

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования
«Полоцкий государственный университет»

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебно-методический комплекс
для студентов нехимических специальностей

В двух частях

Часть 2

Под общей редакцией Е. В. Молоток

Новополоцк
ПГУ
2009

УДК 54(075.8)
ББК 24.1я73
О28

Рекомендовано к изданию методической комиссией
технологического факультета
в качестве учебно-методического комплекса
(протокол № 8 от 27 июня 2008 г.)

АВТОРЫ:

Е. В. Молоток, Л. И. Линник

РЕЦЕНЗЕНТЫ :

д-р техн. наук, проф., зав. кафедрой охраны труда
и промышленной экологии УО «ВГТУ» С. Г. КОВЧУР;
канд. хим. наук, доц. УО «ПГУ» П. А. ГАЛУШКОВ

Общая химия : учеб.-метод. комплекс для студентов нехимических
О28 спец. В 2-х ч. Ч. 2 / Е. В. Молоток, Л. И. Линник; под общ. ред. Е. В. Мо-
лоток. – Новополоцк : ПГУ, 2009. – 128 с.

ISBN 978-985-418-862-1.

Включены методические указания к выполнению лабораторного практи-
кума, методические рекомендации по разбору основных типовых задач по об-
щей химии для нехимических специальностей, список использованной литера-
туры, необходимые справочные данные.

Предназначен для самостоятельной подготовки студентов нехимических
специальностей.

УДК 54(075.8)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-418-862-1 (Ч. 2)
ISBN 978-985-418-860-7

© Молоток Е. В., Линник Л. И., 2009
© УО «Полоцкий государственный
университет», 2009

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	4
ВВЕДЕНИЕ	5
1. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ.....	6
1.1. Техника безопасности в лаборатории общей химии	6
1.2. Химическая посуда и другое оборудование.....	8
Лабораторная работа № 1. Определение молярной массы эквивалента простого вещества.....	12
Лабораторная работа № 2. Приготовление растворов.....	16
Лабораторная работа № 3. Химическая кинетика и химическое равновесие.....	19
Лабораторная работа № 4. Свойства растворов	27
Лабораторная работа № 5. Ионнообменные реакции в растворах электролитов.....	32
Лабораторная работа № 6. Гидролиз солей.....	38
Лабораторная работа № 7. Равновесия при протекании окислительно-восстановительных реакций	42
Лабораторная работа № 8. Электролитические процессы в растворах электролитов.....	48
Лабораторная работа № 9. Коррозия и способы защиты от коррозии	52
Лабораторная работа № 10. Общие свойства металлов.....	56
Лабораторная работа № 11. Комплексные соединения.....	59
Лабораторная работа № 12. Углерод, кремний.....	64
Лабораторная работа № 13. Жесткость воды	69
2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ	71
2.1. Основные понятия и законы химии	71
2.2. Энергетика химических процессов (термохимические расчеты).....	90
2.3. Химическое сродство.....	92
2.4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	94
2.5. Физико-химические свойства растворов	102
2.6 Способы выражения концентрации растворов	105
2.7. Растворы электролитов.....	113
2.8. Электролиз	115
ЛИТЕРАТУРА.....	120
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	121

ПРЕДИСЛОВИЕ

Методическое пособие является второй частью УМК «Общая химия», в котором в виде конспекта лекций были представлены теоретические основы общей химии.

Инженер-исследователь должен не только знать теоретические законы общей химии, но и уметь последовательно использовать их для решения практических задач. Для этого в пособие включены методические указания к выполнению лабораторных работ и методические указания к решению задач по общей химии. В приложении приведен весь необходимый справочный материал.

В методических указаниях к выполнению лабораторных работ рассмотрены правила техники безопасности, методики выполнения лабораторных работ. В каждой работе приведена методика расчета и рассмотрены примеры расчетов требуемых величин. В конце лабораторной работы даны контрольные вопросы, предназначенные для подготовки к опросу по этой работе.

В пособии в отличие от традиционных лабораторных практикумов проиллюстрирован перечень используемой химической посуды и другого оборудования, что, безусловно, будет полезно для студентов при выполнении химического эксперимента.

В методических указаниях к решению задач по общей химии рассмотрено решение типовых расчетных задач по основным темам курса общей химии: основные понятия и законы химии; энергетика химических процессов, химическое сродство; скорость химических реакций, химическое равновесие; физико-химические свойства растворов; способы выражения концентрации растворов; растворы электролитов; электролиз. Для облегчения поиска необходимого материала основные формулы и уравнения даны в табличной форме, каждая тема завершается вопросами для самоподготовки.

В приложениях приведен весь необходимый для расчетов справочный материал (термодинамические параметры, константы диссоциации, таблицы растворимости и др.).

ВВЕДЕНИЕ

При изучении общей химии большое значение имеет лабораторный практикум. 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 формируются навыки проведения химического эксперимента, организации рабочего места, сборки несложных приборов, соблюдения правил техники безопасности.

Методические указания к выполнению лабораторных работ составлены в соответствии с программой курса «Химия» для нехимических специальностей.

Порядок работы в лаборатории

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

Прежде чем начать лабораторную работу, нужно ознакомиться с теоретической частью.

Работа в химической лаборатории только тогда продуктивна, когда она выполняется сознательно, с пониманием 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 для работы реактивы выставляются над лабораторным столом, а концентрированные кислоты, щелочи, пахучие вещества – в вытяжных шкафах.

Сухие реактивы следует брать чистым сухим микрошпателем. При наливании растворов из склянок их 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.

1. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1.1. 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, нужно 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, близко наклоняться к пробирке. Следует движением руки направить струю воздуха от пробирки к себе и осторожно вдохнуть.

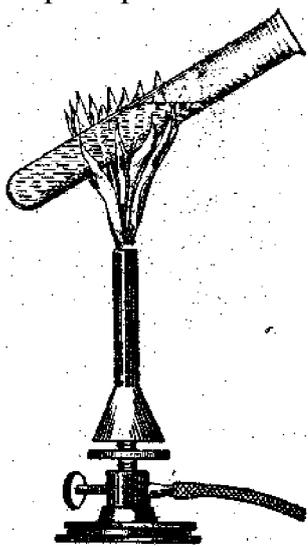


Рис. 1. Правильное положение пробирки при нагревании на пламени горелки

При нагревании пробирки на газовой горелке ее необходимо закрепить в специальном держателе и нагревать над пламенем горелки так, как показано на рис. 1, т.е. 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.

Работа с 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 в лаборатории принимать пищу, 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 пищевой соды;
- при отравлении щелочами выпить 2 %-ный раствор уксусной или лимонной кислоты;
- при порезах обработать края раны 3 %-ным спиртовым раствором йода;
- во всех случаях каких-либо травм (особенно отравлений и ожогов) после оказания первой помощи следует обратиться к врачу.

1.2. 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 прозрачных или полупрозрачных пластиков и продуктов полимеризации.

Посуда общего назначения

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

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

Химические стаканы (рис. 4) и *колбы* (рис. 5, 6) применяют для приготовления растворов.

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

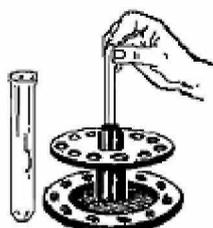


Рис. 2. Пробирка и штатив для пробирок



Рис. 3. Воронка химическая



Рис. 4. Стакан химический

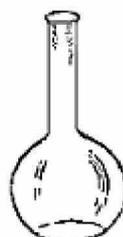


Рис. 5. Колба плоскодонная

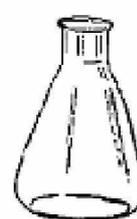


Рис. 6. Колба коническая



Рис. 7. Промывалка

Посуда специального назначения

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

Промывные склянки (рис. 9) применяют для промывания газов.

Мерная посуда

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

Пипетки (рис. 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 и 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.



Рис. 8. Аппарат Киппа

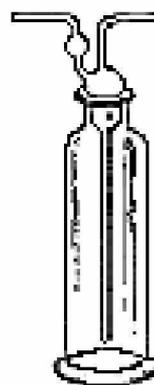


Рис. 9. Промывная склянка Дрекслея

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

Мерные колбы (рис. 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.

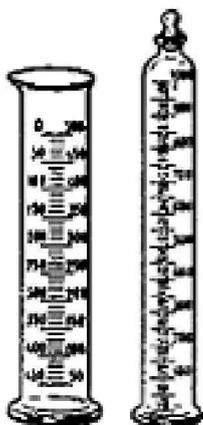


Рис. 10. Мерные цилиндры

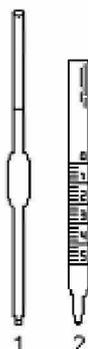


Рис. 11. Пипетки:
1 – без градуировки;
2 – с градуировкой

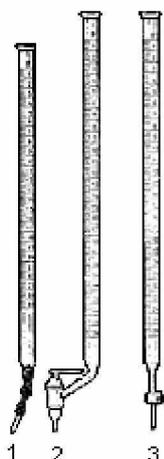


Рис. 12. Бюретки:
1 – бескрановые;
2, 3 – с краном



Рис. 13. Мерная колба

Необходимо, чтобы пипетки были хорошо вымыты и после их использования внутри на стенках не оставались капли жидкости.

Уровень жидкости устанавливают по кольцевой черте для прозрачных жидкостей по нижнему мениску, для темноокрашенных – по верхнему мениску (рис. 14). Правильное положение пипетки при установлении мениска на уровне метки показано на рис. 15. Строение нижней части бескрановой бюретки приведено на рис. 16.

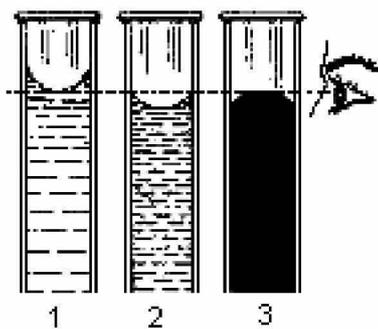


Рис. 14. Положение мениска:
1 – мениск прозрачной жидкости;
2 – мениск непрозрачной жидкости;
3 – мениск ртути и других, не смачивающих стекло жидкостей

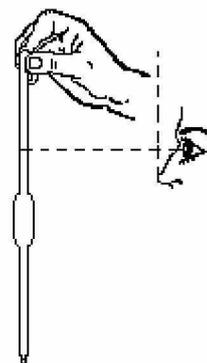


Рис. 15. Положение пипетки при установлении мениска на уровне метки



Рис. 16. Оборудование нижней части бескрановой бюретки

Фарфоровая посуда

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

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



Рис. 17. Стакан фарфоровый с ручкой



Рис. 18. Фарфоровая ступка с пестиком



Рис. 19. Фарфоровый тигель

Металлическое оборудование

Штатив с набором муфт, лапок, колец и вилок (рис. 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 (рис. 21) применяют в качестве подставки для различных приборов, колб и т. д.

Тигельные щипцы (рис. 22) применяют для захватывания горячих тиглей, чтобы вынуть их из муфельной печи, снять с раскаленных тиглей, фарфоровых треугольников и во всех случаях работы с нагретыми до высокой температуры предметами.

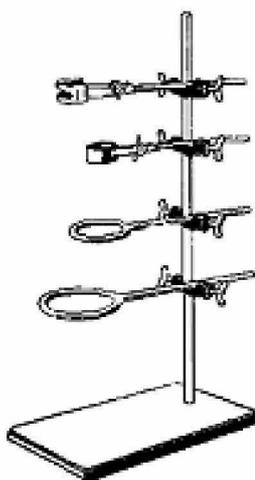


Рис. 20. Металлический штатив с набором



Рис. 21. Тренога

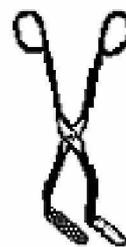


Рис. 22. Щипцы

Лабораторная работа № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА ПРОСТОГО ВЕЩЕСТВА

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.

Экспериментальная часть

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 протокола опыта.
6. Вывод.

1. Измерение объема выделившегося водорода.

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

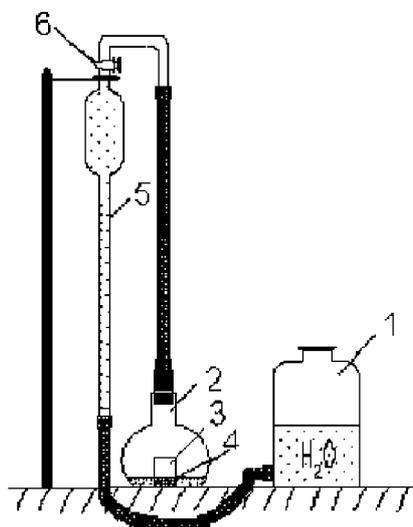


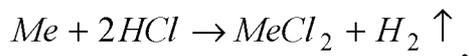
Рис. 23. Прибор для измерения объема водорода:

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

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 уравнительный 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 реакцию 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 уравнительный сосуд поднесите к бюретке и добейтесь совпадения уровня воды в бюретке с уровнем воды в уравнительном сосуде. Объем выделившегося водорода складывается из объема, найденного по бюретке, плюс объем прибора (цифра на выпуклой части бюретки).

2. Расчет массы выделившегося водорода.

Массу выделившегося водорода ($кг$) рассчитывают из уравнения Менделеева – Клапейрона

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

где V – объем выделившегося водорода, $м^3$ ($1 \text{ мл} = 10^{-6} \text{ м}^3$); M – молярная масса водорода, $2 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$; R – универсальная газовая постоянная, $8,31 \text{ (Па} \cdot \text{м}^3)/(\text{моль} \cdot \text{К})$; 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 имеем

$$M\left(\frac{1}{z} Me\right)_{\text{практ.}} = \frac{M\left(\frac{1}{2} H_2\right)}{m(H_2)} \cdot m(Me),$$

где $M\left(\frac{1}{z} Me\right)_{\text{практ.}}$ – молярная масса эквивалента металла, определенная в ходе опыта, $кг/моль$; $m(Me)$ – навеска металла, $кг$ ($1 \text{ г} = 10^{-3} \text{ кг}$); $m(H_2)$ – масса водорода, $кг$; $M\left(\frac{1}{2} H_2\right)$ – молярная масса эквивалента водорода, $1 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$.

4. Расчет относительной погрешности определения молярной массы эквивалента металла.

Любое измерение проводится с определенной точностью, т.е. содержит некоторую относительную погрешность, 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 $M\left(\frac{1}{z}Me\right)_{теор.}$ – молярная масса эквивалента металла, кг/моль, рассчитанная по формуле

$$M\left(\frac{1}{z}Me\right)_{теор.} = M^{(Me)} / z,$$

где M – молярная масса металла, кг/моль; z – валентность металла.

5. Протокол опыта.

Результаты измерений и расчетов заносят в протокол.

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Навеска металла	$m(Me)$	кг	
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	
Масса выделившегося водорода	$m(H_2)$	кг	
Относительная атомная масса металла	Ar	а.е.м.	
Валентность металла	z	–	
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. Для исследования предложен металл ..., валентность которого равна ..., относительная атомная масса ... а.е.м., молярная масса эквивалента ... кг/моль, которая определена с погрешностью ... %.

Вопросы для самоконтроля

1. Дайте определение понятия «эквивалент».
2. Сформулируйте 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 решить, не прибегая к написанию уравнения реакции.
4. Определите эквивалент и молярную массу эквивалентов фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .
5. Напишите уравнение взаимодействия серной кислоты с гидроксидом натрия с образованием гидросульфата натрия. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты в данной реакции.

Лабораторная работа № 2 ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

Цель работы: определение молярной концентрации эквивалентов методом титрования.

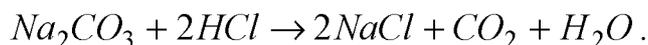
Реактивы: Na_2CO_3 – ...-%-ный раствор; 0,1н раствор HCl ; метилоранж.

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

Экспериментальная часть

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 чего по бюретке отмечают объем раствора HCl , пошедшей 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). Для этого определяем:

1) молярную массу эквивалента (г/моль) Na_2CO_3 по формуле $M(1/z X) = \frac{M(X)}{z}$, 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) массу (г) Na_2CO_3 , которая должна содержаться в 50 мл 0,1н раствора Na_2CO_3 :

а) какое количество эквивалентов (моль) Na_2CO_3 содержится в 50 мл 0,1н раствора по формуле

$$n[(1/z)X] = C[(1/z)X] \cdot V,$$

где $n[(1/z)X]$ – химическое количество эквивалентов вещества X , содержащихся в растворе, моль; $C[(1/z)X]$ – молярная концентрация эквивалентов вещества X , моль_{эк}/л; V – объем раствора, л

$$n(1/2 Na_2CO_3) = 0,1 \text{ моль}_{\text{эк}}/\text{л} \cdot 0,05 \text{ л} = 0,005 \text{ моль}_{\text{эк}};$$

б) находим массу (г) данного количества эквивалентов Na_2CO_3 по формуле $m(X) = n[(1/z)X] \cdot M[(1/z)X]$

$$m(Na_2CO_3) = 0,005 \text{ моль} \cdot 53 \text{ г/моль} = 0,265 \text{ г};$$

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

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

где $m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества, г; ω – массовая доля вещества в растворе, в долях от единицы

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

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

$$V_{p-ra} = m_{p-ra} / \rho,$$

где ρ – плотность раствора, г/мл

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

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 (аликвотная часть раствора 5 мл), 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

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

Тогда, используя соотношение $C(1/2Na_2CO_3) = \frac{\bar{V}_k \cdot C(1/HCl)}{V(Na_2CO_3)}$, где $C(1/HCl)$ – молярная концентрация эквивалентов соляной кислоты, моль_{эк}/л; $V(Na_2CO_3)$ – объем аликвоты карбоната натрия, 5 мл. Рассчитаем молярную концентрацию эквивалентов Na_2CO_3 в полученном растворе

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

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/л, 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 лабораторной 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.

Лабораторная работа № 3

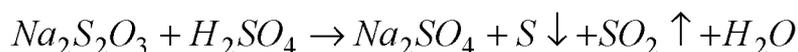
ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

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 (в начале 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** (табл. 1).

Таблица 1

Приготовление раствора тиосульфата натрия различной концентрации

Вариант	А					Б					В				
	1	2	3	4	5	1	2	3	4	5	1	2	3	4	5
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 встряхните). Таким образом, получите время протекания реакции τ_1 в секундах. Аналогично определите время течения реакции во второй, третьей, четвертой, пятой пробирках – τ_2 , τ_3 , τ_4 , τ_5 соответственно.

Вычислите условную скорость реакции в каждой пробирке v_1, v_2, v_3, v_4, v_5 как величину, обратную времени ($v = 1/\tau$). Полученные данные занесите в табл. 2.

Таблица 2

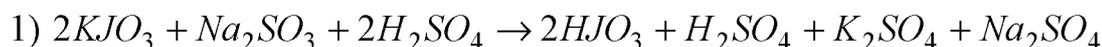
Определение скорости реакции

Концентрация $Na_2S_2O_3$	Время течения реакции τ, c	Скорость реакции в условных единицах v, c^{-1}
c		
2c		
3c		
4c		
5c		

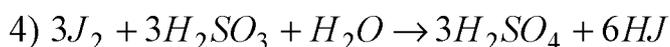
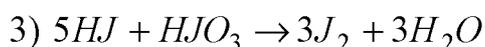
Составьте уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ ($v = f(c)$) и сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

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, концом – момент появления в растворе свободного иода. Выделение даже незначительного количества свободного иода легко обнаруживается в присутствии крахмала, так как 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 – 15 мл раствора KIO_3 (или $NaIO_3$);

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

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

№ 4 – 2,5 мл раствора KIO_3 (или $NaIO_3$) и 15 мл H_2O .

Содержимое стаканов с Na_2SO_3 и KIO_3 (H_2O) попарно слейте и засевайте время τ появления синего окрашивания. 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 табл. 3.

Таблица 3

Результаты зависимости скорости реакции от концентрации

Концентрация $NaIO_3$	Время появления синего окрашивания τ, c	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 смотрите 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 τ от момента добавления кислоты до появления заметного помутнения. Повторите опыт еще при двух температурах, каждый раз увеличивая температуру воды в термостате (на 10 °С выше предыдущей). При последующих измерениях пробирки достаточно выдерживать 3 минуты.

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

Вычислите условную скорость реакции при каждой температуре v_1 , v_2 , v_3 как величину, обратную времени ($v = 1/\tau$). Полученные данные занесите в табл. 4.

Таблица 4

Результаты опыта

Температура опыта, °С	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции в условных единицах v , с ⁻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).

Опыт нужно проводить в следующем порядке: в пробирку капаете 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 (**она 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 [К]. Даже со следовыми количествами иода крахмал образует адсорбционное соединение синего цвета (иодокрахмал). Данная реакция обратима, и ее можно условно представить схемой

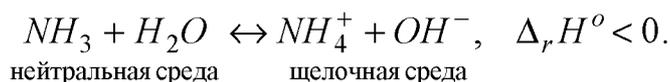


В пробирку накапайте 10 капель раствора крахмала и добавьте 1 каплю 0,1*n* раствора иода. (При получении очень интенсивной окраски содержимое пробирки можно разбавить дистиллированной водой). Что наблюдаете? Нагрейте пробирку и наблюдайте изменение окраски. Затем подождите, пока раствор в пробирке остынет.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

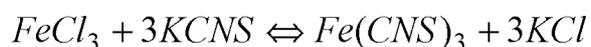
В две пробирки накапайте по 5 капель раствора аммиака NH_4OH и по 5 капель воды. В каждую пробирку добавьте по 1 капле фенолфталеина. Как окрасился индикатор под действием ионов OH^- ? В одну из пробирок добавьте 1 микрошпатель хлорида аммония NH_4Cl и перемешайте обратным концом микрошпателя. Что произошло 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 (оставшийся в стакане раствор 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. В каких единицах измеряется скорость химической реакции.
4. Сформулируйте правило Вант-Гоффа и запишите его математическое выражение.
5. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
6. Перечислите факторы, влияющие на химическое равновесие.
7. Дайте определение понятию «катализатор».
8. 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?

Лабораторная работа № 4 СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

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 (табл. 5), необходимые для приготовления 50 мл 0,1М растворов и взвесьте на технических весах с точностью до 0,1 г. Налейте в стакан емкостью 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? Проведите аналогичный опыт со второй солью.

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

Таблица 5

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 $\frac{1}{2}$ 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 (табл. 6), размешайте

обратным концом микрошпателя и опустите электроды в раствор. Загорелась ли лампочка? Проводит ли ток раствор соли?

Таблица 6

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 табл. 7.

Таблица 7

Варианты опыта

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

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, полученный раствор перелейте обратно в стакан. Отметьте проводимость электрического тока данным раствором, разбавленным в 5 раз.

Повторите аналогичное разбавление раствора и определение проводимости еще 3 раза. В данных случаях использованную кислоту необходимо выливать в емкость для отходов кислоты.

Что наблюдаете в каждом случае: уменьшение или усиление свечения лампочки? 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 один 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 (зачищенному наждачной бумагой, желательного одинакового размера).

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 один 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 – $ZnSO_4$, в пятую – насыщенный раствор Na_2SiO_3 . В первые четыре пробирки прибавьте по 2 капли 2н раствора $NaOH$, а в пятую пробирку – 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 в первой пробирке части 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 табл. 8. Уравнения реакций запишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Таблица 8

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?

Лабораторная работа № 5

ИОННООБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

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

1. Ионные равновесия в растворах электролитов

Опыт 1.1

В 2 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 добавляйте 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.

Опыт 1.8

В 2 пробирки накапайте по 3 капли 0,5н раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$. В одну из пробирок добавьте 2 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S , в другую – сероводородной воды H_2S . Отметьте цвет выпавшего в осадок сульфида железа (III) FeS .

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

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 (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 (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 погрейте пробирку на водяной бане. Что произошло с осадком?

В третью пробирку добавьте 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, в другую 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 понятию «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.

Лабораторная работа № 6 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

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

Опыт 1. Реакция среды растворов различных солей

Возьмите четыре пробирки и каждую на 2/3 объема заполните дистиллированной водой. Затем в три пробирки на кончике микрошпателя добавьте сухие соли, соответствующие вашему варианту (табл. 9), четвертая пробирка – контрольная. Для каждой соли берите чистый и сухой микрошпатель.

Таблица 9

Варианты опытов

Вариант	А	Б	В	Г	Д	Е	Ж
Соли	<i>FeSO₄</i>	<i>NH₄Cl</i>	<i>Pb(NO₃)₂</i>	<i>K₂SO₄</i>	<i>K₃PO₄</i>	<i>SnCl₂</i>	<i>FeCl₃</i>
	<i>KCl</i>	<i>MgCl₂</i>	<i>NaCl</i>	<i>AlCl₃</i>	<i>BaCl₂</i>	<i>Na₂CO₃</i>	<i>KNO₂</i>
	<i>K₂CO₃</i>	<i>Na₂S</i>	<i>Na₂SO₃</i>	<i>Na₃PO₄</i>	<i>Bi(NO₃)₃</i>	<i>Li₂SO₄</i>	<i>Ca(NO₃)₂</i>

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 – фиолетовую.

Полученные данные занесите в табл. 10.

Таблица 10

Результаты наблюдений

Номер пробирки	Вещество	Окраска индикатора	Реакция среды (кислая, щелочная, нейтральная)	рН 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 (табл. 11). Затем содержимое первой пробирки вылейте во вторую пробирку. Наблюдайте выпадение осадка и выделение газа. Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Почему в данном случае гидролиз протекает необратимо и до конца?

Таблица 11

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

Исследование факторов, влияющих на степень гидролиза

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

В две пробирки налейте на $2/3$ объема дистиллированной воды. В одну пробирку на кончике микрошпателя внесите сульфит натрия Na_2SO_3 , в другую – карбонат натрия Na_2CO_3 , соли размешайте. При помощи индикаторной бумаги определите рН 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, подвергающейся гидролизу в большей степени, напишите уравнения гидролиза по первой стадии в молекулярном и ионно-молекулярном виде

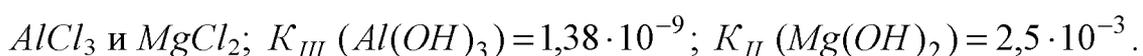
$$K_{I(H_2CO_3)} = 4,8 \cdot 10^{-11}; K_{II(H_2CO_3)} = 6,3 \cdot 10^{-8}.$$

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

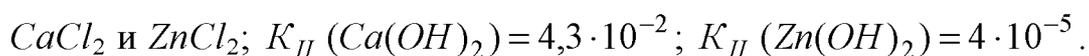
В две пробирки налейте на $2/3$ объема дистиллированной воды. В пробирки на кончике микрошпателя внесите соли в соответствии с вашим вариантом и размешайте. При помощи индикаторной бумаги определите рН полученных растворов солей.

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.

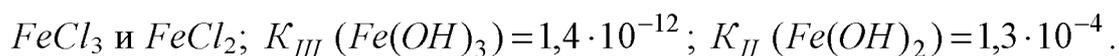
Вариант *a*



Вариант *б*



Вариант *в*



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 кон-

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

Лабораторная работа № 7
РАВНОВЕСИЯ ПРИ ПРОТЕКАНИИ ОКИСЛИТЕЛЬНО-
ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

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 насыпьте несколько кристалликов сульфита калия K_2SO_3 (или сульфита натрия Na_2SO_3) и перемешайте стеклянной палочкой.

Какое вещество выпало в осадок? 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 насыпьте 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 насыпьте 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 (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 сероводородной воды. 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 (совсем чуть-чуть). 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 йодидом калия*

В пробирку, содержащую 10 капель 0,5н раствора йодида 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 один 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 один 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 (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 по 2 – 3 кристаллика сульфита натрия Na_2SO_3 (или сульфита калия K_2SO_3). Первую пробирку сохраните как контрольную, а вторую – 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 поместите 1 кристаллик иода, накапайте 5 капель 2н раствора гидроксида натрия и нагрейте.

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 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 прекращения выделения диоксида азота NO_2 (газ бурого цвета).

Какое вещество осталось в пробирке? Каков его цвет? Напишите уравнение разложения нитрата, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Опыт 3.2 а. $Cu(NO_3)_2$ – нитрат меди (брать $\frac{1}{2}$ микрошпателя).

Опыт 3.2 б. $Pb(NO_3)_2$ – нитрат свинца (брать $\frac{1}{2}$ микрошпателя).

Опыт 3.2 в. $Cd(NO_3)_2$ – нитрат кадмия (брать 1 микрошпатель).

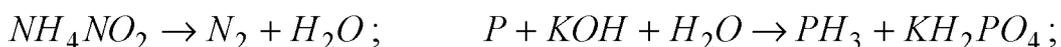
Опыт 3.3. Разложение перманганата калия

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. Какие типы окислительно-восстановительных реакций вы знаете?
2. Что такое степень окисления, валентность?
3. Какие вещества могут быть только окислителями? Приведите примеры типичных окислителей.
4. Какие вещества могут быть только восстановителями? Приведите примеры типичных восстановителей.
5. Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры таких веществ.
6. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся приведенные реакции? В данных реакциях расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите процессы окисления и восстановления



Лабораторная работа № 8

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

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 одному микрошпателю). Металлы (кроме магния) предварительно зачистите наждачной бумагой и промойте дистиллированной водой. Затем в соответствии с вашим вариантом (табл. 12) 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 вытеснять из растворов солей менее активные металлы более активными.

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 12

Варианты опытов

Соль Металл	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>	+			+			+	+	

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 . Наблюдайте образование темно-коричневого пятна – I_2 (свидетельствует об образовании хлора на аноде). Достаньте катод и наблюдайте на нем образование тонкой блестящей пленки (металлический кадмий). 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.

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 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.

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

Лабораторная работа № 9 КОРРОЗИЯ И СПОСОБЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ

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

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

Опыт 1. Исследование коррозии при контакте двух различных металлов



Рис. 24. Схема прибора для опыта

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 (табл. 13) и наблюдайте медленное выделение водорода. В другое колено введите полоску (или гранулу) из металла В, не доводя до соприкосновения с металлом А (рис. 24). Наблюдается ли выделение водорода на металле В? Погрузите металл В глубже, так чтобы он контактировал с металлом А. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление.

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 13

Варианты опытов

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

**Cr-Ni* – хромникелевая проволочка.

Опыт 2. Исследование образования микрогальванопар

В пробирку, содержащую 10 капель дистиллированной воды и 3 капли 2н раствора соляной кислоты (в 7-м варианте вместо соляной кислоты используйте серную кислоту), поместите гранулу металла в соответствии с вариантом (табл. 14). 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 14

Варианты опытов

1	2	3	4	5	6	7*
<i>Zn</i>	<i>Al</i>	<i>Al</i>	<i>Zn</i>	<i>Al</i>	<i>Zn</i>	<i>Zn</i>
<i>CuCl₂</i>	<i>CuCl₂</i>	<i>CdCl₂</i>	<i>CdCl₂</i>	<i>SnCl₂</i>	<i>SnCl₂</i>	<i>NiSO₄</i>

* вместо *HCl* использовать *H₂SO₄*.

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 ин-

терференцию 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 3.1 (*опыт 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) $CuSO_4$. Выделение меди на алюминии не наблюдается. Почему?

Выньте проволоку из раствора сульфата меди и опустите ее в 2N 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 2N 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 один 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 минуту опустите в нее железные гвозди), промойте дистиллированной водой, и один незачищенный гвоздь – покрытый ржавчиной. Гвозди одновременно опустите в подготовленные заранее пробирки (1-й пункт): 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 соляной 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. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

3. В чем сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железного изделия.

4. 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.

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

Лабораторная работа № 10 ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

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 табл. 15.

Таблица 15

Окраска катионами металлов пламени горелки

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

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 (табл. 16) опустите в пробирку и накапайте 30 %-ный 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, расставив коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления.

Таблица 16

Варианты опыта

А	Б	В	Г
<i>Al</i>	<i>Zn</i>	<i>Sn</i>	<i>Pb</i>

Опыт 2.2. *Взаимодействие металлов с кислотами*

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

Наждачной бумагой зачистите пять кусочков металла в соответствии с вариантом (табл. 17) и разложите их в пять пробирок.

Таблица 17

Варианты опыта

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

Далее опыты проводите в соответствии с табл. 18. Опыты необходимо проводить поочередно. Кислоты капайте в количестве, необходимом для полного погружения металла.

Таблица 18

Последовательность и условия проведения опытов

Номер пробирки	Прибавляемая кислота
1	2н раствор <i>HCl</i>
2	2н раствор <i>H₂SO₄</i>
3	<i>H₂SO₄</i> концентрированная: а) обратите внимание, идет ли реакция на холоде; б) если реакция на холоде не идет, нагрейте содержимое пробирки до кипения и, прекратив нагрев, наблюдайте за признаками реакции
4	2н раствор <i>HNO₃</i>
5	<i>HNO₃</i> концентрированная: а) обратите внимание, идет ли реакция на холоде; б) если реакция на холоде не идет, нагрейте содержимое пробирки до кипения и, прекратив нагрев, наблюдайте за признаками реакции

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

Получение гидроксидов металлов косвенным путем и изучение их свойств

В пробирку накапайте 10 капель соли металла А в соответствии в вариантом (табл. 19) и 10 капель гидроксида натрия.

Варианты опыта

Соль металла \ Вариант	А	Б	В	Г
А	$MgSO_4$ или $MgCl_2$	$CaCl_2$ или $Ca(NO_3)_2$	$NiCl_2$ или $NiSO_4$	$Ba(NO_3)_2$ или $BaCl_2$
Б	$Cr_2(SO_4)_3$ или $CrCl_3$	$ZnCl_2$ или $Zn(NO_3)_2$	$Pb(NO_3)_2$ или $(CH_3COO)_2Pb$	$Al(NO_3)_3$ или $AlCl_3$

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

В чистой пробирке приготовьте раствор соли металла Б. Для этого накапайте в пробирку 20 капель дистиллированной воды и насыпьте $\frac{1}{2}$ микрошпателя соли металла Б. После растворения соли (можно перемешать 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 серной 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:

- получения гидроксида металла А;
- взаимодействия гидроксида металла А с серной кислотой;
- получения гидроксида металла Б;
- взаимодействия гидроксида металла Б с серной кислотой;
- взаимодействия гидроксида металла Б с гидроксидом натрия.

Для всех реакций составьте сокращенные ионно-молекулярные уравнения.

Вопросы для самоконтроля

- Атомы каких элементов относятся к металлам?
- Перечислите общие физические свойства металлов.
- Приведите примеры получения металлов в промышленности.
- 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?

Лабораторная работа № 11 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

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

1. Получение комплексов катионного типа.

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:

- а) взаимодействия нитрата серебра с хлоридом натрия;
- б) взаимодействия 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 в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций:

- а) взаимодействия соли с гидроксидом натрия;
- б) взаимодействия 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.

Опыт 1.3

Накапайте в пробирку соли меди (II) и добавьте по каплям 25 %-ный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка основной соли. Отметьте окраску аммиачного комплекса металла. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций:

- а) получения основной соли;
- б) взаимодействия основной соли с раствором аммиака (координационное число Cu^{2+} равно четырем).

Назовите полученный комплекс металла.

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 в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций:

- 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

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 в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций:

- а) получения тиосульфата серебра;
- б) получения тиосульфатного комплекса (координационное число для Ag^+ равно двум).

Назовите полученную комплексную соль.

Опыт 2.3

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 в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций:

- 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

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 в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций:

- 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

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 в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций:

- 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 один 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:



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 гексаамминникеля (II); гексацианохромат (III) натрия; нитрат диаква-тетраамминникеля (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.

Лабораторная работа № 12 УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ

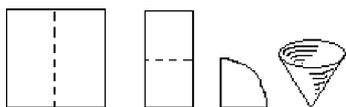
Цель: исследование адсорбционных свойств угля и силикагеля, исследование возможности получения соединений углерода и кремния и изучение их свойств.

1. Исследование адсорбционных свойств угля и силикагеля.

Опыт 1.1. Адсорбционные свойства углерода

В пробирку на $\frac{1}{2}$ ее объема налейте дистиллированную воду, накапайте 3 капли лакмуса и 1 каплю 2н HCl . Полученный раствор отфильтруйте через фильтр с активированным углем.

Для приготовления простого фильтра подходящий кусок фильтровальной бумаги (приблизительно $5 \times 5 \text{ см}^2$), сложите сперва вдвое, затем перегните еще один раз, как показано на рисунке, и отрежьте ножницами, так чтобы образовалась четверть окружности.



Размер фильтра должен быть таким, чтобы он после того как его вставят в воронку, не доходил до ее края на несколько миллиметров. Готовый фильтр вставьте в воронку, так чтобы он прилегал к ее стенкам. Если фильтр окажется уже или шире воронки его необходимо подогнать, изменив положение второго сгиба.

Правильно уложенный фильтр смочите дистиллированной водой для более плотного прилегания к стенкам воронки.

В фильтр насыпьте 1 – 2 микрошпателя активированного угля. Воронку с фильтром опустите в чистую пробирку и отфильтруйте полученный раствор.

Изменилась ли окраска вытекающей жидкости? Сделайте вывод об адсорбционных свойствах активированного угля.

Опыт 1.2. Адсорбционные свойства силикагеля

В пробирку накапайте 2 капли раствора сульфата или хлорида меди и добавьте насыщенный раствор гидроксида аммония NH_4OH до полного растворения образующегося вначале осадка. Образовавшийся раствор гидроксида тетраамминмеди (II) $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ разбавьте дистиллированной водой до $\frac{1}{3}$ объема пробирки. В полученный раствор насыпьте один микрошпатель силикагеля.

Закройте пробирку резиновой пробкой и встряхивайте в течение одной минуты. После этого дайте раствору отстояться и обратите внимание

на изменение его цвета. Слейте жидкую фазу. Промойте силикагель дистиллированной водой (до тех пор, пока вода не станет бесцветной) и обратите внимание на его цвет.

После окончания опыта силикагель можно регенерировать, т.е. восстановить его адсорбционные свойства. Для этого его необходимо обработать соляной кислотой, которая разрушает медноаммиачный комплекс, промыть водой, высушить и прокалить. Какого цвета стал силикагель после его обработки соляной кислотой?

2. Исследование возможности получения соединений углерода и изучение их свойств.

Опыт 2.1. *Получение оксида углерода (IV) и изучение его химического характера*

Стакан емкостью 50 мл заполните дистиллированной водой до метки, добавьте 1 – 2 капли лакмуса, пропустите в него углекислый газ из аппарата Киппа до перехода окраски индикатора в красную. Налейте часть полученного раствора в пробирку и нагрейте на пламени горелки. Что происходит с окраской индикатора?

Напишите уравнение реакции получения оксида углерода (IV) при взаимодействии мрамора с концентрированной соляной кислотой в молекулярной и ионно-молекулярной форме и уравнение взаимодействия оксида углерода (IV) с водой.

Какие ионы окрашивают лакмус в красный цвет? Напишите уравнение диссоциации угольной кислоты по первой стадии.

Почему при нагревании раствора оксида углерода (IV) окраска индикатора изменяется?

Опыт 2.2. *Получение карбоната и гидрокарбоната кальция*

Налейте в пробирку до $\frac{1}{3}$ ее объема известковую воду, т.е. раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$, и пропускайте в него из аппарата Киппа оксид углерода (IV) со скоростью, позволяющей считать пузырьки газа.

Наблюдайте образование карбоната кальция (помутнение раствора), а затем его растворение при пропускании избытка углекислого газа.

Полученный раствор гидрокарбоната кальция разделите на две части. К одной добавьте несколько капель известковой воды, а другую нагрейте. Отметьте наблюдаемые явления.

Напишите уравнения:

а) получения оксида углерода (IV) из мрамора и концентрированной соляной кислоты;

б) взаимодействия оксида углерода (IV) с известковой водой с образованием карбоната кальция;

в) взаимодействия оксида углерода (IV) с карбонатом кальция с образованием гидрокарбоната кальция;

г) взаимодействия гидрокарбоната кальция с гидроксидом кальция;

д) разложения гидрокарбоната кальция.

Уравнения реакций должны быть написаны в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2.3. Получение карбоната и гидрокарбоната натрия

Налейте в пробирку до $\frac{1}{3}$ ее объема дистиллированной воды, прибавьте 1 каплю 2н раствора гидроксида натрия и 1 каплю фенолфталеина. Из аппарата Киппа пропускайте ток двуокиси углерода до обесцвечивания окраски индикатора. Какое соединение образуется в начальной стадии опыта, а какое – при насыщении раствора двуокисью углерода? Полученный раствор нагрейте до кипения. Что наблюдаете?

Напишите уравнения:

а) получения оксида углерода (IV) из мрамора и концентрированной соляной кислоты;

б) взаимодействия оксида углерода (IV) с гидроксидом натрия с образованием карбоната натрия;

в) взаимодействия оксида углерода (IV) с карбонатом натрия с образованием гидрокарбоната натрия;

г) разложения гидрокарбоната натрия.

Уравнения реакций должны быть написаны в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2.4. Получение основного карбоната меди и изучение его термической стойкости

Накапайте в пробирку 5 капель раствора сульфата меди $CuSO_4$ и добавьте столько же капель раствора карбоната натрия. Отметьте зелено-голубой цвет осадка гидрокарбоната меди $(CuOH)_2CO_3$. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфата меди с карбонатом натрия с участием воды в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Пробирку с осадком осторожно нагрейте на пламени горелки. Отметьте почернение осадка вследствие разложения соли и образования оксида меди (II). Напишите уравнение разложения гидрокарбоната меди.

Опыт 2.5. Разложение карбоната кальция

Маленький кусочек мрамора $CaCO_3$ возьмите тигельными щипцами и прокалите в пламени горелки в течение 5 минут. Поместите прокаленный

кусочек в пробирку и после охлаждения прилейте небольшое количество дистиллированной воды (чтобы весь кусочек был погружен в воду). К содержимому пробирки прибавьте каплю фенолфталеина. Какого цвета полученный раствор?

Для сравнения непрокаленный кусочек мрамора поместите в другую пробирку. Добавьте небольшое количество дистиллированной воды и одну каплю фенолфталеина. Появляется ли окрашивание в этом случае?

Объясните появление окраски в первой пробирке, написав уравнения разложения карбоната кальция и взаимодействия оксида кальция с водой. Последнее уравнение должно быть написано в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Опыт 2.6. Получение карбоната серебра и изучение его термических свойств

Отходы опыта сливают в емкость для отходов серебра.

Накапайте в пробирку 4 капли раствора карбоната натрия и добавьте 4 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Пробирку с осадком карбоната серебра осторожно нагрейте. Отметьте потемнение осадка вследствие разложения карбоната серебра и образования оксида серебра. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 2.7. Получение карбоната кальция и изучение его растворимости в кислотах

В две пробирки накапайте по 4 капли раствора карбоната натрия или карбоната калия и добавьте по 4 капли раствора хлорида кальция. Отметьте цвет образовавшегося осадка. К первому осадку прибавьте 4 – 6 капель 2н раствора соляной кислоты, а ко второму – такое же количество 2н раствора серной кислоты. В каком случае осадок растворился? Почему?

Напишите уравнения получения карбоната кальция и его растворение в кислоте в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Исследование возможности получения соединений кремния и изучение их свойств.

Для проведения опытов необходимо брать специальные пробирки.

Опыт 3.1. Получение геля кремниевой кислоты

Накапайте в пробирку 10 капель раствора силиката натрия Na_2SiO_3 и по каплям прибавьте такое же количество 2н раствора соляной кислоты, непрерывно перемешивая содержимое пробирки стеклянной палочкой.

Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Опишите внешние признаки геля кремниевой кислоты.

Опыт 3.2. *Взаимодействие оксида углерода (IV) с растворимыми силикатами*

В пробирку на $\frac{1}{3}$ ее объема налейте раствор силиката натрия и пропускайте в нее ток углекислого газа из аппарата Киппа. Что наблюдаете в пробирке?

Напишите уравнения:

а) получения оксида углерода (IV) из мрамора и концентрированной соляной кислоты;

б) взаимодействия оксида углерода (IV) с силикатом натрия.

Уравнения должны быть написаны в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 3.3. *Огнестойкость материалов, пропитанных жидким стеклом*

Кусочек фильтровальной бумаги размером приблизительно $5 \times 5 \text{ см}^2$ пропитайте насыщенным раствором силиката натрия Na_2SiO_3 , возьмите тигельными щипцами и просушите над пламенем горелки. Затем внесите в само пламя для испытания его огнестойкости. Для сравнения внесите в пламя такой же кусочек фильтровальной бумаги без пропитки.

Опыт 3.4. *Получение малорастворимых солей кремниевой кислоты*

В небольшой химический стакан налейте 15 мл насыщенного раствора силиката натрия Na_2SiO_3 . Опустите в этот раствор на дно стакана по 2 – 3 кристалла хлоридов или сульфатов кобальта, меди и никеля (не перемешивайте). Через некоторое время ($\sim 15 \text{ мин}$) обратите внимание на появление и рост окрашенных нитей образовавшегося осадка силикатов кобальта, никеля, меди. Отметьте цвет осадков.

Напишите уравнения реакции получения осадков в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Вопросы для самоконтроля

1. Приведите примеры восстановительных свойств углерода, оксида углерода (II).
2. Напишите уравнения реакций получения свободного кремния восстановлением диоксида кремния: углем, магнием.
3. Приведите два способа получения углекислого газа из CaCO_3 .
4. Приведите способ получения кремниевой кислоты.
5. Объясните, почему известковая вода, при пропускании через нее углекислого газа вначале мутнеет, а затем обратно становится прозрачной?

Лабораторная работа № 13

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

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, прошедшего 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

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

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

$$Ж_{пост} = Ж_{о.} - Ж_{вр.}$$

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.

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

2.1. Основные понятия и законы химии

Закон эквивалентов

Порядок решения задач:

- запись формулы закона эквивалентов с учетом условия данной задачи;
- запись выражения для количества моль эквивалентов вещества;
- подстановка данных, с учетом единиц измерения используемых величин;
- расчет.

При решении следует помнить:

- молярная масса эквивалентов сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов катиона и аниона. Например, молярная масса эквивалента соли равна сумме молярных масс эквивалентов катиона металла и кислотного остатка, т.е.

$$M\left(\frac{1}{z_{FeS}} FeS\right) = M\left(\frac{1}{z_{Fe^{2+}}} Fe^{2+}\right) + M\left(\frac{1}{z_{S^{2-}}} S^{2-}\right);$$

- объем, занимаемый при данных условиях молярной массой эквивалентов газообразного вещества, называется мольным эквивалентным объемом этого вещества. Мольный объем любого газа при нормальных условиях (н.у.) равен 22,4 л. Отсюда молярный эквивалентный объем газа можно рассчитать по следующей формуле:

$$V\left(\frac{1}{z_B} B\right) = \frac{V_B}{z_B}.$$

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

n_B – валентность элемента, образующего газообразное простое вещество, N_B – число атомов в молекуле простого газообразного вещества. Напри-

мер, для водорода $V\left(\frac{1}{z_{H_2}} H_2\right) = \frac{V_{H_2}}{n_H \cdot N_{H_2}} = \frac{22,4}{1 \cdot 2} = 11,2$ л/моль_{эк.},

для кислорода $V\left(\frac{1}{z_{O_2}} O_2\right) = \frac{V_{O_2}}{n_O \cdot N_{O_2}} = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,6$ л/моль_{эк.}

Основные формулы приведены в табл. 20.

Основные расчетные формулы

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
1	Закон эквивалентов	<p>Для реакции</p> $aA + bB \rightarrow cC + dD \quad \square$ $n\left(\frac{1}{z}A\right) = n\left(\frac{1}{z}B\right) = n\left(\frac{1}{z}C\right) = n\left(\frac{1}{z}D\right) \quad (1)$ $n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{m_A}{M\left(\frac{1}{z}A\right)} \text{ или } n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{V_A}{V\left(\frac{1}{z}A\right)} \quad (2)$ <p>где $n\left(\frac{1}{z}A\right)$ – количество моль эквивалентов вещества А; m – масса вещества; $M\left(\frac{1}{z}A\right)$ – молярная масса эквивалентов вещества А.</p>	<p>1. расчет молярной массы эквивалента</p> $M\left(\frac{1}{z}B\right) = \frac{M(B)}{z}, \quad (3)$ <p>где $M(B)$ – молярная масса вещества; z – эквивалент вещества.</p> <p>2. определение эквивалента для различных веществ:</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ для простого вещества: $z = \text{валентности элемента}$ ▪ для кислоты: $z = \text{числу атомов водорода}$ ▪ для основания: $z = \text{числу групп OH}$ ▪ для соли: $z = n_{Me}^{\circ} \cdot N_{Me}, \quad (4)$ <p>где n_{Me}° – степень окисления металла; N_{Me} – число атомов металла;</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ для оксида: $z = n_O^{\circ} \cdot N_O, \quad (5)$ <p>где n_O° – степень окисления кислорода; N_O – число атомов кислорода.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
2	Газовые законы	Закон Авогадро	<p><i>в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится равное число молекул</i></p> <p>следствия: 1. при одинаковых условиях 1 моль любых газов занимает одинаковый объем. 2. при нормальных условиях (101325 Па, 273,15 °С) 1 моль различных газов занимает объем 22,4 л. 3. отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молярных масс</p> $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D, \quad (6)$ <p>где D – плотность первого газа по второму.</p>
		Объединенный газовый закон	<p>используется для перехода в химических расчетах к нормальным условиям (н.у.)</p> $\frac{pV}{T} = \frac{p_o V_o}{T_o}, \quad (7)$ <p>где p_o, V_o, T_o – соответственно давление, объем и температура при нормальных условиях; p, V, T – те же параметры для данного вещества при других условиях.</p>
3	Расчет теплового эффекта химической реакции	Следствия из закона Гесса	<p><i>Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм стандартных теплот образования продуктов реакции и исходных веществ</i></p> $\Delta_r H^0 = \left(\sum_1^i n_i \Delta_f H_{298}^0 \right)_{\text{прод.}} - \left(\sum_1^j n_j \Delta_f H_{298}^0 \right)_{\text{исх.}} \quad (8)$ <p>где $\Delta_r H_{298}^0$ – стандартный тепловой эффект реакции при 298 К; n – коэффициент, стоящий в уравнении реакции перед данным веществом; $\Delta_f H_{298}^0$ – стандартная теплота образования вещества.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
			<p data-bbox="842 333 1980 408"><i>Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм стандартных теплот сгорания исходных веществ и продуктов реакции</i></p> $\Delta_r H^o = \left(\sum_1^i n_i \Delta_b H_{298}^o \right)_{исх.} - \left(\sum_1^j n_j \Delta_b H_{298}^o \right)_{прод.} , \quad (9)$ <p data-bbox="842 612 1599 655">где $\Delta_b H_{298}^o$ – стандартная теплота сгорания вещества.</p>
4	Определение направления самопроизвольного протекания реакции	Расчет энергии Гиббса	$\Delta_r G^o = \Delta_r H_{298}^o - T \cdot \Delta_r S_{298}^o, \quad (10)$ <p data-bbox="842 746 1509 783">где ΔG^o – изменение энергии Гиббса в реакции;</p> <p data-bbox="842 799 1429 836">$\Delta_r H_{298}^o$ – изменение энтальпии в реакции;</p> <p data-bbox="842 852 1406 888">$\Delta_r S_{298}^o$ – изменение энтропии в реакции;</p> <p data-bbox="842 904 1084 941">T – температура.</p> $\Delta_r G_{298}^o = \left(\sum_1^i n_i \Delta_f G_{298}^o \right)_{прод.} - \left(\sum_1^j n_j \Delta_f G_{298}^o \right)_{исх.} , \quad (11)$ <p data-bbox="842 1066 1733 1102">где $\Delta_f G_{298}^o$ – стандартная энергия Гиббса образования вещества</p> <p data-bbox="539 1139 2011 1305">1) $\Delta G^o < 0$ – самопроизвольное протекание прямой реакции возможно, но практически не всегда может осуществляться из-за кинетических затруднений; 2) $\Delta G^o > 0$ – самопроизвольное протекание прямой реакции невозможно; 3) $\Delta G^o = 0$ – в системе наступило химическое равновесие.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
5	Скорость химических реакций	Закон действующих масс	<p data-bbox="840 323 1332 639"><i>в изотермическом процессе скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ (в степенях с показателями, равными стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции).</i></p> <p data-bbox="1355 323 2016 726">Для реакции в общем виде $aA + bB \rightarrow cC + dD$ $v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \quad (12)$ где C_A и C_B – молярные концентрации реагирующих веществ; k – константа скорости данной реакции; a и b – стехиометрические коэффициенты уравнения реакции.</p>
	Правило Вант-Гоффа	<i>при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2 – 4 раза.</i>	$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (13)$ <p data-bbox="1355 917 2016 1053">где v_{T_2} и v_{T_1} – скорость реакции при температурах T_2 и T_1 соответственно; γ – температурный коэффициент реакции</p> $\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{t_{T_1}}{t_{T_2}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (14)$ <p data-bbox="1355 1236 2016 1308">где k – константа скорости; t – время протекания реакции.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
		Энергия активации	<p><i>разница между средней энергией частиц и энергией, необходимой для протекания реакции</i></p> $k = A \cdot e^{\frac{-Ea}{RT}}, \quad (15)$ <p>где k – константа скорости, A – постоянный множитель, не зависящий от температуры, связан с вероятностью и числом столкновений; e – основание натурального логарифма; R – универсальная газовая постоянная; T – температура, K; E – энергия активации реакции, Дж.</p> $\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right), \quad (16)$ <p>где k_{T_2} и k_{T_1} – константы скоростей реакции при температурах T_2 и T_1 соответственно.</p>
6	Химическое равновесие	Закон действия масс для обратимых реакций	<p><i>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.</i></p> <p>Для реакции в общем виде: $aA_{(г)} + bB_{(г)} \leftrightarrow cC_{(г)} + dD_{(г)}$</p> $K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}, \quad (17)$ $K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}, \quad (18)$ <p>где K_c – константа равновесия, $[C]$, $[D]$, $[A]$, $[B]$ – равновесные концентрации веществ C, D, A и B соответственно; p_C, p_D, p_A, p_B – парциальные давления веществ C, D, A и B соответственно; c, d, a, b – коэффициенты в уравнении реакции.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
		Связь между K_c и K_p	$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}, \quad (19)$ <p>где $\Delta n = (c + d) - (a + b)$ – изменение числа моль газообразных веществ в реакции.</p>
		Связь константы равновесия с термодинамическими величинами	$\Delta G_T^o = -RT \ln K_p, \quad (20)$ <p>где ΔG^o – изменение энергии Гиббса, R – универсальная газовая постоянная, T – температура, K_p – константа равновесия (атм).</p> $K_p = e^{-\frac{\Delta H_T^o}{RT} + \frac{\Delta S_T^o}{T}} \quad (21)$
		Принцип Ле-Шателье.	<p><i>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.</i></p>
7	Физико-химические свойства растворов	Закон Рауля	<p><i>Относительное понижение парциального давления насыщенного пара растворителя над разбавленным раствором неэлектролита равно мольной доле растворенного вещества</i></p> $\frac{p^o - p}{p^o} = \chi_v, \quad (22)$ <p>где p^o – давление насыщенного пара чистого растворителя при данной температуре; p – давление насыщенного пара растворителя над раствором; χ_v – мольная доля растворенного вещества.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение
	Температура кипения и кристаллизации разбавленных растворов	<p><i>понижение температуры кристаллизации или повышение температуры кипения разбавленных растворов не электролитов прямо пропорционально моляльной концентрации растворённого вещества:</i></p> $\Delta T_{кр} = T_{кр(p-ра)} - T_{кр(p-ля)} = K \cdot C_m = K \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{p-ля}}, \quad (23)$ $\Delta T_{кип} = \Delta T_{кип(p-ра)} - \Delta T_{кип(p-ля)} = E \cdot C_m = E \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{p-ля}}, \quad (24)$ <p>где $\Delta T_{кр}$ – понижение температуры кристаллизации; $\Delta T_{кип}$ – повышение температуры кипения; $T_{кр(p-ра)}$ и $\Delta T_{кип(p-ра)}$ – температуры кристаллизации и кипения раствора соответственно; $T_{кр(p-ля)}$ и $\Delta T_{кип(p-ля)}$ – температуры кристаллизации и кипения чистого растворителя соответственно; K – криоскопическая константа; E – эбуллиоскопическая константа; C_m – моляльность раствора, моль/кг; m_B – масса вещества, г; $m_{p-ля}$ – масса растворителя, г.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
		Осмотическое давление	<p><i>осмотическое давление численно равно тому давлению, которое оказывало бы растворенное вещество, если бы оно при данной температуре находилось в состоянии идеального газа и занимало объем, равный объему раствора</i></p> $p_{осм} = C_v \cdot R \cdot T, \quad (25)$ <p>где $p_{осм}$ – осмотическое давление, Па; C_v – молярная концентрация, моль/м³; T – температура, К; R – универсальная газовая постоянная, $\frac{Дж \cdot м^3}{моль \cdot К}$.</p>
8	Способы выражения концентрации раствора	Массовая доля растворенного вещества (ω_v)	<p><i>это есть отношение массы растворенного вещества к массе раствора</i></p> $\omega_v = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} \cdot 100 \%, \quad (26)$ $m_{в-ва} = n_{в-ва} \cdot M_{в-ва}, \quad (27)$ $m_{р-ра} = m_{в-ва} + m_{р-ля} = \rho_{р-ра} \cdot V_{р-ра}, \quad (28)$ <p>где $m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества; $m_{р-ра}$ – масса раствора; $n_{в-ва}$ – количество моль растворенного вещества; $M_{в-ва}$ – молярная масса растворенного вещества; $\rho_{р-ра}$ – плотность раствора; $V_{р-ра}$ – объем раствора.</p>

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
80		Молярная концентрация (молярность) ($C_{в-ва}$)	<p><i>это отношение количества моль растворенного вещества (n) к объему раствора (V) или число моль растворенного вещества в 1 литре раствора.</i></p> $C_{в-ва} = \frac{n_{в-ва}}{V_{р-ра}} = \frac{m_{в-ва}}{M_{в-ва} \cdot V_{р-ра}} \quad (29)$
		Молярная концентрация эквивалентов вещества (нормальность) $C\left(\frac{1}{z} в - ва\right)$	<p><i>это отношение количества моль эквивалентов растворенного вещества ($n(\frac{1}{z})$) к объему раствора (V) или число моль эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора</i></p> $C\left(\frac{1}{z} в - ва\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z} в - ва\right)}{V_{р-ра}} = \frac{m_{в-ва}}{M\left(\frac{1}{z} в - ва\right) \cdot V_{р-ра}} \quad (30)$
		Моляльность раствора (C_m)	<p><i>это есть количество моль растворенного вещества в 1 кг растворителя</i></p> $C_m = \frac{n_{в-ва}}{m_{р-ля}} = \frac{m_{в-ва} \cdot 1000}{M_{в-ва} \cdot m_{р-ля}} \quad (31)$
		Мольная доля (χ_i)	<p><i>отношение количества моль данного вещества (n_i) к суммарному количеству моль всего раствора ($\sum n_i$)</i></p> $\chi_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \quad (32)$

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение			
9	Растворы электролитов (распад электролитов на ионы под действием молекул растворителя называется электролитической диссоциацией)	<i>Степень электролитической диссоциации (α)</i>	<i>– это отношение числа молекул, распавшихся на ионы (N_u), к общему числу молекул растворенного вещества в растворе (N_o):</i>	$\alpha = \frac{N_u}{N_o} \quad (33)$	
		<i>Константа электролитической диссоциации (K_δ)</i>	<i>– это константа химического равновесия для процесса диссоциации электролита:</i>	<p>для реакции $KA \Leftrightarrow K^+ + A^-$</p> $K_\delta = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}, \quad (34)$ <p>где $[K^+]$ и $[A^-]$ – равновесные концентрации ионов K^+ и A^- соответственно; $[KA]$ – равновесная концентрация непродиссоциировавших молекул KA.</p>	
		<i>Закон разведения Оствальда:</i>	$K_\delta = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}, \quad (35)$ <p>где α – степень диссоциации; C – начальная концентрация электролита; K_δ – константа диссоциации.</p>		
		<i>Изотонический коэффициент (i)</i>	<i>– это отношение суммы числа ионов и непродиссоциированных молекул электролитов к начальному числу молекул.</i>	$i = 1 + \alpha(n - 1), \quad (36)$ <p>где α – степень электролитической диссоциации; n – число ионов, на которые распалась каждая молекула.</p>	

№ пп	Раздел	Математическое описание, определение	
		Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов	$\frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{in_B}{in_B + n_S} \quad (37);$ $\Delta T_{np} = iKC_m \quad (39);$ $\Delta T_{кин} = iEC_m \quad (38);$ $p_{осм} = iCRT \quad (40)$
		<i>водородный показатель среды (рН раствора)</i>	<i>отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов H⁺</i> $pH = -\lg[H^+] \quad (41)$ $[H^+] = 10^{-pH} \quad (42)$
		<i>гидроксильный показатель (рОН раствора)</i>	<i>отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов OH⁻</i> $pOH = -\lg[OH^-] \quad (43)$ $[OH^-] = 10^{-pOH} \quad (44)$ $pH + pOH = 14 \quad (45)$
10	электролиз	<i>Законы Фарадея</i>	$m = \frac{M\left(\frac{1}{z}B\right) \cdot I \cdot t}{F}, \quad (46)$ <p>где $M\left(\frac{1}{z}B\right)$ – молярная масса эквивалентов вещества, I – сила тока, t – время электролиза, z – число электронов, принимающих участие в полуреакции, F – постоянная Фарадея.</p>
		<i>выход по току (η)</i>	<i>равен отношению практической массы (объема) вещества к массе (объему) вещества, рассчитанного по закону Фарадея.</i> $\eta = \frac{m_{пр}}{m_T} = \frac{m_{пр} \cdot F}{M\left(\frac{1}{z}B\right) \cdot J \cdot t} \quad (47)$
		<i>зависимость электрохимического потенциала от концентрации</i>	<i>уравнение Нернста</i> $\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{z} \cdot \lg C_{Me^{z+}}, \quad (48)$ <p>где φ° – стандартный электродный потенциал; C – концентрация, моль/л; z – количество электронов, участвующих в процессах окисления-восстановления.</p>

▪ 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

$$pV = nRT, \quad (49)$$

его необходимо привести к объему в нормальных условиях.

Пример 1

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

Решение

Запишем к данному условию выражение закона эквивалентов (формулы 1, 2)

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

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

Подставляя данные задачи, получим

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

Пример 2

При соединении 3,22 г железа с серой образовалось 5,06 г сульфида железа. Найти молярную массу эквивалента железа и эквивалент железа, если молярная масса эквивалента серы равна 16 г/моль_{эк}.

Решение

Запишем к данному условию выражение закона эквивалентов (формулы 1, 2)

$$n\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right) = n\left(\frac{1}{z_{FeS}} FeS\right) \text{ или } \frac{m_{Fe}}{M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right)} = \frac{m_{FeS}}{M\left(\frac{1}{z_{FeS}} FeS\right)}.$$

С учетом выражения для молярной массы эквивалента соли

$$M\left(\frac{1}{z_{FeS}} FeS\right) = M\left(\frac{1}{z_{Fe^{2+}}} Fe^{2+}\right) + M\left(\frac{1}{z_{S^{2-}}} S^{2-}\right),$$

можно записать

$$\frac{m_{Fe}}{M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right)} = \frac{m_{FeS}}{M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right) + M\left(\frac{1}{z_S} S\right)}.$$

Подставив данные из условия задачи, получим

$$\frac{3,22}{M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right)} = \frac{5,06}{M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right) + 16} \Rightarrow M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right) = 28 \text{ (г/моль}_{\text{эк}}).$$

Используя формулу (3), можно рассчитать эквивалент железа z_{Fe}

$$M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right) = \frac{M(Fe)}{z_{Fe}} \Rightarrow z_{Fe} = \frac{M(Fe)}{M\left(\frac{1}{z_{Fe}} Fe\right)}, \quad z_{Fe} = \frac{56}{28} = 2.$$

Пример 3

Из 9,16 г нитрата металла получено 4,80 г его гидроксида. Вычислите эквивалентную массу металла.

Решение

Запишем к данному условию выражение закона эквивалентов (формулы 1, 2)

$$n\left(\frac{1}{z_{Me(NO_3)_x}} Me(NO_3)_x\right) = n\left(\frac{1}{z_{Me(OH)_x}} Me(OH)_x\right)$$

или

$$\frac{m_{Me(NO_3)_x}}{M\left(\frac{1}{z_{Me(NO_3)_x}} Me(NO_3)_x\right)} = \frac{m_{Me(OH)_x}}{M\left(\frac{1}{z_{Me(OH)_x}} Me(OH)_x\right)}.$$

Запишем выражения для молярных масс эквивалентов соли и гидроксида

$$M\left(\frac{1}{z_{Me(NO_3)_x}} Me(NO_3)_x\right) = M\left(\frac{1}{z_{Me^{2+}}} Me^{2+}\right) + M\left(\frac{1}{z_{NO_3^-}} NO_3^-\right),$$

$$M\left(\frac{1}{z_{Me(NO_3)_x}}Me(NO_3)_x\right) = M\left(\frac{1}{z_{Me^{2+}}}Me^{2+}\right) + M\left(\frac{1}{1}NO_3^-\right)$$

$$M\left(\frac{1}{z_{Me(NO_3)_x}}Me(NO_3)_x\right) = M\left(\frac{1}{z_{Me^{2+}}}Me^{2+}\right) + (14 + 3 \cdot 16) = M\left(\frac{1}{z_{Me^{2+}}}Me^{2+}\right) + 62$$

и

$$M\left(\frac{1}{z_{Me(OH)_x}}Me(OH)_x\right) = M\left(\frac{1}{z_{Me^{x+}}}Me^{x+}\right) + M\left(\frac{1}{z_{OH^-}}OH^-\right),$$

$$M\left(\frac{1}{z_{Me(OH)_x}}Me(OH)_x\right) = M\left(\frac{1}{z_{Me^{x+}}}Me^{x+}\right) + (16 + 1) = M\left(\frac{1}{z_{Me^{x+}}}Me^{x+}\right) + 17.$$

Подставив полученные выражения в формулу для закона эквивалентов, получим

$$\frac{m_{Me(NO_3)_x}}{M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right) + 62} = \frac{m_{Me(OH)_x}}{M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right) + 17}.$$

С учетом данных задачи

$$\frac{9,16}{M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right) + 62} = \frac{4,80}{M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right) + 17} \Rightarrow M\left(\frac{1}{z_{Me}}Me\right) = 32,5 \text{ (г/моль}_{\text{эк}}).$$

Для определения эквивалента для многоосновных кислот и оснований как индивидуальных веществ, не участвующих в химическом взаимодействии, используется формула (3). Если кислота или основание участвуют в химическом взаимодействии, то определение эквивалента осуществляется с учетом уравнения химической реакции.

Пример 4

На нейтрализацию 2,031 г ортофосфорной кислоты (H_3PO_4) израсходовано 2,318 г гидроксида калия (KOH). Определите эквивалент и молярную массу эквивалентов кислоты. На основании расчета напишите уравнение химической реакции.

Решение

Запишем к данному условию выражение закона эквивалентов (формулы 1, 2)

$$n \left(\frac{1}{z_{H_3PO_4}} H_3PO_4 \right) = n \left(\frac{1}{z_{KOH}} KOH \right)$$

или

$$\frac{m_{H_3PO_4}}{M \left(\frac{1}{z_{H_3PO_4}} H_3PO_4 \right)} = \frac{m_{KOH}}{M \left(\frac{1}{z_{KOH}} KOH \right)}$$

$$M \left(\frac{1}{z_{H_3PO_4}} H_3PO_4 \right) = \frac{m_{H_3PO_4} \cdot M \left(\frac{1}{z_{KOH}} KOH \right)}{m_{KOH}},$$

где $M \left(\frac{1}{z_{KOH}} KOH \right) = M(KOH) / z_{KOH} = 56 / 1 = 56$ (г/моль_{эк}).

Следовательно,

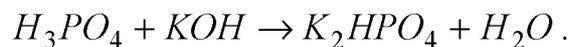
$$M \left(\frac{1}{z_{H_3PO_4}} H_3PO_4 \right) = \frac{2,031 \cdot 56}{2,318} = 49 \text{ (г/моль}_{\text{эк}}).$$

Для расчета эквивалента кислоты воспользуемся формулой (3)

$$M \left(\frac{1}{z_{H_3PO_4}} H_3PO_4 \right) = \frac{M(H_3PO_4)}{z_{H_3PO_4}} \Rightarrow z_{H_3PO_4} = \frac{M(H_3PO_4)}{M \left(\frac{1}{z_{H_3PO_4}} H_3PO_4 \right)}$$

$$\Rightarrow z_{H_3PO_4} = \frac{98}{49} = 2, \text{ т.е. в процессе реакции 2 атома водорода в молекуле}$$

фосфорной кислоты замещаются на 2 катиона калия, и образуется кислая соль – гидрофосфат калия, согласно уравнению



ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Пример 1

При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 5 л, равно 93,3 кПа. Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем до 2,3?

Решение

Для решения воспользуемся формулой (7).

Согласно условию задачи $T = const \Rightarrow pV = p_o V_o$.

После подстановки получаем

$$p = \frac{p_o V_o}{V} \Rightarrow p = \frac{93,3 \cdot 5}{2,3} = 202,83 \text{ кПа.}$$

Пример 2

При 25 °С и давлении 99,5 кПа некоторое количество газа занимает объем 168 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0 °С и давлении 101,33 кПа.

Решение

Для решения воспользуемся формулой (7).

$$\text{Выражаем } V_o : V_o = \frac{T_o \cdot p \cdot V}{T \cdot p_o}.$$

После подстановки данных задачи получаем

$$\frac{99,5 \text{ кПа} \cdot (168 \cdot 10^{-3}) \text{ л}}{(273 + 25) \text{ К}} = \frac{101,33 \text{ кПа} \cdot V_o}{(273 + 0) \text{ К}} \Rightarrow V_o = 0,151 \text{ л.}$$

Пример 3

Определить объем, занимаемый 0,05 кг азота при 22 °С и давлении 152 кПа.

Решение

Для решения воспользуемся уравнением

$$pV = nRT = \frac{m}{M} RT,$$

где p – давление, Па; V – объем, л; n – количество вещества, моль; m – масса вещества, г; M – молярная масса вещества, г/моль; R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К); T – температура.

Выражаем объем

$$V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot p}$$
$$\Rightarrow V = \frac{0,05 \text{ кг} \cdot 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot (273 + 22) \text{ К}}{28 \cdot 10^{-3} \text{ кг}/\text{моль} \cdot 152000 \text{ Па}} = 0,0288 \text{ м}^3 = 28,8 \text{ л}$$

Следует обратить внимание, что при использовании формулы (49) необходимо подставлять численные значения величин с учетом их размерностей:

если $p = [\text{Па}]$, то $V = [\text{м}^3]$; если $p = [\text{кПа}]$, то $V = [\text{л}]$;

$$R = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}}; T = [\text{К}].$$

Пример 4

Масса 200 мл ацетилен при нормальных условиях равна 0,232 г. Определить молярную массу данного газа.

Решение

Для решения воспользуемся уравнением

$$pV = nRT = \frac{m}{M}RT,$$

Выразим молярную массу

$$M = \frac{m}{pV}RT$$

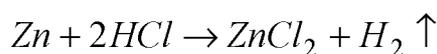
$$\Rightarrow M = \frac{0,232\text{г} \cdot 8,314\text{Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot (273 + 0)\text{К}}{101,3\text{кПа} \cdot 200 \cdot 10^{-3}\text{л}} = 26 \text{ (г/моль)}.$$

Пример 5

Какой объем водорода выделится при 17 °С и давлении 135 кПа если растворить 1,5 кг цинка в соляной кислоте?

Решение

Запишем уравнение протекающей реакции



Согласно уравнению $n_{\text{Zn}} = n_{\text{H}_2}$.

$$\text{Рассчитаем } n_{\text{Zn}}: n_{\text{Zn}} = \frac{1,5 \cdot 10^3 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 23,08 \text{ моль, т.е. } n_{\text{H}_2} = 23,08 \text{ моль}$$

Рассчитаем, какой объем выделится согласно данным условия задачи. Для этого воспользуемся уравнением

$$pV = nRT = \frac{m}{M}RT.$$

Выразим объем

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} \Rightarrow V = \frac{23,08 \cdot 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot (273 + 17)\text{К}}{135 \text{ кПа}} = 412,2 \text{ л}$$

Пример 6

Плотность газа по воздуху равна 1,173. Определите молярную массу данного газа.

Решение

Для решения воспользуемся формулой (6), где M_2 – молярная масса воздуха, 29 г/моль; M_1 – молярная масса неизвестного газа.

В результате расчета получаем

$$M_1 = D \cdot M_2 \Rightarrow M_1 = 1,173 \cdot 29 = 34,02 \text{ (г/моль)}.$$

Задания для самоподготовки

1. Рассчитайте объем, который занимают 150 г CO_2 , SO_2 , NH_3 , H_2 при нормальных условиях.
2. Рассчитайте, какой объем газа (н.у.) выделится при разложении 45 г $NaNO_3$.
3. Плотность некоторого газа составляет 2,5 г/л (н.у.). Определите молярную массу газа и сколько молекул содержится в порции газа массой 50 г?
4. Рассчитайте, какой объем 20 %-ной соляной кислоты с плотностью 1,1 г/мл потребуется для реакции со 150 г оксида магния.
5. Какой объем 25 %-ного раствора HCl потребуется для полного растворения 3 г сплава цинка с оловом, в котором массовая доля цинка составляет 60 %?
6. Рассчитайте массу оксида алюминия, который образуется при прокаливании $Al(OH)_3$ массой 650 г, если выход в реакции равен 95 %.
7. Какой объем водорода (при 500 °С и 88 кПа) необходим для полного восстановления 400 г Fe_3O_4 ?
8. Какой объем воздуха необходим для сжигания 1 м³ природного газа, содержащего 90 % CH_4 , 6 % C_2H_6 , 2 % C_3H_8 , 1 % N_2 и 1 % CO (по объему)?
9. Рассчитайте массу оксида железа (III), который образуется при прокаливании $Fe(NO_3)_3$ массой 62 г. Какой объем газов при н.у. выделится при этом?

2.2. Энергетика химических процессов (термохимические расчеты)

1. Расчет теплового эффекта химических реакций с использованием стандартных теплот образования (энтальпии образования) соединений (*первое следствие из закона Гесса*) (8):

тепловой эффект химической реакции равен разности сумм стандартных теплот образования продуктов реакции и исходных веществ.

Стандартная теплота образования вещества $\Delta_f H_{298}^0$ – тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых веществ.

Пример 1

Рассчитать тепловой эффект реакции $2NO_2 = 2NO + O_2$ при температуре 298 К.

Решение

Из справочника [1] берем данные, необходимые для решения задачи, и заносим в таблицу

Вещество	NO	O ₂	NO ₂
$\Delta_f H_{298}^0$, Дж/моль	91,26	0	34,19

Тепловой эффект реакции при температуре 298 К рассчитаем по уравнению (8).

Для данной реакции

$$\Delta_r H_{298}^0 = (2 \cdot \Delta_f H_{NO}^0 + 1 \cdot \Delta_f H_{O_2}^0) - (2 \cdot \Delta_f H_{NO_2}^0);$$

$$\Delta_r H_{298}^0 = (2 \cdot 91,26 - 1 \cdot 0) - 34,19 = 114,140 \text{ Дж} = 114,14 \text{ кДж}$$

2. Расчет теплового эффекта химических реакций с использованием стандартных теплот сгорания (энтальпии сгорания) соединений (*второе следствие из закона Гесса*) (9):

тепловой эффект химической реакции равен разности сумм стандартных теплот сгорания исходных веществ и продуктов реакции.

Стандартная теплота сгорания вещества $\Delta_b H_{298}^0$ – тепловой эффект реакции сгорания 1 моль вещества до высших оксидов.

Пример 2

Рассчитать тепловой эффект следующей реакции $C_2H_{6(g)} \rightarrow C_2H_{4(g)} + H_{2(g)}$, если известны теплоты сгорания веществ при $T = 298 \text{ K}$ и давлении 101325 Па .

Решение

Из справочника берем данные, необходимые для решения задачи, и заносим в таблицу

Вещество	$C_2H_{6(g)}$	$C_2H_{4(g)}$	$H_{2(g)}$
$\Delta_b H_{298}^0, \text{ кДж/моль}$	-1559,9	-1410,98	-285,84

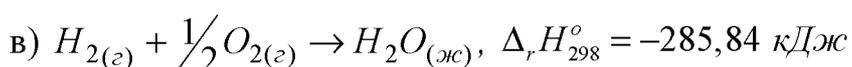
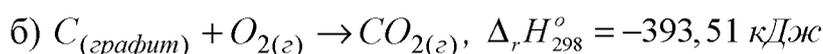
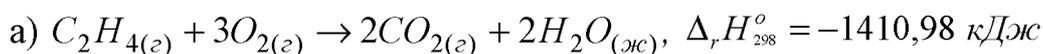
Тепловой эффект реакции при температуре 298 K рассчитаем по уравнению (9).

Для данной реакции

$$\Delta_r H_{298}^0 = (1 \cdot \Delta_b H_{C_2H_6}^0) - (1 \cdot \Delta_b H_{C_2H_4}^0 + 1 \cdot \Delta_b H_{H_2}^0);$$
$$\Delta_r H_{298}^0 = 1 \cdot (-1559,9) - (1 \cdot (-1410,98) + 1 \cdot (-285,84)) = 136,95 \text{ Дж}$$

Пример 3

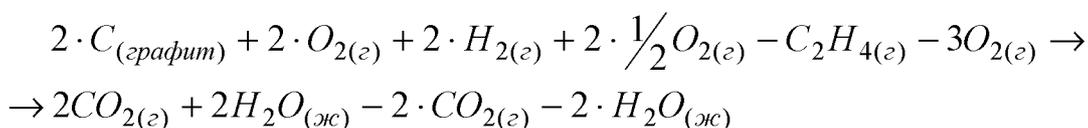
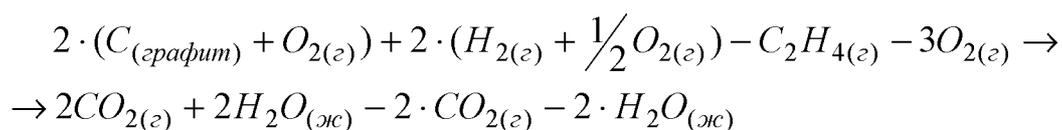
Для реакции $2C_{(графит)} + 2H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{4(g)}$ рассчитать тепловой эффект исходя из следующих данных



Решение

На основании следствия из закона Гесса термохимическими уравнениями можно оперировать так же, как и алгебраическими.

Для получения уравнения $2C_{(графит)} + 2H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{4(g)}$ необходимо уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) – умножить на 2 и вычесть уравнение (а)



В результате приведения подобных получим



Тепловой эффект данной реакции

$$\Delta_r H_{298}^{\circ} = 2 \cdot \Delta_r H_{298(\text{б})}^{\circ} + 2 \cdot \Delta_r H_{298(\text{в})}^{\circ} - \Delta_r H_{298(\text{а})}^{\circ}$$

$$\Delta_r H_{298}^{\circ} = 2 \cdot (-393,51) + 2 \cdot (-285,84) - (-1410,98) = 52,28 \text{ кДж.}$$

2.3. Химическое сродство

Пример 1

Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $Fe_2O_{3(\text{кр})} + 3CO_{(\text{г})} \rightarrow 2Fe_{(\text{кр})} + 3CO_{2(\text{г})}$.

Решение

Для ответа на вопрос следует вычислить $\Delta_r G_{298}^{\circ}$ прямой реакции. Расчет изменения энергии Гиббса можно провести двумя способами:

1) по формуле (10), где $\Delta_r H_{298}^{\circ}$ находим по (8), а

$$\Delta_r S_{298}^{\circ} = \left(\sum_1^i n_i \cdot S_{298}^{\circ} \right)_{\text{прод.}} - \left(\sum_1^j n_j \cdot S_{298}^{\circ} \right)_{\text{исх.}}, \quad (50)$$

где S_{298}° – стандартная энтропия вещества;

2) по формуле (11).

Из справочника [1] или приложения 2 берем данные, необходимые для решения задачи, и заносим в таблицу:

Вещество	$CO_{2(\text{г})}$	$Fe_{(\text{кр})}$	$CO_{(\text{г})}$	$Fe_2O_{3(\text{кр})}$
$\Delta_f H_{298}^{\circ}$, Дж/моль	-393,51	0	-110,52	-822,1
S_{298}° , Дж/(моль·К)	213,65	27,2	197,91	87,45
$\Delta_f G_{298}^{\circ}$, кДж/моль	-394,38	0	-137,27	-740,34

Рассчитываем по формуле $\Delta_r G^{\circ} = \Delta_r H_{298}^{\circ} - T \cdot \Delta_r S_{298}^{\circ}$:

$$\Delta_r H_{298}^{\circ} = \left(2 \cdot \Delta_f H_{Fe_{(\text{кр})}}^{\circ} + 3 \cdot \Delta_f H_{CO_{2(\text{г})}}^{\circ} \right) - \left(\Delta_f H_{Fe_2O_{3(\text{кр})}}^{\circ} + 3 \cdot \Delta_f H_{CO_{(\text{г})}}^{\circ} \right);$$

$$\Delta_r H_{298}^{\circ} = (2 \cdot 0 + 3 \cdot (-393,51)) - (-822,1 + 3 \cdot (-110,52)) = -26,87 \text{ кДж}$$

$$\Delta_r S_{298}^o = (2 \cdot S_{Fe(кр)}^o + 3 \cdot S_{CO_2(г)}^o) - (S_{Fe_2O_3(кр)}^o + 3 \cdot S_{CO(г)}^o)$$

$$\Delta_r S_{298}^o = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 213,65) - (87,45 + 3 \cdot 197,91) = 14,17 \text{ Дж/К}$$

$$\Rightarrow \Delta_r G_{298}^o = -26,87 \cdot 10^3 \text{ Дж} - 298 \text{ К} \cdot 14,17 \text{ Дж/К} = -31092,66 \text{ Дж}$$

$$\text{или } \Delta_r G_{298}^o = -31,093 \text{ кДж}$$

Рассчитываем по формуле

$$\Delta_r G^o = \left(\sum_1^i n_i \Delta_f G_{298}^o \right)_{\text{прод.}} - \left(\sum_1^j n_j \Delta_f G_{298}^o \right)_{\text{исх.}}$$

Для данной реакции

$$\Delta_r G_{298}^o = (2 \cdot \Delta_f G_{Fe(кр)}^o + 3 \cdot \Delta_f G_{CO_2(г)}^o) - (\Delta_f G_{Fe_2O_3(кр)}^o + 3 \cdot \Delta_f G_{CO(г)}^o)$$

$$\Delta_r G_{298}^o = (2 \cdot 0 + 3 \cdot (-394,38)) - (-740,34 + 3 \cdot (-137,27)) = -30,99 \text{ кДж}$$

В результате расчета получаем $\Delta_r G_{298}^o < 0$, что указывает на возможность самопроизвольного протекания прямой реакции при температуре 298 К и давлении $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Пример 5

Процесс восстановления $Fe_2O_{3(кр)}$ водородом описывается следующим термохимическим уравнением:



При какой температуре начнется восстановление оксида железа (III), если $\Delta_r S_{298}^o = 138,7 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$?

Решение

Восстановление оксида железа (III), т.е. прямая реакция будет протекать, если $\Delta_r G_{298}^o < 0$.

Найдем температуру, при которой $\Delta_r G_{298}^o = 0$. Для расчета воспользуемся формулой (10): $\Delta_r G^o = \Delta_r H_{298}^o - T \cdot \Delta_r S_{298}^o$, где $\Delta_r G_{298}^o = 0$; $\Delta_r H_{298}^o = +96,61 \text{ кДж}$; $\Delta_r S_{298}^o = 138,7 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$

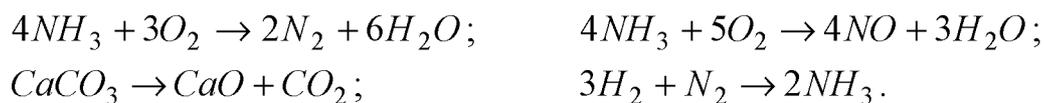
$$\Rightarrow T = \frac{\Delta_r H_{298}^o}{\Delta_r S_{298}^o} \Rightarrow T = \frac{96,61 \cdot 10^3}{138,7} = 696,54 \text{ К}$$

Задания для самоподготовки

1. Для реакций рассчитайте значение энергии Гиббса и константы равновесия при 400 °С (воспользуйтесь справочными данными из приложения 2)

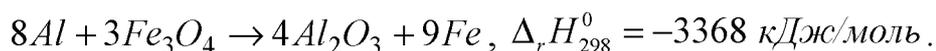


2. Определите направление протекания следующих реакций при 300 и 1000 К:



3. Термохимическое уравнение реакции железа с серой имеет вид $Fe + S \rightarrow FeS$, $\Delta_r H_{298}^0 = -88$ кДж/моль. Какое количество тепла выделится, если в реакцию вступает 22,4 г железа.

4. Термохимическое уравнение горения термита имеет вид



Определите, какая масса термитной смеси необходима для того, чтобы выделилось 6000 кДж тепла.

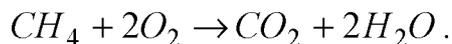
5. Определите, какая из реакций сгорания углерода предпочтительнее при 300, 600 и 1500 К



Для решения используйте справочные данные (прил. 2).

6. Определите температуру, при которой начнет протекать реакция разложения карбоната кальция $CaCO_3$.

7. Рассчитайте тепловой эффект сгорания метана



Какое количество теплоты выделится при сжигании 1 кг метана?

2.4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Пример 1

Оксид азота (II) и хлор взаимодействует по уравнению реакции $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$. Во сколько раз нужно увеличить давление каждого из исходных веществ при неизменном давлении второго вещества, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз? Во сколько раз нужно увеличить давление во всей системе, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз?

Решение

Запишем выражение закона действующих масс для этой реакции согласно формуле (12)

$$v = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{Cl_2}$$

Для газообразных веществ давление пропорционально их концентрации, следовательно, можно записать: $v = k \cdot p_{NO}^2 \cdot p_{Cl_2}$.

1. Допустим, давление NO возрастает в x раз, тогда

$$v_2 = k \cdot (x \cdot p_{NO})^2 \cdot p_{Cl_2}$$

Согласно условию задачи

$$\frac{v_2}{v} = \frac{k \cdot (x \cdot p_{NO})^2 \cdot p_{Cl_2}}{k \cdot p_{NO}^2 \cdot p_{Cl_2}} = 16.$$

Решая уравнение, получим

$$x^2 = 16, \quad x = 4.$$

Следовательно, давление NO необходимо увеличить в 4 раза.

Поскольку концентрация Cl_2 входит в выражение закона действующих масс в первой степени, то очевидно, что для увеличения скорости в 16 раз давление хлора также необходимо увеличить в 16 раз.

2. При увеличении давления во всей системе в x раз получим

$$v_2 = k \cdot (x \cdot p_{NO})^2 \cdot (x \cdot p_{Cl_2})$$

$$\frac{v_2}{v} = \frac{k \cdot (x \cdot p_{NO})^2 \cdot (x \cdot p_{Cl_2})}{k \cdot p_{NO}^2 \cdot p_{Cl_2}} = 16.$$

Решая данное уравнение, найдем

$$x^3 = 16, \quad x = 2,52.$$

Пример 2

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.

Решение

Запишем выражение закона действующих масс для этой реакции согласно формуле (12).

1. При увеличении концентрации NO в 3 раза, получим

$$v_2 = k \cdot (3 \cdot p_{NO})^2 \cdot p_{O_2}$$

Следовательно

$$\frac{v_2}{v} = \frac{k \cdot (3 \cdot p_{NO})^2 \cdot p_{O_2}}{k \cdot p_{NO}^2 \cdot p_{O_2}} = 9,$$

т.е. при увеличении концентрации NO в 3 раза скорость реакции увеличится в 9 раз.

2. При увеличении концентрации O_2 в 2 раза получим

$$v_2 = k \cdot p_{NO}^2 \cdot (2 \cdot p_{O_2})$$

Следовательно

$$\frac{v_2}{v} = \frac{k \cdot p_{NO}^2 \cdot (2 \cdot p_{O_2})}{k \cdot p_{NO}^2 \cdot p_{O_2}} = 2,$$

т.е. при увеличении концентрации O_2 в 2 раза скорость реакции увеличится в 2 раза.

3. При увеличении концентрации NO и O_2 в 2 раза получим

$$v_2 = k \cdot (2 \cdot p_{NO})^2 \cdot (2 \cdot p_{O_2}).$$

Следовательно

$$\frac{v_2}{v} = \frac{k \cdot (2 \cdot p_{NO})^2 \cdot (2 \cdot p_{O_2})}{k \cdot p_{NO}^2 \cdot p_{O_2}} = 8,$$

т.е. при увеличении концентрации NO и O_2 в 2 раза, скорость реакции увеличится в 8 раз.

Пример 3

Скорость химической реакции при повышении температуры на 60 °C увеличится в 3,5 раза. Во сколько раз возрастет скорость этой реакции при увеличении температуры на 15 °C?

Решение

Запишем выражение правила Вант-Гоффа согласно уравнению (13).

По условию задачи

$$3,5 = \gamma^{\frac{60}{10}} \Rightarrow \gamma = 1,23.$$

При увеличении температуры на 15 °С

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = 1,23^{\frac{15}{10}} \Rightarrow \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = 1,26.$$

Пример 4

При 65 °С некоторая реакция заканчивается за 50 минут. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если ее проводить при 150 °С.

Решение

Для решения воспользуемся формулой (14).

Согласно условию задачи

$$\frac{50}{t_{T_2}} = 2,5^{\frac{150-65}{10}}$$
$$\Rightarrow t_{T_2} = \frac{50}{\left(2,5^{\frac{150-65}{10}}\right)} \Rightarrow t_{T_2} = 0,021 \text{ мин.}$$

Пример 5

Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 75,24 кДж/моль, а с катализатором – 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25 °С?

Решение

Для решения воспользуемся уравнением Аррениуса (15)

Обозначим для реакции, протекающей без катализатора, энергию активации через E_a , константу скорости – через k , а для реакции, протекающей с катализатором, – E_a' и k' соответственно.

Запишем уравнение Аррениуса:

– реакция без катализатора

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

– реакция с катализатором

$$k' = A \cdot e^{\frac{-E_a'}{RT}}$$

Определим отношение констант скоростей

$$\frac{k'}{k} = \frac{A \cdot e^{\frac{-E_a'}{RT}}}{A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}} = e^{\frac{-E_a' - (-E_a)}{RT}} = e^{\frac{E_a - E_a'}{RT}}$$

Отсюда находим

$$\ln \frac{k'}{k} = \ln e^{\frac{E_a - E_a'}{RT}} = \frac{E_a - E_a'}{RT}$$

$$\Rightarrow \ln \frac{k'}{k} = \frac{85264 - 54250}{8,314 \cdot 298} = 12,52 \Rightarrow \frac{k'}{k} = 2,73 \cdot 10^5$$

Таким образом, снижение энергии активации на 31,014 кДж привело к увеличению скорости реакции в 273 тысячи раз.

Пример 6

Константы скорости реакции при 328,2 и 298,2 К соответственно равны 0,01 и 0,001 л·моль⁻¹·мин⁻¹. Вычислите энергию активации данной реакции.

Решение

Для расчета константы скорости реакции при 343,2 К воспользуемся формулой (16), из которой можно определить значение энергии активации – величины, постоянной для данной реакции

$$E = \frac{R \cdot (T_2 \cdot T_1)}{T_2 - T_1} \cdot \ln \frac{K_2}{K_1}, \quad E = \frac{8,314 \cdot 298,2 \cdot 328,2}{298,2 - 328,2} \cdot \ln \frac{0,001}{0,01} = 62452,62 \text{ Дж.}$$

Пример 7

В гомогенной системе $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ ($T = const$) установилось равновесие при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[NO] = 0,1$ моль/л, $[O_2] = 0,2$ моль/л и $[NO_2] = 0,16$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O₂.

Решение

1. Используя формулу (17), запишем выражение константы равновесия протекающей реакции $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$$

С учетом данных задачи получаем: $K_c = \frac{0,16^2}{0,1^2 \cdot 0,2} = 12,8 \text{ л/моль.}$

2. В условии задачи даны равновесные концентрации всех участников реакции.

Для определения исходных концентраций реагирующих веществ рассуждаем следующим образом.

Необходимо помнить, что исходное количество реагирующего вещества ($C_{o(\beta-\alpha)}$), количество реагирующего вещества, вступившего в реакцию ($\Delta_{\beta-\alpha}$), и равновесное количество реагирующего вещества ($[\beta-\alpha]$) связаны между собой следующим выражением

$$C_{o(\beta-\alpha)} = \Delta_{\beta-\alpha} + [\beta-\alpha].$$

Для вещества NO рассуждаем следующим образом:

Исходя из уравнения реакции:

если реагирует 2 моль NO , то образуется 2 моль NO_2 ;

по условию задачи:

если реагирует Δ_{NO} моль NO , то образуется 0,16 моль NO_2

$$\Rightarrow \Delta_{NO} = \frac{0,16 \cdot 2}{2} = 0,16 \text{ моль.}$$

Следовательно, $C_{o(NO)} = \Delta_{NO} + [NO] = 0,1 + 0,16 = 0,26$.

Для вещества O_2 рассуждаем следующим образом:

Исходя из уравнения реакции:

если реагирует 1 моль O_2 , то образуется 2 моль NO_2 ;

по условию задачи:

если реагирует Δ_{O_2} моль O_2 , то образуется 0,16 моль NO_2

$$\Rightarrow \Delta_{O_2} = \frac{0,16 \cdot 1}{2} = 0,08 \text{ моль.}$$

Следовательно, $C_{o(O_2)} = \Delta_{O_2} + [O_2] = 0,2 + 0,08 = 0,28$.

Оформим решение задачи в виде таблицы:

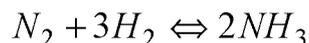
	$2NO$	+	O_2	\Leftrightarrow	$2NO_2$
Начальные концентрации ($C_{o(\beta-\alpha)}$)	?		?		–
	$0,1 + 0,16 = 0,26$		$0,2 + 0,08 = 0,28$		
Количество прореагировавшего вещества ($\Delta_{\beta-\alpha}$)	$2 \text{ моль } NO - 2 \text{ моль } NO_2$ $\Delta_{NO} \text{ моль} - 0,16 \text{ моль}$ $\Delta_{NO} = \frac{0,16 \cdot 2}{2} = 0,16$		$1 \text{ моль } O_2 - 2 \text{ моль } NO_2$ $\Delta_{O_2} \text{ моль} - 0,16 \text{ моль}$ $\Delta_{O_2} = \frac{0,16 \cdot 1}{2} = 0,08$		
Равновесные количества []	0,1		0,2		0,16

Пример 8

Исходные концентрации азота и водорода в реакционной смеси для синтеза аммиака составляют 4 и 10 моль/л соответственно. Каковы будут равновесные концентрации в этой смеси, если к моменту наступления равновесия прореагировало 50 % азота (объем реакционной смеси не изменяется).

Решение

Запишем уравнение реакции синтеза аммиака



	N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$
Начальные концентрации ($C_{o(в-ва)}$)	4		10		–
Количество прореагировавшего вещества $\Delta_{в-ва}$	прореагировало 50 % N_2 , т.е. $0,5 \cdot 4 = 2$ моль		По уравнению реакции: если реагирует 1 моль N_2 , то нужно 3 моль H_2 ; по условию задачи: если реагирует 2 моль N_2 , то нужно x моль H_2 $x = \frac{2 \cdot 3}{1} = 6$ моль		
Равновесные количества []	$4 - 2 = 2$		$10 - 6 = 4$		По уравнению реакции: если реагирует 1 моль N_2 , то образуется 2 моль NH_3 ; по условию задачи: если реагирует 2 моль N_2 , то образуется [NH_3] моль NH_3 $[NH_3] = \frac{2 \cdot 2}{1} = 4$

Пример 9

Используя справочные данные, найти приближенное значение температуры, при которой константа равновесия реакции образования водяного газа $C_{(графит)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons CO_{(г)} + H_2_{(г)}$ равна единице. Зависимостью $\Delta_r H^\circ$ и $\Delta_r S^\circ$ от температуры пренебречь.

Решение

Для решения воспользуемся формулами (20) и (10).

Согласно условию задачи $K_p = 1 \Rightarrow \Delta G_T^o = -RT \ln 1 = 0$.

Следовательно, $0 = \Delta_r H_{298}^o - T \cdot \Delta_r S_{298}^o \Rightarrow T = \Delta_r H_{298}^o / \Delta_r S_{298}^o$.

Для расчета можно воспользоваться значениями $\Delta_r H_{298}^o$ и $\Delta_r S_{298}^o$ реакции.

Данные для решения задачи берем из справочника [1].

Вещества	$C_{(графит)}$	CH_4	CO	H_2
$\Delta_f H_{298}^o, \text{кДж/моль}$	0	-241,81	-110,53	0
$S_{298}^o, \text{Дж/(моль}\cdot\text{К)}$	5,74	188,74	197,40	130,60

Тепловой эффект реакции при температуре 298 К рассчитаем по уравнению (8).

Для данной реакции

$$\Delta_r H_{298}^o = (\Delta_f H_{CO}^o) - (\Delta_f H_{H_2O}^o); \Delta_r H_{298}^o = -110,53 - (-241,81) = 131,28 \text{ кДж}$$

Изменение энтропии реакции рассчитываем по формуле (50).

Для данной реакции

$$\Delta_r S_{298}^o = (S_{CO}^o + S_{H_2(e)}^o) - (S_{H_2O(e)}^o + S_{C(графит)}^o);$$

$$\Delta_r S_{298}^o = (197,4 + 130,6) - (188,74 + 5,74) = 133,52 \text{ Дж/К}$$

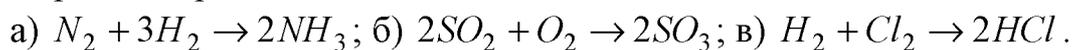
Таким образом, $T = 131,28 \cdot 10^3 \text{ Дж} / (133,52 \text{ Дж/К}) = 983,22 \text{ К}$

Задания для самоподготовки

1. Запишите кинетические уравнения для следующих реакций:



2. Как изменится скорость прямой реакции при увеличении давления в 4 раза для реакций



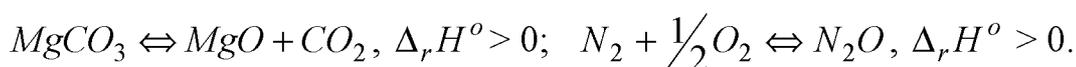
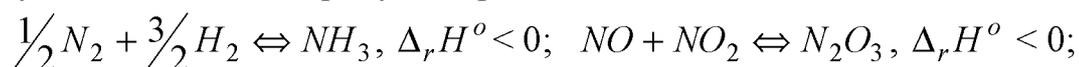
3. При 20 °С реакция растворения железа в соляной кислоте заканчивается за 2 минуты, а при 40 °С – за 30 с. Определите, за какое время реакция закончится при 70 °С.

4. Рассчитайте среднюю скорость химической реакции, если за период измерений 15 с концентрация одного из реагентов изменилась с 0,35 до 0,31 моль/л.

5. При 30 °С скорость некоторой реакции равна 0,005 моль/л·с. Температурный коэффициент реакции равен 2. Определите скорость реакции при 100 °С.

6. При некоторой температуре константа равновесия реакции $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ равна 1. Начальная концентрация CO равна 0,2 моль/л, H_2O – 0,5 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации всех газов в момент наступления равновесия.

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



2.5. Физико-химические свойства растворов

Пример 1

Давление пара воды при 25 °С составляет 3167 Па. Вычислить для той же температуры давление пара раствора, в 450 г которого содержится 90 г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$).

Решение

Для расчета молярной массы растворенного вещества воспользуемся законом Рауля для нелетучего вещества (22)

$$\frac{p^o - p}{p^o} = \frac{n_2}{n_2 + n_1},$$

где p^o – давление пара над чистым растворителем, p – давление пара над раствором данной концентрации, n_1 и n_2 – число моль растворителя и растворенного вещества соответственно.

Так как $n = \frac{m}{M}$, то

$$\frac{p^o - p}{p^o} = \frac{n_2}{n_2 + n_1} = \frac{m_2 / M_2}{m_2 / M_2 + m_1 / M_1},$$

где $M_{C_6H_{12}O_6} = 180$ г/моль.

С учетом данных задачи получим

$$\begin{aligned} \frac{3167 - p}{3167} &= \frac{90/180}{90/180 + 450/18} = 0,0196 \Rightarrow \\ \Rightarrow p &= 3167 - 0,0196 \cdot 3167 = 3104,93 \text{ Па.} \end{aligned}$$

Пример 2

Давление пара растворителя при 119,6 К составляет 87711 Па, а давление пара 5 %-ного раствора – 84990 Па. Вычислить молярную массу растворенного вещества. Молярная масса растворителя 83,5 г/моль.

Решение

Для расчета молярной массы растворенного вещества воспользуемся законом Рауля для нелетучего вещества (22).

Согласно условию, массовая доля растворенного вещества $\omega_B = 5\%$, следовательно, в 100 г раствора содержится 5 г ($n_2 = \frac{5}{M_B}$) растворенного вещества и 95 г ($n_1 = \frac{95}{83,5} = 1,14$ моль) растворителя.

Следовательно, можно записать

$$\frac{87711 - 84990}{87711} = \frac{5/M_2}{5/M_2 + 1,14} = 0,031$$

$$\Rightarrow 5/M_2 = 0,031 \cdot (5/M_2 + 1,14)$$

$$\Rightarrow 5/M_2 - 0,031 \cdot 5/M_2 = 0,031 \cdot 1,14$$

$$\Rightarrow 1/M_2(5 - 0,031 \cdot 5) = 0,031 \cdot 1,14$$

$$\Rightarrow M_2 = (5 - 0,031 \cdot 5)/(0,031 \cdot 1,14)$$

Решая уравнение, получаем $M_B = 137,10$ г/моль.

Пример 3

Раствор, содержащий 1,22 г бензойной кислоты (C_6H_5COOH) в 100 г сероуглерода, кипит при 46,529 °С. Температура кипения сероуглерода 46,3 °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу сероуглерода.

Решение

Для решения задачи воспользуемся формулой (24)

$$\Rightarrow E = \frac{(T_{\text{кип}(p-ра)} - T_{\text{кип}(p-ра)}) \cdot M_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}}{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}$$

С учетом данных задачи получаем

$$E = \frac{(46,529 - 46,3) \cdot 122 \cdot 100}{1,22 \cdot 1000} = 2,29, \text{ где } M_{C_6H_5COOH} = 122 \text{ г/моль}$$

Пример 4

Вычислить температуру кипения 15 %-ного раствора толуола (C_7H_8) в бензоле. Температура кипения бензола $80,2$ °C. Эбуллиоскопическая константа E бензола $2,57$ °C.

Решение

Для решения задачи воспользуемся формулой (24)

$$\Rightarrow T_{\text{кип}(p-ра)} = T_{\text{кип}(p-ра)} + E \cdot \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{в-ва}} \cdot m_{p-ля}}.$$

Согласно условию, массовая доля растворенного вещества $\omega_B = 15\%$, следовательно, в 100 г раствора содержится 15 г растворенного вещества и 85 г растворителя.

С учетом данных задачи получаем

$$T_{\text{кип}(p-ра)} = 80,2 + 2,57 \cdot \frac{15 \cdot 1000}{92 \cdot 85} = 85,13, \text{ где } M_{C_7H_8} = 92 \text{ г/моль}.$$

Пример 5

Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) в 450 г воды при 293 К. Плотность раствора считать равной единице.

Решение

Для решения задачи воспользуемся формулой (25).

Рассчитаем молярную концентрацию используемого раствора по формуле (29), при расчете учтем, что $V_{p-ра} = \frac{m_{p-ра}}{\rho_{p-ра}}$, т.к. $\rho_{H_2O} = 1$ г/мл, то в ре-

зультате получим $V_{p-ра} = \frac{450 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 450 \text{ мл} = 0,45 \text{ л}.$

Следовательно,

$$C_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{16}{342 \cdot 0,45} = 0,104 \text{ моль/л} = 0,104 \cdot 10^3 \text{ моль/м}^3, \text{ где } M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342 \text{ г/моль}$$

Согласно данным задачи

$$P_{\text{осм}} = 0,104 \cdot 10^3 (\text{моль/м}^3) \cdot 8,314 \left(\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right) \cdot 293 \text{ К} = 2,53 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Задания для самоподготовки

1. Растворимость азота и кислорода в воде при 0 °C и 101325 Па равна соответственно $23,5$ и $48,9$ мл/л. Вычислите температуру замерзания воды, насыщенную воздухом.

2. Определите отношение осмотических давлений растворов мочевины $((NH_2)_2CO)$ и глюкозы $(C_6H_{12}O_6)$ с одинаковой массовой долей растворенного вещества.

3. Раствор тростникового сахара (молекулярная масса 342), содержащий 0,6844 г вещества на 100 г воды, замерзает при $-0,0374$ °С. Вычислите температуру замерзания раствора 1,5876 г сахара в 125 г воды.

4. Какую массу сульфата натрия необходимо растворить в 1300 г воды, чтобы полученный раствор не замерзал при температуре $-4,1$ °С. Криоскопическая константа воды $1,86$ К·кг/моль, кажущаяся степень диссоциации сульфата натрия равна 0,9 или 90 %.

5. Температура кипения раствора, содержащего 4,388 г $NaCl$ в 1000 г воды, равна $100,074$ °С. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

6. Давление пара воды над раствором, содержащим 66,9 г $Ca(NO_3)_2$ в 1000 г воды, при 100 °С равно $746,9$ мм рт. ст. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

2.6. Способы выражения концентрации растворов

Составными частями раствора являются растворенное вещество (27) и растворитель, масса раствора представляет собой массу этих двух компонентов (28). Массовую долю растворенного вещества в растворе можно рассчитать по формуле (26), молярную концентрацию – по (29), молярную концентрацию эквивалентов – по (30), моляльность – по (31), мольную долю – по (32).

В соответствии с условием задачи применяют любую из этих формул.

Пример 1

Найти массовую долю ($\omega_{p.в.}$), молярную (C_v) и молярную концентрацию эквивалентов ($C\left(\frac{1}{z}v - va\right)$) 250 г водного раствора, содержащего 25 г хлорида кальция (плотность раствора $1,178$ г/см³).

Решение

1. Для расчета массовой доли растворенного вещества воспользуемся формулой (26), где $m_{p-ра} = m_{p.в-ва} + m_{p-ля} = 250 + 25 = 275$ г.

С учетом данных задачи получаем

$$\omega_{p.в.} = \frac{25}{275} \cdot 100 \% = 9,09 \%$$

2. Для расчета молярной концентрации раствора воспользуемся формулой (29), где $V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}}$

$$\Rightarrow V_{\text{р-ра}} = \frac{275 \text{ г}}{1,178 \text{ г/мл}} = 233,45 \text{ мл} = 233,45 \cdot 10^{-3} \text{ л}$$

С учетом данных задачи получаем

$$C_{\text{CaCl}_2} = \frac{25 \text{ г}}{111 \text{ г/моль} \cdot 233,45 \cdot 10^{-3} \text{ л}} = 0,96 \text{ моль/л}, \text{ где } M_{\text{CaCl}_2} = 111 \text{ г/моль}.$$

3. Для расчета молярной концентрации эквивалентов раствора воспользуемся формулой (30), где $V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}}$

$$\Rightarrow V_{\text{р-ра}} = \frac{275 \text{ г}}{1,178 \text{ г/мл}} = 233,45 \text{ мл} = 233,45 \cdot 10^{-3} \text{ л}$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{M(\text{CaCl}_2)}{z_{\text{CaCl}_2}} = \frac{M(\text{CaCl}_2)}{n_{\text{Ca}^{2+}}^{\circ} \cdot N_{\text{Ca}^{2+}}} = \frac{111}{2 \cdot 1} = 55,5 \text{ г/моль}_{\text{ЭК}}$$

С учетом данных задачи получаем

$$C_{\text{CaCl}_2} = \frac{25 \text{ г}}{55,5 \text{ г/моль}_{\text{ЭК}} \cdot 233,45 \cdot 10^{-3} \text{ л}} = 1,93 \text{ моль}_{\text{ЭК}}/\text{л}.$$

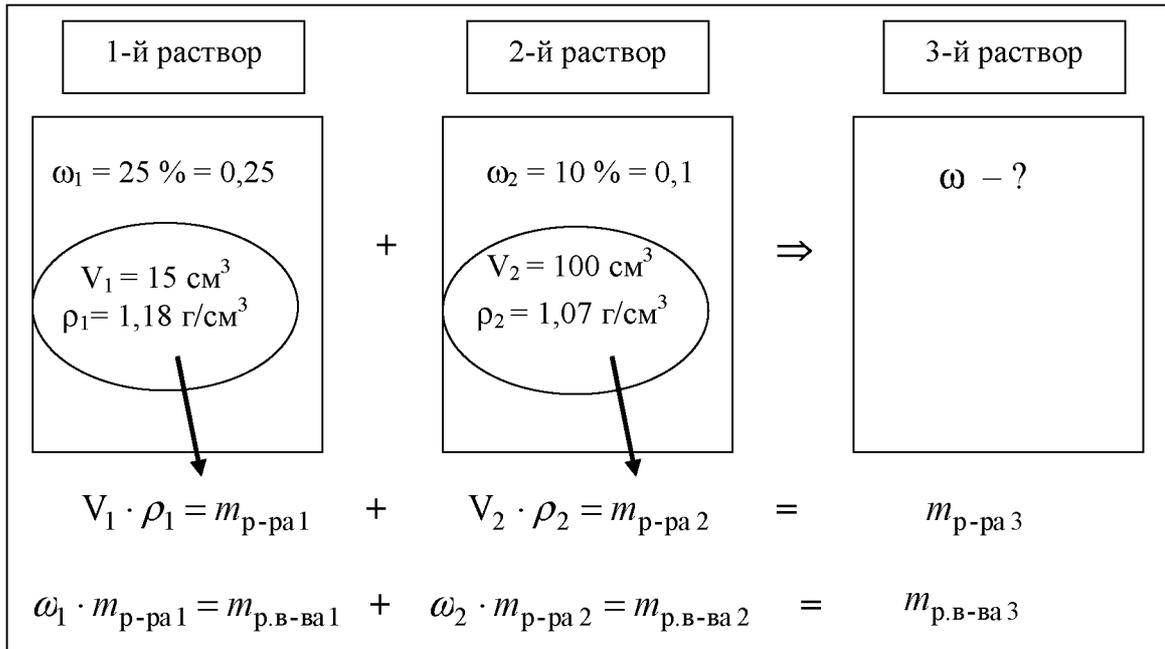
Пример 2

Смешали 15 см^3 25 %-ного раствора H_2SO_4 (плотность $1,18 \text{ г/см}^3$) и 100 см^3 10 %-ного раствора H_2SO_4 (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$). Вычислить массовую долю H_2SO_4 в полученном растворе.

Решение

Рассмотрим решение задачи двумя способами.

В данном случае смешиваются растворы одного и того же вещества, поэтому суммарная масса конечного раствора будет равна массе двух взятых для смешения растворов, а содержание растворенного вещества в конечном растворе – сумме масс растворенного вещества в первом и втором растворах, т.е. условие данной задачи можно представить в виде схемы:



1) метод последовательной подстановки

Для расчета массовой доли растворенного вещества в конечном растворе воспользуемся формулой (26), где масса конечного раствора может быть рассчитана по формуле (28)

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра } 1} + m_{\text{р-ра } 2} = V_{\text{р-ра } 1} \cdot \rho_{\text{р-ра } 1} + V_{\text{р-ра } 2} \cdot \rho_{\text{р-ра } 2}$$

С учетом данных задачи

$$m_{\text{р-ра } 1} = V_{\text{р-ра } 1} \cdot \rho_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{р-ра } 1} = 15 \text{ см}^3 \cdot 1,18 \text{ г/см}^3 = 17,7 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 2} = V_{\text{р-ра } 2} \cdot \rho_{\text{р-ра } 2}; m_{\text{р-ра } 2} = 100 \text{ см}^3 \cdot 1,07 \text{ г/см}^3 = 107 \text{ г}$$

$$\Rightarrow m_{\text{р-ра}} = 17,7 \text{ г} + 107 \text{ г} = 124,7 \text{ г}$$

$$m_{\text{р.в-ва}} = m_{\text{р.в-ва } 1} + m_{\text{р.в-ва } 2} = \omega_{\text{р.в-ва } 1} \cdot m_{\text{р-ра } 1} + \omega_{\text{р.в-ва } 2} \cdot m_{\text{р-ра } 2}$$

$$m_{\text{р.в-ва } 1} = \omega_{\text{р.в-ва } 1} \cdot m_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{р.в-ва } 1} = 0,25 \cdot 17,7 = 4,425 \text{ г}$$

$$m_{\text{р.в-ва } 2} = \omega_{\text{р.в-ва } 2} \cdot m_{\text{р-ра } 2}; m_{\text{р.в-ва } 2} = 0,1 \cdot 107 = 10,7 \text{ г}$$

$$\Rightarrow m_{\text{р.в-ва}} = 4,425 \text{ г} + 10,7 \text{ г} = 15,125 \text{ г}$$

Таким образом, получаем

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{15,125 \text{ г}}{124,7 \text{ г}} \cdot 100\% = 12,13\%$$

2) метод вывода конечной алгебраической формулы и расчет по ней

Массовую долю растворенного вещества в конечном растворе будем рассчитывать по формуле (26), где масса конечного раствора может быть рассчитана по формуле (28)

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}1} + m_{\text{р-ра}2} = V_{\text{р-ра}1} \cdot \rho_{\text{р-ра}1} + V_{\text{р-ра}2} \cdot \rho_{\text{р-ра}2},$$

$$m_{\text{р.в-ва}} = m_{\text{р.в-ва}1} + m_{\text{р.в-ва}2} = \omega_{\text{р.в-ва}1} \cdot m_{\text{р-ра}1} + \omega_{\text{р.в-ва}2} \cdot m_{\text{р-ра}2}$$

$$\begin{aligned} \omega_{\text{р.в.}} &= \frac{\omega_{\text{р.в-ва}1} \cdot m_{\text{р-ра}1} + \omega_{\text{р.в-ва}2} \cdot m_{\text{р-ра}2}}{V_{\text{р-ра}1} \cdot \rho_{\text{р-ра}1} + V_{\text{р-ра}2} \cdot \rho_{\text{р-ра}2}} = \\ \Rightarrow &= \frac{\omega_{\text{р.в-ва}1} \cdot V_{\text{р-ра}1} \cdot \rho_{\text{р-ра}1} + \omega_{\text{р.в-ва}2} \cdot V_{\text{р-ра}2} \cdot \rho_{\text{р-ра}2}}{V_{\text{р-ра}1} \cdot \rho_{\text{р-ра}1} + V_{\text{р-ра}2} \cdot \rho_{\text{р-ра}2}} \end{aligned}$$

С учетом данных задачи получаем

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{0,25 \cdot 15 \text{ см}^3 \cdot 1,18 \text{ г/см}^3 + 0,1 \cdot 100 \text{ см}^3 \cdot 1,07 \text{ г/см}^3}{15 \text{ см}^3 \cdot 1,18 \text{ г/см}^3 + 100 \text{ см}^3 \cdot 1,07 \text{ г/см}^3} = 0,1213 \text{ или } 12,13 \%$$

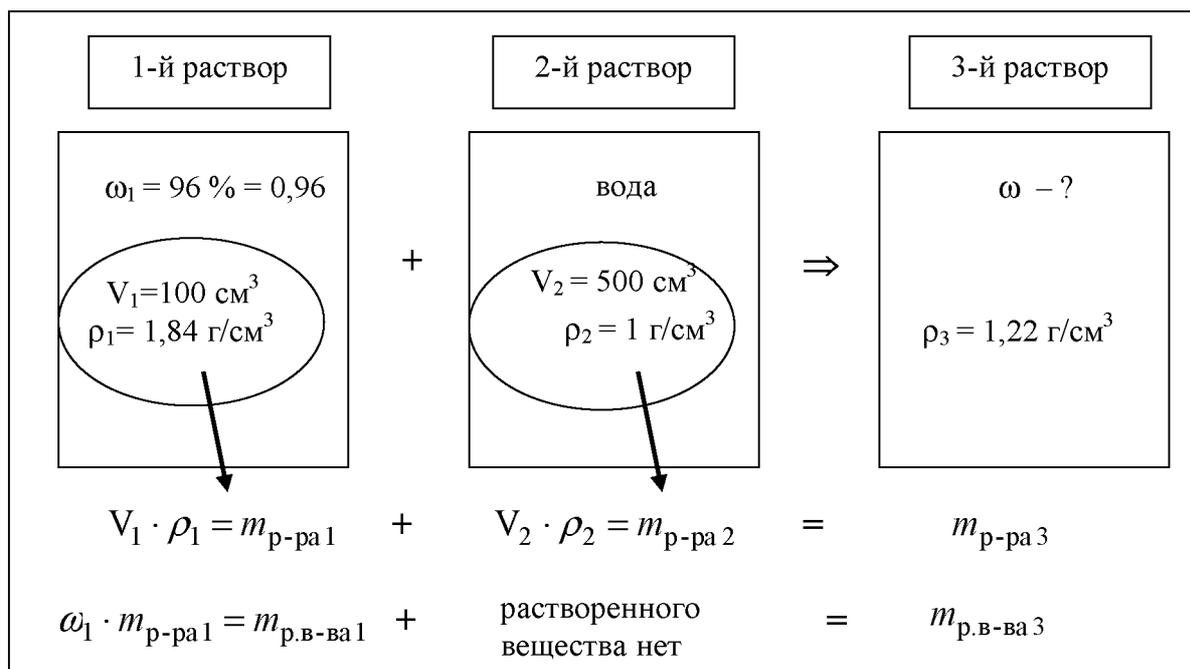
Пример 3

К 100 см³ 96 %-ного раствора H₂SO₄ (плотность 1,84 г/см³) прибавили 500 см³ воды. Получился раствор с плотностью 1,22 г/см³. Вычислить массовую долю H₂SO₄ в полученном растворе и его молярную концентрацию эквивалентов.

Решение

В данном случае смешиваются раствор серной кислоты и вода, поэтому суммарная масса конечного раствора будет равна сумме их масс; растворенное вещество содержится только в первом растворе, поэтому масса растворенного вещества в конечном растворе будет равна массе растворенного вещества в первоначальном растворе серной кислоты.

Составим схему задачи для расчета массовой доли растворенного вещества в конечном растворе.



1. Для расчета массовой доли растворенного вещества в конечном растворе воспользуемся формулой (26), где масса конечного раствора может быть рассчитана по формуле (28)

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра } 1} + m_{\text{р-ра } 2} = V_{\text{р-ра } 1} \cdot \rho_{\text{р-ра } 1} + V_{\text{р-ра } 2} \cdot \rho_{\text{р-ра } 2}$$

С учетом данных задачи

$$m_{\text{р-ра } 1} = V_{\text{р-ра } 1} \cdot \rho_{\text{р-ра } 1}; \quad m_{\text{р-ра } 1} = 100 \text{ см}^3 \cdot 1,84 \text{ г/см}^3 = 184 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 2} = V_{\text{р-ра } 2} \cdot \rho_{\text{р-ра } 2}; \quad m_{\text{р-ра } 2} = 500 \text{ см}^3 \cdot 1,00 \text{ г/см}^3 = 500 \text{ г}$$

$$\Rightarrow m_{\text{р-ра}} = 184 \text{ г} + 500 \text{ г} = 684,0 \text{ г}$$

$$m_{\text{р.в-ва}} = m_{\text{р.в-ва } 1} + m_{\text{р.в-ва } 2} = \omega_{\text{р.в-ва } 1} \cdot m_{\text{р-ра } 1} + 0$$

$$m_{\text{р.в-ва } 1} = \omega_{\text{р.в-ва } 1} \cdot m_{\text{р-ра } 1}; \quad m_{\text{р.в-ва } 1} = 0,96 \cdot 184 = 176,64 \text{ г}$$

$$\Rightarrow m_{\text{р.в-ва}} = 176,64 \text{ г}$$

Таким образом, получаем

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{176,64 \text{ г}}{684,0 \text{ г}} \cdot 100\% = 25,82\%$$

2. Основная формула для расчета: $C\left(\frac{1}{z} \text{ в-ва}\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z} \text{ в-ва}\right)}{V_{\text{р-ра}}}$, т.е. для

расчета молярной концентрации эквивалентов конечного раствора необходимо знать количество моль эквивалентов вещества в конечном растворе и объем конечного раствора.

В данном случае смешиваются раствор серной кислоты и вода, поэтому суммарный объем конечного раствора будет равен сумме объемов исходных растворов; растворенное вещество содержится только в первом растворе, поэтому количество моль эквивалентов растворенного вещества в конечном растворе будет равно количеству моль эквивалентов растворенного вещества в первоначальном растворе серной кислоты.

Составим схему задачи для расчета молярной концентрации эквивалентов растворенного вещества в конечном растворе.

1-й раствор	2-й раствор	3-й раствор
$\omega_1 = 96\% = 0,96$ $V_1 = 100 \text{ см}^3$ $\rho_1 = 1,84 \text{ г/см}^3$	+ вода $V_2 = 500 \text{ см}^3$ $\rho_2 = 1 \text{ г/см}^3$	\Rightarrow $C\left(\frac{1}{z} H_2SO_4\right) - ?$ $\rho_3 = 1,22 \text{ г/см}^3$
$n\left(\frac{1}{z} H_2SO_4\right) = n(H_2SO_4) \cdot z_{H_2SO_4}$	+ растворенного вещества нет	$= n\left(\frac{1}{z} H_2SO_4\right)$
$n\left(\frac{1}{z} H_2SO_4\right) = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}} \cdot z_{H_2SO_4}$		
$\omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1} = m_{\text{р.в-ва } 1} \quad V_1 \cdot \rho_1 = m_{\text{р-ра } 1}$		
V_1	+	V_2
		=
		V_3

Запишем формулу для расчета молярной концентрации эквивалентов конечного раствора

$$C\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right)_{\text{кон. р-р}} = \frac{n\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right)_{\text{р-ра } 1}}{V_{\text{р-ра } 1} + V_{H_2O}}$$

где $n\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right) = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}} \cdot z_{H_2SO_4}$;

Т.к. $m_{H_2SO_4} = \omega_1 \cdot m_{p-pa1} = \omega_1 \cdot V_{p-pa1} \cdot \rho_{p-pa1}$, $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ г/моль}$, $z_{H_2SO_4} = 2$

$$\Rightarrow m_{H_2SO_4} = 0,96 \cdot 100 \text{ см}^3 \cdot 1,84 \text{ г/см}^3 = 176,64 \text{ г}$$

Следовательно, $n\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right) = \frac{176,64 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} \cdot 2 \text{ эк} = 3,60 \text{ моль}_{\text{эк}}$.

В результате, получаем

$$C\left(\frac{1}{2} H_2SO_4\right)_{\text{кон. р-р}} = \frac{3,60 \text{ моль}_{\text{эк}}}{0,1 \text{ л} + 0,5 \text{ л}} = 6,03 \text{ моль}_{\text{эк}} / \text{л}.$$

Пример 4

Для нейтрализации 20 мл 0,1н раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора NaOH. Какова молярность раствора щелочи?

Решение

Для решения задачи воспользуемся законом эквивалентов, согласно которому для данного взаимодействия можно записать

$$n\left(\frac{1}{z} \text{кислоты}\right) = n\left(\frac{1}{z_{NaOH}} NaOH\right).$$

С учетом формул (29) и (30) можно записать

$$1) C_{\text{в-ва}} = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \Rightarrow n_{NaOH} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH},$$

т.к. $n(NaOH) = n\left(\frac{1}{z_{NaOH}} NaOH\right) / z_{NaOH} \Rightarrow$

$$n\left(\frac{1}{z_{NaOH}} NaOH\right) = z_{NaOH} \cdot C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}.$$

$$2) C\left(\frac{1}{z} \text{в-ва}\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z} \text{в-ва}\right)}{V_{\text{р-ра}}} \Rightarrow n\left(\frac{1}{z_{\text{к-ты}}} \text{к-ты}\right) = C\left(\frac{1}{z_{\text{к-ты}}} \text{к-ты}\right) \cdot V_{\text{к-ты}}.$$

В итоге получаем

$$C\left(\frac{1}{z_{\text{к-ты}}} \text{к-ты}\right) \cdot V_{\text{к-ты}} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} \cdot z_{NaOH} = 1$$

Выражаем молярность раствора щелочи

$$C_{NaOH} = C \left(\frac{1}{Z_{K-ТЫ}} \right) \cdot V_{K-ТЫ} / V_{NaOH}.$$

С учетом данных задачи

$$C_{NaOH} = \frac{0,1 \frac{\text{МОЛЬ}_{ЭК} \cdot 20 \text{ мл}}{\text{л}}}{8 \text{ мл}} = 0,25 \text{ моль / л}$$

Задания для самоподготовки

1. Определите массы сахарозы и воды, необходимые для получения 250 г раствора с массовой долей вещества 5 %.
2. Какую массу нитрата калия нужно растворить в 9 кг воды для получения раствора с массовой долей вещества 8 %?
3. Какую массу воды нужно добавить к 400 г раствора с массовой долей серной кислоты 12 %, чтобы массовая доля вещества в растворе стала равной 25 %?
4. При упаривании 200 г раствора с массовой долей $NaCl$ 15 % масса раствора уменьшилась на 20 %. Какова массовая доля соли в растворе?
5. Сколько (в г) нужно взять каждого из растворов с массовыми долями $ZnSO_4$ 5 % и 12 %, чтобы получить 1000 г раствора с массовой долей соли 10 %?
6. Какую массу воды нужно прибавить к 200 см³ раствора с концентрацией H_3PO_4 2,8 моль/л ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор с массовой долей кислоты 14,6 %?
7. Смешали два раствора гидроксида калия: 300 см³ с массовой долей вещества 48,25 % ($\rho = 1,49 \text{ г/см}^3$) и 200 см³ раствора с концентрацией 5,08 моль/л ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$). Определить концентрацию и массовую долю KOH в полученном растворе, если его плотность 1,39 г/см³.
8. Какой объем раствора с концентрацией азотной кислоты 0,8 моль/л можно приготовить из 1 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30 % ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$)?
9. К 300 г раствора сульфата натрия добавили 20 г $NaSO_4 \cdot 10 H_2O$, при этом массовая доля вещества в растворе стала 6 %. Какова была массовая доля Na_2SO_4 в исходном растворе?

2.7. Растворы электролитов

Пример 1

Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,125M растворе равна $1,183 \cdot 10^{-2}$. Найти константу диссоциации кислоты и значение pK .

Решение

Для решения воспользуемся формулой (35). Подставим данные задачи: $K_{\partial} = \frac{(1,183 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,125}{1 - 1,183 \cdot 10^{-2}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Отсюда $pK = -\lg K_{\partial} \Rightarrow pK = -(1,77 \cdot 10^{-5}) = 4,75$.

Пример 2

Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,18M растворе хлорноватистой кислоты $HClO$ ($K = 5 \cdot 10^{-8}$).

Решение

Для решения задачи воспользуемся формулой (35).

Поскольку константа диссоциации данной кислоты очень мала, то для расчета можно значением знаменателя пренебречь, т.е. $K_{\partial} = \alpha^2 \cdot C$.

Отсюда $\alpha = \sqrt{K_{\partial} \cdot C} \Rightarrow \alpha = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,18} = 1,2 \cdot 10^{-4}$.

Следовательно, $[H^+] = \alpha \cdot C = 1,2 \cdot 10^{-4} \cdot 0,18 = 2,16 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Пример 3

Вычислить при 100 °C давление насыщенного пара воды над раствором, содержащим 5 г гидроксида калия в 180 г воды. Кажущаяся степень диссоциации щелочи равна 0,8.

Решение

В данном случае в качестве растворенного вещества выступает электролит, поэтому для решения задачи необходимо воспользоваться формулой закона Рауля для раствора электролита (37), где i – изотонический коэффициент.

Изотонический коэффициент может быть рассчитан по формуле (36). В данном случае процесс диссоциации гидроксида калия можно записать уравнением $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$, т.е. $n = 2$.

Находим изотонический коэффициент

$$i = 1 + 0,8(2 - 1) = 1,8$$

Понижение давления пара над раствором Δp вычисляем по уравнению

$$\frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{\Delta p}{p^\circ} = \frac{i n_B}{i n_B + n_S}$$

$$\Rightarrow \Delta p = p^\circ \cdot \frac{i n_B}{i n_B + n_S} = p^\circ \cdot \frac{i \cdot m_{\text{KOH}} / M_{\text{KOH}}}{i \cdot m_{\text{KOH}} / M_{\text{KOH}} + m_{\text{H}_2\text{O}} / M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

При 100 °С давление насыщенного пара над водой равно 101,33 кПа, т.е. $p^\circ = 101,33$ кПа.

При подстановке данных задачи получаем

$$\Delta p = 101,33 \cdot \frac{1,8 \cdot 5 / 56}{1,8 \cdot 5 / 56 + 180 / 18} = 1,60 \text{ кПа.}$$

Находим начальное давление насыщенного пара над раствором

$$p = p^\circ - \Delta p \Rightarrow p = 101,33 - 1,60 = 99,73 \text{ кПа.}$$

Пример 4

Концентрация ионов водорода в растворе равна 0,006 моль/л. Определите рН раствора и рОН.

Решение

Для расчета водородного показателя рН воспользуемся формулой (41)

$$\Rightarrow \text{pH} = -\lg[0,006] = 2,22.$$

Для расчета рОН воспользуемся формулой (45)

$$\Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 2,22 = 11,78.$$

Задания для самоподготовки

1. Водородный показатель рН некоторого раствора равен 6. Во сколько раз число ионов H^+ в этом растворе больше числа ионов OH^- ?

2. Какая масса $H\text{CN}$ содержится в 200 мл раствора этой кислоты, имеющего рН = 5,07 ($K = 7,2 \cdot 10^{-10}$)?

3. При какой молярной концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты $H\text{NO}_2$ ($K = 4 \cdot 10^{-4}$) будет равна 0,25?

4. Сколько воды нужно добавить к 300 мл 0,2М раствора уксусной кислоты ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), чтобы степень диссоциации удвоилась?

5. В 1 л 0,01М раствора уксусной кислоты содержится $6,26 \cdot 10^{21}$ ее молекул и ионов. Определить степень диссоциации уксусной кислоты.

6. Вычислить степень диссоциации NaCl в 2М растворе, если осмотическое давление раствора при 0 °С равно 68,1 атм.

2.8. Электролиз

При решении задач этой темы необходимо пользоваться значениями стандартных электродных потенциалов, которые приведены в прил. 5.

Пример 1

Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1М раствор нитрата цинка, и металлического олова, погруженного в 0,02М раствор нитрата олова. Вычислить ЭДС элемента, написать уравнения электродных процессов и окислительно-восстановительной реакции, протекающей в данном гальваническом элементе, составить схему элемента.

Решение

Для определения ЭДС гальванического элемента необходимо из потенциала катода вычесть потенциал анода, т.е.

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}}$$

Вычислим электродные потенциалы по уравнению Нернста (48)

С учетом условия задачи получаем

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,059}{z_{\text{Zn}}} \cdot \lg C_{\text{Zn}^{2+}}, \text{ где } \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,763 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} + \frac{0,059}{z_{\text{Sn}}} \cdot \lg C_{\text{Sn}^{2+}}, \text{ где } \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} = -0,140 \text{ В}$$

В результате расчета получаем

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,763 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,1 = -0,793 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,140 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,02 = -0,19 \text{ В}$$

В данном случае $\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} > \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$, следовательно:

– на цинковом электроде будет протекать процесс окисления, он будет служить анодом $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e$;

– на оловянном электроде будет протекать процесс восстановления, он будет служить катодом $\text{Sn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Sn}^{\circ}$.

Таким образом,

$$E = \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} \Rightarrow E = -0,190 - (-0,793) = +0,602 \text{ В}$$

Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующей работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного и катодного процессов

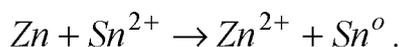
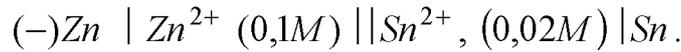


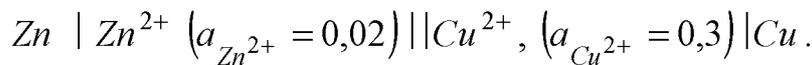
Схема рассматриваемого гальванического элемента имеет вид



Вертикальная линейка обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линейки – границу раздела двух жидких фаз (пористую перегородку или соединительную трубку, заполненную раствором электролита).

Пример 2

По данным о стандартных электродных потенциалах меди и цинка рассчитайте ЭДС элемента, составленного из полуэлементов:



Решение

Рассчитаем ЭДС по формулам

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}},$$

где $\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{z} \cdot \lg C_{Me^{z+}}$

$$\Rightarrow E = (\varphi_{\text{окислителя}}^{\circ} - \varphi_{\text{восстановителя}}^{\circ}) + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_{\text{окислителя}}}{C_{\text{восстановителя}}}.$$

Значения табличных электродных потенциалов (табл. 2)

$$\varphi_{Cu^{2+}, Cu}^{\circ} = 0,337 \text{ В}, \quad \varphi_{Zn^{2+}, Zn}^{\circ} = -0,763 \text{ В}$$

Так как медный полуэлемент более электроположителен, на медной пластине (катод) будет протекать процесс восстановления и медь будет окислителем; на цинковой пластине (анод) будет протекать процесс окисления и цинк будет восстановителем

$$E = \left(\varphi_{Cu^{2+}, Cu}^{\circ} - \varphi_{Zn^{2+}, Zn}^{\circ} \right) + \frac{RT}{2F} \ln \frac{C_{Cu^{2+}}}{C_{Zn^{2+}}}$$

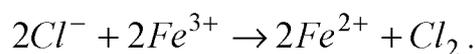
$$E = (0,337 - (-0,763)) + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \ln \frac{0,3}{0,02}; \quad E = 1,135 \text{ В}.$$

Пример 3

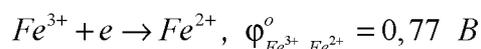
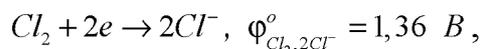
Установить, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции $2NaCl + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 2FeSO_4 + Cl_2 + Na_2SO_4$.

Решение

Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярной форме



Запишем стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции



В данном случае $\varphi_{Cl_2, 2Cl}^{\circ} > \varphi_{Fe^{3+}, Fe^{2+}}^{\circ}$, следовательно, окислителем будет служить хлор, а восстановителем – ион Fe^{2+} . Рассматриваемая реакция будет протекать справа налево.

Пример 4

Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора сульфата меди (II) в течение 1,5 ч при силе тока 2,5 А?

Решение

Согласно закону Фарадея (46), где $M\left(\frac{1}{2}Cu\right) = \frac{M(Cu)}{2}$, т.к. на катоде протекает процесс $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$.

В результате расчета получаем

$$m = \frac{\frac{63,54}{2} \text{ г/моль}_{\text{эк}} \cdot 2,5 \text{ А} \cdot (1,5 \cdot 3600) \text{ с}}{96500 (\text{А} \cdot \text{с})/\text{моль}_{\text{эк}}} = 4,44 \text{ г}$$

Пример 5

Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1,25 ч, если на катоде выделилось 1,4 л водорода (н.у.)?

Решение

Для решения воспользуемся законом Фарадея (46)

$$m = \frac{M\left(\frac{1}{z}B\right) \cdot I \cdot t}{F} \quad \text{или для газов } V = \frac{V\left(\frac{1}{z}B\right) \cdot I \cdot t}{F}$$

$$\Rightarrow J = \frac{V \cdot F}{V\left(\frac{1}{z}B\right) \cdot t},$$

где эквивалентный объем водорода $V\left(\frac{1}{2}H_2\right) = 11,2 \text{ л/моль}_{\text{эк}}$.

В результате расчета получаем

$$I = \frac{1,4 \cdot 96500}{11,2 \cdot (1,25 \cdot 3600)} = 2,68 \text{ А}$$

Задания для самоподготовки

1. Рассчитайте потенциал железного электрода, погруженного в 0,2М раствор $FeSO_4$. Как изменится потенциал электрода, если раствор разбавить в 1000 раз ($\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44 B$)?

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, состоящего из цинкового и оловянного электродов, погруженных в растворы солей: $C_{ZnCl_2} = 2,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $C_{SnSO_4} = 0,5$ моль/л.

$$\varphi_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,14 B, \quad \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 B.$$

3. Запишите продукты следующих реакций. Какие из окислительно-восстановительных реакций могут протекать в водном растворе? Для ответа воспользуйтесь значениями стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (прил. 5):

$Cu + KNO_3 \rightarrow$	$Fe + Pb(CH_3COO)_2 \rightarrow$	$Ag + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
$Al + Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow$	$Sn + CuSO_4 \rightarrow$	$Zn + NiCl_2 \rightarrow$
$Fe + ZnSO_4 \rightarrow$	$Zn + AuCl_3 \rightarrow$	

4. При электролизе соли трехвалентного металла в течение 30 мин (сила тока 1,5 А) на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислите атомную массу металла. Какой это металл?

5. При электролизе раствора $CuSO_4$ на аноде выделилось 168 см³ газа (н.у.). Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, и вычислите, какая масса меди выделилась на катоде.

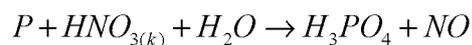
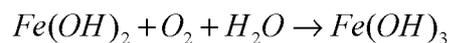
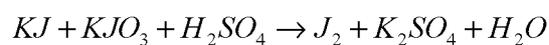
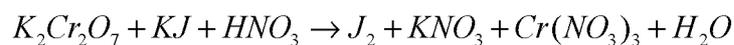
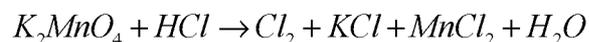
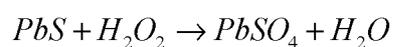
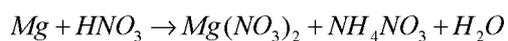
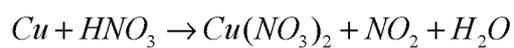
6. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH . Чему равна сила тока, если в течение 1 ч 15 мин 20 с на аноде выделилось 6,4 г газа? Сколько литров газа (н.у.) выделилось при этом на катоде?

7. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора $AgNO_3$. Если электролиз проводить с серебряным анодом, то его масса уменьшается на 5,4 г. Определите расход электричества при этом.

8. Известным способом защиты металлов от коррозии является нанесение на защищаемую поверхность тонкого слоя другого металла. Одним из таких способов является никелирование - покрытие образца тонким слоем нике-

ля с помощью процесса электролиза. Металлический цилиндр радиусом 17 мм и высотой 26 см необходимо покрыть слоем никеля толщиной 100 мкм. Какое время необходимо для проведения электролиза, если выход по току равен 88 %, а плотность никеля составляет 8,9 г/см³?

9. Расставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях



ЛИТЕРАТУРА

1. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Л.: Химия, 1985.
3. Василевская, Е.И. Методы решения задач по общей химии: учеб. пособие / Е.И. Василевская, Т.В. Свиридова. – Минск: Выш. шк., 2007.
4. Волков, А.И. Программированный контроль текущих знаний по общей химии: метод. пособие / А.И. Волков, И.М. Жарский, О.Н. Комшилова. – Минск: Современная школа, 2005.
5. Воскресенский, П.И. Техника лабораторных работ / П.И. Воскресенский. – Л.: Химия, 1970.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Названия важнейших кислот и их солей

Кислота	Названия		Кислота	Названия	
	кислоты	соли		кислоты	соли
$HAIO_2$	метаалюминиевая	метаалюминат	H_2CrO_4	хромовая	хромат
$HAsO_3$	метамышьяковая	метаарсенат	$H_2Cr_2O_7$	двуххромовая	дихромат
H_3AsO_4	ортомышьяковая	ортоарсенат	HI	иодоводород	иодид
$HAsO_2$	метамышьяковистая	метаарсенит	HOI	иодноватистая	гипоиодит
H_3BO_3	ортоборная	ортоборат	HIO_3	иодноватая	иодат
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	оксолат	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			

Термодинамические свойства простых веществ и соединений
в водных растворах [1]

Вещество	$\Delta_f H_{298}^o$ кДж/моль	S_{298}^o Дж/(моль·К)	$\Delta_f G_{298}^o$ кДж/мол	Вещество	$\Delta_f H_{298}^o$ кДж/моль	S_{298}^o Дж/(моль·К)	$\Delta_f G_{298}^o$ кДж/мол
Br ₂ (г)	30,91	245,37	0	CO (г)	-110,5	197,55	-197,15
C _{графит}	0	5,74	0	CO ₂ (г)	-393,51	213,66	-394,37
Cl ₂ (г)	0	222,98	0	COCl ₂ (г)	-219,50	283,64	-205,31
Cr (ТВ)	0	23,64	0	COS (г)	-141,70	231,53	-168,94
Cu (ТВ)	0	33,14	0	CaO (ТВ)	-635,09	38,07	-603,46
Fe-α	0	27,15	0	Ca(OH) ₂ (ТВ)	-985,12	83,39	-897,52
Ge(кр)	0	31,09	0	CaCO ₃ (ТВ)	-1206,83	91,71	-1128,35
H ₂ (г)	0	130,52	0	CaF ₂ (ТВ)	-1214,6	68,9	-1161,9
I ₂ (ТВ)	0	116,14	0	Ca ₃ N ₂ (ТВ)	-431,8	105,0	-368,6
I ₂ (г)	62,43	260,60	19,37	Cr ₂ O ₃ (ТВ)	-1140,56	81,17	-1058,97
Mo (кр)	0	28,62	0	CrO ₃ (ТВ)	-590,36	73,22	-513,44
O ₂ (г)	0	205,04	0	CuCl ₂ (ТВ)	-205,85	108,07	-161,71
Pb (ТВ)	0	64,81	0	CuO (ТВ)	-162,0	42,6	-129,9
Pb (ж)	4,77	-	-	FeO (ТВ)	-264,85	60,75	-244,30
Sb (кр)	0	45,69	0	FeS (кр)	-100,42	60,29	-100,78
Sn (б)	0	51,55	0	Fe ₂ O ₃ (ТВ)	-822,16	87,45	-740,34
Sn (ж)	7,03	-	-	Fe ₃ O ₄ (ТВ)	-1117,13	146,19	-1014,17
W (кр)	0	32,64	0	HBr (г)	-36,38	198,58	-53,43
Zn (кр)	0	41,63	0	HCl (г)	-92,31	186,79	-95,30
Al ₂ O ₃ (ТВ)	-1676,0	50,9	-1582,0	HJ (г)	26,36	206,48	1,58

Вещество	$\Delta_f H_{298}^\circ$ кДж/моль	S_{298}° Дж/(моль·К)	$\Delta_f G_{298}^\circ$ кДж/моль	Вещество	$\Delta_f H_{298}^\circ$ кДж/моль	S_{298}° Дж/(моль·К)	$\Delta_f G_{298}^\circ$ кДж/моль
H ₂ O (тв)	-291,85	(39,33)	-	SO ₂ Cl ₂ (г)	-363,17	311,29	-321,49
H ₂ O (ж)	-285,83	69,95	-237,23	SnO ₂ (тв)	-580,74	52,30	-519,83
H ₂ O (г)	-241,81	188,72	-228,61	SnS (тв)	-110,17	76,99	49,25
H ₂ O ₂ (ж)	-187,86	109,60	-120,52	SbCl ₃ (тв)	-381,16	183,26	-322,45
H ₂ O ₂ (г)	-135,88	234,41	-105,74	SbCl ₃ (г)	-311,96	338,49	-299,54
H ₂ S (г)	-20,60	205,70	-33,50	Sb ₂ O ₃ (тв)	-715,46	132,63	-636,06
GeO ₂ (тв)	-580,15	39,71	-521,59	SnO (тв)	-285,98	56,48	-256,88
MgO (тв)	-601,49	27,07	-569,27	SnO (г)	20,85	232,01	-2,39
MgCO ₃ (тв)	-1095,85	65,10	-1012,15	ZnCO ₃ тв	-812,53	80,33	-730,66
Mg(OH) ₂ т	-924,66	63,18	-836,75	Zn(OH)тв	-645,43	76,99	-555,92
MgSO ₄ (тв)	-1287,49	91,55	-1173,25	ZnO (тв)	-348,11	43,51	-318,10
MgCl ₂ (тв)	-644,8	89,54	-595,30	ZnS (тв)	-205,018	57,66	-200,44
NH ₃ (г)	-46,19	192,66	-16,48	CH ₄	-74,85	186,27	-50,85
NH ₄ Cl (тв)	-315,39	95,81	-203,22	C ₂ H ₂	226,75	200,82	209,21
NO (г)	91,26	210,64	87,58	C ₂ H ₆	-84,67	229,49	-32,93
NO ₂ (г)	34,19	240,06	52,29	C ₂ H ₄	52,28	219,45	68,14
N ₂ O ₄ (г)	11,11	304,35	99,68	C ₃ H ₆	20,41	266,94	62,70
PCl ₃ (г)	-287,02	311,71	-267,98	C ₃ H ₈	-103,85	269,91	-23,53
PCl ₅ (г)	-374,89	364,47	-318,36	C ₄ H ₁₀	-126,15	310,12	-17,19
PbCl ₂ (тв)	-359,82	135,98	-315,56	C ₆ H ₁₄	-167,19	388,40	-0,32
PbO (тв)	-217,61	68,70	-188,20	C ₆ H ₆	82,9	269,2	129,7
PbO ₂ (тв)	-276,56	71,92	-217,55	CH ₃ Br	-37,66	245,81	-28,18
PbS (тв)	-100,42	91,21	-93,77	C ₂ H ₅ OH (г)	-234,80	281,34	-174,15
SO ₂ (г)	-296,92	248,07	-300,21	CH ₃ COH (г)	-166,0	264,20	-132,95
SO ₃ (г)	-395,85	256,69	-371,17	C ₆ H ₁₂ O ₆	-1273,0	-	-919,5

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 , K_1	$2,6 \cdot 10^{-12}$		$4,7 \cdot 10^{-11}$
ортоборная кислота H_3BO_3 , K_1	$5,8 \cdot 10^{-10}$	уксусная кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
кремниевая кислота H_2SiO_3 , K_1 K_2	$2,2 \cdot 10^{-10}$	хлорноватистая кислота $HOCl$	$5,0 \cdot 10^{-8}$
	$1,6 \cdot 10^{-12}$	хлоруксусная кислота $CH_2ClCOOH$	$1,4 \cdot 10^{-3}$
муравьиная кислота $HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	ортофосфорная H_3PO_4 ,	$7,5 \cdot 10^{-3}$
серная кислота H_2SO_4 , K_2	$1,2 \cdot 10^{-2}$		$6,3 \cdot 10^{-8}$
сернистая кислота H_2SO_3 , K_1 K_2	$1,6 \cdot 10^{-2}$		$1,3 \cdot 10^{-12}$
	$6,3 \cdot 10^{-8}$	фтороводород HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$
сероводород H_2S , K_1	$6,0 \cdot 10^{-8}$	циановодород HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
	K_2	щавелевая кислота $H_2C_2O_4$,	$5,4 \cdot 10^{-2}$
			$5,4 \cdot 10^{-5}$

Приложение 4

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>	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Приложение 5

Стандартные электродные потенциалы φ° в воде при 25 °С [1]

Электрод	Реакция	φ° , 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	$H^+ + e \rightarrow 1/2H_2$	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

Учебное издание

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебно-методический комплекс
для студентов нехимических специальностей

В двух частях

Часть 2

МОЛОТОК Елена Васильевна
ЛИННИК Лилия Иосифовна

Редактор *Г.А. Тарасова*
Дизайн обложки *В.А. Виноградовой*

Подписано в печать 27.02.09. Формат 60x84 1/16. Гарнитура Таймс. Бумага офсетная.
Ризография. Усл. печ. л. 7,43. Уч.-изд. л. 7,34. Тираж 320. Заказ 351.

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования «Полоцкий государственный университет»

ЛИ № 02330/0133020 от 30.04.2004 ЛП № 02330/0133128 от 27.05.2004

211440 г. Новополоцк, ул. Блохина, 29