

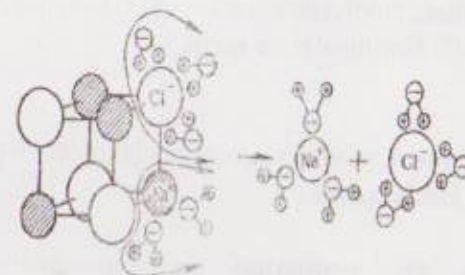
ФГБОУ ВПО «Воронежский государственный
технический университет»

Кафедра химии

53-2012

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к выполнению лабораторных работ по химии
для студентов направлений подготовки бакалавров 210400
«Радиотехника», 211000 «Конструирование и технология
электронных средств», 110800 «Агроинженерия», 220400
«Управление в технических системах», 210100 «Электроника
и наноэлектроника», 223200 «Техническая физика» очной
формы обучения
Часть 1



Воронеж 2012

Составители: канд. техн. наук Б.А. Спиридонов,
д-р техн. наук В.А. Небольсин,
канд. хим. наук В.П. Горшунова

УДК 546 (075.8)

Методические указания к выполнению лабораторных работ по химии для студентов направлений подготовки бакалавров 210400 «Радиотехника», 211000 «Конструирование и технология электронных средств», 110800 «Агроинженерия», 220400 «Управление в технических системах», 210100 «Электроника и наноэлектроника», 223200 «Техническая физика» очной формы обучения. Ч. 1 / ФГБОУ ВПО «Воронежский государственный технический университет»; сост. Б.А. Спиридонов, В.А. Небольсин, В.П. Горшунова. Воронеж, 2012. 47 с.

В методических указаниях изложены требования и рекомендации по выполнению лабораторных работ по дисциплине "Химия". Описание каждой работы содержит краткое теоретическое введение, а также порядок выполнения экспериментальной части.

Методическая разработка предназначена для студентов 1-го курса.

Рецензент канд. техн. наук, доц. О.Н. Болдырева
Табл. 7. Ил. 2. Библиогр.: 3 назв.

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», 2012

1. ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Категорически запрещается без разрешения преподавателя проводить какие-либо опыты, не предусмотренные планом занятий.

2. Не начинать работы без предварительной проверки исправности прибора, на котором проводятся опыты.

3. Все реактивы нельзя пробовать на вкус, большинство из них ядовиты. При определении выделяющегося газообразного вещества по запаху не наклоняться над пробиркой, а держа ее в стороне, направлять пары или газы на себя плавным движением руки.

4. Опыт с ядовитыми веществами (сероводород, хлор, двуокись азота и т.д.), а также с концентрированными кислотами и щелочами можно производить только в вытяжном шкафу. Концентрированные растворы кислот и щелочей не разрешается выносить из вытяжного шкафа на свое рабочее место.

5. Во время кипячения жидкости нельзя заглядывать в сосуд сверху, так как вследствие местного перегрева стенок жидкость иногда выбрасывается, особенно при наличии в сосуде обильного осадка. Нагревая пробирку с жидкостью или другими веществами, следует держать ее отверстием в сторону от себя и окружающих. Нагревать нужно равномерно всю часть пробирки, заполненную веществами. Для предохранения рук от ожогов необходимо нагреваемую пробирку укрепить в специальном держателе.

6. Нагревая реактивы, никогда не наклоняться над сосудом, во избежание попадания брызг на лицо и одежду. Разбавляя кислоты, особенно серную, нужно вливать кислоту в воду, а не наоборот!

7. Выполняя опыты, связанные с опасностью взрыва, воспламенением или разбрасыванием кислот и щелочей, помимо соблюдения всех других предосторожностей, работать следует обязательно стоя.

8. Зажигать спиртовку можно от спички или горящей лучинки, а гасить спиртовку с помощью колпачка.

9. Нельзя оставлять без присмотра зажженные спиртовки и включенные электроприборы.

10. Все опыты с легковоспламеняющимися жидкостями или веществами проводить подальше от огня и в вытяжном шкафу. Отработанные легковоспламеняющиеся жидкости (бензол, бензин, эфир, ацетон и т.д.) сливать в особые банки.

11. Каждый студент должен знать, где находятся простейшие средства огнетушения: вода, песок, огнетушитель, специальные одеяла, а также уметь ими пользоваться.

12. Все электроприборы и электрические установки общего пользования (тяга, вытяжные шкафы, выпрямитель тока) могут включаться только преподавателями или лаборантами.

13. Во избежание несчастных случаев при работе следует точно выполнять все указания по технике безопасности, которые даны в руководстве при описании опытов.

14. При всех несчастных случаях необходимо обращаться к лаборанту или преподавателю. В случае ожога, попадания на лицо и руки щелочей или кислот следует оказать пострадавшему первую помощь.

2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Закон сохранения материи. Закон сохранения материи, или закон сохранения масс и энергий, является основным законом естествознания. Впервые он был сформулирован и экспериментально обоснован М.В. Ломоносовым в 1756-1759 гг.

В современном виде этот закон формулируют следующим образом: **в изолированной системе сумма масс и энергий постоянна.**

На законе постоянства массы основано изучение химических процессов, количественные соотношения веществ, указывающих на них.

Закон постоянства состава. Этот закон был сформулирован Прустом (1801-1808 гг.): **всякое химически индивиду-**

альное вещество имеет всегда один и тот же количественный состав независимо от способа его получения.

Закон кратных отношений. В 1808 г. этот закон был сформулирован Дальтоном: **если два вещества образуют между собой несколько соединений, то количество одного из них, отнесенное к одному и тому же количеству другого, относится как небольшие целые числа.**

Закон Авогадро (1811 г.): **в равных объемах любых газов при одинаковых физических условиях содержится одинаковое число частиц.**

В 1856 г. Жераром были установлены следствия из закона Авогадро.

Первое следствие: **1 моль любого газа имеет равный объем при одинаковых физических условиях.** Молярный объем газа при нормальных условиях ($T = 273^\circ\text{C}$, $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$) $V_m = 22414 \text{ см}^3/\text{моль} = 22,4 \text{ л/моль}$ или $22,4 \text{ м}^3/\text{Кмоль}$.

Второе следствие: **молекулярная масса газообразного вещества равна удвоенной плотности его по водороду (точнее 2,016 плотности):**

$$M_x = M_{H_2} \cdot 2,016 D_{H_2}^x = 2,016 D_{H_2}^x, \quad (2.1)$$

где M_x - молекулярная масса газа x ; $D_{H_2}^x$ - плотность газа x по водороду.

В 1908-1910 гг. Перреном была определена постоянная Авогадро (N_A):

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{26} \text{ моль}^{-1} \quad (2.2)$$

Единицей количества вещества является моль. **Моль** - это масса вещества, содержащая число частиц, равное постоянной Авогадро, имеющих собственное тепловое движение. Масса одного моля равна молекулярной массе вещества, выраженной в граммах. В системе СИ обычно рассматривают величину в тысячу раз больше моля - киломоль.

Закон эквивалентов. В 1848 г. Дальтоном был установлен закон эквивалентов: **все вещества реагируют в эквивалент-**

ных отношениях.

Химическим эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с одним молем водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Эквивалентной массой называется масса одного эквивалента вещества. Согласно закону эквивалентов вещества реагируют между собой в строго определенных количествах, пропорциональных их эквивалентной массе:

$$m_1/m_{\text{Э}_1} = m_2/m_{\text{Э}_2}, \quad (2.3)$$

где m_1 и m_2 - массы первого и второго вещества; $m_{\text{Э}_1}$ и $m_{\text{Э}_2}$ - эквивалентные массы первого и второго вещества. Эквивалент элемента или вещества определяется по формуле:

$$\text{Э} = A/n \quad (2.4)$$

где A - атомная масса элемента; n - валентность элемента.

Для основных классов неорганических соединений эквиваленты определяются по следующим формулам:

$$\text{Э}_{\text{оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{K \cdot n} \quad (2.5)$$

где K - число атомов элемента; n - валентность элемента; $M_{\text{оксида}}$ - молярная масса оксида;

$$\text{Э}_{\text{кисл.}} = \frac{M_{\text{кисл.}}}{n}, \quad (2.6)$$

где $M_{\text{кисл.}}$ - молярная масса кислоты; n - основность кислоты;

$$\text{Э}_{\text{осн.}} = \frac{M_{\text{осн.}}}{n}, \quad (2.7)$$

где $M_{\text{осн.}}$ - молярная масса основания; n - кислотность основания;

$$\text{Э}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{K \cdot n}, \quad (2.8)$$

где $M_{\text{соли}}$ - молярная масса соли; K - число атомов металла; n -

валентность металла.

Если в реакции участвуют газообразные вещества, то целесообразнее использовать значение эквивалентного объема.

Эквивалентным объемом называется объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества. Эквивалентный объем водорода равен $22,4/2 = 11,2$ л/моль, а кислорода $22,4/4 = 5,6$ л/моль.

2.1. Определение эквивалента металла

Цель работы: ознакомиться с одним из методов экспериментального определения эквивалентов металлов по объему вытесненного водорода.

Определение эквивалента металла проводится в приборе, изображенном на рис.1.

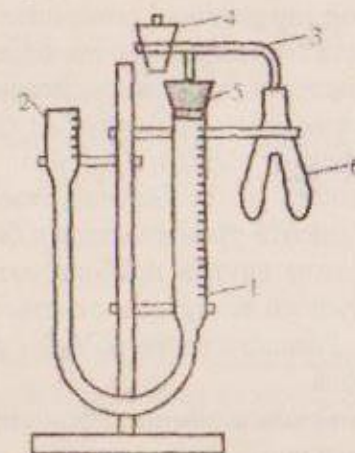


Рис.1. Прибор для определения эквивалента металла: 1 - бюретка на 100 мл; 2 - уравнительный сосуд; 3 - стеклянный тройник с каучуковой трубкой и краном; 4; 5 - каучуковая пробка; 6 - склянка Оствальда с пробкой.

Выполнение опыта. Соберите прибор, показанный на рис.1, в уравнильный сосуд налейте через воронку воду, которая заполнит бюретку и вытеснит из прибора избыток воздуха через открытый кран 4. Бюретку укрепите на штативе так, чтобы уровни воды в бюретке и в открытой трубке совпали с нулевым давлением. В одно колено пробирки поместите кусочек металла, а в другое (через воронку) налейте на две трети объема 15%-ный раствор соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой, соединенной при помощи трубки с бюреткой. Проверьте герметичность прибора. Для этого уравнильный сосуд опустите вниз на 15-20 см. Если уровень воды в бюретке немного опустится, а затем останется постоянным, следовательно, прибор герметичен. Если уровень воды в бюретке меняется, то значит, что прибор негерметичен. Необходимо устранить причину неполадки, проверив надежность крана и пробок. После того как установите, что прибор герметичен, поверните пробирку таким образом, чтобы кислота перелилась в одно колено пробирки, где находится металл. В результате взаимодействия металла с кислотой выделяющийся водород вытесняет из бюретки воду. По окончании реакции следует выждать 3-5 мин, чтобы содержимое пробирки охладилось до комнатной температуры. Затем установите на одной высоте уровень воды в бюретке и уравнильном сосуде (при этом внутри прибора создается давление, равное давлению наружного воздуха) и отметьте уровень воды в бюретке после опыта. Разность уровней $V_2 - V_1$ равняется объему выделившегося водорода.

Обработка результатов опыта. Напишите уравнение реакции растворения исследуемого металла в соляной кислоте. Начертите таблицу 1, в которую занесите результаты опыта и условия его проведения: температуру T , атмосферное давление в период опыта P (мм.рт.ст.) и давление насыщенного водяного пара h (мм.рт.ст.). Поправку h вводят вследствие того, что общее давление над водой в бюретке является суммой парциальных давлений водорода и паров воды. Давление водяного пара, соответствующее температуре опыта дано в приложении 1.

Таблица 1

Масса металла, г	Объем выделившегося водорода V_{H_2} , мл	Температура, T	Атмосферное давление P , мм рт. ст.	Давление насыщенного водяного пара, мм рт.ст

Для правильного вычисления необходимо привести объем выделившегося водорода V_{H_2} к нормальным условиям ($P_0 = 760$ мм.рт.ст., $T_0 = 273$ К), используя объединенный газовый закон:

$$\frac{PV_{H_2}}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} = const, \quad (2.9)$$

где P_0, V_0, T_0 - термодинамические характеристики газа при нормальных условиях, а P, V_{H_2} и T - в условиях опыта.

Очевидно, что
$$V_{H_2}^0 = \frac{V_{H_2} \cdot P \cdot 273}{760 \cdot T} \quad (2.10)$$

Вычислите эквивалент металла по закону эквивалентов, учитывая, что эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль:

$$\begin{aligned} \mathcal{E}_{me} &= \frac{m_{me} \cdot 11,2}{V_{H_2}^0} \quad \text{или} \\ \mathcal{E}_{me} &= \frac{m_{me} \cdot 11200 \cdot 760 \cdot T}{V_{H_2} (P - h) \cdot 273} = \frac{31179,5 \cdot m_{me} \cdot T}{V_{H_2} (P - h)} \end{aligned} \quad (2.11)$$

Рассчитав теоретическое значение эквивалента металла по формуле (2.4), сравните полученное значение с экспериментально найденной величиной. Вычислите величину относительной ошибки ϵ опыта по формуле

$$\varepsilon = \pm \frac{\mathcal{E}_{\text{теор.}} - \mathcal{E}_{\text{эксп.}}}{\mathcal{E}_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$$

При получении относительной погрешности более 5% эксперимент следует повторить.

3. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

В изучении термохимических процессов лежит первый закон термодинамики $Q = \Delta U + A$, где $\Delta U = U_2 - U_1$, U_1 , U_2 - значения внутренней энергии в начальном и конечном состояниях; Q - количество теплоты, поглощенной системой при переходе из начального состояния в конечное; A - работа, совершенная системой.

Во многих случаях единственной работой A является работа против внешнего давления. Тогда $Q = \Delta U + p\Delta V$, где p - внешнее давление; ΔV - изменение объема системы при совершении работы. При изохорном ($V = \text{const}$) процессе $A = 0$ и $Q_v = \Delta U$. Для изобарного процесса ($p = \text{const}$) $Q_p = \Delta U + p\Delta V$ или $Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$. Обозначая $U + pV = H$, получаем

$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$. Функция H называется *энтальпией*. Изменение энтальпии ΔH определяет тепловой эффект химической реакции.

В основе термодинамических расчетов лежит закон Гесса: тепловой эффект реакции ΔH не зависит от пути протекания реакции, а определяется начальным и конечным состоянием системы, т.е. состоянием исходных веществ и продуктов реакции.

Из закона Гесса вытекает следствие:

$$\Delta H_{p-\text{ии}}^0 = (\sum n \Delta H_{298}^0)_{\text{прод.}} - (\sum n \Delta H_{298}^0)_{\text{исх.}}, \quad (3.1)$$

где $(\sum n \cdot \Delta H_{298}^0)_{\text{прод.}}$, $(\sum n \cdot \Delta H_{298}^0)_{\text{исх.}}$ - сумма стандартных энтальпий образования продуктов реакции и исходных веществ соответственно. Стандартной энтальпией образования химического соединения называется тепловой эффект образования

одного моля этого соединения в стандартных условиях из простых веществ, также взятых в стандартных условиях ($P = 1$ атм., $T = 298$ К). Теплота образования простых веществ принимается равной нулю. Закон Гесса и его следствие можно использовать для расчета тепловых эффектов реакции.

Для протекающих в природе процессов известны две движущие силы: стремление перейти в состояние с наименьшим запасом энергии, т.е. выделить при этом тепло ($\Delta H < 0$) и стремление перейти в состояние наибольшего беспорядка, т.е. в наиболее вероятное состояние, при котором $\Delta S > 0$. Количественно последний фактор характеризуется температурой и изменением энтропии (ΔS) в реакции. S - термодинамическая функция, характеризующая меру беспорядка частиц вещества, она равна $S = K \ln W$, где K - постоянная Больцмана; W - термодинамическая вероятность состояния системы, т.е. число микросостояний, отвечающих данному макросостоянию системы. По изменению энтропии можно судить о направленности процесса:

$$\Delta S_{\text{реакции}}^0 = (\sum n S_{298}^0)_{\text{прод.}} - (\sum n S_{298}^0)_{\text{исх.}}, \quad (3.2)$$

где S_{298}^0 - стандартная энтропия вещества.

Если процесс не сопровождается энергетическими изменениями ($\Delta H = 0$), то направление процесса определяется изменением энтальпии, и процесс будет совершаться в сторону ее увеличения ($\Delta S = S_2 - S_1 > 0$). Если в процессе степень беспорядка не изменяется ($S_2 = S_1$; $\Delta S = 0$), то его направление определяется изменением энтальпии и процесс пойдет в сторону уменьшения энтальпии ($\Delta H < 0$). Существует ряд эндотермических реакций ($\Delta H > 0$), протекающих необратимо в прямом направлении. В таких случаях необходимо соблюдение неравенства:

$$|T\Delta S| > \Delta H \quad (\Delta H > 0); \quad (\Delta S > 0).$$

При одновременном изменении энергии (ΔH) системы и энтропии (ΔS) направление реакции определяется изменением изобарно-изотермического потенциала - ΔG (G - энергия Гиббса) при $P = \text{const}$ и $T = \text{const}$. Знак ΔG определяет направление процесса. При

$\Delta G < 0$ процесс протекает самопроизвольно в прямом направлении; при $\Delta G > 0$ идет обратная реакция и, если $\Delta G = 0$, система находится в равновесии. Расчет ΔG производится по формуле

$$\Delta G^0_{\text{реакции}} = (\sum n\Delta G^0_{298})_{\text{прод.}} - (\sum n\Delta G^0_{298})_{\text{исх.}}, \quad (3.3)$$

где ΔG^0_{298} - изменение стандартного изобарного потенциала образования химического соединения (табличная величина); ΔG^0_{298} простых веществ принимается равным 0.

3.1. Сравнение термической устойчивости оксидов

Цель работы: используя способность оксидов восстанавливаться до металлического состояния (и способность карбонатов разлагаться при нагревании с образованием оксидов), сравнить их термическую устойчивость. Используя термодинамические данные, обосновать полученные результаты.

Выполнение опыта. По 2-3 г оксидов Ni(II), Pb(II), Cu(II), Cr(II) отдельно разотрите в фарфоровой ступке с угольным порошком. Полученные смеси поместите в тигли, накройте крышками и выдержите при температуре 1000°C около часа. После извлечения тиглей визуально установите, какие оксиды восстановились до металлического состояния. Обоснуйте опытные данные, используя график зависимости энергии Гиббса от температуры.

3.2. Сравнение термической устойчивости карбонатов

Цель работы: на основе термодинамических расчетов определить, какая из двух реакций $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ или $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$ протекает при температуре пламени спиртовки.

Выполнение опыта. В отдельные пробирки с газоотводными трубками поместите карбонаты магния и кальция. Укрепите пробирки в штативе и прокалите в пламени спиртовки (рис.2). Газообразные продукты соберите в стаканы с рас-

творами $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Используя величины изменения энергии Гиббса в ходе указанных реакций, объясните помутнение раствора в одном из стаканов. Напишите соответствующее уравнение реакции.

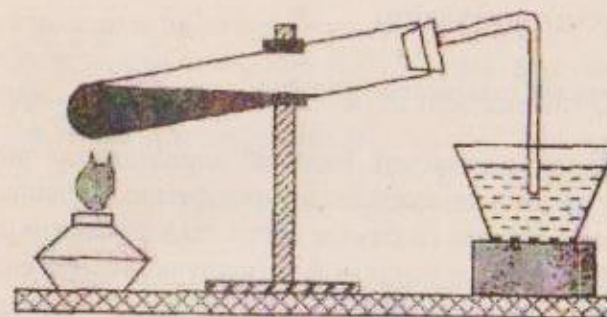
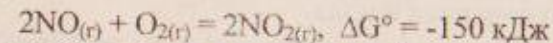


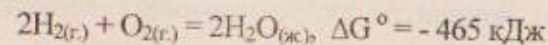
Рис.2. Установка для проведения опыта термического разложения карбонатов

4. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химические реакции являются одной из форм движения материи во времени и в пространстве. Химические реакции могут совершаться с различной скоростью. О принципиальной осуществимости химического процесса судят по изменению энергии Гиббса в системе, которое однако ничего не говорит о реальной возможности протекания реакции в данных конкретных условиях и не дает представления о скорости процесса и его механизме. Например, реакция взаимодействия оксида азота (II) с кислородом



проходит очень быстро при комнатной температуре. В то время как реакция



характеризуется значительно большим уменьшением энергии

Гиббса, в обычных условиях практически не протекает, но в присутствии катализатора и $t = 700^\circ\text{C}$ ($\Delta G_{1000} = -495,3 \text{ кДж}$) процесс протекает мгновенно (со взрывом).

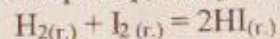
Таким образом, для полного описания химической реакции необходимо знать закономерности ее протекания во времени, т.е. ее скорость и механизм.

Скорость химических реакций

Скорость химических реакций определяется числом элементарных актов взаимодействия, проходящих в единицу времени в единице объема (в случае гетерогенных реакций), или на единице поверхности раздела фаз (в случае гетерогенных реакций). Скорость реакции характеризуется изменением концентрации какого-либо из исходных или конечных продуктов реакции в единицу времени и чаще всего выражают в (моль/л·мин).

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, их концентраций, катализатора и внешних условий.

Скорость химических реакций при условии постоянной температуры прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции (закон действующих масс). Например, для реакции



закон действующих масс выражается в виде уравнения

$$V = k \cdot [\text{H}_2] [\text{I}_2], \quad (4.1)$$

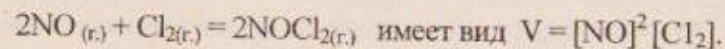
где V - скорость прямой реакции; $[\text{H}_2]$ и $[\text{I}_2]$ - концентрации соответственно водорода и йода.

Коэффициент пропорциональности k называется константой скорости реакции. Величина k численно равна скорости реакции, когда концентрации реагирующих веществ равны единице.

Константа скорости реакции зависит от природы реаги-

рующих веществ и температуры.

Кинетическое уравнение для трехмолекулярной реакции



Зависимость скорости реакции от температуры описывается приближенным правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры реагирующей смеси на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (4.2)$$

где V_{t_1} и V_{t_2} - скорости реакции при температурах t_1 и t_2 ; γ - температурный коэффициент, показывающий во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые 10°C .

Химическое равновесие

Большинство химических реакций являются обратимыми, т.е. протекают одновременно как в прямом, так и в обратном направлениях. В тех случаях, когда прямая и обратная реакция идут с одинаковой скоростью, наступает химическое равновесие. Например, в обратимой гомогенной реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, скорость прямой реакции $V_1 = k_1[\text{H}_2][\text{I}_2]$, а скорость обратной реакции $V_2 = k_2[\text{HI}]^2$. При химическом равновесии $V_1 = V_2$ или $k_1[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2$, откуда

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \quad (4.3)$$

Поскольку, k_1 и k_2 при данной температуре постоянны, то их отношение будет постоянным. Обозначая его через K_p , получаем

$$K_p = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \quad (4.4)$$

Химические реакции в гетерогенной системе протекают на границе раздела фаз, равновесие устанавливается на всех границах раздела между всеми фазами. Если в гетерогенной реакции участвуют твердые и газообразные вещества, например, реакция окисления угля, то в выражение для константы химического равновесия входят только парциальные давления газообразных компонентов реакции:

$$C_{(т.)} + O_{2(г.)} \leftrightarrow CO_{2(г.)};$$

$$K_p = \frac{P_{CO_2}}{P_{O_2}}$$

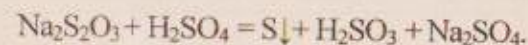
Константа химического равновесия зависит от природы реагирующих веществ и от температуры и не зависит от давления и концентрации реагентов.

Состояние химического равновесия может сохраняться при данных неизменных условиях достаточно длительное время. При изменении условий состояние равновесия нарушается. Смещение равновесия в зависимости от условий в общем виде определяется принципом Ле Шателье: если на физико-химическую систему, находящуюся в равновесии, оказывают воздействие извне путем изменения какого-либо условия, то оно смещается в направлении того процесса, протекание которого ослабляет эффект произведенного воздействия.

Так, повышение концентрации исходных веществ приводит к сдвигу равновесия реакции в сторону увеличения концентрации продуктов. Повышение температуры вызывает смещение равновесия в направлении того процесса, течение которого сопровождается поглощением тепла, а понижение температуры действует в противоположном направлении. Повышение давления смещает равновесие в сторону образования меньшего числа газообразных молекул (меньшего объема), а понижение давления действует в противоположном направлении.

4.1. Влияние факторов на скорость химической реакции

Цель работы: изучить влияние концентрации и температуры на скорость гомогенной химической реакции



а) Зависимость скорости реакции от концентрации гипосульфита натрия

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

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

Выполнение опыта. В три конические колбы емкостью 100 мл налить 0,1 М раствор гипосульфита и дистиллированной воды в следующих количествах:

- а) 10 мл гипосульфита и 20 мл воды;
- б) 20 мл гипосульфита и 10 мл воды;
- в) 30 мл гипосульфита.

Таким образом, при одинаковых объемах получающихся растворов концентрация гипосульфита в них находится в соотношении 1:2:3.

В каждую колбу прибавить при перемешивании по 20 мл 0,1 М раствора серной кислоты. Отметить время, прошедшее с момента добавления кислоты до момента появления мути.

Результаты записать в таблицу.

Таблица 2

№ п/п	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Концентрация H_2SO_4 , моль/л	Время, прошедшее с момента добавления кислоты, до момента появления мути, мин

Напишите уравнение реакции разложения гипосульфита серной кислотой, рассчитайте увеличение скорости данной реакции с увеличением концентрации гипосульфита в два, в три раза из соотношения продолжительности реакции.

б) Зависимость скорости реакции от температуры.

Выполнение опыта. В три химических стакана емкостью 50-100 мл налить по 20 мл раствора гипосульфита натрия (0,1 М). Измерить температуру раствора серной кислоты и гипосульфита. Прилить в один из стаканов 20 мл 0,1 М раствора серной кислоты, взболтать, заметить время, прошедшее с момента добавления кислоты до момента, когда из-за появившейся мути визуально не будет видна бумажная полоска, наклеенная на обратную сторону стакана. Повторить опыт, повысив температуру на 10 и 20°C выше комнатной. Данные запишите в таблицу.

Таблица 3

№ п/п	Темпе- ратура, °С	Концен- трация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Концен- трация H_2SO_4 , моль/л	Время, прошедшее с момента добавления кислоты до появления мути, мин.

Как изменится скорость реакции гипосульфита и серной кислоты при повышении температуры на 10 и 20° С? Напишите формулу, выражающую зависимость скорости реакции от температуры.

4.2. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Выполнение опыта. В пробирку микрошпателем внести в небольшом количестве порошок алюминия и мелко растертый йод. Размешать все стеклянной палочкой. Отметить в журнале, что реакция практически не идет. Добавить в пробирку 1 каплю дистиллированной воды. Отметить в журнале, как влияет добавление воды на скорость течения данной реакции. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия с йодом.

4.3. Влияние величины поверхности реагирующих веществ на характер протекания химической реакции в гетерогенной системе

Для соблюдения одновременности начала реакции этот опыт могут проводить два студента совместно:

а) возьмите два по возможности одинаковых кусочка мела величиной с горошину;

б) один кусочек целиком поместите в коническую пробирку (сухую и чистую);

в) другой кусочек с помощью стеклянной сухой палочки измельчите в порошок на фильтрованной бумаге, после чего весь порошок перенесите в чистую сухую пробирку;

г) в обе одинаковые пробирки добавьте одинаковое количество (10-20 капель) соляной кислоты плотностью 1,19 г/см³ и наблюдайте за полным растворением мела;

д) напишите уравнение реакции растворения карбоната кальция в соляной кислоте. Объясните, почему время растворения мела в этих случаях различно.

4.4. Равновесие в гомогенной системе

Цель работы: изучить влияние концентрации реагирующих веществ на сдвиг химического равновесия реакции:



Возьмите четыре пробирки. Смешайте в стакане 10 мл раствора хлорного железа (0,002 М) и 10 мл раствора роданистого аммония (0,006 М). Налейте в каждую пробирку по 5 мл приготовленной смеси растворов. Прибавляйте в первую пробирку 1 мл 1М раствора FeCl_3 , во вторую - 1 М раствора NH_4CNS , в третью - сухую соль NH_4Cl , четвертую пробирку оставьте для сравнения. Результаты запишите в таблицу.

Таблица 4

№ п/п	Добавленное вещество	Изменение окраски	Направление смещения равновесия

Основываясь на выражении константы равновесия, укажите изменение концентрации каких веществ (исходных или продуктов реакции) вызовет более значительный сдвиг равновесия.

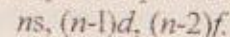
5. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периодический закон, электронное строение атомов и их свойства

Современное представление об элементах и их соединениях стало возможным после открытия Д.И.Менделеевым в 1869 г. периодического закона.

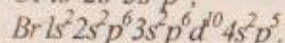
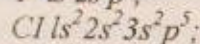
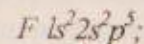
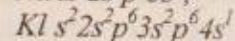
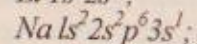
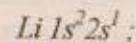
Периодическая система состоит из семи периодов и восьми групп.

Период - последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение электронами одинакового числа уровней (число уровней равно уровню периода). Номер группы определяет число валентных электронов. Элементы групп подразделяются на подгруппы. У элементов главных (А) подгрупп (s и p-элементы) все валентные электроны расположены на внешнем энергетическом уровне; у элементов побочных (В) подгрупп (d-элементы) валентными являются не только электроны внешнего энергетического уровня (ns^2), но и d-электроны предпоследнего уровня. У f-элементов валентные электроны могут находиться на трех энергетических уровнях:



Причина периодичности изменения свойств элементов

Сопоставляя распределение электронов по энергетическим уровням атомов элементов с близкими свойствами (например, подгруппа щелочных металлов или галогенов), обнаруживаем, что последние, а иногда и предпоследние энергетические уровни этих элементов имеют одинаковую структуру:



Химическое сходство элементов в подгруппах обуслов-

лено повторением аналогичных электронных структур наружных слоев. Эти электроны в большей мере ответственны за поведение атомов в химических реакциях. При одинаковом числе электронов в атомах элементы могут сильно различаться по химическим свойствам. Это наблюдается в тех случаях, когда распределение элементов по энергетическим уровням различно. Например, у атомов элементов седьмой группы по семь валентных электронов, однако у элементов подгруппы А эти электроны располагаются в наружном энергетическом уровне, а в подгруппе В, кроме ns^2 (наружный уровень), валентными являются электроны предпоследнего энергетического уровня $(n-1)d^5$. По этой причине элементы одной и той же группы делятся на две подгруппы. Сходство элементов групп А и В проявляется при максимальной положительной степени окисления. Например, Cl_2O_7 , Mn_2O_7 - кислотные оксиды, растворимые в воде, образуют кислоты $HClO_4$, $HMnO_4$, им соответствуют соли калия $KClO_4$, $KMnO_4$. Таким образом, физический смысл периодического закона состоит в повторяемости (от периода к периоду) аналогичных электронных структур.

Энергия ионизации I. Химическая природа элемента обусловливается способностью его атома терять или приобретать электроны. Эта способность количественно характеризуется энергией ионизации или энергией сродства к электрону.

Энергией ионизации называется количество энергии, необходимой для отрыва электрона от невозбужденного атома ($\mathcal{E}^0$): $\mathcal{E}^0 + I = \mathcal{E}^+ + \bar{e}$. Энергия ионизации и выражается в (кДж/г-атом) или (эВ/атом). Энергия ионизации главным образом зависит от радиуса атома (r) и заряда ядра (z). Она увеличивается с уменьшением r и увеличением z . В группах А наибольшее влияние на величину энергии ионизации оказывает изменение r , а в группах В - изменение z . Поэтому в главных подгруппах и III В сверху вниз энергия ионизации уменьшается, а в побочных - увеличивается. Эта закономерность, например, для элемента I А группы связана с возрастанием r и усилением, таким образом, их металлических (восстановительных) свойств.

Энергией сродства к электрону называют энергетический

эффект (ΔH) процесса присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в анион ($\mathcal{E}$): $\mathcal{E} + \bar{e} = \mathcal{E}^- + E$. Наибольшим сродством к электрону обладают элементы, расположенные в правом верхнем углу периодической системы - р-элементы VI и VII групп, поскольку им легче приобрести устойчивую восьми-электронную конфигурацию благородных газов.

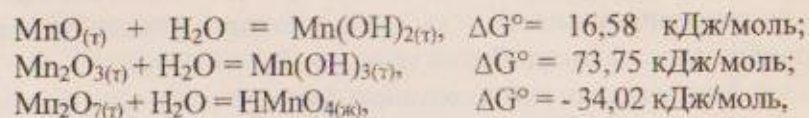
Электроотрицательность ($\mathcal{E}O$) является одним из важнейших понятий, характеризующих свойства атома. Электроотрицательность характеризует способность атома удерживать электроны. Электроотрицательность выражают как сумму (или полусумму) энергии ионизации и энергии сродства к электрону $\mathcal{E}O = I + E$. Обычно используют не абсолютные, а относительные значения электроотрицательности ($O\mathcal{E}O$). За единицу принята электроотрицательность лития. Самая высокая $\mathcal{E}O$ у F (4.0).

Закономерности изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов

При рассмотрении свойств и форм соединений элементов часто пользуются упрощенной схемой Косселя. Она изображает группировку атомов $\mathcal{E}-O-H$, где $\mathcal{E}$ - элемент; O - атом кислорода; H - атом водорода. Направление диссоциации соединения, содержащего группировку атомов $\mathcal{E}-O-H$, зависит от относительной прочности связей $\mathcal{E}-O$ и $O-H$. Согласно схеме Косселя увеличение степени окисления элемента и уменьшение радиуса иона элемента приводит к упрочнению связи $\mathcal{E}-O$ и, следовательно, усилению кислотного характера соединения.

В периоде слева направо основной характер оксидов и гидроксидов постепенно ослабляется, переходя в амфотерный, а затем в кислотный, усиливающийся к концу периодов. Так, например, в ряду (III период): $NaOH$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , $HClO_4$, слева направо наблюдается усиление кислотных свойств гидроксидов. Это объясняется уменьшением радиуса ионов и возрастанием степени окисления слева направо в периоде. В группах сверху вниз усиливается основной характер оксидов и гидроксидов, что объясняется увеличением радиуса ионов и ослаблением связи $\mathcal{E}-O$. На-

пример, в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, первый гидроксид проявляет амфотерные свойства, а последний - сильного основания. По мере перехода к группам с большим номером возрастает стремление к проявлению различных степеней окисления, при этом с увеличением степени окисления связь Э-О упрочняется и усиливаются кислотные свойства. Изменение кислотно-основных свойств оксидов в зависимости от степени окисления можно показать на примере одного элемента. Так, в ряду MnO - Mn_2O_3 - Mn_2O_7 основные свойства ослабевают. Этот факт подкрепляется следующими данными.



где ΔG° - значения стандартных изменений энергии Гиббса. Связь Э-О с увеличением степени окисления упрочняется и, таким образом, усиливаются кислотные свойства гидроксидов. Оксиду MnO_2 соответствует амфотерный гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ (или H_2MnO_3) и оксиду Mn_2O_7 - кислота HMnO_4 .

5. 1. Отношение элементов III периода и их оксидов к воде

Цель работы: установление общих закономерностей в изменении химических свойств элементов и их оксидов в периодах.

1. Свойства элементов III периода

а) Взаимодействие натрия с водой.

Извлеките из керосина пинцетом кусочек натрия и положите его в сухую фильтровальную бумагу. Осушите металл фильтровальной бумагой, а затем, взяв его пинцетом, осторожно опустите в стакан с водой и сразу же накройте стакан часовым стеклом. Что происходит в стакане? Откройте стакан после полного растворения натрия и добавьте 2 капли фенолфталеина в раствор. Что наблюдается?

б) Взаимодействие магния с водой

Налейте в пробирку 2-3 мл дистиллированной воды и внесите в нее кусочек магния. Идет ли реакция без нагревания? Нагрейте пробирку пламенем спиртовки. Что наблюдается? Прибавьте к полученному раствору 1-2 капли фенолфталеина. На образование каких ионов указывает изменение окраски фенолфталеина?

в) Взаимодействие алюминия с водой

Налейте в пробирку 2-3 мл дистиллированной воды и опустите в нее кусочек алюминия. Идет ли реакция при комнатной температуре или при нагревании?

Для металлов, взаимодействующих с водой, напишите уравнение протекающих реакций в молекулярном и ионном видах. Какой из металлов реагирует с водой более энергично? Ответ мотивируйте.

г) Окисление серы, свойства ее оксидов и гидроксидов.

Поместите маленький кусочек серы в металлическую ложечку и нагревайте ее до плавления серы. Быстро поместите ложечку в стакан с водой, не опуская ложечку в воду. Прикройте стакан крышкой с отверстием, через которое проходит держатель с ложечкой. Полученный раствор разлейте в две пробирки. Добавьте в первый раствор 1-2 капли метилоранжа, в другой - 1-2 капли фенолфталеина. Что наблюдается? Напишите уравнение реакций горения серы, растворения полученного газа в воде. Сделайте вывод о характере гидроксида.

На основании проделанных опытов (а, б, в, г) сделайте вывод о закономерностях изменения химических свойств элементов в периодах.

2. Свойства гидроксидов элементов III периода

Возьмите 3 пробирки и из имеющихся растворов солей Mg , Al , Si , получите в них соответствующие гидроксиды при медленном добавлении растворов щелочи или кислоты. Разделите содержимое каждой пробирки на 2 части. Добавьте к одной части избыток раствора щелочи. Везде ли идут реакции? Заменя-

те раствор щелочи соляной кислотой (1 М) и прилейте к остальным частям. Что наблюдается? Составьте уравнение происходящих реакций в молекулярном и ионном видах.

Сделайте вывод об изменении химического характера гидроксидов элементов одного и того же периода.

3. Свойства гидроксидов элементов подгрупп А и В (главных и побочных)

а) Возьмите 2 пробирки и налейте в первую 3-4 мл 1 М раствора соли бериллия, а во вторую - такое же количество 1 М раствора соли кальция. Прилейте к ним по каплям 1 М раствора NaOH до образования осадков $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Содержимое пробирок разделите на две части и испытайте растворимость осадка в кислотах и щелочах. Составьте уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

б) Проведите аналогичный опыт, заменив соли Be и Ca на 1 М растворы солей Zn и Cd.

На основании опытов (а, б) сделайте вывод об изменении характера гидроксидов элементов в главных и побочных группах.

6. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Раствор - это однородная система из двух или нескольких компонентов. Растворы образуются в результате диффузии при самопроизвольном распределении одного вещества в другом. Раствор нельзя рассматривать как смесь молекул различных веществ, так как свойства растворенного вещества и растворителя в общей системе раствора изменяются. Образование растворов происходит в результате взаимодействия частиц растворителя и растворенного вещества с образованием гидратированных ионов переменного состава за счет действия межмолекулярных сил. Процесс растворения идет самопроизвольно в том случае, когда при растворении поглощается энергия, так как возрастание эн-

тропии при растворении очень велико и обуславливает развитие необходимого процесса.

Растворы бывают в жидком и твердом агрегатных состояниях. Жидкие растворы могут быть построены по типу жидкость - газ, жидкость - жидкость, жидкость - твердое тело. Это наиболее часто встречающиеся и наиболее изученные системы.

Твердые растворы могут быть образованы металлами или другими кристаллическими веществами. В твердом растворе кристаллическая решетка обычно построена из двух или нескольких компонентов.

Истинные растворы, т.е. полностью однородные системы, следует отличать от коллоидных растворов - одного из видов дисперсионных систем, обладающих микрогетерогенностью.

Важнейшей характеристикой всякого раствора является концентрация. Концентрацией называется содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора или растворителя. Наиболее широко применяются концентрации массовые или объемные. Процентная концентрация по массе выражается процентным содержанием растворенного вещества, отнесенного ко всему раствору.

Вычисление процентной концентрации осуществляется по уравнению:

$$C = \frac{A}{A + B} \cdot 100, \quad (6.1)$$

где C - процентная концентрация, %; A - масса растворенного вещества, г, кг; B - масса растворителя, г, кг.

Молярным называется раствор, содержащий один моль растворенного вещества в одном литре раствора. Концентрация молярных растворов измеряется по десятичной шкале: 0,1 - децимолярный, 0,01 - сантимольный и т.д.

Нормальным называется раствор, содержащий один эквивалент растворенного вещества - в одном литре раствора. В зависимости от эквивалентов растворенного вещества их называют: 0,1 - децинормальный, 0,01 - сантинормальный, 0,001 - миллинормальный и т.д. Особенностью нормальных раство-

ров является то, что растворы равной нормальности реагируют между собой в равных объемах, так как содержат равные доли эквивалентов.

Если растворы имеют различную нормальность, то из условия эквивалентности их объемы вычисляют из соотношения:

$$V_1 N_1 = V_2 N_2 \quad , \quad (6.2)$$

где V_1 и V_2 - объемы нормальных растворов, полностью реагирующих между собой, мл; N_1 , N_2 - нормальные концентрации.

Концентрация растворенного вещества в граммах, содержащегося в 1 мл раствора, называется титром (T) раствора. Раствор, титр которого известен, называется титрованным. Между нормальностью N , эквивалентной массой $\mathcal{E}$ и титром T имеются следующие соотношения:

$$T = \frac{N \cdot \mathcal{E}}{1000} \quad , \quad (6.3)$$

$$\mathcal{E} = \frac{T \cdot 1000}{N} \quad (6.4)$$

Для определения эквивалента кислоты пользуются титрованным раствором щелочи, а для определения эквивалента щелочи - титрованным раствором кислоты.

Процесс определения концентраций растворенных веществ с помощью титрованных растворов называется *титрованием*. При титровании к раствору известной концентрации (например, кислоты) прибавляют постепенно при перемешивании титрованный раствор (в данном случае щелочи) до тех пор, пока не окончится реакция между кислотой и щелочью - реакция нейтрализации. Окончание реакции нейтрализации определяется индикаторами-веществами, изменяющими свою окраску при переходе от кислой или щелочной среды к нейтральной.

Электролиты - вещества, самопроизвольно распающиеся

на ионы (катионы и анионы) в полярных растворителях или расплавах и проводящие электрический ток. Количественной характеристикой электролита является величина степени электролитической диссоциации α , равная отношению числа продиссоциированных молекул к исходному числу молекул, причем $0 < \alpha < 1$. С уменьшением концентрации электролита возрастает α и при бесконечном разбавлении $\alpha = 1$ для всех электролитов. Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя. Чем выше электролитическая проницаемость, тем больше α . Другой характеристикой способности электролита к диссоциации является константа диссоциации K , независимая от концентрации раствора. Согласно закону действующих масс K определяется выражением:

$$K = \frac{[K^+]^n [A^-]^m}{[K_n A_m]} \quad (6.5)$$

где $[K^+]$ и $[A^-]$ - концентрации катионов и анионов соответственно; $[K_n A_m]$ - концентрации непродиссоциированных молекул электролита в растворе, n , m - число катионов и анионов, образующихся при диссоциации.

По величине α электролиты условно разделяются на две группы: сильные и слабые. К сильным электролитам относятся почти все соли, а также некоторые кислоты (например, HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, $HMnO_4$) и гидроксиды щелочных и некоторых щелочноземельных металлов. К слабым электролитам относятся ряд кислот (HF , HNO_2 , $HClO$, H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_3BO_3 , H_2S , CH_3COOH , $HCOOH$ и др.) и почти все гидроксиды металлов, за исключением щелочных и щелочноземельных, последние являются сильными электролитами.

Равновесие в растворах слабых электролитов. В растворах слабых электролитов продукты диссоциации (ионы) находятся в динамическом равновесии с недиссоциированными молекулами. Например, $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$. Рассматривая этот процесс как обрати-

мую химическую реакцию, можно характеризовать его константой равновесия или константой диссоциации:

$$K = \frac{C_{A^+} \cdot C_{B^-}}{C_{AB}},$$

где C_{AB} , C_{A^+} , C_{B^-} — равновесные концентрации ионов A^+ , B^- и недиссоциированных молекул AB . В разбавленных растворах слабых электролитов значение константы диссоциации не зависит от концентрации растворенного вещества.

Однако с повышением концентрации это постоянство нарушается. Поэтому при описании равновесий в концентрированных растворах производят замену концентраций величинами активности:

$$K = \frac{a_{A^+} \cdot a_{B^-}}{a_{AB}} = \frac{f_{A^+} \cdot f_{B^-}}{f_{AB}} \cdot \frac{C_{A^+} \cdot C_{B^-}}{C_{AB}}, \quad (6.6)$$

$$a_{A^+} = C_{A^+} \cdot f_{A^+}; \quad a_{B^-} = C_{B^-} \cdot f_{B^-},$$

где a_{A^+} , a_{B^-} — активность ионов A^+ , B^- , f_{A^+} , f_{B^-} — коэффициенты активности.

Между значениями константы и степени диссоциации существует взаимосвязь. Ее можно легко установить для рассматриваемого здесь случая диссоциации:

$$\begin{aligned} C_{\text{дисс.}} &= C_{A^+} = C_{B^-} = \alpha C; \\ C_{AB} &= C - \alpha C = (1 - \alpha) C; \\ K &= \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{(1 - \alpha) C} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} \end{aligned} \quad (6.7)$$

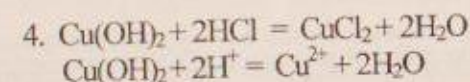
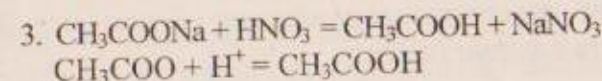
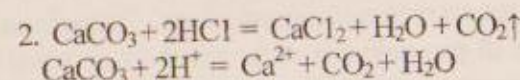
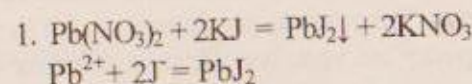
В тех случаях, когда $\alpha \ll 1$, $K = \alpha^2 C$ или

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \quad (6.8)$$

Это отношение показывает, что степень диссоциации слабых электролитов увеличивается с разбавлением растворов.

Наблюдаемые на опыте отклонения в значениях α и K от истинных величин обусловлены сильным электростатическим взаимодействием между ионами, количество которых в растворах сильных электролитов невелико.

Реакции в растворах электролитов. Распространенным типом химических реакций в растворах электролитов являются процессы, в которых реагирующие вещества обмениваются ионами (ионные реакции). Образующиеся перегруппировки ионов оказываются при условии, если в результате реакции образуются труднорастворимые вещества, слабые электролиты или газообразные вещества. Для отражения существа ионных реакций используются ионные уравнения. Примеры молекулярных и ионных уравнений разных реакций:



Таким образом, реакции в растворах электролитов протекают необратимо, если в результате реакции образуются труднорастворимые, газообразные и малодиссоциирующие вещества.

6.1. Определение концентрации кислоты методом титрования

Цель работы: изучить метод титрования для определения концентрации растворов электролитов.

Выполнение опыта. Для проведения опыта возьмите раствор серной кислоты, приготовленный в опыте разд. 6.1. Возьмите бюретку, снабженную краном, и сполосните ее небольшим количеством серной кислоты. Укрепите бюретку в штативе и через воронку налейте в нее серную кислоту. Доведите уровень кислоты до нулевой отметки.

В коническую колбу на 50 мл сухой пипеткой внесите 10 мл титрованного раствора щелочи и прибавьте немного воды, доведя объем раствора до 20 мл. Внесите в раствор одну каплю метилоранжа. Раствор при этом приобретет желтую окраску. Титрование щелочи кислотой проведите следующим образом: под бюреткой на белый лист бумаги поставьте коническую колбу. Откройте кран бюретки и по каплям прибавляйте кислоту в колбу при перемешивании. Количество свободной щелочи в колбе постоянно уменьшается. Титрование заканчивают, когда метилоранж изменит свою окраску на красную от прибавления одной капли кислоты. Проведите отсчет объема израсходованной кислоты с точностью до десятых долей миллилитра. Титрование проведите три раза, каждый раз начиная титрование от нулевой отметки. Из полученных результатов возьмите среднее значение. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Данные опыта внесите в форме таблицу.

Таблица 5

Номер опыта	Объем 0,1 н раствора щелочи, мл	Объем израсходованного раствора кислоты, мл
1.	10	
2.	10	
3.	10	

Для расчета нормальности раствора кислоты используйте уравнение, согласно которому отношение прореагировавших объемов кислоты и основания обратно пропорциональны нормальности растворов:

$$\frac{V_{\text{осн.}}}{V_{\text{кисл.}}} = \frac{N_{\text{кисл.}}}{N_{\text{осн.}}} \quad (6.9)$$

откуда

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{V_{\text{NaOH}} \cdot N_{\text{NaOH}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \quad (6.10)$$

Среднее значение $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ определите по формуле (обозначив $V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = x$)

$$x = \frac{1}{n} \sum x_i, \quad (6.11)$$

где x - среднее арифметическое.
Рассчитайте титр кислоты.

6.2. Смещение ионного равновесия

Налейте в две пробирки 2-3 мл 0,1 М раствора гидрата окиси аммония и по две капли раствора фенолфталеина. Затем в одну из пробирок введите 2-3 кристаллика хлористого аммония. Пробирку встряхните несколько раз. Наблюдается ослабление интенсивности окраски раствора. Объясните наблюдаемое явление.

6.3. Амфотерные электролиты

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сернокислого цинка или раствора сернокислого аммония и по каплям прибавьте к нему раствора едкого натра. Образовавшийся осадок распределите в две пробирки и подействуйте на осадок в одном случае 2 н соляной кислотой в другом - 10% - ным раствором едкого натра. Составьте молекулярные и ионные уравнения происходящих реакций.

6.4. Реакции в растворах электролитов

1. Из выданной серии растворов выберите такие пары растворов, взаимодействие между которыми приводит к образованию: гидроксида меди и сульфата бария. Получите эти вещества. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

2. Из имеющихся в данном наборе реактивов выберите такие растворы, добавление к которым серной кислоты вызовет образование летучего вещества. Получите эти вещества, напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

3. Налейте в пробирку 3-4 мл 0,1 М раствора серной кислоты, добавьте 1-2 капли раствора метилоранжа. Бросьте в пробирку несколько кристалликов ацетата натрия и взболтайте жидкость до их растворения. Как при этом изменится окраска раствора и почему? Напишите молекулярное и ионное уравнения.

7. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Вода является слабым электролитом. Процесс ее электролитической диссоциации можно выразить уравнением

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$. Отсюда константа диссоциации воды будет равна

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} \quad (7.1)$$

Произведение $K [H_2O] = [H^+][OH^-]$ называется ионным произведением воды. В чистой воде при $25^\circ C$ $K [H_2O] = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$, где степень диссоциации воды $\alpha = 2 \cdot 10^{-9}$, а концентрация воды $C_{H_2O} = 55,5$. Поэтому при указанной температуре $K [H_2O] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$.

Если, например, к чистой воде добавить столько кислоты, чтобы концентрация ионов водорода повысилась до 10^{-3} , то концентрация ионов гидроксида понизится так, что произведение останется равным 10^{-14} . Следовательно, в этом растворе концентра-

ция ионов гидроксида будет

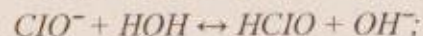
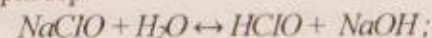
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$$

Поэтому как степень кислотности, так и степень щелочности раствора можно количественно охарактеризовать концентрацией ионов водорода. Вместо концентрации ионов водорода указывают ее десятичный логарифм, взятый с обратным знаком (pH). Нейтральный раствор

$$[H^+] = 10^{-7}, pH = -\lg[H^+] = 7 \quad (7.2)$$

Таким образом, в нейтральной среде $pH = 7$. Кислотный раствор $[H^+] > 10^{-7}$ или $pH < 7$. Щелочной раствор $[H^+] < 10^{-7}$ или $pH > 7$.

Гидролизом называется реакция между ионами воды и ионами растворенных в ней солей. В результате гидролиза в растворе появляется некоторое избыточное количество ионов H^+ или OH^- , сообщающие раствору кислотные или щелочные свойства. Например:



Процесс гидролитического растворения солей количественно характеризуется двумя величинами: степенью гидролиза h и константой гидролиза $K_{гидр}$. Степень гидролиза представляет собой отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу, к общему числу растворенных молекул соли в растворе. Константу гидролиза можно выразить, рассмотрев уравнение гидролиза в общем виде:



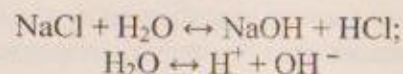
где M - катион, а A - анион.

Константу равновесия этой реакции можно выразить как

$$K = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA] \cdot [H_2O]} \quad \text{или} \quad K[H_2O] = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]} = K_{гидр}. \quad (7.3)$$

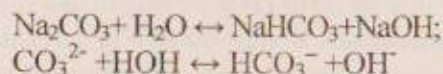
В зависимости от природы кислоты и анионов соли можно разбить на четыре группы.

1. Соли сильной кислоты и сильного основания:



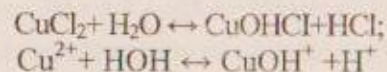
Взаимодействие между ионами соли и воды не проходит, т.к. NaOH и HCl - сильные электролиты. В этом случае равновесие диссоциации воды в присутствии ионов соли почти не смещается. Поэтому $\text{pH} = 7$ и гидролиз не происходит.

2. Соли слабой кислоты и сильного основания (гидролиз по аниону):



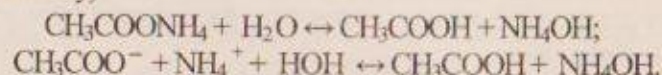
Так как в растворе образуется избыток гидроксид-ионов, то раствор будет иметь щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

3. Соли сильной кислоты и слабого основания (гидролиз по катиону):

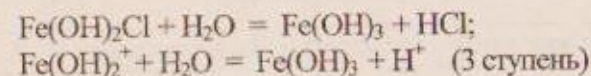
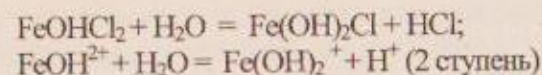
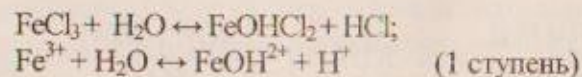


В растворе появится избыток H^+ -ионов, $\text{pH} < 7$.

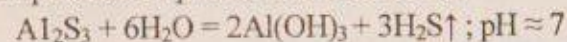
4. Соли слабой кислоты и слабого основания (гидролиз по аниону и катиону):



Растворы могут быть слабокислыми и слабощелочными. Соли образованные слабыми многоосновными кислотами и многокислотными основаниями, подвергаются гидролизу ступенчато:



Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой протекает практически до конца:



Разбавление раствора и увеличение температуры приводит к увеличению степени гидролиза. Процессы гидролиза могут быть усилены или подавлены добавлением соединений, содержащих ионы OH^- или H^+ .

7.1. Определение pH растворов солей при помощи универсального индикатора

Цель работы: для опытов 7.1.-7.4: опытным путем доказать, что гидролиз является результатом взаимодействия вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды. Ознакомиться с методикой измерения pH с помощью различных индикаторов и приборов.

Выполнение опыта. В четыре пробирки налейте по 2-3 мл: в одну 0,1 М раствора соляной кислоты, в другую - 0,1 М раствора уксусной кислоты, в третью - 0,1 М раствора аммиака, в четвертую - дистиллированной воды. К 2-3 мл испытуемого раствора прибавьте 1-2 капли универсального индикатора и полученную окраску сравните с окраской эталонных растворов.

Результаты опыта запишите в таблицу.

Таблица 6

Испытуемый раствор	pH раствора
Соляная кислота	
Уксусная кислота	
Гидроксид аммония	
Дистиллированная вода	

7.2. Определение pH растворов солей с помощью лабораторного pH – метра

Общие указания по работе с прибором

1) Для измерения pH используется электродная система со стеклянным и вспомогательным электродами. Стеклянный электрод представляет собой трубку с напаянным на конус полым шариком из литиевого электродного стекла. Для измерения pH оба электрода помещают в стаканчик с исследуемым раствором соли.

2) Перед погружением в контролируемый раствор электроды необходимо тщательно промыть дистиллированной водой и удалить с них избыток воды фильтровальной бумагой.

3) Отсчет величины pH по шкале прибора следует проводить после того, как показания примут установившиеся значения. Обычно время установления показаний не превышает 0,5 - 1 мин.

4) Перед изменением pH необходимо производить проверку прибора по стандартным буферным растворам. Рекомендуется применять буферный раствор, величины pH которого лежат в том же диапазоне измерения, что и значения pH контролируемых растворов.

После настройки (с помощью преподавателя) pH - 340 по буферным растворам произвести измерения pH растворов хлористого алюминия в диапазоне измерения 2 - 6 pH, хлористого натрия в диапазоне 6-10 pH, углекислого натрия в диапазоне 10-14 pH.

Полученные значения pH растворов указанных солей зафиксируйте в тетради и объясните с точки зрения теории гидролиза.

7.3. Определение pH в растворах различных солей

Выполнение опыта. Получите у преподавателя набор 3 солей в пронумерованных пробирках. В каждую из пробирок добавьте 10 мл воды и перемешайте содержимое пробирки. С помощью индикаторной бумаги определите pH каждого раствора. Объясните, почему растворы различных солей характеризуются различным значением pH. Написав уравнение гидролиза солей, определите, в какой пробирке находится каждая соль (из трех полученных солей).

Результаты запишите в таблицу.

Таблица 7

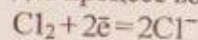
№ п/п	pH раствора	Вещество	Молекулярные и ионные уравнения гидролиза

8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно - восстановительными называются реакции, в которых происходит переход электронов от одних атомов или ионов к другим, что приводит к изменению степени окисления (окислительного числа) одного или нескольких элементов.

Атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны, (процесс восстановления), называются **окислителями**. Степень окисления окислителя в результате реакции понижается. Атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, (процесс окисления), называются **восстановителями**, степень окисления их

в результате реакции повышается. Например, в реакции $\text{Zn} + \text{Cl}_2 = \text{ZnCl}_2$ цинк отдает два электрона (является восстановителем), что может быть записано в виде следующей схемы: $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$. Хлор присоединяет электроны, следовательно, является окислителем, при этом происходит процесс восстановления:



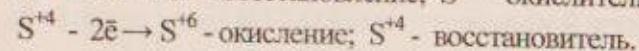
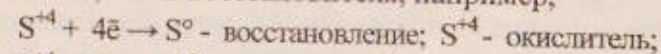
Любая окислительно-восстановительная реакция - это единство двух противоположных процессов: без окисления не может быть восстановления и наоборот.

Для нейтральных атомов их восстановительная и окислительная способность является главным химическим свойством. Атомы большинства металлов содержат на внешнем энергетическом уровне 1-2 электрона и имеют относительно большие радиусы атомов, поэтому в химических реакциях они отдают электроны, т.е. обладают только восстановительными свойствами. Для неметаллов (на внешнем слое от четырех и более электронов), имеющих относительно малые радиусы, в большей степени характерно присоединение электронов. Активнее из неметаллов присоединяет электроны атом фтора (самый электроотрицательный элемент), следовательно, он является и самым сильным окислителем. Восстановительных свойств он не проявляет. Другие неметаллы могут проявлять и восстановительные свойства (отдавать электроны), однако они выражены гораздо слабее.

Положительные элементарные ионы металлов с максимальной степенью окисления могут проявлять только окислительные свойства, которые тем сильнее выражены, чем меньше активность металла (Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+}). Если в ионах металлов степень окисления промежуточная или минимальная, то они могут проявлять и восстановительные свойства, например, ион Fe^{2+} ($\text{Fe}^{2+} - \bar{e} = \text{Fe}^{3+}$). Элементарные анионы (Cl^- , Br^- , S^{2-}), имеющие на внешнем энергетическом уровне по восемь электронов (максимальная отрицательная степень окисления), проявляют только восстановительные свойства.

Окислительные и восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атома, изменяющего ее в ходе реакции. Вещества, содержащие элементы в максимальной

степени окисления, могут быть только окислителями: $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_7$, $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, HN^{+5}O_3 и др. Вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, могут выполнять как функции окислителя, так и восстановителя, например,



Для количественной характеристики окислительно-восстановительной активности веществ, находящихся в растворах или контактирующих с ними, используются так называемые электродные или окислительно-восстановительные потенциалы.

Значения окислительно-восстановительных потенциалов E (в вольтах) можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{\text{окисл.}}}{C_{\text{восст.}}},$$

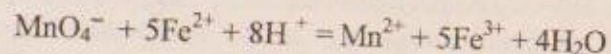
где E^0 - нормальный или стандартный окислительно-восстановительный потенциал (измеренный при $C_{\text{окисл.}} = C_{\text{восст.}}$; $C_{\text{окисл.}}$ - концентрация окисленной формы, $C_{\text{восст.}}$ - концентрация восстановленной формы; n - число электронов, отдаваемых или получаемых при превращении восстановленной формы в окисленную (или наоборот).

Окислительно-восстановительные потенциалы зависят от соотношения $C_{\text{окисл.}}$ и $C_{\text{восст.}}$, а также от температуры, природы растворителя, pH среды и других факторов.

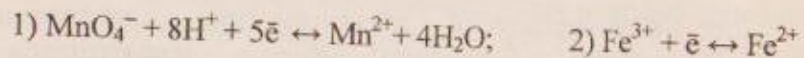
Значение окислительно - восстановительных потенциалов принято измерять относительно системы $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$, стандартный потенциал которого принимается условно за нуль.

Чем меньше алгебраическая величина электродного потенциала, тем активнее данная окислительно-восстановительная система как восстановитель, т.е. она легче переходит из восстановительной формы в окисленную и наоборот. Следовательно, окислительно-восстановительные потенциалы позволяют количественно оценивать активность окислителя и восстановителя, направление и глубину протекающей окислительно - восстановительной реакции.

Например, для реакции (в ионной форме):



стандартные потенциалы полуреакций имеют значение + 1,52В для первой полуреакции и + 0,77 В - для второй:



Окислительно-восстановительный потенциал для первой системы электроположительнее, чем для второй. Следовательно, при взаимодействии веществ, содержащих ионы Fe^{2+} и MnO_4^- , последний выступает в качестве окислителя, т.е. первая реакция протекает слева направо, а вторая - справа налево.

Следовательно, окислительно-восстановительная реакция может протекать в выбранном направлении при условии, если окислительно-восстановительный потенциал окислителя больше потенциала восстановителя, т.е. если разность потенциалов $E_{\text{окисл.}} - E_{\text{восст.}}$ имеет положительное значение, в этом случае свободная энергия Гиббса имеет отрицательное значение, т.к.

$\Delta G = -nFE$; F - число Фарадея; n - число электронов, участвующих в процессе; ΔE - разность окислительно-восстановительных потенциалов. Чтобы ΔG было меньше нуля, ΔE должна быть положительной величиной, т.е. самопроизвольное протекание окислительно-восстановительной реакции возможно, если потенциал окислителя больше потенциала восстановителя. Чем больше ΔE , тем отрицательнее значение ΔG и, следовательно, интенсивнее протекание окислительно-восстановительной реакции.

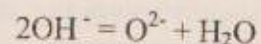
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в растворах, используют метод электронно-ионных уравнений (метод полуреакций). При этом следует придерживаться следующего порядка:

1. Составляют схему процесса. Для этого записывают в ионном виде восстановитель, окислитель и другие продукты их

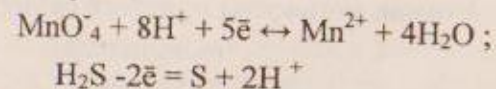
взаимодействия. При этом следует помнить, что сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты, осадки и газы в виде молекул. В качестве примера рассмотрим реакцию взаимодействия H_2S с KMnO_4 в кислой среде, зная, что H_2S превращается в S , а ион MnO_4^- в Mn^{2+} .

2. Составляют электронно-ионные полуреакции процессов окисления и восстановления, уравнивают число атомов каждого элемента, а также суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции. Для уравнивания зарядов к левым частям полуреакции следует добавить или отнять соответствующее число электронов.

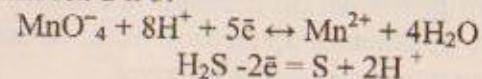
Следует иметь в виду, что в водных растворах большую роль играет среда, поэтому в реакциях могут участвовать молекулы воды, ионы H^+ или OH^- . Так, если продукт реакции содержит меньше кислорода, чем исходных (как, например, в нашем случае MnO_4^- и Mn^{2+}), то освобождающийся кислород в форме O^{2-} связывается в кислых средах с ионами H^+ в молекулы воды, в нейтральных и щелочных средах образуются гидроксид-ионы. Если же продукт реакции содержит больше O^{2-} , то он в кислых и нейтральных средах берется из молекул воды, при этом освобождаются H^+ -ионы; источником кислорода в щелочной среде служат ионы OH^- :

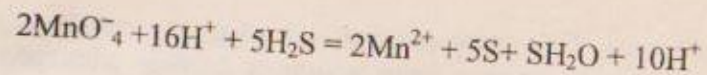


Для рассматриваемой реакции ионно-электронными полуреакциями будут следующие:

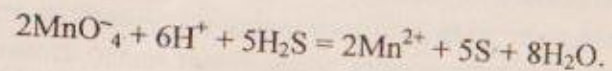


1. Для составления общего ионного уравнения реакции необходимо суммировать оба уравнения полуреакций, причем каждое из них нужно умножить на такое число, чтобы количество электронов, отданных восстановителем, равнялось числу электронов, принятых окислителем. Такими числами в нашем случае являются 2 и 5:

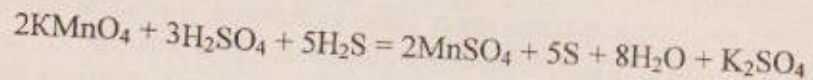




После приведения подобных членов (сокращением на H^+) окончательное уравнение в ионной форме будет иметь вид:



Чтобы от ионного уравнения перейти к молекулярному, поступают так: в левой части уравнения, к каждому аниону добавляют соответствующее число катионов (для получения нейтральных молекул), а к катиону - анионов. Затем такие же ионы и в том же количестве записывают в правой части уравнения, после чего ионы объединяют в молекулы:



Цель работы: убедиться на опыте, что окислительно-восстановительные свойства различных элементов и образуемых ими соединений зависят от структуры и положения этих элементов в периодической системе элементов Д. И. Менделеева, выявить роль среды в окислительно-восстановительных реакциях, используя термодинамические характеристики, научиться определять направление реакции.

8.1. Атомы, молекулы простых веществ в качестве окислителей

Выполнение опыта. В пробирку налейте 2-3 мл раствора KI и добавьте по каплям хлорную воду до появления желто-бурой окраски. Полученный раствор разбавьте дистиллированной водой до тех пор, пока его цвет станет бледно-желтым. Затем добавьте 1-2 капли свежеприготовленного раствора крахмала. Отметьте цвет раствора. По результатам опыта составьте электронно-ионные уравнения процессов окисления и восстановления и молекулярные уравнения реакции.

8.2. Атомы, молекулы простых веществ в качестве восстановителей

1. В пробирку налейте до одной трети объема раствора соли двух валентной меди (CuCl_2 или CuSO_4) и поместите в нее тщательно очищенную стальную пластинку. Составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановления и уравнения реакций.

2. В пробирку с раствором серной кислоты поместите маленький кусочек цинка (магния или железа), слегка подогрейте. Наблюдайте выделение газа. Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Какие изменения происходят в электронной структуре цинка? Какой элементарный ион выполняет функции окислителя?

Сделайте вывод о поведении металла в окислительно-восстановительных реакциях.

Пользуясь рядом напряжений, укажите, какие металлы могут являться восстановителями по отношению к иону водорода.

8.3. Свойства соединений, содержащих элемент в максимальной степени окисления

1. В пробирку налейте 1-2 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкислите несколькими каплями раствора серной кислоты и прибавьте 1-2 мл раствора Na_2SO_3 . Хорошо встряхните, обратите внимание на изменение окраски раствора. Составьте электронно-ионные уравнения процессов окисления и восстановления, а также молекулярные уравнения реакции. Используя термодинамические характеристики, обоснуйте возможность протекания реакции.

2. В пробирку с 2-3 мл разбавленной азотной кислоты опустите кусочек магния. Можно слегка подогреть. Что наблюдается? Составьте электронно-ионные уравнения процессов окисления и восстановления, а также молекулярные уравнения реакций.

8.4. Ионы - восстановители и ионы - окислители

Выполнение опыта: а) небольшое количество (на кончике шпателя) азотистокислого натрия подкислите несколькими каплями раствора серной кислоты и прилейте 1-2 мл раствора KI. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции. Составьте схемы полуреакций.

б) в пробирку налейте 2-3 мл раствора KMnO_4 , подкислите 2-3 каплями разбавленной серной кислоты и прибавьте небольшое количество азотистокислого натрия (на кончике шпателя), хорошо встряхните. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, составьте электронно-ионные уравнения. На основании проделанных опытов (а) и (б) укажите, какие вещества могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

8.5. Роль среды в окислительно-восстановительных реакциях

Выполнение опыта. Налейте в три пробирки по 2-3 мл раствора KMnO_4 . В одну из них добавьте такой же объем разбавленной серной кислоты, в другую - концентрированного раствора щелочи. Во все три пробирки прилейте по каплям, взбалтывая содержимое пробирки, раствор сернистокислого натрия до тех пор, пока в первой пробирке раствор обесцветится, во второй выпадет бурый осадок MnO_4^- , а в третьей - раствор окрасится в зеленый цвет. Составьте уравнения реакций, имея в виду, что ионы MnO_4^- превращаются соответственно в продукты: Mn^{2+} , MnO_2 , MnO_4^{2-} . Рассчитайте изменение энергии Гиббса для реакции и сделайте вывод о влиянии среды на глубину протекания окислительно-восстановительных реакций.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Давление насыщенного водяного пара в мм рт. ст. при различных температурах (град. К)

Температура	Давление	Температура	Давление
288	12,79	296	21,07
289	13,63	297	22,38
290	14,53	298	23,76
291	15,48	299	25,21
292	16,48	300	26,74
293	17,54	301	28,35
294	18,65	302	30,04
295	19,83	303	31,82

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Стандартные энтальпии образования ΔH_{298}^0 , абсолютные энтропии S_{298}^0 и изобарные потенциалы образования ΔG_{298}^0 некоторых веществ

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль
$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{r})$	-1676,6	50,9	-1582,0
$\text{CH}_4(\text{r})$	-74,9	186,2	-50,8
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{r})$	226,8	200	209,2
$\text{CO}(\text{r})$	-110	197,5	-137,1
$\text{CO}_2(\text{r})$	-393	213,7	-394,4
$\text{CaCO}_3(\text{r})$	-1207	88,7	-1127,7

Продолжение прил.2

Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К	ΔG^0_{298} , кДж/моль
CaO(т)	-635,0	39,7	604,2
Cr ₂ O ₃ (т)	-144,6	81,2	-1050,0
CuO(т)	-162,0	42,6	-129,9
HI(г)	-26,6	206,5	-1,8
H ₂ O(г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O(ж)	-285,8	70,1	-237,3
H ₂ S(г)	-21,0	205,7	-33,8
MgO(к)	-601,8	26,9	-569,6
PbO(к)	-219,3	66,1	-189,1
TiO ₂ (к)	-943,9	50,3	-888,6
WO ₃ (к)	-842,7	75,9	-763,9
ZnO(к)	-350,6	43,6	-320,7
MgCO ₃	-1096,2	65,69	-1029,3

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем

Окисленная форма	Число e^-	Восстановленная форма	$E^0, В$
F ₂	2 e^-	2F ⁻	+2,87
MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺	5 e^-	Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,51
Cl ₂	2 e^-	2Cl ⁻	+1,35
Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺	6 e^-	2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,33
MnO ₂ + 4H ⁺	2 e^-	Mn ²⁺ + 2H ₂ O	+1,29
O ₂ + 2H ⁺	4 e^-	2H ₂ O	+1,23
Br ₂	2 e^-	2Br ⁻	+1,09
NO ₃ ⁻ + 4H ⁺	3 e^-	NO + H ₂ O	+0,96
NO ₃ ⁻ + 2H ⁺	1 e^-	NO ₂ + H ₂ O	+0,78
Fe ³⁺	1 e^-	Fe ²⁺	+0,77
MnO ₄ ⁻ + 2H ₂ O	3 e^-	MnO ₄ ²⁻ + 4OH ⁻	+0,59
MnO ₄ ⁻	1 e^-	MnO ₄ ²⁻	+0,56

Продолжение прил.3

Окисленная форма	Число e^-	Восстановленная форма	$E^0, В$
I ₂	2 e^-	2I ⁻	+0,54
O ₂ + H ₂ O	4 e^-	OH ⁻	+0,41
SO ₄ ²⁻ + 2H ⁺	2 e^-	SO ₄ ²⁻ + H ₃ O ⁺	+0,20
V ³⁺	1 e^-	V ²⁺	-0,26
Cr ³⁺	1 e^-	Cr ²⁺	-0,41
2H ₂ O	1 e^-	H ₂ + 2OH ⁻	-0,41
S	2 e^-	S ²⁻	-0,45
NO ₂ ⁻ + H ₂ O	1 e^-	NO + 2OH ⁻	-0,46
SO ₃ ²⁻ + 3H ₂ O	4 e^-	S + 6OH ⁻	-0,90
NO ₃ ⁻ + 2H ⁺	1 e^-	NO + H ₂ O	-0,99

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. - М.: Высшая школа, 2003.
2. Коровин Н.В. Курс общей химии / Н.В. Коровин. - М.: Высшая школа, 2005.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. - М.: Высшая школа, 2001.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Правила техники безопасности в химической лаборатории..... 1
2. Основные законы и понятия химии..... 2
3. Химическая термодинамика..... 8
4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие..... 11
5. Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений в периодической системе Д.И.Менделеева..... 19
6. Растворы. Электролитическая диссоциация..... 24
7. Гидролиз солей..... 32
8. Окислительно-восстановительные реакции..... 37

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к выполнению лабораторных работ по химии для
студентов направлений подготовки бакалавров 210400
«Радиотехника», 211000 «Конструирование и технология
электронных средств», 110800 «Агроинженерия», 220400
«Управление в технических системах», 210100 «Электроника и
наноэлектроника», 223200 «Техническая физика»
очной формы обучения
Часть 1

Составители:

Спиридонов Борис Анатольевич
Небольсин Валерий Александрович
Горшунова Валентина Павловна

В авторской редакции

Подписано в печать 03.04.2012.

Формат 60x84 / 16. Бумага для множительных аппаратов.

Усл. печ. л. 3,1. Уч.- изд. л. 2,9. Тираж 129 экз. «С» 18.

Зак. № 46

ФГБОУ ВПО «Воронежский государственный
технический университет»
394026 Воронеж, Московский просп., 14

