

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ВЛАДИВОСТОКСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
Международный институт окружающей среды и туризма
Кафедра экологии, биологии и географии

Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине

ХИМИЯ

Форма обучения

Очная

Составитель(и)

Иваненко Н.В., кандидат биологических наук, доцент, кафедра экологии, биологии и географии, Natalya.Ivanenko@vvsu.ru

Утверждены на заседании кафедры экологии, биологии и географии

от 21.04.2023, протокол № 9

Владивосток 2023

ОРГАНИЗАЦИЯ РАБОТЫ И ВЕДЕНИЕ ЛАБОРАТОРНОГО ЖУРНАЛА

Подготовка к каждому лабораторному занятию проводится учащимися дома по учебнику, лекционным записям и по руководству к лабораторным работам.

Перед началом работы в лаборатории следует получить и подготовить все необходимое оборудование и материалы.

Реактивы размещаются в специальных настольных реактивных ящиках.

Во время проведения опыта на рабочем месте не должно быть ничего лишнего; необходимо поддерживать на нем чистоту и порядок.

Некоторые опыты следует проводить в вытяжном шкафу, о чем при описании работы сделаны соответствующие указания.

По окончании работы учащиеся проверяют расположение реактивов в настольном реактивном ящике (порядковые номера на склянках должны совпадать с порядковыми номерами на гнездах ящика), сдают лаборанту полученные реактивы, материалы и оборудование, тщательно моют посуду и убирают свое рабочее место.

При подготовке к лабораторным работам и при проведении их учащиеся должны вести записи в специальной тетради – лабораторном журнале. В лабораторном журнале отмечаются дата, номер и наименование темы, номер и название опыта, краткое описание опыта: условия его проведения, количество реактивов, все наблюдаемые явления и изменения, химизм процесса и краткие выводы.

При описании опыта не следует дословно переписывать текст учебного пособия. Нужно научиться применять собственные четкие формулировки, пользоваться структурными формулами. Записи должны быть лаконичными.

Особое внимание следует обратить на запись наблюдений, отмечать изменение окраски, выпадение и растворение осадка, появление характерного запаха и т.д., а также на краткие выводы. Правильно сделанные выводы на основе результата опыта или группы опытов говорят об усвоении теоретического материала по данной теме. Наблюдения и краткие выводы учащиеся записывают при проведении опыта в лаборатории, все остальные записи делаются предварительно при подготовке к лабораторным работам.

Для иллюстрации приведем образец записи в лабораторном журнале.

Лабораторная работа по теме 1 - Введение в дисциплину. Классы неорганических соединений

Лабораторная работа № 1

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: Ознакомиться с некоторыми методами получения и свойствами основных классов неорганических соединений: кислот, оснований, солей, оксидов.

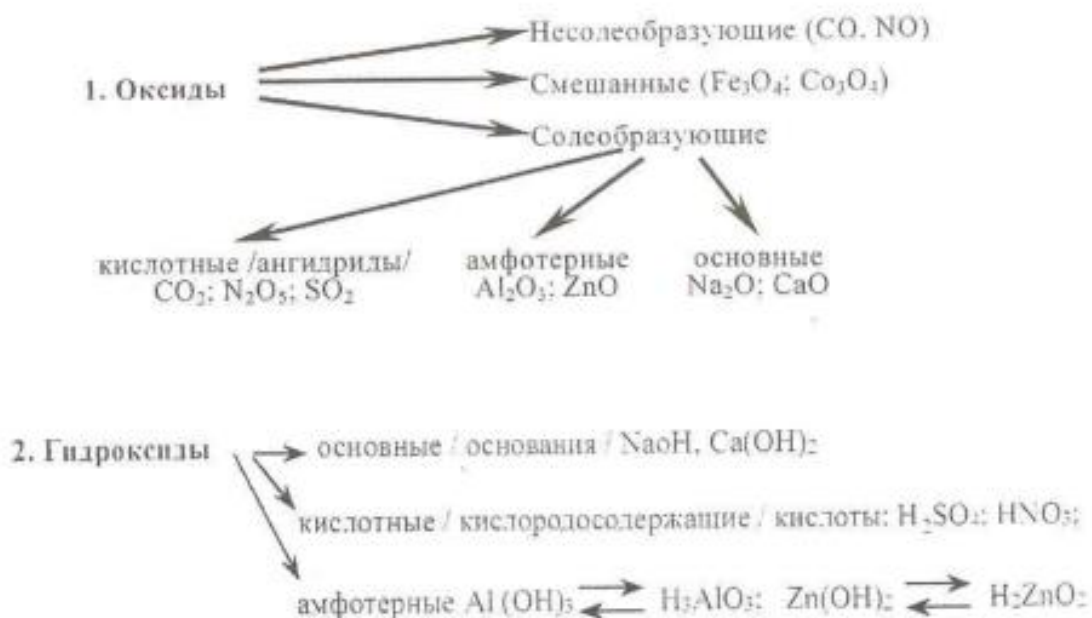
1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1.1. Классификация неорганических соединений

Все существующие соединения можно разделить на простые и сложные. Простые вещества – это такие вещества, которые образованы одним и тем же элементом. Например: кислород, озон, алмаз, сера и др. Простые вещества, в свою очередь, классифицируются на металлические и неметаллические. В настоящее время известно свыше 400 разновидностей простых веществ.

К сложным соединениям относятся вещества, образованные разными элементами, соединенными между собой химической связью. Число известных сложных соединений близко к миллиону, и ежегодно в химических журналах описывается около двадцати тысяч соединений.

Общепринято классифицировать сложные неорганические соединения по следующей схеме:

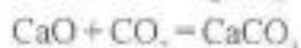




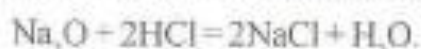
Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды (кислоты и основания) и соли.

Оксиды – это соединения двух элементов, один из которых кислород. Характер оксида определяется его способностью образовывать соли с кислотами и основаниями (а также с кислотными и основными оксидами).

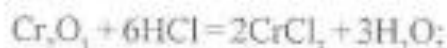
Кислотные оксиды (SO_2 , SO_3 , P_2O_5 , SiO_2 и др.) образуют соли только с основаниями или основными оксидами. Например:



Основные оксиды (Na_2O , CaO , Bi_2O_3 и др.) характеризуются реакцией солеобразования только с кислотами и кислотными оксидами, например:



Амфотерные оксиды (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 и др.) образуют соли и с кислотами, и с основаниями, например:



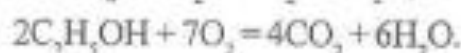
Если элемент образует оксиды в нескольких степенях окисления, то оксиды разделяются на амфотерные, основные и кислотные. Как правило, оксиды высших степеней окисления являются кислотными, а в низших – основными. Так, MnO_2 – амфотерный оксид, MnO_3 , Mn_2O_7 – кислотные, а MnO – основной.

Способы получения оксидов различны. Главные из них:

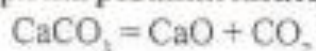
1. Взаимодействие простого вещества с кислородом:



2. Горение сложных веществ:



3. Разложение при нагревании кислородных соединений:

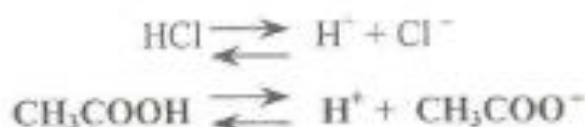


1.2. Кислоты и основания (гидроксиды)

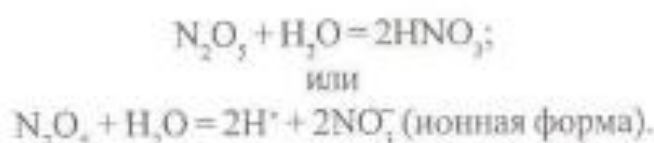
При взаимодействии (прямом или косвенном) оксидов с водой образуются их гидратные формы, которые имеют характер кислот, оснований и амфотерных гидроксидов.

Кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода.

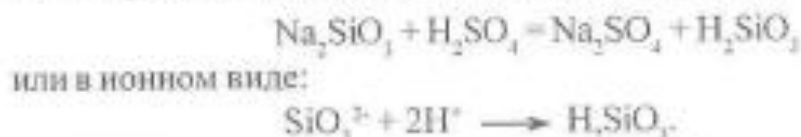
Например:



Получение. Многие кислородные кислоты получают при взаимодействии оксида с водой:



Если оксиды нерастворимы в воде, то отвечающие им кислоты получают действием другой кислоты на соответствующую соль:



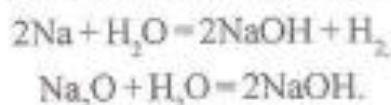
Бескислородные кислоты (H_2S , HCl , HBr и т. д.) получают взаимодействием водорода с неметаллом с последующим растворением в воде водородного соединения.

Основаниями называют электролиты, которые при диссоциации образуют анион OH^- .

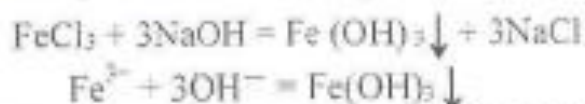


Основания, растворимые в воде, называются щелочами (NaOH , KOH и др.)

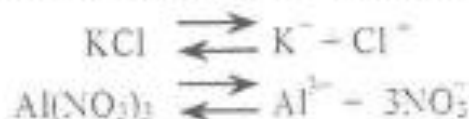
Получение. Растворимые в воде основания получают при взаимодействии металлов или их оксидов с водой, например:



Нерастворимые в воде основания получают действием щелочей на водные растворы соответствующих солей, например:

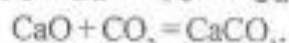
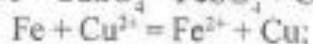
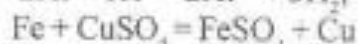
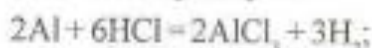


Солями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков. Например:



По составу различают следующие типы солей: средние – Na_2SO_4 , кислотные – NaHSO_4 , основные – MnOHCl и двойные – $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Получение. Способы получения солей весьма разнообразны: соли можно получить реакцией нейтрализации, взаимодействием металлов с кислотами, солями, неметаллами, взаимодействием кислот с основными оксидами, взаимодействием основных оксидов с кислотами, взаимодействием щелочей с солями и т. д. Приведем несколько примеров:



Нужно иметь в виду, что не всякую соль можно получить по тому или иному способу. При выборе способа всегда следует учитывать растворимость исходных и получаемых веществ или расположение металлов в ряду напряжений и т. д. Например, нельзя осуществить взаимодействие $\text{Fe}(\text{OH})_2$ с KCl , ибо $\text{Fe}(\text{OH})_2$ практически нерастворим в воде.

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1. Получение кислот

Получение угольной кислоты

В пробирку налить 2–3 мл дистиллированной воды и пропустить в нее (5 мин) диоксид углерода из аппарата Киппа. Затем к полученному раствору добавить 1–2 капли универсального индикатора. Отметьте цвет раствора и определите pH раствора. Что получилось при растворении в воде углекислого газа? Напишите уравнение реакции.

Получение уксусной кислоты

В пробирку внести несколько капель ацетата натрия (NaCH_3COO) и добавить 2–3 капли серной кислоты. Отметьте ощущаемый запах. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

2.2. Получение оснований

Получение гидроксида магния

В пробирку внести несколько кристаллов оксида магния, прибавить 2–3 мл воды и, пользуясь универсальным индикатором, определить pH полученного раствора. Напишите уравнение реакции.

Получение гидроксида цинка

В две пробирки внести 2–3 капли раствора соли цинка. Добавить по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Напишите уравне-

ние реакции в молекулярном и ионном виде. Докажите амфотерность гидроксида цинка.

2.3. Получение солей

Получение кислой соли

В пробирку налить 2–3 мл известковой воды ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) и пропустить через раствор углекислый газ до помутнения раствора и затем продолжить дальше пропускать газ. Что при этом наблюдаете? Объясните происходящий процесс, напишите уравнения реакций.

Получение основной соли

В пробирку внести 2–3 капли сульфата кобальта (II) и прилить по каплям раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Получение соли реакцией замещения

В пробирку налить 1–2 мл раствора сульфата меди и опустить в раствор кусочек металлического цинка. Содержимое пробирки слегка нагреть. Что при этом наблюдаете? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Аналогично проведите реакцию взаимодействия цинка с соляной кислотой. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Получение соли реакцией обмена

В пробирку внести 2–3 капли раствора нитрата серебра и добавить хлорида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Получение соли реакцией нейтрализации

В пробирку налить 1–2 мл баритовой воды ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) и добавить несколько капель серной кислоты. Что при этом наблюдаете? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что называется оксидами? Какие группы оксидов вы знаете?
2. Охарактеризуйте химические свойства оксидов
3. Что такое кислоты? Какие кислоты называются кислородными и какие бескислородными?
4. Как определяется основность кислот? Охарактеризуйте химические свойства кислот.
5. Какие гидроксиды называются амфотерными? Как определяется кислотность оснований?
6. Какие виды солей различают?
7. Составить уравнения, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Лабораторная работа по теме 2 – Атомно-молекулярное учение

Лабораторная работа № 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы: а) Повторить основные понятия химии. б) Изучить понятие эквивалент, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов. в) Научиться практически определять молярную массу эквивалента металла методом вытеснения водорода из кислоты.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Атомы, молекулы, ионы, радикалы, эквиваленты, атомные группы, т.е. любой вид реальных частиц и условно существующие доли таких частиц называются элементарными объектами.

В химии применяются не абсолютные значения масс элементарных объектов, а относительные. За единицу относительных атомных масс с 1961 г. принята *атомная единица массы* (а.е.м.) равная $1/12$ массы атома углерода C^{12} .

Относительная атомная масса элемента (A) – величина безразмерная, равна отношению средней массы атома элемента к $1/12$ массы атома углерода C^{12} и выражается в а.е.м.

«г» – начальная буква английского слова «relative» – относительный.

Относительная молярная масса вещества (M_r) – величина безразмерная и равна отношению массы молекулы вещества к $1/12$ массы атома углерода.

$$M_r = A_{r1} + A_{r2} + A_{r3} + \dots$$

A_r и M_r показывают во сколько раз масса атома и молекулы больше $1/12$ массы атома углерода.

В международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят *моль*.

Моль (n) – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г углерода C^{12} , т.е. моль – это мера количества вещества.

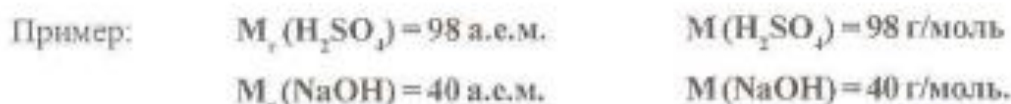
Один моль любого вещества содержит одно и то же число элементарных объектов – $6,02 \times 10^{23}$ – число Авогадро (N_A).

Различают моль атомов хлора – n (Cl), моль ионов хлора – n (Cl⁻).

Молярная масса вещества – M(A) – величина, равная отношению массы вещества m (A) к его количеству n, имеет размерность г/моль или кг/моль.

$$M(A) = m(A) / n(A) \text{ г/моль}$$

или молярная масса вещества $M(A)$ – это масса одного моль вещества, численно равная его относительной молярной массе (M_r).



Между массой вещества – $m(\text{A})$, количеством – $n(\text{A})$, молярной массой – $M(\text{A})$ существуют простые соотношения:

1. $M(\text{A}) = m(\text{A}) / n(\text{A})$ *Масса вещества и количество*
2. $n(\text{A}) = m(\text{A}) / M(\text{A})$ *вещества – понятия разные.*
3. $m(\text{A}) = M(\text{A}) \times n(\text{A}),$

где: $m(\text{A})$ – выражается в г, кг;
 $n(\text{A})$ – в моль (слово «моль» не склоняется!);
 $M(\text{A})$ – в г/моль, кг/моль.

В 1792 г. Рихтером сформулирован закон эквивалентов: химические вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Эквивалентом вещества (\mathcal{E}_A) называют такую его формульную единицу (часть атома, молекулы, иона), которая равноценна по своему действию одному атому водорода в данной реакции.

$$\mathcal{E} = \frac{1}{Z} A, \quad \text{где: } \mathcal{E} - \text{эквивалент};$$

$$f_{\text{ин}} = \frac{1}{Z}$$

$\frac{1}{Z}$ – фактор эквивалентности;
 Z – число эквивалентности;
 A – вещество (формула).

Фактор эквивалентности ($f(A)$) – число, равное той доле частицы A , которая является эквивалентом вещества в данной реакции.

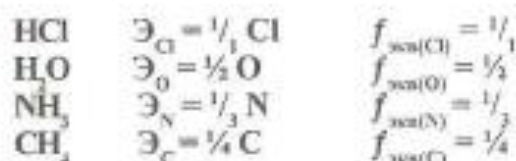
$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4; f_{\text{ин}} = \frac{1}{2}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Ca}} = \frac{1}{2} \text{Ca}; f_{\text{ин}} = \frac{1}{2}; Z - \text{валентность элемента.}$$

Пользуясь понятием «моль» как единицей количества вещества, можно дать следующее определение химического эквивалента вещества:

Эквивалент элемента – это такое его количество, которое соединяется с одним моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в соединениях.

Эквивалентом соединения называется определенное количество сложного вещества, которое полностью взаимодействует с одним эквивалентом водорода или другого вещества.



Так, фактор эквивалентности простого вещества определяется валентностью элемента.

$$\begin{array}{ll} \mathcal{E}_{\text{Al}} = 1/3 \text{ Al} & f_{\text{эвн}} = 1/3 \\ \mathcal{E}_{\text{C}} = 1/4 \text{ C} & f_{\text{эвн}} = 1/4 \end{array}$$

Фактор эквивалентности сложных веществ определяется числом замещенных частиц.

Кислота	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 1/2 \\ \mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4 \end{cases}$	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{H}_3\text{PO}_4)} = 1/3 \\ \mathcal{E}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 1/3 \text{ H}_3\text{PO}_4 \end{cases}$
Основание	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{HNO}_3)} = 1/1 \\ \mathcal{E}_{\text{HNO}_3} = 1/1 \text{ HNO}_3 \end{cases}$	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 1/2 \\ \mathcal{E}_{\text{H}_2\text{CO}_3} = 1/2 \text{ H}_2\text{CO}_3 \end{cases}$
	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{NaOH})} = 1/1 \\ \mathcal{E}_{\text{NaOH}} = 1/1 \text{ NaOH} \end{cases}$	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{Ca(OH)}_2)} = 1/2 \\ \mathcal{E}_{\text{Ca(OH)}_2} = 1/2 \text{ Ca(OH)}_2 \end{cases}$
	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{Cr(OH)}_3)} = 1/3 \\ \mathcal{E}_{\text{Cr(OH)}_3} = 1/3 \text{ Cr(OH)}_3 \end{cases}$	
Соль	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = 1/6 \\ \mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 1/6 \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 \end{cases}$	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = 1/6 \\ \mathcal{E}_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 1/6 \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \end{cases}$

$Z = n \times m$, где: n – валентность металла
 m – число атомов металла

Оксид	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{P}_2\text{O}_5)} = 1/10 \\ \mathcal{E}_{\text{P}_2\text{O}_5} = 1/10 \text{ P}_2\text{O}_5 \end{cases}$	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{SiO}_2)} = 1/4 \\ \mathcal{E}_{\text{SiO}_2} = 1/4 \text{ SiO}_2 \end{cases}$
	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 1/6 \\ \mathcal{E}_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 1/6 \text{ Al}_2\text{O}_3 \end{cases}$	$\begin{cases} f_{\text{эвн}(\text{Na}_2\text{O})} = 1/2 \\ \mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{O}} = 1/2 \text{ Na}_2\text{O} \end{cases}$

Молярная масса эквивалента вещества $M(f_{\text{эвн}} \text{ A})$ или $M_{\text{эвн}}(\text{A})$ – это масса одного эквивалента вещества и равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества.

$$M_{\text{эвн}}(\text{A}) = 1/2 \times M(\text{A}) \text{ г/моль} \text{ или } M(1/2 \text{ A}) = 1/2 \times M(\text{A})$$

$$\begin{cases} M(1/2 \text{ Fe}) = 1/2 \times M(\text{Fe}) \\ M(1/3 \text{ Fe}) = 1/3 \times 56 = 18,7 \text{ г/моль} \end{cases} \quad \begin{cases} M(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \times M(\text{H}_2\text{SO}_4) \\ M(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \times 98 = 49 \text{ г/моль} \end{cases}$$

Эквивалент, фактор эквивалентности и молярная масса эквивалента вещества не являются величиной постоянной и определяются количеством замещенных частиц в данной реакции.

Например:



в реакции замещается один атом водорода,

$$\mathcal{E}_{\text{HPO}_4} = 1/1 \text{H}_3\text{PO}_4; \quad M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/1 \times M(\text{H}_3\text{PO}_4)$$



в реакции замещаются два атома водорода

$$\mathcal{E}_{\text{HPO}_4} = 1/2 \text{H}_3\text{PO}_4; \quad M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2 \times M(\text{H}_3\text{PO}_4)$$



в реакции замещаются три атома водорода

$$\mathcal{E}_{\text{HPO}_4} = 1/3 \text{H}_3\text{PO}_4; \quad M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 \times M(\text{H}_3\text{PO}_4)$$

В окислительно-восстановительных реакциях эквивалент, фактор эквивалентности определяется числом отданных или присоединенных электронов в данной реакции.

Например:



$$\mathcal{E}_{\text{KMnO}_4} = 1/5 \text{KMnO}_4; \quad M_3(\text{KMnO}_4) = 1/5 \times M(\text{KMnO}_4), \quad \text{т.к.}$$



Итак, молярная масса эквивалента вещества в реакциях обмена и замещения равна молярной массе этого вещества, деленной на число замещенных частиц.

Пользуясь понятием молярной массы эквивалента вещества, можно сформулировать *закон эквивалентов*:

Массы реагирующих веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

Математическое выражение закона эквивалентов:

$$m(A) / m(B) = \mathcal{E}_A / \mathcal{E}_B \qquad m(A) / m(B) = M_3(A) / M_3(B)$$

Эквивалентным объемом (V_3) называется объем, занимаемый одним эквивалентом вещества при нормальных условиях.

Например: для кислорода $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$

$$32 \text{ г/моль} \text{ — } 22,4 \text{ л}$$

$$X = 5,6 \text{ л (дм}^3\text{)}$$

$$8 \text{ г/моль} \text{ — } X$$

$$M_3(\text{O}) = 1/2 \times 16 = 8 \text{ г/моль}, \quad M_3(\text{O}_2) = 1/4 \times 32 = 8 \text{ г/моль}$$

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Определение молярной массы эквивалента металла производится в приборе (рис. 2.1).

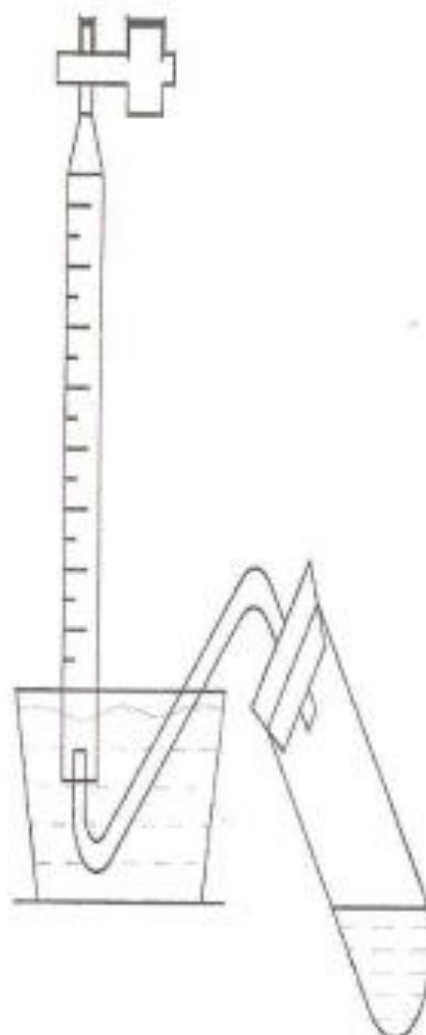


Рис. 2.1. Прибор для определения молярной массы эквивалента металла

Наполните бюретку водой и, закрыв ее пальцем, переверните в чашку с водой, при этом следите, чтобы уровень воды в бюретке в перевернутом состоянии не выходил за ее градуированную часть. Пользуясь зажимом бюретки, установите уровень воды на конечном делении бюретки. Затем подведите газоотводную трубку от пробирки под бюретку. Получите у преподавателя определенную навеску металла. Сразу же запишите ее массу в тетрадь (рабочий журнал).

В пробирку налейте около 3 мл соляной кислоты с помощью пипетки так, чтобы стенки пробирки не были смочены кислотой.

Пробирку с кислотой наклоните и осторожно положите на ее стенку навеску металла, следя за тем, чтобы металл преждевременно не попал в кислоту. Пробирку закройте газоотводной трубкой, ранее подведенной под бюретку. Встряхните пробирку так, чтобы металл упал в кислоту. В результате протекания реакции выделяется водород, который вытесняет воду из бюретки. Когда выделение водорода прекратится, запишите его объем по разности уровней воды в бюретке в начальном и конечном состояниях.

Запишите температуру ($t^{\circ}\text{C}$) и давление (P) опыта. Результаты измерений запишите по форме:

m – масса металла в мг;

t° – температура комнатная;

P – атмосферное давление во время проведения опыта в мм рт. ст.;

V_1 – объем выделившегося водорода (мл);

h – упругость водяных паров при данной температуре (находятся по таблице).

Расчеты

Объем выделившегося водорода приведите к нормальным условиям, т.е. к объему газа при 0°C (273 К) и давлении 760 мм рт. ст., пользуясь формулой объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$P_0 V_0 / T_0 = P_1 V_1 / T,$$

где $P_0 = 760$ мм рт. ст.;

V_0 – объем газа при нормальных условиях (мл);

$T_0 = 273$ К;

P_1 – атмосферное давление по барометру (мм рт. ст.);

V_1 – объем газа при данных условиях (мл);

$T = 273 \text{ К} + t^{\circ}$ во время опыта.

Из приведенной формулы найти V_0 :

$$V_0 = \frac{T_0 (P_1 - h) \times V_1}{P_0 T},$$

где h – упругость водяных паров; эта поправка введена вследствие того, что давление над водой складывается из давления водорода и водяных паров при данной температуре.

Затем вычислите массу выделившегося водорода, зная, что один литр водорода при нормальных условиях весит 0,089 г.

Зная массу металла и массу вытесненного им водорода, рассчитайте молярную массу эквивалента металла, исходя из закона эквивалентов:

$$m(\text{Me}) / m(\text{H}_2) = M_3(\text{Me}) / M_3(\text{H}_2); \quad M_3(\text{Me}) = m(\text{Me}) \times M_3(\text{H}_2) / m(\text{H}_2).$$

Назовите металл, молярная масса эквивалента которого была вами найдена.

Рассчитайте $M_3(\text{Me})$ теоретически и найдите в процентах ошибку опыта.

$$X\% = (M_3(\text{Me})_{\text{теор}} - M_3(\text{Me})_{\text{эксп}}) / M_3(\text{Me})_{\text{теор}} \times 100\%$$

Контрольные вопросы

1. Дать понятие химического эквивалента, фактора эквивалентности.
2. Определение эквивалента простого вещества, сложных веществ. Привести примеры.
3. Молярная масса эквивалента вещества. Определение, формулы расчета.
4. Является ли молярная масса эквивалента вещества постоянной? Ответ обоснуйте.
5. Закон эквивалентов. Формулировка, математическое выражение.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ДАННЫЕ И РЕЗУЛЬТАТЫ РАСЧЕТОВ

Измеряемая или расчетная величина	Обозначение	Значение, ед. изм.	Значение
Масса металла	$m(\text{Me})$		
Температура	T		
Исходный уровень воды	V_1		
Конечный уровень воды	V_2		
Объем газовой смеси	$V = V_2 - V_1$		
Объем водорода (н.у.)	$V_0(\text{H}_2)$		
Атмосферное давление	P		
Парциальное давление паров воды	h		
Молярная масса эквивалента водорода	$M_3(\text{H}_2)$		
Эквивалентный объем водорода	$V_3(\text{H}_2)$		
Масса водорода	$m(\text{H}_2)$		
Экспериментальное значение молярной массы эквивалента металла	$M_3(M_e)$		
Валентность металла	n		
Экспериментальное значение молярной массы атомов металла (атомной массы)	$M(\text{Me})_{\text{экт}}$		
Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла	$M_3(\text{Me})_{\text{теор}}$		
Относительная ошибка	a		

Лабораторная работа по темам:

3 – Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Лабораторная работа № 3

СТРОЕНИЕ АТОМА

Цель: Изучить строение электронных оболочек атомов. Научиться писать электронные формулы и изображать графически электронную структуру атома.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Современные представления о строении атома

Атом представляет собой сложную электронейтральную микросистему находящихся в движении элементарных частиц.

Он состоит из положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена почти вся масса атома, и отрицательно заряженных электронов, в совокупности образующих электронную оболочку. Ядро содержит протоны, нейтроны и другие элементарные частицы.

Число электронов в атоме равно заряду его ядра. Свойства атомов определяются зарядом их ядер, числом электронов и их состоянием в атоме.

Двойственная природа электронов

Характеристика состояния электронов в атомах основана на положениях квантовой механики о двойственной природе электрона, обладающего одновременно свойствами частицы и волны.

Впервые двойственная корпускулярно-волновая природа была установлена для света.

Исследование ряда явлений (излучения раскалённых тел, фотоэффект, атомные спектры) привели к выводу, что энергия испускается и поглощается (передается) не непрерывно, а дискретно, отдельными порциями – квантами. Предположение о квантовании энергии впервые было высказано Максом Планком (1900 г.) и позже обосновано Альбертом Эйнштейном (1905 г.). Энергия кванта (E) зависит от частоты излучения (ν): $\Delta E = h \times \nu$, где h – универсальная постоянная (постоянная Планка) = $6,63 \times 10^{-34}$ Дж.с.

Приравнивая энергию фотона $h \times \nu$ к полному запасу его энергии mc^2 и, учитывая, что $\nu = c/\lambda$, получим соотношение: $\lambda = h/mc$, выражающее взаимосвязь волновых и корпускулярных свойств фотона.

В 1924 г. Луи де Бройль предположил, что двойственная корпускулярно-волновая природа присуща не только излучению, но и любой материальной частице; при этом любой частице, имеющей массу m и движущейся со скоростью v , соответствует волна длиной λ :

$$\lambda = h/mv \text{ – уравнение де Бройля.}$$

При большой массе частиц, длина волны становится весьма малой. Например, у частицы с массой 1 кг, движущейся со скоростью 1 см/с, $\lambda = 6,6 \times 10^{-27}$ см. Поэтому обнаружить волновые свойства у макрочастиц трудно. С движением электрона ($m = 9,1 \times 10^{-31}$ г, $v = 10^8$ см/с) ассоциирует волна длиной порядка 10^{-8} см, т.е. длина волны соизмерима с размерами атомов.

Принцип неопределённости

В волновых свойствах заложен один из принципов волновой механики – (принцип неопределённости (соотношения) Гейзенберга (1925 г.): для малых тел атомного масштаба невозможно одновременно точно определить положение частицы в пространстве (т.е. её координаты) и её скорость (или импульс $P = mv$). Чем точнее определены координаты частицы, тем менее определённой становится её скорость, и наоборот.

Квантово-механическое описание атома.

Состояние электрона в атоме нельзя представить как движение материальной частицы по какой-то орбите. В квантовой механике представление об электронной орбите заменено представлением о вероятности нахождения электрона в различных областях пространства. Современным представлениям отвечает понятие об электронном облаке, плотность которого определяется вероятностью пребывания электрона.

Поскольку движение электрона в атоме имеет волновой характер, квантовая механика описывает его движения в атоме при помощи так называемой волновой функции ψ . В общем случае волновая функция зависит от координат трёхмерного пространства и от времени. Для стационарного состояния $\psi = \psi(x, y, z)$, где x, y, z – координаты точки.

Физический смысл волновой функции объясняется трудно. Она является формально трёхмерным аналогом амплитуды плоской волны.

В литературе для обозначения совокупности положений электрона в атоме пользуются понятием «орбиталь».

Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется орбиталью.

Электрон обладает тремя степенями свободы поступательного движения (три координаты). Это приводит к тому, что в решении волнового уравнения появляются три величины, принимающие только целочисленные значения: n, l, m , которые называются *квантовыми числами*.

Волновая функция при заданных трёх квантовых числах (n, l, m) называется *атомной орбиталью* (АО).

Состояние электрона или орбиталь однозначно определяется набором квантовых чисел n, l, m . Этот вывод имеет общее значение, так как квантовые

числа определяют состояние электрона не только в атоме водорода, но и в любом другом атоме.

В графических схемах электронного строения атомов каждая орбиталь обозначается \square или $_$.

Рассмотрим характеристику каждого квантового числа. Главное квантовое число n характеризует энергию электрона на орбитали, размер электронного облака, т.е. среднее радиальное расстояние максимума электронной плотности данной атомной орбитали от ядра, т.е. удалённость электрона от ядра; показывает номер энергетического уровня (орбитали) от ядра.

Число n принимает значения от 1 до ∞ , а для атомов в невозбуждённом состоянии от 1 до 7. « n » не может равняться нулю, т.к. тогда энергия электрона станет равной ∞ , что не имеет физического смысла.

Уровни, отвечающие значениям квантового числа $1, 2, 3, \dots$, обозначаются ещё буквами K, L, M, \dots . Если $n = \infty$, т.е. электрон удаляется на бесконечно большое расстояние от ядра, его энергия равна работе ионизации.

$n = 1(K)$ – первый уровень;

$n = 2(L)$ – второй уровень;

$n = 3(M)$ – третий уровень.

Энергия электрона в атоме квантована и определяется главным квантовым числом.

Когда говорят об энергии АО, подразумевают энергию электрона, находящегося на этой орбитали. Единственный электрон атома водорода будет стремиться занять орбиталь с наименьшей энергией. В этом случае атом водорода будет находиться в самом устойчивом состоянии или в основном состоянии.

Основным состоянием атомной системы называется состояние с наименьшей полной энергией. Остальные возможные состояния атома будут возбуждёнными. Возбуждённым состоянием атомной системы называется состояние, в котором полная энергия системы выше энергии основного состояния.

Так как электрон обладает наряду со свойствами волны и свойствами материальной частицы, то он обладает массой m , скоростью движения v , и, находясь на расстоянии r от ядра, обладает *моментом количества движения* $\mu = mvr$.

Момент количества движения – вторая (после энергии) характеристика электрона и выражается эта характеристика через орбитальное квантовое число l .

Орбитальное, или азимутальное, или побочное квантовое число l характеризует форму орбитали, следовательно, форму электронных облаков, подуровень энергии, определяет величину орбитального момента количества движения, т.е. l характеризует энергетическое состояние электрона в подуровне и форму электронного облака. Электроны уровня группируются в подуровни.

l принимает значения от 0 до $(n - 1)$, $l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$.

$n = 1$ $l = 0$ Каждый уровень имеет определённое
 $n = 2$ $l = 0, 1$ число значений l , причём каждый
 $n = 3$ $l = 0, 1, 2$ начинается с s -орбитали.
 $n = 4$ $l = 0, 1, 2, 3$
 $s \ p \ d \ f$

$l = 1$ – это p -орбиталь;

$l = 2$ – это d -орбиталь;

$l = 3$ – это f -орбиталь;

$l = 0$ – это s -орбиталь;

В пределах энергетического уровня электроны располагаются по подуровням.

В каждом квантовом уровне число подуровней строго ограничено и равно номеру слоя.

$n = 1$, один подуровень: s

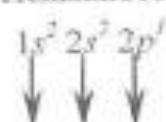
$n = 2$, два подуровня: s и p

$n = 3$, три подуровня: s , p и d

Главное квантовое число n	Орбиталь l	Число подуровней	Обозначение подуровня
1	0	1	1s
2	0, 1	2	2s 2p
3	0, 1, 2	3	3s 3p 3d
4	0, 1, 2, 3	4	4s 4p 4d 4f

Подуровни, как и энергетические уровни, нумеруются в порядке их удаления от ядра.

Появляются специальные формулы записи:



↓ ↓ ↓
номер уровня

s, p – номер подуровня

2, 2, 1 (в степенях) – число электронов

Максимальное число электронов на подуровне строго лимитировано $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$ и равно $2(2l + 1)$.

Отмечалось, что l характеризует форму электронного облака. Согласно квантомеханическим расчётам

s -орбитали имеют сферическую форму

p -орбитали имеют форму гантели

d -орбитали имеют форму сложную



Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбитали (электронного облака) в пространстве; определяет направление вектора

момента количества движения, т.е. значение проекции орбитального углового момента на выделенное пространство, определяет число электронных орбиталей с данным l .

$$m_l = -l \dots 0 \dots +l, \text{ всего } (2l + 1) \text{ значений.}$$

Формула $m_l = 2l + 1$ определяет максимальное число энергетических состояний электронов для данного подуровня, т.е. общее число орбиталей с данным l .

Например, для электрона с $l=1$ $m_l = -1, 0, +1$ – три значения m_l . Это отвечает трём различным ориентациям p -облака в пространстве, т.е. трём орбиталям:

P_x, P_y, P_z

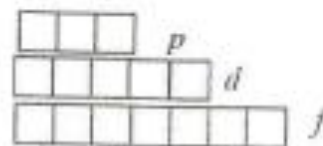


Графически эти три орбитали изображаются ячейками. Таким образом, s -состоянию при $l=0$ отвечает одна орбиталь

$l=1$ (p) три

$l=2$ (d) пять

$l=3$ (f) семь



Электрон обладает и собственным магнитным моментом, представление о котором введено в физику в 1925 г. Уленбеком и Гаудсмитом. Для полного описания поведения электрона вводится четвёртое квантовое число – *спиновое* m_s или просто *спин*. Упрощённо спин можно представить как вращение электрона вокруг собственной оси. m_s – характеризует момент количества движения электрона вокруг собственной оси.

Возможно только два значения $m_s = \pm 1/2$.

Электроны с одинаковым направлением вращения имеют одинаковые значения спинов или, как говорят, *параллельные спины* $\uparrow\uparrow$, а с противоположными – разное значение спинов, т.е. *антипараллельные* $\uparrow\downarrow$.

Значит, на s -подуровне один электрон имеет $m_s = +1/2$, а второй $m_s = -1/2$, т.е. может быть только два электрона, на p – $6\bar{e}$, d – $10\bar{e}$, f – $14\bar{e}$.

Итак, четыре квантовых числа n, l, m_l, m_s полностью характеризуют состояние (движение) электрона в атоме. Квантовые числа определяют энергию электрона, размер и форму его облака и спиновый момент. При изменении состояния электрона меняются его квантовые числа, т.е. электрон переходит с одной атомной орбитали на другую, при этом поглощается или испускается квант энергии.

Принципы и последовательность заполнения атомных орбиталей в многоэлектронном атоме

В многоэлектронном атоме имеется Z электронов. Состояние электронов также однозначно определяется значениями квантовых чисел. При заполнении атомных орбиталей электронами соблюдаются следующие принципы:

1. Принцип Паули: В 1925 г. Вольфганг Паули сформулировал принцип: в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырёх квантовых чисел.

Из принципа Паули следует, что на одной орбитали может находиться только два электрона с противоположными спинами $\uparrow\downarrow$, не более. Такие электроны называются *спаренными*.

Ёмкость энергетического уровня составляет $2n^2$.

$$N_n = 2n^2.$$

2. Принцип наименьшей энергии

Распределение электронов по уровням обусловлено требованием минимума энергии: электроны в атоме стремятся занять положение с наименьшей энергией, что отвечает максимальной устойчивости. Поэтому атомные орбитали заполняются в порядке последовательного возрастания их энергий, начиная с первого уровня до седьмого, а подуровни в последовательности s, p, d, f . В действительности указанный порядок соблюдается только для первых 3 периодов (18 элементов). Из спектральных данных получена следующая схема, отражающая порядок распределения электронов в атомах, т.е. порядок увеличения энергии:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p \text{ и т.д.}$$

Как видно из схемы, начиная с 4 периода последовательность заполнения подуровней определяется не только значениями главного квантового числа n , но и значениями орбитального квантового числа l , $n = 1 \ 1s^2$; $n = 2 \ 2s^2 \ 2p^6$.

$$\begin{aligned} \text{Третий период: } Na \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \\ Ar \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \end{aligned}$$

Аргоном заканчивается третий период. Но для $n = 3 \ l = 0, 1, 2$ т.е. существует ещё 5 орбиталей d -состояния.

За Ar идёт K – первый представитель периода. На какой подуровень пойдёт электрон – на $3d$ или $4s$?

$E_{3d} > E_{4s}$, и хотя в третьем слое остаются незаполненными, вакантными пять $3d$ -орбиталей, у калия и кальция заполняются $4s^1$ и $4s^2$. Аналогичная картина будет при переходе от 4 к 5 периоду.

На основе анализа зависимости энергии электрона от порядкового номера советский учёный В.М.Клечковский (1954 г.) сформулировал правила последовательности заселения электронных оболочек:

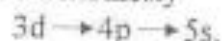
1. Сначала заполняются орбитали с меньшим значением суммы главного и орбитального квантового числа ($n + l$) – *первое правило Клечковского*.

2. При одинаковых значениях суммы ($n + l$) в первую очередь заполняются орбитали с меньшим значением главного квантового числа n – *второе правило Клечковского*.

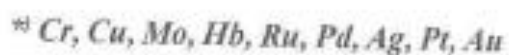
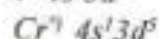
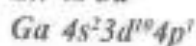
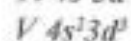
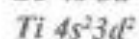
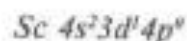
Рассмотренное электронное строение К и Са соответствует правилу Клечковского. Для $4s$ -орбитали $n = 4, l = 0 (n+l) = 4$, а для $3d$ -орбитали $n = 3, l = 2 (n+l) = 5$. Поэтому $4s$ заполняется раньше, чем $3d$.

Состояние	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p
$n + l$	3+0 3	3+1 4	3+2 5	4+0 4	4+1 5	4+2 6	4+3 7	5+0 5	5+1 6

Из таблицы видно, что $3d (n + l = 5)$ заполняется после $4s, 3d, 5s$ имеют одинаковую сумму ($n + l$), но согласно второму правилу Клечковского будет идти заполнение от меньшего n к большему



Например, начиная с 21-го элемента скандия заполняется $3d$, хотя имеется два выбора $4p (4 + 1 = 5)$ и $3d (3 + 2 = 5)$ – действует 2-ое правило $n = 3 < n = 4$. Ст и Си составляют исключение, для них наблюдается «провал» или «проскок» одного электрона с $4s^2$ – орбитали на $3d$ – орбиталь. Полностью $3d$ -оболочка заполнена у Zn . У галлия начнёт заполняться $4p$ -орбиталь.



* – для этих атомов наблюдается проскок электрона.

Существуют два условных способа изображения заселённости электронных оболочек атомов:

1. В виде электронных формул, например: $1s^2 2s^2 2p^3$.

2. В форме квантовых ячеек – графический способ.

1. В первом способе сначала пишется символ соответствующей электронной оболочки, а в виде показателя степени изображается число электронов на данной оболочке. Сумма верхних индексов должна равняться порядковому номеру элемента. Недостатком электронных формул является использование только двух квантовых чисел n и l .

2. Более полно описывает состояние электронов в атомах метод квантовых ячеек, использующий все четыре квантовых числа. Каждой ячейке отвечает определённая орбиталь, электрон изображается в виде стрелки, а направление стрелки олицетворяет спиновое квантовое число.

s-состоянию отвечает одна орбиталь

$P m_l = (2l + 1)$ три

d пять

f семь

Заселение квантовых ячеек (орбиталей) подчиняется правилу Гунда (Хунда): на атомных орбиталях электроны стремятся расположиться так, чтобы сохранилось наибольшее число электронов с параллельным спином, т.е. правило Гунда учитывает m_l .

Такая электронная конфигурация атома будет соответствовать наименьшей энергии.

Согласно правилу Гунда электроны сначала занимают свободные орбитали по одному, образуя конфигурации с максимальным числом неспаренных электронов, только после этого происходит спаривание электронов. Итак, при составлении электронных формул следует исходить из того, что:

1. Порядковый номер элемента указывает на заряд ядра его атома и общее число электронов.
2. Номер периода соответствует количеству энергетических уровней в атоме.
3. Номер группы отвечает числу валентных электронов, т.е. электронов, участвующих в образовании химических связей.

Элементы, у которых застраиваются электронами s-орбитали наружного энергетического уровня, называются s-элементами. К s-семейству относятся элементы главных подгрупп 2 и 1 групп ПСЭ. P-семейство – элементы главных подгрупп 3 и 8, d-семейство – элементы побочных подгрупп, в атомах которых заполняются d-орбитали предпоследнего энергетического уровня. F-семейство – лантаноиды и актиноиды.

Контрольные вопросы

1. Двойственная природа электрона. Уравнение де Бройля.
2. Спектры атомов, как источник информации об их строении.
3. Принцип неопределённости Гейзенберга.
4. Квантовые числа.
5. Основные принципы заполнения электронами орбиталей (принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда).
6. Электронные формулы и электронно-графические схемы строения атомов.

7. Определение валентных возможностей элемента, исходя из строения электронных оболочек атома.
8. Характеристика свойств элемента по его положению в ПСЭ.

План характеристики элемента

1. Период, группа, семейство, подгруппа.
2. Порядковый номер элемента в ПСЭ. Назвать элемент. Общее число электронов, протонов, нейтронов.
3. Записать электронную формулу и изобразить графически структуру электронных оболочек.
4. Указать валентные электроны, расположение их по ячейкам в нормальном и возбуждённом состояниях. Спинвалентность.
5. Свойства элемента (металл, неметалл, инертный газ, окислитель, восстановитель).
6. Формула высшего оксида, его химическая характеристика.
7. Формула гидроксида, его химическая характеристика.
8. Формула водородного соединения s- и p-элемента.

Лабораторная работа по теме 4 - Теория растворов. Основные закономерности протекания химических процессов

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Определение концентрации растворов

Цель работы: познакомиться с определением концентрации растворов методом титрования.

Реактивы: соляная кислота 0,1н, гидроксид натрия, метилоранж.

Приборы: штатив Бунзена, бюретка на 50 мл, пипетка на 25 мл, конические колбы на 100 мл.

1. Теоретическая часть

Концентрация. Отношение количества или массы вещества, содержащегося в системе, к объёму или массе этой системы называют концентрацией. Известно несколько способов выражения концентрации.

Молярная концентрация C – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в системе (например, в растворе), к объёму V этой системы. Единицы измерения молярной концентрации моль/м³ (дольная производная, СИ – моль/л). Например, $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, $C(\text{KOH}) = 0,5$ моль/л. Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, называют молярным раствором и обозначают 1М раствор; соответственно раствор, имеющий концентрацию 0,5 моль/л, обозначают 0,5 М.

Молярная концентрация эквивалента $C_{\text{эк}}$ (нормальная концентрация) – это отношение количества вещества эквивалента (моль) к объёму раствора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л (дольная производная, СИ). Например, $C_{\text{эк}}(\text{KOH}) = 1$ моль/л, $C_{\text{эк}}(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, $C_{\text{эк}}(\frac{1}{3} \text{AlCl}_3) = 1$ моль/л.

Раствор, в одном литре которого содержится 1 моль эквивалента вещества, называют нормальным и обозначают 1н. Соответственно могут быть 1н, 0,1н, 0,01н и т.п. растворы.

Моляльность b – отношение количества растворённого вещества (в молях) к массе m растворителя. Единица измерения моляльности моль/кг. Например, $b(\text{HCl} / \text{H}_2\text{O}) = 2$ моль/кг.

Молярная доля – отношение количества вещества данного компонента (в молях), содержащегося в системе, к общему количеству вещества (в молях). Молярная доля может быть выражена в долях единицы, процентах %, промилле (тысячная часть %) и в миллионных долях (млн.⁻¹).

Массовая доля – отношение массы данного компонента, содержащегося в системе, к общей массе этой системы. Массовая доля может быть выражена в долях единицы, процентах %, промилле и миллионных долях. Массовая доля данного компонента, выраженная в процентах,

показывает, сколько граммов данного компонента содержится в 100 г раствора.

Объёмная доля — отношение объёма компонента, содержащегося в системе, к общему объёму системы. Объёмная доля может быть выражена в долях единицы, процентах, промилле и миллионных долях.

Массовая концентрация — отношение массы компонента, содержащегося в системе (растворе), к объёму этой системы (раствора). Единица измерения массовой концентрации — $\text{кг}/\text{м}^3$, $\text{кг}/\text{дм}^3$, $\text{кг}/\text{см}^3$, $\text{г}/\text{дм}^3$ и $\text{г}/\text{л}$.

Титр раствора T — масса вещества, содержащегося в одном кубическом сантиметре или в одном миллилитре раствора. Единица измерения титра — $\text{кг}/\text{см}^3$, $\text{г}/\text{см}^3$, $\text{г}/\text{мл}$.

Из всех способов удобной является молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация), так как в любой химической реакции все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах. *Массы участвующих в реакции веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов* (закон эквивалентов). Однако, зная или определив концентрацию раствора по одному из способов, легко можно пересчитать результат по любой системе.

Пример. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента (нормальную) титр и массовую долю (в %) H_2SO_4 в 2М растворе, плотность которого $1,12 \text{ г}/\text{см}^3$.

Решение. а) Молярная масса H_2SO_4 равна $98 \text{ г}/\text{моль}$, молярная масса эквивалента H_2SO_4 в кислотно-основной реакции равна $49 \text{ г}/\text{моль}$, следовательно, отношение $M(\text{H}_2\text{SO}_4) / M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2$. Так как 1М раствор H_2SO_4 содержит два моля эквивалента кислоты, а 2М раствор четыре, раствор будет четырёхнормальный (4 н).

б) Для определения титра 2 М раствора H_2SO_4 находим массу кислоты, приходящуюся на один миллилитр раствора. 2М раствор содержит $196 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$ в 1000мл. Следовательно, в 1 мл раствора содержится $196 / 1000 = 0,196 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$ или $T = 0,196 \text{ г}/\text{мл}$.

в) Для определения массовой доли (в %) H_2SO_4 необходимо найти массу одного литра 2 М раствора H_2SO_4 :

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,12 = 1120 \text{ г.}$$

Зная, что в литре 2 М раствора кислоты содержится $196 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$, определяем массу кислоты в 100 г раствора:

1120 г раствора содержат 196 г кислоты

$$100 \text{ г} \quad \llcorner \quad \llcorner \quad \llcorner \quad X \quad \llcorner \quad \llcorner \quad \llcorner \quad X = 17,5 \text{ г.}$$

Следовательно, массовая доля кислоты в растворе составляет 17,5%.

Таким образом, при приготовлении раствора, прежде всего, решается вопрос о системе выражения концентрации, затем выполняются

необходимые вычисления, взвешиваются или отмеряются необходимые количества вещества и растворяются в нужном объеме растворителя.

Для определения концентрации уже готового реактива существует несколько способов. Среди них простым в выполнении и достаточно точным являются объемные методы, основанные на реакциях между электролитами, которые протекают до конца. По типу реакций объемные методы могут быть разбиты на две группы, объединяющие: 1) определения, основанные на реакциях соединения ионов (метод нейтрализации, метод осаждения и комплексообразования), 2) определения, основанные на реакциях передачи электронов от одного атома или иона к другому (т.е. разнообразные реакции окисления-восстановления).

Сущность основного приема объемного метода – титрования, заключается в том, что к точно отмеренному объему определяемого раствора постепенно приливают из бюретки рабочий раствор с точно известной концентрацией до тех пор, пока не достигнут точки эквивалентности.

Точку эквивалентности регистрируют по различным признакам: по изменению окраски титруемого раствора, по выпадению осадка, а чаще всего по изменению окраски индикатора. В тех случаях, когда растворы в эквивалентной точке своей окраски не изменяют, в раствор вводят вспомогательные вещества – индикаторы, по изменению окраски которых судят о завершении реакции. После титрования измеряют по бюретке объем рабочего раствора затраченного на реакцию и делают расчеты.

В эквивалентной точке массы участвующих в реакции веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов (закон эквивалентов):

$$m_1 / m_2 = M_{э1} / M_{э2}$$

Для реагирующих веществ, находящихся в растворе, закон эквивалентов записывают следующим образом:

$$C_{эк(1)} \cdot V_1 = C_{эк(2)} \cdot V_2 \text{ или } N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

где $C_{эк(1)}$ и $C_{эк(2)}$ – молярные концентрации эквивалентов растворов или N_1 и N_2 – нормальные концентрации; V_1 и V_2 – объемы реагирующих веществ благодаря чему можно произвести необходимые вычисления.

Пусть молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) рабочего раствора N_1 ; объем его, пошедший на титрование V_1 ; молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) определяемого раствора N_2 и объем его V_2 .

$\frac{N_1}{1000}$ – молярная масса эквивалента вещества в 1мл рабочего раствора;

$\frac{N_2}{1000}$ – молярная масса эквивалента вещества в 1мл определяемого раствора;

$\frac{H_1}{1000} \cdot V_1$ – молярная масса эквивалента вещества рабочего раствора, вступившего в реакцию;

$\frac{H_2}{1000} \cdot V_2$ – молярная масса эквивалента вещества определяемого реагента в эквивалентной точке.

В эквивалентной точке $\frac{H_1 \cdot V_1}{1000} = \frac{H_2 \cdot V_2}{1000}$, отсюда $H_1 \cdot V_1 = H_2 \cdot V_2$.

Из полученного равенства легко подсчитать концентрацию исследуемого вещества и выразить ее либо через нормальность, либо через титр, либо в других единицах:

$$H_2 = \frac{H_1 \cdot V_1}{V_2}; T = \frac{H_2 \cdot \mathcal{E}}{1000}$$

где \mathcal{E} – молярная масса эквивалента исследуемого вещества.

2. Экспериментальная часть

2.1. Определение концентрации раствора щелочи

Определение концентрации раствора щелочи основано на реакции нейтрализации ($\text{OH}^- + \text{OH}^+ = \text{H}_2\text{O}$) и выполняется следующим образом.

Чисто вымытую бюретку установить вертикально в зажиме штатива и ополоснуть небольшим количеством того раствора кислоты, который будет затем наливаться в бюретку.

В бюретку наливают раствор кислоты известной концентрации (нормальности) и устанавливают уровень раствора на нулевом делении, считая по нижнему мениску. При этом обращают внимание на то, чтобы кончик бюретки был заполнен раствором и не содержал пузырьков воздуха.

Чистой пипеткой засасывают немного исследуемого раствора гидроксида натрия и, ополоснув им внутреннюю поверхность пипетки, выливают раствор в раковину. После этого пипеткой отмеривают точный объем раствора щелочи и выливают его в коническую колбу, прибавив к раствору 1–2 капли индикатора метилроta или метилоранжа.

Колбу с отмеренным объемом гидроксида натрия помещают под бюретку и постепенно из бюретки прибавляют раствор кислоты при непрерывном помешивании раствора. Раствор кислоты прибавляют до тех пор, пока от одной последней капли окраска раствора изменится. После этого отмечают уровень раствора кислоты в бюретке.

Затем в бюретку снова доливают раствор кислоты до нулевого уровня. Колбу ополаскивают водой и снова отмеривают в нее пипеткой раствор щелочи и прибавляют индикатор. Титрование повторяют 3–4 раза. Результаты записывают в таблицу. Данные с отклонением более 0,2 мл в расчет не принимаются.

Таблица 2.1

Данные опыта

№ опыта	Объем исследуемого раствора NaOH в мл.	Объем раствора кислоты с известной концентрацией в мл.
---------	--	--

По результатам титрования вычисляют нормальность и титр щелочи.

2.2. Жесткость воды

Растворимые в воде соли кальция и магния обуславливают ее жесткость. Различают жесткость временную (карбонатную) и постоянную (некарбонатную). Временная (карбонатная) жесткость зависит от растворенных гидрокарбонатов кальция и магния $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Она устраняется простым кипячением воды, при этом растворимые в ней гидрокарбонаты кальция и магния переходят в карбонаты нерастворимые:



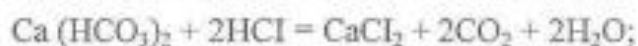
Временная жесткость воды может быть устранена действием реагентов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или Na_2CO_3 .



Постоянная (некарбонатная) жесткость обусловлена присутствием таких растворимых солей кальция и магния, как сульфаты, хлориды, нитраты и др. Они при нагревании воды не разрушаются. Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости дает общую жесткость.

Жесткость воды определяется молярной концентрацией эквивалента ионов кальция и магния в миллимолях на литр (ммоль/л) воды.

В основе определения временной жесткости лежат реакции:



2.2.1. Определение временной жесткости воды

Отберите пипеткой в две конические колбы по 100 мл исследуемой воды. Влейте в каждую по 2–3 капли метилоранжа (в щелочной среде или нейтральной он имеет желтую окраску, в кислой – оранжевую). Од-

на из колб контрольная. Из бюретки по каплям добавляйте в одну колбу 0,01н раствора соляной кислоты до тех пор, пока окраска раствора от прибавления последней капли кислоты станет оранжевой. Наблюдаемый цвет сравните с окраской раствора в контрольной колбе. Титрование повторите. Возьмите средний расход кислоты и рассчитайте временную жесткость по формуле:

$$Ж - воды = \frac{H \cdot V_{HCl} \cdot 1000}{100} = H \cdot V_{HCl} \cdot 10$$

где Н – нормальность раствора соляной кислоты;
100 мл – объём исследуемой жидкости;
V – объём 0,01н раствора HCl, израсходованный на титрование;
Ж – жесткость воды.

3. Контрольные вопросы

1. Дайте определение концентрации раствора?
2. Какие вам известны способы выражения концентраций? Дайте определение каждому способу выражения концентрации.
3. Какой объём 0,1н раствора можно приготовить из двух литров 2н раствора KOH?
4. Сколько граммов K_2SO_4 нужно растворить, чтобы получить 200 мл 2н раствора?
5. Для чего при титровании раствора применяют индикаторы?
6. Для нейтрализации 20 мл HNO_3 израсходовано 23,6 мл 0,12н щелочи. Вычислите нормальность кислоты и ее титр.
7. Сколько граммов тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ необходимо взять для приготовления 300 г раствора, в котором массовая доля тиосульфата натрия 5%?
8. Сколько граммов гидроксида натрия нужно взять, чтобы приготовить 5 л 0,1 М раствора?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Ионные процессы

Цель работы: провести ряд ионных реакций, изучить условия их необратимости, условия образования и растворения осадков, сравнить химическую активность электролитов.

Реактивы: нитрат свинца, иодид калия, сульфат калия, хлорид бария, хромат калия, карбонат натрия, соляная кислота, гидроксид аммония, хлорид аммония, сульфат бария (насыщенный раствор), серная кислота (концентрированный раствор), хлорид или сульфат меди, гидроксид натрия, фенолфталеин, цинк металлический.

Оборудование: пробирки, спиртовки.

1. Теоретическая часть

1.1. Ионные процессы

Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменение зарядов ионов, входящих в соединение, называются обменными реакциями. Например: имеются два электролита KA и K_1A_1 (K и K_1 – катионы, A и A_1 – анионы), между которыми в растворе устанавливается равновесие:



Известно, что равновесие в ионно-обменных реакциях в растворах смещается в сторону образования наименее диссоциированных соединений. Направление реакций ионного обмена между двумя электролитами в растворе определяется возможностью образования между их ионами малорастворимого, малодиссоциированного, а также газообразного соединения.

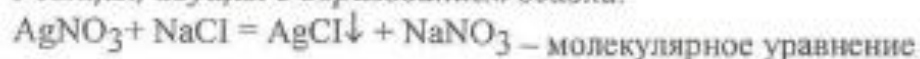
При выводе ионно-молекулярных уравнений необходимо придерживаться следующей формы записи:

а) сильные электролиты следует писать в виде отдельных составляющих их ионов, либо именно в таком состоянии они находятся в растворе;

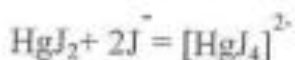
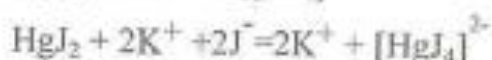
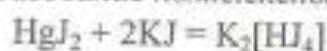
б) слабые электролиты, газы, а также малорастворимые соединения следует условно писать в виде молекул, независимо от того, являются они исходными веществами или продуктами.

Примеры:

Реакция, идущая с образованием осадка:

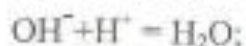
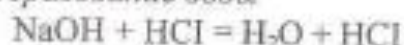


Образование комплексного иона:

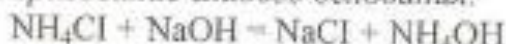


Образование слабых электролитов:

а) образование воды



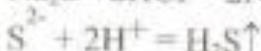
б) Образование слабого основания:



в) Образование слабой кислоты:



г) Образование газов:



1.2. Произведение растворимости

Абсолютно нерастворимых веществ нет. В насыщенном растворе малорастворимого электролита, например BaSO_4 , находящегося в соприкосновении с твердой фазой, непрерывно протекают два противоположных процесса. В состоянии равновесия, когда оба процесса протекают с одинаковой скоростью, образовавшаяся гетерогенная система определяется выражением:



Переход ионов в раствор и обратный процесс внедрения ионов в кристаллическую структуру твердого вещества происходят лишь на его поверхности. В таком случае, на основании закона действия масс, состояние равновесия зависит только от произведения концентрации ионов, которое для данного малорастворимого электролита является величиной постоянной.

Произведение концентрации ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита представляет собой величину постоянную при данной температуре называется произведением растворимости (ПР).

Для сульфата бария эта величина определяется выражением:

$$K = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \text{ПР}_{\text{BaSO}_4}$$

и составляет $1,1 \cdot 10^{-10}$ при 25°C . Чем больше величина ПР, тем больше растворимость. Из понятия ПР вытекает условие образования осадков: труднорастворимый электролит выпадает в осадок, когда произведение концентраций его ионов в растворе становится больше величины ПР. Это будет достигнуто прибавлением избытка электролита, содержащего одноименные ионы. Растворение осадка будет происходить тогда, когда произведение концентрации его ионов в растворе станет меньше величины ПР. Этого можно добиться, связывая один из ионов, посылаемых осадком в раствор.

2. Экспериментальная часть

2.1. Реакции двойного обмена между электролитами в растворе

Проведите следующие реакции. Для этого в микропробирках смешайте по несколько капель нижеперечисленных реактивов:

- Нитрат свинца + иодид калия
- Нитрат свинца + сульфат калия
- Нитрат свинца + хромат калия
- Хлорид бария + сульфат калия
- Хлорид бария + карбонат натрия
- Хлорид бария + хромат калия

Отметьте цвета образующихся осадков. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. При составлении уравнений реакций учитывайте растворимость образующихся веществ.

2.2. Сравнение химической активности электролитов

Налейте в одну пробирку 1-2 мл разбавленной соляной кислоты 2н, в другую уксусной кислоты такой же концентрации. В обе пробирки поместите кусочки цинка и наблюдайте за интенсивностью реакций.

Напишите уравнения реакций и объясните различную скорость их, исходя из константы диссоциации взятых кислот (Табл. 5.2.)

2.3. Влияние одноименного иона на степень диссоциации электролитов

В две пробирки внесите по 10 капель раствора аммиака, для которого характерно состояние равновесия: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

В обе пробирки добавьте по капле раствора фенолфталеина и отметьте окраску раствора. В одну из пробирок добавьте 3–4 капли раствора хлорида аммония и взболтайте ее содержимое. Изменяется ли интенсивность ее окраски (сравните с окраской раствора во второй пробирке)? Используя закон действия масс, объясните влияние одноименного иона на диссоциацию электролита.

2.4. Смещение ионного равновесия при введении одноименного и разноименного ионов

2.4.1. Осаждение электролитов при увеличении концентрации одного из ионов

В пробирку налейте 0,5 – 1 мл насыщенного раствора сульфата бария и прибавьте к нему концентрированный раствор серной кислоты. Обратите внимание на выпадение осадка. Объясните выпадение осадка, исходя из понятия о произведении растворимости.

2.4.2. Растворение осадка электролита при уменьшении концентрации одного из ионов

В пробирку налейте 1 мл хлорида (сульфата) меди и прибавьте к нему раствор гидроксида натрия. Образовавшийся осадок растворите в соляной кислоте. Напишите уравнения реакций, объясните происходящий процесс.

3. Контрольные вопросы

1. Какие реакции относятся к ионообменным?
2. Сформулируйте правило, определяющее направление реакций ионного обмена.
3. Дайте определение произведению растворимости?
4. Как изменяется растворимость осадка при добавлении одноименного иона?
5. К растворам каждого из веществ: H_2S , $CuCl_2$, $Al(OH)_3$, HCl прибавили избыток гидроксида натрия. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа по теме 5 – Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ. Освоить методы составления уравнений окислительно-восстановительных процессов.

Реактивы: Кристаллические вещества: нитрат калия, дихромат аммония, нитрат меди, иод. Растворы: бромид калия, хлорная вода, иодид калия, сероводородная вода, сульфит натрия, бромная или иодная вода, дихромат калия, хлорид сурьмы, перманганат калия, серная кислота, гидроксид натрия, перекись водорода.

Оборудование: пробирки, спиртовка, штатив Бунзена, лучина.

1. Теоретическая часть

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов или ионов к другим.

Образование сульфида железа из простых веществ – железа и серы – простейший пример окислительно-восстановительной реакции, в процессе которой атом железа, теряя два электрона, окисляется, превращаясь в положительный двухвалентный ион – *процесс окисления*: $\text{Fe} - 2\text{e} = \text{Fe}^{2+}$

в атом серы, принимая два электрона, восстанавливается и становится отрицательным двухвалентным ионом – *процесс восстановления*: $\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$

Окисление железа произошло за счет серы, к которой переходят его электроны, Восстановление серы произошло за счёт электронов железа. Окислившееся железо выполняло в этой реакции функцию восстановителя, а восстановившаяся сера – функцию окислителя. Таким образом, *окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется.*



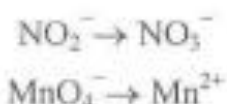
Вычисление коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции начинают с установления такого соотношения между числом молекул окислителя и восстановителя, при котором количество электронов, приобретаемых окислителем, равно количеству электронов, теряемых

восстановителем. Для этого предварительно составляют схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю.

В настоящее время используют две формы подобного рода схем. В одной из них число электронов, переходящих от восстановителя к окислителю, устанавливается, исходя из изменения состояния окисления атомов или ионов, входящих в их состав. Эта форма может быть использована для окислительно-восстановительных процессов, протекающих как в растворах, так и при высоких температурах (процессы горения, обжига, сплавления и т.д.). Определение состояния окисления отдельных атомов в молекулах окислителей и восстановителей основано на предположении, что все связи в них имеют ионный характер. Такое предположение является условным и весьма далеким от действительной картины химических связей.

Для окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах, предпочтительней пользоваться другими формами схем, в которых функцио окислителя и восстановителя выполняют реальные ионы и молекулы, а не атомы в некотором условном состоянии окисления.

Например:



Такие переходы сопряжены в общем случае с участием в них молекул воды или содержащихся в растворе ионов H^+ и OH^- . Отсюда следует, что во взаимодействие с ионами или молекулами окислителя и восстановителя могут вступать или, наоборот, быть продуктами реакции

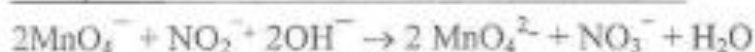
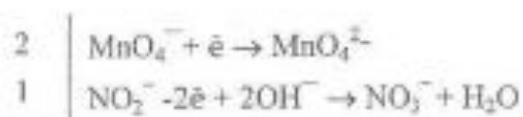
- а) в кислой среде – молекулы воды и ионы H^+
- б) в щелочной среде – молекулы воды и ионы OH^-
- в) в нейтральной среде – молекулы воды, ионы H^+ и OH^- .

При выводе молекулярно-ионных уравнений окислительно-восстановительных реакций следует придерживаться той же формы записи, которая принята для уравнений реакций обменного характера, а именно: малорастворимые, малодиссоциированные и летучие соединения следует писать в виде молекул.

Примеры:

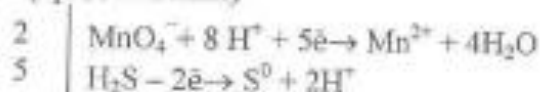


(среда щелочная)

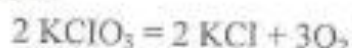




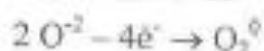
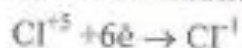
(среда кислая)



В окислительно-восстановительной реакции обязательно участие окислителя и восстановителя, причём, если исходным в реакции является одно вещество, то оно необходимо включает в себя окислитель и восстановитель. Так, в реакции:



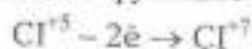
Cl^{+5} в KClO_3 окислитель, а O^{-2} восстановитель:



Такие реакции относятся к реакциям внутримолекулярного окисления – восстановления.

В реакции же $4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$

одна часть атома Cl^{+5} выполняет функцию восстановителя по схеме:



а другая часть – функцию окислителя, восстанавливаясь при этом по схеме: $\text{Cl}^{+5} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^{-1}$

Происходит самоокисление – самовосстановление Cl^{+5} . Такие реакции называются реакциями диспропорционирования.

2. Экспериментальная часть

2.1. Атомы, молекулы простых веществ и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей

2.1.1. Окисление бромид – иона хлором

К 3–4 каплям раствора бромида калия добавьте 5–7 капель хлорной воды и отметьте изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции. Что в данной реакции является окислителем и что восстановителем?

2.1.2. Окисление йодид – иона избытком хлорной воды

К 3–4 каплям раствора йодида калия добавляйте постепенно по каплям при непрерывном помешивании хлорную воду до полного исчезно-

вения, образующегося вначале йода и превращения его затем, в йодноватую кислоту.

Какова функция йода в этой реакции? Напишите уравнение реакции.

2.1.3. Окисление H_2S йодом или бромом

К 7–8 каплям насыщенной сероводородной воды добавляйте по каплям йодную или бромную воду до тех пор, пока не прекратится обесцвечивание йода или брома. Если окажется, что последняя капля раствора йода или брома вызвала появление устойчивой окраски, то её следует обесцвечивать 1–2 каплями сероводородной воды. Обратите внимание на выпадение осадка. Какое это вещество? Какой вывод можно сделать об окислительных свойствах йода по отношению к H_2S ?

2.2. Сложные ионы в окислительно-восстановительных процессах

2.2.1. Взаимодействие сульфита натрия с бромной водой

В пробирку с 5–6 каплями раствора сульфита натрия прибавьте такой же объём свежеприготовленного раствора бромной воды. Отметьте обесцвечивание раствора. Напишите уравнение реакции. Составьте электронно-ионный баланс, учитывая, что в реакции участвует вода. Какую функцию выполняет ион SO_3^{2-} в данной реакции.

2.2.2. Взаимодействие хлорида сурьмы с дихроматом калия

В пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (1–2 капли) внесите 5–6 капель раствора хлорида сурьмы $SbCl_3$. Нагрейте пробирку слабым пламенем горелки. Наблюдайте изменение окраски раствора обусловленного переходом дихромата калия в хлорид трехвалентного хрома, и выпадение осадка сурьмяной кислоты ($x Sb_2O_3 \cdot y H_2O$). Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций взаимодействия хлорида сурьмы, дихромата калия и воды, считая, что осадок имеет формулу H_3SbO_4 . Какой сложный ион является окислителем в данной реакции? Составьте электронно-ионный баланс.

2.3. Значение среды в окислительно-восстановительных процессах

2.3.1. В три пробирки внесите 3–4 капли раствора перманганата калия $KMnO_4$. В одну пробирку добавьте 2–3 капли раствора серной кислоты во вторую столько же воды, в третью – такое же количество гидроксида натрия. Во все три пробирки внесите по несколько кристаллов нитрита калия и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. Через 3–4 минуты отметьте изменение окраски раствора во всех трех случаях. Составьте уравнения реакций.

2.4. Окислительно-восстановительная двойственность перекиси водорода

2.4.1. а) К подкисленному раствору перманганата калия добавьте по каплям раствор перекиси водорода до полного обесцвечивания раствора. Обратите внимание на выделение газа и испытайте его заранее приготовленной тлеющей лучинкой. Напишите уравнение реакции и укажите функцию перекиси водорода.

б) К 2–3 каплям раствора иодида калия или натрия прибавьте столько же разбавленной серной кислоты и 3–4 капли раствора перекиси водорода. Какое вещество образовалось? Как его можно обнаружить? Напишите уравнение реакции и укажите функцию перекиси водорода.

2.4.2. а) К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте до обесцвечивания раствор нитрита натрия. Если прибавить нитрит натрия в некотором избытке, то легко обнаружить слабое побурение и запах оксида азота (IV).

б) К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия добавьте несколько капель раствора нитрита натрия. Что происходит при этом? Какова функция нитрита натрия в опытах (а) и (б).

2.5. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

2.5.1. Внутримолекулярное окисление-восстановление дихромата аммония

Поместите в сухую пробирку несколько кристаллов дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, нагрейте до начала реакции, после чего прекратите нагревание. Обратите внимание на особенности протекания реакции, ее продукты – газообразные азот, пары воды, твердые – оксид хрома(III) и цвет. Напишите уравнение реакции и укажите в ней окислитель и восстановитель.

2.5.2. Внутримолекулярное окисление-восстановление нитрата меди

В пробирку поместили несколько кристаллов нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Закрепите пробирку в штативе, и осторожно нагревайте маленьким пламенем горелки. Обратите внимание на обезвоживание, изменение цвета соли и выделение газа.

Напишите уравнение реакции разложения нитрата меди, учитывая, что продуктами реакции является оксид меди (II), оксид азота (IV) и кислород. Укажите окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди.

2.6. Реакция самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования)

2.6.1. Поместите в пробирку 1–2 кристалла йода, 3–5 капель раствора гидроксида натрия или калия и нагрейте. Как меняется цвет раствора? Закончите уравнение реакции, учитывая, что продуктом окисления йода в щелочной среде является йодат натрия или калия.



К охлажденному раствору прибавьте по каплям разбавленного раствора серной (или соляной) кислоты для получения слабокислой среды, то реакция пойдёт в обратном направлении:



Можно ли обратный процесс назвать диспропорционированием?

Закончите уравнение реакции. Для уравнений реакций «а» и «б» составьте электронно-ионные схемы и уравняйте, укажите окислитель и восстановитель, процесс окисления и восстановления.

2.6.2. Осторожно нагрейте в сухой пробирке небольшое количество перманганата калия до разложения. Закончите уравнение реакции:



После остывания полученную соль растворите в воде. Обратите внимание на переход зелёной окраски в фиолетово-красную и появление осадка. Закончите уравнение реакции:



Для уравнений «в» и «г» составьте электронно-ионные схемы и уравняйте, укажите окислитель и восстановитель, процесс окисления и восстановления.

3. Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что называется степенью окисления элемента?
3. Какова степень окисления:
 - а) азота в соединениях: HNO_3 , HNO_2 , N_2O_4 , NO_2 .
 - б) фосфора в соединениях: H_3PO_4 , HPO_2 .
 - в) серы в соединениях: H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 .
4. Что называется окислением (восстановлением)?
5. Какой степенью окисления должен обладать элемент, способный к проявлению двойственной функции, т.е. и окислителя и восстановителя?
6. Какие окислительно-восстановительные реакции относятся к реакциям диспропорционирования (внутримолекулярного окисления-восстановления)?

Лабораторная работа

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы: провести электролиз ряда водных растворов солей, изучить влияние природы электролита и материала электродов на протекание процесса.

1. Реактивы и оборудование

1.1. Оборудование: электролизер (U – образная трубка), электроды графитовые и медные, батарея, наждачная бумага.

1.2. Растворы: сульфат натрия, хлорид натрия, хлорид меди, йодид меди, йодид калия, серная кислота, хлорид титана.

2. Теоретическая часть

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

В процессе электролиза протекают электрохимические процессы, состоящие в обмене электронами между электродом и ионами (молекулами) раствора или расплава.

На катоде – отрицательном электроде – идут процессы восстановления.

Например:



На аноде – процессы окисления:

(Г – галогенид – ион)



На электродные процессы оказывают большое влияние природа электролита, его концентрация, материал электрода, плотность тока.

Разряд ионов металла на катоде определяется положением металла в ряду стандартных электродных потенциалов (т.е. значением стандартного электродного потенциала, E^0).

Чем меньше (отрицательнее) величина потенциала, тем труднее ион разряжается. При электролизе водных растворов солей активных металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов до алюминия включительно, на катоде восстанавливается вода ($E^0 = -0,83\text{В}$). При этом выделяется газ водород (процесс 2.2). При электролизе водных растворов солей цинка, железа, никеля восстанавливаются ионы соответствующих металлов (2.1).

При использовании инертных (нерастворимых) электродов (уголь, графит, платина) на аноде происходит окисление анионов, молекул раствора. Если анион соли бескислородный, то он разряжается на аноде (2.3, 2.4), если кислородосодержащий, то разряжается вода ($E^0=+1,23\text{в}$) (2.5).

На активном растворимом аноде (медь, цинк, никель) происходит не разряд ионов, а растворение металла, т.е. переход ионов металла (анода) в раствор (2.6).

Схема окислительно-восстановительного процесса, протекающего при электролизе, получается суммированием схем анодного и катодного процессов.

Массу вещества, получаемого при электролизе, определяют по законам Фарадея.

3. Экспериментальная часть

3.1. Опыты по электролизу проводят в полумикроэлектролизере

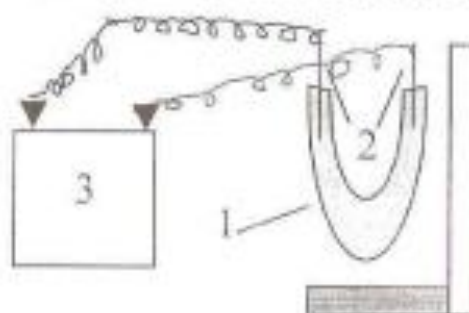


Рис. 2.1. Полумикроэлектролизер:
1. – U-образная трубка; 2. – Электроды; 3. – Батарея

Во всех опытах электролизер заполняют раствором электролита на $2/3$ своего объема. Электролизер и электроды перед каждым опытом тщательно промывают дистиллированной водой. Пробки в электролизере вставляют не плотно.

3.2. Электролиз водных растворов с нерастворимым анодом

3.2.1. Электролиз раствора сульфата натрия

Заполните электролизер раствором сульфата натрия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батарей. Через некоторое время наблюдается появление малинового окрашивания у одного из электродов.

Объясните наблюдаемое явление. Составьте схемы электродных процессов.

3.2.2. Электролиз раствора хлорида натрия

Заполните электролизер раствором хлорида натрия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батарей.

Через некоторое время наблюдается выделение газообразных веществ на аноде и катоде.

Составьте схему электролиза. Какие газы выделяются в процессе электролиза? У какого электрода наблюдается малиновое окрашивание? Почему?

3.2.3. Электролиз хлорида меди

Заполните электролизер раствором хлорида меди, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батареи. Составьте схему электролиза. Какие продукты получаются на аноде и катоде?

3.2.4. Электролиз раствора йодида калия

Заполните электролизер раствором йодида калия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их полюсами батареи.

Обратите внимание на изменение окраски у анода и катода. Составьте схемы электродных процессов.

3.2.5. Электролиз водного раствора хлорида титана

Заполните электролизер раствором соли титана (IV), опустите графитовые электроды, соедините их с источниками постоянного тока. Наблюдайте в одном колене электролизера окрашивание раствора в фиолетовый цвет характерный для иона Ti^{3+} .

Составьте схемы электродных процессов. Почему ионы Ti (IV) при электролизе не восстанавливаются до элементарного титана?

3.3. Электролиз раствора с растворимым анодом

3.3.1. Электролиз водного раствора серной кислоты с медным анодом

Заполните электролизер серной кислотой, опустите графитовый и медный электроды, присоедините их к полюсам батареи (медный к положительному полюсу).

Что наблюдаете? Какие процессы происходят на электродах? Составьте схемы электродных процессов. С какой целью в технике используется электролиз с растворимым анодом?

4. Контрольные вопросы.

4.1. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе смеси следующего состава: Fe^{2+} , Pb^{2+} , Hg^{2+} , Mn^{2+} при одинаковой молярной концентрации соответствующих солей в растворе?

4.2. Изменится ли количественное содержание каждой из указанных солей в растворе при электролизе водных растворов: а) NaCl и KBr; б) K_2CO_3 и $AlCl_3$; в) $CuSO_4$ и $AgNO_3$? Ответ обоснуйте.

4.3. Какие процессы протекают при электролизе водного раствора хлорида никеля: а) если анод никелевый; в) если анод угольный?

4.4. Какие продукты получаются при электролизе водных растворов: а) $BaCl_2$; б) $NaBr$; в) $ZnSO_4$; г) $Pb(NO_3)_2$, если анод угольный?

4.5. Какое количество (в граммах) Ag, Cu, Zn выделится при электролизе соответствующих солей, если через раствор пропустить количество электричества в 1F?