реакций получения гидроксидов цинка, олова (II) и свинца (II);

– уравнения реакций взаимодействия гидроксидов металлов с хлороводородной кислотой;

– уравнения реакций взаимодействия гидроксидов металлов с раствором щёлочи, учитывая, что в сильнощелочном растворе образуются комплексные тетрагидроксианионы металлов состава  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$  и  $[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$ .

Сделайте вывод о химических свойствах гидроксидов металлов (II). Какие ионы металлов находятся преимущественно в растворе при  $\text{pH} < 7$ ? При  $\text{pH} > 7$ ?

### **Опыт 5.2. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств**

#### **Опыт 5.2.1. Получение гидроксида меди (II) и его разложение при нагревании**

Внесите в пробирку по 6–8 капель раствора сульфата меди (II) и 2н. раствора щёлочи. Отметьте цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагрейте пробирку с полученным осадком на пламени спиртовки. Как изменяется цвет и форма осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид меди (II)? Напишите уравнения реакций получения гидроксида меди (II) и его разложения при нагревании.

### **Опыт 5.2.2. Отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам**

Получите в двух пробирках осадок гидроксида меди (II) аналогично опыту 5.2.1. К полученному осадку прибавьте: в одну пробирку 6–8 капель 2н. раствора серной кислоты, в другую – столько же 2н. раствора гидроксида натрия. В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о химических свойствах гидроксида меди? Запишите уравнение реакции взаимодействия гидроксида меди с кислотой.

Знайте, что в избытке концентрированных растворов щелочей гидроксид меди (II) растворяется с образованием аниона тетрагидрооксокупрата (II) состава  $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$ , однако он весьма неустойчив и при разбавлении раствора разлагается с выделением осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Это показывает, что кислотные свойства гидроксида меди (II) выражены чрезвычайно слабо.

### **Опыт 5.3. Гидроксиды железа и их свойства**

#### **Опыт 5.3.1. Гидроксид железа (II)**

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах следует брать наиболее устойчивую двойную кристаллическую соль Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Для приготовления раствора поместите в пробирку один микрошпатель соли Мора и прибавьте несколько капель воды. Как вы думаете, чем объясняется бóльшая устойчивость соли Мора в кристаллическом состоянии по сравнению с сульфатом железа (II)? Почему раствор соли Мора должен быть свежеприготовленным? Напишите координационную формулу соли Мора, считая, что все шесть молекул воды координируются ионом железа  $\text{Fe}^{2+}$ . Двойная соль Мора в водном растворе практически полностью диссоциирует на все составляющие её ионы, поэтому в уравнениях реакций для простоты записи можно пользоваться формулой сульфата железа (II).

В пробирку со свежеприготовленным раствором соли Мора прилейте по каплям 2н. раствор гидроксида натрия до выпадения зелёного осадка гидроксида железа (II). Перемешайте полученный осадок стеклянной палочкой и через несколько минут наблюдайте побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  в гидроксид железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Формула  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  условна, поскольку состав продуктов окисления близок к  $\text{FeOOH}^*$ .

К свежееосажденному гидроксиду железа (II) прилейте 6–8 капель 2н. раствора хлороводородной кислоты. Что происходит с осадком? Какие свойства проявляет гидроксид железа (II) в этой реакции? Напишите:

– уравнение реакции получения гидроксида железа (II); До сих пор существование  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  не доказано экспериментально. Формулу гидроксида железа (III) правильнее записывать в виде  $x\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ . Часть этого осадка, по-видимому, представляет собой  $\text{FeOOH}$ .

– уравнение реакции окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды;

– уравнение реакции взаимодействия гидроксида железа (II) с раство-

ром хлороводородной кислоты.

### Опыт 5.3.2. Гидроксид железа (III)

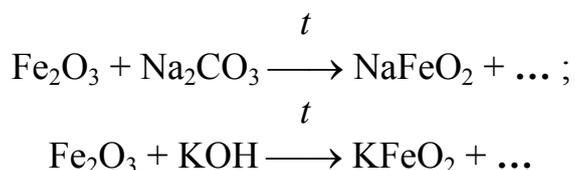
В две пробирки внесите по 6–8 капель раствора хлорида железа (III) и добавьте столько же 2н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка. В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора хлороводородной кислоты, в другую – раствора гидроксида натрия. Что наблюдается в пробирках? Как вы думаете, почему осадок растворяется в растворе кислоты, а в растворе щёлочи остаётся почти без изменений? О каких свойствах полученного осадка гидроксида железа (III) это свидетельствует?

Несмотря на кажущееся отсутствие взаимодействия со щёлочью при обычных условиях, гидроксид железа (III) проявляет слабо амфотерные свойства. Кислотные свойства он проявляет только при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты – ферриты. Водой они полностью гидролизуются. Напишите:

– уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) с раствором гидроксида натрия с образованием гидроксида железа (III);

– уравнение реакции растворения гидроксида железа (III) в хлороводородной кислоте;

– уравнения реакций образования ферритов при сплавлении оксида железа (III) с содой и щёлочью, дописав следующие уравнения:



– уравнение реакции полного гидролиза феррита натрия  $\text{NaFeO}_2$ , протекающего с образованием  $\text{FeOOH}$ ;

– формулу смешанного оксида железа  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  в виде феррита железа (II).

### Контрольные вопросы

1. Какие процессы происходят на поверхности железа при действии на него кислорода воздуха, воды и углекислого газа? Напишите уравнения протекающих реакций.

2. На основании значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов рассчитайте, в какой среде цинк является более сильным восстановителем. В каких технологических процессах используют цинк в качестве восстановителя?

3. Напишите уравнение реакции образования основного карбоната меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  при действии на медь паров воды, кислорода и диоксида углерода. В каких условиях образуется это вещество в природе? В состав какого минерала входит?

4. Как влияет на коррозию железа его контакт с другими металлами? Какой металл будет разрушаться первым при повреждении поверхности лужёного, оцинкованного и никелированного железа в кислой среде и во влажной атмосфере?

5. В природе свинец встречается в основном в виде сульфида PbS, а олово – в виде оксида SnO<sub>2</sub>. Как вы думаете, почему? Какое из приведённых соединений термодинамически наиболее устойчиво?

6. Железо входит в состав различных сплавов. Чем отличаются по составу чугун и сталь от мягкого железа? Как это сказывается на их свойствах?

8. Назовите основные промышленные способы производства металлической меди. Какие химические процессы лежат в их основе? Укажите важнейшие сплавы меди и области их применения.

8. Составьте электронные и молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схеме:



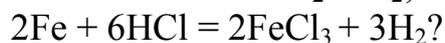
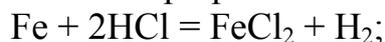
9. Какие процессы происходят при электролизе водного раствора сульфата меди (II) с угольным и медным анодами? Приведите уравнения электродных процессов.

10. Сплав свинца с оловом нагревали с концентрированной азотной кислотой до прекращения реакции. Образовавшийся белый осадок отфильтровали, высушили и прокалили. Каков, по вашему мнению, состав осадка до и после прокаливания? Какие вещества присутствуют в растворе после реакции?

11. Какими способами можно получить α- и β-оловянные кислоты? Чем различаются их свойства?

12. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах свинцового аккумулятора при его заряде и разряде.

13. По какой из приведённых реакций будет происходить растворение железа в хлороводородной кислоте при pH = 0:



Ответ мотивируйте, рассчитав значения электродных потенциалов систем Fe<sup>0</sup>/Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>0</sup>/Fe<sup>3+</sup> и H<sub>2</sub>/2H<sup>+</sup>. Какими качественными реакциями на ионы железа можно доказать правильность вашего ответа?

14. В чём заключается способ электролитической очистки меди от примесей? Какой материал используется для изготовления катода и анода? Напишите уравнения электродных процессов. Какие элементы попутно выделяются в процессе рафинирования «черновой» меди?

## **2. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА**

### **2.1. Структура самостоятельной работы**

Самостоятельная работа обучающегося является частью его учебной деятельности, объемы самостоятельной работы по каждой дисциплине (модулю) устанавливаются в учебном плане.

Самостоятельная работа по дисциплине (модулю) организуется следующим образом:

1. До начала освоения дисциплины обучающемуся необходимо ознакомиться с содержанием рабочей программы дисциплины (модуля) в следующем порядке:

1.1. содержание знаний, умений, навыков и (или) опыта профессиональной деятельности, которые будут сформированы в процессе освоения дисциплины (модуля);

1.2. содержание конспектов лекций, размещенных в электронной информационной среде КузГТУ в порядке освоения дисциплины, указанном в рабочей программе дисциплины (модуля);

1.3. содержание основной и дополнительной литературы.

2. В период освоения дисциплины обучающийся осуществляет самостоятельную работу в следующем порядке:

2.1. выполнение практических и (или) лабораторных работ и (или) отчетов в порядке, установленном в рабочей программе дисциплины (модуля);

2.2. подготовка к опросам и (или) тестированию в соответствии с порядком, установленным в рабочей программе дисциплины (модуля);

2.3. подготовка к промежуточной аттестации в соответствии с порядком, установленным в рабочей программе дисциплины (модуля).

В случае затруднений, возникших при выполнении самостоятельной работы, обучающемуся необходимо обратиться за консультацией к педагогическому работнику. Периоды проведения консультаций устанавливаются в расписании консультаций.

### **2.2. Содержание самостоятельной работы**

#### **2.2.1. Текущий контроль**

##### **Опрос по контрольным вопросам**

Текущий контроль по разделам 1-3 будет заключаться в опросе обучающихся по контрольным вопросам:

#### **Раздел 1. Теоретические основы химии**

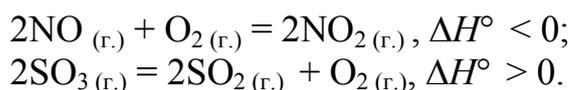
1. В каких случаях наблюдаются отклонения от закона сохранения мас-

сы?

2. В каких случаях неприменим закон постоянства состава?
3. Что показывает химическое уравнение?
4. Определите эквивалент ( $\mathcal{E}_{1/2}$ ) и эквивалентную массу ( $M_{\text{eq}}$ ) азота, серы и хлора в соединениях  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ .
5. Сколько металла, эквивалентная масса которого 12,16 г/моль, взаимодействует с  $310 \text{ см}^3$  кислорода при нормальных условиях?
6. Определите степень окисления атомов в соединениях:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{BaSO}_4$ .
7. Напишите формулы оксидов, соответствующих гидроксидам:  $\text{KOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .
8. Приведите пример амфотерного вещества и докажете это соответствующими уравнениями реакций.
9. Как кислоту и основную соли можно превратить в средние? Для доказательства воспользуйтесь результатами задания.

## Раздел 2. Химическая термодинамика и кинетика

1. В чём состоит смысл понятия «энтропия»? Как изменяется энтропия в изолированной системе при химических и фазовых превращениях?
2. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса? Какую тенденцию выражает энтальпийный фактор? Энтропийный фактор?
3. От каких основных факторов зависит величина скорости реакции?
4. Как зависит скорость реакции от температуры?
5. Что такое кинетическое уравнение?
6. Вычислить, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению:  
 $\text{PCl}_{5(\text{r})} = \text{PCl}_{3(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})}; \Delta H^\circ = + 92,59 \text{ кДж}$ .
7. Укажите, какие из приведенных реакций протекают самопроизвольно и являются экзотермическими:
  - а)  $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ ;
  - б)  $3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})} = 2\text{NH}_{3(\text{r})}$ ;
  - в)  $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})} = 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ .при стандартных условиях.
8. Напишите выражение скорости реакции  
 $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$   
 $2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$   
как изменится скорость реакции при увеличении концентрации исходных веществ в 3 раза?
9. На основании принципа Ле Шателье определите, в каком направлении сместится равновесие при повышении температуры ( $p=\text{const}$ ):



### Раздел 3. Химические системы

1. Охарактеризуйте концентрированные, разбавленные, насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Как изменяется состояние раствора при изменении температуры? При изменении давления?

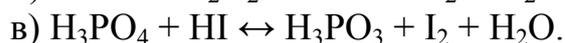
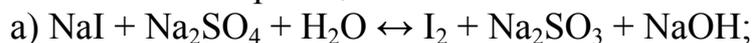
2. Какой процесс называется электролитической диссоциацией?

3. Каково состояние сильных электролитов в растворе?

4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



5. Определите, в каком направлении могут самопроизвольно протекать при стандартных условиях приведенные ниже окислительно-восстановительные реакции:

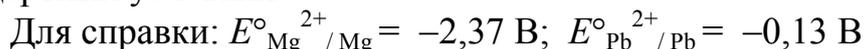


6. Какие процессы протекают у катода и у анода при электролизе?

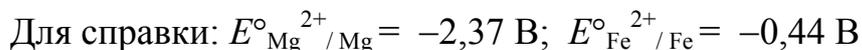
7. В чем отличия процессов электролиза с растворимым и нерастворимым анодами?

8. Что называется электродным потенциалом? Как он возникает?

9. Составить схему магниево-свинцового гальванического элемента. Записать уравнения электродных процессов, рассчитать ЭДС элемента в стандартных условиях.



10. Как будет протекать коррозия железа, покрытого магнием, в кислой среде и во влажном воздухе при нарушении целостности покрытия? Составить уравнения электродных процессов, указать тип покрытия и продукты коррозии.



11. Для ортофосфорной кислоты укажите число ступеней диссоциации и ион с наименьшей концентрацией.

12. Имеются два раствора с  $\text{pH} = 10$  и  $\text{pH} = 6$ . В каком из этих растворов концентрация водородных ионов больше и во сколько раз?

13. Какой объем воды потребуется для разбавления 1 л концентрированной 96%-й серной кислоты ( $\rho = 1,840 \text{ г/см}^3$ ) с получением электролита с концентрацией 30 % масс?

#### 2.2.2. Контрольная работа

Задания на выполнение контрольной работы выдаются преподавателем

в период установочной лекции. Студенты заочной формы обучения выполняют и высылают контрольную работу на рецензирование до начала соответствующей экзаменационной сессии.

Каждый вариант контрольной работы включает 10 заданий по основным разделам курса. Номер варианта выдается студенту на установочной лекции по данной дисциплине. В целях успешного выполнения контрольной работы, а также текущего контроля хода ее выполнения преподавателями кафедры организованы регулярные консультации. Кроме того, в начале каждого задания настоящего методического пособия подробно рассматриваются примеры решения данного типа задач.

Контрольная работа оформляется в тетрадях общего формата. Все расчеты должны выполняться в международной системе СИ с подробным их описанием.

Электронный адрес методических указаний:  
<http://library.kuzstu.ru/meto.php?n=4137>

### 2.2.3. Промежуточная аттестация

Формой промежуточной аттестации является зачет и (или) экзамен. На зачет и (или экзамен) выносятся вопросы теоретического характера.

#### **Перечень вопросов.**

1. Химические системы. Состояние системы. Классификация и устойчивость химических систем. Химическая реакция как процесс, протекающий в системе.

2. Закон сохранения энергии. Понятие о внутренней энергии системы. Теплота. Работа.

3. Тепловой эффект химической реакции. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования веществ. Закон Гесса. Следствие из закона Гесса.

4. Энтропия как мера неупорядоченного состояния систем. Изменение энтропии в изолированных химических системах.

5. Энергия Гиббса. Энергия Гиббса образования веществ. Направление химических реакций неизолированных системах.

6. Химическое равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье

7. Дисперсные системы. Эмульсии. Суспензии.. Коллоидные растворы, их получение.

8. Скорость химической реакции и её зависимость от концентрации и температуры. Энергия активации.

9. Методы ускорения химических реакций. Катализ гомогенный и гетерогенный. Катализаторы.

10. Понятия о растворах. Способы выражения состава растворов. Растворимость твёрдых, жидких и газообразных веществ.

11. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов: понижение давления пара, повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации раствора. (Законы Рауля).

12. Осмос. Осмотическое давление растворов неэлектролитов и электролитов. (Законы Вант-Гоффа).

13. Ионные реакции в растворах. Гидролиз солей.

14. Теория кислот и оснований: теория электролитической диссоциации.

15. Классы неорганических соединений: кислоты, основания, соли. Амфотерные гидроксиды.

16. Электрохимическая система. Определение, классификация электрохимических процессов.

17. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Ионно-электронный метод. Влияние среды на направление окислительно-восстановительных реакций

18. Электродный потенциал. Двойной электрический слой на границе раздела фаз и причины его возникновения. Разность потенциалов и способы её измерения. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов.

19. Потенциалы металлических и окислительно-восстановительных электродов. Уравнение В. Нернста. Направление окислительно-восстановительных процессов. Равновесие в электрохимических системах.

20. Химические источники тока. Анодный и катодный процессы. Электродвижущая сила. Устройство и принцип работы гальванических элементов А. Вольта, Даниэля-Якоби, Ж. Лекланше. Кислотные и щелочные аккумуляторы.

21. Коррозия металлов и сплавов. Механизмы коррозионных процессов. Поляризация и деполяризация поверхности материала. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия металлов и сплавов в кислой среде и в атмосфере влажного воздуха.

22. Методы защиты от коррозии: легирование, нанесение металлических (неметаллических) покрытий, электрохимические методы (анодная, катодная и протекторная защита), ингибирование коррозии.

23. Электролиз расплавов и водных растворов с инертными и растворимыми электродами. Последовательность электродных процессов. Перенапряжение электрода.

### 3. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

#### 3.1. Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебное пособие / под ред. А. И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – Москва : Интеграл-Пресс, 2007. – 728 с. – Текст : непосредственный.

2. Минаевская, Л. В. Общая химия. Для инженерно-технических направлений подготовки и специальностей : учебное пособие / Л. В. Минаевская, Н. А. Щеголихина. – Санкт-Петербург : Лань, 2020. – 168 с. – ISBN 978-5-8114-3837-2. – URL: <https://e.lanbook.com/book/126907> (дата обращения: 25.04.2021). – Текст : электронный.

#### 3.2. Дополнительная литература

4. Егоров, В. В. Общая химия / В. В. Егоров. – Санкт-Петербург : Лань, 2018. – 192 с. – ISBN 978-5-8114-3072-7. – URL: <https://e.lanbook.com/book/102216> (дата обращения: 25.04.2021). – Текст : электронный.

5. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник для техн. специальностей вузов / Н. В. Коровин. – Изд. 2-е, испр. и доп. – Москва : Высшая школа, 2000. – 558 с. – (Победитель конкурса учебников). – Текст : непосредственный.

### Названия кислот и анионов их солей

Кислота	Название кислоты	Название соли
$H_2Cr_2O_7$	Двухромовая	Дихромат
$H_2CrO_4$	Хромовая	Хромат
$H_3BO_3$	Ортоборная	Ортоборат
$HCl$	Хлороводородная	Хлорид
$HClO$	Хлорноватистая	Гипохлорит
$HClO_3$	Хлорноватая	Хлорат
$HClO_4$	Хлорная	Перхлорат
$HClO_2$	Хлористая	Хлорит
$HBr$	Бромоводородная	Бромид
$HF$	Фтороводородная	Фторид
$HI$	Иодоводородная	Иодид
$HCOOH$	Муравьиная	Формиат
$CH_3COOH$	Уксусная	Ацетат
$H_2CO_3$	Угльная	Карбонат
$HMnO_4$	Марганцовая	Перманганат
$HNO_2$	Азотистая	Нитрит
$HNO_3$	Азотная	Нитрат
$H_3PO_4$	Ортофосфорная	Ортофосфат
$HPO_3$	Метафосфорная	Метафосфат
$H_2S$	Сероводородная	Сульфид
$H_2SO_3$	Сернистая	Сульфит
$H_2SO_4$	Серная	Сульфат
$H_2SiO_3$	Метакремниевая	Метасиликат
$H_4SiO_4$	Ортокремниевая	Ортосиликат

## Термодинамические свойства некоторых веществ

Вещество	$\Delta H^\circ$ , кДж/моль	$\Delta G^\circ$ , кДж/моль	$\Delta S^\circ$ , Дж/(моль·К)
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (т)	-3444	-3103	239
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	-1676	-1580	50,9
BaCO <sub>3</sub> (т)	-1235	-1134	103
BaO (т)	-548	-518	70,4
C (т)	0	0	5,74
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г)	52	68	219,4
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (ж)	-277	-175	160,7
CaCO <sub>3</sub> (т)	-1207	-1128	89
CaO (к)	-636	-603	40
CaSiO <sub>3</sub> (к)	-1562	-1550	82
CH <sub>3</sub> OH (ж)	-239	-166,2	126,8
CH <sub>4</sub> (г)	-74,85	-50,79	186,19
Cl <sub>2</sub> (г)	0	0	222,96
CO (г)	-110,5	-137,14	197,54
CO <sub>2</sub> (г)	-394	-394,4	214
Fe (т)	0	0	27,3
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	-823	-740	87,9
H <sub>2</sub> (г)	0	0	130
H <sub>2</sub> O (г)	-242	-229	189
H <sub>2</sub> O (ж)	-286	-237	70
H <sub>2</sub> S (г)	-21	-33,8	206
HCl (г)	-93	-95,3	187
N <sub>2</sub> O (г)	82	104	220
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (т)	-1138	-1048	136
Na <sub>2</sub> O (т)	-416	-378	75,5
NaOH (т)	-427,8	-381,1	64,16
NH <sub>3</sub> (г)	-46	-16,7	193
NH <sub>4</sub> Cl (т)	-314	-203	96
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (т)	-365	-184	151
NO (г)	90,37	86,71	210,62
NO <sub>2</sub> (г)	33	51,5	240,2
O <sub>2</sub> (г)	0	0	205
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (т)	-1492	-1348,8	114,5
SiO <sub>2</sub> (т)	-908,3	-854,2	42,7
SO <sub>2</sub> (г)	-297	-300	248
SO <sub>3</sub> (г)	-395,2	-370,4	256,23
Zn (т)	0	0	41,59
ZnO (т)	-349	-318,2	43,5

к – кристаллическое состояние; ж – жидкое состояние; г – газообразное состояние;  
aq – вещество (ион) в водном растворе.

## Плотность водных растворов электролитов при 20 °С

Массовая доля $\omega$ , % масс.	Плотность раствора электролита, $\rho$ , г/см <sup>3</sup>					
	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	<b>NaOH</b>	<b>NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub></b>	<b>(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	<b>K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	<b>NaCl</b>
2	1,013	1,023	1,005	1,010	1,016	1,013
4	1,027	1,046	1,013	1,022	1,035	1,029
6	1,041	1,069	1,022	1,034	1,054	1,044
8	1,055	1,092	1,030	1,046	1,072	1,058
10	1,069	1,115	1,038	1,057	1,091	1,073
12	1,083	1,137	1,046	1,069	1,110	1,089
14	1,098	1,159	1,055	1,081	1,130	1,104
16	1,113	1,181	1,063	1,092	1,149	1,119
18	1,128	1,203	1,072	1,104	1,170	1,135
20	1,143	1,225	1,081	1,115	1,190	1,151
22	1,158	1,248	1,090	1,126	1,211	1,169
24	1,174	1,268	1,098	1,138	1,232	1,186
26	1,190	1,289	1,107	1,150	1,254	1,203
28	1,206	1,310	1,116	1,161	1,276	
30	1,222	1,331	1,125	1,172	1,298	
32	1,238	1,352	1,134	1,183	1,321	
34	1,255	1,374	1,143	1,194	1,344	
36	1,272	1,395	1,153	1,206	1,367	
38	1,290	1,416	1,163	1,217	1,390	
40	1,308	1,437	1,173	1,228	1,414	
42	1,326	1,458	1,183	1,239	1,438	
44	1,344	1,478	1,193	1,250	1,463	
46	1,362	1,498	1,203	1,261	1,488	
48	1,380	1,519	1,213	1,272	1,514	
50	1,398	1,540	1,223	1,283	1,540	

## Примеры расчёта

При выполнении расчётов использованы общепринятые условные обозначения концентраций. Индексы «в» и «р» соответствуют «веществу» и «раствору», «1», «2» и «х» относятся к разбавленному, концентрированному и приготавливаемому растворам, соответственно. В качестве «чистого растворителя» в примерах рассмотрена вода, поэтому использован индекс «H<sub>2</sub>O», соответствующий химической формуле.

**Пример 1.** Приготовить 100 см<sup>3</sup> раствора серной кислоты с концентрацией 30 % масс. из 50%-го раствора и воды.

### Метод последовательных действий

Выпишем значения плотности растворов из приложения и вычислим массу приготавливаемого раствора:

$$\rho_2 = 1,398 \text{ г/см}^3, \rho_x = 1,222 \text{ г/см}^3, \rho_1 = \rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/см}^3;$$
$$m_{p(x)} = V_{p(x)} \cdot \rho_x = 100 \cdot 1,222 = 122,2 \text{ г.}$$

Масса серной кислоты в этом растворе составит:

$$m_{B(x)} = m_{p(x)} \cdot \omega_{B(x)} = 122,2 \cdot 0,30 = 36,7 \text{ г.}$$

Поскольку в каждом 100 г 50%-го раствора содержится 50 г серной кислоты, масса концентрированного раствора, содержащего 36,7 г кислоты, равна:

$$m_{p(2)} = \frac{m_{B(2)}}{\omega_{B(2)}} = \frac{36,7}{0,50} = 73,4 \text{ г,}$$

что с учётом плотности раствора составит:

$$V_{p(2)} = \frac{m_{p(2)}}{\rho_2} = \frac{73,4}{1,398} = 52,5 \text{ см}^3.$$

Тогда растворителя (воды) потребуется:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{p(x)} - m_{p(2)} = 122,2 - 73,4 = 48,8 \text{ г или } 48,8 \text{ см}^3.$$

Следовательно, для приготовления 100 см<sup>3</sup> 30%-го раствора серной кислоты необходимо отмерить мерным цилиндром 52,5 см<sup>3</sup> 50%-го раствора и 48,8 см<sup>3</sup> воды и прилить кислоту в воду. Несмотря на некоторое расхождение вычисленного и заданного объёмов (52,5 + 48,8) > 100, задача решена верно, т. к. не учтено изменение объёма при разбавлении за счёт химического взаимодействия компонентов. Проверкой решения является выполнение закона сохранения массы:

$$m_{p(x)} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (48,8 + 36,7) + 36,7 = 122,2 \text{ г.}$$

**Пример 2.** Приготовить 100 см<sup>3</sup> 30%-го раствора серной кислоты из растворов с концентрациями 50 и 20 % масс.

### Аналитический метод

Составим уравнения материального баланса по растворённому веществу (1) и раствору в целом (2):

$$m_{B(X)} = m_{B(1)} + m_{B(2)}; \quad (1)$$

$$m_{P(X)} = m_{P(1)} + m_{P(2)}. \quad (2)$$

Выразим массы растворённого вещества и раствора через объём, плотность и массовую долю:

$$\begin{aligned} V_{P(X)} \cdot \rho_X \cdot \omega_{B(X)} &= V_{P(1)} \cdot \rho_1 \cdot \omega_{B(1)} + V_{P(2)} \cdot \rho_2 \cdot \omega_{B(2)}; \\ V_{P(X)} \cdot \rho_X &= V_{P(1)} \cdot \rho_1 + V_{P(2)} \cdot \rho_2. \end{aligned}$$

Подставим численные значения концентраций и плотностей растворов, объёма приготавливаемого раствора:

$$\rho_2 = 1,398 \text{ г/см}^3, \rho_X = 1,222 \text{ г/см}^3, \rho_1 = 1,143 \text{ г/см}^3;$$

$$\begin{cases} 100 \cdot 1,222 \cdot 0,30 = V_{P(1)} \cdot 1,143 \cdot 0,20 + V_{P(2)} \cdot 1,398 \cdot 0,50; \\ 100 \cdot 1,222 = V_{P(1)} \cdot 1,143 + V_{P(2)} \cdot 1,398. \end{cases}$$

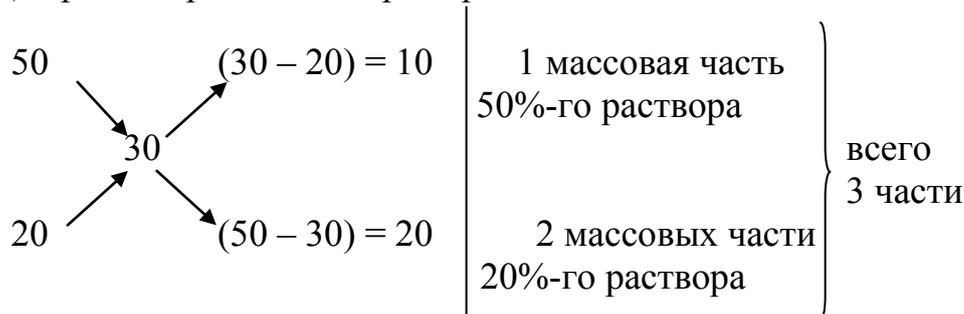
Решим систему уравнений с двумя неизвестными и определим объёмы исходных растворов:  $V_{P(1)} = 71,3 \text{ см}^3$ ;  $V_{P(2)} = 29,1 \text{ см}^3$ .

Метод, использующий правило смешения –  
«правило креста»

Составим диагональную схему, в которой сгруппированы величины, характеризующие концентрированный раствор (верхняя строка), приготавливаемый раствор (средняя строка) и разбавленный раствор (нижняя строка):

$$\begin{array}{ccc|l} (2) & \omega_{B(2)} & (\omega_{B(X)} - \omega_{B(1)}) & \left. \begin{array}{l} \text{соотношение масс} \\ \text{концентрированного} \\ \text{и разбавленного} \\ \text{растворов} \end{array} \right\} \Sigma \text{ частей} \\ (X) & & \omega_{B(X)} & \\ (1) & \omega_{B(1)} & (\omega_{B(2)} - \omega_{B(X)}) & \end{array}$$

Для рассматриваемого примера:



Так как масса приготавливаемого раствора равна

$$m_{p(x)} = V_{p(x)} \cdot \rho_x = 100 \cdot 1,222 = 122,2 \text{ г,}$$

то исходных растворов потребуется:

$$m_{p(2)} = \frac{1}{3} m_{p(x)} = \frac{1}{3} 122,2 = 40,7 \text{ г}$$

$$\text{и } m_{p(1)} = \frac{2}{3} m_{p(x)} = \frac{2}{3} 122,2 = 81,5 \text{ г.}$$

Тогда объёмы исходных растворов составят:

$$V_{p(2)} = \frac{m_{p(2)}}{\rho_2} = \frac{40,7}{1,398} = 29,1 \text{ см}^3$$

$$\text{и } V_{p(1)} = \frac{m_{p(1)}}{\rho_1} = \frac{81,5}{1,143} = 71,3 \text{ см}^3.$$

Следовательно, для приготовления 100 см<sup>3</sup> 30%-го раствора серной кислоты необходимо отмерить мерным цилиндром 29,1 см<sup>3</sup> 50%-го раствора и 71,3 см<sup>3</sup> 20%-го раствора и прилить концентрированный раствор к разбавленному.

**Пример 3.** Приготовить 100 см<sup>3</sup> водного раствора хлорида натрия с концентрацией 20 % масс. из кристаллической соли.

### А р и ф м е т и ч е с к и й   м е т о д

Из математической формулы для расчёта массовой доли выразим массы раствора и растворённого вещества:

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_p} = \frac{m_B}{m_B + m_{H_2O}} = \frac{m_B}{V_p \cdot \rho_p};$$

$$m_p = V_p \cdot \rho_p;$$

$$m_B = V_p \cdot \rho_p \cdot \omega_B.$$

Выпишем из приложения значения плотности раствора, вычислим массы раствора, растворённого вещества и воды:

$$\rho_{\text{р}} = 1,151 \text{ г/см}^3;$$

$$m_{\text{р}} = 100 \cdot 1,151 = 115,1 \text{ г};$$

$$m_{\text{в}} = 100 \cdot 1,151 \cdot 0,20 = 23 \text{ г};$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р}} - m_{\text{в}} = 115,1 - 23 = 92,1 \text{ г или } 92,1 \text{ см}^3.$$

Следовательно, для приготовления 100 см<sup>3</sup> 20%-го раствора хлорида натрия необходимо взять навеску кристаллического хлорида натрия массой 23 г на теххимических весах, отмерить мерным цилиндром 92,1 см<sup>3</sup> воды и растворить соль в воде при перемешивании.

**Константы диссоциации (ионизации) воды, кислот  
и оснований в водных растворах при 298 К**

Название кислоты (основания)	Формула	$K_d$		
		$K_1$	$K_2$	$K_3$
Вода	H <sub>2</sub> O	$1,8 \cdot 10^{-16}$		
<b>Кислоты</b>				
Азотистая	HNO <sub>2</sub>	$6,9 \cdot 10^{-4}$		
Дихромовая	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		$2,3 \cdot 10^{-2}$	
Галлия гидроксид	Ga(OH) <sub>3</sub>	$6,4 \cdot 10^{-11}$		
Кремниевая	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Пероксид водорода	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-12}$		
Селенистоводородная	H <sub>2</sub> Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	
Сернистая	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1,4 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	
Теллуристоводородная	H <sub>2</sub> Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$	$6,9 \cdot 10^{-13}$	
Угольная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	CH <sub>3</sub> COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$		
Фосфорная	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$		
Хлористая	HClO <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-2}$		
Хлорноватистая	HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$		
Хромовая	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-1}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	
Циановодородная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$		
<b>Основания</b>				
Алюминия гидроксид	Al(OH) <sub>3</sub>			$1,38 \cdot 10^{-9}$
Аммиака раствор	NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O	$1,76 \cdot 10^{-5}$		
Железа (II) гидроксид	Fe(OH) <sub>2</sub>		$1,3 \cdot 10^{-4}$	
Железа (III) гидроксид	Fe(OH) <sub>3</sub>		$1,8 \cdot 10^{-11}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
Кальция гидроксид	Ca(OH) <sub>2</sub>		$4,0 \cdot 10^{-2}$	
Кобальта (II) гидроксид	Co(OH) <sub>2</sub>	$7,9 \cdot 10^{-5}$		
Кадмия гидроксид	Cd(OH) <sub>2</sub>		$5,0 \cdot 10^{-3}$	
Магния гидроксид	Mg(OH) <sub>2</sub>		$2,5 \cdot 10^{-3}$	
Марганца (II) гидроксид	Mn(OH) <sub>2</sub>		$5,0 \cdot 10^{-4}$	
Название кислоты (основа- ния)	Формула	$K_d$		
		$K_1$	$K_2$	$K_3$
Меди (II) гидроксид	Cu(OH) <sub>2</sub>		$3,4 \cdot 10^{-7}$	
Никеля (II) гидроксид	Ni(OH) <sub>2</sub>	$8,3 \cdot 10^{-3}$		
Палладия (II) гидроксид	Pd(OH) <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-12}$		
Свинца (II) гидроксид	Pb(OH) <sub>2</sub>	$9,55 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	
Хрома (III) гидроксид	Cr(OH) <sub>3</sub>			$1,0 \cdot 10^{-10}$
Цинка гидроксид	Zn(OH) <sub>2</sub>		$4,0 \cdot 10^{-5}$	

**РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ ПРИ 298 К**  
 ( P – растворимые, М – малорастворимые, Н – практически нерастворимые,  
 «—» – не существуют или разлагаются водой)

Анио- ны	Катионы																			
	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup> K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	—	P	P	P	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	—	P	P	P	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	—	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	—	P	H	—	P	P
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	P	P	P
CH <sub>3</sub> CO O <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	—	—	P	—	P	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	—	P	P	P	H	H	—	H	H	H	—	H	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	—	H	—	H	H
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	—	P	P	H	—	P	P	P	P	P
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	—	H	H	H	H	H	H	—	—	—	H	H	—	H	—	H	H
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	—	—	—	H	H	H	H	H	—	H	—	H	—	—	H	H	H	H
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	—	—	H	H	H	H	—	—	—
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH <sup>-</sup>	P	P	P	H	—	H	M	M	P	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H

## Стандартные электродные потенциалы

Электродная реакция	Потенциал (В)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,045
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,92
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	-2,905
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,866
$\text{Cd}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}^+$	-1,8
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,663
$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al} + 3\text{H}_2\text{O}$	-1,471
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,179
$\text{Zn}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,403
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Mo}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Mo}$	-0,2
$\text{BO}_3^{3-} + 6\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,165
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,136
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	0,151
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+$	0,153
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Bi}$	0,215
$\text{Co}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	0,33
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,338
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36
$\text{I}_{2(\text{ж.})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0,536
$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	0,558
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,621
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2(\text{газ}) + \text{H}_2\text{O}$	0,775
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0,7996
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,835
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	0,854
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,004
$\text{NO}_2(\text{газ}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,049

$\text{Br}_{2(\text{ж.})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,065
$2\text{HNO}_3 + 10\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,246
$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,297
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,34
$\text{NO}_2 + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,363
$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,454
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1,498
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,531
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,59
$2\text{NO} + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,678
$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	1,694
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	1,808
$\text{Ag}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^+$	1,98
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257