

РАЗДЕЛ 1 «ОБЩАЯ ХИМИЯ»

Лабораторная работа № 1

ЛАБОРАТОРНАЯ ПОСУДА

Цель: ознакомление с лабораторной посудой.

Содержание работы:

1. Классифицировать предложенный набор химической посуды
2. Зарисовать и определить назначение посуды в лабораторной практике

Приборы и реактивы: набор стеклянной и фарфоровой посуды.

Краткие теоретические сведения

Для проведения различных опытов применяется специальная химическая посуда из тонкостенного или толстостенного лабораторного стекла. Посуда из тонкостенного стекла должна быть устойчива по отношению к химическому взаимодействию и к колебаниям температуры. Посуда, в которой проводятся реакции при нагревании, изготавливается из жаростойкого пирексного стекла и кварца.

Пирексное стекло содержит ~80% двуокиси кремния, ~5% щелочей и обладает низким коэффициентом расширения; посуда из него обладает высокой термической устойчивостью. Температура размягчения стекла около 620° С. Для проведения реакций при более высокой температуре химическая посуда изготавливается из кварцевого стекла. Кварцевое стекло содержит ~99,95% двуокиси кремния, отличается высокой термической стойкостью, инертностью по отношению к ряду химических реагентов (кроме плавиковой и фосфорной кислот). Температура размягчения кварцевого стекла около 1650° С.

1. Стеклянная посуда.

Наиболее часто в химических лабораториях употребляется стеклянная посуда, изображённая на рис. 1.

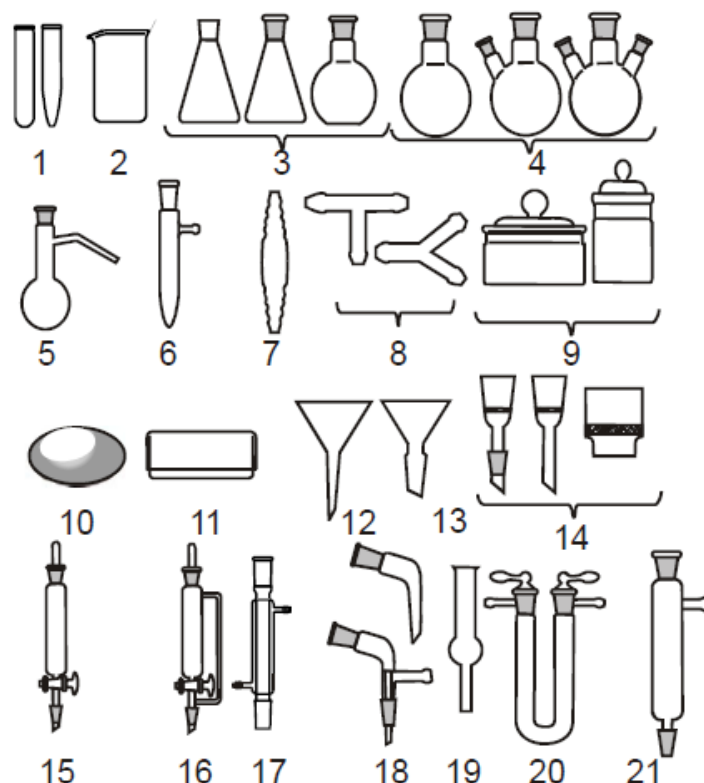


Рис. 1. Стеклянная химическая посуда из тонкого стекла:

1 – пробирки, 2 – стакан, 3 – колбы плоскодонные, 4 – колбы круглодонные, 5 – колба Вюрца, 6 – пробирка Вюрца, 7 – переходник, 8 – тройники, 9 – бюксы, 10 – часовое стекло, 11 – чашка Петри, 12 – воронка химическая, 13 – воронка для сыпучих веществ, 14 – воронки со стеклянным фильтрующим дном, 15, 16 – капельные воронки, 17 – холодильник,

18 – аллонжи, 19 – хлоркальциевая трубка, 20 – U-образная трубка, 21 – осушительная колонка.

Толстое стекло используют для изготовления массивных и прочных изделий (рис. 2).

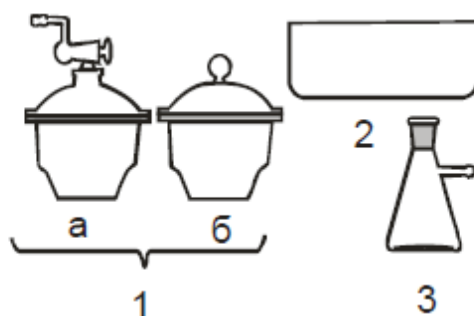


Рис. 2. Стеклоянная химическая посуда из толстого стекла:

1 – эксикаторы, 2 – кристаллизатор, 3 – колба Бунзена

Эксикаторы 1 предназначены для высушивания веществ при комнатной температуре с использованием различных осушительных средств: а – вакуумный эксикатор; б – обычный эксикатор. Кристаллизатор 2 применяют для охлаждения растворов и при сборе газов под водой. Колба Бунзена 3 используется в качестве приемной колбы для фильтрования под пониженным давлением.

2. Фарфоровая посуда.

Кроме стеклянной посуды в лабораторной практике применяется фарфоровая посуда (рис. 3)

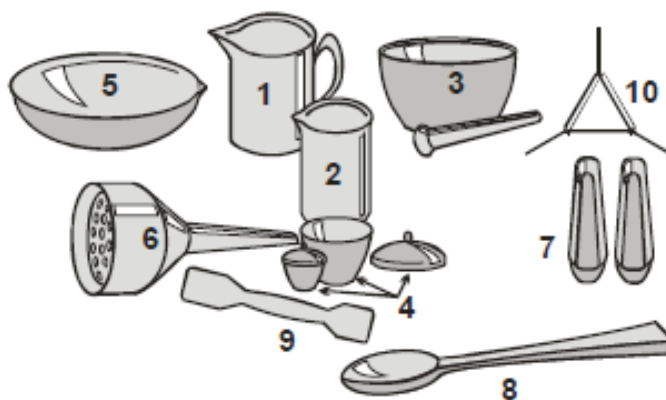


Рис. 3. Фарфоровая химическая посуда:

1 – кружка, 2 – стакан, 3 – ступка с пестиком, 4 – тигли с крышками, 5 – выпарительная чашка, 6 – воронка Бюхнера, 7 – лодочки, 8 – ложка, 9 – шпатель, 10 – треугольник

Для работы с небольшими количествами веществ применяется химическая посуда малых размеров и емкостей, например, колбы ёмкостью 25, 10 мл; стаканы – 20, 10, 5 мл и т. д.

3. Мерная посуда.

В лабораторных работах по неорганической химии обычно используется следующая мерная посуда: колбы, пипетки, бюретки, мензурки.

Мерные колбы (рис. 4) служат для приготовления раствора точной концентрации и представляют собой плоскодонные колбы с длинным и узким горлом, на котором нанесена тонкая черта. Эта отметка показывает границу жидкости, которая при определенной температуре занимает указанный на колбе объем. Горло мерной колбы делают узким, поэтому сравнительно небольшое изменение объема жидкости в колбе

заметно отражается на положении мениска. Мерные колбы имеют притёртые пробки. Обычно применяются колбы на 50, 100, 250, 500 и 1000 мл.

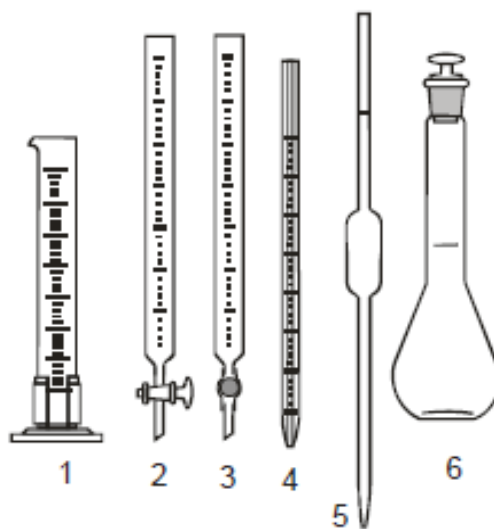


Рис. 4. Мерная посуда:

1 – цилиндр, 2 – бюретка с краном, 3 – бюретка с шариком, 4 – пипетка градуированная, 5 – пипетка Мора, 6 – мерная колба

Пипетки служат для точного отмеривания определенного объема жидкости и представляют собой стеклянные цилиндрические, оттянутые сверху и снизу узкие трубки. В верхней части пипетки имеется отметка, показывающая, до какого уровня нужно заполнить снизу пипетку, чтобы вылитая из нее жидкость имела объем, указанный на пипетке. Чаще всего пользуются пипеткой емкостью 10 или 20 мл. Существуют измерительные пипетки, имеющие вид узкой градуированной трубки.

Бюретки предназначены для выливания из них строго определенных объемов жидкости. Они представляют собой длинные стеклянные трубки, на которые нанесена шкала с делениями. Чаще всего пользуются бюретками емкостью 50 мл, градуированными на десятые доли миллилитра. В нижней части бюретки имеется кран. Иногда в бюретках нет крана, тогда на конец ее надевают отрезок резиновой трубки со стеклянным шариком внутри и стеклянной оттянутой внизу трубкой. Оттягивая пальцами резиновую трубку от шарика, можно спускать жидкость из бюретки. Необходимо следить за тем, чтобы оттянутый конец трубки был нацело заполнен сливаемой жидкостью.

Мерные градуированные цилиндры и мензурки (рис. 5) применяются для грубого отмеривания жидкостей и бывают различных емкостей: 5, 10, 25, 50, 100, 150, 250, 500, 1000 и 2000 мл.

4. Мытье посуды.

Химическая посуда перед проведением опыта должна быть тщательно вымыта. Вначале ее промывают водопроводной водой; если при этом загрязнения не удаляются, нужно применить специальную щетку - ёрш. Ни в коем случае не разрешается мыть посуду водой с песком, так как на стекле могут появиться царапины, вследствие чего оно теряет свою прочность.

Удалить загрязнения можно и химическим путем — промыванием посуды хромовой смесью (смесь равных объёмов насыщенного на холоду водного раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и концентрированной серной кислоты H_2SO_4). Это обеспечивает хорошую смачиваемость стекла. После промывания посуды хромовую смесь выливают обратно в склянку (но не в водопроводную раковину), посуду тщательно моют водопроводной водой, а затем 2—3 раза ополаскивают дистиллированной. Иногда для мытья посуды применяют спиртовой раствор щелочи.

Химическую посуду никогда не вытирают полотенцем изнутри, в случае надобности ее высушивание производят в сушильном шкафу (кроме мерной посуды, которую никогда не высушивают нагреванием).



Рис. 5. Мерные цилиндры и мензурки

Экспериментальная часть

Предложенный набор химической посуды классифицировать, зарисовать и определить назначение в лабораторной практике.

Лабораторная работа № 2

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучение основных свойств оксидов, кислот, оснований и солей.

Содержание работы:

1. Определить отношение оксидов к воде, кислотам и основаниям.
2. Определить устойчивость и кислотность оснований.
3. Определить силу кислот и оснований.

Приборы и реактивы: пробирки, универсальный индикатор, растворы: NaOH 2M, H₂SO₄ 1M и концентрированный, ZnSO₄ 0,25M, AgNO₃ 0,1M, CuSO₄ 0,25M, HCl 2M, CoSO₄ 0,25M; порошки CrO₃, Al₂O₃, CaO.

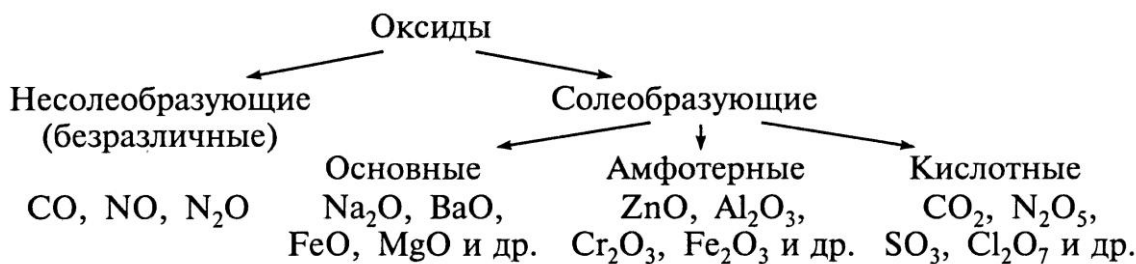
Краткие теоретические сведения.

Раздел «Классы химических соединений» является наиболее важным в курсе химии. Прежде чем выполнить экспериментальную работу по этому разделу, надо твердо усвоить на какие классы делятся неорганические вещества, как составляются названия веществ, принадлежащих различным классам соединений, какие основные реакции характерны для каждого класса химических соединений.

Химические соединения разделяются на классы по составу и по химическим свойствам, которые эти вещества проявляют в химических реакциях.

1. Один из классов неорганических соединений включает вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород, такие соединения называются **оксидами**. Их названия образуются от корня латинского названия кислорода с окончанием «-ид» и русского названия второго элемента в родительном падеже. Если элемент может иметь разные степени окисления, то после его названия в скобках указывают римскими цифрами степень окисления. Например, Cl₂O₇ — оксид хлора (VII), Cu₂O — оксид меди (I).

По химическим свойствам оксиды подразделяются:



Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями.

Основными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами. В основных оксидах для элемента, его образующего, характерна низкая степень окисления: +1, +2, редко +3.

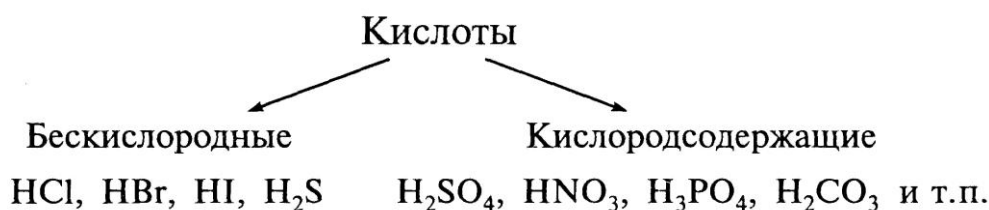
Кислотными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или с основными оксидами. В этом случае элемент, образующий оксид, имеет степень окисления +4 и выше.

Амфотерными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями, т. е. проявляют двойственную природу.

Среди сложных соединений, состоящих из элемента, кислорода и водорода, важную группу образуют **гидроксиды**. Некоторые из них — **основные гидроксиды** — проявляют свойства оснований — NaOH, Ba(OH)₂, Fe(OH)₂ и т. п. Другие — **кислотные гидроксиды** — проявляют свойства кислот — H₂SO₄, H₃PO₄, HClO₄ и т. п. Существуют и **амфотерные гидроксиды**, которые в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Fe(OH)₃, Cr(OH)₃ и др.

2. Важный класс неорганических соединений, выделяемый по химическим свойствам, составляют **кислоты**. К ним относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода. Характерным свойством кислот является их способность взаимодействовать с основаниями, основными и амфотерными оксидами с образованием солей.

По наличию кислорода в своем составе кислоты делятся:

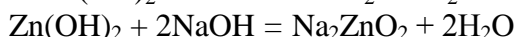
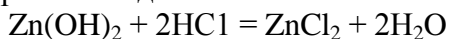


По числу содержащихся в молекуле кислот атомов водорода, способных замещаться атомами металла, различают **кислоты одноосновные** (HCl, HNO₃), **двухосновные** (H₂SO₄, H₂S), **трехосновные** (H₃PO₄).

Названия кислот происходят от элемента, образующего кислоту. Названия кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления элемента, образующего кислоту. Максимальной степени окисления элемента, равной номеру группы в периодической системе элементов, соответствует суффикс «...н(ая)» или «-ов(ая)», например HClO₄ — хлорная кислота, H₂CrO₄ — хромовая кислота. Для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс «-ист(ая)»: HNO₂ — азотистая кислота, H₂SO₃ — сернистая кислота.

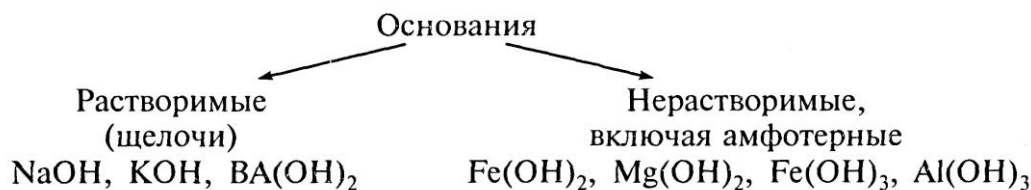
3. Еще один важный класс неорганических соединений, характеризующийся общими свойствами, образуют **основания**. К ним относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием гидроксид-ионов.

Характерным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей. Амфотерные гидроксиды образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями.



Рассматривая последнюю реакцию, следует обратить внимание, что ионы таких активных металлов, как натрий, калий в солях всегда стоят на первом месте.

По растворимости и по способу их получения основания делятся:



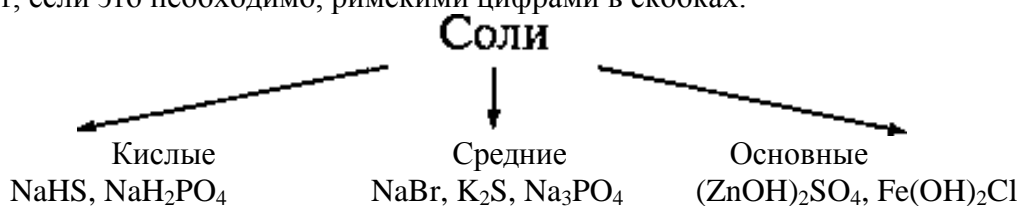
Изучив такие классы неорганических веществ, как оксиды, основания, кислоты, *следует запомнить*, что в химических реакциях взаимодействие идет только между веществами с противоположными свойствами, т. е. между веществами основного и кислотного характера.

4. Самый большой класс неорганических соединений составляют **соли**.

Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или как продукт полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками. При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются **средние (нормальные) соли**, при неполном — **кислые соли**. При частичном замещении гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками образуются **основные соли**.

Следует запомнить, что кислые соли могут быть образованы только кислотами, основность которых равна двум или более, а основные соли — гидроксидами, содержащими две и более гидроксогруппы.

Названия солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. При этом название аниона производят от корня латинского наименования элемента. Степень окисления металла, образующего катион, указывают, если это необходимо, римскими цифрами в скобках.



В случае бескислородных кислот анион имеет окончание «ид» (NaBr — бромид натрия, K₂S - сульфид калия).

В случае анионов кислородосодержащих кислот используются только два окончания; «-ат», если элемент имеет высокую степень окисления, и «-ит», если элемент имеет более низкую степень окисления (Na₂SO₄ — сульфат натрия, Na₂SO₃ — сульфит натрия).

Если элемент, образующий кислоту, имеет более чем две положительные степени окисления (например, хлор, бром, йод), тогда в названии солей добавляются приставки; «гипо» — для самой низкой степени окисления, «пер» — для самой высокой степени окисления.

Названия кислых солей образуются также как и средних, но при этом добавляют приставку «гидро», указывающую на наличие незамещенных ионов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди, три и т. д.). Например, Na₂HPO₄ — гидрофосфат цатрия, KH₂PO₄ — дигидрофосфат калия.

Названия основных солей образуют подобно названиям средних солей, но при этом добавляют приставку «гидроксо», указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп, число которых обозначают греческими числительными. Так, $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ — сульфат гидроксоцинка, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — хлорид дигидроксожелеза (III).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Отношение оксидов к воде

В три пробирки внести по 10-20 мг оксидов: в первую – оксида хрома (VI), во вторую – оксида алюминия, в третью – оксида кальция. Затем в каждую пробирку прилить по 3-4 мл воды, тщательно встряхнуть в течение минуты и отметить наблюдаемые изменения. Испытать индикатором реакцию водной среды в каждой пробирке.

Опыт 2. Отношение оксидов к кислотам и основаниям

В две пробирки внести по 10-20 мг оксида алюминия. В одну из них добавить 7-10 мл 1 М раствора серной кислоты, в другую – 7-10 капель 2 М раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения.

Опыт 3. Устойчивость оснований

Взять три пробирки. В одну из них внести 5 капель воды, 2 капли 0,1 М раствора нитрата серебра и 2-3 капли разбавленного раствора гидроксида натрия, во вторую – 2 капли 0,25 М раствора сульфата меди (II) и 10-12 капель разбавленного раствора гидроксида натрия, в третью – 10 капель разбавленного раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения. После этого содержимое пробирок нагреть почти до кипения на пламени спиртовки и отметить изменения.

Опыт 4. Сила оснований

Внести в пробирку кусочек оксида кальция массой 5-10 мг, растворить в минимальном объеме воды и прибавить 1 каплю фенолфталеина. Половину полученного раствора перенести пипеткой в другую пробирку. В первую пробирку прибавить по каплям 2М раствор соляной кислоты до исчезновения окраски индикатора, во вторую – такой же объем 2М раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения.

В следующие две пробирки поместить 5 капель 0,25М раствора соли цинка и по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. В одну из пробирок добавить 2-3 капли 2М раствора соляной кислоты, в другую – 2М раствор гидроксида натрия до исчезновения осадка. Содержимое пробирок хорошо перемешать встряхиванием и отметить наблюдаемые изменения.

Опыт 5. Кислотность оснований

В две пробирки поместить по 1 мл 0,25М раствора сульфата кобальта (II), внести в них при встряхивании по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. В одну пробирку добавить по каплям концентрированный раствор серной кислоты, в другую – концентрированный раствор гидроксида натрия. Что представляет собой синий осадок?

Опыт 6. Окислительные свойства кислот

В две пробирки поместить по одной грануле цинка. В одну из них прилить 3-5 мл 2М раствора соляной кислоты, в другую – 2-3 мл концентрированного раствора азотной кислоты. Обратите внимание на цвет газов, выделяющихся в процессе растворения цинка.

Содержание отчета:

Тема и цель работы.

Химические уравнения реакций.

Выводы по проделанной работе.

Лабораторная работа №3

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ОКСИДА УГЛЕРОДА IV

Цель работы: определение молярной массы газообразного вещества с использованием различных методов.

Содержание работы:

1. Определить молярную массу оксида углерода (IV), используя различные методы.
2. Приобрести навыки расчета по газовым законам.

Приборы и реактивы: аппарат Киппа, сухая колба с резиновой пробкой, весы, мрамор, 20%-ный раствор HCl, концентрированный раствор H₂SO₄.

Краткие теоретические сведения

Вычисление молярной массы газообразных веществ можно провести тремя методами, которые и используются при выполнении лабораторных работ.

I. По молярному объему

Из закона Авогадро вытекает важное следствие: *при одинаковых условиях один моль любого газа занимает один и тот же объем.* Этот объем называется молярным объемом газа и обозначается V_m .

$$V_m = \frac{V(X)}{\nu(X)}$$

Молярный объем газа – это отношение объема порции газа X к количеству вещества в этой порции. При нормальных условиях (T=273K и P =101325Па) молярный объем газа равен: $V_m = 22,4\text{л/моль}$ или $22,4\text{ м}^3/\text{к моль}$.

Объем порции газа X прямо пропорционален количеству вещества этой порции газа.

$$V(X) = V_m \cdot \nu(X)$$

Следовательно, при нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 литра.

$$V(X) = V_m \cdot \nu(X) = 22,4\text{л/ моль} \cdot 1\text{моль} = 22,4\text{л}$$

Зная массу некоторого объема газа при нормальных условиях, можно вычислить молярную массу этого газа:

$$M(X) = \frac{m(X)}{\nu(X)} = \frac{m(X) \cdot V_m}{V_o(X)} = \frac{m(X) \cdot 22,4}{V_o(X)} = \frac{m_s(CO) \cdot 22,4}{V_o(CO_2)}$$

где $V_o(X)$ – объем газа X при нормальных условиях (н.у.), л;

$m(X)$ – масса этой порции газа X, г или кг;

V_m - молярный объем газа при н.у., л/моль

II По относительной плотности

Согласно закону Авогадро в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Тогда можно записать, что

$$V(X) = V(Y) \text{ и } N(X) = N(Y)$$

Следовательно, в этих объемах будет одинаковое количество вещества.

$\nu(X) = \nu(Y)$, а тогда

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{m(Y)}{M(Y)}, \quad \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{M(X)}{M(Y)} = D_y(X)$$

Отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа при тех же физических условиях называется *плотностью первого газа по второму* и обозначается D.

$$\text{Если } \frac{m(CO_2)}{m(\text{возд})} = D_{\text{возд}}(CO_2) \text{ и } \frac{M(CO_2)}{M(\text{возд})} = D_{\text{возд}}(CO_2)$$

и следовательно, $M(X) = D \cdot M(Y) \Rightarrow M_2(CO_2) = \frac{m_s(X)}{m_3(\text{возд.})} \cdot 29$

Молярная масса газа равна его плотности по отношению к другому газу, умноженной на молярную массу второго газа.

III. По уравнению Менделеева-Клапейрона

$$PV = \frac{m(X)}{M(X)} RT \text{ или } M(X) = \frac{m(X)RT}{PV}$$

где P – давление газа, Па;
 V – объем газа, м³
 $m(X)$ – масса газа, кг или г;
 $M(X)$ – молярная масса газа, кг/моль или г/моль;
 R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Па м³/(моль К)

$$M_3(CO_2) = \frac{m_3(CO_2)RT}{PV}$$

Экспериментальная часть

1. Описание установки

Оксид углерода (IV) или углекислый газ получают в аппарате Киппа (рис.1) действием раствора соляной кислоты с массовой долей 20% на мрамор:



Полученный диоксид углерода очищают от примеси хлороводорода (соляная кислота – летучая кислота) путем пропускания полученного газа через склянку с водой.

Осушают газ, пропуская через склянку, заполненную концентрированной кислотой:

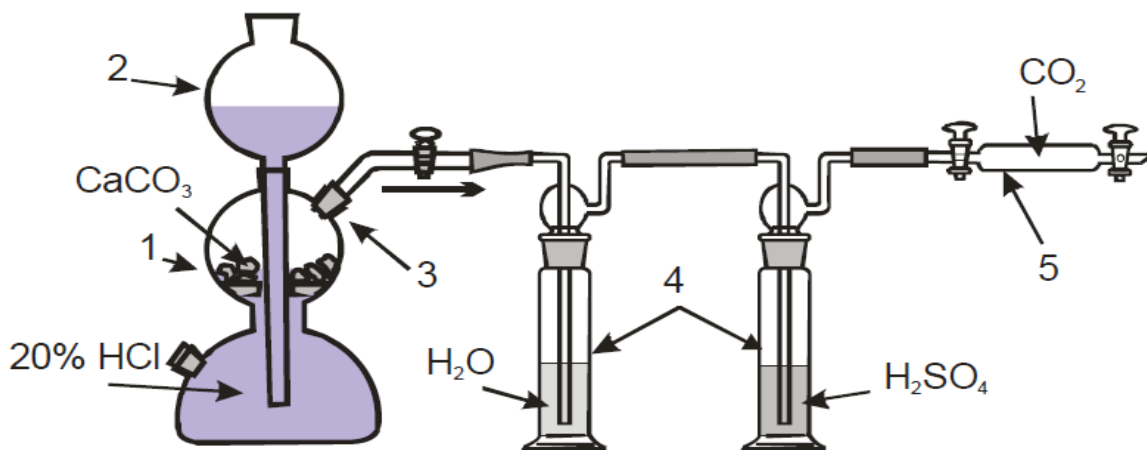
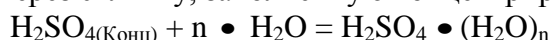


Рис. 6. Установка для получения окиси углерода (IV):

1 – средний резервуар аппарата Киппа, 2 – верхний резервуар, 3 – тубус, 4 – склянки Дрекселя, 5 – газовая пипетка

2. Проведение эксперимента

Чистую и сухую колбу плотно закройте резиновой пробкой и отметьте резиновым кольцом или восковым карандашом уровень, до которого вошла пробка в горло колбы. Взвесьте колбу с воздухом на технических весах с точностью до 0,01 грамма. Запишите результат взвешивания в таблицу 1. Это значение (m_1) – масса колбы с воздухом. Наполните колбу углекислым газом из аппарата Киппа. Для этого опустите в колбу до дна газоотводную трубку, откройте кран аппарата Киппа и пропускайте газ в течение 2-3 минут. Затем, не закрывая крана, медленно выньте газоотводную трубку из колбы. Закройте колбу пробкой до отметки. После этого закройте кран Киппа. Колбу с CO_2 взвесьте на тех же весах и с той же точностью.

Определите объем колбы, налив в нее воду до отметки, куда входила пробка.

Таблица 1. Экспериментальные и расчетные данные

Название величины	Значение
Масса колбы с воздухом, m_1 , г	
Масса колбы с CO_2 , m_2 , г	
Объем колбы при данных условиях, V , мл	
Атмосферное давление, P , Па	
Температура, T , К	
Объем колбы, приведенный к н.у., V_0 , мл	

Масса воздуха в объеме колбы, m_3 , г	
Масса пустой колбы, m_4 , г	
Масса диоксида углерода в объеме колбы, m_5 , г	
Молярная масса CO_2 , г/моль	
$M_1(CO_2)_1$ по молярному объему	
$M_2(CO_2)_2$ по относительной плотности	
$M_3(CO_2)_3$ по уравнению Менделеева-Клапейрона	
Погрешность определения $M(CO_2)$, %	

3. Обработка результатов

1. Вычислите объем газа при нормальных условиях, используя объединенный газовый закон:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}; \quad V_0 = \frac{P_1 V_1 T_0}{T_1 P}$$

2. Вычислите массу воздуха (m_3) в объеме колбы, учитывая, что при нормальных условиях масса 1 литра воздуха равна 1,293 г.

$$m_{3,(\text{воздуха})} = 1,293 \text{ г/л} \cdot V_0$$

Массу воздуха в колбе можно вычислить и по уравнению Менделеева-Клапейрона, учитывая давление и температуру, при которых проводился эксперимент:

$$m_{3,(\text{воздуха})} = \frac{M(\text{воздуха})PV}{RT} = \frac{29 \cdot PV}{RT}$$

3. Вычислите массу пустой колбы (m_4): $m_{4(\text{колбы})} = m_1 - m_3$

4. Вычислите массу CO_2 в колбе (m_5): $m_5(CO_2) = m_2 - m_4$

5. Используя данные опыта, вычислите молярную массу оксида (IV) тремя способами (см. ранее).

6. Определите погрешность измерений

$$\eta = \left| \frac{Mr(CO_2)_{\text{теор}} - Mr(CO_2)_{\text{опыт}}}{Mr(CO_2)_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%$$

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Выводы по проделанной работе.

Лабораторная работа №4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы: определение молярной массы эквивалента металла

Содержание работы:

1. определить молярную массу эквивалента металла по объему водорода, выделившегося при взаимодействии металла с кислотой.

2. усвоить основные понятия, связанные с эквивалентом вещества, и закон эквивалентов.

Приборы и реактивы: прибор для определения молярной массы эквивалента металла, 15%-ный раствор HCl , определяемый металл (Zn , Al , Mg).

Краткие теоретические сведения

В соответствии с законом эквивалентов, массы реагирующих веществ, прямо пропорциональны молярным массам эквивалентов веществ.

$$\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{M(1/Z * Me)}{M(1/Z * H_2)} \quad (1)$$

Учитывая, что водород, выделяющийся в результате взаимодействия металла и кислоты, - газ, закон эквивалентов можно записать следующим образом:

$$\frac{m(Mg)}{V(H_2)} = \frac{M(1/Z * Mg)}{V_{\text{экв.}}(H_2)} \quad (2)$$

где $V_{\text{экв.}}(H_2)$ – эквивалентный объем водорода, равный 11,2 л/моль или 11200мл/моль, измеренный при н.у.

В соответствии с уравнением (2) молярная масса эквивалента металла будет равна:

$$M(1/Z * Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{\text{экв.}}(H_2)}{V_0(H_2)}$$

Объем выделившегося H_2 необходимо привести к нормальным условиям, используя объединенный газовый закон:

$$\frac{P_0(H_2)V_0(H_2)}{T_0} = \frac{P(H_2)V(H_2)}{T},$$

где $P_0(H_2)$, $V_0(H_2)$, T_0 – значения давления, объема и температуры водорода при нормальных условиях ($P_0=101325$ Па, $T_0=273$ К);

$P(H_2)$ – давление водорода в приборе;

T – температура опыта;

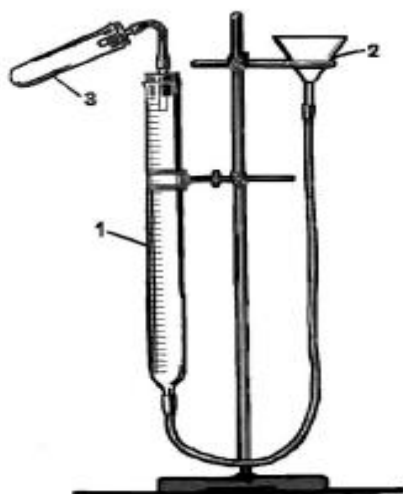
$V(H_2)$ – объем водорода при условиях опыта.

Давление водорода в приборе $P(H_2)$ будет равно внешнему давлению P за вычетом давления пара воды $P(H_2O)$ при данной температуре (таблица 1) $P(H_2)=P_{\text{атм.}} - P(H_2O)$

Экспериментальная часть

Метод определения молярной массы эквивалента металла (магния, алюминия, цинка) основан на измерении объема водорода, который выделяется из кислоты при действии ее на металл.

1. Описание установки



Экспериментальное определение молярной массы эквивалента металла проводится на приборе, схема которого изображена на рисунке 7.

Рис.7. Прибор для определения молярной массы эквивалента
1-бюретка; 2-воронка; 3-пробирка;

Прибор состоит из пробирки 3, соединенной резиновым шлангом с бюреткой 1, которая в свою очередь соединена с воронкой 2, выполняющей роль уравнильного сосуда. Все части установки закреплены на штативе. Пробирка и бюретка через плотно подогнанные резиновые пробки соединены между собой резиновым шлангом. В бюретке и уравнильной воронке находится вода, уровень которой при отсоединенной пробирке будет один и тот же, как в сообщающихся сосудах. Перемещением воронки вверх или вниз можно изменить уровень воды в бюретке. В пробирке, подсоединенной к бюретке, происходит реакция между кислотой и металлом, молярную массу эквивалента которого необходимо определить. С помощью бюретки измеряют объем водорода, выделившегося в результате реакции.

2. Порядок выполнения работы

1. Получите навеску неизвестного металла, массой 20-25 мг, у лаборанта или преподавателя. Навеска металла должна быть помещена в фунтик (или кулечек) из фильтрованной бумаги.
2. Отсоедините пробирку от бюретки и налейте в пробирку 4-5 мл соляной кислоты с массовой долей 10%. Смочите каплей воды фильтрованную бумагу фунтика. Поместите его в пробирку с соляной кислотой таким образом, чтобы фунтик прилип к внутренней поверхности пробирки. Перемещать фунтик внутрь пробирки нужно с помощью стеклянной палочки, прижимая его к стенке пробирки. Фунтик должен находиться выше уровня кислоты примерно на 1 см.
3. Присоедините пробирку через пробку с резиновым шлангом к бюретке. Пробкой плотно и надежно закройте пробирку.
4. Проверьте герметичность прибора. Для этого поднимите воронку на 10-15 см. Если при этом уровень воды в бюретке не меняется со временем, то прибор герметичен. В противном случае проверьте надежность всех соединений, плотнее закройте пробками бюретку и пробирку.
5. Установите одинаковые уровни воды в бюретке и воронке, перемещая воронку на штативе. Заметьте уровень в бюретке (V_1) с точностью до 0,1мл. Результат запишите. Уровень воды в бюретке определяется по нижнему мениску, причем нижний уровень мениска должен быть на уровне глаз.
6. Приведите в контакт кислоту и металл. Для этого наклоните пробирку так, чтобы кислота попала внутрь фунтика. Начинает выделяться водород и вытесняет воду из бюретки. Когда реакция закончится, прибор оставьте в покое на 5-10 минут, для того, чтобы газ охладился до комнатной температуры.
7. Опуская воронку вниз, установите на одной высоте уровень воды в бюретке и воронке. В этом положении давление внутри прибора (в пробирке и в бюретке) будет равно внешнему давлению воздуха. Запишите новое значение уровня воды в бюретке (V_2).
8. Определите по барометру атмосферное давление и по термометру температуру, при которой проводился эксперимент.

Р_{атм.}=

T=

P(H₂O)=

Таблица 1. Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой P(H₂O)

Температура, °С	Давление водяного пара, кПа	Температура, °С	Давление водяного пара, кПа
0	0,61	21	2,49
5	0,87	22	2,64
10	1,22	23	2,81
15	1,68	24	2,99
16	1,73	25	3,17
17	1,81	26	3,36
18	2,07	27	3,56
19	2,20	28	3,75
20	2,33	30	4,21

9. Все результаты опыта внесите в таблицу 2.

10. По данным опыта определите молярную массу эквивалента металла.

3. Расчет молярной массы эквивалента металла

Таблица 2. Экспериментальные и расчетные данные

Название величины	Единицы измерения	Значения
Масса навески металла, m	г	

Уровень воды в бюретке до опыта, V_1	мл	
Уровень воды в бюретке до опыта, V_2	мл	
Объем выделившегося водорода, $V(H_2) = V_1 - V_2$	мл	
Объем выделившегося водорода, приведенный к нормальным условиям, $V_0(H_2)$	мл	
Температура, T	К	
Атмосферное давление, $P_{атм}$	Па	
Давление насыщенного водяного пара, $P(H_2O)$	Па	
Парциальное давление водорода в смеси, $P(H_2) = P - P(H_2O)$	Па	
Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла, $M(1/z \cdot X)_{теор.}$ Магния $M(1/2 Mg)$ Алюминия $M(1/2 Al)$ Цинка $M(1/2 Zn)$	г/моль	
Опытное значение молярной массы эквивалента металла, $M(1/z \cdot X)_{опыт.}$	г/моль	
Погрешность, Π	%	

Объем водорода, выделившегося в результате реакции, приведенный к нормальным условиям, будет равен:

$$V_0(H_2) = \frac{P(H_1)V(H_2)T_0}{T \cdot P_0(H_2)}$$

Затем по закону эквивалентов вычисляем молярную массу эквивалента исследуемого металла:

$$M(1/Z \cdot Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{эв.}(H_2)}{V_0(H_2)}$$

По полученным данным определите, какой металл прореагировал с кислотой, запишите уравнение реакции. Вычислите значение ошибки в процентах:

$$\eta = \pm \frac{M(1/Z \cdot Me)_{теор.} - M(1/Z \cdot Me)_{опыт.}}{M(1/Z \cdot Me)_{теор.}} \cdot 100\%$$

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Выводы по проделанной работе.

Лабораторная работа № 5

МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ

Цель: ознакомление с методами очистки веществ.

Содержание:

1. Изучить методы очистки веществ на примере фильтрации, дистилляции, сублимации и высаливания.

Приборы и реактивы: бумажные фильтры (белая лента), стеклянные стаканы объемом 50, 100 и 1000 мл, круглодонная колба объемом 500 мл, спиртовка, асбестовая сетка, электроплитка, фарфоровая чашка, стеклянная воронка, прибор для дистилляции воды; кристаллические $NaCl$, I_2 , KI , $KMnO_4$, бензойная кислота, мел, H_2O дистил.

Краткие теоретические сведения

Методы очистки веществ различны и зависят от свойств веществ и их применения. В химической практике наиболее распространены следующие методы: фильтрование, перекристаллизация, дистилляция, возгонка. Очистка газов обычно

осуществляется поглощением газообразных примесей веществами, реагирующими с этими примесями.

Чистые вещества обладают присущими им характерными физическими и химическими свойствами. Следовательно, степень чистоты вещества можно проверить как физическими, так и химическими методами. В первом случае определяют плотность, температуры плавления, кипения, замерзания и др. Химические методы проверки основаны на химических реакциях и представляют собой методы качественного анализа.

В соответствии со стандартом (ГОСТ) по степени чистоты реактивы делятся на: а) химически чистые (х.ч.), б) чистые для анализа (ч.д.а.), в) чистые (ч.) и другие.

Для лабораторных работ по неорганической химии пригодны вещества с маркировкой х.ч. и ч.д.а.

Фильтрование

Для отделения осадков используются фильтры. В практикуме применяются бумажные и стеклянные пористые фильтры.

Бумажный фильтр готовят из фильтровальной бумаги разной плотности и используют при фильтровании на химической воронке или воронке Бюхнера. Выпускаются и готовые фильтры, нарезанные кругами разного диаметра из фильтровальной бумаги разной плотности, которую можно определить по цвету ленты, скрепляющей пачку.

Принята следующая маркировка бумаги по её плотности:

Черная лента – быстрофильтрующие фильтры;

Белая лента – бумага средней проницаемости;

Синяя лента – плотные фильтры для отделения мелкозернистых осадков.

Недостаток бумажных фильтров – низкая химическая стойкость к агрессивным реагентам.

Стеклопорошковый пористый фильтр с вплавленной фильтрующей пластиной из прессованного (пористого) стекла устойчив к действию агрессивных реагентов и пригоден для фильтрования кислот и щелочей.

Выпускаются фильтры четырех типов с порами разной величины, что обозначается соответствующими номерами фильтра.

Фильтрование через химическую воронку

Для фильтрования через химическую воронку используют *гладкий* или *складчатый* бумажный фильтр. В зависимости от задач эксперимента проводится фильтрование через воронку как при комнатной, так и при повышенной температуре («горячее фильтрование»).

Гладкий фильтр готовят из круглого фильтра, соответствующего размеру воронки, или вырезают из квадратного листа фильтровальной бумаги. Для этого фильтровальную бумагу складывают пополам и еще раз пополам и обрезают по дуге по размеру воронки. Полученный конус вставляют в воронку и смачивают дистиллированной водой. Фильтр всей поверхностью должен плотно прилегать к стенкам воронки. Стеклянную воронку с бумажным фильтром помещают в кольцо штатива так, чтобы нижний конец её соприкасался со стенкой стакана, в который фильтруют раствор. Фильтруемый раствор с взмученным осадком переносят на фильтр по стеклянной палочке (рис. 8, а).

Складчатый фильтр используют для ускорения фильтрования, особенно горячего, когда недопустимо охлаждение фильтруемого раствора. Складчатый фильтр можно приготовить из гладкого (рис. 8, б). Рекомендуемый размер складок по краю фильтра около 5–8 мм.

Горячее фильтрование проводят через складчатый фильтр в стеклянной воронке с коротко обрезанной трубкой, помещенной в электрический обогреватель.

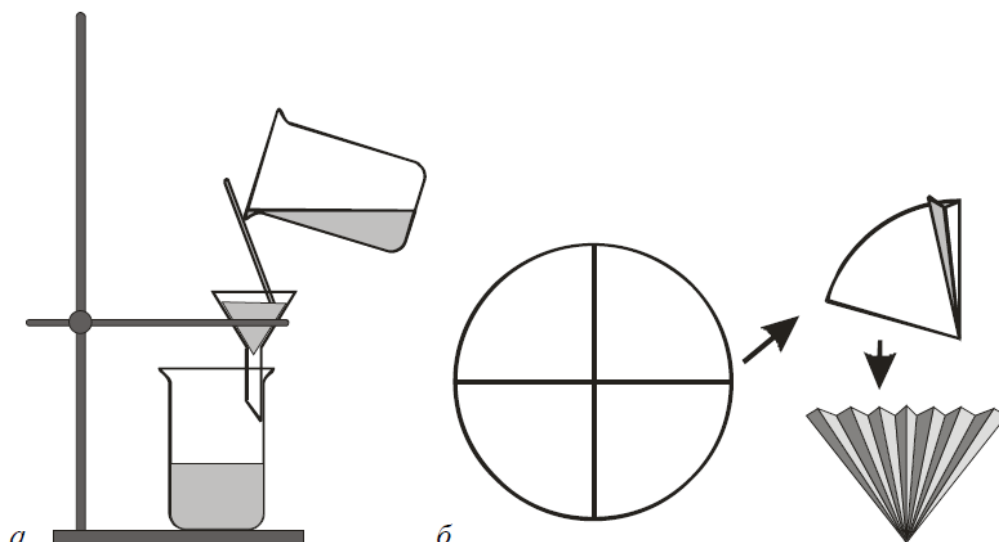


Рис. 8. Фильтрация: *а* – фильтрация через химическую воронку, *б* – изготовление складчатого фильтра

Перекристаллизация

Очистка твердых веществ перекристаллизацией основана на различной растворимости вещества в данном растворителе в зависимости от температуры. Под растворимостью понимают содержание растворенного вещества в насыщенном растворе. Растворимость обычно выражается в граммах растворенного вещества на 100 граммов растворителя, иногда на 100 г раствора. Зависимость растворимости веществ от температуры выражается кривыми растворимости. Если соль содержала малые количества других растворимых в воде веществ, насыщение относительно последних не будет достигнуто при понижении температуры, поэтому они не выпадут в осадок вместе с кристаллами очищаемой соли.

Процесс перекристаллизации состоит из нескольких этапов: приготовления раствора, фильтрования горячего раствора, охлаждения, кристаллизации, отделения кристаллов от маточного раствора.

Чтобы перекристаллизовать вещество, его растворяют в дистиллированной воде или в подходящем органическом растворителе при определенной температуре. В горячий растворитель небольшими порциями вводят кристаллическое вещество до тех пор, пока оно перестанет растворяться, т.е. образуется насыщенный при данной температуре раствор. Горячий раствор отфильтровывают на воронке для горячего фильтрования. Фильтрат собирают в стакан, поставленный в кристаллизатор с холодной водой со льдом или с охлаждающей смесью. При охлаждении из отфильтрованного насыщенного раствора выпадают мелкие кристаллы, так как раствор при более низкой температуре становится пересыщенным. Выпавшие кристаллы отфильтровывают на воронке Бюхнера, затем переносят их на сложенный вдвое лист фильтровальной бумаги. Стеклой палочкой или шпателем распределяют кристаллы ровным слоем, накрывают другим листом фильтровальной бумаги и отжимают кристаллы между листами фильтровальной бумаги. Операцию повторяют несколько раз. Затем кристаллы переносят в бюкс. До постоянной массы вещество доводят в электрическом сушильном шкафу при температуре 100-105°C. Температуру в шкафу до этого предела следует повышать постепенно. Для получения очень чистого вещества перекристаллизацию повторяют несколько раз.

Возгонка (сублимация)

Процесс непосредственного превращения твердого вещества в пар без образования жидкости называют возгонкой. От перекристаллизации возгонка отличается более высоким выходом чистого продукта и происходит при более низкой температуре, чем температура плавления вещества. Ее применяют тогда, когда нельзя очистить вещество перекристаллизацией, так как оно разлагается при температуре плавления.

Возгоняемое вещество нагревают. Достигнув температуры возгонки, твердое вещество без плавления переходит в пар, который конденсируется в кристаллы на поверхности охлажденных предметов. С помощью возгонки можно получить в чистом виде, например, бензойную кислоту, нафталин, хлорид аммония, йод и некоторые другие вещества, при условии, что примеси не возгоняются. Однако этот метод очистки веществ ограничен, так как немногие твердые вещества способны сублимироваться.

Перегонка (дистилляция)

Перегонка – это процесс отделения жидкости от растворенных в ней твердых веществ или менее летучих жидкостей. Перегонка основана на превращении жидкости в пар с последующей конденсацией пара в жидкость. По сравнению с перекристаллизацией перегонка при меньших затратах времени дает, как правило, больший выход чистого продукта. Перегонкой пользуются тогда, когда перегоняемые вещества при нагревании не претерпевают каких-либо изменений или когда очищаемые жидкости имеют определенную разницу температур, но не слишком высокую температуру кипения.

Различают три способа перегонки жидкостей:

- а) при атмосферном давлении (простая перегонка),
- б) при уменьшенном давлении (вакуум-перегонка),
- в) перегонка с водяным паром.

Простая перегонка применяется тогда, когда надо отделить целевой продукт от практически нелетучих примесей. Например, очистка воды от нелетучих солей. Для этого собирают традиционную установку, состоящую из перегонной колбы (колбы Вюрца), прямого холодильника и приемника (рис. 10).

Перегонную колбу заполняют перегоняемой жидкостью не более чем на $\frac{2}{3}$ ее объема, но и не менее чем на $\frac{1}{2}$ объема колбы. Когда весь прибор собран, тщательно проверяют, хорошо ли подобраны пробки, правильно ли установлен термометр. Включают воду для охлаждения холодильника. Подставляют приемник для сбора перегоняемой жидкости и начинают нагревать раствор до кипения. Колбу нагревают на водяной (песчаной или масляной) бане, реже на пламени горелки через асбестовую сетку. Температуру паров отгоняемого вещества измеряют термометром, установленным на 1 см ниже отводной трубки колбы Вюрца. Для предотвращения внезапного вскипания перегоняемой жидкости и попадания ее в холодильник в колбу кладут длинные капилляры, запаянные с одного конца или небольшие кусочки фарфора (кипелки).

Перегонку при низком давлении (вакуум-перегонку) применяют, если жидкость, подлежащая перегонке в обычных условиях, не выдерживает нагревания до температуры ее кипения. Установка для такой перегонки более сложная. Для отгонки веществ, нерастворимых в воде, используют перегонку с водяным паром.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Очистка воды, содержащей механические примеси, фильтрованием и дистилляцией

В химический стакан налить 400-500 мл водопроводной воды и внести в нее 2-3 г измельченного мела. Раствор размешать стеклянной палочкой, приготовить складчатый фильтр, соответствующий размеру воронки. Для его изготовления взять готовый или вырезать из фильтровальной бумаги круглый фильтр, сложить его пополам, после чего складывать по радиусу с центром в середине линии перегиба круга то в одну, то в другую сторону. Полученную сложенную конусообразную гармонику вложить в стеклянную воронку и обрезать широкую сторону фильтра ножницами с таким расчетом, чтобы края фильтра были на 3-5 мм ниже края воронки. После этого развернуть многогранный складчатый фильтр и опустить его в воронку, находящуюся в кольце штатива. Подставить под воронку пустой стакан так, чтобы конец воронки касался стенки стакана и находился на 2-3 см ниже края стакана.

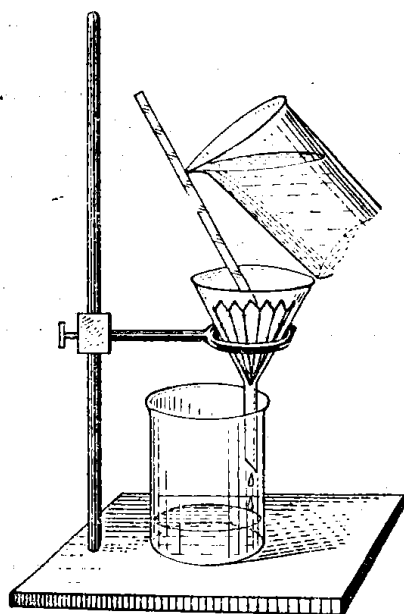


Рис. 9. Фильтрация при атмосферном давлении.

Приготовленную для фильтрования воду осторожно, по стеклянной палочке сливать в фильтр (рис. 9), следя за тем, чтобы уровень жидкости в воронке, был ниже краев фильтра на 4-5 мм. Для окисления органических веществ к профильтрованной воде добавить 3-4 кристаллика перманганата калия.

Профильтрованную воду перелить из стакана в колбу Вюрца, бросить в нее несколько капилляров, чтобы кипение воды происходило равномерно. Закрывать колбу пробкой с термометром и укрепить на кольце штатива на асбестированной сетке.

На отросток колбы Вюрца надеть пробку и соединить колбу с подготовленным холодильником Либиха, присоединенным к водопроводному крану. На другой конец холодильника (рис. 10) надеть пробку с алонжем, который опустить в колбу-приемник. Заполнить холодильник водой, пустив не очень сильную струю. Нагреть воду в колбе до кипения и, получив 200-300 мл дистиллята, прекратить перегонку.

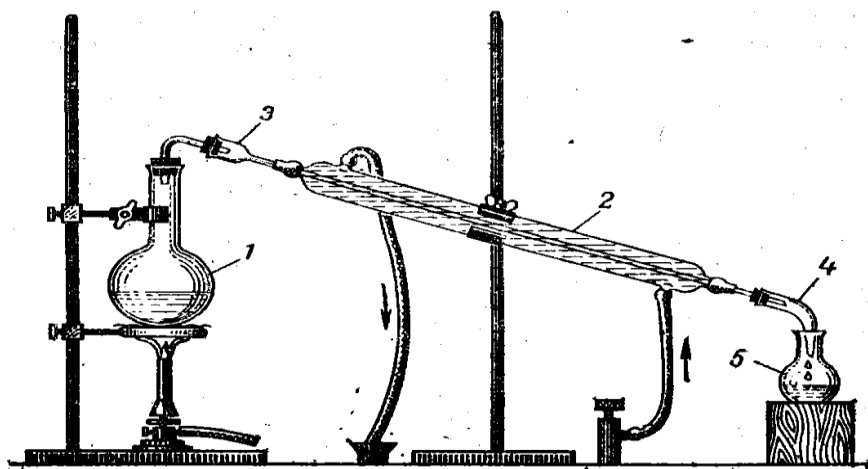


Рис. 10. Прибор для дистилляции воды:

1 - круглодонная колба; 2 - холодильник Либиха; 3 - форштосс; 4 - аллонж; 5 - колба-приемник.

Для удаления растворенных газов прокипятить полученную воду 10-15 мин. После этого закрыть колбу пробкой с трубкой, наполненной натронной известью, и оставить охлаждаться. После охлаждения прочно закрыть колбу хорошо подобранной пробкой.

Сравнить чистоту полученной воды с водопроводной. Для этого на два часовых стекла налить по 1 мл очищенной и водопроводной воды и выпарить ее досуха на водяной бане. Сравнить результаты выпаривания. Описать проделанную работу. Зарисовать прибор.

Опыт 2. Очистка бензойной кислоты возгонкой

Для возгонки веществ при нормальном давлении вещество помещают в фарфоровую чашку, которую накрывают перевернутой стеклянной воронкой. Отводную трубку воронки закрывают куском ваты. Между чашкой и воронкой помещают

фильтровальную бумагу с небольшими отверстиями во многих местах для пропускания паров. Это делают для того, чтобы кристаллы вещества, образовавшиеся на холодной поверхности воронки, не падали опять на возгоняемое вещество. Воронку охлаждают, прикладывая к наружной поверхности смоченный в воде кусок ткани. Если необходимо очистить небольшое количество вещества, то вместо воронки можно использовать часовое стекло, которое выпуклой поверхностью кладут на чашку (или стакан). Для охлаждения на часовое стекло можно положить смоченный водой кусочек ваты.

Фарфоровую чашку с веществом медленно и осторожно нагревают на бане. Необходимо помнить, что даже небольшой перегрев может привести к термическому разложению очищаемого вещества.

Выполнение опыта. Около 1 г бензойной кислоты поместить в большой стеклянный стакан и накрыть сверху чашкой, кристаллизатором или тарелкой с холодной водой. Поставить стакан на электроплитку и сначала осторожно, а потом сильнее нагревать бензойную кислоту. Кислота начинает испаряться, и внутри стакана появляется облако кристаллов, подобных снежинкам. Кристаллы постепенно образуют хлопья и садятся на холодные части стакана. Когда начнется образование хлопьев, нагревание прекратить. Стакан не открывать до полного охлаждения!

Опыт 3. Очистка йода методом сублимации

На дно низкого стакана (или сублиматора) (рис. 11) поместить 1,0 г кристаллического йода и 0,2 г иодида калия. Закрывать стакан маленькой колбой с отростком, заполненной холодной водой со льдом. Поместить стакан на асбестовую сетку и **осторожно** нагревать пламенем спиртовки. Если возгонка проводится в сублиматоре, то к нему подводится холодная вода и дно сублиматора нагревается пламенем спиртовки. Нагревание проводится до полной возгонки йода. Кристаллы очищенного йода поместить в бюкс и взвесить. Рассчитать выход продукта в процентах от исходной навески йода.

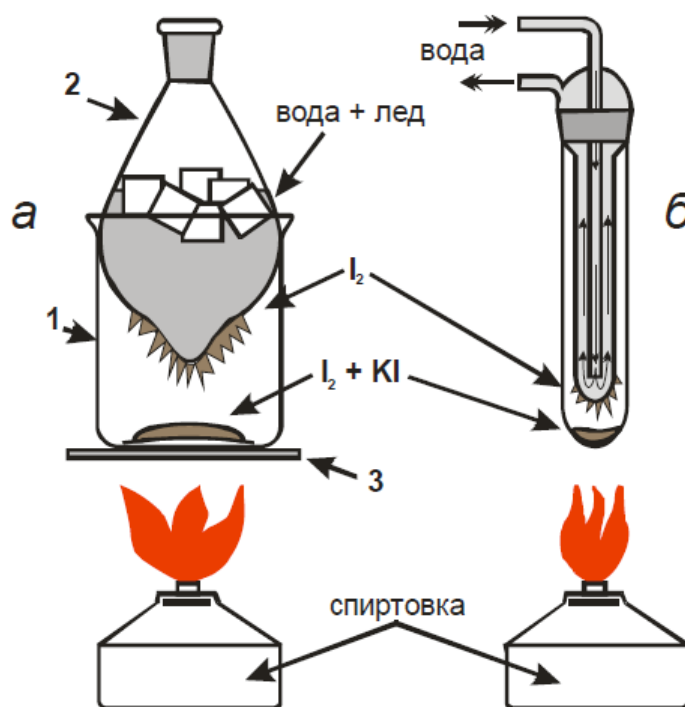


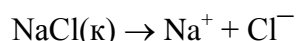
Рис. 11. Приборы для сублимации йода.

a: 1 – стакан, 2 – колба с отростком, 3 – асбестовая сетка; *б* – сублиматор

Опыт 4. Очистка хлорида натрия методом высаливания

При перекристаллизации веществ, растворимость которых мало изменяется с изменением температуры, применяют метод высаливания. К растворам таких веществ добавляют вещества, понижающие их растворимость.

Растворимость электролита уменьшается при введении в раствор другого электролита с одноименным ионом. При введении ионов хлора Cl^- в насыщенный раствор хлорида натрия



равновесие смещается влево, в результате чего выпадают кристаллы соли, не содержащие примесей.

Приготовьте насыщенный раствор хлорида натрия (поваренной соли) при комнатной температуре. Для этого разотрите в ступке около 20 г соли и растворите ее в 50 мл воды. Раствор отфильтруйте через складчатый фильтр в чистый стакан.

В вытяжном шкафу к насыщенному раствору хлорида натрия медленно небольшими порциями добавьте 25 мл концентрированной соляной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$) при непрерывном перемешивании раствора стеклянной палочкой. Выпавшие кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера.

Высушите полученную соль в сушильном шкафу и взвесьте.

Вычислите выход соли в процентах. Результаты опыта запишите в таблицу.

Таблица 3. Экспериментальные и расчетные данные

Вещество	Объем воды, мл	Масса соли, г		Выход соли, %
		исходная	полученная	

Лабораторная работа №6

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛООВОГО ПРОЦЕССА РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ.

Цель работы: определение теплового процесса реакции нейтрализации.

Содержание работы:

1. Освоить навыки термодинамических расчетов, связанных с энергетикой химических реакций.
2. Экспериментально определить тепловой эффект реакции нейтрализации.
3. Определить относительную и абсолютную погрешности измерения.

Приборы и реактивы: калориметр, мерные цилиндры, воронка, термометр, секундомер или песочные часы, растворы гидроксида натрия с концентрацией 2 моль/л и серной кислоты 1 моль/л.

Краткие теоретические сведения

Любые химические реакции всегда сопровождаются теми или иными энергетическими эффектами: выделением или поглощением теплоты, света, совершением электрической или механической работы. Изучением энергетических изменений при химических реакциях занимается наука, называемая химической термодинамикой. Особенностью химической термодинамики как науки является рассмотрение химических реакций в состоянии равновесия, когда реакция либо не началась, либо уже закончилась, и изменения во внешней среде отсутствуют.

Химическая термодинамика базируется на двух основных законах.

Первый закон термодинамики известен как закон сохранения энергии. Изменение внутренней энергии закрытой системы определяется количеством выделенной теплоты и совершенной работы.

$$\Delta U = Q - A$$

Количество теплоты, выделившейся или поглощенной в результате химической реакции, называется **тепловым эффектом**. Экзотермическая реакция – теплота выделяется, эндотермическая – поглощается.

Чаще всего в биологических системах химические превращения протекают при постоянном давлении (изобарные процессы) в этом случае тепловой эффект реакции

будет равен изменению внутренней энергии системы плюс работа над внешним давлением $p\Delta V$:

$$Q = \Delta U + p\Delta V$$

Сумма $U + pV$ называется *энтальпией* и является функцией состояния системы или мерой ее теплосодержания.

Для химической реакции протекающей при постоянном давлении энтальпия равна тепловому эффекту.

За *стандартную энтальпию* образования принимают энтальпию той реакции, в которой 1 моль вещества образуется из простых веществ, каждое из которых находится в термодинамическом состоянии.

Закон Гесса и следствия из него.

Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы но не зависит ни от пути протекания реакции, ни от ее механизма.

Следствия из закона Гесса.

- 1) изменение энтальпии химической реакции не зависит от числа промежуточных стадий
- 2) энтальпия реакции равна сумме энтальпий образования продуктов за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ.

Теплота нейтрализации – это тепловой эффект реакции образования 1 моль H_2O из ионов H^+ и OH^- .



При нейтрализации сильных кислот сильными основаниями тепловой эффект этого процесса почти одинаков в расчете на 1 моль эквивалента кислоты или щелочи.

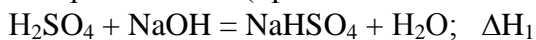
Экспериментальное определение ΔH нейтрализации осложнено тем, что при сливании растворов имеет место процесс разбавления:

$$\Delta H(\square \text{ разбавл}) = \Delta H_{\text{нейтр}} + \Delta H_{\text{разб.}}$$

Нейтрализация слабой кислоты или слабого основания сопровождается гидролизом образующейся соли, в результате чего изменяется концентрация ионов H^+ и OH^- в растворе, следовательно и тепловой эффект процесса будет иным.

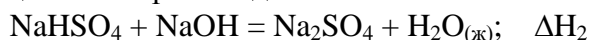
С целью проверки справедливости закона Гесса, в данной работе проводим реакцию нейтрализации H_2SO_4 щелочью $NaOH$ в две стадии.

Результатом реакции первой стадии (при недостаточном количестве $NaOH$)



является раствор гидросульфата натрия $NaHSO_4$ в воде.

Результатом реакции по второй стадии



является образование сульфата натрия.

В каждой стадии температура увеличивается по сравнению с температурой исходного вещества (раствора H_2SO_4). Поэтому происходит изменение энтальпии в процессе реакции. Его мы можем определить для каждой стадии по формуле:

$$\Delta H = K \cdot \frac{\Delta t}{n} \text{ (кДж/моль)},$$

где $K = 0,96$ кДж/моль – постоянная калориметра (количество теплоты, необходимое для нагревания калориметра с термометром, мешалкой, раствором H_2SO_4 на 1 К);

$n = C \cdot V$ – количество вещества $NaOH$;

C – молярная концентрация вещества $NaOH$;

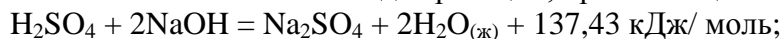
V – объем раствора $NaOH$ в литрах.

Общее количество теплоты, выделившейся в результате реакции, будет равно сумме изменений энтальпий каждой стадии: $\Delta H_{\text{эксп}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Для определения погрешности измерения теплового эффекта воспользуемся формулой:

$$\eta = \left| \frac{\Delta H_{\text{эксп}} - \Delta H_{\text{ист}}}{\Delta H_{\text{ист}}} \right| \bullet 100\%$$

За $\Delta H_{\text{ист}}$ принимаем табличное значение ΔH для реакции, протекающей в одну стадию:



Экспериментальная часть

1. Налить в один цилиндр 100 мл одномолярного раствора H_2SO_4 .
2. Налить в два цилиндра по 50 мл двумолярного раствора NaOH .
3. Залить в калориметр 100 мл одномолярного раствора H_2SO_4 .
4. Включить мешалку.
5. В течение 5 минут через каждые 60 секунд снимать показания термометра и заносить значения температуры в первую строку таблицы 1
6. Влить в калориметр 50 мл двумолярного раствора NaOH из первого цилиндра.
7. В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить во вторую строку таблицы 1.
8. Влить в калориметр 50 мл двумолярного раствора NaOH . В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить их в третью строку таблицы 1.
9. Рассчитать значения ΔH для каждой стадии реакции и занести в таблицу 2.

Таблица 1

Т, мин	1	2	3	4	5
t° С, H_2SO_4					
Т°С, 1 стадии					
Т°С, 2 стадии					

Таблица 2

1 стадия		2 стадия	
T° _{нач} =	t° _{кон} =	t° _{нач} =	t° _{кон} =
$\Delta t^\circ =$		$\Delta t^\circ =$	
$\Delta H_1 =$		$\Delta H_2 =$	

10. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Схема лабораторной установки

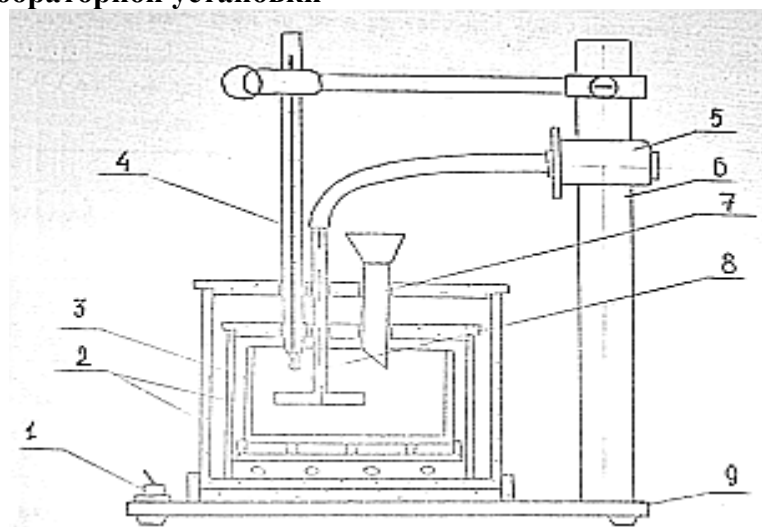


Рис. 12. Схема калориметра:

- 1 – выключатель мешалки; 2 – термоизолирующие стаканы; 3 – реакционный стакан; 4 – термометр; 5 – электродвигатель мешалки; 6 – штатив; 7 – воронка; 8 – мешалка; 9 – основание штатива.

Основной частью лабораторной установки является калориметр, представляющий собой изолированный от окружающей среды внутренний сосуд (3). Для измерения температуры реагирующих веществ используется ртутный термометр (4). Перемешивание раствора осуществляется мешалкой (8) с помощью электродвигателя (5). Воронка (7) служит для заливки растворов.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Таблицы №1 и №2.
4. Расчеты ΔH и погрешности η %.
5. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Основные понятия термодинамики (термодинамическая система, параметры системы, фаза, компоненты системы, процесс). Классификация термодинамических систем.
2. Внутренняя энергия вещества. Функцией каких параметров является внутренняя энергия вещества? Первое начало термодинамики. Применение первого начала термодинамики к биологическим системам.
3. Энтальпия как функция состояния. Стандартные условия в термодинамике. Изменение энтальпии в различных химических и физико-химических процессах.
4. Тепловой эффект химической реакции. Особенности термохимических уравнений и расчетов по ним. Закон Гесса и следствия из него.
5. Второй закон термодинамики. Понятие энтропии.
6. Свободная энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания реакции.

Лабораторная работа №7

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции и на состояние химического равновесия.

Содержание работы:

1. Изучить зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
2. Изучить зависимости скорости химической реакции от температуры
3. Изучить зависимости скорости химической реакции от присутствия катализатора.
4. Изучить различных факторов на химическое равновесие и расчет константы равновесия. Проверить выполнение принципа Ле Шателье.

Приборы и реактивы: мерные цилиндры, химические стаканы, бюретки, воронка, термометр, стеклянная палочка, пробирки, лабораторный штатив, секундомер, держатель для пробирок, порошок оксида марганца (IV), порошок оксида свинца (IV), хлорид калия (кр.), вода дист. (комнатной температуры и горячая), растворы тиосульфата натрия 0,1 моль/л, серной кислоты 1 моль/л, пероксид водорода, хлорида железа (III) 0,025 моль/л и насыщенного, роданида калия (или аммония) 0,025 моль/л и насыщенного.

Краткие теоретические сведения

Химические реакции протекают с различными скоростями. Раздел химии изучающий скорость химической реакции называется химической кинетикой.

Скорость химических реакций - это число элементарных актов химических превращений, приводящих к образованию продуктов реакции, в единицу времени в единице объема или на единице поверхности.

Поскольку число элементарных актов не пересчитать, то скорость, очевидно, можно измерять через изменение концентраций реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени.

$$v = -\Delta C / \Delta t$$

Соответственно под **скоростью гомогенной реакции** принято понимать изменение

концентрации реагирующих веществ в единицу времени в единице объема.

$$v = -\Delta C / (\Delta t \cdot \Delta V), \text{ моль/л} \cdot \text{с}$$

Для гетерогенной реакции изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени на единице площади.

$$v = -\Delta C / (\Delta t \cdot \Delta S), \text{ моль/л} \cdot \text{м}^2.$$

К важнейшим факторам, влияющим на скорость химической реакции, относятся: природа реагирующих веществ, концентрация реагирующих веществ, температура, давление, наличие катализатора.

Влияние концентрации реагирующих веществ.

Основным законом, характеризующим влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции, является закон действующих масс, открытый в 1867 году норвежскими химиками Гульдбергом и Вааге

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ скорость реакции равна

$$v = k[A]^a[B]^b$$

где v - скорость химической реакции,

$[A]$ и $[B]$ - равновесные молярные концентрации вещества А и В,

k - константа скорости реакции (численно равна скорости при всех концентрациях равных единице).

Это выражение называется кинетическим уравнением реакции.

Показатели степеней при концентрациях в кинетическом уравнении (a , b) называются порядками реакции по данному веществу, а их сумма - общим порядком реакции. Порядки реакций устанавливаются экспериментально, а не по стехиометрическим коэффициентам. Порядок может быть и дробным.

Реакции обычно идут по стадиям, поскольку невозможно представить себе одновременное столкновение большого числа молекул. Скорость реакции определяется самой медленной стадией. Отсюда различия между порядком реакции и стехиометрическими коэффициентами.

Для упрощения расчетов показатели степени в кинетическом уравнении приравнивают к коэффициентам в уравнении химического процесса.

Влияние температуры на скорость химической реакции.

Не каждое соударение частиц при химической реакции приводит к ее протеканию. Мгновенных процессов в природе не существует. Согласно теории переходного состояния или активированного комплекса, любая химическая реакция протекает через образование промежуточного соединения, которое называется активированным комплексом. При его образовании происходит одновременное разрушение старых связей и образование новых. Энергия образования новых связей идет на разрыв старых. Для того, чтобы образовался активированный комплекс частицы исходных веществ должны обладать минимальным запасом энергии, которая и получила название **энергии активации**.

Энергия активации напрямую зависит от температуры. Чем больше температура, тем меньше энергия активации. Связь между температурой и энергией активации отражена в кинетическом уравнении Аррениуса:

$$k = Z \cdot e^{(-AE/RT)} \cdot e^{(\Delta S/R)},$$

где: k - константа скорости реакции; e - основание натурального логарифма; Z - предэкспоненциальный множитель, характеризующий число вероятных столкновений частиц; ΔE - энергия активации; ΔS - энтропия реакции

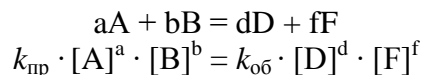
Для расчета влияния температуры на скорость химического процесса используют уравнение Вант-Гоффа. При увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции возрастает в 2-4 раза.

$$\Delta \nu = \gamma \frac{(t_2 - t_1)}{10}$$

Химическое равновесие.

Химические реакции могут идти в двух противоположных направлениях. При равновесии концентрации всех участников реакции остаются постоянными и не меняются со временем, хотя одновременно идут и прямая и обратная реакции. Т.е. равновесие является динамическим.

Химическое равновесие характеризуется равенством скоростей реакций прямой и обратной реакций $v_{пр} = v_{об}$.
Например, для реакции



Для одной и той же температуры отношение произведений равновесных концентраций (в степенях их стехиометрических коэффициентов) веществ в правой и левой частях уравнения химической реакции представляет собой постоянную величину. Это закон действующих масс.

$$K_{равн} = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$K_{равн} = k_{об} / k_{пр} = ([D] \cdot [F]) / [A] \cdot [B],$$

где K – константа равновесия химической реакции.

Константа равновесия показывает глубину протекания процесса. Если $K \gg 1$, процесс сильно сдвинут в сторону получения продуктов реакции. Если $K \ll 1$, наоборот, процесс сдвинут влево и практически не идет. $K=1$ - установилось равновесие.

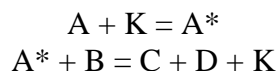
Следует различать истинное равновесие и мнимое или кажущееся, которое называют еще заторможенным равновесием или метастабильным состоянием. Признаки истинного химического равновесия:

- 1) при сохранении внешних условий состояние системы не меняется во времени.
- 2) при изменении условий (введение дополнительных количеств реагирующих веществ, изменение давления или температуры) система приходит к новому состоянию равновесия.
- 3) к состоянию равновесия можно подойти с противоположных сторон.

Равновесие можно сдвигать, изменяя условия. Чтобы качественно определить, в какую сторону оно сместится, можно воспользоваться принципом Ле Шателье: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.*

Катализ

Катализатор ускоряет реакцию, проводя ее по другому пути, которому отвечает меньшая энергия активации, или, как ферменты в биологических системах, ориентируют молекулы соответствующим образом, присоединяя их к себе. Катализ можно представить следующим образом:



Катализ может быть гетерогенным и гомогенным. Гетерогенный катализ удобен тем, что не надо отделять продукты реакции от катализатора. Катализ происходит на поверхности за счет хемосорбции.

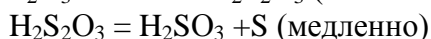
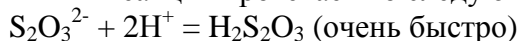
Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Тиосульфат натрия $Na_2S_2O_3$ разлагается в растворе серной кислоты по уравнению реакции:



Реакция протекает по следующим стадиям:



$\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ (быстро) Скорость данной реакции определяется второй (медленной) стадией.

Выполнение работы

1. В три химических стакана налейте 0,1 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и дистиллированную воду, в объемах, указанных в таблице 1.

Таблица 1

№	V($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	V(H_2O)	C($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	Время τ , с	Скорость $1/t$
1	10 мл	20 мл			
2	20 мл	10 мл			
3	30 мл	0 мл			

2. Налейте в мерный цилиндр 20 мл 1 М раствора H_2SO_4 . Отмеренное количество кислоты вылейте в первый стакан с раствором тиосульфата натрия и одновременно включите секундомер.

3. Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Определите время реакции в секундах как время, прошедшее до появления первых видимых следов серы - помутнения раствора или полной потери прозрачности раствора. Повторите опыт с другими стаканами тиосульфата

4. Вычислите молярные концентрации тиосульфата натрия в каждом из трех стаканов после добавления серной кислоты. Вычислите относительные скорости реакций как $v = 1/t$. Результаты запишите в таблицу. Постройте график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от его концентрации. На оси абсцисс отложите молярные концентрации тиосульфата, а на оси ординат - относительные скорости реакции. Сделайте вывод о характере зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Какой порядок данной реакции по тиосульфату натрия?

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Зависимость скорости реакции от температуры можно также проследить на примере реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой.

Выполнение работы

1. Налейте в одну пробирку 5 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую - 5 мл 1М раствора H_2SO_4 .
2. Обе пробирки поставьте в стакан с водой и через 3 минуты измерьте температуру воды в стакане. Затем слейте растворы в одну пробирку и определите время появления серы - время реакции в секундах. Результаты (температуру и время) запишите в таблицу 2.

Таблица 2

№	V($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	V(H_2SO_4)	T°, C	Время τ , с	Скорость $v = 1/t$
1	5 мл	5 мл			
2	5 мл	5 мл			

3. Прилейте в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась на 12-13°C. Налейте в пробирки по 5 мл растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Выдержите эти пробирки в стакане 3 минуты, пока разность температур воды в стакане составит 10°C с предыдущим опытом. После чего повторите эксперимент. Результаты запишите в таблицу 1.

4. Вычислите температурный коэффициент реакции γ , $\gamma = v_2/v_1$. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

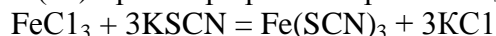
Опыт 3. Гетерогенный катализ

В две пробирки налейте по 1 мл раствора пероксида водорода H_2O_2 . В одну внесите немного порошка оксида марганца (IV), а в другую - столько же оксида свинца (IV).

Наблюдая увеличение интенсивности выделения газа, сделайте вывод о роли оксидов в реакциях разложения пероксида водорода: $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$. Докажите, что выделяющийся газ является кислородом.

Опыт 4. Смещение химического равновесия

Смещение химического равновесия вследствие изменения равновесных концентраций реагирующих веществ изучается на примере обратимой реакции между хлоридом железа (III) и роданидом калия или аммония. В результате реакции образуется соединение - роданид железа (III) - раствор кроваво-красного цвета:



Интенсивность окраски зависит от концентрации этого соединения в растворе FeCl_3 и $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ являются комплексными соединениями.

Порядок выполнения опыта.

1. Возьмите по 10 мл 0,025М растворов хлорида железа (III) и роданида калия или аммония и смешайте их в химическом стакане.
2. После смешения содержимое стакана разлейте в четыре пробирки. Первую пробирку с раствором оставьте как контрольную для сравнения.
3. Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III). Сравните интенсивность окраски с окраской раствора в первой пробирке. В третью пробирку прилейте 2-3 капли насыщенного раствора роданида калия (или аммония). Отметьте, как изменяется окраска раствора. В четвертую пробирку прибавьте немного кристаллического хлорида калия. Запишите, что наблюдаете в таблице 3
4. Напишите выражение для константы равновесия этой реакции и объясните, почему меняется окраска растворов во второй, третьей и четвертой пробирках.

Таблица 3

№	Вещество, концентрация которого увеличивается	Изменение окраски	Направление сдвига равновесия
1	FeCl_3		
2	KSCN		
3	KCl		

Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Таблицы №1 и №2, №3.
4. Расчеты концентраций, температурного коэффициента скорости реакции, график зависимости скорости реакции от концентрации.
5. Выводы по проделанной работе.

Лабораторная работа № 8

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Цель работы:

1. Научится готовить растворы заданной концентрации.
2. Приобретение навыков расчета и перерасчета концентраций растворов.

Содержание работы:

1. Приготовления растворов различной концентрации из сухой соли.
2. Приготовления растворов из более концентрированного раствора.
3. Приготовления растворов смешением двух растворов разных концентраций.
4. Перерасчет массовой доли растворов в молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, в моляльность.

Приборы и реактивы: мерные колбы (конические на 250 мл); мерные цилиндры на 50, 100 и 250 мл, стеклянные палочки, весы теххимические, разновесы, набор ареометров, хлорид натрия.

Методические рекомендации и описание лабораторной работы

а) Приготовление раствора NaCl заданной концентрации из навески сухого вещества

Порядок работы:

1. Получить задание от преподавателя: приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия с концентрацией 5–15%.
2. Рассчитать необходимую для приготовления заданного объема раствора навеску сухой соли и объем воды.
3. Отвесить навеску хлорида натрия на теххимических весах и перенести ее в колбу.
4. Отмерить необходимое количество воды мерным цилиндром и вылить воду в сосуд с сухой солью. Размешать смесь палочкой до полного растворения соли.
5. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром: в цилиндр емкостью 50/100 мл наливают полученный раствор (2/3 объема) и осторожно опускают туда ареометр (в присутствии преподавателя). Сравнивают реальную плотность с необходимой (таблица) и делают заключение о правильности выполнения работы.
6. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации (% , молярная доля, массовая концентрация, титр, молярность, моляльность, нормальность).
7. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

б) Приготовление раствора NaCl разбавлением более концентрированного раствора

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание – приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия низкой концентрации (2–8%) из более концентрированного раствора.
2. Рассчитать объем концентрированного раствора, необходимого для приготовления заданного объема и количество добавочной воды.
3. Отмерить необходимое количество концентрированного раствора и добавочной воды, слить их в колбу и тщательно перемешать раствор.
4. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации.
6. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

в) Приготовление раствора NaCl смешением двух растворов заданных концентраций

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Рассчитать требуемые объемы обоих растворов, необходимых для приготовления заданного раствора.
3. Отмерить рассчитанные количества смешиваемых растворов и смешать их в колбе.
4. Для контроля правильности расчетов и приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации.
6. Вылить растворы хлорида натрия, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Расчеты по каждой части работы.
3. Значения плотностей: теоретическое (из таблицы) и экспериментальное.
4. Расчет погрешности \square % приготовления растворов.
5. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Какие способы выражения концентрации растворов вам известны?
2. Как перейти от одного вида концентрации к другому (на конкретном примере)?
3. Какие существуют способы приготовления растворов?
4. Опишите ход работы по любому способу приготовления растворов.

Лабораторная работа № 9

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ И ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: изучение электролитической диссоциации и гидролиза солей.

Содержание работы:

1. Определить зависимость степени диссоциации от природы электролита.
2. Изучить влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.
3. Изучить ионизирующее действие воды на степень диссоциации электролитов.
4. Определить водородный показатель среды при гидролизе солей.
5. Изучить влияние температуры на процесс гидролиза.

Приборы и реактивы:

- Штативы для пробирок, пробирки на 10 мл, держатель для пробирок, пипетки, водяная баня, предметные стекла, стеклянные палочки.
- Растворы: соляной кислоты (2 н), уксусной кислоты (2 н), гидроксида аммония (2 н); ацетата натрия (2 н); сухие соли: карбонат натрия, фосфат натрия, хлорид натрия, сульфат алюминия, хлорид железа (III), карбонат аммония, щавелевая кислота, ацетат натрия, хлорид аммония; металлический цинк; индикаторы: метилоранж, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.

Краткие теоретические сведения

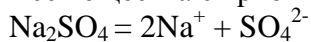
Все растворы можно разделить на две большие группы по отношению к возможности пропускания электрического тока: электролиты и неэлектролиты.

В 1887 г **Сванте Аррениус** формулирует свою теорию электролитической диссоциации, где он предполагает, что при растворении электролита определенная его часть диссоциирует на ионы. Положительный – катион, отрицательный – анион. Причиной диссоциации является интенсивный процесс взаимодействия растворенного вещества с молекулами растворителя, т.е. сольватация.

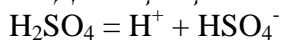
В зависимости от структуры растворяющегося вещества процесс диссоциации протекает по разному. Наиболее типичны два случая:

1. Диссоциация веществ с ионной связью

Все вещества с ярко выраженной ионной связью диссоциируют полностью



2. Диссоциация веществ с ковалентной полярной связью.



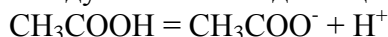
Но лишь часть электролита в растворе распадается на ионы и в системе наступает состояние динамического равновесия, где наряду с ионами присутствуют недиссоциированные молекулы. Параметр, который характеризует распад электролита на ионы, называется степенью диссоциации, который показывает отношение числа молекул электролита, распавшегося на ионы, к общему числу молекул электролита находящегося в растворе.

$$\alpha = \frac{n_1}{n_2} \cdot 100\%$$

Все электролиты по степени диссоциации можно разделить на две группы: сильные и слабые. Сильные электролиты диссоциируют практически полностью и степень их диссоциации приближается к 100%, т.е. понятие степени диссоциации к ним практически

не применимо, а отклонение изотонического коэффициента от целого значения объясняется другими причинами (активность).

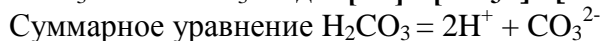
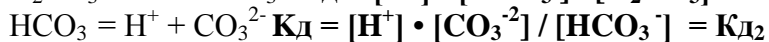
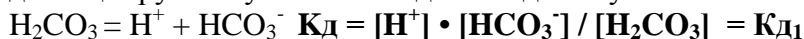
В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами.



$$K_p = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_o$$

Константа равновесия, характеризующая диссоциацию слабого электролита, называется константой диссоциации. Данный параметр зависит от природы электролита, растворителя, температуры, но не зависит от концентрации. Она характеризует способность данного электролита распадаться на ионы. Чем больше величина константы диссоциации, тем сильнее электролит распадается на ионы.

Многоосновные кислоты, а также основания двух или более валентных металлов диссоциируют ступенчато. И для каждой ступени можно записать константу равновесия.



Суммарная константа равновесия равна $K_{д1} \cdot K_{д2}$

Доказано, что $K_{д1} \gg K_{д2}$. Это объясняется тем, что энергия, которую необходимо затратить на отрыв иона минимальна в случае нейтральной молекулы и становится больше при диссоциации по каждой следующей ступени.

Между степенью и константой диссоциации существует определенная взаимосвязь, которая выражается в **законе разбавления Освальда**, который приложил закон действующих масс к процессу диссоциации.

$$K_o = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Для слабых электролитов, когда $\alpha \ll 1$, выражение закона Освальда упрощается $K = C\alpha^2$.

Теория сильных электролитов. Активность.

В неразбавленных растворах сильных электролитов концентрация теоретическая отличается от практически найденной. Коллигативные свойства растворов сильных электролитов также отличаются от теоретически найденных. Причем практически найденные значения осмотического давления, давления насыщенного пара и т.д. меньше, чем рассчитанные. Данное несоответствие Аррениус объяснял процессом ассоциации ионов в молекулы. Однако измерение электропроводности растворов сильных свидетельствовало о практически полной диссоциации молекул. Данное явление объясняет **теория Дебая- Хюккеля**.

Выделяют теоретическую или расчетную концентрацию и реальную или эффективную, которая называется активностью. Между ними существует определенная взаимосвязь

$$A = f \cdot C$$

В разбавленных растворах сильных электролитов природа ионов незначительно влияет на значение коэффициентов активности, поскольку межйонное взаимодействие в первую очередь определяется зарядом ионов и их концентрацией. При этом количественной характеристикой межйонных взаимодействий служит величина ионной силы раствора, которая определяется как полусумма произведения концентраций ионов на квадрат их заряда.

$$\mu = \frac{C_1 \cdot Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2 + C_3 \cdot Z_3^2}{2}$$

Для разбавленных растворов сильных электролитов где $\mu \leq 0,01$

$$\lg f = -0,5 \cdot Z_i^2 \frac{\sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}$$

Для разбавленных растворов где $\mu \leq 0,005$

$$\lg f = -0,5 \cdot Z_i^2 \sqrt{\mu}$$

При разбавлении растворов коэффициенты активности стремятся к 1, а эффективная концентрация к теоретической.

Диссоциация воды. Водородный показатель.

Чистая вода очень плохо проводит электрический ток, но однако, обладает избирательной электропроводностью, которая объясняется малой диссоциацией воды на ионы.



$$K_o = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Константа диссоциации воды при 298 К определена методом электрической проводимости равна $1,8 \cdot 10^{-16}$ моль/л.

Степень диссоциации воды очень мала, поэтому активности протонов водорода и гидроксид-анионов можно считать равными их концентрации. Поскольку вода в растворах присутствует в значительно больших количествах, то ее концентрацию можно считать величиной постоянной. На 1 литр это $1000/18 = 55,6$ моль/л.

Подставляя это значение в выражение константы диссоциации, получаем $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ при 298 К. Данное выражение получило название *ионного произведения воды*. В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$. Растворы, для которых сохраняется это выражение, называются нейтральными.

При добавлении к нейтральному раствору кислоты, концентрация протонов водорода возрастает, а концентрация гидроксид - анионов уменьшается. Однако ионное произведение всегда будет величиной постоянной.

Растворы, у которых $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ называются кислыми, у которых $< 10^{-7}$ – щелочными. Зная концентрацию протонов водорода всегда можно определить концентрацию гидроксид-анионов и наоборот.

Мерой кислотности среды принято считать водородный показатель (рН), который равен $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Ионное произведение воды в логарифмируемом виде выглядит следующим образом $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

Расчет рН для сильных кислот и оснований.

$$[\text{H}^+] = C_M \text{ кислоты}; [\text{OH}^-] = C_M \text{ основания}$$

Расчет рН для слабых кислот и оснований.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д.кислоты}} \cdot C_{\text{M.кислоты}}}; [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{д.основания}} \cdot C_{\text{M.основания}}}$$

Гидролиз солей

Во многих случаях вода выступает не только в роли растворителя, но и как активный компонент химической реакции. Реакции взаимодействия с водой получили названия гидролиза. Гидролиз – общий случай сольволиза.

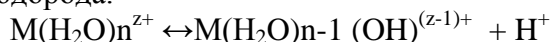
В общем случае под гидролизом понимают реакции взаимодействия солей с водой, приводящие к изменению рН раствора. Причина гидролиза поляризующее действие катионов и анионов на их гидратную оболочку.

Можно выделить три случая гидролиза.

Гидролиз по катиону.

Катионы в водном растворе существуют в виде катионных аквакомплексов, образованных за счет донорно-акцепторного взаимодействия между катионом и

молекулами воды. Аквакомплексы в свою очередь гидратированы молекулами воды. Можно считать, что чем меньше радиус и больше заряд катиона, тем сильнее выражена его акцепторная способность, и тем самым прочнее связь, тем интенсивнее поляризуется связь в молекуле воды. Все это может привести к разрыву связи в молекуле воды и освобождению протона водорода.



В соответствии с последовательным усилением акцепторной способности катионов возможно два случая:

- отсутствие заметного разложения воды если маленький заряд и достаточно большой радиус катиона (щелочные и щелочно-земельные металлы, т.е. металлы образующий сильные основания).
- обратимое разложение воды в случае большой зарядности и малого радиуса катиона (d- элементы, образующие слабые основания). Соответственно, соль образованная слабым основанием и сильной кислотой подвергается гидролизу по катиону. рН такого раствора < 7.

Гидролиз по аниону.

Поскольку гидратация анионов осуществляется за счет водородных связей, то в зависимости от типа аниона водородная связь может перейти в ковалентную. Чем больше заряд аниона, тем в большей степени проявляется донорная способность аниона к протону водорода. Это приводит к освобождению гидроксид анионов. Такой способностью обладают анионы слабых кислот.

Соответственно: соли образованные сильным основанием и слабой кислотой подвергаются гидролизу по аниону.

Одновременный гидролиз по катиону и аниону.

Соль, образованная слабой кислотой и слабым основанием гидролизуеться по катиону и аниону одновременно.

Расчет рН растворов гидролизующихся солей.

Слабое основание - сильная кислота

$$\left[[H^+] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot C_{соли}}{K_{\delta} осн}} \right] \quad pH = 7 - \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg C$$

Слабая кислота - сильное основание

$$\left[[OH^-] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot C_{соли}}{K_{\delta} кисл}} \right] \quad pH = 7 + \frac{1}{2} pK + \frac{1}{2} \lg C$$

Слабая кислота - слабое основание:

$$\left[[H^+] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot K_{\delta} кисл}}{K_{\delta} осн}} \right] \quad pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{кисл} - \frac{1}{2} pK_{осн}$$

Степень гидролиза

Слабое основание - сильная кислота (сильное основание слабая кислота)

$$h = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\delta} \cdot C_{соли}}}$$

Слабая кислота - слабое основание

$$h = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\delta} кисл \cdot K_{\delta} осн \cdot C_{соли}}}$$

Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость степени диссоциации от природы электролита

Проводится реакция взаимодействия металлического цинка с соляной и уксусной

кислотами. Концентрации кислот одинаковы. Скорость реакции будет зависеть от концентрации ионов водорода в растворе, то есть от степени диссоциации исследуемых кислот.

В одну пробирку налейте 1–2 мл раствора соляной кислоты (2 н), в другую – столько же раствора уксусной кислоты (2 н). В каждую пробирку опустите по кусочку металлического цинка примерно одинакового размера. Опишите наблюдения.

Напишите уравнения реакции взаимодействия кислот с металлическим цинком в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Действие одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

а) В две пробирки налейте по 5–6 капель 2 н раствора уксусной кислоты и прибавьте по одной капле индикатора метилоранжа. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте немного сухого ацетата натрия и перемешайте. Опишите и объясните свои наблюдения.

б) Аналогичный опыт выполните с раствором гидроксида аммония. Используйте индикатор фенолфталеин, а в качестве сильного электролита – кристаллический хлорид аммония. Как изменяется цвет индикатора и почему? Напишите уравнения диссоциации электролитов.

Опыт 3. Ионизирующее действие воды

Диссоциация электролитов на ионы в водном растворе происходит под действием полярных молекул воды. Чтобы убедиться в этом, смешивают кристаллические карбонат натрия и щавелевую кислоту. В этих условиях свободных ионов нет, и реакция не идет. При добавлении воды к полученной смеси электролиты диссоциируют, и начинается ионная реакция.

В сухой пробирке смешайте небольшие количества кристаллических карбоната натрия и щавелевой кислоты. Запишите наблюдения. К полученной смеси добавьте 2–3 мл воды. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций между солью и кислотой в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций. Исходя из справочных значений констант диссоциации угольной и щавелевой кислот, сделайте вывод, какая из этих кислот сильнее.

Опыт 4. Определение реакции среды при гидролизе солей

В отдельных пробирках растворите в 1–2 мл дистиллированной воды несколько кристаллов следующих солей: карбоната натрия, фосфата натрия, хлорида натрия, сульфата алюминия, хлорида железа (III), карбоната аммония. На предметное стекло положите кусочки универсальной индикаторной бумаги. С помощью чистой стеклянной палочки смочите индикаторную бумагу раствором каждой из солей. По цвету индикаторной бумаги определите pH раствора, предварительно определив pH дистиллированной воды. Результаты эксперимента запишите в таблице. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

№	Соль	pH раствора	Реакция среды
1	H ₂ O		
2	Na ₂ CO ₃		
3	Na ₃ PO ₄		
4	NaCl		
5	Al ₂ (SO ₄) ₃		
6	FeCl ₃		
7	(NH ₄) ₂ CO ₃		

Опыт 5. Влияние температуры на гидролиз

Реакция гидролиза – это эндотермический процесс, поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье повышение температуры раствора соли увеличивает степень гидролиза. Для определения pH раствора ацетата натрия готовят ее раствор и прибавляют к

нему индикатор (фенолфталеин). По изменению интенсивности окраски индикатора при нагревании или охлаждении раствора судят об увеличении или уменьшении концентрации ионов OH^- и, следовательно, об изменении степени гидролиза.

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора ацетата натрия и прилейте к нему 1–2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор на водяной бане. Как меняется интенсивность окраски раствора фенолфталеина? Напишите уравнения гидролиза ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Запишите наблюдения и объясните изменение окраски фенолфталеина при нагревании.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Лабораторная работа № 10

**ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ, ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ
В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

Цель работы: ознакомление с общими свойствами малорастворимых электролитов.

Содержание работы:

Изучить условия образования осадков малорастворимых сильных электролитов и их растворимости.

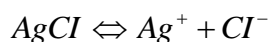
Приборы и реактивы:

- Штативы для пробирок, пробирки на 10 мл, пипетки.
- 2 н растворы: хлорида кальция, хлорида натрия, хлорида бария, оксалата аммония, соляной кислоты, нитрата бария, хромата калия, уксусной кислоты, нитрата серебра, сульфида натрия.

Краткие теоретические сведения

Произведение растворимости.

При растворении твердого вещества в растворителе, растворение прекращается когда образуется насыщенный раствор. Если твердое вещество относится к трудно растворимым, то концентрация его ионов в растворе в момент наступления термодинамического равновесия значительно меньше чем недиссоциированных молекул.



$$K_p = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]} \text{ т.к. } [\text{AgCl}] = \text{const} \Rightarrow K_p \cdot [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

$$K_p \cdot [\text{AgCl}] = \text{ИП} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

Таким образом, в насыщенном растворе трудно растворимого электролита произведение концентраций его ионов величина постоянная и зависящая только от природы растворенного вещества, растворителя и температуры. Данный параметр получил название произведение растворимости (ИП). Эта величина относится к новому типу констант, которые получили название ионных произведений.

Значения произведения растворимости позволяют решать вопросы, связанные с образованием осадков при химических реакциях, что особенно важно для аналитической химии. Осадок образуется только тогда, когда величина его ИП больше чем ИП. Надо иметь в виду, что произведение растворимости без учета коэффициентов активности можно применять только для малорастворимых соединений.

По значению произведения растворимости можно вычислить растворимость вещества и наоборот.

Для бинарных электролитов $P = \sqrt{\text{ИП}}$

Для небинарных электролитов A_mB_n $P = \sqrt[n+m]{\frac{PP}{m^m \cdot n^n}}$

Экспериментальная часть

Опыт 1. Образование осадка и условие его растворения

В пробирку налейте 4–5 капель раствора хлорида кальция и прибавьте по каплям раствор оксалата аммония до образования белого осадка. Испытайте растворимость осадка в 2 н растворе соляной кислоты. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт 2. Определение направления химических реакций (растворение осадков)

Налейте в пробирку 6–8 капель раствора хлорида или нитрата бария и прибавьте по каплям раствор хромата калия до образования желтого осадка. Осадок разделите на две части. К одной части прибавьте 2 н раствор соляной кислоты, а к другой – 2 н раствор уксусной кислоты. В одной из пробирок наблюдается растворение осадка. Запишите наблюдения, сделайте вывод. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт 3. Направление химической реакции в сторону образования менее растворимого соединения

Налейте в пробирку 2–3 капли раствора нитрата серебра и прибавьте к нему 2–3 капли раствора хромата калия. Запишите цвет полученного осадка, после чего добавьте в пробирку 2–3 капли раствора хлорида натрия. Как изменяется цвет осадка (для наблюдения цвета осадка раствор можно осторожно слить)? А теперь прибавьте к содержимому пробирки 2–3 капли раствора сульфида натрия и опять запишите цвет осадка. Составьте молекулярные и ионные уравнения всех превращений.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Ионные уравнения реакций. Условия протекания реакций в растворах.
2. Гетерогенное равновесие: осадок – насыщенный раствор. Константа растворимости (или произведение растворимости)
3. Условия образования и растворения осадков.
4. Влияние общего иона на растворимость малорастворимого вещества. Солевой эффект.

Лабораторная работа № 11

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Цель работы: изучение окислительно-восстановительных свойств металлов, неметаллов и их соединений.

Содержание работы:

1. Изучить окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода.
2. Изучить окислительные и восстановительные свойства ионов р- и d-элементов.
3. Изучить окислительные свойства перманганата калия в различных средах.

Приборы и реактивы:

- Пробирки, пипетки, держатель для пробирок, водяная баня, горелка.
- 2 М растворы хлорида хрома (III), гидроксида натрия, иодида калия, перманганата калия, сульфита натрия, нитрата марганца (II), хлорида олова (II), 3% раствор перекиси водорода, 2Н раствор серной кислоты, 2Н раствор азотной кислоты, 0,1 н раствор соляной кислоты, раствор йода, порошок диоксида свинца.

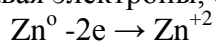
Краткие теоретические сведения

Все химические реакции можно разделить на две большие группы: протекающие без изменения степени окисления и с изменением степени окисления – окислительно-восстановительные.

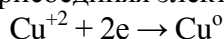
К окислительно-восстановительным относятся все реакции замещения и те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество. Все реакции обмена протекают без изменения степени окисления.

Под **степенью окисления** понимают фактический заряд атома в молекуле образующийся в результате перераспределения электронной плотности.

Окислением называют процесс потери электронов, приводящий к повышению степени окисления. Вещества, атомы или ионы которых отдают электроны, называют восстановителями. Восстановитель, отдавая электроны, окисляется.



Восстановление – процесс присоединения электронов, приводящий к понижению степени окисления. Вещества, атомы или ионы которых присоединяют электроны, называются окислителями. Окислитель, присоединяя электроны, восстанавливается.



Общее число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

Для прогноза продуктов и направления протекания окислительно-восстановительных процессов надо знать, что **типичными окислителями** являются:

- 1) простые вещества, атомы которых имеют большую электроотрицательность (элементы VIA и VIIA групп). Из них наиболее сильные окислители F, O, Cl;
- 2) вещества, содержащие элементы в максимальной степени окисления: (KMnO₄, K₂Cr₂O₇, HClO₄, H₂SO₄ и др.;
- 3) катионы металлов и водорода

К **типичным восстановителям** относятся:

1. простые вещества, атомы которых имеют малую электроотрицательность < 1,5 (элементы IA и IIA групп и некоторые другие металлы).
2. вещества, содержащие элементы в низших степенях окисления: (H₂S, NH₃ и др)

Вещества, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления, способны как повышать, так и понижать степень окисления, т.е. могут быть как восстановителями (при действии более сильного, чем они, окислителя), так и окислителями (при действии более активного, чем они, восстановителя). Такие вещества проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

При составлении реакций окислительно-восстановительных процессов используют:

- 1) метод электронного баланса
- 2) метод полуреакций или ионно-электронный способ.

Правила написания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:

Выясняют принципиальную возможность протекания Ox/Red процесса - находят потенциальный окислитель и восстановитель.

Определяют продукты окисления и восстановления.

Пишут полуреакции окисления и восстановления, рассматривая все имеющиеся ионы и среду - H₂O, H⁺ или OH⁻, но ни в коем случае не H⁺ и OH⁻ - вместе они сосуществовать не могут.

Сводят материальный баланс полуреакций.

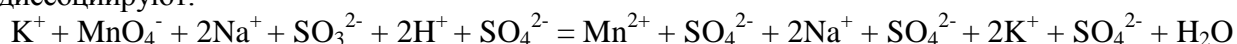
Сводят электронный баланс, подсчитав, заряды слева и справа и добавив или вычтя электроны.

Находят общий множитель для обеих полуреакций, с учетом того, что, сколько электронов было отнято у восстановителя, столько прибавилось к окислителю.

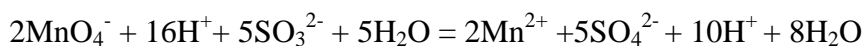
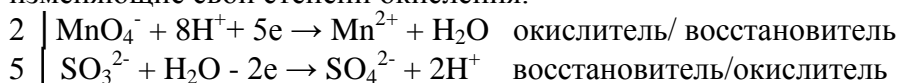
Расставляют коэффициенты в уравнении и дописывают недостающие продукты.



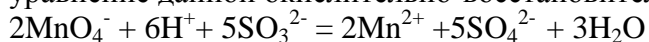
Реакция протекает в водном растворе, соответственно компоненты реакции диссоциируют:



Для составления полуреакций выбираем ионы, которые содержат атомы, изменяющие свои степени окисления.



Сокращая компоненты в правой и левой части, получаем сокращенное ионное уравнение данной окислительно-восстановительной реакции:



Подставив к ионам необходимые противоионы, получим молекулярное уравнение с готовыми коэффициентами.



Сульфат калия не участвует в окислительно-восстановительном процессе, поэтому при составлении полуреакций не учитывался, однако учитывается при записи молекулярного уравнения.

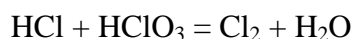
Влияние среды на окислительно-восстановительные процессы.

pH среды оказывает влияние на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов. Чем меньше кислотность среды, тем, как правило, менее глубоко идет процесс. Например, KMnO_4 проявляет окислительные свойства за счет Mn^{+7} и восстанавливается: в кислой среде – до Mn^{+2} , в нейтральной – до MnO_2 ; в щелочной среде до манганат-иона - MnO_2^{2-} .

Хромат и дихромат калия выступают в качестве окислителей в кислой среде, восстанавливаясь до иона Cr^{+3} .

В природе наиболее распространены соединения марганца со степенью окисления +2. В организме человека марганец также находится в степени окисления +2, но, участвуя в биохимических процессах, он не меняет своей степени окисления. Это связано с тем, что в организме нет сильных окислителей.

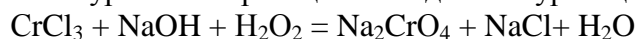
Изменение pH среды может развернуть реакцию. Так диспропорционирования хлора в щелочной среде $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ идет в обратном направлении при подкислении раствора.



Экспериментальная часть

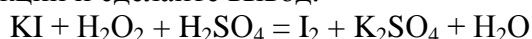
Опыт 1. Окисление иона Cr^{3+} до высшей степени окисления

К 6-8 каплям раствора CrCl_3 прибавьте по каплям раствор NaOH до растворения образующегося осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и затем 3-4 капли 3% раствора H_2O_2 . Смесь перемешайте и, при необходимости, нагрейте на водяной бане или горелке в течение 1-2 мин. Окрашивание раствора в желтый цвет свидетельствует об образовании иона CrO_4^{2-} . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.

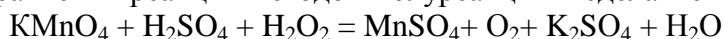


Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

а) К 3 каплям раствора KI прибавьте 2 капли 2н раствора H_2SO_4 и затем по каплям 3%-ый раствор H_2O_2 до появления желтой окраски. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.

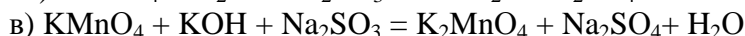
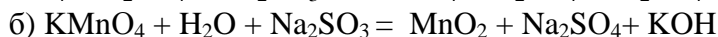
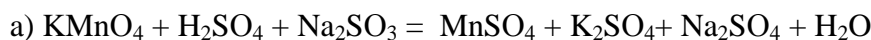


б) К 5-6 каплям раствора KMnO_4 прибавьте 3-4 капли 2н раствора H_2SO_4 и затем несколько капель 3%-го раствора H_2O_2 . Наблюдается обесцвечивание раствора и выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



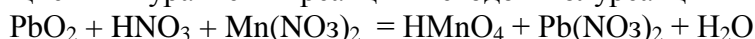
Опыт 3. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки налейте по 5-6 капель раствора KMnO_4 . Затем в первую пробирку прибавьте 3-4 капли 2 н раствора H_2SO_4 , во вторую - ничего, а в третью - 3-4 капли 2н раствора NaOH . После этого в каждую пробирку прибавьте по каплям раствор Na_2SO_3 или сухую соль. Наблюдайте изменение окраски растворов. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом полуреакций и сделайте выводы об окислительных свойствах перманганата калия.



Опыт 4. Окисление катиона d-элемента до высшей степени окисления

Окисление иона Mn^{2+} диоксидом свинца. Внесите в пробирку немного порошка PbO_2 , прибавьте 2 мл 2н раствора HNO_3 и нагрейте на водяной бане или горелке до кипения. После этого прибавьте в пробирку 1-2 капли раствора MnSO_4 перемешайте и снова нагрейте. Наблюдается появления малиновой окраски образовавшегося иона MnO_4^- . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



Опыт 5. Восстановительные свойства катиона p-элемента (Sn^{2+})

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора SnCl_2 , 1 каплю раствора прибавьте по каплям 2н раствор KMnO_4 . Наблюдается исчезновение малиновой окраски. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



Опыт 6. Восстановительные свойства аниона p-элемента (SO_3^{2-})

Поместите в пробирку 3-4 капли раствора Na_2SO_3 , прибавьте 2-3 капли 2н раствора H_2SO_4 и 1-2 капли раствора I_2 . Встряхните пробирку и наблюдайте обесцвечивание раствора. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод. Какова роль серной кислоты в данной реакции?



Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы..
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Типы окислительно-восстановительных реакций. Типичные окислители и типичные восстановители. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
2. Методы составления окислительно-восстановительных реакций (метод полуреакций или метод ионно-электронного баланса).
3. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Лабораторная работа 12

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы: изучение свойств комплексных соединений.

Содержание работы:

1. Освоить реакции получения комплексных ионов.
2. Изучить свойства полученных комплексных соединений.

1. Приборы и реактивы:

Пробирки, пипетки, держатель для пробирок, водяная баня, горелка.

1 М растворы хлорида железа (III), роданида калия, гексацианоферрата (+3) калия, гексацианоферрата (+2) калия, железо-аммонийных квасцов, сульфата меди, аммиака, соляной кислоты, нирата серебра, хлорида натрия, йодида калия, сульфата цинка, серной кислоты, сульфата никеля, бромида калия, перманганата калия, хлорида кобальта, хлорида

аммония, пероксида водорода, концентрированные растворы аммиака, насыщенный раствор роданида калия, металлический цинк.

Краткие теоретические сведения.

После создания учения о валентности все соединения условно стали разделять на простые или атомные или первого порядка и комплексные или молекулярные или высшего порядка. Такое деление вызвано, прежде всего, тем, что многие молекулы уже с реализованными химическими связями способны вступать в дальнейшее взаимодействие с образованием более сложных соединений, проявляющих абсолютно новые химические свойства, нехарактерные для соединений первого порядка. Такие соединения получили названия комплексных.

В настоящее время не существует какого либо однозначного определения этих соединений, которые могло полно охарактеризовать их структуру и химические свойства.

Некоторые из них:

Комплексными называются определенные молекулярные соединения, при сочетании компонентов которых образуются положительно или отрицательно заряженные ионы, способные к существованию, как в кристалле, так и в растворе.

Комплексными называются молекулярные соединения, не показывающие в растворе всех свойств характерных для их соединений первого порядка.

Комплексными называются соединения, в узлах кристаллов которых находятся комплексные ионы, способные самостоятельно существовать в растворах.

Комплексные соединения – это самый обширный класс неорганических соединений, имеющих огромное биологическое значение: хлорофиллы в растениях, гемоглобин у животных, различные цитохромы, витамины.

Первой удачной теорией, позволяющей объяснить образование комплексных соединений из валентнонасыщенных простых молекул, была координационная теория Альфреда Вернера, предложенная в 1893 году.

1. Согласно этой теории, атомы могут проявлять не только обычную «главную» валентность (число электронов, которые принимают участие в образовании химической связи по обменному механизму), но и «побочную», связанную с наличием вакантных атомных орбиталей или не поделенных электронных пар. Главная валентность у катионов металлов насыщается только противоионами, побочная противоионами или нейтральными молекулами.

Главная и побочная валентности в комплексном ионе не различаются по своей природе. В частности все атомы водорода в катионе аммония одинаковы как по расположению, так и по энергии связи.

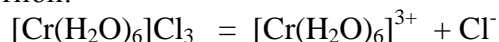
2. В каждом комплексном ионе имеется центральный атом, во круг которого располагаются координированные им ионы или нейтральные молекулы.

3. Число ионов или молекул, которые координированы вокруг центрального атома называется *координационным числом (КЧ)*. КЧ связано с зарядом центрального атома.

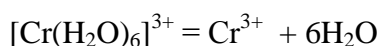
Заряд	+1	+2	+3	+4
К.Ч.	2	2, 4	4, 6	8

4. Координированные атомы, ионы или молекулы находящиеся вокруг центрального атома называются *лигандами или адендами*. Совокупность центрального атома и лигандов называется внутренней сферой. Если внутренняя сфера заряжена, то имеется еще и внешняя сфера, которая представлена противоионом. В целом молекула комплексного соединения электронейтральна.

В водных растворах комплексные соединения как и все соли подвергаются диссоциации на анион и катион:



Наряду с этим комплексный ион так же подвергается распаду на составные части:



Так как в этой системе наступает состояние динамического равновесия, то к ней применим закон действующих масс:

$$K_p = \frac{[\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}} = K_{\text{нест}} = 9.8 \cdot 10^{-9}$$

Чем меньше значение константы нестойкости, тем прочнее комплекс.

Величина обратная константе нестойкости, называется константой устойчивости. Для большинства комплексов этих параметры определены и отображены в химических справочниках.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Различие между двойной и комплексной солью.

а. Налейте в пробирку 10-12 капель раствора FeCl_3 и добавьте по каплям раствор роданида калия KCNS . Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания вследствие образования роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Данная реакция позволяет обнаружить в растворе ионы железа Fe^{3+} .

б. В одну пробирку налейте 10-12 капель калия гексацианоферрата(3+) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а в другую – 10-12 капель раствора железо-аммонийных квасцов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. В обе пробирки по каплям добавьте раствор KCNS . Наблюдайте цвет растворов в пробирках. На основании этого сделать заключение, какая из взятых солей является двойной, а какая – комплексной.

Опыт 2. Образование и разрушение комплексных ионов.

2.1. Получение аммиачного комплекса меди.

а) Налейте в пробирку 10-12 капель раствора сульфата меди(II) и добавьте по каплям 25%-й раствор аммиака. Наблюдайте первоначальное образование осадка гидросульфата меди и последующее его растворение в избытке аммиака с образованием окрашенного раствора комплексной соли. *Часть раствора оставить для опыта 3.3.*

б) К полученному раствору добавьте небольшое количество раствора соляной кислоты. Наблюдайте изменение окраски раствора. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Cu^{2+} равно 4.

2.2. Получение аммиачного комплекса серебра.

а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора нитрата серебра и столько же раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите, получив раствор комплексной соли серебра. Для этого добавьте несколько капель концентрированного раствора аммиака. *Часть раствора оставить для опыта 3.2.*

б) Полученный раствор комплексной соли серебра разлейте в две пробирки. В одну пробирку добавьте раствор хлорида натрия, в другую – раствор йодида калия. Наблюдайте отсутствие осадка в первой пробирке и его наличие во второй. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Ag^+ равно 2.

2.3. Получение гидросокомплекса цинка.

а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. К раствору с осадком добавьте избыток щёлочи до полного растворения осадка в результате образования раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте появление осадка в виде помутнения раствора. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Zn^{2+} равно 4.

2.4. Получение роданидного комплекса железа.

В первую пробирку налейте 2-3 мл раствора хлорида железа (III), а во вторую – столько же раствора калия гексацианоферрата (3+). В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора роданида калия. Наблюдайте изменение цвета раствора только

в первой пробирке. На основании опыта сделайте вывод о том, какой из двух комплексов железа (3+) более устойчив – цианидный или роданидный? Запишите уравнения реакций.

2.5. Получение аммиачного комплекса никеля.

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля и добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака. Наблюдайте осадок сульфата никеля и последующее его растворение вследствие образования раствора комплексной соли.

К полученному раствору добавьте равный объем насыщенного раствора бромида калия и наблюдайте образование осадка гексааминникеля (2+) бромида. Затем к осадку добавьте раствор соляной кислоты. Отметьте растворение осадка и изменение цвета раствора. На основании результатов опыта сделайте вывод о том, какое соединение аммиака – $[\text{NH}_4]^+$ или $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ более устойчиво в данных условиях. Запишите уравнения реакций.

Опыт 3. Окислительно–восстановительные реакции с участием комплексных соединений.

а. Налейте в пробирку 1 мл раствора перманганата калия, добавьте равный объем раствора серной кислоты, а затем по каплям раствор калия гексацианоферрата (2+). Наблюдайте изменение окраски раствора.

3.2. Получите диаминаргенто (1+) хлорид (Опыт 2.2а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается?

3.3. Получите тетрааминмеди (2+) сульфат (Опыт 2.1.а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается на поверхности цинка?

3.4. Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида кобальта и 2 мл раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиачного комплекса кобальта (2+). К полученному раствору добавьте 1 мл раствора хлорида аммония и 2 мл раствора пероксида водорода. Содержимое пробирки нагрейте. Как изменяется цвет раствора вследствие окисления Co^{2+} до Co^{3+} ? Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Co^{2+} и Co^{3+} равно 6.

Опыт 4. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора CoCl_2 , добавьте по каплям насыщенный раствор KCNS . Наблюдайте изменение цвета раствора. К полученному раствору по каплям добавляйте дистиллированную воду и наблюдайте за изменением цвета. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Co^{2+} равно 4.

Контрольные вопросы.

1. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Хелаты и комплексоны. Изомерия комплексных соединений
2. Основные положения теории комплексных соединений А. Вернера. Состав комплексных соединений: центральный атом - комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплекса.
3. Заряд комплексного иона. Катионные, анионные и нейтральные комплексы.
4. Координационное число комплексообразователя. Связь координационного числа с зарядом центрального атома.
5. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных ионов. Зависимость диссоциации комплексного иона от концентрации свободных молекул (или ионов) лиганда.
6. Дентатность лиганда. Классификация комплексных соединений по составу лигандов.
7. Природа химической связи в комплексных соединениях. Основные положения теории валентных связей. Тип связи между комплексообразователем и лигандами.
8. Магнитные свойства комплексных соединений. Внешнеорбитальные и внутриорбитальные комплексы. Окраска комплексных соединений.
9. Какие комплексы, согласно теории валентных связей, являются неустойчивыми и активными, а какие - устойчивыми и неактивными?