

5  
ФГБОУ ВПО «Воронежский государственный технический университет»

Кафедра химии

**419-2015**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**

для самостоятельной подготовки и выполнения  
лабораторных работ №1-6 по дисциплине «Химия»  
для студентов направлений 11.03.01, 11.03.04, 12.03.04,  
14.03.01, 16.03.01, 21.03.01, 22.03.01, 22.03.02, 27.03.01,  
27.03.02, 28.03.01, специальности 11.05.01  
очной и заочной форм обучения



Воронеж 2015

Составители: канд. техн. наук В.В. Корнеева,  
канд. техн. наук А.Н. Корнеева,  
д-р техн. наук В.А. Небольсин

УДК 546(07)

Методические указания для самостоятельной подготовки и выполнения лабораторных работ № 1-6 по дисциплине «Химия» для студентов направлений 11.03.01, 11.03.04, 12.03.04, 14.03.01, 16.03.01, 21.03.01, 22.03.01, 22.03.02, 27.03.01, 27.03.02, 28.03.01, специальности 11.05.01 очной и заочной форм обучения / ФГБОУ ВПО «Воронежский государственный технический университет»; сост. В.В. Корнеева, А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин. Воронеж, 2015. 50 с.

В методических указаниях отражены теоретические вопросы различных разделов химии для самостоятельной работы студентов при подготовке к выполнению лабораторных работ по этим разделам.

Предназначены для студентов первого курса.

Табл. 7. Ил. 1. Библиогр.: 5 назв.

Рецензент канд. хим. наук, доц. В.П. Горшунова

Ответственный за выпуск зав. кафедрой д-р техн. наук, проф. В.А. Небольсин

Печатается по решению редакционно-издательского совета Воронежского государственного технического университета

© ФГБОУ ВПО «Воронежский государственный технический университет», 2015

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Задача настоящих методических указаний - закрепить и углубить знания студентов при изучении теоретических основ химии. В них подобраны работы, отражающие курс химии, читаемый для различных направлений и специальностей Воронежского государственного технического университета.

Методические указания имеют теоретическое введение к каждой работе, рассчитаны на самостоятельную подготовку студентов по соответствующим темам и предварительное ознакомление с содержанием лабораторной работы дома. В конце каждой работы даны вопросы для самоконтроля.

## ВЫПИСКА

### ИЗ ИНСТРУКЦИИ ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ

1. При выполнении лабораторных работ по курсу химии обязательно выполнение всех требований по технике безопасности при работе в химических лабораториях и обслуживании электроустановок.
2. К выполнению лабораторных работ студенты допускаются только после беседы с преподавателем или дежурным лаборантом о содержании и порядке выполнения эксперимента, строго соблюдая все указания по технике безопасности, которые даны в методических указаниях при описании опытов.
3. Категорически воспрещается производить различные испытания и опыты, не указанные в руководстве.
4. При нагревании жидкости держать пробирку отверстием в сторону от себя и соседей, находящихся рядом.
5. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.
6. При работе постоянно следить за тем, чтобы реактивы (особенно кислоты, щелочи) не попадали на лицо, руки и одежду во избежание ожогов, порчи одежды. Рекомендуется, наливая раствор, держать пробирку и склянку с раствором на некотором расстоянии от себя.

7. При распознавании выделяющегося газа по запаху следует нюхать газ только издали, направляя его струю движением ладони руки от сосуда к себе.

8. Категорически запрещается выливать излишек реактива обратно в склянку, из которой он взят.

9. Не путать пробки от реактивных склянок.

10. Никакие вещества в химической лаборатории нельзя пробовать на вкус.

11. Нельзя бросать в раковину оставшиеся после опытов кусочки металлов и другие твердые предметы.

12. Принимать пищу в лаборатории категорически запрещается.

13. После работы тщательно вымыть руки.

14. Каждый студент должен знать место нахождения простейших средств огнетушения: вода, песок, специальные одеяла, огнетушители, а также уметь ими пользоваться.

15. Все электроприборы и электрические установки общего пользования такие, как вытяжной шкаф, выпрямители электрического тока, включаются только преподавателем или лаборантом.

16. В случае необходимости обращаться к преподавателю или лаборанту и использовать аптечку для оказания экстренной помощи.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Опыт 1. Определение химического эквивалента металла по объему водорода.

Химическим эквивалентом элемента называется такая его масса, которая в химических реакциях присоединяет или замещает 1,008 единиц массы водорода или 8 единиц массы кислорода.

В конце XVIII в. был открыт очень важный для химии закон эквивалентов: вещества взаимодействуют между собой в массовых количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Математическое выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_A}{\mathcal{E}_B},$$

где  $m_A$  и  $m_B$  - массы взаимодействующих веществ А и В;  $\mathcal{E}_A$  и  $\mathcal{E}_B$  - соответственно их эквиваленты.

Из закона эквивалентов вытекает:

1. Числа 8,000 для кислорода и 1,008 для водорода являются эквивалентами этих элементов.

2. Эквивалент элемента можно определить по составу его соединения с другим элементом, эквивалент которого известен.

Между эквивалентом элемента  $\mathcal{E}$ , его атомной массой  $A$  и валентностью элемента  $n$  существует соотношение

$$\mathcal{E} = \frac{A}{n},$$

т.е. эквивалент элемента зависит от его валентности в данном соединении. Если элемент образует несколько соединений с каким-либо другим элементом, например с кислородом, то он будет иметь несколько значений эквивалентов. Так, эквивалент углерода в оксиде углерода  $\text{CO}$  равен 6 а.е.м. ( $12/2$ ), а в диоксиде углерода  $\text{CO}_2$  - 3 а.е.м. ( $12/4$ ).

На основе закона эквивалентов можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентов сложных веществ:

1. Эквивалент оксида молекулярной массе оксида, делённой на произведение числа атомов элемента на валентность элемента.

Например:

$$\mathcal{E}_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{M_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{2 \cdot 3} = \frac{152}{6} = 25.3 \text{ а.е.м}$$

3

2. Эквивалент основания равен молекулярной массе основания, деленной на число гидроксильных групп в его молекуле.

Например:

$$\mathcal{E}_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{M_{\text{Ca(OH)}_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ а.е.м.}$$

3. Эквивалент кислоты равен молекулярной массе кислоты, деленной на её основность.

Например:

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ а.е.м.}$$

4. Эквивалент соли равен молекулярной массе соли, деленной на произведение числа атомов металла на валентность металла.

Например:

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ а.е.м.}$$

Эквивалентами соединений пользуются для выражения концентраций растворов и при многих химических расчетах.

Количество веществ в граммах, численно равное его эквиваленту, называется эквивалентной массой.

Эквивалентная масса элемента может быть определена по количеству кислорода, которое данный элемент присоединяет, или по количеству водорода, которое он вытесняет.

Определение эквивалента металла методом вытеснения заключается в том, что на определенное количество металла действуют кислотой. Выделяющийся при этом водород собирают и измеряют его объем. Приведя объем водорода к нор-

мальным условиям, вычисляют массу водорода в этом объеме. И далее, пользуясь законом эквивалентов, определяют  $\mathcal{E}_{\text{Me}}$ :

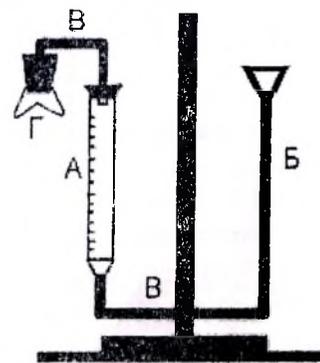
$$\mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{H}}}$$

Цель работы: определение эквивалента металла методом замещения водорода.

### Экспериментальная часть

Определение эквивалента металла производится в приборе, изображенном на рисунке. Прибор состоит из двух бюреток А и Б, которые закреплены в лапках штатива. Бюретки соединены между собой резиновой трубкой В. К одной из бюреток присоединена пробирка Г.

Чтобы подготовить прибор к работе, выньте пробку из пробирки и в бюретку Б налейте столько воды, чтобы обе бюретки были заполнены водой до половины своего объема. Затем бюретку поднимите и закрепите в таком положении, чтобы уровень воды в бюретке оказался на нулевом делении.



Проверьте герметичность прибора. Для этого закройте плотно отверстие пробирки пробкой. Опустите бюретку Б вниз на 10-15 см и наблюдайте за уровнем воды в бюретке А в течение 3-5 мин. Если прибор герметичен, то уровень воды в

бюретке А вначале несколько понизится, затем останется без изменения.

Убедившись в герметичности прибора, верните бюретку Б снова в такое положение, чтобы вода в обеих бюретках была на одном и том же уровне.

Получите у лаборанта взвешенный кусочек металла и поместите его в одно из колен пробирки, а в другое колено пробирки налейте 10 мл соляной кислоты (1:1). Затем поверните пробирку таким образом, чтобы кислота перелилась в то колено пробирки, где находится металл. Отметьте уровень воды в бюретке по нижнему мениску. Когда весь металл растворится, прекратится понижение уровня воды в бюретке. Окончательный точный отсчет показаний на бюретке сделайте после того, как пробирка охладится до комнатной температуры.

Результаты измерений запишите в табл. 1.

Таблица 1

Навеска металла $m, г$	Объем вытесненного газа $V, мл$	Температура опыта $t, ^\circ C$	Атмосферное давление $\rho, Па$	Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта $\rho_{H_2O}, Па$

Приведите объем выделившегося водорода к нормальным условиям. При этом учтите, что водород, собранный над водой, содержит водяной пар и что общее давление газа в бюретке, равное атмосферному, складывается из парциальных давлений водорода и водяного пара. Таким образом, объем водорода при н.у. определяется по уравнению:

$$V_0 = \frac{V(\rho - \rho_{H_2O}) \cdot 273}{(273 + t) \cdot 1,013 \cdot 10^5}$$

где  $\rho_{H_2O}$  - давление насыщенного водяного пара при температуре опыта (табл.2).

Таблица 2

$\rho_{H_2O} \cdot 10^{-3}$	1,82	1,94	2,06	2,20	2,34
$t, ^\circ C$	16	17	18	19	20
$\rho_{H_2O} \cdot 10^{-3}$	2,49	2,64	2,81	2,98	3,16
$t, ^\circ C$	21	22	23	24	25

Эквивалент металла, соответствующий 1,008 г водорода (по объему 11200 мл), рассчитайте по формуле:

$$\mathcal{E}_{Me} = \frac{11200 \cdot m}{V_0}$$

В заключение вычислите величину ошибки ( $\Pi$ ) в процентах по формуле:

$$\Pi = \pm \frac{(\mathcal{E}_{теор} - \mathcal{E}_{эксп})}{\mathcal{E}_{теор}} \cdot 100\%$$

**Опыт 2.** Определение молярной массы углекислого газа.

Молекулярной массой вещества называется масса его молекулы, выраженная в атомных единицах массы (а.е.м.).

За атомную единицу массы принята 1/12 часть массы атома  $^{12}C$ . Молекулярная масса - это относительная величина. Она показывает, во сколько раз масса данной молекулы больше 1/12 массы атома  $^{12}C$ . Так, молекулярная масса кислорода составляет 32 а.е.м.

Единицей количества вещества в химических расчетах является моль. Моль - это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов), сколько атомов содержится в 0,012 кг или 12 г углерода - 12 ( $^{12}C$ ).

Масса вещества, взятого в количестве 1 моль, называется молярной массой. Обозначается она  $M$  (г/моль, кг/моль):

$$M = \frac{m}{\nu}$$

где  $m$  - масса вещества в граммах или килограммах;  $\nu$  - количество вещества, моль.

Молярная масса вещества, выраженная в граммах на моль (кг/моль), численно равна его относительной молекулярной массе, выраженной в а.е.м. Так, молярная масса кислорода равна 32 г/моль.

Многие расчеты для процессов производятся с использованием закона Авогадро, который гласит: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Справедливо и обратное заключение - равное число молекул при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.

1 моль любого газа содержит одинаковое число молекул и, следовательно, занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. Этот объем называется молярным; при н.у. (0 °С; 0,1 МПа) он равен 22,4 л/моль.

Молярную массу газа можно найти, зная его относительную плотность. Относительной плотностью  $D$  называется отношение массы одного газа к массе такого же объема другого газа, взятых при одинаковых условиях:

$$D = \frac{m_1}{m_2}$$

Чаще всего относительную плотность газов определяют по водороду  $D_H$  или по воздуху  $D_{\text{возд}}$ . При этом принимают молекулярную массу воздуха  $M_{\text{возд}}$  равной 29.

Из закона Авогадро следует, что при одинаковых условиях массы  $m$  равных объемов газов относятся, как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Следовательно,  $D_{\text{возд}} = \frac{M_1}{M_2}$ , откуда можно получить

$$M_1 = D_{\text{возд}} \cdot M_2$$

Используя  $D_H$  и  $D_{\text{возд}}$ , найдем выражения молярной массы через его плотность по водороду или по воздуху:

$$M_1 = D_H \cdot M_H = 2D_H \quad (a)$$

или

$$M_1 = D_{\text{возд}} \cdot M_{\text{возд}} = 29D_{\text{возд}} \quad (б)$$

Цель работы: определение молярной массы углекислого газа с использованием его относительной плотности по воздуху.

#### Экспериментальная часть

Сухую колбу закройте пробкой и отметьте восковым карандашом уровень, до которого пробка вошла в горло колбы.

Взвесьте колбу с пробкой на технико-химических весах с точностью до 0,01 г. Запишите массу колбы с пробкой и воздухом в таблицу ( $m_1$ ).

Наполните колбу углекислым газом, используя аппарат Киппа.

Газ пропускайте в колбу медленно, так, чтобы можно было считать побулькивающие пузырьки. Через 5-7 минут, не закрывая крана, медленно выньте отводную трубку из колбы и

тотчас закройте колбу пробкой. Затем перекройте кран аппарата Киппа.

Взвесьте колбу с углекислым газом на тех же весах и с той же точностью, что и колбу с воздухом ( $m_1^I$ ).

Вновь заполните колбу углекислым газом, затем взвесьте её ( $m_2^I$ ). Масса  $m_2^I$  может отличаться от первого взвешивания  $m_1^I$  не более чем на  $\pm 0.01$  г. Если разница в массе превышает эту величину, заполните колбу в третий раз и взвесьте. Если же два последних взвешивания отличаются друг от друга не более чем на  $0,01$  г, то наполнение колбы следует считать законченным. Постоянство массы - гарантия чистоты углекислого газа.

Измерьте объём колбы ( $V$ ), для чего наполните дистиллированной водой до черты на шейке колбы и вылейте воду в мерный цилиндр.

Результаты определения массы колбы с воздухом  $m_1$  и с углекислым газом  $m_2$ , её объёма  $V$ , а также показания термометра и барометра запишите в таблицу.

Таблица 3

Масса колбы с пробкой и воздухом $m_1$ , кг	Масса колбы с пробкой и углекислым газом $m_2$ , кг	Объём колбы $V$ , м <sup>3</sup>	Абсолютная температура проведения опыта $T$ , К	Атмосферное давление при проведении опыта $p$ , Па

Найдите массу воздуха в объёме колбы  $m_{\text{возд}}$ , имея в виду, что масса  $1 \text{ м}^3$  воздуха при нормальных условиях равна  $1,29$  кг. Для этого объём колбы необходимо привести к нормальным условиям по формуле:

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

Следовательно,  $m_{\text{возд}} = V_0 \cdot 1,29$  кг.

Масса колбы без воздуха  $m_3$  равна:

$$m_3 = m_1 - m_{\text{возд}}$$

Массу углекислого газа  $m_{\text{CO}_2}$  определите следующим образом:

$$m_{\text{CO}_2} = m_2 - m_3$$

Теперь можно найти относительную плотность углекислого газа по воздуху:

$$D_{\text{возд}} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{возд}}}$$

Наконец, зная  $D_{\text{возд}}$ , найдите  $M_{\text{CO}_2}$ :

$$M_{\text{CO}_2} = 29 D_{\text{возд}}$$

Относительную ошибку рассчитайте по формуле:

$$\Pi = \pm \frac{M_{\text{CO}_2}^{\text{теор}} - M_{\text{CO}_2}^{\text{эксп}}}{M_{\text{CO}_2}^{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

#### Контрольные вопросы

1. Основные понятия химии:

1.1. Атом, молекула, химический элемент.

1.2. Атомная масса, молекулярная масса.

1.3. Моль, молярная масса.

1.4. Эквивалент, эквивалентная масса, валентность. Эквивалент сложных веществ: оксидов, кислот, оснований, солей.

2. Основные законы химии:

2.1. Закон сохранения массы веществ.

2.2. Закон постоянства состава.

2.3. Закон эквивалентов.

3. Основные газовые законы:

3.1. Закон Авогадро.

3.2. Уравнение состояния идеальных газов (Клапейрона-Менделеева).

3.3. Закон парциальных давлений.

4. Решить задачи:

4.1. Определить молярную массу газа, если  $4,285$  г его занимают объём при нормальных условиях  $3,0$  л.

газа, если 4,285 г его занимают объём при нормальных условиях 3,0 л.

газа, если 4,285 г его занимают объём при нормальных условиях 3,0 л.

газа, если 4,285 г его занимают объём при нормальных условиях 3,0 л.

4.2. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

### ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА И СТРОЕНИЕ АТОМА

Учение о строении атома вскрыло глубокий физический смысл периодического закона, который в современной формулировке звучит: *«Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атомов».*

Периодическая система состоит из 7 периодов (горизонтальные ряды) и 8 групп (вертикальные ряды, представляющие последовательный ряд элементов, размещённых в порядке возрастания заряда ядра атомов, электронная конфигурация которых изменяется от  $ns^1$  до  $ns^2np^6$  или до  $ns^2$  у первого периода), которые делятся на главную подгруппу (А) и побочную (В). Главная подгруппа (А) начинается элементами 2-го периода. Первые три периода называются малыми и содержат 2 и 8 элементов, 4.5.6-ой – большими и содержат 18 и 32 элемента, 7-ой - незаконченный.

Периодичность электронного строения атомов элементов заложена в самом построении периодической системы. Она заключается в том, что через определённое количество элементов повторяются  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  -элементы с одинаковыми конфигурациями внешних электронных уровней и орбиталей, т. е. каждый период начинается двумя  $s$ - элементами, а закан-

чивается инертным газом с электронной структурой внешнего уровня  $s^2p^6$ . Итак,  $s$ - элементы находятся в главных подгруппах 1 и 2-ой групп, в остальных главных подгруппах находятся  $p$  – элементы;  $d$  и  $f$  - элементы размещаются в побочных подгруппах. Лантаноиды и актиноиды ( $f$  – элементы) в III группе побочной подгруппы в соответствии с особенностями их электронных конфигураций (в клетках 57 и 89 элементов). У  $d$  – элементов на внешнем электронном уровне не более 2-х электронов (согласно принципу минимума энергии, первого правила Клечковского сначала заполняется  $s$  – орбиталь внешнего электронного уровня), а остальные электроны заполняют  $d$  – орбиталь предпоследнего электронного уровня (количество их определяется по разности между номером группы и числом электронов на  $s$ - орбитали). Сходство элементов главной и побочной подгрупп проявляется при высшей положительной степени окисления, когда элементы обеих подгрупп образуют кислотные оксиды. Элементы главных подгрупп имеют одинаковое строение внешнего электронного уровня (у них заполняются  $s$  и  $p$ - орбитали).

Физические и химические свойства элементов и их соединений определяются электронным строением их атомов и периодическим изменением их атомных радиусов.

Атомные радиусы элементов периодически изменяются в зависимости от величины заряда ядра. В периоде атомные радиусы уменьшаются от щелочного металла к галогену, что объясняется тем, что с увеличением заряда ядра увеличивается сила кулоновского притяжения электронов к ядру, которая превалирует над силами взаимного отталкивания электронов. В главных подгруппах атомные радиусы, как правило, увеличиваются при увеличении номера периода (но есть исключения).

Ещё в большей степени проявляется периодическое изменение энергии ионизации с изменением электронной структуры: *«Энергия, необходимая для удаления одного моля электронов от одного моля атомов какого либо элемента, называется первой энергией ионизации  $I_1$ ».* В результате и

ионизации атомы превращаются в положительно заряженные ионы.

Размерность энергии ионизации выражается или в килоджоулях на моль (кДж/моль), или в электронвольтах (ЭВ).

В главной подгруппе при увеличении порядкового номера наблюдается уменьшение  $I_1$ , что связано с увеличением радиуса атомов, а значит и усилением металлических (восстановительных) свойств. В периодах в основном происходит постепенное увеличение энергии ионизации  $I_1$  (не без исключений) в связи с уменьшением радиуса атомов, а, следовательно, усилением неметаллических свойств.

«Энергетический эффект присоединения моля электронов к молю нейтральных атомов называется сродством к электрону  $E_{cp}$ ». В результате атомы превращаются в отрицательно заряженные ионы.

Для характеристики способности атомов в соединениях притягивать к себе электроны введено понятие *электроотрицательность* (ЭО), которая выражается суммой или полусуммой энергии ионизации и энергии сродства к электрону

$$\text{ЭО} = I_1 + E_{cp}$$

Электроотрицательность элементов возрастает в периоде с ростом порядкового номера и убывает в главных подгруппах I, II, V, VII групп и сложный характер зависимости в других подгруппах. Выражается электроотрицательность в относительных единицах: наименьшее значение имеет литий  $-1,0$ , а наибольшее фтор  $-4,0$

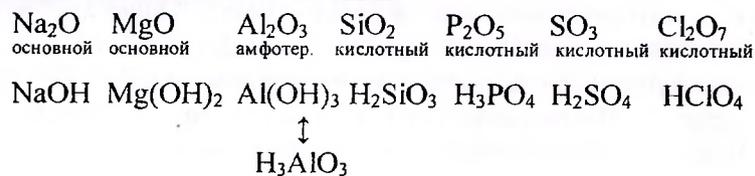
### Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений в группах и периодах

Свойства оксидов и гидроксидов определяются свойствами элемента их образующего. Чем более металлические свойства проявляет элемент, тем сильнее проявляются основные свойства оксидов и гидроксидов. В главных подгруппах сверху вниз с ростом порядкового номера увеличивается радиус

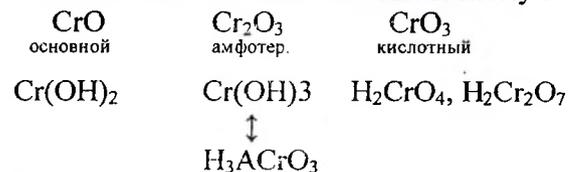
атома, металлические свойства элементов, а значит и основные свойства оксидов и гидроксидов. Например, в подгруппе II В

$\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  гидроксид  $\text{Be}(\text{OH})_2$  является амфотерным, а  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  - сильное основание. Так как щелочные и щелочноземельные металлы самые активные, то их гидроксиды являются сильными основаниями, хорошо растворимыми в воде, т.е. щелочами.

В периоде с ростом порядкового номера радиус уменьшается, основной характер оксидов и гидроксидов постепенно ослабляется, переходит в амфотерный и далее с увеличением степени окисления в кислотный:



Оксиды и гидроксиды всех основных металлов (кроме щелочных и щелочноземельных) в воде нерастворимы. Составляют исключение оксиды и гидроксиды металлов в высшей степени окисления, т.е. у d-металлов в группах с большим номером появляются различные степени окисления и характер их оксидов и гидроксидов изменяется с увеличением степени окисления от основного к кислотному:



Цель работы: познакомиться с закономерностями изменения химических свойств элементов, их оксидов и гидроксидов в периодах и группах.

### Экспериментальная часть

#### Опыт 1. Взаимодействие натрия с водой.

Извлечённый щипцами из керосина кусочек натрия, осушите фильтровальной бумагой и бросьте в кристаллизатор с водой, в которую добавлен фенолфталеин. Накройте кристаллизатор стеклом. Наблюдайте течение опыта. Составьте уравнение реакции в ионном и молекулярном видах.

#### Опыт 2. Взаимодействие магния и алюминия с водой.

В две пробирки налейте 2-3 мл дистиллированной воды и бросьте в одну кусочек магния, в другую – алюминия. Идёт ли реакция без нагревания? Нагрейте пробирки в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Добавьте в полученные растворы 1-2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете в обеих пробирках? Составьте уравнение реакций, если они протекают, в ионном и молекулярном видах.

Какой из указанных металлов и почему реагирует с водой более энергично?

#### Опыт 3. Свойства гидроксидов элементов III периода.

В одну пробирку налейте имеющуюся соль магния, в другую - имеющуюся соль алюминия, в третью - имеющуюся соль кремния. В первые две пробирки добавьте по каплям щёлочь до появления осадка, в третью – соляную кислоту. Содержимое каждой из пробирок разделите на две части. К одной части добавляйте щёлочь во все три пробирки, к другой – соляную кислоту. Что наблюдаете в каждой из пробирок? Составьте уравнение реакций, если они протекают, в ионном и молекулярном видах, сделайте вывод о характере изменения свойств гидроксидов элементов одного и того же периода.

Опыт 4. Свойства гидроксидов элементов главной и побочных подгрупп.

В одну пробирку налейте 1М раствор имеющейся соли кальция в другую - 1М раствор имеющейся соли бериллия. В каждую из пробирок добавьте по каплям 1М раствор щёлочи до выпадения осадков  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{Be}(\text{OH})_2$ . Содержимое каждой из пробирок разделите на две части. К одной части добавляйте, к другой – кислоту. Что наблюдаете в каждой из пробирок? Составьте уравнение реакций в ионном и молекулярном видах.

Аналогичный опыт проделать, заменив соли кальция и бериллия на 1М растворы слей цинка и кадмия. Составьте уравнение реакций в ионном и молекулярном видах.

На основании опыта 4 сделайте вывод об изменении характера гидроксидов элементов главной и побочных подгрупп.

### Контрольные вопросы

1. У каких элементов, Sr или Cd, Ba или Hg, сильнее выражены металлические свойства? Ответ мотивировать, исходя из электронной структуры атомов.
2. Написать электронные и электронно-графические формулы внешнего, предвнешнего и предпредвнешнего электронных уровней элементов тантала и висмута, определить их тип (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-), проявляемую высшую степень окисления.
3. Какая энергетическая орбиталь заполняется раньше: 4d или 5s, p или 4d?
4. Как изменяется энергия ионизации в периодах и главных подгруппах периодической системы?
5. Как изменяются сродство к электрону и электроотрицательность в периодах и главных подгруппах периодической системы?
6. Сколько электронов во внешнем электронном уровне содержат ионы  $\text{Rb}^{+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Zr}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^{+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ? Какие из них сходны по электронному строению с атомом инертного газа криптона?
7. Как меняется характер оксидов и гидроксидов в IA и IIA группах с увеличением порядкового номера?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

### РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ

К окислительно-восстановительным реакциям относятся различные процессы, связанные с изменением степени окисления (окислительного числа) элементов в результате перехода электронов от одних атомов или ионов к другим или в результате оттягивания связывающих электронных пар к наиболее электроотрицательному элементу.

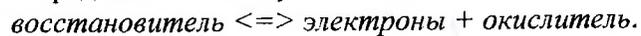
Окислительное число может иметь положительное, нулевое или отрицательное значение. Так, у азота степень окисления в  $NH_3$ ,  $N_2$ ,  $N_2O_3$  равна соответственно -3; 0; +3. Алгебраическая сумма всех окислительных чисел атомов, входящих в молекулу вещества, равна 0, а входящих в ион, -заряду иона.

Процесс отдачи электронов называют окислением, а процесс присоединения - восстановлением. Оба процесса в системе обязательно протекают одновременно, причем общее число электронов, отданных в процессе окисления, равно общему числу электронов, присоединенных в процессе восстановления.

Вещества, в состав которых входят атомы или ионы, отдающие электроны, называют восстановителями; вещества, в состав которых входят атомы или ионы, присоединяющие электроны, - окислителями.

В ходе окислительно-восстановительных реакций восстановитель окисляется, а окислитель восстанавливается.

Соотношение между восстановителем и окислителем может быть представлено следующей схемой:



Окислительно-восстановительные свойства нейтральных атомов и ионов непосредственно связаны с положением элементов в периодической системе Д.И.Менделеева. Атомы и ионы могут обладать только восстановительными, окислительно-восстановительными, только окислительными свойствами.

#### Восстановители:

а) нейтральные атомы, имеющие в наружном слое от 1 до 3 электронов и способные их только отдавать;

б) элементарные отрицательно заряженные ионы неметаллов, например:  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $S^{2-}$ .

Окислители-восстановители: а) атомы элементов, имеющие в наружной оболочке от 4 до 7 электронов; эти элементы могут, принимая электроны, проявлять окислительные свойства, а отдавая их (кроме фтора), проявлять восстановительные свойства; б) элементарные положительно заряженные ионы, принимая электроны, реагируют как окислители, а в случае возможности перехода в более высокую степень окисления, связанную с отдачей электронов, проявляют восстановительные свойства; в) отрицательно заряженные сложные ионы с промежуточной степенью окисления центрального атома.

Окислители: а) свободные молекулы элементов, способные только присоединять электроны ( $F_2, O_2$ ); б) положительно заряженные элементарные ионы с максимальной степенью окисления ( $Ag^+$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Au^{3+}$ ,  $Sn^{4+}$  и др.); в) сложные отрицательно заряженные ионы с максимальной степенью окисления центрального атома ( $MnO_4^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $CrO_4^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ).

Эквивалентная масса вещества в окислительно-восстановительной реакции находится как отношение его мольной массы (M) к числу отдаваемых или присоединяемых его молекулой электронов:

$$Э = \frac{M}{n}$$

Например, окислительный эквивалент  $K_2Cr_2O_7$ , принимающего 6 электронов, равен:

$$Э_{K_2Cr_2O_7} = \frac{294,22}{6} = 49,03 \text{ г,}$$

а восстановительный эквивалент  $H_2SO_3$ , отдающей 2 электрона, равен:

$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{82}{2} = 41 \text{ г.}$$

Вещества, в состав которых входят элементы с переменной валентностью, в зависимости от условий могут иметь различные окислительно-восстановительные эквиваленты. Так, окислительный эквивалент  $KMnO_4$  в кислотной среде равен М:5, т.е.  $158,04:5 = 31,63$  г.; в нейтральной - М:3, т.е.  $158,04:3 = 52,07$ ; в щелочной - М:1, т.е.  $158,04:1 = 158,04$ .

Цель работы: познакомиться с разнообразием окислительно-восстановительных реакций, установить влияние среды на эти реакции, закрепить умение расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса.

#### Экспериментальная часть

Опыт 1. К одному кусочку цинка добавить небольшое количество (3-4 мл) соляной кислоты (1:1). Испытать выделяющийся газ. Написать уравнение реакций. Какой ион участвует в реакции окисления?

Опыт 2. Несколько кусочков медной стружки обработать концентрированной азотной кислотой на холоду. Обратить внимание на цвет выделяющегося газа.

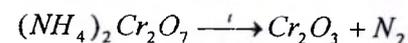
Опыт 3. а) К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавить раствор сульфита натрия. Как изменился цвет раствора? б) Прodelать эту реакцию без подкисления. Как в этом случае изменился цвет раствора? Обратить внимание на образование осадка, в) К сильно щелочному раствору сульфита натрия прибавить раствор перманганата калия. Как изменился цвет раствора? Влияет ли изменение кислотности среды на протекание исследуемой реакции?

Опыт 4. В пробирку налить раствор соли хрома (III) и добавить раствор щелочи до образования зеленого раствора хромита. Прилить бромную воду и наблюдать постепенное изменение окраски раствора. Какая реакция протекает?

Опыт 5. а) К раствору бромида калия прилить хлорную воду. Обратить внимание на изменение цвета раствора. Прибавить немного органического растворителя, например изоамилового спирта, и энергично перемешать содержимое пробирки. Обратить внимание на цвет спиртового слоя, б) Повторить опыт, взяв  $KJ$  вместо  $KBr$ . Отметить цвет раствора, образовавшегося вследствие растворения иода в изоамиловом спирте.

Опыт 6. Кусочек железной проволоки обработать раствором  $CuSO_4$ . Обратить внимание через некоторое время на изменение цвета поверхности металла.

Опыт 7. Несколько кристалликов бихромата аммония поместить в сухую пробирку и нагреть до начала реакции разложения. Обратить внимание на характер образующихся продуктов реакции и закончить уравнение реакции:



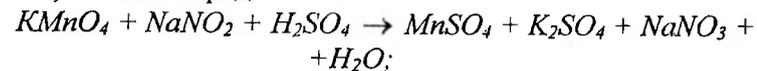
#### Контрольные вопросы

1. Какие из перечисленных ниже веществ могут проявлять только окислительные свойства? Только восстановительные? Как окислительные, так и восстановительные:

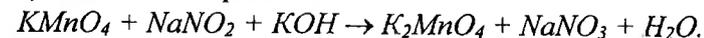
- а)  $HClO_4$ ,  $KClO_3$ ,  $NaBr$ ,  $Fe$ ;
- б)  $FeCl_2$ ,  $Cl_2$ ,  $PH_3$ ;
- в)  $TiO_2$ ,  $Na_2S$ ,  $S$ ,  $Cu$ .

2. Взаимодействие перманганата калия с нитритом натрия протекает по схеме:

а) в кислой среде:

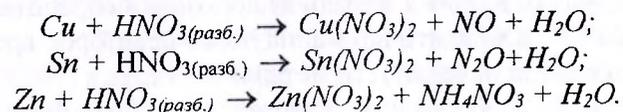


б) в щелочной среде:

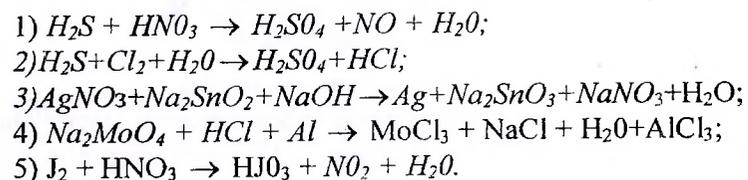


Подберите коэффициенты и вычислите эквиваленты перманганата калия и нитрита в этих реакциях.

3. Подберите коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций и вычислите в каждой из них окислительный эквивалент азотной кислоты:



4. Подберите коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях и укажите окислители и восстановители:



#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

### СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

#### Скорость химических реакций

Раздел химии, рассматривающий скорость и механизм химических процессов, называется химической кинетикой. Химические реакции могут совершаться медленно, в течение целых геологических периодов, как, например, выветривание горных пород, и могут совершаться очень быстро, в микросекунды и их доли. Например, разложение взрывчатых веществ. Поэтому любое химическое взаимодействие можно характеризовать скоростью.

Скорость химической реакции равна изменению концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Для реакции  $mA + nB = pC + qD$

$$\bar{V} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}. \quad (1)$$

В уравнении (1) знак «+» относится к изменению концентрации продуктов реакции, а «-» - к изменению концентрации исходных веществ.

Поскольку скорость реакции все время изменяется, то в химической кинетике чаще рассматривают истинную скорость, понимая под ней скорость в данный момент времени:

$$V = \pm \frac{dC}{d\tau}. \quad (2)$$

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации, температуры, присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (например, от давления в случае газовых реакций, от степени измельчения - в случае твердофазных реакций).

#### Зависимость скорости химической реакции от концентрации

Чтобы осуществилось химическое взаимодействие веществ А и В, их молекулы должны столкнуться. Чем больше столкновений, тем быстрее протекает реакция. Число столкновений увеличивается при увеличении концентрации реагирующих веществ.

На основе обширного экспериментального материала сформулирован основной закон кинетики, устанавливающий зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ: скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ в степенях, соответствующих стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции:

$$V = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n, \quad (3)$$

где  $C_A$  и  $C_B$  - концентрации веществ А и В, моль/л;

$k$  – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции.

Основной закон химической кинетики часто называют законом действия масс.

Из уравнения (3) нетрудно установить физический смысл константы скорости. Она численно равна скорости реакции при условии, если концентрация каждого из реагирующих веществ составляет 1 моль/л. Зная величину  $k$ , можно сравнивать скорости химического взаимодействия различных веществ: чем больше  $k$ , тем быстрее реагируют данные вещества. Константа скорости реакции зависит от температуры и от природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации последних.

Если в гомогенных (однофазных) системах химическое взаимодействие происходит во всем объеме, то в гетерогенных (многофазных) системах лишь на поверхности твердой фазы, которая остается неизменной. При этом концентрация твердого участника реакции также не изменяется.

Так, для реакции горения угля  $C + O_{2(ГАЗ)} = CO_{2(ГАЗ)}$  закон действующих масс может быть записан следующим образом:

$$V = k \cdot C_c \cdot S_c \cdot C_{O_2}, \quad (4)$$

где  $k$  – константа скорости;  $S_c$  – величина поверхности угля;  $C_c$  – его концентрация.

Обозначая произведение постоянных величин через  $K_1$  получим:

$$V = k_1 \cdot C_{O_2}, \quad (5)$$

т.е. скорость гетерогенной химической реакции пропорциональна лишь концентрации газообразного реагента (кислорода), концентрация и площадь поверхности твердого вещества (угля) входит в значение константы скорости.

### Зависимость скорости химической реакции от температуры

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2—4 раза.

Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (6)$$

где  $V_{t_2}$  и  $V_{t_1}$  – скорости реакции при конечной  $t_2$  и начальной  $t_1$  температурах, а  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10 градусов. Правило Вант-Гоффа является приближенным и применимо лишь для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции.

Температура влияет на скорость реакции, увеличивая константу скорости.

Энергия активации. Для того, чтобы произошла реакция, т.е. чтобы образовались новые молекулы, необходимо сначала разорвать или ослабить связи между атомами в молекулах исходных веществ. Но это надо затратить определенную энергию. Если сталкивающиеся молекулы не обладают такой энергией, то столкновение будет неэффективным – не приведет к образованию молекулы нового вещества.

Избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества, называется энергией активации данной реакции. Энергия активации выражается в килоджоулях на моль или килокалориях на моль. Молекулы, обладающие такой энергией, называются активными молекулами.

При увеличении температуры константа скорости растет, и тем сильнее, чем больше величина энергии активации. Ма-

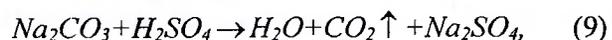
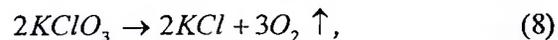
тематически зависимость константы скорости от температуры выражается уравнением Аррениуса:

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + C. \quad (7)$$

Величина энергии активации зависит от природы реагирующих веществ и является важной кинетической характеристикой реакции.

### Химическое равновесие

Все химические реакции можно разбить на две группы: необратимые и обратимые реакции. Необратимые реакции протекают только в одном направлении. Примеры необратимых реакций:



Большинство реакций являются обратимыми, т.е. они протекают в противоположных направлениях и не идут до конца, так как продукты реакции, взаимодействуя между собой, вновь дают исходные вещества. Таковы, например, реакции:



Обратимые реакции заканчиваются достижением состояния химического равновесия. В общем случае химическое равновесие можно определить как такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой.

В состоянии равновесия прямая и обратная реакции не прекращаются, поэтому такое равновесие называется подвиж-

ным, или динамическим. В реагирующей смеси видимых изменений не происходит: концентрации всех веществ, как исходных, так и образующихся, остаются постоянными. Концентрации всех веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными.

Так, для обратимого процесса



при установившемся равновесии,  $V_{np} = V_{обр}$ , т.е. согласно основному кинетическому закону:

$$k_1 C_A^m C_B^n = k_2 C_C^p C_D^q, \quad (15)$$

откуда

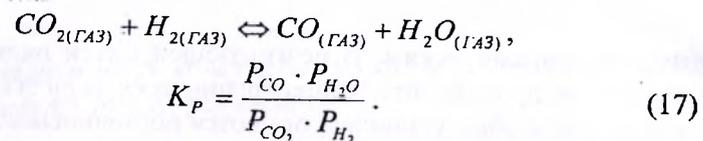
$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{C_C^p \cdot C_D^q}{C_A^m \cdot C_B^n}, \quad (16)$$

где  $C_A$ ,  $C_B$ ,  $C_C$ , и  $C_D$  - равновесные концентрации участников реакции;  $k_1$  и  $k_2$  - константы скорости прямой и обратной реакций;  $K$  - константа химического равновесия.

Выражение (17) носит название закона действия масс: отношение произведения равновесных концентраций продуктов к произведению концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции, есть величина постоянная при данной температуре.

Из этого закона следует, что константа химического равновесия не зависит от концентрации, а изменяется лишь с изменением температуры.

Если константа равновесия выражена через концентрации реагирующих веществ, то ее принято обозначать  $K_c$ . Для реакций, протекающих с участием газообразных веществ, константу равновесия выражают через пропорциональные давления и обозначают  $K_p$ , например, для реакции:



### Смещение химического равновесия

На состояние химического равновесия оказывают влияние концентрация реагирующих веществ, температура, а для газообразных веществ и давление. При изменении одного из этих параметров равновесие нарушается и концентрации всех реагирующих веществ будут изменяться до тех пор, пока не установится новое равновесие, но уже при иных значениях равновесных концентраций. Переход реакционной системы из одного состояния равновесия в другое называется смещением (или сдвигом) химического равновесия.

Направление смещения химического равновесия определяется общим положением, известным под названием принципа Ле Шателье: изменение одного из условий (температуры, концентрации, давления), при которых система находится в состоянии равновесия, вызывает смещение равновесия в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

Согласно принципу Ле Шателье, при повышении температуры происходит смещение равновесия сторону эндотермической реакции, при понижении - в сторону экзотермической реакции.

Введение в равновесную систему дополнительных количеств любого из реагирующих веществ ускоряет ту реакцию, при которой оно расходуется: увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие в сторону образования продуктов реакции; увеличение концентрации продуктов реакции смещает равновесие в сторону образования исходных веществ.

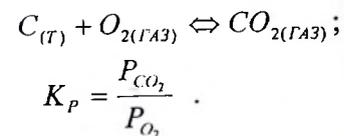
Изменение давления действует на смещение равновесия газовых реакций, идущих с изменением числа молей. Увеличение давления смещает равновесие в сторону той реакции,

которая приводит к уменьшению общего числа молей в газовой фазе, а следовательно, к уменьшению давления в системе.

### Равновесие в гетерогенной системе

Гетерогенная система разделена на отдельные части - фазы - границами раздела. Если между веществами, составляющими фазы, происходит обратимая реакция, то равновесие должно устанавливаться на всех границах раздела между всеми фазами.

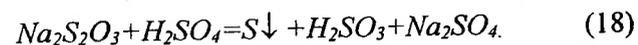
Если в гетерогенной реакции участвуют твердые вещества и газы, например, реакция горения угля, то в выражение для константы химического равновесия входят лишь парциальные давления газообразных участников реакции:



Цель работы: изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры, а также влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

Опыт 1. Зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации.

Классическим примером гомогенной реакции является взаимодействие между раствором тиосульфата натрия с серной кислотой, протекающее по уравнению:



Возникающая при этой реакции сера вызывает помутнение раствора. Необходимо измерить по секундомеру время от момента сливания до появления едва заметной мути. Зная время протекания реакции (с), легко определить скорость реакции, так как последняя является величиной, обратной времени:

$$v = \frac{1}{\tau}$$

В 3 пробирки (1, 2, 3) налейте из бюретки (отсчет по нижнему мениску) по 3 мл серной кислоты. В 3 другие пробирки (1а, 2а, 3а) налейте из бюреток указанное в таблице количество раствора тиосульфата натрия и воды.

Таблица 1

Номер пробирки	Объем, мл		Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $a/(a+b)$	Время $\tau$ , с	Скорость реакции $v = 1/\tau$
	раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (а)	$\text{H}_2\text{O}$ (б)			
1а	3	0	1		
2а	2	1	2/3		
3а	1	2	1/3		

Влейте содержимое пробирки 1а в пробирку 1 и тотчас же включите секундомер. Заметьте время появления слабой муты (данные запишите в табл. 1). Проведите аналогичные опыты с растворами в других пробирках.

По полученным данным постройте на миллиметровой бумаге график зависимости скорости реакции (ось ординат) от концентрации (ось абсцисс).

Какой линией выражается найденная зависимость? Должна ли линия проходить через начало координат?

**Опыт 2.** Зависимость скорости гомогенной реакции от температуры.

В 3 пробирки (1, 2, 3) налейте из бюретки по 3 мл раствора серной кислоты, в 3 другие пробирки (1а, 2а, 3а) - по

3мл. раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Все пробирки поставьте в стакан с водой. Через 5 мин измерьте температуру воды в стакане. Выньте из воды пробирки 1 и 1а, слейте содержимое в одну из них и отметьте по секундомеру время от момента сливания до появления слабой, едва заметной муты. Впишите результат в табл. 2.

Таблица 2

Номер пробирки	Температура опыта $t, ^\circ\text{C}$	Время $\tau$ , с	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}$
1, 1а 2, 2а 3, 3а			

Нагрейте стакан с водой на  $10^\circ\text{C}$  выше первоначальной температуры и проведите аналогичный опыт с растворами в пробирках 2 и 2а. Растворы в пробирках 3 и 3а слейте при температуре на  $10^\circ\text{C}$  выше предыдущей. На миллиметровой бумаге постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру, а по оси ординат - скорость. Проходит ли полученная на графике линия через начало координат? Каков температурный коэффициент скорости данной реакции?

**Опыт 3.** Смещение химического равновесия при изменении концентрации.

В пробирку влейте приблизительно 10 мл воды и добавьте по 1 капле насыщенного раствора роданида аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$  и хлорного железа (III)  $\text{FeCl}_3$ ; раствор должен иметь светло-красный цвет (если необходимо, раствор разбавьте водой).

Составьте уравнение обратимой реакции и запишите выражение константы равновесия.

Разлейте раствор в 4 пробирки так, чтобы объемы растворов были приблизительно одинаковыми.

В первую пробирку влейте 2 капли концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ . Изменяется ли интенсивность окраски и как? Дайте объяснение, исходя из математического выражения закона действующих масс. В какую сторону сместилось равновесие системы?

Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли насыщенного раствора  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ; ведите наблюдения за происходящими изменениями и дайте необходимые объяснения.

В третью пробирку внесите шпателем щепотку кристаллического  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , сильно взболтайте содержимое пробирки и сравните окраску с окраской раствора в четвертой пробирке. Что происходит в данном случае? Дайте необходимые объяснения.

Как надо изменить концентрации веществ в обратимой системе, чтобы сместить равновесие в прямом и обратном направлениях?

#### Контрольные вопросы

1. Скорость химической реакции, ее размерность.
2. Основной кинетический закон (закон действующих масс) для гомогенных и гетерогенных реакций.
3. Зависимость скорости химической реакции от температуры.
  - 3.1. Правило Вант-Гоффа.
  - 3.2. Уравнение Аррениуса.
  - 3.3. Энергия активации.
4. Химическое равновесие, его особенности.
5. Математическое выражение константы равновесия гомогенной и гетерогенной химических реакций.
6. Выражение константы равновесия через концентрации и парциальные давления реагирующих веществ.
7. Влияние изменения концентрации, температуры и давления на смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
8. Расчет химического равновесия с использованием закона действующих масс.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

### РАСТВОРЫ

#### Характеристика растворов

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия. Растворы бывают жидкие, твердые и газообразные. Наибольшее значение имеют жидкие растворы, в которых растворителем является вода.

Растворителем обычно считается вещество, существующее в чистом виде в таком же агрегатном состоянии, что и полученный раствор. В случае, когда растворитель и растворимое вещество имеют одно агрегатное состояние, растворителем является вещество с преобладающей массой. Однородность растворов, выделение тепла при растворении некоторых веществ и образование гидратов указывает на сходство растворов с химическими соединениями.

Отсутствие у растворов постоянства состава, т.е. эквивалентных отношений между количеством растворенного вещества и растворителя, а также наличие в свойствах растворов многих свойств его отдельных компонентов приближают растворы к механическим смесям.

Следовательно, растворы занимают промежуточное положение между механическими смесями и химическими соединениями.

При растворении многих веществ молекулы их связываются с молекулами растворителя, образуя соединения - сольваты. Когда растворителем является вода, эти соединения называют гидратами, а процесс их образования гидратацией.

Образование сольватов обусловливается полярностью молекул растворяемого вещества, благодаря которой они притягивают полярные молекулы растворителя. Устойчивость сольватов зависит от величины полярности тех или иных молекул. Наибольшей полярностью из растворителей обладает вода. Практически приходится иметь дело с гидратами, так как чаще всего встречаются водные растворы. Гидраты довольно

неустойчивые соединения, во многих случаях разлагающиеся уже при выпаривании растворов. Но иногда вода прочно связана с молекулами растворенного вещества, и при кристаллизации его из раствора она входит в состав кристаллов. Такие кристаллические образования, в построении которых молекулы воды участвуют как самостоятельные единицы, называют кристаллогидратами, а содержащаяся в них вода - кристаллизационной водой. Состав кристаллогидратов принято изображать формулами, показывающими число молекул воды, входящих на 1 молекулу веществ.

Пример:  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ,  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ,  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ .

### **Тепловой эффект растворения**

Растворение твердых веществ в жидкостях большей частью сопровождается поглощением тепла. Некоторые твердые вещества растворяются с выделением тепла. Выделяется тепло при растворении некоторых жидкостей и газов.

Количество тепла, поглощающегося (или выделяющегося) при растворении одного моля вещества, называют теплотой растворения этого вещества. Причина того, что растворение одних твердых веществ в воде идет с поглощением, а других с выделением теплоты, заключается в следующем. Процесс растворения твердого вещества состоит из двух последовательных стадий, каждая из которых сопровождается тепловым эффектом: 1. Разрушение кристаллической решетки, т.е. распад ее на отдельные частицы, связан с затратой энергии  $Q_1$ . 2. Взаимодействие частиц растворенного вещества с молекулами воды (гидратация) сопровождается выделением энергии  $Q_2$ . Следовательно, теплота растворения есть алгебраическая сумма перечисленных тепловых эффектов, т.е.  $Q = Q_1 + Q_2$ . Это уравнение показывает, что растворение твердого вещества является экзотермическим процессом, если при гидратации выделяется энергии больше, чем ее расходуется на разрушение кристаллической решетки. Растворение является эндотермическим про-

цессом, если на разрушение кристаллической решетки расходуется энергии больше, чем ее выделяется при гидратации.

### **Растворимость**

Растворимостью называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости служит концентрация насыщенного раствора. Ее выражают количеством граммов вещества, насыщающим 100 г растворителя при данной температуре.

Если в 100 г воды при комнатной температуре растворяется 10 г вещества, то такое вещество принято называть легко растворимым. Если растворяется менее 1 г вещества - трудно растворимым. Если в раствор переходит менее 0,01 г, то вещество называют практически нерастворимым. Абсолютно нерастворимых веществ не существует. С повышением температуры растворимость почти всех твердых веществ увеличивается.

В отличие от твердых веществ и жидкостей растворимость газов с повышением температуры понижается и увеличивается с повышением давления.

Зависимость растворимости газов от давления выражается следующими законами Генри-Дальтона:

1. Масса газа, растворяющаяся в данном объеме жидкости, пропорциональна давлению газа.
2. Объем газа, растворяющегося в данном объеме жидкости, не зависит от давления.
3. При растворении смеси газов каждая составная часть этой смеси растворяется пропорционально своему парциальному давлению и растворимости.

Жидкости также могут растворяться в жидкостях. Возможны три случая растворимости жидкости в жидкости:

а) неограниченная растворимость, если жидкости смешиваются друг с другом в любых отношениях. Например: спирт и вода, глицерин и вода;

б) ограниченная растворимость. Например: эфир и вода взаимно растворяются лишь до известного предела. Если взболтать эфир с водой, образуется два слоя: верхний пред-

ставляет собой насыщенный раствор воды в эфире, а нижний - насыщенный раствор эфира в воде. Так как с повышением температуры растворимости обычно возрастает, то при некоторой температуре происходит полное взаимное растворение: эта температура называется критической температурой растворения. Выше этой температуры расслоения не наблюдается; в) почти полная нерастворимость (вода-керосин, водартуть и др).

Растворы в зависимости от концентрации растворенного вещества бывают насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные.

Насыщенным называется такой раствор, в котором нерастворенное вещество (в осадке) находится в равновесии с растворенным. Процесс растворения не прекращается, но наряду с ним идет кристаллизация веществ из раствора. Количество растворяющегося вещества в единицу времени равно количеству вещества, выпадающего на раствор в виде кристаллов.

Раствор, концентрация которого меньше концентрации насыщенного при той же температуре раствора, называется ненасыщенным.

Раствор называется пересыщенным, если его концентрация больше, чем концентрация насыщенного раствора при той же температуре. Пересыщенный раствор получается при осторожном охлаждении горячих насыщенных растворов, не содержащих твердой фазы. Нужно помнить, что пересыщенные растворы являются неустойчивыми системами, и кристаллизацию такого раствора можно вызвать путем трения стеклянной палочки о стенки сосуда, внесением затравки кристалла, резким охлаждением.

### Способы выражения концентрации растворов

Массовое количество растворенного вещества, содержащееся в определенном количестве (массовом или объемном) раствора или растворителя, называют концентрацией.

Если количество растворенного вещества отнесено к определенной массе раствора, то концентрация называется массовой, если же к объему раствора, то объемной. Массовая концентрация растворов обычно выражается в процентах или же характеризуется плотностью раствора. Объемная концентрация выражается молярностью, если масса растворенного вещества выражена в молях, или нормальностью, если в эквивалентных массах на 1 л раствора.

1. Массовый процент. Концентрация раствора выражается в этом случае в массовых процентах, т.е. отношение массы растворенного вещества к массе раствора, умноженное на 100, или указывается число граммов растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора. Например: 10%-ный раствор поваренной соли содержит 10 масс. ч. соли и 90 масс. ч. воды.

2. Выражение концентрации растворов через молярную долю растворенного вещества. Более удобным для выявления закономерностей в свойствах растворов оказывается сопоставление не массовых количеств растворенного вещества и растворителя, а их молярных количеств. При этом состав раствора можно выражать как в молярных (молярных) долях, так и в молярных (молярных) процентах.

Молярной долей  $N$  растворенного вещества называется отношение числа молей  $n$  растворенного вещества к сумме чисел молей растворенного вещества  $n$  и растворителя  $n_0$ :

$$N = \frac{n}{n + n_0}.$$

Молярный процент равен  $N \cdot 100$ .

3. Молярная концентрация выражается числом молей растворенного вещества в 1 л раствора. Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1 л раствора, называется одно-

молярным и обозначается 1 М; содержащий 0,1 моля в 1 л раствора - децимолярным (0,1 М) и т.д.

Для приготовления определенного объема раствора заданной концентрации сначала рассчитывается навеска растворимого вещества, затем это вещество (полностью, без потерь) переносится в мерную колбу соответствующего объема, которая доливается водой до отметки на горлышке колбы.

4. Моляльная концентрация выражается числом молей растворенного вещества в 1000 г растворителя.

Пример: 1 - моляльный раствор глюкозы в воде содержит 1 моль  $C_6H_{12}O_6 = 180$  г в 1000 г воды.

5. Нормальная концентрация выражается числом эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Раствор, в 1 л которого содержится 1 эквивалентная масса растворенного вещества, называется одно-нормальным, или нормальным, и обозначается 1 Н; 2 эквивалентных массы - двунормальным (2Н); 0,1 эквивалентной массы децинормальным (0,1) и т.д.

Для практических работ удобнее пользоваться растворами нормальных концентраций, так как вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах. Равные объемы растворов одинаковой концентрации (нормальности) содержат одинаковое число эквивалентов растворенного вещества.

Приготовление нормальных растворов производится аналогично приготовлению молярных растворов, с той лишь разницей, что при расчете навески растворимого вещества нужно брать не молярную массу, а эквивалентную массу.

6. Выражение концентрации раствора через его плотность (обычно выражается в граммах на сантиметр в кубе). С изменением концентрации раствора меняется его плотность. Следовательно, определенной плотности раствора соответствует определенная концентрация растворенного вещества в растворе. Для растворов некоторых веществ (кислот, щелочей, солей) имеются специальные таблицы, пользуясь которыми, можно по плотности растворов находить их процентную концентрацию.

7. Определение концентрации растворов методом титрования. Для определения концентрации растворов пользуются методом титрования. Титрование - определение неизвестной концентрации одного раствора по известной концентрации другого, путем измерения объемов растворов реагирующих веществ. Для определения конца реакции (конец титрования) используются индикаторы - вещества, меняющие свой цвет в зависимости от среды раствора. Наиболее часто для определения концентрации щелочи или кислоты пользуются метилоранжем и фенолфталеином. Так как реакции между веществами протекают в эквивалентных количествах, то концентрации растворов в методе титрования удобнее выражать в единицах нормальности:

$$C_H = \frac{m}{\text{Э} \cdot V} \frac{\text{экв}}{\text{л}},$$

где  $C_H$  - нормальная концентрация раствора;  $m$  - масса растворенного вещества; Э - эквивалентная масса вещества;  $V$  - объем раствора в литрах.

Преобразуем формулу  $C_H \cdot V = \frac{m}{\text{Э}}$ . Как левая, так и правая части равенства представляют собой количество эквивалентов вещества, растворенных в объеме  $V$ . Учитывая закон эквивалентов, можно сделать вывод о том, что произведения  $C_H V$  для растворов двух веществ, вступающих в реакцию без остатка, равны между собой, т.е.

$$\frac{C_{H_1}}{C_{H_2}} = \frac{V_2}{V_1}$$

Таким образом, объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальным концентрациям.

Цель работы: научиться рассчитывать навеску и готовить растворы заданной концентрации, а также определять концентрацию растворов методом титрования.

## Экспериментальная часть

**Опыт 1.** Определение концентрации раствора по плотности.

Получите у лаборанта стеклянный цилиндр, ареометр и раствор хлористого натрия. Определите с помощью ареометра плотность этого раствора. Пользуясь таблицей, найдите процентное содержание соли в растворе.

Таблица 1

Плотность при 20°C, г/см <sup>3</sup>	Содержание NaCl в 100г раствора, г	Плотность при 20°C, г/см <sup>3</sup>	Содержание NaCl в 100 г раствора, г	Плотность при 20°C, г/см <sup>3</sup>	Содержание NaCl в 100 г раствора, г
1,005	1	1,071	10	1,140	19
1,013	2	1,078	11	1,148	20
1,020	3	1,086	12	1,156	21
1,027	4	1,093	13	1,164	22
1,034	5	1,101	14	1,172	23
1,041	6	1,109	15	1,180	24
1,049	7	1,116	16	1,189	25
1,056	8	1,124	17	1,197	26
1,063	9	1,132	18	1,2	26,4

При выполнении опыта нужно следить за тем, чтобы ареометр не касался стенок цилиндра. Показания шкалы ареометра снимаются по нижнему мениску жидкости.

**Опыт 2.** Приготовление 100 мл 0,1 М раствора сернокислой меди.

- а) Рассчитайте количество  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , необходимое для приготовления 100 мл 0,1 М раствора сернокислой меди.  
 б) Отвесьте в предварительно взвешенном стаканчике это количество соли на химико-технических весах с точностью до 0,01г. в) Пересыпьте через воронку взятую навеску в мерную колбу на 100 мл и тщательно смойте с воронки оставшуюся на

ней соль. Навеску в колбе растворите в малом количестве воды, долейте мерную колбу водой до черты, закройте пробкой и хорошо перемешайте. Готовый раствор сдайте лаборанту.

**Опыт 3.** Приготовление 100 мл 0,1 Н раствора сернокислого цинка.

а) Рассчитайте, какое количество  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$  потребуется для приготовления 100 мл 0,1 раствора сернокислого цинка.

б) Отвесьте в предварительно взвешенном стаканчике это количество соли на химико-технических весах с точностью до 0,01 г.

в) Пересыпьте через воронку взятую навеску в мерную колбу на 100 мл и тщательно смойте с воронки оставшуюся на ней соль. Навеску в колбе растворите в малом количестве воды, долейте мерную колбу до черты, закройте пробкой и хорошо перемешайте.

**Опыт 4.** Приготовление 20 г 10% -го раствора углекислого натрия из кристаллической соли.

а) Вычислите, какое количество кристаллической соли  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  потребуется для приготовления 20 г 10%-ного раствора в расчете на безводную соль  $Na_2CO_3$ .

б) Отвесьте в предварительно взвешенном стаканчике это количество соли на химико-технических весах с точностью до 0,01 г.

в) Рассчитайте, какой объем воды необходим для растворения взятой навески.

г) Отмерьте мензуркой этот объем воды и растворите в нем взвешенную соль. Полученный раствор вылейте в приготовленную склянку.

**Опыт 5.** Определение концентрации раствора кислоты.

Заполните бюретку раствором щелочи выше нулевого деления. Избыток щелочи из бюретки слейте в подставленный стакан, пока нижний мениск жидкости не остановится на нулевом делении бюретки (при отсчете глаз наблюдателя должен быть на одном уровне с нижним краем мениска жидкости).

Наберите мерной пипеткой 10 мл раствора кислоты и влейте ее в коническую колбу емкостью 100 мл. Туда же введите 2 капли раствора фенолфталеина. Под колбу положите белый лист бумаги и приступите к титрованию: из бюретки приливайте раствор щелочи небольшими порциями (по 0,2 мл) в раствор кислоты, непрерывно перемешивая содержимое колбы.

Место, в которое попадает щелочь, окрашивается в малиновый цвет, быстро исчезающий при взбалтывании. Когда малиновый цвет начнет исчезать, прибавляйте раствор щелочи по одной капле до тех пор, пока от одной капли раствор примет не исчезающую малиновую окраску. На этом титрование закончено. Отметьте по делениям бюретки, с точностью до 0,05 мл, объем раствора щелочи, израсходованный на нейтрализацию кислоты.

Повторите титрование еще два раза. Расхождение между результатами титрования не должно превышать 0,1 мл.

Полученные данные запишите в таблицу.

Запишите нормальную концентрацию раствора кислоты, определенную из соотношения:

$$C_{\text{Нкисл}} \cdot V_{\text{кисл}} = C_{\text{Нщелочи}} \cdot V_{\text{щелочи}}$$

Таблица 2

Титрование	Объем взятого раствора кислоты	Объем раствора щелочи	Среднее значение объема щелочи
1-е определение	.....	...	.....
2-е определение	.....	...	.....
3-е определение	.....	...	.....

### Контрольные вопросы

1. Растворы, их отличие от химических соединений и смесей.
2. Энергетические эффекты при образовании растворов.
3. Растворимость, мера растворимости.
4. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные растворы.
5. Влияние температуры на растворимость твердых, жидких и газообразных веществ.
6. Закон Генри-Дальтона.
7. Способы выражения концентрации растворов.
  - 7.1. Плотность растворов.
  - 7.2. Массовый процент.
  - 7.3. Молярность, нормальность, моляльность, мольная доля.
8. Определение концентрации методом титрования.

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

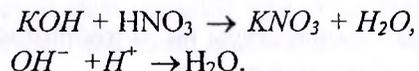
#### РЕАКЦИИ ОБМЕНА В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Реакции, протекающие в растворах электролитов, сводятся к взаимодействию между ионами растворенных веществ. Реакции в растворах электролитов идут только в том случае, если в результате электростатического взаимодействия разноименно заряженных ионов образуются молекулы нового вещества: трудно растворимого, газообразного или малодиссоциированного. Если ни одно из таких веществ при реакции не образуется, то не происходит и самой реакции. К слабым электролитам относятся не только молекулы слабых кислот и оснований, но и их ионы, образующиеся при диссоциации по первой или второй ступеням (например,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{MgOH}^+$ ). Константа диссоциации их, как правило, меньше константы диссоциации соответствующих им

кислот и оснований. К слабым электролитам относятся и относительно прочные комплексные ионы.

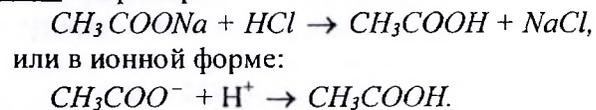
### Реакции, идущие с образованием слабых электролитов:

а) Реакции нейтрализации. Процесс взаимодействия гидроксид-ионов ионов водорода с образованием слабого электролита воды называется реакцией нейтрализации, например:

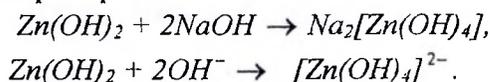


Образование 1 моль воды из ионов  $H^+$  и  $OH^-$  при нейтрализации сильных кислот слабыми основаниями сопровождается выделением 57, 54 кДж теплоты (теплота нейтрализации).

б) Реакции, идущие с образованием слабых кислот или оснований, например:

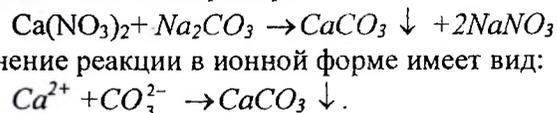


в) Реакции, сопровождающиеся образованием комплексного иона, например:



### Реакции, идущие с образованием трудно растворимых веществ

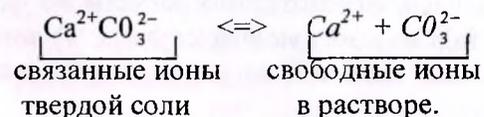
Значительно чаще приходится иметь дело с образованием трудно растворимых веществ, которые удаляются из сферы реакции в виде осадка, например:



Изучение равновесия в насыщенных растворах сильных электролитов (например, солей) дает возможность выяснить условия, вызывающие образование или растворение осадков в

этих растворах. При растворении кристаллов электролитов с ионной кристаллической решеткой в раствор переходят не молекулы, а ионы.

В насыщенном растворе какой-либо соли с осадком (например,  $CaCO_3$ ) имеет место равновесие:



Переход ионов из твердой фазы в жидкую происходит только с поверхности и не зависит от количества твердого вещества.

Обозначим число моль ионов, переходящих в раствор за единицу времени с единицы поверхности, через  $v_1$ . Эта величина будет выражать скорость перехода ионов в раствор, т.е.  $v_1 = k_1$ . Очевидно, величина  $v_1$  будет зависеть только от природы веществ и температуры.

Обратный процесс - переход ионов из раствора в осадок - пропорционален их концентрации в растворе. Скорость этого процесса выражается равенством:

$$v_1 = k_2 [Ca^{2+}] [CO_3^{2-}], \quad (1)$$

где  $k_2$  - коэффициент пропорциональности, равный скорости выделения ионов из раствора на единицу поверхности осадка при концентрациях  $Ca^{2+}$  и  $CO_3^{2-}$ , равных единице.

В момент равновесия:

$$v_1 = v_2 \text{ и } k_1 = k_2 [Ca^{2+}] [CO_3^{2-}].$$

Перенеся величину  $k_2$  в левую часть, получаем:

$$\frac{k_1}{k_2} = [Ca^{2+}] [CO_3^{2-}],$$

Из этого равенства видно, что произведение концентраций ионов в насыщенном растворе есть величина постоянная. Эта величина называется произведением растворимости и обычно обозначается буквами ПР:

$$PP_{CaCO_3} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]. \quad (2)$$

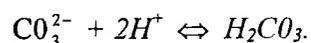
Произведение растворимости характеризует растворимость твердого электролита при определенной температуре. Из двух одготипных солей меньшей растворимостью обладает та соль, для которой произведение растворимости меньше.

Следует, однако, отметить, что расчеты по формуле (2) будут точными только в следующих случаях: 1) когда растворимость солей очень мала и 2) когда раствор не содержит посторонних солей.

Изменяя концентрацию ионов в насыщенном растворе, можно нарушить равновесие и вызвать осаждение или растворение осадка электролита.

Осаждение вызывается увеличением концентрации ионов путем введения в раствор одноименных ионов. Пример: при добавлении крепкого раствора  $Na_2CO_3$  к насыщенному раствору  $CaCO_3$ , увеличивается концентрация ионов  $CO_3^{2-}$  в растворе и равновесие смещается в сторону образования осадка  $CaCO_3$ .

Растворение осадка вызывается уменьшением концентрации ионов путем связывания их в молекулы малодиссоциирующих веществ. Пример: при добавлении  $HCl$  к насыщенному раствору  $CaCO_3$ , с осадком происходит реакция между ионами:



Таким образом, происходит уменьшение концентрации ионов в растворе. Это вызывает смещение равновесия в насыщенном растворе в сторону образования новых ионов  $CO_3^{2-}$  за счет растворения осадка.

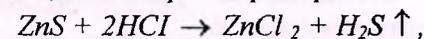
Нередко приходится встречаться с реакциями, при которых трудно растворимые соединения имеются в числе и исходных веществ, и конечных продуктов, например:



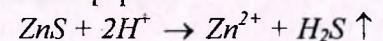
Равновесие подобных систем смещается в сторону образования вещества с меньшим значением произведения растворимости.

#### Реакции, идущие с образованием газа

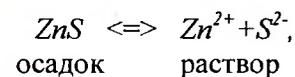
К этим реакциям относятся в основном реакции, сопровождающиеся выделением водородных соединений неметаллов  $H_2S, HF, HCl, HJ, NH_3$  и др. Например:



или в ионной форме:



Так как сульфид цинка плохо растворим в воде, в ионном уравнении реакции эту соль записывают в молекулярной форме. При этом, однако, помнят, что растворение сульфида цинка в соляной кислоте происходит за счет того, что между  $ZnS$ , находящимся в соляной кислоте, и растворенной его частью существует равновесие:



которое сдвигается вправо по мере связывания ионов  $S^{2-}$  в молекулы сероводорода.

Цель работы: изучение реакций обмена в растворах электролитов.

Экспериментальная часть

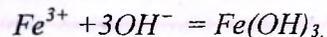
#### Образование малорастворимых соединений

Опыт 1. а) В три пробирки налить по 1 мл растворов: в одну серной кислоты, в другую сульфата натрия  $Na_2SO_4$ , в третью сульфата меди  $CuSO_4$ . В каждую из пробирок прибавить по такому же объему хлорида бария  $BaCl_2$ . Во всех пробирках образуется осадок сульфата бария  $BaSO_4$ .

Написать молекулярные уравнения реакций и одно общее ионное уравнение. Под формулой  $BaSO_4$  написать цвет осадка.

б) К 1 мл раствора нитрата свинца  $Pb(NO_3)_2$  прилить 1 мл раствора йодида калия  $KJ$ . Наблюдать цвет выделившегося осадка. Написать молекулярное и ионное уравнения реакций.

Опыт 2. Пользуясь выставленными на лабораторном столе реактивами, осуществить реакцию, выраженную следующим ионным уравнением:



Написать молекулярное уравнение реакции. Осадок  $Fe(OH)_3$  сохранить для опыта 6.

Опыт 3. В одну пробирку налить 1 мл раствора сульфата меди  $CuSO_4$ , в другую такой же объем раствора сульфата цинка, в третью раствор хлорида железа  $FeCl_3$ , в четвертую раствор хлорида кадмия  $CdCl_2$ . Прилить в каждую пробирку по 1 мл раствора сульфида натрия  $Na_2S$ .

Написать молекулярные и ионные уравнения реакции, указав под формулами образовавшихся сульфидов их цвета. Сохранить пробирки с  $ZnS$  для опыта 4, с сульфидами железа и меди - для опыта 9.

После опыта тщательно вымыть руки.

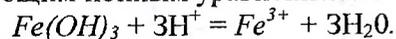
### Образование малодиссоциированных соединений и газов

Опыт 4. Добавить в пробирку с сульфидом цинка  $ZnS$  немного раствора с соляной кислоты. Образующийся при реакции сероводород обнаруживается по запаху.

Написать молекулярное и ионное уравнения реакций.

Опыт 5. В небольшом количестве воды взболтать щепотку растертого в порошок мела ( $CaCO_3$ ) и прилить немного раствора соляной кислоты. Какой газ выделяется при этом? Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции.

Опыт 6. Пользуясь полученным в опыте 2 осадком гидроксида железа  $Fe(OH)_3$ , осуществить реакцию, которая выражается следующим ионным уравнением:



Написать молекулярное уравнение реакции.

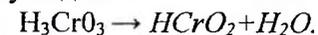
### Амфотерность электролитов

Опыт 7. Из имеющихся в лаборатории реактивов получить осадок гидроксида цинка. Взболтать полученный осадок и отлить небольшое количество его в две пробирки. В одну из пробирок добавить раствор  $HCl$ , в другую  $NaOH$  (в избытке). Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 8. Налить в пробирку 2 мл раствора соли трехвалентного хрома и, встряхивая пробирку, приливать к нему по каплям раствор щелочи до появления серо-зеленого осадка гидроксида хрома.

Написать молекулярное и ионное уравнение реакции. Полученный осадок разделить на 2 части. К одной прилить раствор кислоты, к другой - избыток раствора щелочи.

Написать молекулярное и ионные уравнения обеих реакций. Учесть, что при растворении  $Cr(OH)_3$  (или  $H_3CrO_3$ ) в щелочи получаются хромиты зеленого цвета - соли метахромистой кислоты  $HCrO_2$ , так как  $H_3CrO_3$  при образовании соли отщепляет молекулу воды:



### Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения растворимости

Опыт 9. На полученные в опыте 3 осадки сульфидов железа и меди подействовать 2 Н раствором соляной кислоты. Какой из осадков растворился? Объясните различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости:  $PP_{FeS} = 5,18 \cdot 10^{-18}$ ,  $PP_{CuS} = 3,5 \cdot 10^{-42}$ .

Напишите ионные уравнения реакций.

### Контрольные вопросы

1. Сущность теории электролитической диссоциации.
2. Кислоты, основания и соли с позиций теории электролитической диссоциации.

3. Степень диссоциации, влияние концентрации раствора и температуры на ее величину.

4. Константа диссоциации, ее связь со степенью диссоциации.

5. Изотонический коэффициент.

6. Произведение растворимости.

### БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин, Н.В. Общая химия [Текст] : учебник / Н.В. Коровин. - М.: Высш. шк., 2004. -557 с.

2. Ахметов, Н.С. Общая неорганическая химия [Текст] : учеб. пособие / Н.С. Ахметов. - М.: Высш. шк., 2002.- 743 с.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учебник для бакалавров / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. - М.: Юрайт, 2012.- 898 с.

4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учеб. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-ПРЕСС, 2004. - 240 с.

5. Лабораторные работы по общей неорганической химии [Текст] / З.Т. Васильева и др. – Л.: Химия, 1986. 286 с.

### СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	1
Выписка из инструкции по технике безопасности	1
Лабораторная работа №1	2
Лабораторная работа №2	12
Лабораторная работа №3	18
Лабораторная работа №4	22
Лабораторная работа №5	33
Лабораторная работа №6	43
Библиографический список	50

### МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для самостоятельной подготовки и выполнения лабораторных работ № 1-6 по дисциплине «Химия» для студентов направлений 11.03.01, 11.03.04, 12.03.04, 14.03.01, 16.03.01, 21.03.01, 22.03.01, 22.03.02, 27.03.01, 27.03.02, 28.03.01, специальности 11.05.01 очной и заочной форм обучения

В авторской редакции

Составители:

Корнеева Валерия Владиславовна

Корнеева Алла Николаевна

Небольсин Валерий Александрович

Компьютерный набор А.Н. Корнеевой

Подписано в печать 30.09.2015.

Формат 60x84/16. Бумага для множительных аппаратов

Усл. печ. л. 3,3. Уч.-изд. л. 3,1. Тираж 155 экз. «С» 64.

Заказ № 151.

ФГБОУ ВПО «Воронежский государственный  
технический университет»

394026 Воронеж, Московский просп., 14