

Т. Г. Безъязыкова, Т. Ю. Ковалева, В. А. Сенчёнок, Г. В. Харлова

Учебное пособие по химии

Методические рекомендации для лабораторных занятий

и задания для студентов

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО СВЯЗИ
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТЕЛЕКОММУНИКАЦИЙ
им. проф. М. А. БОНЧ-БРУЕВИЧА»

Т. Г. Безъязыкова, Т. Ю. Ковалева, В. А. Сенчёнок, Г. В. Харлова
Учебное пособие по химии

**Методические рекомендации для лабораторных занятий
и задания для студентов**

СПб ГУТ)))

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Порядок выполнения работы

Задание 1

Изучение отношения металлов к действию кислот. Ряд активности металлов

а) Взаимодействие металлов с разбавленной серной или соляной кислотой.

1. В пять пробирок наливают разбавленную серную или соляную кислоту (примерно треть пробирки).

2. В пробирки опускают по кусочку металлов: магния, алюминия, цинка, железа, меди.

3. Отмечают, в какой пробирке выделение водорода происходит наиболее интенсивно, в каких – менее интенсивно, в какой не наблюдается совсем.

4. В пробирку с реагирующим железом добавляют несколько капель (не пользуясь пипеткой) раствора соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Объясняют возникновение синего окрашивания, приводя уравнение соответствующей реакции.

5. Пишут уравнения происходящих реакций, отмечая интенсивность выделения водорода. На основании наблюдений располагают металлы в ряд по убыванию их активности.

б) Взаимодействие металлов с разбавленной азотной кислотой (опыт выполняется в вытяжном шкафу).

1. В три пробирки наливают по 2-3 мл разбавленной азотной кислоты (меньше трети пробирки).

2. Опускают в одну пробирку кусочек меди, во вторую – железа, в третью – магния. Если реакция идет слабо, слегка нагревают пробирку, соблюдая осторожность.

3. К раствору, полученному при действии на железо азотной кислоты, добавляют дистиллированную воду. Полученный раствор делят на две части. К одной добавляют 1-2 капли раствора роданида калия $KCNS$, а к другой – несколько капель раствора соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Отмечают окрашивание растворов в каждой пробирке и объясняют его.

4. На основании наблюдений об активности металлов, сделанных в предыдущем опыте, и теоретических сведений, приведенных ранее, составляют схемы соответствующих реакций.

5. На основании электронных уравнений процессов, протекающих в каждом случае, пишут полные уравнения окислительно-восстановительных реакций.

6. Пишут уравнения проведенных качественных реакций на ион Fe^{3+} .

Задание 2

Изучение отношения металлов к действию щелочей

1. В три пробирки наливают, не пользуясь пипеткой, 2-3 мл 30 %-го раствора NaOH (примерно треть пробирки).

2. В одну пробирку опускают кусочек магния, в другую – алюминия, в третью – цинка.

3. Отмечают, в какой пробирке наблюдается интенсивное выделение водорода, в какой – менее интенсивное, в какой не наблюдается совсем.

4. На основании наблюдений и теоретических сведений, приведенных выше, пишут уравнения протекающих реакций.

Задание 3

Контактное выделение металлов

1. Наливают в пять пробирок (примерно, треть пробирки) раствор нитрата свинца – $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

2. В пробирки помещают предварительно очищенные наждачной бумагой кусочек магния, цинка, алюминия, меди, железный гвоздь (по одному металлу в пробирку). Оставляют металл в растворе соли на 3-5 минут (не встряхивая пробирки). Наблюдают, в каких пробирках на поверхности металла выделяется свинец (в виде блестящих иголочек).

3. Опыт повторяют с растворами солей CuSO_4 и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (металлы те же). Наблюдают, в каких случаях происходит вытеснение металлами меди или хрома (в случае соли хрома о вытеснении его из раствора другим металлом свидетельствует ослабление окраски раствора. Можно осторожно поцарапать поверхность металлов, чтобы увидеть покрытие).

4. На основании наблюдений пишут уравнения протекающих реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной форме) и располагают металлы в ряд по убыванию их активности.

Задание 4

Получение гидроксидов металлов и исследование их отношения к кислотам и щелочам

1. В шесть пробирок наливают, не пользуясь пипеткой, по 2-3 мл раствора соли железа (III), хрома (III), алюминия, меди (II), никеля (II) и цинка.

2. К каждому раствору осторожно добавляют (по каплям) раствор гидроксида натрия – NaOH (2н) до образования осадков. Отмечают цвет

образовавшегося осадка гидроксида металла.

3. Каждый осадок гидроксида делят на две части (в две пробирки). К одной части осадка приливают соляную или разбавленную серную кислоту, к другой – раствор гидроксида натрия. Каждую пробирку встряхивают.

4. Наблюдают, в каком случае происходит растворение осадка. На основании этого делают вывод о характере гидроксида (основной или амфотерный).

5. Записывают в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций образования каждого гидроксида и растворения его в кислоте и щелочи, отмечая в конце характер гидроксида.

Задание 5

Пассивация металлов различными окислителями

1. В две пробирки наливают понемногу (примерно, одну четверть пробирки) разбавленную серную кислоту.

2. В пробирки с кислотой опускают проволочки: в одну – алюминиевую, в другую – железную. Наблюдают протекающие реакции и записывают их уравнения в молекулярной форме.

3. Вынутые из раствора серной кислоты проволочки промывают несколько раз водой и сушат фильтровальной бумагой.

4. В три сухие пробирки, соблюдая осторожность, наливают, не пользуясь пипетками, по 2-3 мл концентрированной азотной кислоты (I), концентрированной серной кислоты (II) и раствора перманганата калия – KMnO_4 .

5. В первую пробирку помещают алюминиевую проволочку, использованную в предыдущем опыте, в третью – такую же, но не использованную алюминиевую проволочку, во вторую – железную проволочку, использованную в предыдущем опыте (**с концентрированными HNO_3 и H_2SO_4 работают в вытяжном шкафу**).

6. Через 3-4 минуты вынимают проволочки, промывают водой и вновь опускают в разбавленную серную кислоту. Отмечают, наблюдается ли теперь выделение водорода.

7. Делают выводы о влиянии использованных окислителей ($\text{HNO}_{3(\text{конц.})}$, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, KMnO_4) на свойства железа и алюминия. Записывают уравнения соответствующих реакций, учитывая, что пассивация металлов вызвана образованием на их поверхности оксидных пленок (железо окисляется до трёхвалентного состояния). Продуктами восстановления кислот являются оксиды NO_2 и SO_2 , соответственно. KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 и KOH . На основании электронных уравнений процессов окисления и восстановления расставляют коэффициенты в уравнениях реакций.

Задание 6

Образование микрогальванопар

1. Помещают кусочек гранулированного цинка в пробирку с 2-3 мл раствора сульфата меди (II) – CuSO_4 .
2. Через 3-4 минуты сливают раствор и осторожно промывают цинк с медным покрытием несколько раз водой.
3. В две пробирки наливают по 3-4 мл разбавленной серной кислоты (2н).
4. Опускают в одну из пробирок кусочек цинка, покрытого слоем меди, в другую – кусочек чистого цинка. Наблюдают интенсивность реакции в каждом случае.
5. Описывают опыт уравнениями проведенных реакций, отмечая интенсивность выделения водорода. Необходимо при этом учесть, что при контакте двух металлов – меди и цинка – в серной кислоте (в случае омеднённого цинка) возникает микрогальванопара. Составляют её схему, отмечают, что является анодом, что является катодом, и электронными уравнениями иллюстрируют происходящие на аноде и катоде процессы.
6. Наливают в пробирку 3-4 мл разбавленной серной кислоты).
7. Помещают в кислоту кусочек цинка. Наблюдают выделение водорода.
8. Прикасаются к цинку медной проволочкой и наблюдают выделение водорода на меди.
9. Объясняют, почему на меди, стоящей в вытеснительном ряду после водорода, наблюдается выделение водорода.

Задание 7

Защитные свойства металлических покрытий

1. В две пробирки наливают по 3-4 мл разбавленной серной кислоты.
2. Добавляют в каждую пробирку 2-3 капли раствора гексацианоферрата калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ реактива на ион Fe^{2+} .
3. В одну из пробирок помещают полоску оцинкованного железа, в другую - полоску луженого железа и оставляют на 4-5 минут.
4. Отмечают, в какой пробирке появляется синее окрашивание. Дают объяснение, приведя уравнение качественной реакции.
5. Составляют схемы образовавшихся гальванопар. Электронными уравнениями иллюстрируют анодные и катодные процессы.
6. Объясняют, в каком случае имеет место анодное, в каком – катодное покрытие железа.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Напишите полную и сокращенную электронные формулы атома железа.

2. На основании электроно-графической формулы атома железа объясните, почему для железа наиболее характерны степени окисления +2 и +3?

3. Как можно, исходя из металлического железа, получить:

а) соль железа (II); б) соль железа (III)?

4. Какие качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} Вы знаете?

5. У каких элементов периодической системы наиболее выражены металлические свойства? Почему?

6. Как изменяются металлические свойства элементов в пределах одной группы и одного периода? Почему?

7. Напишите уравнения реакций алюминия: а) с раствором щелочи; б) с разбавленной азотной кислотой; в) с концентрированной азотной кислотой (составьте электронные и полные уравнения реакций).

8. Что такое электрохимическая коррозия? Какие наблюдаемые Вами в жизни явления коррозии относятся к данному типу?

9. Что будет разрушаться быстрее: чистое железо или техническое? Почему?

10. Какое покрытие выгоднее: анодное или катодное? Что будет разрушаться при нарушении целостности покрытия в случае хромированного и никелированного железа? Составьте уравнения протекающих процессов (в кислой среде).

11. Какие еще анодные и катодные покрытия для железа Вы можете предложить?

12. Что такое пассивация металла и как ее можно достичь?