

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования
«Полоцкий государственный университет
имени Евфросинии Полоцкой»



Е. В. Молоток
П. Д. Путро
Г. Аннаев

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания к выполнению лабораторных работ
для студентов нехимических специальностей

Новополоцк
Полоцкий государственный университет
имени Евфросинии Полоцкой
2023

УДК 544(075.8)

ББК 24.1я73

Рекомендовано к изданию методической комиссией
механико-технологического факультета в качестве методических указаний
(протокол № 1 от 01.09.2022 г.)

Кафедра технологии и оборудования переработки нефти и газа

РЕЦЕНЗЕНТ:

канд. хим. наук, доц. кафедры технологии
и оборудования переработки нефти и газа
М. Ф. ФОНИН

В методических указаниях по общей химии рассмотрены правила техники безопасности, методики выполнения 14 лабораторных работ. В начале каждой работы приведены необходимый для выполнения лабораторной работы краткий теоретический материал, методика расчета, рассмотрены примеры расчетов требуемых величин. В конце каждой лабораторной работы даны контрольные вопросы, предназначенные как для подготовки к выполнению соответствующей работы, так и для подготовки к зачету по лабораторным работам.

В методических указаниях проиллюстрирован перечень используемой химической посуды и другого оборудования, что, безусловно, окажется полезным для студентов при выполнении химического эксперимента. В конце пособия приведен необходимый справочный материал (константы диссоциации, таблицы растворимости и др.).

Пособие предназначено для студентов специальностей нехимического профиля.

ВВЕДЕНИЕ

При изучении общей химии большое значение имеет лабораторный практикум, поскольку инженер-исследователь должен не только знать теоретические законы общей химии, но и обладать практическими навыками. Выполнение лабораторного практикума при изучении дисциплины «Общая химия» помогает формированию общенаучных представлений, умения выявлять причинно-следственные связи и правильно объяснять наблюдаемые явления. Полученные теоретические знания закрепляются на лабораторных занятиях.

Правильно поставленный эксперимент позволяет проследить закономерности химических процессов, исследовать влияние различных факторов на то или иное явление, запомнить свойства веществ, а также способствует выработке методологии химического мышления. В процессе лабораторных занятий по общей химии складываются навыки проведения химического эксперимента, организации рабочего места, сборки несложных приборов, соблюдения правил техники безопасности.

Предлагаемые методические указания для выполнения учебно-исследовательских работ составлены в соответствии с программой курса «Химия» для нехимических специальностей вуза.

ПОРЯДОК РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

Прежде чем начать лабораторную работу, нужно ознакомиться с теоретической частью, к которой она относится.

Перед началом лабораторных занятий студенты должны сдать верхнюю одежду в гардероб и отключить мобильные телефоны.

Работа в химической лаборатории продуктивна только тогда, когда она выполняется сознательно, с пониманием ее теоретического содержания. Студент должен просмотреть описание опытов по методическим указаниям, ознакомиться со свойствами изучаемых веществ по учебникам.

В лаборатории каждому отводится постоянное рабочее место, которое нужно содержать в чистоте. На рабочем столе должны находиться только те предметы, которые необходимы в данное время для работы.

Необходимые реактивы выставляются над лабораторным столом, а концентрированные кислоты, щелочи, пахучие вещества – в вытяжных шкафах.

Сухие реактивы следует брать чистым сухим микрошпателем. При налипании растворов из склянок последние следует держать таким образом, чтобы этикетка была повернута внутрь ладони.

Неизрасходованные реактивы ни в коем случае нельзя высыпать (выливать) обратно в склянки. Крышки и пробки от реактивных банок и склянок следует класть на стол поверхностью, не соприкасающейся с реактивом.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ЛАБОРАТОРИИ ОБЩЕЙ ХИМИИ

В лаборатории общей химии должны соблюдаться те же правила безопасности, которые применяются в любых химических лабораториях:

- запрещается приступать к работе без ведома преподавателя;
- нельзя работать в лаборатории одному;
- запрещается выносить из лаборатории приборы, посуду, реактивы;
- едкие жидкости (кислоты, щелочи) следует набирать в пипетку при помощи резиновой груши или шприца. Засасывать ртом запрещается. При проливе кислоты или щелочи их следует немедленно засыпать песком, нейтрализовать, затем удалить мокрый песок и смыть остатки водой;
- следует осторожно обращаться с горячими жидкостями, не вливать их в толстостенную посуду;
- недопустимо пробовать реактивы на вкус или нюхать из сосуда, в котором хранится какое-либо вещество;
- все опыты с ядовитыми, пахнущими веществами, а также упаривание кислот и растворов, содержащих кислоты, проводить только в вытяжном шкафу, а с легковоспламеняющимися – вдали от огня;
- не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью во избежание попадания брызг и не вдыхать пахнущие вещества, выделяющиеся газы, наклоняясь близко к пробирке. Следует движением руки направить струю воздуха от пробирки к себе и осторожно вдохнуть.

При нагревании пробирки на газовой горелке пробирку необходимо закрепить в специальном держателе и держать над пламенем горелки так, как показано на рисунке 1, т.е. нагревать верхнюю часть жидкости в пробирке. При нагревании нижней части или дна пробирки может произойти внезапное вскипание жидкости или ее выброс. Поэтому при нагревании открытый конец пробирки следует направлять от себя и от соседей, чтобы в случае внезапного выброса горячая жидкость не попала на работающих рядом.

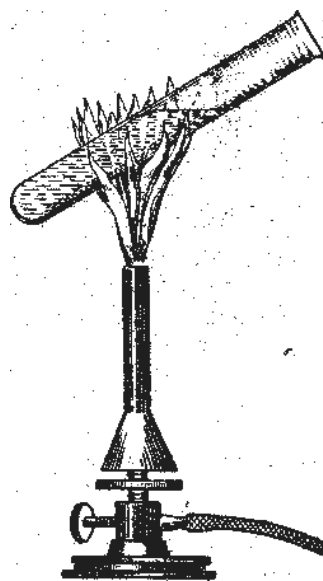


Рисунок 1. – Правильное положение пробирки при нагревании на пламени горелки

Работа со взрывоопасными, легковоспламеняющимися и ядовитыми веществами

Все работы со взрывоопасными, легковоспламеняющимися и ядовитыми веществами проводятся в вытяжном шкафу при включенной вентиляции вдали от открытого огня. При проливе легковоспламеняющейся жидкости проветривают помещение. Место, где была пролита огнеопасная жидкость, засыпают песком. Песок собирают деревянной лопаткой или фанерой, пользоваться металлическим совком запрещается, т.к. это может привести к взрыву и пожару.

Запрещается выливать взрывоопасные, ядовитые и легковоспламеняющиеся вещества в раковину, их надо выливать в специальную герметически закрывающуюся склянку под тягой. При попадании ядовитых веществ на кожу ее надо протереть спиртом и смыть большим количеством воды с мылом. Во всех случаях после работы в лаборатории следует тщательно вымыть руки.

Запрещается принимать пищу в лаборатории, пить воду.

Первая помощь при ожогах и отравлениях

При легких термических ожогах кожу обмывают, а затем смазывают глицерином или вазелином.

При ожогах жидким фенолом необходимо растереть побелевший участок кожи глицерином пока не восстановится нормальный цвет кожи, затем наложить глицериновую повязку.

При ожогах кислотами кожу обмывают водой, а затем 3%-ным раствором соды или нашатырного спирта.

При ожогах щелочами кожу промывают водой, а затем нейтрализуют 1%-ным раствором борной кислоты.

При отравлении внутрь рекомендуется выпить побольше воды. Наряду с этим:

- при отравлении кислотами выпить стакан 2%-ного раствора питьевой соды;
- при отравлении щелочами выпить 2%-ный раствор уксусной или лимонной кислоты;
- при порезах обработать края раны 3%-ным спиртовым раствором иода;
- во всех случаях каких-либо травм (особенно отравлений и ожогов) после оказания первой помощи следует обратиться к врачу.

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА И ДРУГОЕ ОБОРУДОВАНИЕ

Все работы в химических лабораториях проводят с использованием той или иной посуды или приборов.

Посуду, применяемую в химических лабораториях, изготавливают преимущественно из специальных сортов стекла, реже – из кварца, а также из фарфора, различных огнеупорных материалов и из прозрачных или полупрозрачных пластиков и продуктов полимеризации.

Посуда общего назначения

Пробирки (рисунок 2) используют для проведения очень многих экспериментов с небольшими количествами реактивов.

Воронки (рисунок 3) применяют для переливания жидкостей, фильтрования и пересыпания в посуду порошкообразных веществ.

Химические стаканы (рисунок 4) и *колбы* (рисунки 5–6) применяют для приготовления растворов.

Промывалки (рисунок 7) – колбы, приспособленные для хранения дистиллированной воды и промывания ею тонкой струей различных осадков; имеется несколько конструкций.

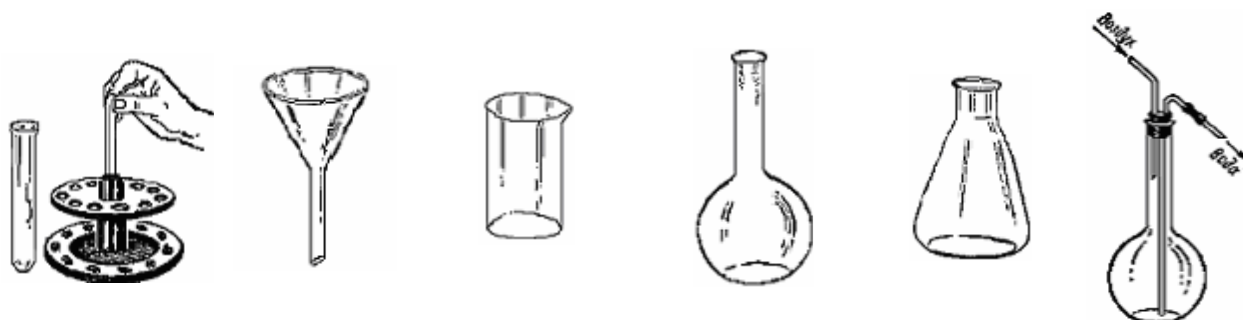


Рисунок 2. – Пробирка и штатив для пробирок

Рисунок 3. – Воронка химическая

Рисунок 4. – Стакан химический

Рисунок 5. – Колба плоскодонная

Рисунок 6. – Колба коническая

Рисунок 7. – Промывалка

Посуда специального назначения

Аппарат Киппа (рисунок 8) – прибор для получения газов.

Промывные склянки (рисунок 9) применяют для промывания газов.



Рисунок 8. – Аппарат Киппа

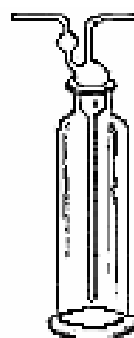


Рисунок 9. – Промывная склянка Дрекслея

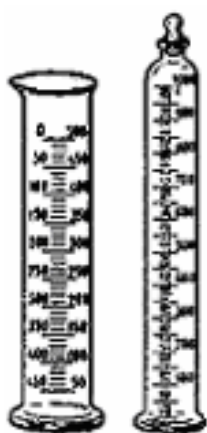
Мерная посуда

Мерные цилиндры (рисунок 10) – посуда для отмеривания определенных объемов разливных жидкостей, объем от 5 до 2000 мл.

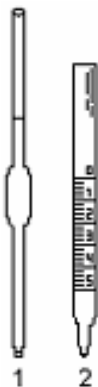
Пипетки (рисунок 11) – приспособления для отмеривания точных определенных объемов жидкостей. Пипетки, как правило, отградуированы на вытекание. Вводя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того как жидкость вытечет, пипетку держат в течение еще 5 секунд прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси, после чего удаляют пипетку, не обращая внимания на оставшуюся в ней жидкость. Следует помнить, что объем жидкости, вытекающей из пипетки, зависит от способа вытекания, последний должен быть таким же, как и применяемый при калибровке пипеток. Поэтому никогда не следует стремиться выгонять остатки жидкости из пипетки выдуванием или нагреванием рукой расширенной части пипетки.

Бюретки (рисунок 12) – приборы для отмеривания точных объемов жидкости. Используют преимущественно при титровании.

Мерные колбы (рисунок 13) – колбы с удлиненной шейкой, на которой нанесена кольцевая черта, предназначены для приготовления точных растворов. Недопустимо, чтобы внутри колбы, на шейке ее выше кольцевой черты, оставались капли жидкости.



**Рисунок 10. –
Мерные
цилиндры**



**1 – без градуировки;
2 – с градуировкой**

**Рисунок 11. –
Пипетки**



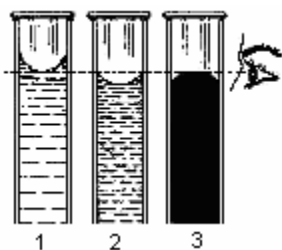
**1 – бескрановые;
2, 3 – с краном**

**Рисунок 12. –
Бюретки**



**Рисунок 13. –
Мерная колба**

Необходимо, чтобы пипетки были хорошо вымыты и чтобы после их использования внутри на стенках не оставались капли жидкости. Уровень жидкости устанавливают по кольцевой черте: для прозрачных жидкостей – по нижнему мениску, для темнокрашенных – по верхнему мениску (рисунок 14). Правильное положение пипетки при установлении мениска на уровне метки показано на рисунке 15. Строение нижней части бескрановой бюретки приведено на рисунке 16.



1 – мениск прозрачной жидкости;
2 – мениск непрозрачной жидкости;
3 – мениск ртути и других,
не смачивающих стекло, жидкостей

Рисунок 14. – Положение мениска



Рисунок 15. – Положение
пипетки при установлении
мениска на уровне метки



Рисунок 16. –
Оборудование
нижней части
бескрановой
бюретки

Фарфоровая посуда

Фарфоровая посуда имеет преимущество перед стеклянной – она позволяет вести прямой обогрев до температуры около 1200°C. Недостатком фарфоровой посуды является ее непрозрачность и большая масса.

Наиболее часто применяемая в лабораториях фарфоровая посуда: стаканы (рисунок 17), ступки с пестиками, предназначенные для измельчения твердых веществ растиранием (рисунок 18), тигли (рисунок 19), которые применяют для прокаливания в них твердых веществ (осадков и др.), сжигания. Часто тигли имеют фарфоровую крышку.



Рисунок 17. – Стакан
фарфоровый с ручкой



Рисунок 18. – Фарфоровая
ступка с пестиком



Рисунок 19. – Фарфоровый
тигель

Металлическое оборудование

Штатив с набором муфт, лапок, колец и вилок (рисунок 20). На штативе при помощи муфт и лапок закрепляют различные приборы, колбы и др. На кольца, закрепленные в штативе, кладут асбестированную сетку, на которой производят нагревание химической посуды при помощи газовой горелки.

Треноги (рисунок 21) применяют в качестве подставки для различных приборов, колб и др.

Тигельные щипцы (рисунок 22) применяют для захватывания горячих тиглей при вынимании их из муфельной печи, при снятии раскаленных тиглей с фарфоровых треугольников и во всех случаях работы с нагретыми до высокой температуры предметами.



Рисунок 20. – Металлический штатив с набором



Рисунок 21. – Тренога



Рисунок 22. – Щипцы

Лабораторная работа № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА ПРОСТОГО ВЕЩЕСТВА

Закон эквивалентов: вещества вступают в химические реакции в относительных количествах, пропорциональных их молярным массам эквивалентов.

Для реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$n\left(\frac{1}{z}A\right) = n\left(\frac{1}{z}D\right) = n\left(\frac{1}{z}C\right) = n\left(\frac{1}{z}B\right), \quad (1)$$

где
$$n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{m_A}{M\left(\frac{1}{z}A\right)} \quad (2)$$

или
$$n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{V_A}{V\left(\frac{1}{z}A\right)}. \quad (3)$$

Здесь $n\left(\frac{1}{z}A\right)$ – химическое количество вещества эквивалентов соединения A ;

m – масса вещества;

$M\left(\frac{1}{z}A\right)$ – молярная масса эквивалентов вещества A ;

$V\left(\frac{1}{z}A\right)$ – объем эквивалентов вещества A .

Следовательно, для реакции можно записать

$$\frac{m_A}{M\left(\frac{1}{z}A\right)} = \frac{m_B}{M\left(\frac{1}{z}B\right)} = \frac{m_C}{M\left(\frac{1}{z}C\right)} = \frac{m_D}{M\left(\frac{1}{z}D\right)}.$$

Расчет молярной массы эквивалентов веществ:

1) простое вещество:

$$M\left(\frac{1}{z}B\right) = \frac{M(B)}{z}, \quad (4)$$

где $M(B)$ – молярная масса вещества;

z – валентность данного элемента;

для простого газообразного вещества $V\left(\frac{1}{z}B\right) = \frac{V_B}{z_B} = \frac{V_B}{n_B \cdot N_B}$,

где n_B – валентность элемента, образующего газообразное простое вещество;

N_B – число атомов в молекуле простого газообразного вещества

$$V\left(\frac{1}{z_{O_2}}O_2\right) = \frac{V_{O_2}}{n_{O_2} \cdot N_{O_2}} = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,6 \text{ л/моль}_{\text{эк}};$$

или
$$M\left(\frac{1}{z_{O_2}}O_2\right) = \frac{M_{O_2}}{z_{O_2}} = \frac{Mr_{O_2}}{n_{O_2} \cdot N_{O_2}} \Rightarrow M\left(\frac{1}{z_{O_2}}O_2\right) = \frac{32}{2 \cdot 2} = 8$$

2) сложное вещество:

а) основание:

$$M\left(\frac{1}{z}осн.\right) = \frac{M(осн.)}{z_{OH}}, \quad (5)$$

где $M(осн.)$ – молярная масса основания;

z_{OH} – число гидроксильных групп;

б) кислота:

$$M\left(\frac{1}{z}кисл.\right) = \frac{M(кисл.)}{z_H}, \quad (6)$$

где $M(кисл.)$ – молярная масса кислоты;

z_H – число атомов водорода, способных замещаться на металл;

в) соль:

$$M\left(\frac{1}{z}соли\right) = \frac{M(соли)}{z}, \quad (7)$$

где $M(соли)$ – молярная масса соли;

$$z = N_{Me} \cdot n_{Me}^o, \quad (8)$$

где N_{Me} и n_{Me}^o – число атомов металла и его степень окисления соответственно;

г) оксид:

$$M\left(\frac{1}{z}окс.\right) = \frac{M(окс.)}{z}, \quad (9)$$

где $M(окс.)$ – молярная масса оксида;

$$z = N_O \cdot n_O^o, \quad (10)$$

где N_O и n_O^o – число атомов кислорода и его степень окисления соответственно.

Следует обратить внимание на следующее: объем газообразного вещества, участвующего в реакции, должен быть указан при нормальных условиях (н.у.) – 101325 Па и 273 К (0 °С); если же объем указан при любых других условиях, то используя уравнение Менделеева – Клапейрона

$$pV = nRT, \quad (11)$$

его необходимо привести к объему в нормальных условиях.

Пример расчета

При взаимодействии 0,376 г металла с кислотой выделяется 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях (н.у.). Определить молярный объем эквивалентов водорода, зная, что молярная масса эквивалентов металла равна 8,99 г/моль_{эк}.

Согласно закону эквивалентов (1):

$$n\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right) = n\left(\frac{1}{z_{H_2}}H_2\right) \text{ или } \frac{m_{Me}}{M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right)} = \frac{V_{H_2}}{V\left(\frac{1}{z_{H_2}}H_2\right)},$$

где $V\left(\frac{1}{z_{H_2}}H_2\right) = 11,2$ л/моль_{эк}.

С учетом данных условия:

$$\frac{0,376}{M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right)} = \frac{0,468}{11,2} \Rightarrow M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right) = 9 \text{ г/моль}_{\text{эк}}.$$

Экспериментальная часть

Цель: определение молярной массы эквивалента металла.

Реактивы: раствор HCl, навеска металла.

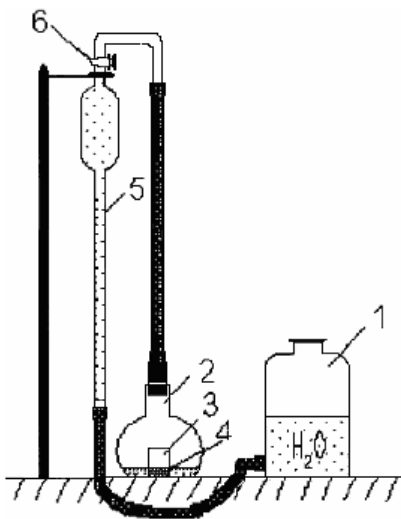
Посуда: мерный цилиндр, плоскодонная или коническая колба, пинцет, бюретка, уравнительный сосуд, стакан емкостью 2–3 мл для навески металла.

Порядок работы

1. Измерение объема выделившегося водорода.
2. Расчет массы выделившегося водорода.
3. Расчет молярной массы эквивалента металла.
4. Расчет относительной погрешности определения молярной массы эквивалента металла.
5. Заполнение итоговой таблицы опыта.
6. Вывод.

1. *Измерение объема выделившегося водорода.*

Измерение объема водорода проводят при помощи прибора, показанного на рисунке 23.

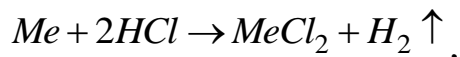


- 1 – уравнильный сосуд;
- 2 – реакционная колба;
- 3 – стакан для навески металла;
- 4 – навеска металла;
- 5 – бюретка;
- 6 – кран

Рисунок 23. – Прибор для измерения объема водорода

В реакционную колбу 2 при помощи мерного цилиндра вносят 6 мл раствора HCl (ВНИМАНИЕ! Для магния берем 15%-ный раствор HCl , а для цинка – раствор кислоты 2:1). Навеску металла помещают в стакан 3 и осторожно пинцетом ставят в реакционную колбу так, чтобы металл до начала опыта не соприкасался с кислотой. Затем уравнильный сосуд 1 поднимают до крана 6 на бюретке 5, ждут, пока бюретка не заполнится водой до крана, и кран закрывают. Реакционную колбу плотно закрывают пробкой и *открывают кран!* При этом уровень воды немного опустится и установится на определенной отметке бюретки (если уровень воды падает непрерывно, значит, прибор не герметичен, обратитесь к лаборанту).

Легким и быстрым движением качните реакционную колбу – металл соприкоснется с кислотой и начнется выделение водорода



который вытесняет воду из бюретки. После прекращения реакции дайте прибору охладиться, а затем измерьте объем выделившегося водорода. Для этого уравнильный сосуд поднесите к бюретке и добейтесь совпадения уровня воды в бюретке с уровнем воды в уравнильном сосуде. Объем выделившегося водорода складывается из объема, найденного по бюретке, плюс объем прибора (цифра на выпуклой части бюретки).

Исходные данные для расчетов вносят в таблицу (таблица 1).

Таблица 1. – Исходные данные для расчетов

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Навеска металла	$m(Me)$	кг	
Валентность металла	z	–	
Температура	T	К	
Давление атмосферное	$P_{атм}$	Па	
Давление насыщенного водяного пара	P_{H_2O}	Па	
Парциальное давление водорода	P_{H_2}	Па	
Объем выделившегося водорода	V	$м^3$	

2. Расчет массы выделившегося водорода.

Массу выделившегося водорода (кг) рассчитывают по уравнению Менделеева – Клапейрона

$$m(H_2) = \frac{P_{H_2} \cdot V \cdot M}{R \cdot T},$$

где V – объем выделившегося водорода, м³ (1 мл = 10⁻⁶ м³);

M – молярная масса водорода, 2·10⁻³ кг/моль;

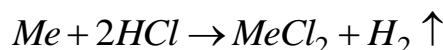
R – универсальная газовая постоянная, 8,31 (Па·м³)/(моль·К);

T – температура, К;

P_{H_2} – парциальное давление водорода, Па, которое определяют следующим образом: $P_{H_2} = P_{атм} - P_{H_2O}$ – выделившийся водород находится над поверхностью воды, т.е. содержит водяной пар, поэтому для определения P_{H_2} нужно из величины атмосферного давления (определяют по барометру) вычесть величину давления насыщенных водяных паров при данной температуре (справочная величина).

3. Расчет молярной массы эквивалента металла.

В соответствии с законом эквивалентов для уравнения реакции



можно записать

$$n \left(\frac{1}{z_{Me}} Me \right) = n \left(\frac{1}{z_{H_2}} H_2 \right) \text{ или } \frac{m_{Me}}{M \left(\frac{1}{z_{Me}} Me \right)} = \frac{m_{H_2}}{M \left(\frac{1}{z_{H_2}} H_2 \right)}$$
$$\Rightarrow M \left(\frac{1}{z_{Me}} Me \right) = \frac{m_{Me} \cdot M \left(\frac{1}{z_{H_2}} H_2 \right)}{m_{H_2}},$$

где $M \left(\frac{1}{z_{Me}} Me \right)$ – молярная масса эквивалента металла, рассчитанная на основании данных эксперимента, т.е. практическая молярная масса эквивалента металла $M \left(\frac{1}{z} Me \right)_{\text{практ.}}$, кг/моль;

$m(Me)$ – навеска металла, кг (1 г = 10⁻³ кг);

$m(H_2)$ – масса водорода, кг;

$M \left(\frac{1}{2} H_2 \right)$ – молярная масса эквивалента водорода, кг/моль.

4. Расчет относительной погрешности определения молярной массы эквивалента металла.

Любое измерение проводится с определенной точностью, т.е. содержит некоторую относительную погрешность ($|\Delta|, \%$), которая определяется из соотношения

$$|\Delta|, \% = \left| \frac{M\left(\frac{1}{z}Me\right)_{теор.} - M\left(\frac{1}{z}Me\right)_{практ.}}{M\left(\frac{1}{z}Me\right)_{теор.}} \right| \cdot 100\% ,$$

где $M\left(\frac{1}{z}Me\right)_{теор.}$ – теоретическая молярная масса эквивалента металла (расчитанная исходя из данных периодической системы химических элементов по формуле 4), кг/моль.

5. Результаты измерений и расчетов представляют в виде итоговой таблицы (таблица 2).

Таблица 2. – Итоговая таблица

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса выделившегося водорода	$m(H_2)$	кг	
Относительная атомная масса металла	Ar	а.е.м.	
Молярная масса эквивалента металла теоретическая	$M[(1/z)Me]_{теор.}$	кг/моль	
Молярная масса эквивалента металла практическая	$M[(1/z)Me]_{практ.}$	кг/моль	
Относительная погрешность определения	Δ	%	

6. Вывод.

Практическая молярная масса эквивалента металла равна ... кг/моль_{эк} (погрешность определения ...%). Для исследования был предложен металл ... (валентность металла ..., относительная атомная масса металла ... а.е.м.)

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Дать определение понятия «эквивалент».
2. Сформулировать закон эквивалентов.
3. 0,604 г двухвалентного металла вытеснили из кислоты 581 мл водорода, собранного над водой при 18 °С и давлении 105,6 кПа. Давление насыщенного пара воды при 18 °С составляет 2,1 кПа. Найти относительную атомную массу металла. Задачу решите, не прибегая к написанию уравнения реакции.
4. При 17 °С и давлении 780 мм. рт. ст. масса 624 мл газа равна 1,56 г. Вычислить молярную массу газа.

5. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислить $M\left(\frac{1}{z}Me\right)$ и атомную массу металла.

6. При сгорании 5 г алюминия образуется 9,0 г окиси алюминия. Определить $M\left(\frac{1}{z}Al\right)$ и его оксида.

7. Вычислить массу 0,5 л кислорода при нормальных условиях.

8. Определить эквивалент и молярную массу эквивалентов фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .

9. Написать уравнение взаимодействия серной кислоты с гидроксидом натрия с образованием гидросульфата натрия. Определить молярную массу эквивалента серной кислоты в данной реакции.

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



Лабораторная работа № 2 ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

Раствором называют гомогенную систему переменного состава, состоящую из двух или более компонентов.

На практике чаще всего состав растворов выражают с помощью следующих величин: массовая доля, молярная концентрация вещества и молярная концентрация эквивалента вещества.

Массовая доля растворенного вещества – это отношение массы растворенного вещества ($m_{г-ва}$) к массе раствора ($m_{р-ра}$)

$$\omega_{р.в.} = \frac{m_{р.в.}}{m_{р-ра}} \cdot 100\% . \quad (12)$$

Следует учесть, что $m_{р-ра} = \rho_{р-ра} \cdot V_{р-ра}$ или $m_{р-ра} = m_{р.в.} + m_{р-ля}$,

где $m_{г-ва}$ – масса растворенного вещества (г);

$m_{р-ра}$ – масса раствора (г);

$\rho_{р-ра}$ – плотность раствора (г/мл);

$V_{р-ра}$ – объем раствора (мл).

Молярная концентрация растворенного вещества (или молярность) – это отношение количества молей растворенного вещества (n) к объему раствора (V) или число молей растворенного вещества в 1 дм³ раствора

$$C_{г-ва} = \frac{n_{г-ва}}{V_{р-ра}} \text{ (МОЛЬ/ДМ}^3\text{)} \quad (13)$$

или

$$C_{г-ва} = \frac{m_{г-ва}}{M_{г-ва} \cdot V_{р-ра}} , \quad (14)$$

где $m_{г-ва}$ – масса растворенного вещества (г);

$M_{г-ва}$ – молярная масса растворенного вещества (г/моль);

V – объем раствора (дм³).

Варианты записи для молярной концентрации:

$$C(H_2SO_4) = 0,1 \text{ моль/дм}^3 = 0,1M.$$

Молярная концентрация эквивалента растворенного вещества – это отношение количества эквивалентов (числа молей эквивалентов) растворенного вещества ($n(1/zB)$) к объему раствора (V) (или число молей эквивалентов растворенного вещества в 1 дм³ раствора)

$$C\left(\frac{1}{z}B\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}B\right)}{V_{р-ра}} \text{ (МОЛЬ}_{\text{ЭКВ}}\text{/ДМ}^3\text{)} \quad (15)$$

$$\Rightarrow C\left(\frac{1}{z} B\right) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M\left(\frac{1}{z} B\right) \cdot V_{\text{р-ра}}}, \quad (16)$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества (г);

$M\left(\frac{1}{z} B\right)$ – молярная масса эквивалентов растворенного вещества (г/моль_{ЭКВ});

V – объем раствора (дм³).

Возможны два варианта записи: $C(1/2 H_2SO_4) = 0,1 \text{ моль}_{\text{ЭКВ}}/\text{дм}^3 = 0,1 \text{ н}$.

Экспериментальная часть

Цель работы: определение молярной концентрации эквивалентов методом титрования.

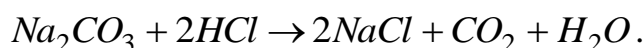
Реактивы: Na_2CO_3 – ...%-ный раствор; 0,1н раствор HCl ; метилоранж.

Посуда: мерная колба, пипетка, бюретка, колбы для титрования.

Порядок работы

1. Расчет необходимого объема исходного раствора Na_2CO_3 для приготовления 50 мл ...н раствора.
2. Титрование аликвотных частей приготовленного раствора Na_2CO_3 0,1н раствором HCl в присутствии метилоранжа.
3. Обработка результатов титрования.
4. Вывод.

В основе определения молярной концентрации эквивалентов раствора Na_2CO_3 лежит процесс титрования. Он заключается в том, что к определенному объему (аликвотной части) приготовленного раствора карбоната натрия постепенно прибавляют раствор реагента с точно известной концентрацией (титрант) – 0,1н раствор HCl . Титрант находится в бюретке, а титруемый раствор (раствор, к которому приливают титрант) – в колбе для титрования. Титрование проводят в присутствии индикатора – метилоранжа, 3–5 капель которого добавляют к раствору Na_2CO_3 в колбу для титрования. При добавлении раствора HCl к раствору Na_2CO_3 в колбе для титрования протекает реакция



Добавление титранта к титруемому раствору ведут до перехода окраски раствора в колбе из желтой в розовую. Переход окраски в розовую свидетельствует о том, что весь карбонат натрия прореагировал. После этого по бюретке отмечают объем раствора HCl , пошедшего на титрование, и рассчитывают молярную концентрацию эквивалентов Na_2CO_3 .

1. Расчет необходимого объема Na_2CO_3 .

Пример расчета

Пусть, например, требуется приготовить 50 мл 0,1н раствора Na_2CO_3 из раствора с плотностью 1,077 г/мл (что отвечает 7,28%-ному раствору):

1) определяем молярную массу эквивалента (г/моль) Na_2CO_3 по формуле

$$M\left(\frac{1}{z} X\right) = \frac{M(X)}{z},$$

где $M(X)$ – молярная масса вещества X , г/моль;

z – число эквивалентности вещества X

$$M\left(\frac{1}{2} Na_2CO_3\right) = \frac{106 \text{ г/моль}}{2} = 53 \text{ г/моль};$$

2) определяем массу (г) Na_2CO_3 , которая должна содержаться в 50 мл 0,1н раствора Na_2CO_3 :

а) определяем исходя из формулы 15, какое количество эквивалентов (моль) Na_2CO_3 содержится в 50 мл 0,1н раствора по формуле

$$n\left(\frac{1}{2} Na_2CO_3\right) = C\left(\frac{1}{2} Na_2CO_3\right) \cdot V$$

$$\Rightarrow n\left(\frac{1}{2} Na_2CO_3\right) = 0,1 \text{ моль}_{\text{эк}} / \text{дм}^3 \cdot 0,05 \text{ дм}^3 = 0,005 \text{ моль}_{\text{эк}};$$

б) находим массу (г) данного количества эквивалентов Na_2CO_3 по формуле

$$n\left(\frac{1}{z} A\right) = \frac{m_A}{M\left(\frac{1}{z} A\right)}$$

$$m_{Na_2CO_3} = n\left(\frac{1}{2} Na_2CO_3\right) \cdot M\left(\frac{1}{2} Na_2CO_3\right) \Rightarrow$$

$$m_{Na_2CO_3} = 0,005 \text{ моль} \cdot 53 \text{ г/моль}_{\text{эк}} = 0,265 \text{ г};$$

3) находим массу (г) 7,28%-ного раствора, в которой будет содержаться 0,265 г Na_2CO_3 исходя из формулы

$$\omega_{p.v.} = m_{в-ва} / m_{p-ра} \Rightarrow m_{p-ра} = \frac{m_{в-ва}}{\omega},$$

где $m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества, г;

ω – массовая доля вещества в растворе в долях от единицы

$$m_{p-ра} = \frac{0,265 \text{ г}}{0,0728} = 3,64 \text{ г};$$

4) рассчитываем необходимый объем 7,28%-ного исходного раствора.

$$\text{Поскольку } m_{p-ra} = \rho_{p-ra} \cdot V_{p-ra},$$

где ρ_{p-ra} – плотность раствора (г/мл);

V_{p-ra} – объем раствора (мл)

$$\Rightarrow V_{p-ra} = m_{p-ra} / \rho, V_{p-ra} = \frac{3,64 \text{ г}}{1,077 \text{ г/мл}} = 3,379 \text{ мл} \approx 3,4 \text{ мл}.$$

Таким образом, для приготовления 50 мл 0,1н раствора Na_2CO_3 из раствора с $\rho = 1,077 \text{ г/мл}$ и $\omega = 7,28\%$ необходимо отмерить пипеткой 3,4 мл этого раствора, перенести в мерную колбу на 50 мл, довести до метки дистиллированной водой и тщательно перемешать.

2. Титрование аликвотных частей приготовленного раствора Na_2CO_3 0,1н раствором HCl .

В три конические колбы с помощью пипетки отобрать по 5 мл приготовленного раствора Na_2CO_3 (этот объем называется аликвотной частью раствора), добавить в каждую колбу 1–3 капли метилоранжа, перемешать и титровать (добавлять по каплям) 0,1н раствором HCl до перехода окраски раствора в розовую. Во время титрования раствор перемешивают встряхиванием после добавления каждой порции кислоты. Все колбы титруют до одинакового оттенка.

3. Обработка результатов титрования.

Пусть на титрование раствора Na_2CO_3 пошло $V_1 = 4,9$ мл, $V_2 = 5,0$ мл, $V_3 = 4,6$ мл кислоты. Средний объем затраченной кислоты равен

$$\bar{V}_k = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{4,9 + 5,0 + 4,8}{3} = 4,9 \text{ мл}.$$

В соответствии с законом эквивалентов для протекающей реакции можно записать

$$n\left(\frac{1}{z_{\text{HCl}}} \text{HCl}\right) = n\left(\frac{1}{z_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} \text{Na}_2\text{CO}_3\right),$$

с учетом формулы 15 получаем

$$C\left(\frac{1}{z_{\text{HCl}}} \text{HCl}\right) \cdot \bar{V}(\text{HCl}) = C\left(\frac{1}{z_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} \text{Na}_2\text{CO}_3\right) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$\Rightarrow C\left(\frac{1}{2} \text{Na}_2\text{CO}_3\right) = C\left(\frac{1}{1} \text{HCl}\right) \cdot \bar{V}(\text{HCl}) / V(\text{Na}_2\text{CO}_3),$$

где $C(1/\text{HCl})$ – молярная концентрация эквивалентов соляной кислоты, моль_{эк}/л;
 $V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ – объем аликвоты карбоната натрия, 5 мл.

В итоге получаем значение молярной концентрации эквивалентов по результатам эксперимента (практическая концентрация)

$$C\left(\frac{1}{2}Na_2CO_3\right)_{\text{практ.}} = \frac{4,9\text{мл} \cdot 0,1\text{моль}_{\text{эк}} / \text{дм}^3}{5\text{мл}} = 0,098\text{моль}_{\text{эк}} / \text{дм}^3.$$

Относительную погрешность определения рассчитаем по формуле

$$\Delta, \% = \left| \frac{C\left(\frac{1}{2}Na_2CO_3\right)_{\text{теор.}} - C\left(\frac{1}{2}Na_2CO_3\right)_{\text{практ.}}}{C\left(\frac{1}{2}Na_2CO_3\right)_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100 \%,$$

$$\Delta, \% = \left| \frac{0,1 - 0,098}{0,1} \right| \cdot 100 \% = 2 \%$$

4. Вывод: молярная концентрация эквивалентов Na_2CO_3 равна $0,098$ моль/дм³, что составляет относительную погрешность 2%.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Какие способы выражения состава растворов вы знаете?
2. Назовите посуду, используемую в этой работе.
3. В чем заключается процесс титрования? Что такое индикатор?
4. Запишите уравнение реакции, протекающей в данной работе при титровании.
5. Сколько миллилитров 96%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25н раствора? Опишите последовательность приготовления раствора.
6. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 6,8 г KOH в 250 мл.
7. Сколько граммов растворенного вещества содержит 1 литр 0,015н раствора H_3PO_4 ?
8. Какой объем 0,15н раствора Na_2CO_3 потребуется для взаимодействия с 400 мл 0,24н раствора HNO_3 ?

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



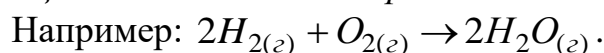
Лабораторная работа № 3 ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая кинетика

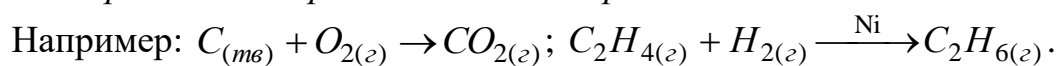
Химическая кинетика – раздел химии, в котором изучаются скорости и механизмы химических реакций.

В зависимости от агрегатного состояния веществ реакции бывают гомогенными и гетерогенными.

Гомогенная реакция – это реакция, протекающая с участием веществ, находящихся в одинаковом агрегатном состоянии.



Гетерогенная реакция – это реакция, протекающая с участием веществ, находящихся в разных агрегатных состояниях, или же любая реакция, протекающая на поверхности твердого катализатора.



Скорость любой химической реакции зависит от следующих факторов:

- а) природы реагирующих веществ;
- б) концентрации реагирующих веществ;
- в) температуры;
- г) присутствия катализаторов.

Скорость гетерогенных реакций (протекающих в неоднородных системах) зависит:

а) от величины поверхности раздела фаз (увеличивается с увеличением поверхности раздела);

б) от скорости подвода реагирующих веществ к поверхности раздела фаз и скорости отвода от нее продуктов реакции.

Влияние *природы реагирующих веществ* на скорость реакции выражается в том, что при одних и тех же условиях различные вещества взаимодействуют друг с другом с разной скоростью.

При увеличении *концентрации реагирующих веществ* скорость реакции увеличивается, так как при увеличении количества вещества в единице объема увеличивается число столкновений между частицами реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции от концентрации

Зависимость скорости химической реакции от концентрации определяется **законом действия масс**: в изотермическом процессе скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ (в степенях с показателями, равными стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции).

Для реакции в общем виде $aA + bB \rightarrow cC + dD$ ее скорость согласно закону действия масс выражается соотношением

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

где C_A и C_B – молярные концентрации реагирующих веществ;

k – константа скорости данной реакции;

a и b – стехиометрические коэффициенты уравнения реакции.

Следует иметь в виду, что концентрация газообразных веществ изменяется пропорционально давлению: чем выше давление, тем меньше объем, а значит больше концентрация.

Для гетерогенной реакции, например: $C_{(тв)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$.

Выражение для скорости реакции будет иметь вид

$$v = k \cdot C_{O_2} = k \cdot p_{O_2},$$

где C – концентрация;

p – давление.

При этом концентрация веществ в твердом состоянии (в данном случае – углерода) будет практически постоянной величиной, поэтому на скорость реакции влиять не будет и в выражение скорости реакции не входит.

Зависимость скорости реакции от температуры приближенно определяется эмпирическим **правилом Вант-Гоффа** (выполняется для реакций, протекающих при обычных температурах 273–373 К):

при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза

$$\frac{v_{T+10}}{v_T} = \gamma \quad \text{или} \quad \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}}$$

где v – скорость реакции при определенных температурах (v_{T_1} – скорость реакции при температуре T_1 , v_{T_2} – скорость реакции при температуре T_2);

T – температура;

γ – температурный коэффициент реакции, который показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции (или константа скорости) при повышении температуры на 10 °С.

Одним из важнейших факторов, которые влияют на скорость реакции, является *присутствие катализатора*. Катализатором называется вещество, которое ускоряет реакцию, но не расходуется в результате реакции.

Химическое равновесие

Все химические реакции делятся на два типа: *обратимые* и *необратимые*.

Необратимые – протекают до полного израсходования одного из веществ и не способны менять свое направление при изменении температуры и давления (т.е. протекают только в одном направлении).

Например: $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$, $\Delta_r H^0 = -46 \text{ кДж / моль}$.

Обратимые – протекают одновременно при данных условиях как в прямом, так и в обратном направлении (в уравнениях обратимых реакций ставится знак обратимости (\rightleftharpoons)).

Например: $H_2O_{(ж)} \rightleftharpoons H_2O_{(г)}$, $\Delta_r H^0 = 43,9 \text{ кДж / моль}$.

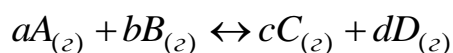
Большинство химических реакций являются обратимыми.

В определенный момент времени (t_1) в системе наступает подвижное равновесие, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, т.е. $\vec{v} = \overset{\leftarrow}{v}$.

Поскольку химическое равновесие обуславливается не прекращением реакции, а равенством скоростей двух противоположных процессов, то оно является равновесным динамическим (подвижным).

Состояние химического равновесия количественно характеризуют величиной константы равновесия, которая выводится на основе закона действия масс.

Для реакции в общем виде



константа равновесия записывается следующим образом:

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

где $[C]$, $[D]$, $[A]$, $[B]$ – равновесные концентрации реагентов, показатели степеней при концентрациях равны стехиометрическим коэффициентам.

Приведенное уравнение для K_c является математическим выражением закона действия масс применительно к обратимым реакциям:

при постоянной температуре отношение произведения равновесных концентраций (или парциальных давлений) конечных веществ к произведению равновесных концентраций (или парциальных давлений) исходных веществ есть величина, которую принято называть константой равновесия.

Изменение условий (температура, давление, концентрация), при которых система находится в состоянии химического равновесия, вызывает нарушение равновесия в результате неодинакового изменения скоростей прямой и обратной реакции. С течением времени в системе устанавливается новое химическое равновесие, соответствующее новым условиям. Переход из одного равновесного состояния в другое называется сдвигом или смещением положения равновесия.

Направление смещения положения химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом Ле Шателье:

если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить температуру, давление, концентрацию), то равновесие смещается в сторону того процесса, который уменьшает это воздействие.

Влияние концентрации реагирующих веществ. Если в равновесную систему вводится какое-либо из участвующих в реакции веществ, то равновесие смещается

в сторону той реакции, при протекании которой данное вещество расходуется. Если из равновесной системы выводится какое-либо вещество, то равновесие смещается в сторону той реакции, при протекании которой данное вещество образуется.

Влияние температуры. При нагревании системы равновесие смещается в сторону эндотермической реакции; при охлаждении – в сторону экзотермической реакции.

Влияние давления. При повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения объема реагирующих веществ. Давление влияет на равновесие реакций с участием газообразных веществ.

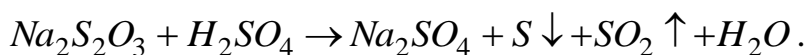
Экспериментальная часть

Цель: изучить влияние различных факторов на скорость химических реакций, состояние химического равновесия, условия смещения равновесия.

1. *Исследование влияния различных факторов на скорость химических реакций.*

Опыт 1.1. *Влияние концентрации тиосульфата натрия на скорость химической реакции.*

Взаимодействие тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ с серной кислотой протекает медленно и сопровождается выпадением в осадок серы (вначале появляется помутнение, а затем сера оседает на стенках пробирки плотным слоем):



Скорость реакции можно условно выразить как величину, обратную времени протекания реакции (от момента смешения реагентов до помутнения раствора).

Возьмите пять сухих пробирок и приготовьте растворы тиосульфата натрия различных концентраций: в первой – **С**; во второй – **2С**; в третьей – **3С**; в четвертой – **4С**; в пятой – **5С** (таблица 3).

Таблица 3. – Приготовление раствора тиосульфата натрия различной концентрации

Вариант	А					Б					В				
Номер пробирки	1	2	3	4	5	1	2	3	4	5	1	2	3	4	5
Концентрация $Na_2S_2O_3$	с	2с	3с	4с	5с	с	2с	3с	4с	5с	с	2с	3с	4с	5с
Число капель раствора $Na_2S_2O_3$	2	4	6	8	10	4	8	12	16	20	3	5	7	9	12
Число капель H_2O	8	6	4	2	0	16	12	8	4	0	9	7	5	3	0

В первую пробирку внесите 2 капли 2н раствора серной кислоты, одновременно включив секундомер. В момент появления помутнения секундомер выключите (для лучшего протекания реакции пробирку с полученным раствором встрях-

ните). Таким образом, получите время протекания реакции τ_1 в секундах. Аналогично определите время течения реакции во второй, третьей, четвертой, пятой пробирках – $\tau_2, \tau_3, \tau_4, \tau_5$ соответственно. Вычислите условную скорость реакции в каждой пробирке $\nu_1, \nu_2, \nu_3, \nu_4, \nu_5$ как величину, обратную времени ($\nu = 1/\tau$). Полученные данные занесите в таблицу 4.

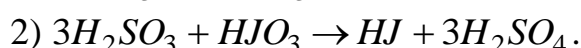
Таблица 4. – Определение скорости реакции

Концентрация $Na_2S_2O_3$	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции в условных единицах ν , с ⁻¹
c		
2c		
3c		
4c		
5c		

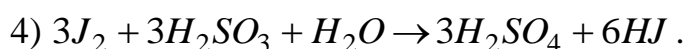
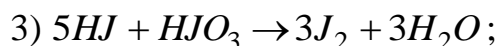
Составьте уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ ($\nu = f(c)$) и сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

Опыт 1.2. *Влияние концентрации иодата калия на скорость химической реакции.*

При взаимодействии иодата калия с сульфитом натрия в присутствии серной кислоты в растворе образуются сернистая и иодноватая кислоты, которые реагируют между собой:



С момента появления в растворе иодоводорода параллельно протекают два процесса:



При этом реакция 4 идет значительно быстрее реакции 2. Поэтому появление свободного иода в растворе происходит только после полного окисления сернистой кислоты. С увеличением концентрации иодата калия пропорционально повышается концентрация иодноватой кислоты, а следовательно, скорость процесса, протекающего с ее участием. Началом реакции следует считать момент сливания растворов, а концом – момент появления в растворе свободного иода. Выделение даже незначительного количества свободного иода легко обнаруживается в присутствии крахмала (раствор приобретает синий цвет).

В четыре стакана налейте по 15 мл раствора Na_2SO_3 , подкислите раствором серной кислоты (по 4 капли в каждый стакан) и добавьте по 6 капель крахмала. В четыре других стакана налейте:

№ 1 – 2,5 мл раствора KIO_3 (или $NaIO_3$) и 15 мл H_2O ;

№ 2 – 5 мл раствора KIO_3 (или $NaIO_3$) и 10 мл H_2O ;

№ 3 – 10 мл раствора KIO_3 (или $NaIO_3$) и 5 мл H_2O ;

№ 4 – 15 мл раствора KIO_3 (или $NaIO_3$).

Содержимое стаканов с Na_2SO_3 и KIO_3 (H_2O) попарно слейте и засекийте время появления синего окрашивания τ . Вычислите условную скорость реакции в каждом стакане $\nu_1, \nu_2, \nu_3, \nu_4$ как величину, обратную времени ($\nu = 1/\tau$). Полученные данные занесите в таблицу 5.

Таблица 5. – Результаты зависимости скорости реакции от концентрации

Концентрация $NaIO_3$	Время появления синего окрашивания τ , с	Скорость реакции в условных единицах ν , c^{-1}
c		
2c		
3c		
4c		
5c		

Напишите уравнения протекающих процессов. Постройте график зависимости скорости реакции (в условных единицах) от концентрации KIO_3 . Сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

Опыт 1.3. *Влияние температуры на скорость реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой при постоянной концентрации (описание протекающего процесса см. в опыте 1.1).*

Возьмите термостат с коническими пробирками и заполните его холодной водопроводной водой (исходная температура) так, чтобы пробирки были погружены в воду. Температуру воды измеряйте термометром. Затем в одну пробирку налейте до половины 2н раствор серной кислоты и опустите в него пипетку, в другую пробирку – 10 капель 1н раствора тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$. Выдержите пробирки с растворами в термостате при данной температуре 5 минут и, **не вынимая** пробирку с тиосульфатом натрия из термостата, добавьте в нее 2 капли 2н раствора серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате. Измерьте секундомером время от момента добавления кислоты до появления заметного помутнения τ . Повторите опыт еще при двух температурах, каждый раз увеличивая температуру воды в термостате на 10 °С выше. При последующих измерениях пробирки достаточно выдерживать 3 минуты.

Температуру воды в термостате меняйте следующим образом: часть холодной отлейте, прибавьте горячей, повышая температуру воды на 10 °С.

Вычислите условную скорость реакции при каждой температуре ν_1, ν_2, ν_3 как величину, обратную времени ($\nu = 1/\tau$). Полученные данные занесите в таблицу 6.

Таблица 6. – Результаты опыта

Температура опыта, °С	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции в условных единицах ν , c^{-1}

Составьте уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Постройте график зависимости скорости реакции (в условных единицах) от температуры. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Опыт 1.4. *Влияние катализатора на скорость химической реакции.*

Опыт 1.4 (а)

В три пробирки накапайте по 15 капель 3%-ного пероксида водорода H_2O_2 и прибавьте по 1/4 микрошпателя: оксида марганца (IV) MnO_2 – в первую пробирку, оксида хрома (III) Cr_2O_3 – во вторую и оксида кремния (IV) SiO_2 – в третью. В каких пробирках заметно разложение пероксида водорода? Наблюдайте выделение кислорода (проба тлеющей лучинкой).

Данный опыт нужно проводить в следующем порядке: в пробирку капаєте раствор H_2O_2 , готовите тлеющую лучинку, насыпаете в пробирку приготовленный оксид и тут же опускаете лучинку (но не касаетесь ею раствора). Возгорание лучинки служит признаком выделения кислорода.

Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода. Какие из добавленных оксидов являются катализаторами разложения пероксида водорода?

Опыт 1.4 (б)

В две пробирки накапайте по 10 капель раствора индигокармина. В одну добавьте 1–2 капли 0,5н раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$. Затем в обе пробирки добавьте 6–8 капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдайте обесцвечивание раствора индигокармина из-за разложения пероксида водорода. В какой пробирке это происходит быстрее? Напишите уравнение разложения пероксида водорода. Какое вещество влияет на ускорение этого процесса?

Опыт 1.4 (в) *(проводится под тягой)*

Тщательно разотрите в фарфоровой чашечке (**чашка должна быть абсолютно сухой**) два микрошпателя порошка алюминия и один микрошпатель кристаллического иода. Протекает ли реакция между алюминием и иодом? Полученную смесь соберите холмиком и обратным концом микрошпателя сделайте углубление (в виде кратера). В полученный кратер капните каплю воды. Вскоре наблюдайте бурную реакцию образования трииодида алюминия AlI_3 , сопровождающуюся большим выделением тепла, за счет которого происходит возгонка иода – пары фиолетового цвета. Запишите уравнение реакции между алюминием и иодом. Укажите, чем является вода в данной реакции?

Опыт 1.4 (г)

В две пробирки налейте по 1 мл 2н раствора соляной кислоты и опустите в них по одному кусочку цинка. Когда в пробирках станет заметным выделение пузырьков водорода, в одну из них добавьте 3–5 капель раствора формалина. Как

изменяется скорость реакции в присутствии формалина? Чем в данной реакции является формалин? Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с соляной кислотой.

Опыт 1.5. *Зависимость скорости реакции от площади поверхности реагирующих веществ.*

Возьмите небольшой кусочек мрамора и приблизительно столько же мрамора в порошке на листке бумаги. Налейте в 2 пробирки на $\frac{1}{4}$ их объема 2н соляной кислоты и добавьте мрамор (кусочек в одну пробирку, порошок в другую). Наблюдайте за скоростью реакции в обеих пробирках. В какой пробирке реакция идет более интенсивно?

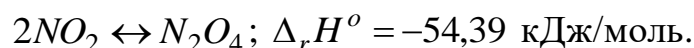
Напишите уравнение протекающей реакции. Сделайте вывод о влиянии поверхности соприкосновения на скорость реакции.

2. *Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия.*

Опыт 2.1. *Влияние температуры на смещение химического равновесия.*

Опыт 2.1 (а) *(проводится под тягой)*

Реакция полимеризации диоксида азота протекает по уравнению



Газ NO_2 – темно бурого цвета, N_2O_4 – бледно-желтый, почти бесцветный. Поэтому по изменению окраски газовой смеси можно судить об изменении концентрации ее компонентов, т.е. о смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

Возьмите U-образную трубку и заполните ее диоксидом азота, который получите взаимодействием концентрированной азотной кислоты с медной стружкой по реакции



Оба конца трубки плотно закройте резиновыми пробками. Перевернув ее концами вниз, поместите одно колено трубки в стакан с горячей водой, другое – в стакан с холодной водой (воду приготовьте заранее). Наблюдайте уменьшение интенсивности бурой окраски в колене, которое находится в холодной воде, и усиление окраски в колене, находящемся в горячей воде. В каком направлении происходит смещение равновесия образования оксидов азота при нагревании и охлаждении? На основании принципа Ле-Шателье сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Опыт 2.1 (б)

Крахмал представляет собой смесь полисахаридов, их макромолекулы имеют сложный состав, который можно условно обозначить формулой $[K]$. Даже со сле-

довыми количествами иода крахмал образует адсорбционное соединение синего цвета (иодокрахмал). Данная реакция обратима, и ее можно условно представить схемой

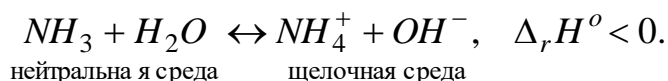


В пробирку накапайте 10 капель раствора крахмала и добавьте 1 каплю 0,1N раствора иода. Что наблюдаете (при получении очень интенсивной окраски содержимое пробирки можно разбавить дистиллированной водой)? Нагрейте пробирку и наблюдайте изменение окраски. Затем подождите, пока раствор в пробирке остынет. Что произошло с раствором?

На основании принципа Ле-Шателье сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Опыт 2.1 (в)

В водном растворе аммиака существует равновесие



Накапайте в пробирку 10 капель дистиллированной воды, добавьте 1 каплю концентрированного раствора аммиака NH_4OH и 1 каплю раствора фенолфталеина (в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет). Отметьте цвет раствора (при получении очень интенсивной окраски содержимое пробирки можно разбавить дистиллированной водой). Содержимое пробирки нагрейте и наблюдайте исчезновение окраски. Затем подождите, пока раствор охладится. Что наблюдаете в этом случае? В сторону какой реакции сместилось равновесие? На основании принципа Ле-Шателье сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Опыт 2.2. *Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.*

Опыт 2.2 (а)

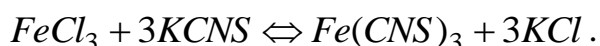
В две пробирки накапайте по 5 капель раствора аммиака NH_4OH и по 5 капель воды. В каждую пробирку добавьте по 1 капле фенолфталеина. Как окрасился индикатор под действием ионов OH^- ? В одну из пробирок добавьте 1 микрошпатель хлорида аммония NH_4Cl и перемешайте обратным концом микрошпателя. Что произошло с окраской раствора? На уменьшение или увеличение концентрации гидроксид-ионов указывает изменение окраски раствора? Напишите уравнения диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония. Объясните, как смещается равновесие диссоциации гидроксида аммония при добавлении ионов аммония NH_4^+ (образуются при диссоциации хлорида аммония)? На основании принципа Ле-Шателье сделайте вывод о влиянии продуктов реакции на состояние химического равновесия.

Опыт 2.2 (б)

В две пробирки накапайте по 10 капель 2н раствора уксусной кислоты CH_3COOH и по 1 капле метилового оранжевого (в кислой среде красного цвета). В одну из пробирок добавьте несколько кристаллов ацетата натрия CH_3COONa , перемешайте стеклянной палочкой и сравните интенсивность окраски в обеих пробирках (оранжевый цвет раствора свидетельствует о нейтральной среде). Напишите уравнения диссоциации уксусной кислоты и ацетата натрия. Объясните, как смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при добавлении ацетат-ионов CH_3COO^- (образуются при диссоциации ацетата натрия). На основании принципа Ле-Шателье сделайте вывод о влиянии продуктов реакции на состояние химического равновесия.

Опыт 2.2 (в)

К 50 мл дистиллированной воды (отмерьте цилиндром и перелейте в небольшой стакан) добавьте 1 каплю раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$ и 1 каплю раствора роданида калия $KCNS$ (или роданида аммония NH_4CNS). В растворе протекает реакция



Роданид железа (III) $Fe(CNS)_3$ интенсивно окрашивает раствор в красный цвет. По изменению окраски раствора можно судить о смещении равновесия в ту или другую сторону.

В четыре пробирки при помощи цилиндра разлейте по 5 мл полученного раствора (раствор, оставшийся в стакане, больше не нужен). В первую пробирку добавьте 1 каплю хлорида железа (III), во вторую – 1 каплю роданида калия или аммония, в третью – 1 каплю хлорида калия KCl , четвертая пробирка – контрольная.

Отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае. В каком направлении смещается равновесие при добавлении перечисленных реагентов? Напишите выражение константы равновесия для данной обратимой реакции. На основании принципа Ле-Шателье сделайте вывод о влиянии реагентов на состояние химического равновесия.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
2. Сформулируйте закон действующих масс.
3. Сформулируйте правило Вант-Гоффа и запишите его математическое выражение.
4. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
5. Перечислите факторы, влияющие на химическое равновесие.
6. Дайте определение понятия «катализатор».
7. Реакция разложения карбоната кальция при нагревании протекает по уравнению $CaCO_3 \leftrightarrow CaO + CO_2$; $\Delta H < 0$. Как следует изменить температуру, давление, а также концентрацию реагентов, чтобы повысить выход углекислого газа?

8. Взаимодействие оксида азота (II) с кислородом протекает по уравнению реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию: а) NO в 3 раза; б) O_2 в 2 раза; в) NO и O_2 в 2 раза.

9. Как изменится скорость прямой реакции при увеличении давления в 4 раза для данных реакции $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$.

10. Запишите кинетические уравнения для следующих реакций:



11. При $150^\circ C$ некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитайте, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при $80^\circ C$.

12. При $20^\circ C$ реакция растворения железа в соляной кислоте заканчивается за 2 минуты, а при $40^\circ C$ – за 30 секунд. Определите, за какое время реакция закончится при $70^\circ C$.

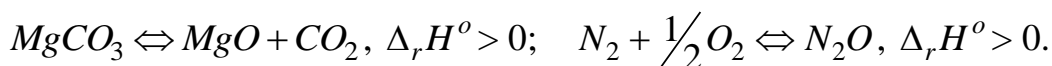
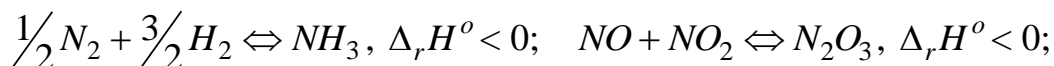
13. Две реакции протекают при $25^\circ C$ с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,0, второй – 2,5. Найти отношение скоростей этих реакций при $95^\circ C$.

14. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

15. Рассчитайте равновесные концентрации H_2 и I_2 при условии, что их начальные концентрации составляли 2 моль/л, а равновесная концентрация HI – 3 моль/л.

16. Через некоторое время после начала реакции $3A + B \rightarrow 2C + D$ концентрации веществ составляли: $[A] = 0,03$ моль/л; $[B] = 0,01$ моль/л; $[C] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ A и B ?

17. Определите, как необходимо изменить температуру и давление, чтобы увеличить выход продуктов реакции



Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



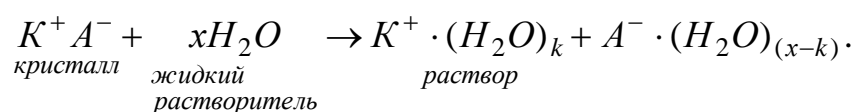
Лабораторная работа № 4 СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Вещества, водные растворы или расплавы, которые проводят электрический ток, называются электролитами.

Распад электролитов на ионы под действием молекул растворителя называется электролитической диссоциацией.

Согласно современным представлениям электролитическая диссоциация в растворе происходит в результате сложного физико-химического взаимодействия молекул электролита с полярными молекулами растворителя.

Например, процесс растворения в воде вещества $K^+ A^-$ (вещество с ионной связью) может быть записан следующим образом:



Ассоциации $K^+ \cdot (H_2O)_k$ и $A^- \cdot (H_2O)_{(x-k)}$ представляют собой гидратированные катионы и анионы.

Количественными характеристиками электролитической диссоциации являются:

1) степень электролитической диссоциации α – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы (N_u), к общему числу молекул растворенного вещества в растворе (N_o)

$$\alpha = \frac{N_u}{N_o} \quad (17)$$

Степень диссоциации зависит:

- а) от природы растворителя;
- б) от температуры;
- в) от концентрации раствора (например, концентрированная (безводная) уксусная кислота не проводит электрический ток, а разбавленная – проводит).

Значение α можно интерпретировать так: если, например, $\alpha = 30\%$, то это означает, что из каждых 100 внесенных в раствор молекул на ионы распадается (диссоциирует) только 30.

В зависимости от значения α все электролиты делят на группы:

– электролиты, для которых значение $\alpha > 30\%$, называются сильными (практически степень диссоциации потенциального электролита никогда не может быть равной 100%, за исключением гипотетических предельно разбавленных растворов), например, HCl , HNO_3 , HBr , $HClO_3$, H_2SO_4 (разб);

– слабые электролиты (α существенно меньше 100%), в химической практике иногда выделяют группу электролитов средней силы ($3\% > \alpha < 30\%$), например, H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF , HNO_2 .

Значение степеней диссоциации некоторых электролитов при 18 °С в 0,1М водном растворе приведены в таблице 7.

Таблица 7. – Степень диссоциации некоторых электролитов в 0,1М растворе

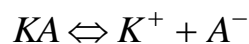
Кислота	Формула	α , %	
Соляная	HCl	92	сильные электролиты
Азотная	HNO_3	92	
Фосфорная	H_3PO_4	26	слабые электролиты
Сернистая	H_2SO_3	20	
Фтороводородная	HF	8	
Уксусная	CH_3COOH	1,40	
Угльная	H_2CO_3	0,17	
Сероводородная	H_2S	0,10	
Вода	H_2O	$2 \cdot 10^{-7}$	

Следует помнить: разделение электролитов на сильные и слабые зависит не от растворимости вещества, а от того, сколько его молекул от общего числа растворенных распалось на ионы. Поэтому могут быть хорошо растворимые вещества, но слабые электролиты и, наоборот, плохо растворимые вещества, но сильные электролиты (таблица 8).

Таблица 8. – Растворимость и характеристика электролитической способности некоторых веществ

Вещество	Растворимость	Электролит	Вещество	Растворимость	Электролит
$AgNO_3$	хорошая	сильный	$Fe(OH)_3$	плохая	слабый
$BaSO_4$	плохая	сильный	CH_3COOH	хорошая	слабый
$Ca(OH)_2$	плохая	сильный	$C_6H_{12}O_6$ глюкоза	хорошая	неэлектролит

2) константа электролитической диссоциации (K_∂) – это константа химического равновесия для процесса диссоциации электролита



$$K_\partial = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}, \quad (18)$$

где $[K^+]$ и $[A^-]$ – равновесные концентрации ионов K^+ и A^- соответственно; $[KA]$ – концентрация непродиссоциировавших молекул KA .

Константа диссоциации зависит:

- а) от природы электролита;
- б) от температуры.

Количественная зависимость между α и K_{∂} для растворов слабых электролитов описывается **законом разведения Оствальда**

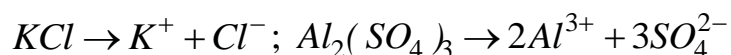
$$K_{\partial} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}, \quad (19)$$

где α – степень диссоциации;
 C – начальная концентрация электролита;
 K_{∂} – константа диссоциации.

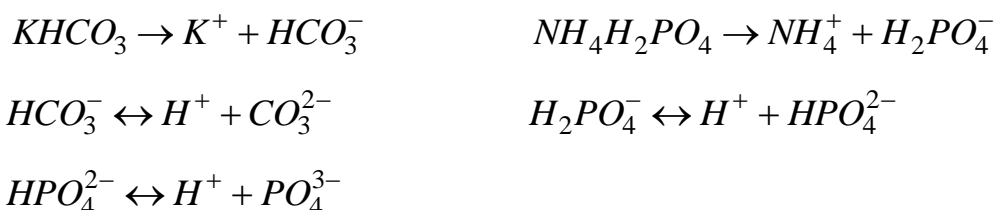
Следовательно, с уменьшением концентрации раствора степень диссоциации слабого электролита увеличивается.

Варианты записи уравнений диссоциации:

1. Средние соли диссоциируют в одну стадию и необратимо



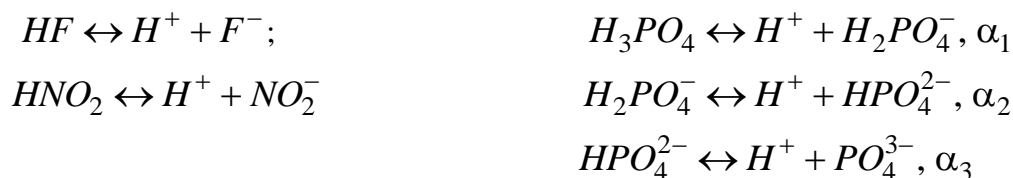
2. Кислые соли слабых кислот диссоциируют ступенчато, т.е. в несколько стадий; по первой стадии необратимо, далее – обратимо



3. Сильные одноосновные кислоты диссоциируют необратимо



4. Слабые одно- и многоосновные кислоты диссоциируют обратимо; многоосновные – ступенчато, причем каждая последующая ступень диссоциации менее эффективна по сравнению с предыдущей

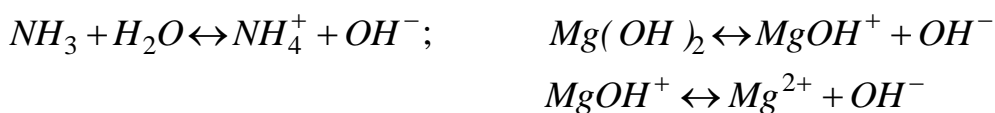


Поскольку при диссоциации H_3PO_4 $\alpha_1 \gg \alpha_2 \gg \alpha_3$, то в водном растворе концентрация ионов H^+ наибольшая, а ионов PO_4^{3-} – наименьшая.

5. Сильные одно- и многоосновные основания (щелочи) диссоциируют в одну стадию необратимо



6. Слабые одно- и многокислотные основания диссоциируют в одну стадию обратимо, причем многокислотные основания – ступенчато



Экспериментальная часть

Цель: изучить теорию и практику механизма образования растворов, влияние различных факторов на диссоциацию электролитов и растворимость солей.

Опыт 1. Тепловой эффект растворения.

Рассчитайте количества солей (в соответствии с вариантом (таблица 9), необходимые для приготовления 50 мл 0,1М растворов, и взвесьте на технических весах с точностью до 0,1 г. Налейте в стакан на 100 мл 50 мл воды, измерьте температуру термометром. Затем внесите в этот стакан отвешенное количество сначала одной соли, перемешайте стеклянной палочкой и снова определите температуру. Как изменилась температура раствора? Прodelайте аналогичный опыт со второй солью.

Какова связь между тепловым эффектом растворения вещества и изменением его растворимости с повышением температуры? Как можно это объяснить, применяя принцип Ле-Шателье?

Таблица 9. – Варианты опыта

Вариант	А	Б	В	Г
Соли	NH_4NO_3 Li_2SO_4	NH_4CNS $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	KNO_3 CH_3COONH_4	$KCNS$ $AlCl_3$

Опыт 2. Электролитическая диссоциация.

ВНИМАНИЕ! Для проведения наблюдения необходимы ламповый реостат (подставка, на которой укреплена электрическая лампочка) и два графитовых электрода. Электроды следует брать только за ту часть, где имеется изоляция. Электроды не должны касаться дна стаканчика и соприкасаться между собой.

Стакан емкостью 50 мл наполните на ½ его объема дистиллированной водой и накройте крышкой с укрепленными в ней графитовыми электродами, которые должны быть частично погружены в воду. Поставьте стакан на подставку прибора, присоедините зачищенные концы проводов к электродам и включите прибор в сеть. Загорается ли лампочка? Проводит ли ток дистиллированная вода?

Приподняв крышку с электродами, внесите в стакан с водой 3–4 микрошпателя соли (в соответствии с вариантом (таблица 10), размешайте обратным концом микрошпателя и опустите электроды в раствор. Загорелась ли лампочка? Проводит ли ток раствор соли?

Таблица 10. – Варианты опыта

Вариант	А	Б	В	Г
Вещества	H_2O $CuSO_4$ $CuSO_{4(K)}$ 0,1н CH_3COOH	H_2O K_2SO_4 $K_2SO_{4(K)}$ 0,1н NH_4OH	H_2O $ZnCl_2$ $ZnCl_{2(K)}$ 0,1н H_3PO_4	H_2O Na_3PO_4 $Na_3PO_{4(K)}$ 0,1н H_2S – работать под тягой

Отключите прибор от сети, выньте электроды, опустите их в стакан с дистиллированной водой и вытрите фильтровальной бумагой. В сухой стакан насыпьте соль (в соответствии с вариантом), накройте крышкой с электродами, чтобы они касались соли. Включите прибор в сеть. Загорелась ли лампочка? Использованную соль высыпьте обратно в баночку.

Объясните, почему водный раствор соли является проводником тока, хотя в отдельности сухая соль и дистиллированная вода тока не проводят.

Аналогично в соответствии с вариантом испытайте электропроводность 0,1н раствора. По интенсивности загорания лампочки отметьте, сильным или слабым электролитом является раствор данного вещества. Использованный раствор вылейте обратно в бутылочку.

Результаты наблюдений занесите в таблицу 11.

Таблица 11. – Варианты опыта

Вещества	Внешний эффект	Электролит или нет	Сильный или слабый	Уравнение диссоциации	Константа диссоциации

Опыт 3. Исследование влияния различных факторов на степень диссоциации электролитов и растворимость веществ.

Опыт 3.1. Исследование влияния разбавления раствора на степень электролитической диссоциации.

В стакан емкостью 50 мл налейте 25 мл концентрированной уксусной кислоты (отмерьте цилиндром) и накройте стакан крышкой с укрепленными в ней графитовыми электродами. Подключите электроды в сеть. Отметьте, хорошо ли проводит ток концентрированная кислота.

Отлейте из стакана 5 мл кислоты обратно в цилиндр, а оставшуюся в стакане кислоту вылейте обратно в бутылочку. В цилиндр с кислотой долейте дистиллированную воду до 25 мл и полученный раствор перелейте обратно в стакан. Отметьте проводимость электрического тока исследуемым разбавленным в 5 раз.

Повторите аналогичное разбавление раствора и определение проводимости еще 3 раза. Использованную кислоту необходимо выливать в емкость для отходов кислоты.

Что наблюдаете в каждом случае: уменьшение или усиление свечения лампы? Сделайте вывод о том, куда сместилось равновесие диссоциации кислоты. Как зависит степень диссоциации от разбавления раствора? Объясните наблюдаемые явления, написав выражение степени диссоциации уксусной кислоты.

Опыт 3.2. Исследование влияния соли слабой кислоты на степень диссоциации этой кислоты.

В две пробирки накапайте по 10 капель 2н раствора уксусной кислоты CH_3COOH и по 1 капле метилового оранжевого. Как окрасился индикатор под действием ионов H^+ ? В одну из пробирок добавьте несколько кристаллов ацетата натрия CH_3COONa , перемешайте стеклянной палочкой и сравните интенсивность окраски в обеих пробирках (оранжевый цвет раствора свидетельствует о нейтральной среде). Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы диссоциации этой кислоты. Объясните, куда смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при добавлении ионов CH_3COO^- (образуются при диссоциации ацетата натрия) и как меняется концентрация ионов водорода.

Опыт 3.3. Исследование влияния соли слабого основания на степень диссоциации этого основания.

В две пробирки накапайте по 10 капель 0,1н раствора аммиака NH_4OH и в каждую пробирку добавьте по 1 капле фенолфталеина. Как окрасился индикатор под действием ионов OH^- ? В одну из пробирок добавьте 1 микрошпатель хлорида аммония NH_4Cl и перемешайте обратным концом микрошпателя. Что произошло с окраской раствора? На уменьшение или увеличение концентрации гидроксид-ионов указывает изменение окраски раствора? Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония и выражение константы диссоциации этого основания. Объясните, куда смещается равновесие диссоциации NH_4OH при добавлении ионов NH_4^+ (образуются при диссоциации хлорида аммония).

Опыт 3.4. Исследование влияния химической активности кислот на растворимость металлов.

Налейте в одну пробирку на $\frac{1}{3}$ ее объема 2н раствор уксусной кислоты, а в другую – столько же 2н раствора соляной кислоты. В обе пробирки бросьте по кусочку цинка (желательно одинакового размера и зачищенных наждачной бумагой).

Что наблюдаете при этом? Какой выделяется газ? В какой пробирке происходит более энергичное выделение газа? Напишите уравнения протекающих реакций в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

Учитывая, что для опыта взяты растворы кислот одинаковой концентрации, решите, в растворе какой из них концентрация ионов водорода выше, а следовательно, какая из кислот сильнее. Найдите табличные величины, характеризующие константы диссоциации уксусной и соляной кислот, и сравните с вашими выводами.

Опыт 3.5. *Исследование влияния температуры на растворимость веществ.*

Накапайте в пробирку 10 капель дистиллированной воды и насыпьте 1 микрошпатель нитрата калия. Перемешайте содержимое пробирки стеклянной палочкой. Растворяется ли соль? Нагрейте пробирку на водяной бане. Что наблюдается при нагревании и последующем охлаждении пробирки (водой из-под крана)?

Аналогичный опыт проделайте с хлоридом натрия и нитратом аммония. Заметно ли различие в поведении этих солей?

Сделайте общий вывод о влиянии температуры на растворимость различных солей.

Опыт 3.6. *Исследование характера диссоциации гидроксидов.*

Пронумеруйте 5 пробирок и внесите по 5 капель 0,5н растворов: в первую пробирку $MgCl_2$, во вторую – $AlCl_3$, в третью – $NiSO_4$, в четвертую – $ZnSO_4$, а в пятую пробирку – насыщенный раствор Na_2SiO_3 . В первые четыре пробирки прибавьте по 2 капли 2н раствора $NaOH$, а в пятую – 2 капли 2н раствора H_2SO_4 .

Для установления химического характера выпавших гидроксидов отлейте в чистую пробирку несколько капель суспензии гидроксида магния (из первой пробирки) и прибавьте к ней 3 капли 2н раствора серной кислоты, а к оставшейся части в первой пробирке дополнительно добавьте 6 капель 2н раствора $NaOH$. Где произошло растворение осадка? Какими свойствами – основными, кислотными или амфотерными обладает $Mg(OH)_2$?

Аналогичным образом исследуйте свойства гидроксидов алюминия, никеля, цинка и кремния (после прибавления к гидроксиду кремния гидроксида натрия раствор необходимо погреть). Результаты исследования занесите в таблицу 12. Уравнения реакций запишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Таблица 12. – Результаты исследований

Название гидроксида	Химическая формула	Химические свойства	Схема диссоциации	Уравнения реакций
Гидроксид магния				
Гидроксид алюминия				
Гидроксид никеля				
Гидроксид цинка				
Гидроксид кремния				

Сделайте заключение о том, как влияют радиус, заряд и структура внешней оболочки ионов на характер диссоциации гидроксидов.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Из каких величин складывается тепловой эффект растворения веществ?
2. Какова взаимосвязь между типом химической связи и электролитической диссоциацией?

3. Какая величина называется степенью диссоциации? От чего она зависит?
4. Какая величина называется константой диссоциации? От чего она зависит?
5. Какие из перечисленных веществ относятся к электролитам: HNO_3 , $NaOH$, C_2H_5OH , $FeCl_3$, $C_6H_{12}O_6$, $Cu(NO_3)_2$, PbS . Напишите уравнения их электролитической диссоциации.

6. Составьте схему ступенчатой диссоциации сернистой кислоты H_2SO_3 и запишите выражения для констант диссоциации K_I и K_{II} . Объясните с точки зрения химического равновесия, почему диссоциация по второй ступени происходит значительно слабее, чем по первой. В каком направлении будут смещаться равновесия диссоциации при добавлении HCl и $NaOH$? Почему?

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



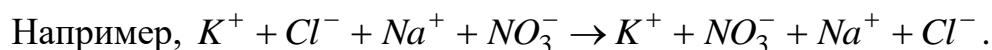
Лабораторная работа № 5 ИОНООБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Ионные реакции в растворах

Ионные реакции – реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменение зарядов ионов, входящих в соединения.

Ионные реакции могут быть обратимыми и необратимыми:

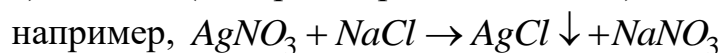
1. Обратимые реакции ионного обмена протекают с участием сильных электролитов.



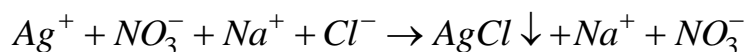
Это означает, что реакция практически не происходит, и если выпарить раствор досуха, то твердый остаток будет представлять собой смесь четырех солей. Преимущественное выделение при упаривании той или иной соли определяется ее растворимостью.

2. Необратимые реакции ионного обмена протекают в сторону образования:

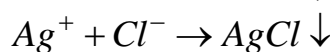
а) осадков (малорастворимых веществ):



(молекулярное уравнение реакции)



(полное ионное уравнение реакции)

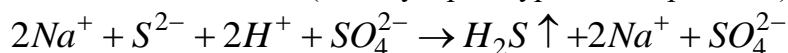


(сокращенное ионное уравнение реакции);

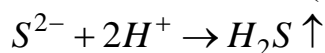
б) газообразных (легколетучих) веществ:



(молекулярное уравнение реакции)



(полное ионное уравнение реакции)

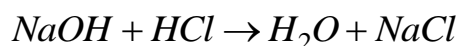


(сокращенное ионное уравнение реакции).

Если эту реакцию проводить до конца в открытом сосуде, то H_2S удаляется из сферы реакции, т.е. не может участвовать в обратном процессе, и данная реакция идет практически до конца.

в) слабых электролитов (малодиссоциирующих соединений):

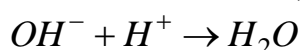
– образование воды



(молекулярное уравнение реакции)

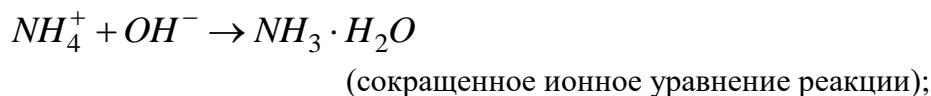
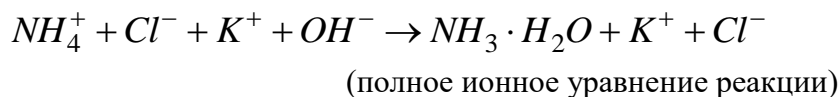
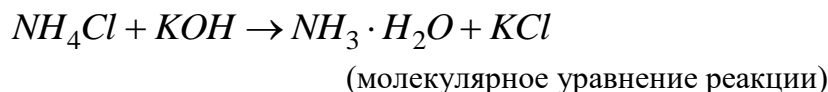


(полное ионное уравнение реакции)

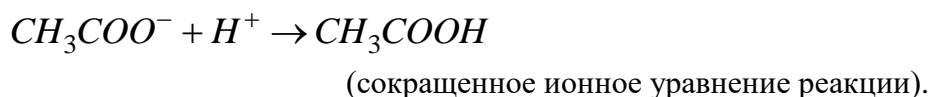
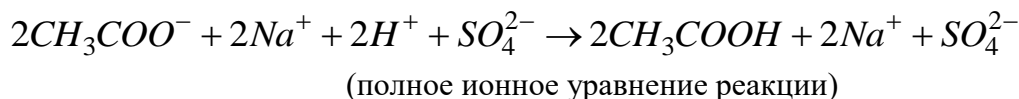
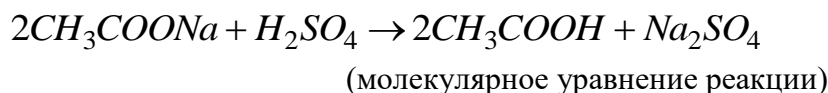


(сокращенное ионное уравнение реакции);

– образование слабого основания:



– образование слабой кислоты:



При образовании малодиссоциирующих соединений происходит связывание ионов реагирующих веществ и растворы становятся слабыми проводниками электрического тока.

Экспериментальная часть

Цель: изучить теорию ионного равновесия; условия образования и растворения осадков; смещения ионного равновесия.

1. Ионные равновесия в растворах электролитов.

Опыт 1.1

В две пробирки накапайте по 3 капли 0,5н раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$. В одну из пробирок добавьте 2 капли 2н раствора гидроксида натрия, в другую – раствор гидроксида бария $Ba(OH)_2$ до выпадения осадка. Отметьте цвет выпавшего в осадок гидроксида железа (III).

Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Соединение каких ионов происходит в обоих случаях?

Опыт 1.2

В одну пробирку накапайте 3 капли 0,5н раствора хлорида аммония NH_4Cl , в другую – столько же 0,5н раствора сульфата аммония $(NH_4)_2SO_4$. В обе пробирки добавьте по 2 капли 2н раствора гидроксида натрия и слегка встряхните пробирки. По запаху определите, какой газ выделяется.

Составьте в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций образования слабого основания (гидроксида аммония NH_4OH) и его дальнейшего разложения на аммиак и воду.

Опыт 1.3

В две пробирки накапайте по 3 капли 0,5н раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (или карбоната калия K_2CO_3). В одну из пробирок добавьте 3 капли 2н раствора соляной кислоты, в другую – столько же 2н раствора уксусной кислоты CH_3COOH . Что наблюдаете?

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций образования слабой угольной кислоты H_2CO_3 и ее разложения на воду и оксид углерода (IV).

Опыт 1.4

В две пробирки накапайте по 3 капли 0,5н раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (или ацетата свинца $(CH_3COO)_2Pb$). В одну из пробирок добавьте 1 каплю 2н раствора серной кислоты, а в другую – столько же 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Отметьте цвет выпавшего в осадок сульфата свинца (II) $PbSO_4$.

Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Соединение каких ионов происходит в обоих случаях?

Опыт 1.5

На предметное стекло капните 2 капли 2н раствора гидроксида натрия, добавьте 1 каплю фенолфталеина и прибавляйте по каплям 2н раствор соляной кислоты до обесцвечивания образовавшегося раствора. Затем предметное стекло возьмите тигельными щипцами, поднесите к пламени горелки и выпарите воду. Какое вещество осталось на предметном стекле?

Напишите уравнение реакции нейтрализации в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 1.6

В пробирку накапайте 3 капли 0,5н раствора хлорида цинка $ZnCl_2$ (или сульфата цинка $ZnSO_4$) и добавьте 3 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S . Отметьте цвет выпавшего в осадок сульфида цинка ZnS .

Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 1.7

В пробирку накапайте 3 капли 0,5н раствора хлорида кадмия $CdCl_2$ и добавьте 3 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S . Отметьте цвет выпавшего в осадок сульфида кадмия CdS .

Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Изучение условий образования труднорастворимых электролитов.

Опыт 2.1

В пробирку накапайте 2 капли 0,5н раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (или ацетата свинца $(CH_3COO)_2Pb$) и прибавьте 3 капли 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 (или сульфата калия K_2SO_4). Какого цвета образовался осадок?

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Осадку дайте отстояться. Отберите пипеткой жидкую фазу. К осадку добавьте 3 капли сульфида 0,5н раствора аммония $(NH_4)_2S$ и немного встряхните пробирку для лучшего перемешивания растворов. Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось?

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Объясните, пользуясь правилом произведения растворимости, переход одного осадка в другой.

Опыт 2.2

В пробирку накапайте 2 капли 0,5н раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (или ацетата свинца $(CH_3COO)_2Pb$) и прибавьте 3 капли 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 (или сульфата калия K_2SO_4). Какого цвета образовался осадок?

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Осадку дайте отстояться. Отберите пипеткой жидкую фазу. К осадку добавьте 3 капли 0,5н раствора хромата калия K_2CrO_4 и немного встряхните пробирку для лучшего перемешивания растворов. Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось?

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Объясните, пользуясь правилом произведения растворимости, переход одного осадка в другой.

Опыт 2.3

В две пробирки накапайте по 2 капли раствора нитрата серебра $AgNO_3$. В одну из пробирок прибавьте 3 капли 0,5н раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (или карбоната калия K_2CO_3), в другую пробирку – 3 капли 0,5н раствора хлорида натрия $NaCl$. Что наблюдаете в обеих пробирках?

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Осадкам дайте отстояться. Отберите пипеткой жидкую фазу. К обоим осадкам добавьте по 2 капли 2н раствора азотной кислоты. Какой из осадков растворяется?

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме. На основании правила произведения растворимости объясните, почему при взаимодействии с азотной кислотой один из осадков растворяется, а второй – не растворяется.

Опыт 2.4

В пробирку накапайте 4 капли 0,5н раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (или ацетата свинца $(CH_3COO)_2Pb$) и прибавьте 8 капель 0,5н раствора хлорида натрия $NaCl$. Какая соль выпала в осадок?

Раствору дайте постоять 3 минуты для более полного выпадения осадка. Пипеткой отберите жидкую фазу и перенесите ее в две пробирки по 3 капли в каждую. В одну из пробирок добавьте 2 капли 0,5н раствора хлорида натрия, чтобы убедиться в полноте осаждения ионов свинца Pb^{2+} ионами хлора Cl^- . В другую пробирку добавьте 4 капли 0,5н раствора иодида калия KI . Какая соль выпадает в осадок?

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Запишите величины произведений растворимости хлорида и иодида свинца (найдите по справочнику) и объясните образование осадка иодида свинца после удаления из раствора ионов Pb^{2+} в виде $PbCl_2$. Каким из применяемых реактивов наиболее полно удаляются ионы свинца из раствора?

Опыт 2.5

В пробирку накапайте 4 капли 0,5н раствора хлорида кальция $CaCl_2$ и прибавьте 8 капель 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Какая соль выпала в осадок?

Раствору дайте постоять 3 минуты для более полного выпадения осадка. Пипеткой отберите жидкую фазу и перенесите ее в две пробирки по 3 капли в каждую. В одну из пробирок добавьте 2 капли 0,5н раствора сульфата натрия, чтобы убедиться в полноте осаждения ионов кальция Ca^{2+} сульфат-ионами SO_4^{2-} . В другую пробирку добавьте 4 капли 0,5н раствора оксалата аммония $C_2O_4(NH_4)_2$. Какая соль выпадает в осадок?

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Запишите величины произведений растворимости сульфата и оксалата кальция (найдите по справочнику) и объясните образование осадка оксалата кальция после удаления из раствора ионов Ca^{2+} в виде $CaSO_4$. Каким из применяемых реактивов наиболее полно удаляются ионы кальция из раствора?

3. Исследование условия растворения осадков.

Опыт 3.1

В трех пробирках получите осадки $AgCl$ взаимодействием нитрата серебра $AgNO_3$ и хлорида натрия $NaCl$ (2 капли 0,5н $AgNO_3$ и 1 капля 0,5н $NaCl$).

В первую пробирку добавьте 3–5 капель насыщенного раствора хлорида натрия и наблюдайте небольшое увеличение осадка.

Во вторую пробирку добавьте 15 капель насыщенного раствора $NaCl$ и прогрейте пробирку на водяной бане. Что произошло с осадком?

В третью пробирку прибавьте насыщенный раствор аммиака до полного растворения осадка.

Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

После выполнения опыта содержимое пробирок вылейте в емкость для отходов серебра!

Опыт 3.2

В две пробирки внесите по 2–3 крупинки кристаллического иода. В первую пробирку добавьте 10 капель дистиллированной воды, во вторую – 10 капель насыщенного раствора иодида калия KI .

Убедитесь, что иод мало растворяется в воде, но хорошо растворяется в растворе иодида калия. Объясните наблюдаемое явление, составив уравнение взаимодействия иода с раствором иодида калия в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 3.3

В две пробирки накапайте по 2 капли 0,5н раствора хлорида кальция $CaCl_2$. В первую пробирку добавьте 3 капли 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 (или сульфата калия K_2SO_4), в другую – 3 капли 0,5н раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (или карбоната калия K_2CO_3). Что наблюдаете в обеих пробирках? Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Растворам дайте отстояться, после чего пипетками отберите жидкую фазу. К осадкам добавьте по 6 капель 2н раствора соляной кислоты. Какой из осадков растворился в кислоте? Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Опыт 3.4

В две пробирки накапайте по 3 капли 0,5н раствора сульфата цинка $ZnSO_4$ (или хлорида цинка $ZnCl_2$) и добавьте по 3 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S . Что наблюдаете?

Запишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Затем в одну из пробирок добавьте 2н раствор соляной кислоты до растворения осадка, в другую пробирку – такой же объем уксусной кислоты CH_3COOH и убедитесь, что в уксусной кислоте сульфид цинка не растворяется.

Объясните, почему сульфид цинка растворяется только в сильной кислоте. Запишите уравнение реакции взаимодействия сульфида цинка с соляной кислотой в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Опыт 3.5

В двух пробирках получите осадки сульфида меди (II) и сульфида железа (II). Для этого в одну пробирку накапайте 3 капли 0,5н раствора сульфата меди (II) $CuSO_4$, в другую пробирку – 3 капли 0,5н раствора сульфата железа (II) $FeCl_2$. В обе пробирки добавьте по 3 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S . Какого цвета выпавшие осадки?

Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

К полученным осадкам прибавьте по 3 капли 2н раствора соляной кислоты. В какой пробирке произошло растворение осадка?

Объясните наблюдаемые явления, используя значения произведений растворимости сульфида железа и сульфида меди (по справочнику). Запишите уравнение реакции взаимодействия сульфида железа с соляной кислотой в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Опыт 3.6

В двух пробирках получите гидроксид магния. Для этого в каждую пробирку накапайте по 3 капли 0,5н растворов хлорида магния $MgCl_2$ и по 2 капли 2н раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Запишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

В одну из пробирок добавьте 2н раствор соляной кислоты, во вторую пробирку – 2н раствор хлорида аммония NH_4Cl до полного растворения осадка. В каком случае растворение происходит легче? Почему?

Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Перечислите условия протекания реакций обмена до конца. Приведите соответствующие примеры.
2. Дайте определение понятия «произведение растворимости».
3. Напишите ионно-молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешении водных растворов нитрата свинца и сульфата калия. Приведите выражение для произведения растворимости образовавшегося осадка.

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту

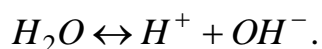


тесту для самопроверки



Лабораторная работа № 6 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Упрощенное уравнение, отражающее процесс электролитической диссоциации воды



Для воды и водных растворов различных веществ при определенной температуре произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная, которая называется **ионным произведением воды** (K_e , K_w).

При 25 °С $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, а $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Для характеристики кислотности среды используют понятие **водородный показатель среды** (pH раствора) (читается: «пэ-аш») – отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов H^+ :

$$pH = -\lg[H^+], [H^+] = 10^{-pH}. \quad (20)$$

По аналогии введено понятие **гидроксильного показателя** (pOH раствора) – отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов OH^- :

$$pOH = -\lg[OH^-], [OH^-] = 10^{-pOH} \quad (21)$$

Используя формулы (20) и (21), можно записать

$$pH + pOH = 14. \quad (22)$$

Следовательно, соотношения между реакцией среды, концентрацией ионов и значением водородного показателя будут следующими (таблица 13):

Таблица 13. – Соотношения между реакцией среды, концентрацией ионов и значением водородного показателя

Среда	Соотношения между концентрациями ионов	Знак pH
Нейтральная	$[H^+] = [OH^-]$	$pH = 7$
Кислая	$[H^+] > [OH^-]$.	$pH < 7$
Щелочная	$[H^+] < [OH^-]$.	$pH > 7$

Гидролиз солей – реакция из обменного разложения водой, ведущая к образованию более слабого электролита, чем исходная соль (т.е. кислоты, основания и ионов HA_n^- и $KtOH^+$).

Возможны четыре варианта реакций гидролиза:

1. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты ($NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4). Такие соли гидролизу не подвергаются, так как при их взаимодействии с водой не могут быть получены слабые электролиты. В системе $H_2O \leftrightarrow H^+OH^-$ равновесие не нарушается.

Водные растворы таких солей нейтральны, т.е. их $pH = 7$.

2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (Na_2CO_3 , KNO_2 , Na_2SO_3).

При наличии в растворе многозарядных анионов (2-, 3-) гидролиз идет ступенчато. При этом надо учитывать, что гидролиз при обычных условиях идет в достаточной мере только по первой ступени, а по второй, третьей ступеням – в очень незначительной степени.

Например, гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 :

Na_2CO_3 – соль, образованная катионом Na^+ сильного основания $NaOH$ и карбонат-анионом CO_3^{2-} слабой двухосновной кислоты H_2CO_3 ; гидролиз протекает по аниону CO_3^{2-} в две ступени, т.к. заряд аниона «2-». В результате гидролиза образуется слабый электролит – H_2CO_3 .

I ступень: $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$ (сокращенное ионное уравнение)

(можно записать $\overline{CO_3^{2-} + H} \overline{OH} \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$)

$Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH$ (молекулярное уравнение)

II ступень: $HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow CO_3^{2-} + OH^-$ (сокращенное ионное уравнение)

$NaHCO_3 + H_2O \leftrightarrow NaOH + H_2CO_3 \xleftarrow{CO_2} H_2O$ (молекулярное уравнение)

Водные растворы таких солей имеют щелочную среду, т.е. их $pH > 7$.

3. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты ($ZnCl_2$, $Cu(NO_3)_2$, $Fe(NO_3)_3$).

При наличии в растворе многозарядных катионов (2+, 3+) гидролиз идет ступенчато.

Например, гидролиз хлорида цинка $ZnCl_2$:

$ZnCl_2$ – соль, образованная катионом Zn^{2+} слабого основания $Zn(OH)_2$ и хлорид-анионом Cl^- сильной одноосновной кислоты HCl ; гидролиз протекает по катиону Zn^{2+} в две ступени, т.к. заряд катиона «2+». В результате гидролиза образуется слабый электролит – $Zn(OH)_2$.

I ступень: $Zn^{2+} + H_2O \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+$ (сокращенное ионное уравнение)

(можно записать $\overline{H} \overline{OH} + \overline{Zn^{2+}} \leftrightarrow H^+ + ZnOH^+$)

$ZnCl_2 + H_2O \leftrightarrow (ZnOH)Cl + HCl$ (молекулярное уравнение)

II ступень: $ZnOH^+ + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + H^+$ (сокращенное ионное уравнение)

$(ZnOH)Cl + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + HCl$ (молекулярное уравнение)

Водные растворы таких солей имеют кислую среду, т.е. их $pH < 7$.

4. Соль образована катионом слабого основания и слабой кислоты (Al_2S_3 , $(NH_4)_2S$, NH_4CN). Большинство солей этого типа в воде нерастворимы. Хорошо растворимы соли аммония с анионами слабых кислот и некоторые фториды. Для солей этого типа гидролиз протекает и по катиону, и по аниону.

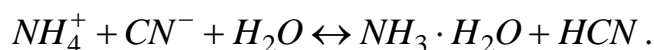
Например, гидролиз цианида аммония NH_4CN :

NH_4CN – соль, образованная катионом NH_4^+ слабого основания $NH_3 \cdot H_2O$ и анионом CN^- слабой одноосновной кислоты HCN ; гидролиз протекает и по катиону, и по аниону. В результате гидролиза образуются слабые электролиты – $NH_3 \cdot H_2O$ и HCN .

Гидролиз по катиону: $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 \cdot H_2O + H^+$.

Гидролиз по аниону: $CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + OH^-$.

Суммарное уравнение реакции гидролиза:

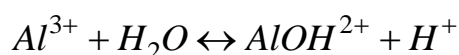


Ряд солей этого типа гидролизуется необратимо: Al_2S_3 , $Fe_2(CO_3)_3$, $(NH_4)_3PO_4$. Эти соли по реакции обмена в воде из-за необратимого гидролиза получить нельзя.

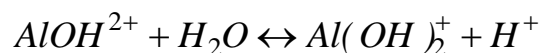
Например, при сливании растворов $AlCl_3$ и Na_2S обменная реакция с образованием соли Al_2S_3 не происходит. В данном случае происходит гидролиз каждой из указанных солей:

1) гидролиз $AlCl_3$:

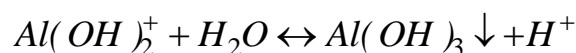
I ступень: $AlCl_3 + H_2O \leftrightarrow AlOHCl_2 + HCl$



II ступень: $AlOHCl_2 + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_2Cl + HCl$

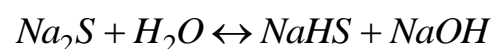


III ступень: $Al(OH)_2Cl + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_3 \downarrow + HCl$

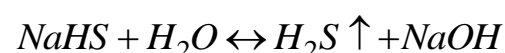
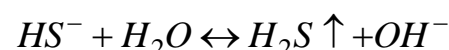


2) гидролиз Na_2S :

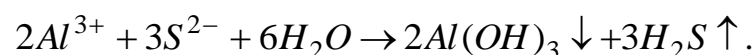
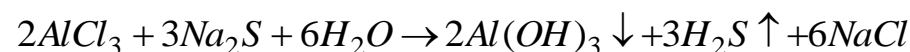
I ступень:



II ступень:



Таким образом, суммарно можно записать:



В данном случае гидроксильные группы OH^- , образующиеся при гидролизе Na_2S , взаимодействуют с ионами H^+ , образующимися при гидролизе $AlCl_3$, с образованием малодиссоциирующего вещества – воды. В итоге происходит разбавление раствора, и равновесие реакций гидролиза обеих солей смещается в сторону образования конечных продуктов, т.е. происходит усиление гидролиза. Необратимость гидролиза в данном случае объясняется образованием одновременно и осадка, и газа.

Реакция раствора (кислотность среды) для этого типа солей определяется относительной силой основания и кислоты, образовавших соль. Если как электролит сильнее кислота, то реакция раствора будет слабокислой, если как электролит сильнее основание (более редкий случай), то реакция раствора слабощелочная. Ряд солей этого типа гидролизуется необратимо, и получить их по реакции обмена в водном растворе нельзя.

Степень гидролиза зависит:

- от концентрации раствора: при разбавлении раствора водой степень гидролиза возрастает;
- от температуры: гидролиз – процесс обратимый и эндотермический, поэтому согласно принципу Ле-Шателье при нагревании раствора степень гидролиза повышается, т.е. гидролиз усиливается;
- от природы кислоты и основания, образовавших соль: чем слабее кислота или основание, образующие соль, тем выше степень гидролиза (тем сильнее эта соль гидролизуется);
- от добавки к раствору соли других электролитов (кислот, щелочей или солей, которые сами подвергаются гидролизу).

Например, как повлияет на гидролиз Na_2CO_3 добавление щелочи: в растворе соли устанавливается равновесие $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$. Вследствие диссоциации щелочи: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ в растворе концентрация ионов OH^- будет возрастать. Следовательно, равновесие процесса гидролиза сместится влево, т.е. степень гидролиза понизится.

Экспериментальная часть

Цель: изучить теорию гидролиза, влияние различных факторов на степень гидролиза.

Опыт 1. *Реакция среды растворов различных солей.*

Возьмите четыре пробирки и каждую на $\frac{2}{3}$ объема заполните дистиллированной водой. Затем в три пробирки на кончике микрошпателя (для каждой соли берите чистый и сухой) добавьте сухие соли, соответствующие вашему варианту (таблица 14), четвертая пробирка – контрольная.

Таблица 14. – Варианты опытов

Вариант	А	Б	В	Г	Д	Е
Соли	$FeSO_4$ KCl K_2CO_3	$Pb(NO_3)_2$ $NaCl$ Na_2SO_3	K_2SO_4 $AlCl_3$ Na_3PO_4	K_3PO_4 $BaCl_2$ $Bi(NO_3)_3$	$SnCl_2$ Na_2CO_3 Li_2SO_4	$FeCl_3$ KNO_2 $Ca(NO_3)_2$

Растворы перемешайте и в каждую пробирку накапайте по 1–2 капли лакмуса. Отметьте цвет полученных растворов солей, сравнив их с нейтральным водным раствором лакмуса (четвертая пробирка). В кислой среде лакмус приобретает красную окраску, в щелочной – синюю, а в нейтральной среде – фиолетовую.

Полученные данные занесите в таблицу 15.

Таблица 15. – Результаты наблюдений

Номер пробирки	Вещество	Окраска индикатора	Реакция среды (кислая, щелочная, нейтральная)	pH раствора (>, <, = 7)

Какие из исследованных солей подверглись гидролизу? Для солей, подвергающихся гидролизу, напишите уравнения гидролиза по первой стадии в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделайте вывод о влиянии силы основания и кислоты, образующих соли, на способность солей подвергаться гидролизу.

Опыт 2. *Случай полного (необратимого) гидролиза.*

Возьмите две пробирки и накапайте в них по 5 капель растворов солей в соответствии с вашим вариантом (таблица 16). Затем содержимое первой пробирки вылейте во вторую. Наблюдайте выпадение осадка и выделение газа. Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Таблица 16. – Варианты опытов

Вариант	А	Б	В	Г	Д	Е	Ж
Соли	$CrCl_3$ Na_2S (проводить под тягой)	$AlCl_3$ Na_2CO_3	$AlCl_3$ Na_2S (проводить под тягой)	$CrCl_3$ Na_2CO_3	$FeCl_3$ Na_2CO_3	$FeCl_3$ Na_2S (проводить под тягой)	$AlCl_3$ Na_2SO_3

Почему в данном случае гидролиз протекает необратимо и до конца?

Опыт 3. *Исследование факторов, влияющих на степень гидролиза.*

Опыт 3.1. *Исследование влияния силы кислоты, образующей соль, на степень гидролиза.*

В две пробирки налейте на $\frac{2}{3}$ объема дистиллированной воды. В одну пробирку на кончике микрошпателя внесите сульфит натрия Na_2SO_3 , в другую – сульфид натрия Na_2S , соли размешайте. При помощи индикаторной бумаги определите pH полученных растворов солей.

Какая соль в большей степени подверглась гидролизу? Объясните наблюдаемое явление сравнением констант диссоциации угольной и сернистой кислот. Сделайте вывод о влиянии силы кислоты на степень гидролиза. Для соли, подвер-

гающей гидролизу в большей степени, напишите уравнения гидролиза по первой стадии в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

$$K_{\partial_2}(H_2CO_3) = 4,8 \cdot 10^{-11}; \quad K_{\partial_2}(H_2S) = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Опыт 3.2. *Исследование влияния силы основания, образующего соль, на степень гидролиза.*

В две пробирки налейте на $\frac{2}{3}$ объема дистиллированной воды. В пробирки на кончике микрошпателя внесите соли в соответствии с вашим вариантом и размешайте. При помощи индикаторной бумаги определите pH полученных растворов солей.

Какая соль в большей степени подверглась гидролизу? Объясните наблюдаемое явление сравнением констант диссоциации оснований, образующих соответствующие соли. Сделайте вывод о влиянии силы основания, образующего соль, на степень гидролиза соли. Для соли, подвергающейся гидролизу в большей степени, напишите уравнения гидролиза по первой стадии в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Вариант (а)

$AlCl_3$ и $MgCl_2$

$$K_{\partial_3}(Al(OH)_3) = 1,38 \cdot 10^{-9}; \quad K_{\partial_2}(Mg(OH)_2) = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

Вариант (б)

$CaCl_2$ и $ZnCl_2$

$$K_{\partial_2}(Ca(OH)_2) = 4,3 \cdot 10^{-2}; \quad K_{\partial_2}(Zn(OH)_2) = 4 \cdot 10^{-5}$$

Вариант (в)

$Fe_2(SO_4)_3$ и $FeSO_4$

$$K_{\partial_3}(Fe(OH)_3) = 1,4 \cdot 10^{-12}; \quad K_{\partial_2}(Fe(OH)_2) = 1,3 \cdot 10^{-4}.$$

Опыт 3.3. *Исследование влияния температуры на степень гидролиза.*

Налейте в пробирку до половины ее объема дистиллированной воды и внесите в нее $\frac{1}{2}$ микрошпателя ацетата натрия. Добавьте к раствору 2–3 капли фенолфталеина, отметьте цвет раствора. Половину полученного раствора отлейте в другую пробирку и оставьте для сравнения. Пробирку с оставшимся раствором закрепите в держателе и поместите в кипящую воду. Наблюдайте, что происходит с окраской раствора.

По изменению окраски фенолфталеина сделайте вывод об изменении концентрации ионов OH^- ? В каком направлении сместилось равновесие гидролиза при нагревании? Как температура влияет на степень гидролиза? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза ацетата натрия.

Опыт 3.4. *Исследование влияния концентрации продуктов гидролиза на гидролиз солей.*

Накапайте в пробирку 10 капель 2н раствора HCl и опустите в него на одну минуту гранулу металлического цинка. В другую пробирку накапайте 15 капель дистиллированной воды и внесите на кончике микрошпателя кристаллы хлорида алюминия ($AlCl_3$). Из первой пробирки извлеките цинк, промойте его дистиллированной водой и опустите в раствор хлорида алюминия. Пробирку нагрейте на пламени горелки до кипения. После прекращения нагрева наблюдайте выделение пузырьков газа на поверхности цинка и образование белых хлопьев – основного хлорида алюминия $AlOHCl_2$.

Какой газ выделяется? Напишите уравнение гидролиза $AlCl_3$ в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Объясните, почему при добавлении цинка к раствору хлорида алюминия гидролиз данной соли усиливается. Напишите уравнение взаимодействия цинка с соляной кислотой.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Дайте определение понятия «гидролиз».
2. Перечислите и поясните факторы, влияющие на гидролиз солей.
3. Какая из солей $NaCN$ или CH_3COONa подвергается гидролизу в большей степени и почему?
4. Какая из солей $ZnCl_2$ или $FeCl_3$ подвергается гидролизу в большей степени и почему?
5. Как отразится на равновесии гидролиза Na_2CO_3 прибавление растворов $NaOH$, HCl , K_2CO_3 ?

Отсканируйте QR-коды для перехода к
опорному конспекту



тесту для самопроверки



Лабораторная работа № 7

РАВНОВЕСИЯ ПРИ ПРОТЕКАНИИ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Химические реакции можно подразделить на два типа: реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагентов (например, реакции обмена, происходящие в растворах, некоторые реакции соединения и разложения), и реакции, при которых изменяется степень окисления одного или нескольких элементов.

Реакции, относящиеся ко второму типу, называются окислительно-восстановительными.

Окислительно-восстановительные реакции – а) такие реакции, которые протекают с переходом электронов от одних атомов (восстановителя) к другим (окислителю) или б) реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.

Окислительно-восстановительными реакциями являются большинство лабораторных, промышленных и природных процессов.

Степень окисления – условный заряд, который приписывают данному химическому элементу в соединении исходя из предположения о полном смещении электронной плотности от менее электроотрицательного к более электроотрицательному элементу.

Например, $H_2^{+1}O^{-2}$, $H^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$, $K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2}$.

Одним из способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций является *метод электронного баланса*. Данный метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах.

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*, а сам процесс отдачи электронов – *окислением*. Атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны, называются *окислителями*, а сам процесс отдачи электронов – *восстановлением*.

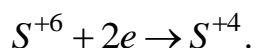
Основные этапы составления уравнений реакций по этому методу:

1) записывают в молекулярном виде уравнение реакции и определяют элементы, атомы которых меняют значения степени окисления.

Например, $C^0 + H_2\overset{+6}{S}\overset{+4}{O}_4 \rightarrow C\overset{+4}{O}_2 + S\overset{+4}{O}_2 + H_2O$, в данном случае степень окисления изменили атомы углерода и серы.

2) составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления.

В данном случае: $C^0 - 4e \rightarrow C^{+4}$

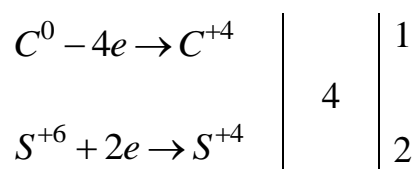


Для определения числа отданных и принятых электронов удобно пользоваться следующей шкалой изменения степеней окисления:



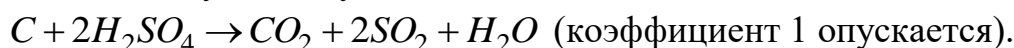
3) методом наименьшего общего кратного находят дополнительные множители, поскольку числа электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем, должны быть равны.

В данном случае значение наименьшего общего кратного равно 4, а дополнительными множителями будут 1 (для углерода) и 2 (для серы):

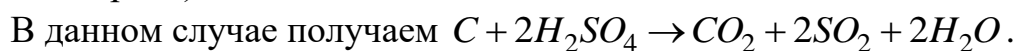


4) в левой и правой части уравнения реакции перед формулами соответствующих веществ проставляются дополнительные множители.

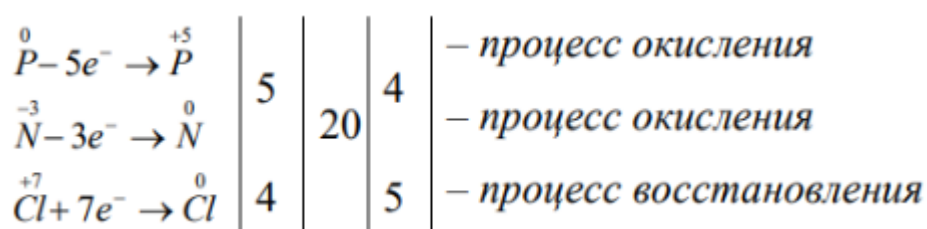
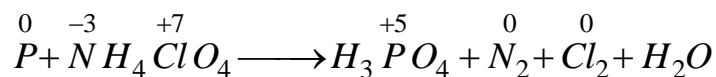
В данном случае получаем



5) уравниваем числа атомов тех элементов, которые не изменяли степень окисления (число атомов кислорода уравнивается последним, перед ним – число атомов водорода).



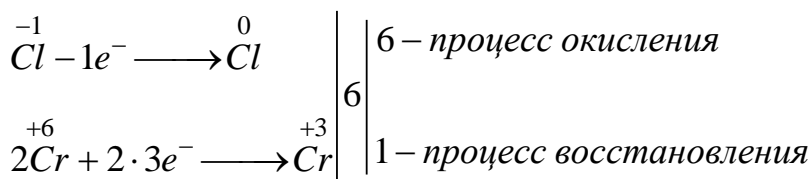
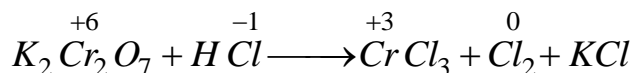
В составе некоторых веществ могут находиться несколько элементов, изменяющих свою степень окисления. В этих случаях при составлении электронных уравнений подсчитывается алгебраическая сумма электронов, теряемых и приобретаемых веществом



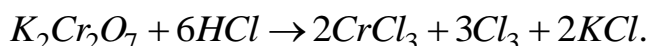
В данном уравнении основные коэффициенты удваиваются, так как в правой части уравнения находятся двухатомные молекулы N_2 и Cl_2 . Окончательное уравнение имеет вид:



Окислитель или восстановитель может расходоваться, кроме основной окислительно-восстановительной реакции, и на связывание образующихся продуктов реакции, например,



Основные коэффициенты здесь – 1 и 6



На связывание продуктов реакции в соответствии с основными коэффициентами необходимо 8 моль HCl , которые не окисляются (2 моль $CrCl_3$ и 2 моль KCl)



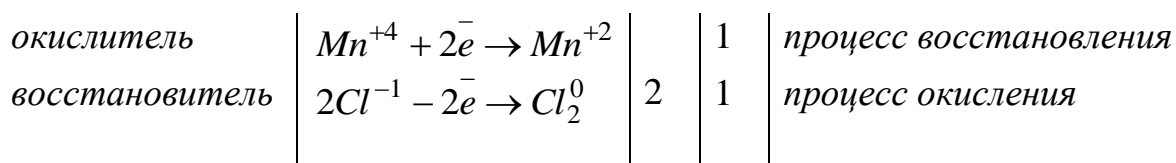
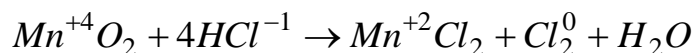
Уравнивая водород и кислород, в правую часть уравнения дописывают 7 молекул H_2O , получая окончательное уравнение



Классификация окислительно-восстановительных реакций

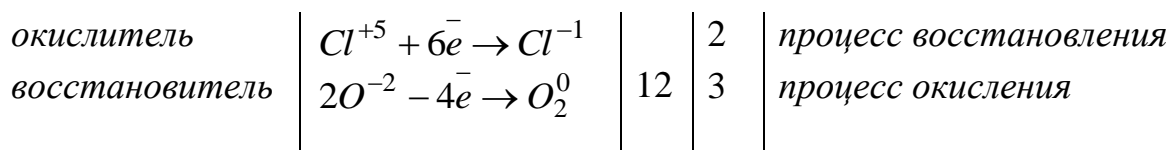
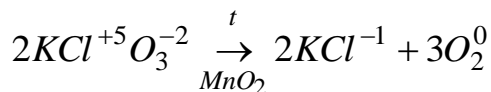
1. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции – реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав разных веществ.

Например,



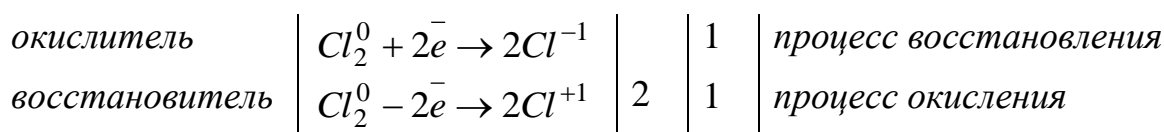
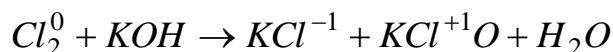
2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции – реакции, в которых окислитель и восстановитель (атомы разных элементов) находятся в составе одного вещества.

Например,



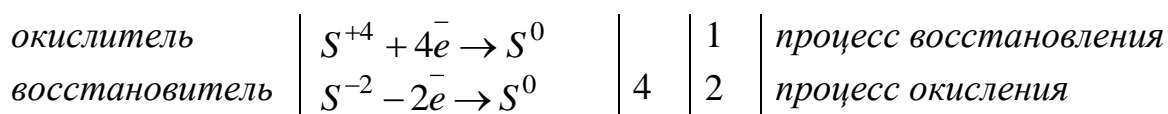
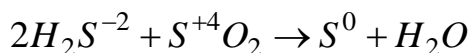
3. Диспропорционирование (самоокисление – самовосстановление) – реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, в одной и той же степени окисления.

Например,



4. Конпропорционирование – реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент в разных степенях окисления.

Например,



Экспериментальная часть

Цель: изучить теорию равновесия в окислительно-восстановительных реакциях, типы этих реакций и возможность их протекания.

1. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

Опыт 1.1. *Зависимость окислительной способности перманганата калия от pH среды.*

Опыт 1.1 (а)

Накапайте в пробирку 10 капель 0,5н раствора перманганата калия KMnO_4 и 10 капель дистиллированной воды. В полученный раствор на кончике микрошпателя добавьте несколько кристалликов сульфита калия K_2SO_3 (или сульфита натрия Na_2SO_3) и перемешайте стеклянной палочкой.

Какое вещество выпало в осадок, и каков цвет полученного осадка? Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

В данной реакции сульфит-анион SO_3^{2-} окисляется до сульфат-аниона SO_4^{2-} , а перманганат-анион MnO_4^- восстанавливается до оксида марганца (IV) MnO_2 .

Опыт 1.1 (б)

Накапайте в пробирку 10 капель 0,5н раствора перманганата калия $KMnO_4$ и 5 капель 2н раствора серной кислоты. В полученный раствор добавьте на кончике микрошпателя несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 (или сульфита калия K_2SO_3) и перемешайте стеклянной палочкой.

Что произошло с окраской раствора? Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

В данной реакции сульфит-анион SO_3^{2-} окисляется до сульфат-аниона SO_4^{2-} , а перманганат-анион MnO_4^- восстанавливается до катиона Mn^{2+} .

Опыт 1.1 (в)

Накапайте в пробирку 10 капель 0,5н раствора перманганата калия $KMnO_4$ и 5 капель 2н раствора гидроксида натрия. В полученный раствор добавьте на кончике микрошпателя несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 (или сульфита калия K_2SO_3) и перемешайте стеклянной палочкой.

Какой цвет приобрел раствор? Какое вещество обуславливает окраску полученного раствора? Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

В данной реакции сульфит-анион SO_3^{2-} окисляется до сульфат-аниона SO_4^{2-} , а перманганат-анион MnO_4^- восстанавливается до манганат-иона MnO_4^{2-} .

Опыт 1.2. *Восстановление двуокиси марганца соляной кислотой (опыт проводится под тягой).*

Внесите в пробирку $\frac{1}{2}$ микрошпателя двуокиси марганца MnO_2 и 3–4 капли концентрированной соляной кислоты. Слегка подогрейте пробирку на пламени горелки. Осторожно, направляя газ к лицу легким движением руки, определите характерный запах выделяющегося хлора.

Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

В данной реакции оксид марганца MnO_2 восстанавливается до катиона Mn^{2+} , а хлорид-ион Cl^- окисляется до свободного хлора Cl_2 .

Опыт 1.3. *Взаимодействие пероксида водорода с сульфидом свинца.*

Получите сульфид свинца PbS , для чего в пробирку с 2 каплями 0,5н раствора нитрата свинца добавьте 2 капли свежеприготовленной сероводородной воды (или раствор сульфида натрия). Каков цвет выпавшего осадка? Добавьте в эту же пробирку 5 капель 10%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 . Что происходит с осадком?

Напишите уравнения протекающих реакций. В уравнении, протекающем с изменением степеней окисления, коэффициенты расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

В данной реакции сульфид-анион S^{2-} окисляется до сульфат-аниона SO_4^{2-} , а пероксид водорода восстанавливается до воды.

Опыт 1.4. *Взаимодействие пероксида водорода с диоксидом свинца.*

В пробирку, содержащую 10 капель 10%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 и 10 капель 2н раствора серной кислоты, внесите несколько кристалликов диоксида свинца (IV) PbO_2 . Наблюдайте растворение двуокиси свинца, бурное выделение кислорода и выпадение осадка сульфата свинца (II).

Какого цвета образовался осадок? Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процесс окисления и восстановления.

Опыт 1.5. *Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия.*

В пробирку, содержащую 10 капель 0,5н раствора иодида калия KI и 5 капель 2н раствора серной кислоты, добавьте 5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 .

Каков цвет полученного раствора? Какое вещество обуславливает окраску раствора? Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процесс окисления и восстановления.

В данной реакции пероксид водорода восстанавливается до воды.

Опыт 1.6. *Окислительные свойства бихромата калия.*

Опыт 1.6 (а)

В пробирку накапайте 5 капель 0,5н раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и 10 капель 2н раствора серной кислоты. К раствору добавьте 1 неполный микрошпатель сульфита калия K_2SO_3 (или сульфита натрия Na_2SO_3) и перемешайте стеклянной палочкой.

Что произошло с окраской раствора? Какое вещество обуславливает окраску раствора? Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

В данной реакции сульфит-анион SO_3^{2-} окисляется до сульфат-аниона SO_4^{2-} , а бихромат-анион $Cr_2O_7^{2-}$ восстанавливается до катиона Cr^{3+} .

Опыт 1.6 (б)

В пробирку накапайте 5 капель 0,5н раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и 10 капель 2н раствора серной кислоты. К раствору добавьте 1 микрошпатель сульфата железа (II) $FeSO_4$ и перемешайте стеклянной палочкой.

Что произошло с окраской раствора? Какое вещество обуславливает окраску раствора? Напишите уравнение протекающей реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

В данной реакции железо окисляется от Fe^{2+} до Fe^{3+} , а бихромат-анион $Cr_2O_7^{2-}$ восстанавливается до катиона Cr^{3+} .

2. Реакции диспропорционирования.

Опыт 2.1. *Разложение азотистой кислоты (опыт проводится под тягой).*

В пробирку с 6 каплями 0,5н раствора нитрита калия KNO_2 (или нитрита натрия $NaNO_2$) добавьте 3 капли 2н раствора серной кислоты. Наблюдайте выделение бурого газа.

Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрита калия с серной кислотой и реакцию разложения образовавшейся азотистой кислоты с получением оксидов азота NO и NO_2 . Коэффициенты в реакции, протекающей с изменением степеней окисления, расставьте методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2.2. *Диспропорционирование сульфитов.*

Опыт 2.2 (а)

В две пробирки поместите на кончике микрошпателя по 2–3 кристаллика сульфита натрия Na_2SO_3 (или сульфита калия K_2SO_3). Первую пробирку сохраните как контрольную, а вторую пробирку прогрейте над пламенем горелки в течение 6–8 минут. Дайте пробирке остыть, а затем в обе пробирки внесите по 5 капель воды и размешайте стеклянной палочкой. Добавьте в каждую пробирку по 4 капли 0,5н раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$. Наблюдайте образование белого осадка сульфита свинца $PbSO_3$ в первой пробирке и черного осадка сульфида свинца PbS во второй пробирке.

Какой продукт прокаливания при взаимодействии с нитратом свинца дал этот осадок? Напишите уравнения реакций, протекающих в данном опыте. Коэффициенты в уравнении разложения сульфита натрия расставьте методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2.2 (б)

Сухую пробирку с 2–3 кристаллами сульфита натрия Na_2SO_3 (или сульфита калия K_2SO_3) осторожно, в течение 6–8 минут, прогрейте над пламенем горелки. Пробирке дайте остыть и накапайте в нее 5 капель дистиллированной воды. Раствор перемешайте стеклянной палочкой. Добавьте 4 капли 0,5н раствора сульфата меди $CuSO_4$. Наблюдайте образование черного осадка сульфида меди CuS .

Какой продукт прокаливания при взаимодействии с сульфатом меди дал этот осадок? Напишите уравнения протекающих реакций. Коэффициенты в уравнении разложения сульфита натрия расставьте методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2.3. *Диспропорционирование галогенов.*

Опыт 2.3 (а)

В сухую пробирку накапайте 5 капель раствора иода, добавьте 5 капель 30%-ного раствора гидроксида натрия.

Как меняется цвет раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что в данной реакции образуются соли иодоводородной HI и иодноватой HIO_3 кислот. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 2.3 (б)

В пробирку накапайте 5 капель бромной воды и добавьте к ней по каплям 2н раствор гидроксида натрия до обесцвечивания раствора.

Напишите уравнение взаимодействия брома со щелочью, учитывая, что получаются соли бромоводородной HBr и бромноватистой $HBrO$ кислот. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 2.4. *Разложение пероксида водорода.*

Опыт 2.4 (а)

Накапайте в пробирку 10 капель 3%-ного раствора пероксида водорода. С помощью тлеющей лучинки проверьте, выделяется ли кислород. К раствору добавьте $\frac{1}{4}$ микрошпателя диоксида марганца MnO_2 (катализатор). Что наблюдаете? Поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучинку (ее необходимо приготовить заранее). Какой выделяется газ?

Напишите уравнение разложения пероксида водорода. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 2.4 (б)

В две пробирки накапайте по 10 капель раствора индигокармина. В одну из них добавьте 2 капли 2н раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$ (катализатор). Затем в обе пробирки добавьте 8 капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдайте обесцвечивание раствора индигокармина из-за разложения пероксида водорода. В какой пробирке это происходит быстрее?

Напишите уравнение разложения пероксида водорода. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

3. *Реакции внутримолекулярного окисления – восстановления.*

Опыт 3.1. *Разложение бихромата аммония.*

Поместите в сухую пробирку $\frac{1}{2}$ микрошпателя бихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$ и нагрейте до начала реакции, после чего прекратите нагревание. Обратите внимание на особенности протекания реакции и ее продукты – газообразные (азот и пары воды) и твердый – оксид хрома (III).

Каков цвет образовавшегося оксида хрома (III)? Напишите реакцию разложения бихромата аммония. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 3.2. *Разложение нитратов.*

Поместите в пробирку кристаллы нитрата (в соответствии с вашим вариантом) и осторожно нагревайте до начала выделения диоксида азота NO_2 (газ бурого цвета).

Какое вещество осталось в пробирке и каков его цвет? Напишите уравнение разложения нитрата, расставив коэффициенты методом электронного баланса (соль разлагается с образованием оксида металла, оксида азота (IV) и кислорода). Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 3.2 (а)

$Pb(NO_3)_2$ – нитрат свинца (брать $\frac{1}{2}$ микрошпателя).

Опыт 3.2 (б)

$Cd(NO_3)_2$ – нитрат кадмия (брать 1 микрошпатель).

Опыт 3.3. *Разложение перманганата калия.*

Поместите в сухую пробирку $\frac{1}{2}$ микрошпателя перманганата калия $KMnO_4$ и осторожно нагрейте на небольшом пламени горелки. Поднесите к отверстию пробирки заранее приготовленную тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? После прекращения выделения газа (проверьте тлеющей лучинкой – она не должна больше вспыхивать) дайте пробирке остыть, а затем добавьте 15 капель воды, перемешивая палочкой содержимое пробирки.

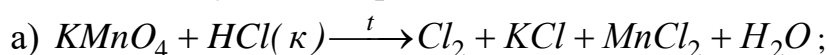
Каков цвет полученного раствора? Напишите реакцию разложения перманганата калия. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

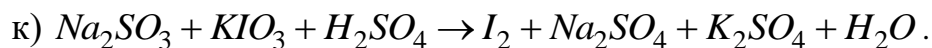
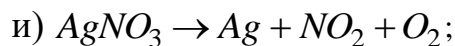
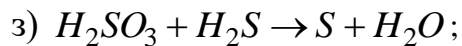
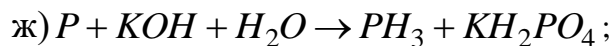
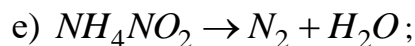
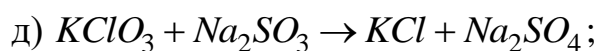
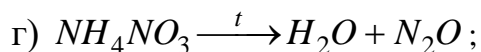
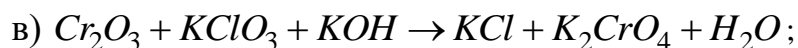
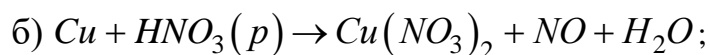
ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Что такое степень окисления, валентность?

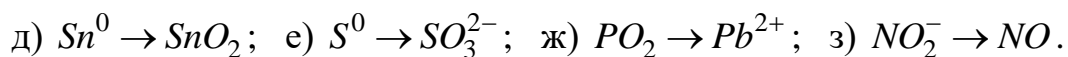
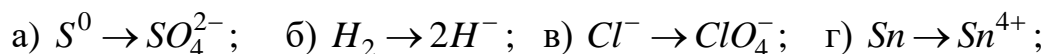
2. Какие вещества могут быть только окислителями? Приведите примеры типичных окислителей. Какие вещества могут быть только восстановителями? Приведите примеры типичных восстановителей. Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры таких веществ.

3. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся приведенные реакции. В данных реакциях расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите процессы окисления и восстановления:





4. Укажите, какие из приведенных процессов представляют собой окисление, а какие – восстановление:



Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



Лабораторная работа № 8 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электрохимический ряд напряжений металлов

Разность потенциалов между металлом, погруженным в раствор своей соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л, и стандартным водородным электродом при стандартных условиях называется стандартным электродным потенциалом металла (E°).

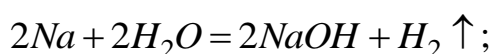
Металлы, расположенные в порядке возрастания алгебраического значения их стандартного электродного потенциала, составляют *электрохимический ряд напряжений* (ряд стандартных электродных потенциалов) (таблица 17):

Таблица 17. – Стандартные электродные потенциалы металлов

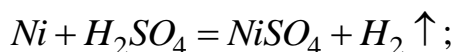
Стандартные электродные потенциалы при 25 °С (ряд напряжений)																					
Li	K	Ba	Ca	Na	La	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,52	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,8	+0,85	+1,52
Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	La ³⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ₂	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺
→ окислительная способность																					

Электрохимический ряд напряжений характеризует свойства металлов в водных растворах:

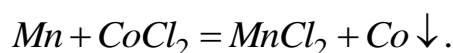
1) металлы, имеющие очень низкие значения стандартного электродного потенциала, т.е. являющиеся сильными восстановителями (от *Li* до *Na*), в любых водных растворах взаимодействуют, прежде всего, с водой:



2) металлы, имеющие отрицательные электродные потенциалы, т.е. стоящие в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснить его из разбавленных растворов кислот:



3) каждый металл способен вытеснить (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые имеют более высокий электродный потенциал:



Электролиз водных растворов солей

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Для определения порядка протекания окислительно-восстановительных процессов на электродах при электролизе водных растворов можно руководствоваться следующими практическими правилами.

Для процессов *на катоде* (таблица 18):

1. В первую очередь восстанавливаются катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал больший, чем у водорода, в порядке уменьшения значения.

2. Катионы металлов с малым электродным потенциалом (от Li^+ до Al^{3+} включительно) не восстанавливаются, а вместо них восстанавливаются молекулы воды (в кислой среде – ионы H^+).

3. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия, восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

Таблица 18. – Катодные процессы в водных растворах солей

Электрохимический ряд напряжений металлов			
<i>Li–Al</i>	<i>Mn–Pb</i>	H_2	<i>Cu–Au</i>
Me^{n+} – не восстанавливаются $2H_2O + 2e^- = H_2 \uparrow + 2OH^-$	$Me^{n+} + ne^- = Me^0$ $2H_2O + 2e^- = H_2 \uparrow + 2OH^-$	$2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$	$Me^{n+} + ne^- = Me^0$

Для процессов *на аноде* (таблица 19):

Процесс на аноде зависит от материала анода и от природы аниона:

1) анод нерастворимый (т.е. инертный – графит, уголь, платина, золото):

а) при использовании солей бескислородных кислот идет процесс окисления анионов в порядке возрастания их E° (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-).

б) при электролизе водных растворов, содержащих анионы кислородсодержащих кислот и фторидов (CO_3^{2-} , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , F^- и др.), на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды.

в) в щелочных растворах на аноде окисляются ионы OH^- .

2) анод растворимый (из меди, цинка, серебра, никеля и др.): независимо от природы аниона всегда идет окисление металла анода.

Таблица 19. – Анодные процессы в водных растворах

Анод	Кислотный остаток Ac^{m-}	
	бескислородный	кислородсодержащий
Нерастворимый	Окисление аниона (кроме фторидов) $Ac^{m-} - me^- = Ac^0$	Окисление воды $2H_2O - 4e^- = O_2 \uparrow + 4H^+$
Растворимый	Окисление металла анода $Me^0_{\text{анод}} - ne^- = Me^{n+}_{\text{раствор}}$	

Экспериментальная часть

Цель: изучение электрохимического ряда напряжений металлов, проведение и изучение электролиза растворов солей.

Опыт 1. Исследование электрохимической активности металлов.

Возьмите четыре пробирки и в каждую опустите по кусочку металла (магний берите по 1 микрошпателью). Металлы (кроме магния) предварительно зачистите наждачной бумагой и промойте дистиллированной водой. Затем в соответствии с вашим вариантом (таблица 20) к металлам прикапайте по 15 капель растворов солей (нитраты лучше не брать). Для ускорения реакции растворы можно подогреть на пламени горелки.

В каких пробирках опущенный металл покрылся налетом другого металла? Напишите уравнения протекающих реакций, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления. Сделайте вывод о способности более активных металлов вытеснять из растворов солей менее активные металлы.

После выполнения опыта металлы (кроме магния) не выбрасывайте, а промойте водой, промокните фильтровальной бумагой и положите обратно в банку.

Внимание! Отходы солей серебра в раковину не выливать. Опыт с магнием проводить под тягой.

Таблица 20. – Варианты опытов

Соль \ Металл	Соль								
	Na^+	Ca^{2+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}	Cd^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+
<i>Zn</i>	+	+				+	+		
<i>Mg</i>	+				+	+	+		
<i>Sn</i>			+	+				+	+
<i>Al</i>	+	+			+	+			
<i>Cu</i>			+	+	+				+
<i>Pb</i>		+	+					+	+
<i>Fe</i>	+			+			+	+	

Опыт 2. Изучение электролиза водных растворов электролитов с инертными электродами.

Опыт 2.1. Электролиз раствора иодида калия.

Заполните электролизер (U-образная трубка) раствором иодида калия KI , не доливая 5–7 мм до краев. В оба колена трубки опустите графитовые электроды – катод и анод. Наблюдайте выделение иода на аноде и газа – на катоде. Через полминуты достаньте электроды и в то колено трубки, где был катод, капните 1 каплю фенолфталеина, а в колено трубки, где был анод, – 1 каплю крахмала.

Что наблюдаете? О чем свидетельствует изменение окраски раствора при добавлении крахмала и фенолфталеина? Какие ионы окрасили фенолфталеин в малиновый цвет? Распишите процессы, происходящие на катоде и на аноде. Составьте суммарное уравнение электролиза.

Опыт 2.2. *Электролиз раствора сульфата щелочного металла.*

Вариант (а). Na_2SO_4 .

Вариант (б). K_2SO_4 .

Заполните электролизер (U-образная трубка) раствором сульфата, не доливая 5–7 мм до краев. В оба колена трубки опустите графитовые электроды – катод и анод. Наблюдайте выделение газов на аноде и на катоде. Через полминуты достаньте электроды и в каждое колено трубки капните по 1 капле лакмуса.

Что наблюдаете? Какие ионы окрасили лакмус в красный цвет, а какие – в синий? Распишите процессы, происходящие на катоде и на аноде. Составьте суммарное уравнение электролиза.

Опыт 2.3. *Электролиз раствора нитрата свинца.*

Заполните электролизер (U-образная трубка) раствором нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$, не доливая 5–7 мм до краев. В оба колена трубки опустите графитовые электроды – катод и анод. Наблюдайте выделение газа на аноде и кристаллов свинца на катоде. Через 0,5–1 минуту достаньте электроды и в то колено трубки, где был анод, капните 1 каплю лакмуса.

Что наблюдаете? Какие ионы окрасили лакмус в красный цвет? Распишите процессы, происходящие на катоде и на аноде.

Опыт 2.4. *Электролиз раствора хлорида олова.*

Заполните электролизер (U-образная трубка) раствором хлорида олова $SnCl_2$, не доливая 5–7 мм до краев. В оба колена трубки опустите графитовые электроды – катод и анод. Наблюдайте выделение газа на аноде и кристаллов олова на катоде. Через 0,5–1 минуту достаньте анод и коснитесь им фильтровальной бумаги, на которую предварительно была нанесена капля насыщенного раствора иодида калия KI . Наблюдайте образование темно-коричневого пятна – I_2 (свидетельствует об образовании хлора на аноде).

Распишите процессы, происходящие на катоде и на аноде.

Напишите уравнение взаимодействия хлора с раствором иодида калия. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 2.5. *Электролиз раствора хлорида кадмия.*

Заполните электролизер (U-образная трубка) раствором хлорида кадмия $CdCl_2$, не доливая 5–7 мм до краев. В оба колена трубки опустите графитовые электроды – катод и анод. Наблюдайте выделение газов на катоде и на аноде. Через 2–3 минуты достаньте анод и коснитесь им фильтровальной бумаги, на которую предварительно была нанесена капля насыщенного раствора иодида калия KI . На-

блюдайте образование темно-коричневого пятна – I_2 (свидетельствует об образовании хлора на аноде). Достаньте катод и наблюдайте на нем образование тонкой блестящей пленки – металлического кадмия. Аккуратно счистите его наждачной бумагой и промойте электрод дистиллированной водой.

Распишите процессы, происходящие на катоде и на аноде.

Напишите уравнение взаимодействия хлора с раствором иодида калия. Коэффициенты в уравнении расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 3. *Изучение электролиза водных растворов с растворимым анодом.*

Опыт 3.1. *Электролиз соли меди с медным анодом.*

Заполните электролизер (U-образная трубка) раствором сульфата меди $CuSO_4$, не доливая 5–7 мм до краев. В оба колена трубки опустите графитовые электроды – катод и анод. На аноде наблюдайте выделение газа. Через 1 минуту достаньте электроды и наблюдайте на графитовом катоде появление красного налета меди.

Напишите уравнения катодного и анодного процессов. Составьте суммарное уравнение электролиза.

Открутите клеммы и поменяйте местами электроды (прибор из розетки должен быть выключен). Вследствие этого электрод, покрывшийся вначале медью, окажется анодом. Снова опустите электроды в электролизер и пропустите ток. Что происходит с медью на аноде? Обратите внимание на то, что после полного растворения налета меди на аноде начал выделяться газ.

Напишите уравнения катодного и анодного процессов. Какой газ выделялся на аноде после исчезновения медного налета?

Остатки меди с электродов аккуратно счистите фильтровальной бумагой и промойте электроды дистиллированной водой.

Опыт 3.2. *Электролиз соли никеля с никелевым анодом.*

Заполните электролизер (U-образная трубка) раствором сульфата никеля $NiSO_4$, не доливая 5–7 мм до краев. В оба колена трубки опустите графитовые электроды – катод и анод. На аноде наблюдайте выделение газа. Через 2–3 минуты достаньте электроды и наблюдайте на графитовом катоде появление белого блестящего налета никеля.

Напишите уравнения катодного и анодного процессов.

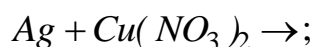
Открутите клеммы и поменяйте местами электроды (прибор из розетки должен быть выключен). Вследствие этого электрод, покрывшийся вначале никелем, окажется анодом. Снова опустите электроды в электролизер и пропустите ток. Что происходит с никелем на аноде? Обратите внимание на то, что после полного растворения налета никеля на аноде начал выделяться газ.

Напишите уравнения катодного и анодного процессов. Какой газ выделялся на аноде после исчезновения никелевого налета?

Остатки никеля с электродов аккуратно счистите фильтровальной бумагой и промойте электроды дистиллированной водой.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Между какими из перечисленных ниже взятых попарно веществ (металл + водный раствор электролита) будет протекать реакция замещения:



Напишите уравнения протекающих реакций.

2. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе растворов $NaOH$, H_2SO_4 , HCl , $Ca(NO_3)_2$, $NiCl_2$ с инертными электродами.

3. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида цинка, если анод цинковый.

4. Составьте схему электролиза водного раствора нитрата калия, если анод медный.

5. Вычислите электродный потенциал пластинки кадмия, погруженной в раствор своей соли с концентрацией ионов Cd^{2+} , равной $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

6. Раствор содержит ионы Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} и Pb^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжения достаточно для выделения любого металла?

7. При электролизе раствора $AgNO_3$ в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Определите выход серебра в процентах от теоретического.

8. За 10 мин из раствора платиновой соли ток силой 5 А выделил 1,517 г Pt . Определить эквивалентную массу платины.

9. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?

10. Ток силой 2,5 А выделил в течение 15 мин 0,72 г меди из раствора $CuSO_4$. Вычислите коэффициент полезного действия тока.

11. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,3 М раствор нитрата цинка, и металлического олова, погруженного в 0,05 М раствор нитрата олова. Вычислить ЭДС элемента, написать уравнения электродных процессов и окислительно-восстановительной реакции, протекающей в данном гальваническом элементе, составить схему элемента.

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



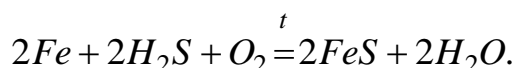
Лабораторная работа № 9

КОРРОЗИЯ И СПОСОБЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ

Коррозия – это самопроизвольный процесс разрушения металлов при взаимодействии их с окружающей средой (кислородом, углекислым газом, сернистым газом, водой).

По механизму коррозию делят на химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия – это взаимодействие металлов с сухими газами или жидкостями, которые не проводят электрический ток



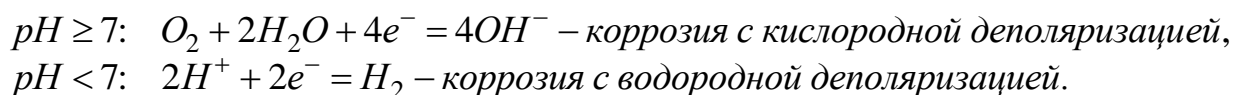
Химическая коррозия является окислительно-восстановительным процессом, в котором обмен электронами совершается между металлом (восстановителем) и окислителем (например, кислородом).

Электрохимическая коррозия – это разрушение металла, который находится в контакте с другим металлом в присутствии воды или раствора электролита. В отличие от химической электрохимическая коррозия протекает в средах, проводящих электрический ток. Электролитом может служить морская вода, природная вода, конденсированная влага и т.д.

В основе электрохимической коррозии лежат процессы, аналогичные тем, которые протекают в гальванических элементах. Как правило, металлы содержат включения различных примесей, и поэтому на поверхности металлов образуется множество гальванических элементов.

При контакте двух металлов *более активный металл* поляризуется отрицательно и является анодом. Анод в процессе электролиза окисляется. *Менее активный металл* поляризуется положительно и является катодом. На катоде протекает процесс восстановления.

В зависимости от кислотности среды электролита на катоде восстанавливается или кислород (растворенный в электролите), или ионы водорода



Рассмотрим разрушение железного образца в присутствии примесей меди. На железе, как более активном металле, имеющем более низкий стандартный электродный потенциал, при соприкосновении с электролитом происходят процессы растворения (окисления) металла и переход его катионов в слой электролита (рисунки 24, 25): $Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+}$. Таким образом, железная пластинка служит анодом.

Поток электронов перемещается к меди – металлу с меньшей химической активностью (более высокий стандартный электродный потенциал); на медных участках создается избыточное количество электронов. Таким образом, медные участки представляют собой катод – на них возможны процессы восстановления:

а) при коррозии с кислородной деполяризацией (см. рисунок 24)

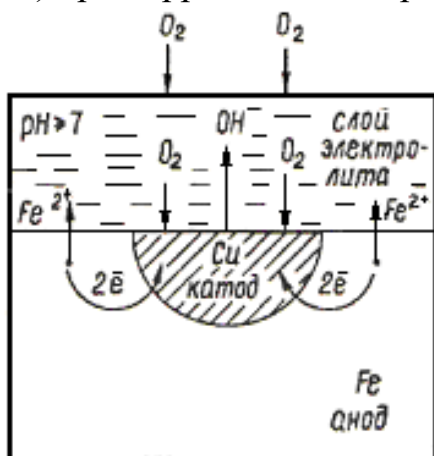
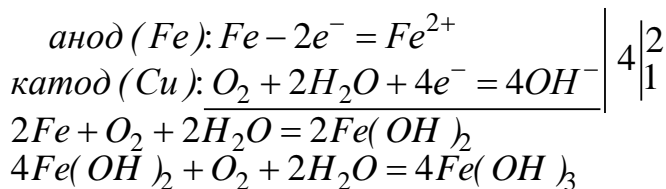


Рисунок 24. – Схема электрохимической коррозии с кислородной деполяризацией



В слое электролита катионы железа взаимодействуют с гидроксид-ионами, что приводит к образованию ржавчины, состоящей в основном из $Fe(OH)_3$, а также продукта его разложения $FeO(OH)$ ($Fe(OH)_3 - H_2O = FeO(OH)$).

б) при коррозии с водородной деполяризацией (см. рисунок 25)

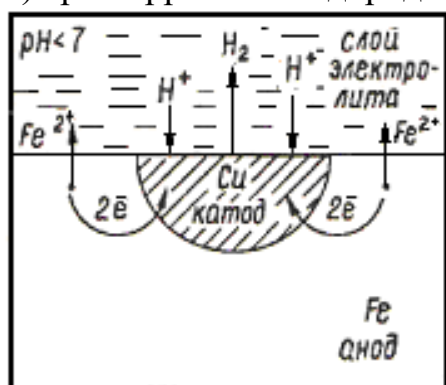
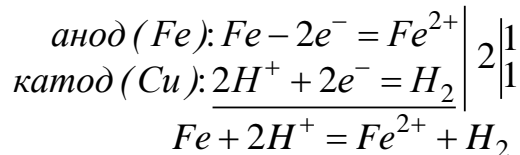


Рисунок 25. – Схема электрохимической коррозии с водородной деполяризацией



В случае коррозии с водородной деполяризацией катионы Fe^{2+} взаимодействуют с соответствующими анионами кислоты с образованием солей.

Таким образом, при электрохимической коррозии поток электронов направлен от более активного к менее активному металлу и более активный металл корродирует, а с менее активным металлом ничего не происходит.

Скорость коррозии тем больше, чем дальше отстоят в ряду напряжений металлы, из которых образовалась гальваническая пара. Сильно возрастает коррозия с ростом температуры.

Экспериментальная часть

Цель: исследование коррозии в кислой среде при контакте двух различных металлов, исследование образования микрогальванопар и способов защиты от коррозии.

В данной работе во всех опытах все металлы нужно тщательно зачищать наждачной бумагой и промывать дистиллированной водой.

Опыт 1. Исследование коррозии при контакте двух различных металлов.

В стеклянную трубку, согнутую под углом, налейте 2н раствор соляной кислоты. В одно колено трубки введите полоску (или гранулу) металла А в соответствии с вариантом (таблица 21) и наблюдайте медленное выделение водорода. В другое колено введите полоску (или гранулу) из металла В, не доводя до соприкосновения с металлом А (рисунок 26). Наблюдается ли выделение водорода на металле В? Погрузите металл В глубже, так чтобы он контактировал с металлом А. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление.

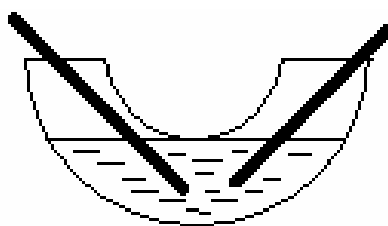


Рисунок 26. – Схема прибора для опыта

Составьте схему образовавшейся гальванопары. Распишите процессы, протекающие на катоде и на аноде. Напишите суммарное уравнение коррозии. Сделайте вывод о влиянии на коррозию металла А при контакте с металлом В.

Таблица 21. – Варианты опытов

Металлы	Вариант						
	1	2	3	4	5	6	7
А	Zn	Zn	Al	Sn	Al	Fe	Al
В	Cu	Cr-Ni*	Fe	Cr-Ni	Cr-Ni	Cr-Ni	Cu

Примечание. *Cr-Ni – хромоникелевая проволока.

Опыт 2. Исследование образования микрогальванопар.

В пробирку, содержащую 10 капель дистиллированной воды и 3 капли 2н раствора соляной кислоты (в варианте 7 вместо соляной кислоты используйте серную), поместите гранулу металла в соответствии с вариантом (таблица 22). Обратите внимание на медленное выделение водорода. Затем в ту же пробирку капните 2 капли раствора соли. Пробирку несколько раз встряхните, металл можно поцарапать стеклянной палочкой. Что наблюдается?

Объясните результат опыта, составив схему действия образовавшейся микрогальванопары. Распишите процессы, протекающие на катоде и на аноде. Напишите суммарное уравнение протекающего процесса коррозии. Сделайте вывод о влиянии образующейся микрогальванопары на процесс коррозии.

Таблица 22. – Варианты опытов

1	2	3	4	5	6	7**
Zn	Al	Al	Zn	Al	Zn	Zn
CuCl ₂	CuCl ₂	CdCl ₂	CdCl ₂	SnCl ₂	SnCl ₂	NiSO ₄

Примечание. 7** – вместо HCl использовать H₂SO₄.

Опыт 3. Исследование влияния пассивирования на защиту металлов от коррозии.

Опыт 3.1 (проводится под тягой).

Накапайте в пробирку 10 капель концентрированной азотной кислоты, закрепите пробирку в штативе и поместите в нее гвоздь. Бурная вначале реакция быстро приостанавливается. Прекращение реакции объясняется тем, что ей препятствует образовавшаяся пленка оксидов железа (II) и (III). Однако механические и защитные качества пленки в данном случае невысоки. Выньте гвоздь из пробирки, промойте его дистиллированной водой, просушите фильтровальной бумагой и снова опустите в азотную кислоту. Начинается ли реакция? После прекращения реакции выньте гвоздь, ополосните его дистиллированной водой и опустите в пробирку с 20 каплями 2н раствора серной кислоты. Для сравнения в другую пробирку с 20 каплями 2н раствора серной кислоты поместите непассивированный гвоздь. На каком образце выделяется водород?

Напишите уравнения реакций взаимодействия железа:

а) с концентрированной азотной кислотой с образованием оксидов железа (II) и (III);

б) с раствором серной кислоты.

Коэффициенты расставьте методом электронного баланса. Сделайте вывод о влиянии защитных пленок на процесс протекания коррозии.

Опыт 3.2.

Нанесение оксидных пленок на металлы называют *оксидированием*, а в случае стали – *воронением*.

Возьмите два железных гвоздя. Один из них нагрейте в пламени горелки до появления цвета побежалости, т.е. до появления оксидных пленок, которые ввиду своей различной толщины вызывают различную интерференцию света и поэтому окрашены в различные цвета. Охладите гвоздь под струей воды. Нанесите каплю раствора сульфата меди на оксидированный и неоксидированный гвозди. На каком гвозде быстрее появилось красное пятно меди.

Напишите уравнения:

а) образования оксидов железа (II) и (III) при нагревании;

б) взаимодействия железа с сульфатом меди.

Коэффициенты в уравнениях расставьте методом электронного баланса. Сделайте вывод о влиянии оксидирования на процесс протекания коррозии.

Опыт 3.3 (проводится под тягой).

Накапайте в пробирку 10 капель концентрированной азотной кислоты, закрепите пробирку в штативе и поместите в нее на полминуты алюминиевую проволоку. Затем выньте проволоку из пробирки, промойте ее дистиллированной водой и внесите в раствор сульфата меди (II) $CuSO_4$. Выделения меди на алюминии не наблюдается. Почему?

Выньте проволоку из раствора сульфата меди и опустите ее в 2н раствор соляной кислоты. Выделение водорода на поверхности проволоки указывает на разрушение защитной оксидной пленки. Промойте проволоку водой и внесите ее снова в раствор сульфата меди. Что происходит?

Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия:

- а) с концентрированной азотной кислотой с образованием оксида алюминия;
- б) с раствором соляной кислоты;
- в) с сульфатом меди (II).

Коэффициенты расставьте методом электронного баланса. Сделайте вывод о влиянии защитных пленок на процесс протекания коррозии.

Опыт 4. *Исследование влияния ингибиторов на защиту металлов от коррозии.*

1. В три пробирки накапайте по 10 капель дистиллированной воды, по 1 капле 2н раствора серной кислоты и по одной капле раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (индикатор на ионы железа (II), при появлении которых в растворе образуется гексацианоферрат (III) железа (II) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ синего цвета). В первую пробирку внесите 1 микрошпатель уротропина и размешайте.

2. Возьмите два железных гвоздя, протравите в серной кислоте (заполните пробирку на $\frac{1}{3}$ объема 2н раствором серной кислоты и на 1 минуту опустите в нее железные гвозди), промойте дистиллированной водой, и один незачищенный гвоздь – покрытый ржавчиной. Гвозди одновременно опустите в подготовленные заранее пробирки (п. 1): протравленные – в первую и вторую пробирки, а гвоздь, покрытый ржавчиной, – в третью пробирку.

Отметьте время появления и интенсивность синей окраски в каждой пробирке. Объясните, почему они различны. Какова роль уротропина и ржавчины в процессе коррозии?

Напишите уравнения реакции взаимодействия:

- а) железа с серной кислотой;
- б) сульфата железа (II) с гексацианоферратом (III) калия.

Сделайте вывод о том, какой способ защиты от коррозии лучше.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Что такое коррозия металлов? Какие виды коррозии вы знаете?
2. В чем сущность протекторной защиты металлов от коррозии. Приведите пример протекторной защиты железного изделия.

3. В раствор соляной кислоты поместили две цинковые пластинки, одна из которых частично покрыта никелем. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих процессов.

4. Какое покрытие металла называется анодным, а какое – катодным? Приведите примеры анодного и катодного покрытий для железа.

5. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии луженого железа во влажном воздухе и в кислой среде. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему?

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



Лабораторная работа № 10 ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Все химические элементы и образуемые ими простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Такое деление объясняется различием в строении атомов. Атомы большинства металлов на внешнем электронном слое имеют от 1 до 3 электронов. Исключение: атомы германия *Ge*, олова *Sn*, свинца *Pb* на внешнем электронном слое имеют четыре электрона, атомы сурьмы *Sb*, висмута *Bi* – пять, атомы полония *Po* – шесть.

Физические свойства металлов

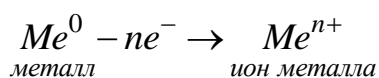
1. Все металлы – твердые вещества (кроме ртути *Hg*).
2. Для всех металлов характерны металлический блеск и непрозрачность.
3. Все металлы – проводники теплоты и электрического тока.
4. Важнейшими свойствами металлов являются их пластичность, упругость, прочность.

По степени твердости металлы значительно отличаются друг от друга: например, калий, натрий – мягкие металлы (их можно резать ножом); хром – самый твердый металл (царапает стекло).

Температуры плавления и плотности металлов также изменяются в широких пределах. Самый легкоплавкий металл – ртуть ($t_{пл.} = -38,9\text{ }^{\circ}\text{C}$), самый тугоплавкий – вольфрам ($t_{пл.} = 3380\text{ }^{\circ}\text{C}$). Плотность лития – $0,59\text{ г/см}^3$, осмия – $22,7\text{ г/см}^3$.

Химические свойства металлов

Атомы всех металлов по сравнению с неметаллами более или менее легко отдают электроны в химических реакциях. Металлы – простые вещества выступают в качестве восстановителей, сами при этом окисляясь



Атомы металлов не могут присоединять электроны. Поэтому металлы во всех химических реакциях являются *только восстановителями* и в соединениях имеют *только положительные степени окисления*.

Так как металлы являются восстановителями, они вступают в химические реакции с различными окислителями.

1. *Взаимодействие с простыми веществами – неметаллами (таблица 23).*

Таблица 23. – Взаимодействие металлов с неметаллами

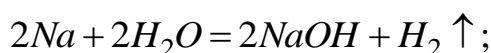
Простое вещество	Уравнение реакции
1	2
Галогены	$Mg + Cl_2 = MgCl_2$ образуются соли – галогениды

Окончание таблицы 23

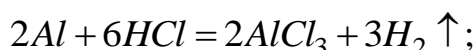
1	2
Кислород	$4Na + O_2 = 2Na_2O$ образуются оксиды
Сера	$Fe + S = FeS$ образуются сульфиды
Водород (самые активные металлы)	$Ca + H_2 = CaH_2$ образуются гидриды
Углерод (многие металлы)	$Ca + 2C = CaC_2$ образуются карбиды

2. Взаимодействие со сложными веществами:

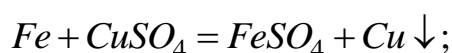
а) металлы, находящиеся в начале электрохимического ряда напряжений (от *Li* до *Na*), при обычных условиях вытесняют водород из воды и образуют щелочи



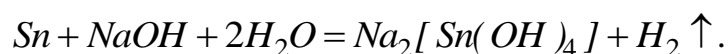
б) металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений до водорода, взаимодействуют с разбавленными кислотами



в) металлы взаимодействуют с растворами солей менее активных металлов (каждый металл, стоящий левее в ряду напряжений, вытесняет каждый правее стоящий металл из раствора его соли)



г) амфотерные металлы (*Al*, *Zn*, *Pb*, *Sn*) взаимодействуют с растворами щелочей с образованием комплексных солей

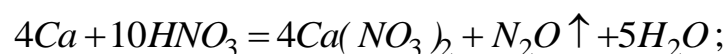


3. Взаимодействие с азотной кислотой.

Так как окислителем в азотной кислоте HNO_3 являются ионы NO_3^- , а не ионы H^+ , то при взаимодействии HNO_3 с металлами практически *никогда не выделяется водород*.

Концентрированную HNO_3 металлы восстанавливают:

а) наиболее активные металлы (*Ca*, *Mg*, *Al*) – до N_2O



б) менее активные металлы (*Cu*, *Ag*, *Hg*) – до NO_2



в) металлы средней активности – до NO



На холоде концентрированная азотная кислота *не взаимодействует* с Al , Fe , Cr , Ni .

Разбавленная HNO_3 при взаимодействии:

а) с наиболее активными металлами (до Al) восстанавливается до аммиака NH_3 или нитрата аммония NH_4NO_3



б) с менее активными металлами – до оксида азота (II) NO



4. *Взаимодействие с концентрированной серной кислотой:*

а) металлы средней активности и металлы, находящиеся в электрохимическом ряду напряжений после водорода, восстанавливают серную кислоту до SO_2



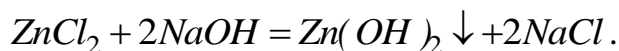
б) более активные металлы (Zn , Al , Mg) могут восстановить серную кислоту до свободной серы



На холоде концентрированная серная кислота *не взаимодействует* с Al , Fe , Cr , Ni .

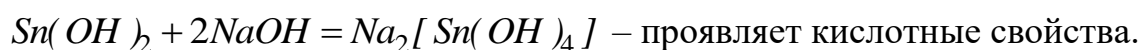
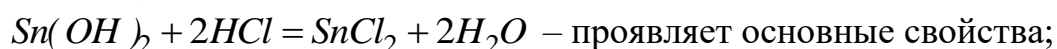
Получение и химические свойства гидроксидов металлов

Малорастворимые *гидроксиды получают* при взаимодействии соли соответствующего металла со щелочью

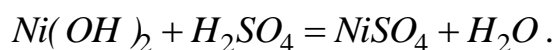


По химическим свойствам гидроксиды металлов делятся на основные и амфотерные.

Амфотерные гидроксиды ($Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$ и др.) могут проявлять как кислотные, так и основные свойства, т.е. взаимодействовать и с кислотами, и со щелочами:



Основные гидроксиды взаимодействуют только с кислотами:



Экспериментальная часть

Цель: исследование восстановительных свойств металлов, получение гидроксидов металлов косвенным путем и изучение их свойств.

Опыт 1. *Окрашивание пламени солями металлов.*

Катионы некоторых металлов способны окрашивать бесцветное пламя горелки в различные цвета. На основании этого можно при надлежащих условиях обнаружить присутствие солей некоторых металлов в исследуемом веществе.

Получите у лаборанта набор пробирок с насыщенными растворами солей, в которые опущены стеклянные палочки с впаянными нихромовыми проволочками. Смоченные в растворах солей нихромовые проволочки поочередно вносите в бесцветное пламя горелки. Свои наблюдения занесите в таблицу 24.

Таблица 24. – Окраска катионами металлов пламени горелки

Катион металла	Окраска пламени
Ba^{2+}	
Ca^{2+}	
Cu^{2+}	
Na^{+}	
Sr^{+}	
Li^{+}	

Опыт 2. *Восстановительные свойства металлов.*

Использованные металлы *не выбрасывайте*, а промойте, промокните фильтровальной бумагой и положите обратно в баночку!

Опыт 2.1. *Взаимодействие амфотерных металлов со щелочами.*

Перед началом опыта металл необходимо зачистить наждачной бумагой. Зачищенный металл в соответствии с вариантом (таблица 25) опустите в пробирку и накапайте раствор гидроксида натрия в количестве, необходимом для полного погружения металла в щелочь. Если реакция протекает медленно, нагрейте содержимое пробирки до кипения. Затем, прекратив нагревание, наблюдайте выделение пузырьков водорода на поверхности металла.

Напишите уравнение взаимодействия металла с раствором щелочи, составив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Таблица 25. – Варианты опыта

А	Б	В
Al	Zn	Sn

Опыт 2.2. *Взаимодействие металлов с кислотами.*

Опыты с азотной кислотой, а также с концентрированной серной кислотой проводить *под тягой!*

Три кусочка металла в соответствии с вариантом (таблица 26), зачищенных и промытых водой, разложите в три пробирки.

Таблица 26. – Варианты опыта

А	Б	В	Г
<i>Cu</i>	<i>Fe</i>	<i>Al</i>	<i>Zn</i>

Далее опыты проводите в соответствии с таблицей 27. Опыты необходимо проводить поочередно. Кислоту в каждую пробирку добавляйте по 20 капель.

Таблица 27. – Последовательность и условия проведения опытов

№ пробирки	Прибавляемая кислота
1	2н раствор <i>HCl</i>
2	2н раствор <i>H₂SO₄</i>
3	2н раствор <i>HNO₃</i>

Напишите уравнения протекающих реакций, укажите условия протекания и признаки реакций. Коэффициенты расставьте методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 3. *Получение гидроксидов металлов косвенным путем и изучение их свойств.*

Задание выполняется в соответствии с вариантом, указанным преподавателем (таблица 28).

Таблица 28. – Варианты опыта

Вариант Соль металла	А	Б	В
1	<i>MgSO₄</i> или <i>MgCl₂</i>	<i>CaCl₂</i> или <i>Ca(NO₃)₂</i>	<i>NiCl₂</i> или <i>NiSO₄</i>
2	<i>Cr₂(SO₄)₃</i> или <i>CrCl₃</i>	<i>ZnCl₂</i> или <i>Zn(NO₃)₂</i>	<i>Pb(NO₃)₂</i> или <i>(CH₃COO)₂Pb</i>

В пробирку накапайте 10 капель соли металла 1 и 10 капель гидроксида натрия. Полученный осадок разделите на две части. К первому осадку прикапайте 3–5 капель 2н раствора азотной кислоты, а ко второму – 3 капли 30%-ного раствора гидроксида натрия. В каком случае произошло растворение осадка?

В чистой пробирке приготовьте раствор соли металла 2. Для этого накапайте в пробирку 20 капель дистиллированной воды и насыпьте ¼ микрошпателя соли металла 2. После растворения соли (перемешайте обратным концом микрошпателя) к полученному раствору добавьте 1 каплю 2н раствора *NaOH*. Полученный осадок разделите на две части. К первому осадку прикапайте 3–5 капель 2н раствора азотной кислоты, а ко второму – 3–5 капель 30%-ного раствора гидроксида натрия (в варианте В количество добавляемого 30%-ного раствора *NaOH* можно увеличить до 10–15 капель). Что произошло с осадком в обеих пробирках? Гидроксид какого металла обладает амфотерными свойствами?

Составьте уравнения реакций:

- а) получения гидроксида металла 1;
- б) взаимодействия гидроксида металла 1 с азотной кислотой;
- в) получения гидроксида металла 2;
- г) взаимодействия гидроксида металла 2 с азотной кислотой;
- д) взаимодействия гидроксида металла 2 с гидроксидом натрия.

Для всех реакций составьте сокращенные ионно-молекулярные уравнения.

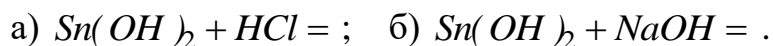
ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Как изменяется характер оксидов и гидроксидов элементов в периодической системе от натрия к кремнию и от бора к галлию? Какие факторы влияют на изменение их свойств?

2. Напишите уравнения протекающих реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите процессы (окисление, восстановление), окислитель и восстановитель:



3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения протекающих реакций:



4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения, доказывающие амфотерные свойства $Pb(OH)_2$.

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



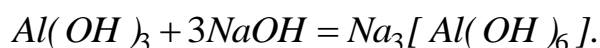
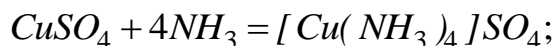
тесту для самопроверки



Лабораторная работа № 11 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Кроме средних ($ZnSO_4$), кислых ($Zn(HSO_4)_2$) и основных солей ($(ZnOH)_2SO_4$) существуют также комплексные соли. Например: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $Na_3[Al(OH)_6]$.

Такие соли образуются при соединении нейтральных молекул разных веществ друг с другом



В центре молекулы комплексного соединения находится центральный *ион*-или *атом-комплексобразователь*. Комплексообразователями являются ионы или атомы металлов (чаще всего d-элементов). Вокруг центрального иона-комплексобразователя находятся противоположно заряженные ионы или нейтральные молекулы, которые называются *лигандами*. В качестве лигандов могут выступать простые (Cl^- , Br^- , I^-) и сложные (OH^- , CO_3^{2-} , NO_2^-) ионы, нейтральные молекулы (H_2O , NH_3 , CO).

Комплексообразователь и лиганды составляют *внутреннюю сферу* комплексного соединения, которую обозначают квадратными скобками. Число лигандов, которые координируются вокруг центрального иона-комплексобразователя, называется *координационным числом*. Координационное число часто равно валентности, умноженной на два (таблица 29).

Таблица 29. – Наиболее характерные координационные числа для некоторых ионов металлов

Координационное число	Ионы-комплексобразователи
2	Cu^+ , Ag^+ , Au^+
4	Cu^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+}
6	Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+}

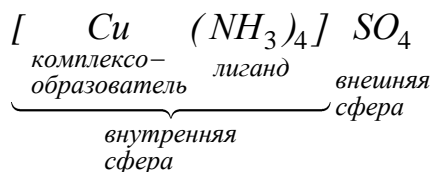
Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и лигандов (таблица 30).

Ионы, не вошедшие во внутреннюю сферу, образуют *внешнюю сферу*. Если комплексный ион – катион, то во внешней сфере находятся анионы: $[Ag(NH_3)_2]^+ Cl^-$.

Таблица 30. – Определение заряда комплексного иона

Комплексный ион – катион	Комплексный ион – анион	Комплекс – электронейтральная молекула
$^{2+} \quad 0$ $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$^{2+} \quad 6 \cdot 1^-$ $[Fe(CN)_6]^{4-}$	$0 \quad 0$ $[Fe(CO)_5]^0$
$^{3+} \quad 2 \cdot 1^-$ $[Co(NH_3)_4 C l_2]^+$	$^{3+} \quad 6 \cdot 1^-$ $[Al(OH)_6]^{3-}$	$^{3+} \quad 0 \quad 3 \cdot 1^-$ $[Co(NH_3)_3 C l_3]^0$

Если комплексный ион – анион, то во внешней сфере находятся катионы. Катионами обычно являются ионы щелочных и щелочноземельных металлов или катион аммония: $K_4^+ [Fe(CN)_6]^{4-}$; $NH_4^+ [AuCl_4]^-$.



В данном комплексе координационное число меди равно четырем.

Номенклатура комплексных соединений

1. Соль содержит комплексный катион.

Первым называют анион соли; затем называют входящие во внутреннюю сферу лиганды-анионы с окончанием на «о»; после этого называют лиганды, представляющие собой нейтральные полярные молекулы.

Br^- – бромо-;	Cl^- – хлоро-;
CO_3^{2-} – карбонато-;	S^{2-} – тио-;
CN^- – циано-;	SO_3^{2-} – сульфидо-;
SO_4^{2-} – сульфо-;	H_2O – аква-;
NO_3^- – нитро-;	NH_3 – аммин-;
OH^- – гидроксо-.	

Если одинаковых лигандов во внутренней сфере комплекса больше одного, то их количество указывают греческими числительными (2 – ди-, 3 – три-, 4 – тетра-, 5 – пента-, 6 – гекса-).

Последним называют комплексообразователь, причем названия металлов дают в русской транскрипции. Если центральный атом имеет переменную валентность, ее указывают римской цифрой в скобках после названия комплексообразователя.

Названия комплексных соединений образуются аналогично названиям обычных солей, т.е. сначала указывается анион в именительном падеже, а затем катион в родительном:

$[Ag(NH_3)_2]Cl$ – хлорид диаммин серебра (I) (сравните: $AgCl$ – хлорид серебра);

$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – сульфат тетрааммин меди (II) (сравните: $CuSO_4$ – сульфат меди (II));

$[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$ – хлорид дихлортетрааммин кобальта (III) (сравните: $CoCl_3$ – хлорид кобальта (III)).

2. Соль содержит комплексный анион.

Сначала называют лиганды-анионы, затем молекулярные лиганды с окончанием «о», указывая их количество греческими числительными. Затем называют комплексообразователь, используя латинское название элемента с прибавкой суффикса «ат». Валентность комплексообразователя (если она переменная) отмечается римскими цифрами в скобках после названия элемента. Последним называют катион, находящийся во внешней сфере. Число катионов в названии соли не указывается:

$K_4[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат (II) калия;

$K_2[PtCl_6]$ – гексахлороплатинат (IV) калия;

$Na[Cr(H_2O)_2F_4]$ – тетрафтородиаквахромат (III) натрия.

3. Соединения комплексов без внешней сферы.

В названии перечисляются все лиганды, а затем указывается русское название комплексообразователя в именительном падеже:

$[Co(NH_3)_3Cl_3]$ – трихлоротриамминкобальт.

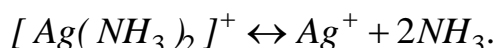
Устойчивость комплексных соединений

Комплексное соединение при растворении в воде обычно диссоциирует на внешнюю и внутреннюю сферы:



Такая диссоциация называется *первичной* и протекает необратимо.

Диссоциация внутренней сферы комплекса, называемая *вторичной*, является обратимой:



Диссоциация комплексных ионов может быть описана при помощи *константы нестойкости комплекса*:

$$K_{нест}([Ag(NH_3)_2]^+) = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[[Ag(NH_3)_2]^+]} = 9,3 \cdot 10^{-8}.$$

Чем меньше константа нестойкости, тем устойчивее комплекс.

Экспериментальная часть

Цель: знакомство с теорией комплексных соединений и приобретение практических навыков при получении комплексов различного типа, исследование свойств комплексных соединений.

1. Получение комплексов катионного типа.

Отходы данного опыта выливать в специальную емкость!

Опыт 1.1.

Накапайте в пробирку 2 капли нитрата серебра $AgNO_3$ и добавьте 2–3 капли (до образования осадка) раствора хлорида натрия $NaCl$. Каков цвет выпавшего осадка? К образовавшемуся осадку прилейте по каплям 25%-ный раствор аммиака до его растворения.

Составьте уравнения взаимодействия:

- нитрата серебра с хлоридом натрия;
- хлорида серебра с раствором аммиака (координационное число серебра Ag^+ равно двум).

Уравнения должны быть записаны в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Назовите полученный комплекс серебра.

Опыт 1.2.

Опыт 1.2 (а). *Соль никеля (II).*

Опыт 1.2 (б). *Соль меди (II).*

В пробирку накапайте 2 капли раствора соли (в зависимости от варианта) и добавьте 2 капли 2н раствора гидроксида натрия. К образовавшемуся осадку добавьте 5–10 капель 25%-ного раствора аммиака.

Что происходит с осадком? Сравните окраску ионов металла в исходном растворе соли с окраской полученного раствора. Присутствием каких ионов обусловлена окраска раствора? Напишите уравнения реакций взаимодействия в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

- соли с гидроксидом натрия;
- гидроксида металла с раствором аммиака.

Назовите полученный комплекс металла. Какое основание является более сильным – простое или комплексное? Ответ обоснуйте.

Координационное число для Ni^{2+} равно шести, для Cu^{2+} – четырем.

2. Получение комплексов анионного типа.

Опыт 2.1

Опыт 2.1 (а). *Соль алюминия.*

Опыт 2.1 (б). *Соль цинка.*

Опыт 2.1 (в). *Соль олова (II).*

Опыт 2.1 (г). *Соль свинца (II).*

В пробирку накапайте 2 капли соли (в соответствии с вариантом) и добавьте по каплям 2н раствор гидроксида натрия. Наблюдайте выпадение осадка, а затем его растворение в избытке гидроксида натрия.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

а) образования гидроксида металла;

б) взаимодействия гидроксида металла с избытком гидроксида натрия с образованием растворимого гидроксокомплекса (координационное число для катионов всех металлов равно четырем).

Назовите полученный комплекс металла.

Опыт 2.2

Отходы данного опыта выливать в специальную емкость!

В пробирку накапайте 6 капель раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и добавьте по каплям 2н раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ до выпадения осадка тиосульфата серебра. Отметьте цвет осадка. Затем быстро, чтобы избежать разложения тиосульфата серебра, добавьте избыток насыщенного раствора тиосульфата натрия до полного растворения осадка. Отметьте цвет раствора. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

а) получения тиосульфата серебра;

б) получения тиосульфатного комплекса (координационное число для Ag^+ равно двум).

Назовите полученную комплексную соль.

Опыт 2.3

Отходы данного опыта выливать в специальную емкость!

Внесите в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и добавляйте по каплям раствор иодида калия KI , встряхивая пробирку после каждого прибавления. Почему растворяется выпавший вначале осадок иодида серебра?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

а) образования иодида серебра;

б) перехода иодида серебра в комплексное соединение (координационное число для Ag^+ равно двум).

Назовите полученный комплекс серебра.

3. Исследование свойств комплексных соединений.

Опыт 3.1

Отходы данного опыта выливать в специальную емкость!

Накапайте в пробирку 4 капли раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и добавьте 4 капли раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите в 25%-ном растворе аммиака. Опустите в раствор кусочек гранулированного цинка (предварительно зачистите и промойте его). Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

а) получения хлорида серебра;

б) растворения хлорида серебра в аммиаке с образованием комплексного соединения (координационное число для Ag^+ равно двум);

в) взаимодействия комплексного соединения с цинком с образованием комплексной соли цинка (координационное число для Zn^{2+} равно четырем).

Назовите полученные комплексы серебра и цинка.

Опыт 3.2

В пробирку к 2 каплям раствора сульфата меди добавьте такой же объем раствора комплексной соли $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровяная соль). Отметьте цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата (II) меди. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Опыт 3.3

В пробирку накапайте 10 капель раствора иодида калия KI , 8 капель 2н раствора соляной кислоты и 6 капель бензола. Отметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте $\frac{1}{2}$ микрошпателя кристаллов комплексной соли $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль) и перемешайте раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного иода. Напишите уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата (III) калия с иодидом калия в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Учтите, что $K_3[Fe(CN)_6]$ переходит при этом в $K_4[Fe(CN)_6]$ (соляную кислоту в уравнение реакции не вводите). Укажите окислитель и восстановитель. Назовите образовавшуюся комплексную соль железа.

Опыт 3.4

Отходы данного опыта выливать в специальную емкость!

Внесите в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и добавьте по каплям раствор иодида калия KI до растворения выпавшего вначале осадка. Почему растворяется выпавший вначале осадок иодида серебра? К полученному раствору добавьте 10–15 капель воды. Что наблюдаете?

Напишите:

а) уравнение образования иодида серебра;

б) уравнение перехода иодида серебра в комплексное соединение;

в) выражение константы нестойкости комплексного иона.

Какое влияние оказывает разбавление раствора на диссоциацию комплексного иона? Назовите полученный комплекс серебра.

Уравнения реакций должны быть записаны в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 3.5

Поместите в пробирку 5 капель раствора перманганата калия $KMnO_4$, подкислите 2н раствором серной кислоты (4 капли) и добавьте раствор гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ до изменения окраски раствора. Напишите уравнение реакции, учитывая, что комплекс железа (II) переходит в комплекс железа (III)

с тем же координационным числом, а перманганат калия в кислой среде восстанавливается до сульфата марганца (II). Коэффициенты расставьте методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Какой из комплексов $[Fe(CN)_6]^{4-}$ или $[Fe(CN)_6]^{3-}$ прочнее? Почему? Назовите полученный комплекс железа.

Опыт 3.6

Накапайте в одну пробирку 2 капли раствора соли железа (III) и прибавьте 2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровяная соль). В другую пробирку накапайте 2 капли раствора железа (II) и прибавьте 2 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль).

Отметьте наблюдения и напишите уравнения обменных реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Обратите внимание на то, что реактивом на ион Fe^{3+} служит цианидный комплекс, в состав которого входит железо (II), и, наоборот, реактивом на ион Fe^{2+} служит комплекс того же состава, но с центральным ионом железа (III). Назовите полученные комплексы железа.

Опыт 3.7

Накапайте в пробирку 2 капли соли цинка и прибавьте по каплям 25%-ный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка. К полученному раствору добавьте раствор сульфида натрия. Объясните причину разрушения комплексного соединения. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

- а) образования гидроксида цинка;
 - б) растворения гидроксида цинка в избытке раствора аммиака (координационное число для Zn^{2+} равно четырем);
 - в) взаимодействия комплексного основания цинка с сульфидом натрия.
- Назовите полученный комплекс цинка.

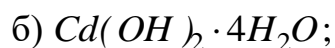
Опыт 3.8

В пробирку насыпьте 1 микрошпатель медного купороса ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) и прокалите содержимое пробирки на пламени горелки. Наблюдайте обесцвечивание соли из-за испарения кристаллизационной воды. После того как пробирка остынет, капните в нее 1 каплю воды. Что наблюдаете? Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений и обоснуйте выбор комплексообразователя:

- а) $3NaF \cdot AlF_3$;



Назовите комплексные соли.

2. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $K_2[HgI_4]$, $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$, $Na_2[Fe(CNS)_5NO]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$.

3. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений: дицианоаргентат калия; гексанитрокобальтат (III) калия; хлорид гексамминникеля (II); гексацианохромат (III) натрия; нитрат диакватетраамминникеля (II).

4. Константы нестойкости комплексных ионов $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$ и $[Fe(CN)_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$, $1,0 \cdot 10^{-37}$, $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



Лабораторная работа № 12

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Растворимые в воде соли кальция и магния обуславливают ее жесткость. Суммарное содержание этих солей в воде называют общей жесткостью. В зависимости от содержания ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} природные воды делят на следующие группы:

Общая жесткость

до 1,5 ммоль-экв/дм³ – очень мягкая;

1,5–3,0 ммоль-экв/дм³ – мягкая;

3,0–5,4 ммоль-экв/дм³ – средней жесткости;

5,4–10,7 ммоль-экв/дм³ – жесткая;

больше 10,7 ммоль-экв/дм³ – очень жесткая.

Общая жесткость подразделяется на карбонатную (временную) и некарбонатную (постоянную).

Временная жесткость обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция $Ca(HCO_3)_2$ и магния $Mg(HCO_3)_2$, *постоянная жесткость* – присутствием сульфатов или хлоридов кальция и магния $MgCl_2$ и $MgSO_4$; $CaCl_2$ и $CaSO_4$. Жесткость выражают в миллиэквивалентах на литр (мэкв/л). Один ммоль-экв жесткости соответствует содержанию в литре воды 20,04 мг ионов Ca^{2+} или 12,16 мг ионов Mg^{2+} .

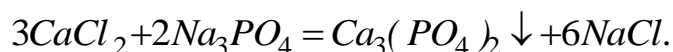
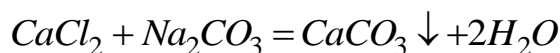
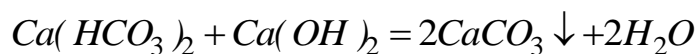
Умягчение воды

Удаление солей кальция и магния из воды называется умягчением воды. Для умягчения воды применяют методы осаждения и ионного обмена.

Путем *осаждения* катионы Ca^{2+} и Mg^{2+} переводят в малорастворимые соединения, выпадающие в осадок. Это достигается кипячением



или введением в воду определенных химических реагентов

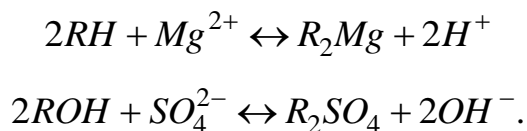


Для устранения жесткости *методом ионного обмена* воду пропускают через слой катионита. При этом катионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , находящиеся в воде, обмениваются на катионы Na^+ , содержащиеся в катионите



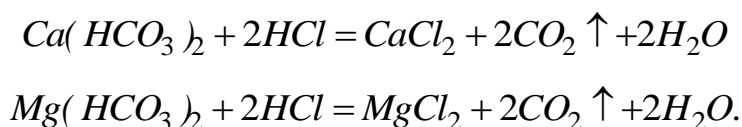
где R – органический остаток катионита.

В некоторых случаях требуется удалить из воды не только катионы Ca^{2+} или Mg^{2+} , но и другие катионы, а также анионы. В этих случаях воду пропускают последовательно через катионит, содержащий в обменной форме водородные ионы (H^+ -катионит), и анионит, содержащий гидроксид-ионы (OH^- -анионит). В итоге вода освобождается как от катионов, так и от анионов солей. Такая обработка воды называется обессоливанием:

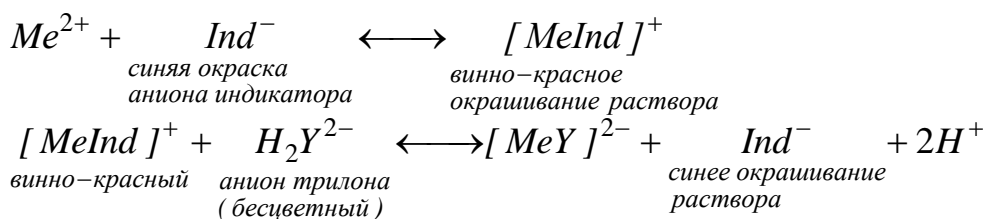


Определение жесткости воды

В основе *определения временной жесткости* лежит реакция между соляной кислотой и гидрокарбонатом кальция и магния:



Общую жесткость определяют трилонометрическим методом, сущность которого состоит в следующем. Исследуемая вода титруется раствором трилона Б (комплексобразователь – связывает катионы металла) в присутствии металл-индикатора (хромоген черный), с которым катионы, обуславливающие жесткость, образуют комплексные соединения, легко разрушаемые трилоном Б, давая с ним более прочные соединения. Например, реакции, идущие в присутствии хромогена черного, можно представить в общем виде следующими уравнениями:



Экспериментальная часть

Цель: приобретение практических навыков определения общей и временной жесткости.

Реактивы: исследуемая вода, буферная смесь, индикатор хромоген черный, метилоранж; 0,05н раствор трилона Б, 0,1н раствор HCl .

Посуда: бюретка, цилиндр на 25 и на 5 мл, конические колбы для титрования.

1. Определение жесткости холодной водопроводной воды.

Наберите в стакан 150 мл холодной водопроводной воды и определите общую и временную жесткость данной воды (опыты 1.1 и 1.2).

Опыт 1.1. *Определение общей жесткости воды.*

Отмерьте цилиндром 25 мл воды и перелейте в коническую колбу. Добавьте цилиндром 2,5 мл буферной смеси и 4 капли индикатора хромогена черного. Затем оттитруйте смесь 0,05н раствором трилона Б до перехода окраски из винно-красной в синюю. Титрование повторите три раза.

Возьмите средний расход трилона Б

$$\bar{V}_{mp} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3},$$

где \bar{V}_{mp} – средний объем трилона Б, мл;

V_1, V_2 и V_3 – объем трилона Б, пошедшего на титрование каждой порции воды, мл;

и рассчитайте общую жесткость по формуле

$$Ж_o = \frac{\bar{V}_{mp} \cdot C(1/1 \text{ трилона Б}) \cdot 1000}{V_{H_2O}},$$

где $Ж_o$ – общая жесткость воды, мэкв/л;

$C(1/1 \text{ трилона Б})$ – молярная концентрация эквивалентов трилона Б, 0,05н;

V_{H_2O} – объем воды, взятый для анализа, 25 мл.

По результатам определения общей жесткости сделайте вывод о том, к какой группе жесткости относится исследуемая вода.

Опыт 1.2. *Определение карбонатной (временной) жесткости.*

В коническую колбу отмерьте цилиндром 25 мл исследуемой водопроводной воды и добавьте 3 капли индикатора метилоранжа – вода окрасится в желтый цвет. Полученный раствор оттитруйте из бюретки 0,1н раствором соляной кислоты до перехода окраски из желтой в оранжевую. Титрование повторите три раза. Возьмите средний расход соляной кислоты и рассчитайте временную жесткость по формуле

$$Ж_{вр} = \frac{V_{HCl} \cdot C(1/1 HCl) \cdot 1000}{V_{H_2O}},$$

где $Ж_{вр}$ – временная жесткость воды, мэкв/л;

V_{HCl} – средний объем HCl , пошедшей на титрование, мл;

$C(1/1 HCl)$ – молярная концентрация эквивалентов HCl , 0,1н;

V_{H_2O} – объем воды, взятый для анализа, 25 мл.

Напишите уравнения реакций, протекающих в данном опыте, в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Определите постоянную жесткость воды по разнице

$$Ж_{пост} = Ж_o - Ж_{вр}.$$

Опыт 2. *Определение жесткости воды, умягченной с помощью катионита.*

Отмерьте цилиндром 25 мл воды, умягченной при помощи катионита, и определите общую жесткость (см. опыт 1.1).

Сравните полученные данные с результатами опыта 1.1.

Составьте уравнения реакций умягчения воды с помощью катионита, обозначив его формулой RH .

Опыт 3. *Определение жесткости воды, умягченной кипячением.*

Наберите в цилиндр 25 мл кипяченой воды и определите общую жесткость (см. опыт 1.1).

Сравните результаты с данными опыта 1.1.

Запишите уравнения реакций устранения жесткости кипячением.

Сделайте вывод о том, какой метод умягчения является более эффективным – при помощи катионита или кипячение.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Какие соли обуславливают общую жесткость воды?
2. Какие соли обуславливают временную жесткость воды?
3. Какие соли обуславливают постоянную жесткость воды?
4. Приведите примеры устранения временной жесткости воды.
5. Приведите примеры устранения постоянной жесткости воды.

Отсканируйте QR-коды для перехода к

опорному конспекту



тесту для самопроверки



ЛИТЕРАТУРА

1. Барон Н.М., Пономарева А.М. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983. – 230 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Л.: Химия, 1985. – 264 с.
3. Волков А.И., Жарский И.М., Комшилова О.Н. Программированный контроль текущих знаний по общей химии: метод. пособие. – Минск: Современ. шк., 2005. – 240 с.
4. Воскресенский П.И. Техника лабораторных работ. – Л.: Химия, 1970. – 716 с.

Для перехода к дополнительной литературе отсканируйте QR-код



Приложение 1

Названия важнейших кислот и их солей

Кислота	Названия		Кислота	Названия	
	кислоты	соли		кислоты	соли
$HAlO_2$	метаалюминиевая	метаалюминат	H_2CrO_4	хромовая	хромат
$HAsO_3$	метамышьяковая	метаарсенат	$H_2Cr_2O_7$	двуххромовая	дихромат
H_3AsO_4	ортомышьяковая	ортоарсенат	HJ	иодоводород	йодид
$HAsO_2$	метамышьяковистая	метаарсенит	HOJ	иодноватистая	гипоидит
H_3BO_3	ортоборная	ортоборат	HJO_3	иодноватая	йодат
HBr	бромоводород	бромид	$HMnO_4$	марганцовая	перманганат
$HOBr$	бромноватистая	гипобромит	H_2MnO_4	марганцовистая	манганат
$HBrO_3$	бромноватая	бромат	HNO_2	азотистая	нитрит
$HCOOH$	муравьиная	формиат	HNO_3	азотная	нитрат
CH_3COOH	уксусная	ацетат	HPO_3	метафосфорная	метафосфат
HCN	циановодород	цианид	H_3PO_4	ортофосфорная	ортофосфат
H_2CO_3	угольная	карбонат	H_3PO_3	фосфористая	фосфит
$H_2C_2O_4$	щавелевая	оксалат	H_2S	сероводород	сульфид
HCl	хлороводород	хлорид	H_2SO_3	сернистая	сульфит
$HOCl$	хлорноватистая	гипохлорит	H_2SO_4	серная	сульфат
$HOCl_2$	хлористая	хлорит	$H_2S_2O_3$	тиосерная	тиосульфат
$HOCl_3$	хлорноватая	хлорат	H_2SiO_3	кремниевая	силикат
$HOCl_4$	хлорная	перхлорат			

Приложение 2

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25 °С [1]

Электролит	К	Электролит	К
азотистая кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	теллурический водород H_2Te ,	$1,0 \cdot 10^{-3}$
аммония гидроксид $NH_3 \cdot H_2O$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		$1,0 \cdot 10^{-11}$
бромноватистая кислота $HOBr$	$2,1 \cdot 10^{-9}$	угольная кислота H_2CO_3 ,	$4,5 \cdot 10^{-7}$
пероксид водорода H_2O_2 ,	$2,6 \cdot 10^{-12}$		$4,7 \cdot 10^{-11}$
ортоборная кислота H_3BO_3 ,	$5,8 \cdot 10^{-10}$	уксусная кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
кремниевая кислота,	$2,2 \cdot 10^{-10}$	хлорноватистая кислота $HOCl$	$5,0 \cdot 10^{-8}$
муравьиная кислота $HCOOH$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	хлоруксусная кислота $CH_2ClCOOH$	$1,4 \cdot 10^{-3}$
серная кислота H_2SO_4 ,	$1,8 \cdot 10^{-4}$	ортофосфорная H_3PO_4 ,	$7,5 \cdot 10^{-3}$
сернистая кислота H_2SO_3 ,	$1,2 \cdot 10^{-2}$		$6,3 \cdot 10^{-8}$
	$1,6 \cdot 10^{-2}$	фтороводород HF	$1,3 \cdot 10^{-12}$
сероводород H_2S ,	$6,3 \cdot 10^{-8}$		$6,6 \cdot 10^{-4}$
	$6,0 \cdot 10^{-8}$	циановодород HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
	$1,0 \cdot 10^{-14}$	щавелевая кислота $H_2C_2O_4$,	$5,4 \cdot 10^{-2}$
			$5,4 \cdot 10^{-5}$

**Произведение растворимости
некоторых малорастворимых электролитов при 25 °С [1]**

Электролит	K	Электролит	K
<i>AgBr</i>	$6,0 \cdot 10^{-13}$	<i>Cu(OH)₂</i>	$2,2 \cdot 10^{-20}$
<i>AgCl</i>	$1,8 \cdot 10^{-10}$	<i>CuS</i>	$6,0 \cdot 10^{-35}$
<i>Ag₂CrO₄</i>	$4,0 \cdot 10^{-12}$	<i>Fe(OH)₂</i>	$1,0 \cdot 10^{-15}$
<i>AgJ</i>	$1,1 \cdot 10^{-16}$	<i>Fe(OH)₃</i>	$3,8 \cdot 10^{-38}$
<i>Ag₂S</i>	$6,0 \cdot 10^{-50}$	<i>FeS</i>	$5,0 \cdot 10^{-18}$
<i>Ag₂SO₄</i>	$2,0 \cdot 10^{-5}$	<i>HgS</i>	$1,6 \cdot 10^{-52}$
<i>BaCO₃</i>	$5,0 \cdot 10^{-9}$	<i>MnS</i>	$2,5 \cdot 10^{-10}$
<i>BaCrO₄</i>	$1,6 \cdot 10^{-10}$	<i>PbBr₂</i>	$9,1 \cdot 10^{-6}$
<i>BaSO₄</i>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	<i>PbCl₂</i>	$2,0 \cdot 10^{-5}$
<i>CaCO₃</i>	$5,0 \cdot 10^{-9}$	<i>PbCrO₄</i>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
<i>CaC₂O₄</i>	$2,0 \cdot 10^{-9}$	<i>PbJ₂</i>	$8,0 \cdot 10^{-9}$
<i>CaF₂</i>	$4,0 \cdot 10^{-11}$	<i>PbS</i>	$1,0 \cdot 10^{-27}$
<i>CaSO₄</i>	$1,3 \cdot 10^{-4}$	<i>PbSO₄</i>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
<i>Ca₃(PO₄)₃</i>	$1,0 \cdot 10^{-29}$	<i>SrSO₄</i>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
<i>Cd(OH)₂</i>	$2,0 \cdot 10^{-14}$	<i>Zn(OH)₂</i>	$1,0 \cdot 10^{-17}$
<i>CdS</i>	$7,9 \cdot 10^{-27}$	<i>ZnS</i>	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Стандартные электродные потенциалы φ^0 в воде при 25 °С [1]

Электрод	Реакция	φ^0 , эВ
Al^{3+}, Al	$Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$	- 1,66
Zn^{2+}, Zn	$Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn$	- 0,763
Fe^{2+}, Fe	$Fe^{2+} + 2e \rightarrow Fe$	- 0,440
Cd^{2+}, Cd	$Cd^{2+} + 2e \rightarrow Cd$	- 0,403
Co^{2+}, Co	$Co^{2+} + 2e \rightarrow Co$	- 0,270
Ni^{2+}, Ni	$Ni^{2+} + 2e \rightarrow Ni$	- 0,240
Sn^{2+}, Sn	$Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn$	- 0,140
Pd^{2+}, Pd	$Pd^{2+} + 2e \rightarrow Pd$	- 0,126
H^+, H_2	$2H^+ + 2e \rightarrow H_2$	0,000
Cu^{2+}, Cu	$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$	+ 0,337
Cu^+, Cu	$Cu^+ + e \rightarrow Cu$	+ 0,521
Ag^+, Ag	$Ag^+ + e \rightarrow Ag$	+ 0,799
Hg^{2+}, Hg	$Hg^{2+} + 2e \rightarrow Hg$	+ 0,854
Au^{3+}, Au	$Au^{3+} + 3e \rightarrow Au$	+ 1,500
Pu^{2+}, Pu	$Pu^{2+} + 2e \rightarrow Pu$	+ 2,030

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	1
Порядок работы в лаборатории	2
Техника безопасности в лаборатории общей химии	3
Химическая посуда и другое оборудование.....	5
Лабораторная работа № 1. Определение молярной массы эквивалента простого вещества.....	9
Лабораторная работа № 2. Приготовление растворов	16
Лабораторная работа № 3. Химическая кинетика и химическое равновесие.....	21
Лабораторная работа № 4. Свойства растворов.....	32
Лабораторная работа № 5. Ионнообменные реакции в растворах электролитов.....	40
Лабораторная работа № 6. Гидролиз солей.....	47
Лабораторная работа № 7. Равновесия при протекании окислительно-восстановительных реакций.....	54
Лабораторная работа № 8. Электролитические процессы в растворах электролитов	64
Лабораторная работа № 9. Коррозия и способы защиты от коррозии	70
Лабораторная работа № 10. Общие свойства металлов	76
Лабораторная работа № 11. Комплексные соединения.....	82
Лабораторная работа № 12. Жесткость воды	90
Литература.....	94
Приложение 1. Названия важнейших кислот и их солей.....	95
Приложение 2. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25 °С	96
Приложение 3. Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов при 25 °С.....	97
Приложение 4. Стандартные электродные потенциалы φ^0 в воде при 25 °С.....	98
Содержание.....	99

Учебное издание

МОЛОТОК Елена Васильевна
ПУТРО Полина Дмитриевна
АННАЕВ Гелдимырат

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания к выполнению лабораторных работ
для студентов нехимических специальностей

Редактор *А. А. Прадидова*

Подписано в печать 23.03.23. Формат 60×84 1/16. Бумага офсетная.
Цифровая печать. Усл. печ. л. 11,62. Уч.-изд. л. 12,77. Тираж 20 экз. Заказ 116.

Издатель и полиграфическое исполнение –
учреждение образования «Полоцкий государственный университет
имени Евфросинии Полоцкой».

Свидетельство о государственной регистрации
издателя, изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/305 от 22.04.2014, перерегистрация от 24.08.2022.

ЛП № 02330/278 от 27.05.2004.

Ул. Блохина, 29, 211440 г. Новополоцк.