

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Воронежский государственный аграрный университет
имени императора Петра I»

Факультет технологии и товароведения

Кафедра химии

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

для студентов, обучающихся по направлению
35.03.05 – «Садоводство»

**ВОРОНЕЖ
2015**

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Во время работы в химической лаборатории необходимо соблюдать чистоту, порядок, тишину. Поспешность или неряшливость часто приводит к несчастным случаям. Посторонние разговоры не допускаются, разговоры по ходу работы следует вести вполголоса.

2. Не разрешается работать в химической лаборатории в отсутствии лаборанта или преподавателя.

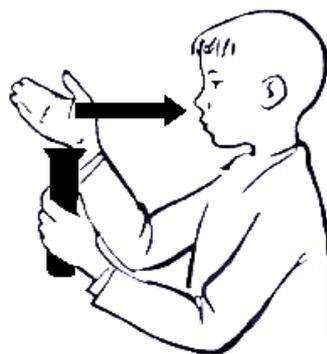
3. Перед выполнением каждого опыта необходимо проверить целостность химической посуды, пробирок, колб.

4. Нагревая вещество в пробирке, никогда не следует направлять ее отверстие на себя или на соседа, нельзя заглядывать в пробирку сверху во избежание попадания вещества в глаза.

5. Для перемешивания содержимого пробирки удобнее всего, держа пробирку в одной руке, осторожно ударять ею о ладонь другой руки. Ни в коем случае не следует встряхивать пробирку, закрыв ее пальцем. Необходимо избегать попадания на кожу, каких бы то ни было химических веществ.

6. Никакие вещества в лаборатории нельзя брать руками и пробовать на вкус.

7. Определяя запах вещества, нужно направлять струю воздуха в сторону носа легкими движениями руки над отверстием сосуда (см. рисунок).



8. С веществами, дающими отравляющие или удушающие пары, необходимо работать в вытяжном шкафу.

9. Если в химической лаборатории возникает пожар, то следует немедленно убрать все горючие вещества подальше от огня, засыпать песком, или покрыть войлочным, шерстяным или асбестовым одеялом очаг пожара. Большое пламя тушат с помощью огнетушителя.

10. В химической лаборатории можно работать только в халатах, застегивающихся спереди, такой халат в случае воспламенения легко с себя сбросить.

11. Выбрасывать все твердые предметы и ненужную бумагу необходимо в большой бак или ящик для отходов. Нельзя бросать спички, фильтровальную бумагу и другие плохо растворимые вещества в раковину.

12. Перед тем, как набрать какое-либо химическое вещество, необходимо внимательно прочесть надпись на этикетке.



13. Неиспользованные химические вещества нельзя возвращать обратно в ту склянку, из которой они были взяты.

14. Рабочее место и приборы на нем всегда должны содержаться в чистоте. Необходимо стараться ничего не разбрызгивать, не рассыпать. После окончания занятия следует сразу же поставить на место все реактивы и посуду, взятые для выполнения лабораторной работы. Нельзя загромождать рабочий стол портфелями и сумками.

15. В химической лаборатории не разрешено пить и принимать пищу.

ДОВРАЧЕБНАЯ ПОМОЩЬ ПРИ ОЖОГАХ, ОТРАВЛЕНИЯХ И ПОРЕЗАХ

Для оказания первой помощи при несчастных случаях на кафедре химии имеется аптечка, содержащая:

- бинты,
- вату,
- 3-5% спиртовой р-р I₂,
- 1% р-р CH₃COOH,
- 3-5% р-р NaHCO₃,
- насыщенный р-р H₃BO₃,
- р-р KMnO₄,
- р-р C₂H₅OH.

1. **Термические ожоги** вызываются огнем или раскаленными предметами. Обожженное место надо обработать примочкой из раствора перманганата калия или этилового спирта. При сильных ожогах пострадавшего необходимо направить в поликлинику.

2. **Химические ожоги** образуются при попадании на кожу кислоты, щелочи, брома, фенола и др.

При попадании на кожу кислот и щелочей необходимо промыть пораженное место большим количеством воды. Затем, если на кожу попала кислота, обработать 3-5% раствором гидрокарбоната натрия (сода), а в случае попадания щелочи – 1% раствором ортоборной или уксусной кислоты. В том и другом случае пораженное место надо смазать вазелином и перевязать.

При попадании кислоты в глаза необходимо промыть их большим количеством воды, затем разбавленным раствором соды, далее – снова водой и направить пострадавшего в поликлинику.

Если в глаза попала щелочь, необходимо сразу же промыть их большим количеством воды, затем насыщенным раствором борной кислоты, после чего впустить каплю касторового масла. Пострадавшего необходимо также направить к врачу.

3. **При попадании кислот и щелочей на одежду** необходимо ткань сразу промыть большим количеством воды, после этого – 3-5% раствором соды (в случае попадания кислот) или 1% раствором уксусной кислоты (если попала щелочь).

4. **Порезы рук стеклом** промывают сильной струей воды, удаляют из раны осколки стекла, заливают рану спиртовым раствором йода и перевязывают стерильным бинтом. Если ранение сильное, пострадавшего необходимо направить к врачу.

ФОРМА ЗАПИСИ ОТЧЕТА О ПРОДЕЛАННОЙ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Лабораторная работа №__

1. Дата: « _____ »
2. Тема: « _____ »
3. Опыт № __. Название опыта.
4. *Описание последовательности добавления реактивов и условий опыта.*
5. *Наблюдения (изменение окраски, образование осадка, выделение пузырьков газа, разогревание и т.д.).*
6. *Уравнения протекающих реакций.*
7. Выводы.
8. Выполнение заданий.

Глава 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Основные химические понятия

Атом – структурная единица вещества, наименьшая частица, обладающая химическими свойствами определенного химического элемента. Атом является электронейтральной частицей, состоящей из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая химическими свойствами данного вещества.

Химический элемент – вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Простое вещество состоит из атомов одного химического элемента. Примеры простых веществ: Na, Cu, C, Zn, H₂, O₂, O₃, N₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂.

Сложное вещество (соединение) состоит из атомов нескольких химических элементов, например H₂SO₄, H₂O, C₂H₅OH.

Валентность – определенное число химических связей данного атома с атомами других элементов.

Атомная единица массы (а. е. м.) – это 1/12 часть массы атома изотопа углерода ¹²C, равная $1.6605655 \cdot 10^{-24}$ г.

Относительная атомная масса (A_r) – масса атома, выраженная в а. е. м.

Относительная молекулярная масса (M_r) – масса молекулы, выраженная в а. е. м., равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы.

Количество вещества (ν) – величина, выражающая число структурных единиц (атомов, молекул, ионов) вещества.

Моль – единица количества вещества, 1 моль равен числу структурных единиц в 12 г изотопа углерода ¹²C.

Число Авогадро – число структурных единиц в 1 моль вещества, N_A = $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Молярная масса (M) – масса одного моля вещества, выраженная в стандартных единицах массы (г/моль). Молярная масса, выраженная в г/моль, численно совпадает с относительной молекулярной массой.

Молярный объем (V_m) – это объем, который занимает 1 моль вещества при данных условиях. При нормальных условиях (температура 0°C (273K), давление 1атм ($101,3\text{кПа}$)) 1 моль любого газа занимает объем $22,4\text{л}$.

Количество вещества можно рассчитать, используя следующие соотношения:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A},$$

где m – масса вещества; M – молярная масса вещества; V – объем вещества; V_m – молярный объем вещества; N – общее число структурных частиц вещества; N_A – число Авогадро.

Химическим эквивалентом называют реальную или условную частицу вещества, которая в реакциях обмена способна присоединить, заместить или вытеснить один атом водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях – присоединить или отдать один электрон.

Молярная масса эквивалента ($M_{\text{Э}}$) – это масса одного моль химического эквивалента вещества. Молярная масса эквивалента может составлять некоторую долю от молярной массы данного вещества:

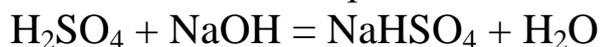
$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{Экв}},$$

где $f_{\text{Экв}}$ – фактор эквивалентности.

Фактор эквивалентности – это число, показывающее, какая доля реальной частицы эквивалентна одному катиону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

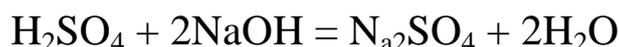
В отличие от молярной массы, молярная масса эквивалента для данного вещества не постоянна, а зависит от конкретной реакции, в которой участвует это вещество.

Например, в кислотно-основной реакции



эквивалентом серной кислоты является реальная частица – молекула серной кислоты. Фактор эквивалентности для серной кислоты равен 1.

В кислотно-основной реакции



эквивалентом серной кислоты является условная частица – $\frac{1}{2}$ молекулы серной кислоты. Фактор эквивалентности для серной кислоты равен $\frac{1}{2}$.

Таким образом, для кислот фактор эквивалентности равен единице, деленной на число катионов водорода из состава каждой молекулы кислоты, участвующих в реакции.

Для оснований фактор эквивалентности равен единице, деленной на число гидроксид-ионов основания, вступающих в реакцию.

Для солей фактор эквивалентности равен единице, деленной на произведение числа катионов (анионов) и их заряда, взятого по модулю.

В окислительно-восстановительной реакции



эквивалентом серной кислоты является условная частица – $\frac{1}{2}$ молекулы серной кислоты, так как сера из степени окисления +6 восстанавливается до степени окисления +4, принимая 2 электрона. Фактор эквивалентности для серной кислоты равен $\frac{1}{2}$.

1.2. Законы химии

К основным законам химии относят:

1. **Закон сохранения массы** (М. В. Ломоносов, А. Лавуазье):

Масса веществ, вступивших в реакцию равна массе образующихся веществ.

2. **Закон постоянства состава** (Ж. Пруст):

Все соединения имеют постоянный химический состав, независимо от способа и условий получения.

В действительности состав некоторых соединений может колебаться в определенных пределах, такие вещества называют **бертоллидами** ($\text{V}_{0,9-1,3}\text{O}$; $\text{MnO}_{1,6}$). Состав большинства соединений строго соответствует требованиям закона Пруста, такие соединения называют **дальтонидами**.

3. **Закон химических эквивалентов** (К. Венцель, И. Рихтер):

Вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах.

Следствие: Массы веществ, вступивших в реакцию, относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}$$

4. *Закон Авогадро* (А. Авогадро):

В равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия:

- 1). При н.у. молярный объем (V_m) любого газа равен 22,4 л/моль.
- 2). Молярная масса газа G_1 равна произведению его относительной плотности по другому газу $D_{G_2}(G_1)$ на молярную массу газа G_2 :

$$M(G_1) = D_{G_2}(G_1) \cdot M(G_2)$$

5. *Периодический закон* (Д. И. Менделеев 1869г):

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Глава 2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.1. ОКСИДЫ

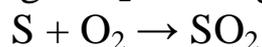
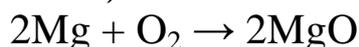
Оксиды - сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2 .

Оксиды, для которых не существует соответствующих солей, называют **несолеобразующими**. Таких оксидов немного, к ним относятся: NO, N₂O, CO, SiO.

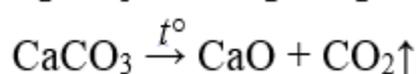
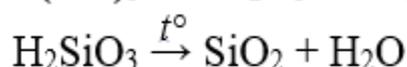
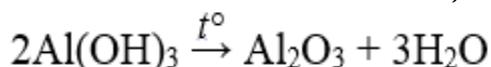
Оксиды, которые образуют различные соли, называются **солеобразующими**. Солеобразующие оксиды, в зависимости от проявляемых ими химических свойств, делятся на: *основные, кислотные, амфотерные*.

Способы получения оксидов

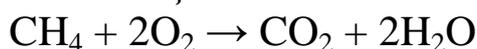
1. *Окисление простых веществ:*



2. *Термическое разложение сложных веществ:*



3. *Окисление сложных веществ:*

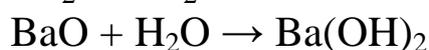


Химические свойства оксидов

1) **Основные оксиды** – это оксиды, взаимодействующие с кислотами с образованием солей. К ним относятся преимущественно оксиды металлов со степенью окисления $+1$ и $+2$ (реже $+3$). Например: Na₂O, CaO, MgO, FeO, La₂O₃.

Основные оксиды взаимодействуют:

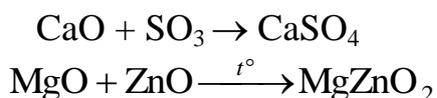
1. *С водой, если образуются растворимые в воде основания:*



2. *С кислотами, образуя соль и воду:*

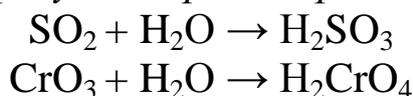


3. С кислотными и амфотерными оксидами, образуя соли:

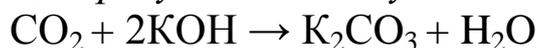


2) **Кислотные оксиды** – это оксиды, взаимодействующие с основанием с образованием солей. К ним относятся все оксиды неметаллов (за исключением несолеобразующих), а также оксиды металлов в степени окисления +5 и выше. Например: CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , CrO_3 , Mn_2O_7 . Кислотные оксиды взаимодействуют:

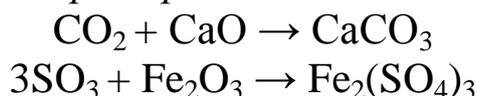
1. С водой, если образуются растворимые в воде кислоты:



2. С основаниями, образуя соль и воду:



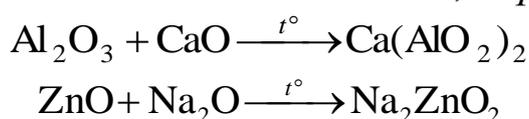
3. С основными и амфотерными оксидами, образуя соли:



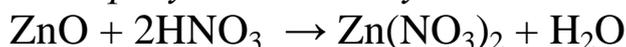
3) **Амфотерные оксиды** – это оксиды, взаимодействующие не только с кислотами, но и с основаниями с образованием солей. К ним относятся оксиды металлов со степенью окисления +2, +3, +4. Например: ZnO , BeO , PbO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , SnO_2 .

Амфотерные оксиды взаимодействуют:

1. С основными и кислотными оксидами, образуя соли:

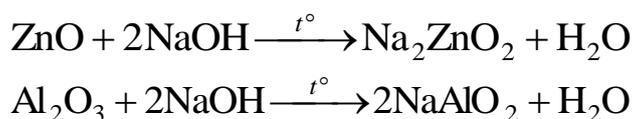


2. С кислотами, образуя соль и воду:

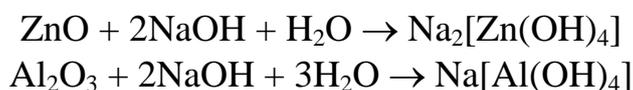


3. С основаниями:

а) при сплавлении:



б) в растворе:



ОСНОВАНИЯ И АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды – это сложные вещества, которые могут быть представлены как соединения оксидов с водой.

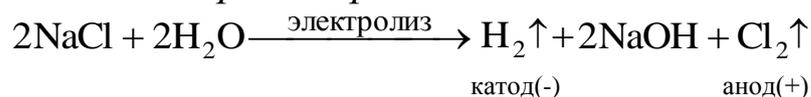
К гидроксидам относятся *основания, амфотерные гидроксиды и кислородсодержащие кислоты.*

Основания – это гидроксиды, взаимодействующие с кислотами с образованием солей. Общие свойства оснований обусловлены присутствием гидроксид-анионов (OH^-) в растворе.

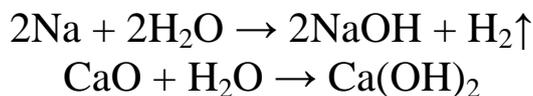
Щелочи – растворимые в воде сильные основания. К ним относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (а также таллия(I)). Гидроксид аммония (NH_4OH) – растворимое в воде, но слабое основание, поэтому к щелочам не относится.

Способы получения гидроксидов

1. *Электролиз водных растворов солей:*

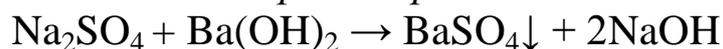


2. *Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов и их оксидов с водой:*

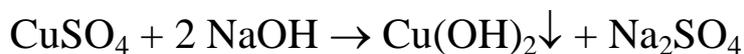


3. *Взаимодействие соли со щелочью:*

а) *с образованием малорастворимой соли:*



б) *с образованием малорастворимого основания:*



Химические свойства оснований

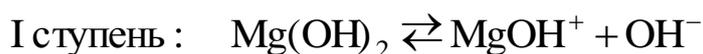
1. *Электролитическая диссоциация оснований.*

Число гидроксогрупп в формуле основания называют **кислотностью**. Число ступеней диссоциации определяется величиной кислотности основания:

Однокислотное:



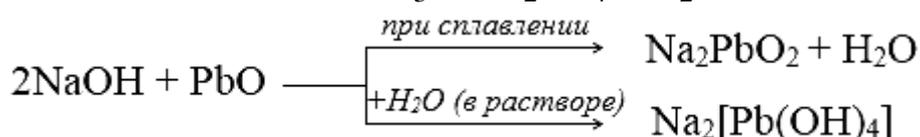
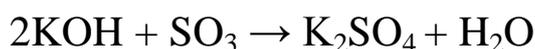
Двухкислотное:



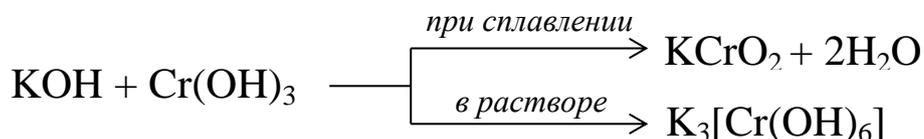
Степень диссоциации по второй ступени значительно меньше, чем по первой. Это объясняется тем, что отрыв гидроксид-аниона от нейтральной молекулы $\text{Mg}(\text{OH})_2$ требует значительно меньших затрат энергии, чем отрыв его от катиона MgOH^+ .

Гидроксид-анионы воздействуют на растворы индикаторов и изменяют их окраску: *фенолфталеин* приобретает *малиновый* цвет; *лакмус* – *синий*; *метилоранж* – *желтый*.

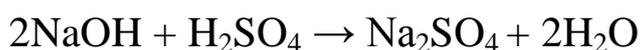
2. *Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами:*



3. *Взаимодействие с амфотерными гидроксидами:*

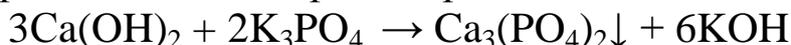


4. *Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации):*

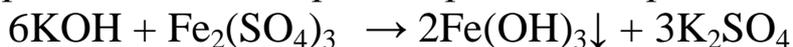


5. *Взаимодействие с солями:*

а) *с образованием малорастворимой соли:*

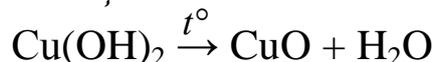


б) *с образованием малорастворимого гидроксида:*



6. *Термическое разложение*

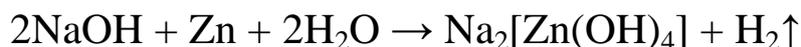
(кроме гидроксидов щелочных металлов):



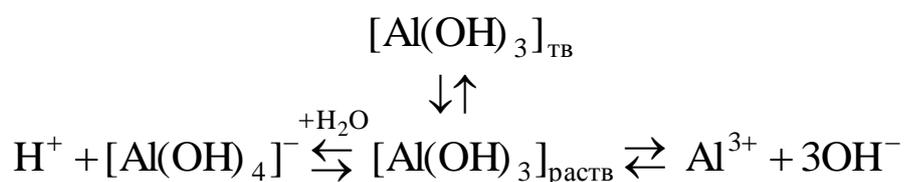
7. *Взаимодействие с металлами.*

Растворы щелочей взаимодействуют с некоторыми из металлов, проявляющих в своих соединениях амфотерные

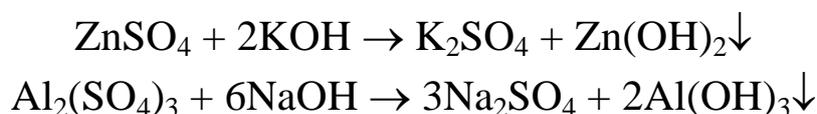
свойства (Be, Zn, Al, Sn и др.), с выделением водорода и образованием комплексной соли:



Амфотерные гидроксиды – это гидроксиды, взаимодействующие не только с кислотами, но и с основаниями с образованием солей. Амфотерные гидроксиды являются слабыми электролитами двойственной природы (*амфолитами*), то есть способны диссоциировать и как основание, образуя гидроксид-анионы и катионы основного остатка, и как кислоты, образуя катионы водорода и анионы кислотного остатка:

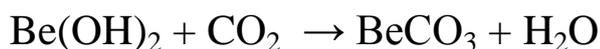


Практически все амфотерные гидроксиды малорастворимы. Поэтому способом их получения является взаимодействие соли соответствующего элемента со щелочью, протекающее с образованием осадка амфотерного гидроксида:

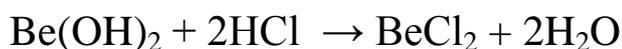


Химические свойства амфотерных гидроксидов

1. *Взаимодействие с кислотными оксидами:*

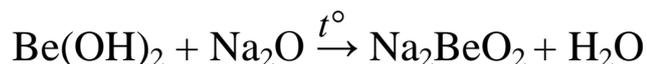


2. *Взаимодействие с кислотами:*



3. *Взаимодействие с основными оксидами:*

а) при сплавлении:

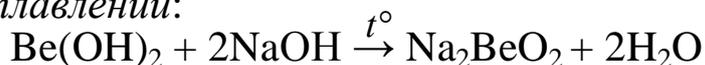


б) в растворе:



4. *Взаимодействие со щелочами:*

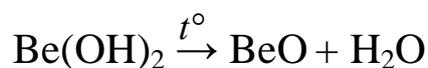
а) при сплавлении:



б) в растворе:



5. Термическое разложение:

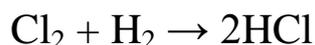


2.2. КИСЛОТЫ

Кислоты – это сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться на атомы металла. Все кислоты являются электролитами, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода (H^+). Именно катионы водорода являются носителями общих свойств кислот.

Способы получения кислот

1. *Бескислородные кислоты образуются при взаимодействии водорода с неметаллами:*

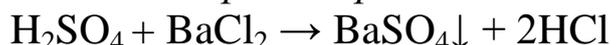


2. *Взаимодействие кислотных оксидов с водой (если образуется растворимая в воде кислота):*

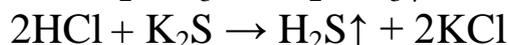
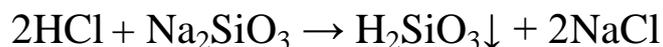


3. *Взаимодействие кислот с солями:*

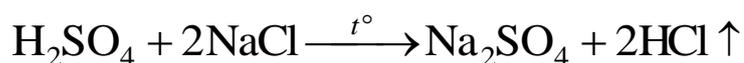
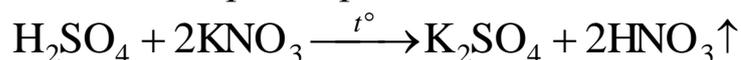
а) *с образованием малорастворимой соли:*



б) *с образованием малорастворимой, нестойкой или летучей кислоты:*



в) *действие концентрированной серной кислоты на сухие соли летучих кислот при нагревании:*



Химические свойства кислот

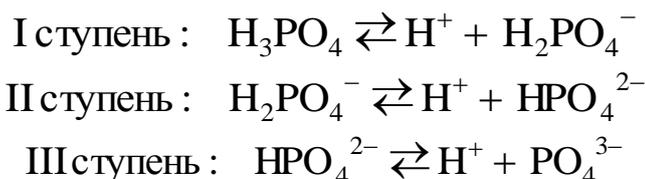
1. *Электролитическая диссоциация кислот. Основность* кислот определяется числом катионов водорода, способных

при электролитической диссоциации отщепляться от молекулы кислоты. В водных растворах кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков, причем число ступеней диссоциации определяется величиной основности кислоты:

Одноосновная:



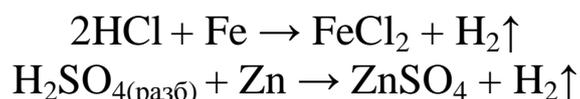
Трехосновная:



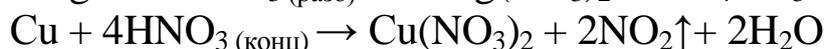
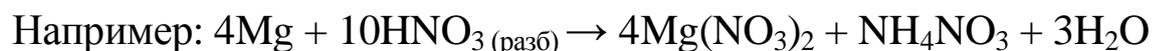
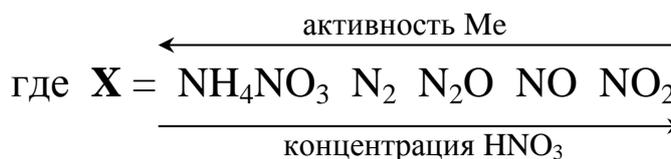
Образующиеся при диссоциации кислот катионы водорода воздействуют на растворы индикаторов и изменяют их окраску: *метилоранж* окрашивается в *розово-красный* цвет; *лакмус* – в *красный*. Фенолфталеин в растворах кислот бесцветен.

2. Взаимодействие с металлами:

а) окислительная способность кислотного остатка выражена слабее, чем катионов водорода (взаимодействие HF, HCl, HBr, HI, H₂SO_{4(разб)} с активными металлами):

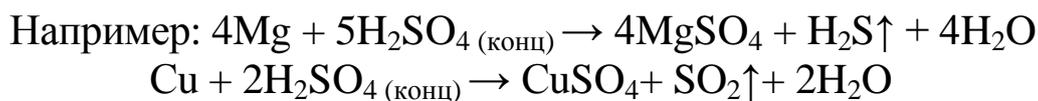


б) окислительная способность кислотного остатка выражена сильнее, чем катионов водорода (взаимодействие HNO₃, H₂SO_{4(конц)} с активными и малоактивными металлами):



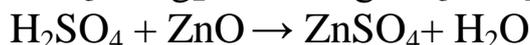
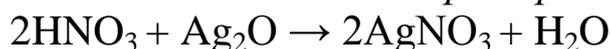
← активность Me

где $\mathbf{X} = \text{H}_2\text{S} \quad \text{S} \quad \text{SO}_2$

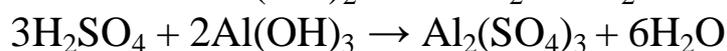
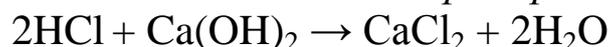


Концентрированные азотная и серная кислоты с хромом, железом и алюминием не взаимодействуют!

3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:

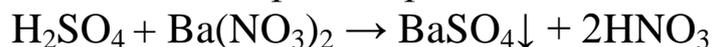


4. Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами:

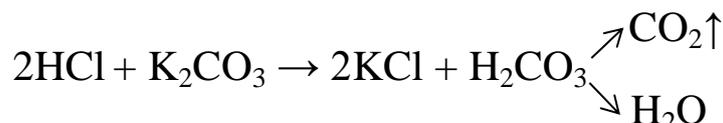
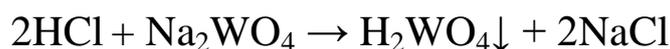


5. Взаимодействие с солями:

а) с образованием малорастворимой соли:



б) с образованием слабой кислоты:



2.3. СОЛИ

Соли – сложные вещества, представляющие собой электролиты, при диссоциации которых образуются катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

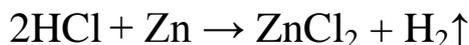


Способы получения средних солей

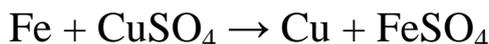
1. *Взаимодействие металлов с неметаллами:*



2. *Взаимодействие металлов с кислотами:*



3. *Взаимодействие металлов с солями:*



4. *Взаимодействие металлов с основаниями (щелочами):*

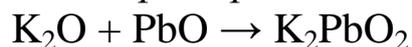


5. *Взаимодействие между оксидами:*

а) *основный оксид + кислотный оксид:*



б) *основный оксид + амфотерный оксид:*

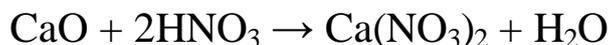


в) *кислотный оксид + амфотерный оксид:*

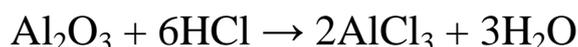


6. *Взаимодействие оксидов с кислотами:*

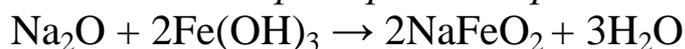
а) *основный оксид + кислота:*



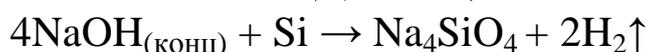
б) *амфотерный оксид + кислота:*



в) *основный оксид + амфотерный гидроксид:*

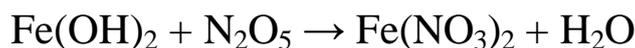


7. *Взаимодействие оснований (щелочей) с неметаллами:*

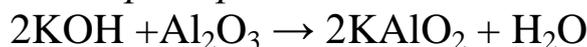


8. *Взаимодействие оснований с оксидами:*

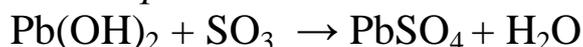
а) *основание + кислотный оксид:*



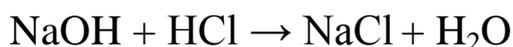
б) *основание + амфотерный оксид:*



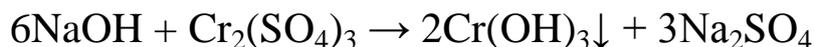
в) *амфотерный гидроксид + кислотный оксид:*



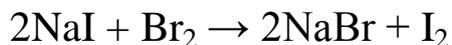
9. *Взаимодействие оснований с кислотами:*



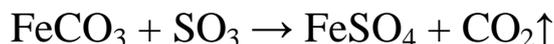
10. *Взаимодействие оснований с солями:*



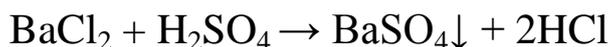
11. *Взаимодействие солей с неметаллами:*



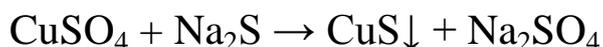
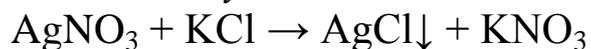
12. *Взаимодействие солей с оксидами:*



13. *Взаимодействие солей с кислотами:*



14. *Взаимодействие между солями:*

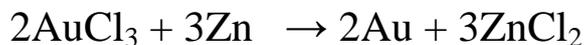


Химические свойства средних солей

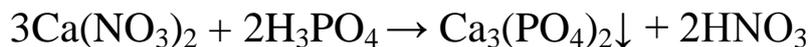
1. *Электролитическая диссоциация:*



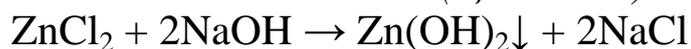
2. *Взаимодействие с металлами:*



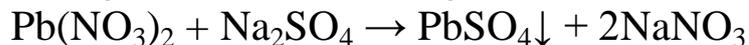
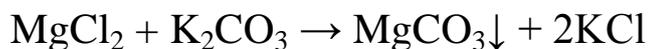
3. *Взаимодействие с кислотами:*



4. *Взаимодействие с основаниями (щелочами):*



5. *Взаимодействие с солями:*

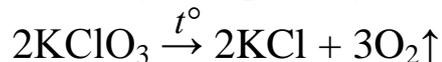


6. *Термическое разложение:*

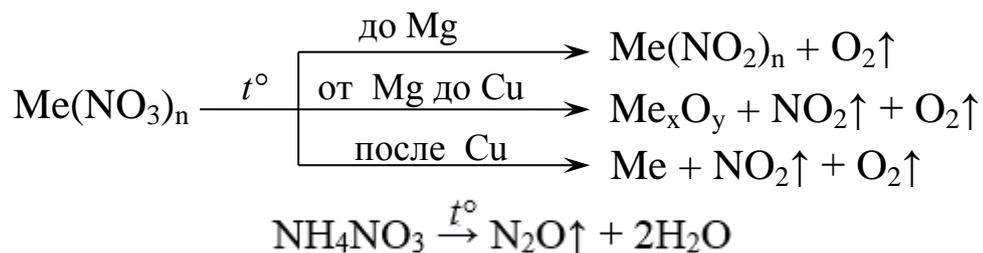
а) *на кислотный и основной оксиды:*



б) *состав продуктов зависит от природы соли:*



в) *термическое разложение нитратов зависит от положения металла в ряду напряжений:*



Лабораторная работа №1

Свойства основных классов неорганических соединений

Реактивы и принадлежности:

- соляная кислота, 1н. р-р;
- серная кислота, 1н. р-р;
- азотная кислота, 1н. р-р;
- гидроксид натрия, 1н. р-р;
- гидроксид калия, 1н. р-р;
- хлорид магния, 1н. р-р;
- сульфат марганца (II), 1н. р-р;
- сульфат цинка, 1н. р-р;
- карбонат калия, 1н. р-р;
- хлорид кальция, 1н. р-р;
- хлорид бария, 1н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1н. р-р;
- иодид калия, 1н. р-р;
- хлорид железа (III), 1н. р-р;
- тиоцианат калия, 1н. р-р;
- нитрат висмута (III), 1н. р-р;
- нитрат серебра (I), 1н. р-р;
- хлорид калия, 1н. р-р;
- гексацианоферрат (III) калия, 1н. р-р;
- сульфат железа (II), кристаллич;
- метилоранж, 0,1% водн. р-р.
- штатив с малыми пробирками.

Опыт 1. Взаимодействие солей со щелочами

Приготовьте две пробирки: в первую поместите 3 капли раствора хлорида магния; во вторую – 3 капли раствора сульфата марганца (II). В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадков.

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) хлорида магния с гидроксидом натрия;
- 2) сульфата марганца (II) с гидроксидом натрия.

Примечание: Полученные осадки гидроксидов магния и марганца сохраните для проведения опыта 2.

Опыт 2. Взаимодействие кислот и оснований (Реакция нейтрализации)

а) нейтрализация щелочи

В пробирку поместите 5 капель раствора гидроксида натрия и 1 каплю индикатора метилоранжа. Добавьте в эту пробирку по каплям раствор серной кислоты до изменения окраски индикатора.

Задание: Напишите уравнение реакции гидроксида натрия с серной кислотой.

б) нейтрализация малорастворимых оснований

К полученному в опыте 1 осадку гидроксида магния добавьте по каплям раствор азотной кислоты, а к осадку гидроксида марганца (II) – раствор серной кислоты. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) гидроксида магния с азотной кислотой;
- 2) гидроксида марганца (II) с серной кислотой.

Опыт 3. *Получение амфотерных гидроксидов и их взаимодействие с кислотами и щелочами*

В пробирку поместите 3 капли раствора сульфата цинка. Добавьте в эту пробирку по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Содержимое пробирки разделите на две части. К одной из них добавьте раствор соляной кислоты, а к другой – избыток раствора гидроксида натрия до растворения осадков.

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) сульфата цинка с гидроксидом натрия;
- 2) гидроксида цинка с соляной кислотой;
- 3) гидроксида цинка с гидроксидом натрия.

Опыт 4. *Взаимодействие солей с кислотами*

А) В пробирку поместите 5 капель раствора карбоната калия. Добавьте в эту пробирку по каплям раствор соляной кислоты. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнение реакции карбоната калия с соляной кислотой.

Б) К 3 каплям раствора карбоната калия добавьте 3 капли хлорида кальция. Осторожно слейте раствор над осадком и подействуйте на осадок соляной кислотой. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) карбоната калия с хлоридом кальция;
- 2) карбоната кальция с соляной кислотой.

В) В пробирку поместите 5 капель раствора хлорида бария и по каплям добавляйте раствор серной кислоты до образования осадка.

Задание: Напишите уравнение реакции хлорида бария с серной кислотой.

Опыт 5. Взаимодействие солей с солями

В пробирку поместите по 3 капли растворов веществ, соответствующих схемам реакций:

1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
2. $\text{FeCl}_3 + \text{KSCN} \rightarrow$
3. $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$
4. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{KI} \rightarrow$
5. $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow$

Задание: Напишите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты. Укажите цвет полученных осадков.

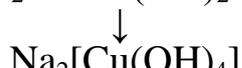
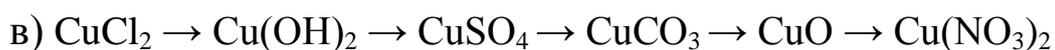
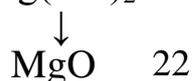
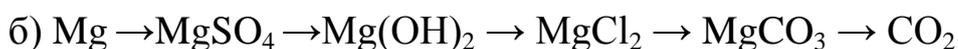
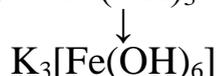
УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите формулы следующих веществ: сульфат цинка; оксид хлора (VII); азотная кислота; гидроксид кобальта (III); хлорид гидроксожелеза (III); метасиликат алюминия; цианид кальция; хлорная кислота; дихромат лития; гидросульфит бария; нитрат меди (II); оксид натрия; дихромат натрия; перхлорат магния; нитрит свинца (II); ацетат железа (II); карбонат аммония. Укажите, к какому классу и типу относятся эти вещества.

2. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: углекислый газ, оксид кальция, серная кислота, гидроксид бария, магний, карбонат калия, нитрат натрия, медь, хлорид гидроксоцинка? Составьте уравнения возможных реакций.

3. С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид натрия: оксид калия, оксид фосфора (V), азотная кислота, гидроксид кальция, гидрокарбонат натрия, нитрат калия, хлорид меди (II), гидроксид железа (III)? Составьте уравнения возможных реакций.

4. Осуществите следующие превращения:



5. Для каждого из приведенных веществ: определите степени окисления химических элементов; укажите к какому классу и типу они относятся; дайте название; составьте уравнения реакций, характеризующие химические свойства.

№ варианта	Формулы соединений			
1	HNO ₃	K ₂ O	Cu(OH) ₂	Ca ₃ (PO ₄) ₂
2	ZnO	BaCl ₂	H ₂ SO ₃	Mg(OH) ₂
3	ZnSO ₄	NaOH	SO ₂	H ₂ S
4	Ca(OH) ₂	HCN	Cu(NO ₃) ₂	Fe ₂ O ₃
5	H ₂ CO ₃	MgO	Fe(OH) ₂	Na ₂ SO ₃
6	BaO	K ₂ SO ₄	H ₂ SiO ₃	Zn(OH) ₂
7	MgCO ₃	NH ₄ OH	Na ₂ O	HNO ₂
8	Fe(OH) ₃	HMnO ₄	(NH ₄) ₂ S	CO ₂
9	H ₂ SO ₄	Cr ₂ O ₃	Al(OH) ₃	Na ₂ SO ₄
10	Al ₂ O ₃	NaCl	HClO ₃	Ba(OH) ₂
11	NH ₄ NO ₃	Pb(OH) ₂	CuO	H ₂ CrO ₄
12	Be(OH) ₂	H ₃ PO ₄	CuSO ₄	Ag ₂ O
13	HClO ₄	SO ₃	KOH	MgCl ₂
14	P ₂ O ₅	CaCO ₃	HCl	Mn(OH) ₂
15	K ₂ SO ₃	Cr(OH) ₃	CaO	HClO ₂

6. Составьте уравнения реакций получения средних, кислых и основных солей из приведенных кислот и оснований.

Назовите образующиеся соли.

№ варианта	Формула основания	Формула кислоты	№ варианта	Формула основания	Формула кислоты
1	Zn(OH) ₂	H ₂ CO ₃	9	Ba(OH) ₂	H ₃ BO ₃
2	NaOH	H ₃ PO ₄	10	NH ₄ OH	H ₂ SO ₄
3	Cu(OH) ₂	HNO ₃	11	Fe(OH) ₂	HBr
4	Al(OH) ₃	HCl	12	KOH	H ₂ SiO ₃
5	Ca(OH) ₂	HClO ₄	13	Co(OH) ₂	HNO ₂
6	Ni(OH) ₂	H ₂ S	14	Fe(OH) ₃	HI

7	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	H_2CrO_4	15	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	HMnO_4
8	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	H_2SO_3	16	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	HClO_2

Глава 3. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

3.1. Химическая кинетика

Под *скоростью химической реакции* понимают изменение концентрации одного из реагирующих или образующихся в реакции веществ в единицу времени в единице реакционного пространства (объема или площади поверхности). Химические реакции, протекающие между веществами в одинаковом фазовом состоянии, называют *гомогенными*, а в разном – *гетерогенными*. Для гомогенных реакций единицей реакционного пространства является единица объема (м^3 или л), для гетерогенных – единица площади поверхности раздела (м^2 или см^2). Следовательно, для гомогенной реакции:

$$v = \pm \frac{\Delta \nu}{\Delta \tau \cdot V}$$

Поскольку количество вещества в единице объема составляет молярную концентрацию, т. е.

$$c = \frac{\nu}{V},$$

то выражение для скорости гомогенной реакции можно преобразовать:

$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

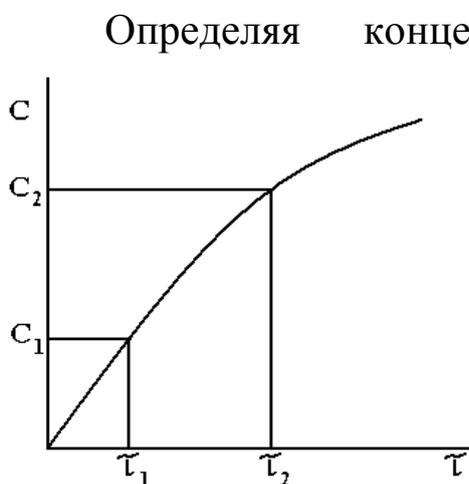
Выше приведенные выражения соответствуют понятию средней скорости реакции за промежуток времени $\Delta \tau$. Знак «+» относится к продуктам реакции, а знак «-» – к реагентам, так как в химическом процессе реагенты расходуются, а концентрация продуктов увеличивается, а скорость должна оставаться положительной величиной.

Зависимость концентрации веществ в реакционной смеси от времени процесса описывается кривыми, показанными на рис. 1.



Рис. 1. Зависимость концентрации веществ (с) от времени (τ) для обратимой химической реакции

В состоянии равновесия концентрации веществ в реакционной смеси не зависят от времени. Состояние системы в этих условиях определяется законами термодинамики. В области, когда не достигнуто равновесное состояние системы, процесс описывается законами химической кинетики.



Определяя концентрацию одного из компонентов реакционной смеси через равные промежутки времени можно определить среднюю скорость химической реакции.

На величину скорости химической реакции влияют различные факторы:

1. Химическая природа реагирующих веществ.

2. Концентрация реагирующих веществ.

веществ.

Повышение концентрации реагирующих веществ увеличивает скорость реакции согласно **закону действующих масс** (при постоянной температуре):

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам. Так, если между веществами А и В проходит реакция:



то скорость реакции v в данном интервале времени может быть записана как:

$$v = k c^a(A) \cdot c^b(B),$$

где k – константа скорости, зависящая от природы реагирующих веществ и температуры; $c(A)$, $c(B)$ – концентрации реагентов; a , b – стехиометрические коэффициенты.

Например, для прямой реакции взаимодействия азота с водородом в газообразной форме $2N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ выражение закона действующих масс имеет вид:

$$v = k \cdot c^2(N_2) \cdot c^3(H_2).$$

Если в реакции участвуют твердые вещества, то на скорость реакции в первую очередь будет влиять степень их измельченности (*дисперсности*), которую на практике учесть очень трудно. Поэтому, концентрацию твердого вещества нормируют и приравнивают к единице.

Например, выражение закона действующих масс для реакции $C_{(T)} + 2H_{2(T)} \rightarrow CH_{4(T)}$ имеет вид:

$$v = k \cdot c^2(H_2).$$

3. Степень дисперсности веществ:

В случае гетерогенной реакции взаимодействие между частицами происходит на границе раздела фаз. Поэтому, чем больше площадь границы раздела, тем выше скорость реакции.

4. Температура:

Влияние температуры на скорость химической реакции определяется **правилом Вант-Гоффа**:

При повышении температуры на 10° скорость химической реакции возрастает в 2 – 4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{10^{T_2 - T_1}},$$

где γ – температурный коэффициент скорости реакции, v_2 – скорость реакции при температуре T_2 , v_1 – скорость реакции при температуре T_1 , где $T_2 > T_1$. Величина γ зависит от природы реагирующих веществ.

Причиной влияния температуры на скорость химической реакции является увеличение числа молекул, обладающих повышенной скоростью, а, следовательно, энергией. Чем выше энергия молекул, тем больше вероятность столкновений молекул

реагентов, протекающих с разрывом химических связей, то есть выше скорость реакции.

Шведский химик Сванте Аррениус в 1884г, исследуя различные химические процессы, получил уравнение зависимости константы скорости от температуры:

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

где A – предэкспоненциальный множитель, характеризующий частоту столкновений реагирующих частиц, e – основание натурального логарифма, E_a – энергия активации, R – универсальная газовая постоянная, T – абсолютная температура.

На основании этих данных им предложена гипотеза активных соударений. Согласно этой гипотезе не все столкновения между молекулами приводят к разрыву химических связей. Для разрыва связи необходимо, чтобы молекула обладала определённой энергией, превышающей среднюю величину энергии молекул.

Минимальная энергия, которой должны обладать молекулы реагирующих веществ, чтобы вступить во взаимодействие называется *энергией активации* (E_a).

Энергия активации меньше энергии связей в молекуле, так как для протекания реакции достаточно только ослабить эти связи.

При взаимодействии молекул $A_2 + B_2 = 2AB$ энергия системы изменяется согласно схеме, показанной на рис. 2. Если молекулы A_2 и B_2 достигают некоторого энергетического уровня, то они образуют промежуточное соединение, называемое *активированным комплексом*. Активированный комплекс неустойчив и его распад приводит к образованию продукта реакции AB .

Чем ниже энергетический барьер – энергия активации – тем больше молекул могут его преодолеть, и тем выше скорость реакции.

Энергия активации может быть рассчитана либо графически из зависимости логарифма скорости от величины, обратной температуре, либо по уравнению:

$$E_a = \frac{RT_1 T_2}{T_1 - T_2} (\ln k_1 - \ln k_2),$$

где T_1 и T_2 – температуры, k_1 и k_2 – соответственно константы скорости.

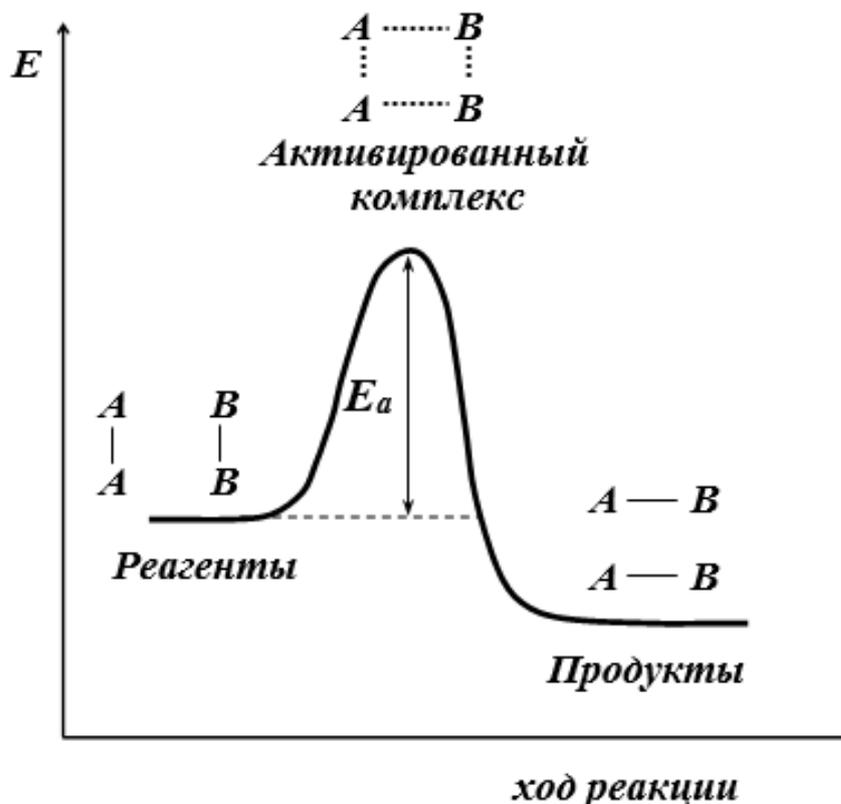


Рис. 2. Энергетическая диаграмма протекания реакции с образованием активированного комплекса.

5. Присутствие в системе специфических веществ:

Катализ – явление изменения скорости химической реакции при добавлении специфических веществ, которые сами в реакции не расходуются.

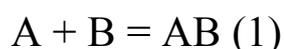
Катализаторы увеличивают скорость реакции (положительный катализ).

Ингибиторы уменьшают скорость реакции (отрицательный катализ). Характерной особенностью катализаторов и ингибиторов является их избирательное действие. Высшей степенью избирательности обладают биологические катализаторы – ферменты. Ферменты – это белки с большой молекулярной массой (~500 000 а.е.м.). Организм человека содержит около тысячи различных ферментов. Они обладают

крайне дифференцированным каталитическим действием, абсолютной специфичностью.

Абсолютная специфичность – это действие фермента на вещество строго определённого состава. Фермент уреазы действует только на мочевину, пепсин – расщепляет исключительно белки и т. д. Действие катализаторов на скорость химических реакций заключается в осуществлении процессов, энергия активации которых отличается от энергии активации не катализируемых реакций. В присутствии катализаторов энергия активации снижается, а в случае ингибиторов – увеличивается. В результате изменяется значение константы скорости реакции, и сама скорость реакции также меняется.

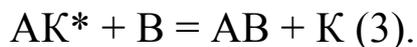
Механизм действия катализаторов объясняет **теория промежуточных соединений**. Согласно этой теории, катализатор образует с одним из реагентов нестойкое промежуточное соединение, которое затем взаимодействует с другим реагентом, в результате чего образуется продукт, а катализатор высвобождается. Например, реакция:



без катализатора протекает медленно. Введённый в процесс катализатор К, взаимодействует с одним из исходных веществ (А) и образует непрочное промежуточное соединение (АК):



Это соединение с большой скоростью реагирует с другим исходным веществом, при этом образуется продукт реакции АВ, а катализатор выделяется в свободном состоянии:



Скорость реакции 2 меньше, чем реакции 3, но больше, чем скорость реакции 1, и поэтому общая скорость процесса в присутствии катализатора увеличивается.

Все химические процессы делятся на простые и сложные. Простые, или элементарные процессы, проходят в одну стадию, а сложные в две и более стадий. Теория промежуточных соединений показывает, что катализ является сложным процессом.

Катализ бывает двух видов:

- **гомогенный** – катализатор и реакционная смесь образуют однородную (однофазную) систему.
- **гетерогенный** гораздо более сложен, то есть протекает в несколько стадий. При гетерогенном катализе химическая реакция проходит на границе раздела двух фаз. При этом катализатор, как правило, образует твёрдую фазу, а реагенты находятся в газообразном состоянии или в жидком.

3.2. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Реакции, протекающие одновременно в прямом и обратном направлениях, называют **обратимыми**.

Химическое равновесие – состояние системы, когда скорости прямой и обратной реакции равны.

При наступлении химического равновесия устанавливаются постоянные во времени значения концентраций всех участников прямого и обратного процессов. Эти концентрации называют **равновесными**.

Смещение химического равновесия заключается в установлении новых значений концентраций всех участвующих во взаимодействии веществ и происходит при нарушении постоянства внешних факторов: концентраций веществ, температуры или давления.

Направление смещения химического равновесия описывает **принцип Ле Шателье**: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, производится внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той из двух противоположных реакций, которая ослабляет это воздействие.

1) Влияние изменения концентрации на смещение химического равновесия:

- При повышении концентрации реагирующих веществ (или при уменьшении концентрации продуктов), химическое равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции (вправо, в сторону прямой реакции).

- При повышении концентрации продуктов реакции (или при уменьшении концентрации реагентов), химическое равновесие смещается в сторону образования реагирующих веществ (влево, в сторону обратной реакции).

2) *Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия:*

- При повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, протекающей с поглощением тепла ($-Q, +\Delta H$).

- При понижении температуры химическое равновесие смещается в направлении экзотермической реакции, протекающей с выделением тепла ($+Q, -\Delta H$).

3) *Влияние изменения давления на смещение химического равновесия (в случае, если в реакции участвуют газы):*

- При повышении давления химическое равновесие смещается в сторону образования меньшего числа газообразных молекул.

- При понижении давления химическое равновесие смещается в сторону образования большего числа газообразных молекул.

При равенстве числа газообразных реагентов и продуктов изменение давления не влияет на смещение химического равновесия.

Состояние химического равновесия характеризуется соотношением равновесных концентраций компонентов реакционной смеси, которое называется **константой равновесия** (K_p).

Для реакции: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ математическое выражение константы равновесия в соответствии с законом действующих масс имеет вид:

$$K = \frac{\vec{k}}{\bar{k}} \quad \text{или} \quad K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

где \vec{k} – константа скорости прямой реакции, \bar{k} – константа скорости обратной реакции; $[C]$, $[D]$ – равновесные концентрации продуктов; $[A]$, $[B]$ – равновесные концентрации реагентов; a , b , c , d – стехиометрические коэффициенты.

Константа равновесия определяет глубину протекания химического взаимодействия к моменту достижения

равновесного состояния. Чем больше величина K , тем больше степень превращения исходных веществ в продукты реакции. Величина константы равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентраций реагентов и присутствия катализатора. Катализатор в равной степени влияет на величины \vec{k} и \bar{k} , поэтому отношение этих величин остается постоянным.

Лабораторная работа №2

Химическая кинетика и химическое равновесие

Реактивы и принадлежности:

- тиосульфат натрия, 0,1М р-р;
- серная кислота, 0,1М р-р;
- хлорид железа (III), насыщ. р-р;
- тиоцианат калия, насыщ. р-р;
- хлорид калия, кристаллич;
- дистиллированная вода;
- штатив с большими пробирками;
- штатив с маленькими пробирками;
- бюретки 3 шт.;
- резиновые пробки;
- секундомер;
- бумага миллиметровая.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Изучим влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, которая сопровождается выделением осадка серы (гидрозоля):



Скорость данной реакции (при постоянной температуре) определяется в интервале времени от начала смешивания реагирующих веществ до появления помутнения (образования гидрозоля серы). В каждом опыте чувствительность человеческого глаза позволяет определить начало помутнения при одинаковой концентрации выделившихся продуктов, поэтому при разных концентрациях реагентов скорость данной реакции будет обратно пропорциональна времени помутнения раствора.

Методика эксперимента

Заполните три бюретки:

- первую – дистиллированной водой;
- вторую – 0,1М раствором тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$);
- третью – 0,1 М раствором серной кислоты.

Возьмите две большие пробирки: в первую с помощью бюретки отмерьте 6 мл раствора серной кислоты; во вторую – определенное количество тиосульфата натрия и дистиллированной

воды. Объемы тиосульфата натрия и воды в каждом варианте опыта представлены в таблице 1:

Таблица 1

№ опыта	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Время помутнения (t), с	Относительная скорость ($V_{отн}$)
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	6	–	6	0,100		
2	4	2	6	0,067		
3	3	3	6	0,050		
4	2	4	6	0,033		

Быстро смешайте растворы, отметьте время начала реакции (с помощью секундомера), пробирку закройте пробкой и тщательно перемешайте. Наблюдайте начало помутнения, остановите секундомер и запишите время помутнения в таблицу 1.

Помойте пробирки и повторите опыт с другими концентрациями тиосульфата натрия. В каждом из вариантов опыта старайтесь дождаться одинаковой интенсивности помутнения.

Задание:

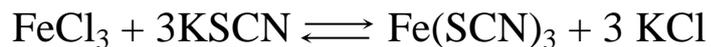
- 1) Рассчитайте относительную скорость реакции по формуле:

$$V_{отн} = \frac{t_{min}}{t_n}$$

- 2) Постройте график зависимости относительной скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.
- 3) Напишите математическое выражение закона действующих масс для исследуемой реакции.
- 4) Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Опыт 2. Влияние концентрации на смещение химического равновесия

Реакция взаимодействия между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия является обратимой:



Образующийся в результате реакции раствор тиоцианата железа (III) окрашен в кроваво-красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации, как реагентов, так и продуктов реакции, поэтому смещение химического равновесия можно наблюдать по изменению окраски реакционной смеси.

Методика эксперимента

В большую пробирку налейте 10 мл дистиллированной воды. Добавьте 3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III) и 3 капли насыщенного раствора тиоцианата калия, закройте пробирку пробкой и перемешайте растворы.

Полученный раствор разлейте поровну в четыре маленькие пробирки: в первую пробирку добавьте 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III); во вторую пробирку – 1 каплю насыщенного раствора тиоцианата калия; в третью пробирку – с помощью шпателя добавьте немного кристаллического хлорида калия, взболтайте; четвертую пробирку оставьте для сравнения (контроль).

Обратите внимание на изменение интенсивности окраски реакционной смеси в пробирках 1, 2, 3 по сравнению с контрольной. В соответствии с наблюдениями заполните таблицу 2

Таблица 2

№ пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

Задание:

- 1) Для рассматриваемой реакции напишите математическое выражение константы равновесия.
- 2) На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод о влиянии концентрации веществ на смещение химического равновесия.

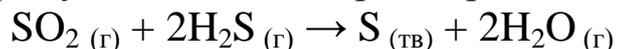
УПРАЖНЕНИЯ

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции:



при увеличении общего давления в 2 раза?

2. Во сколько раз уменьшится скорость реакции:

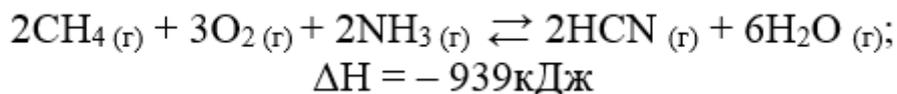


при уменьшении давления сероводорода в 3 раза?

3. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 40°C ее скорость возрастает в 16 раз.

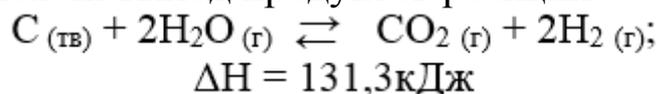
4. При 120°C скорость реакции составляла 2 ммоль/(л·мин). При какой температуре скорость реакции станет равной 18 ммоль/(л·мин), если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

5. В каком направлении сместится равновесие реакции:



а) при понижении температуры; б) при повышении давления? Напишите математическое выражение константы равновесия.

6. Увеличится ли выход продуктов реакции:



при одновременном повышении температуры и давления? Напишите математическое выражение константы равновесия.

Глава 4. РАСТВОРЫ

8.1. Классификация растворов

Растворы – гомогенные системы переменного состава, состоящие из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия. Растворы являются предельным случаем смесей веществ с высокой степенью измельчения (дисперсности).

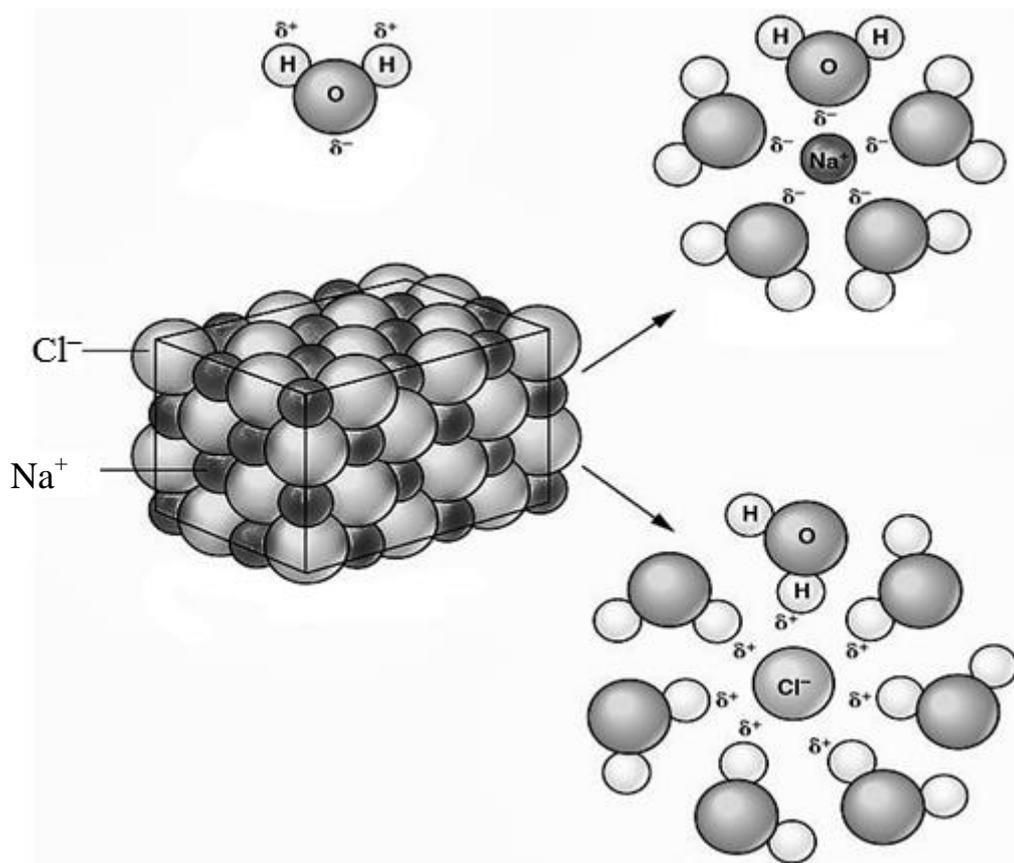
Под **растворимостью** понимают способность веществ растворяться в каком-либо растворителе. В химии существует принцип растворимости – «подобное растворяется в подобном», т.е. вещества с ковалентным полярным или ионным типом связи хорошо растворяются в полярных растворителях и наоборот, вещества с ковалентным неполярным типом связи хорошо растворяются в неполярных растворителях.

Растворение – это физико-химический процесс, который сопровождается:

1. Выделением или поглощением тепла.
2. Изменением объема.
3. Образованием сольватированных (гидратированных – в том случае, если растворитель – вода) частиц.

При растворении полярные молекулы воды вступают в электростатическое взаимодействие с молекулами или ионами растворяемого вещества (см. рисунок). В раствор переходят структурные частицы растворяемого вещества, связанные слабыми межмолекулярными силами с фиксированным или переменным числом молекул воды. В результате образуются химические соединения растворяемого вещества с водой. Эти соединения называют **гидратами**, а процесс их образования – **гидратацией**.

Гидраты чаще всего неустойчивы и разрушаются при выделении растворенного вещества из раствора. Но иногда взаимодействие растворенных частиц с водой настолько сильное, что при кристаллизации вещества часть гидратных молекул воды включается в структуру кристаллической решетки. Такие кристаллические вещества, содержащие гидратную воду, называются **кристаллогидратами**. Например: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.



Перешедшие в раствор гидратированные частицы, ударяясь о поверхность еще нерастворившегося твердого вещества, теряют гидратную воду и снова встраиваются в кристаллическую решетку.

Таким образом, одновременно протекают два противоположных процесса: процесс разрушения фазы растворяемого вещества под действием молекул растворителя (процесс растворения) и процесс возвращения растворенных частиц в фазу растворяемого вещества (процесс выделения из раствора)



В момент, когда скорости этих процессов становятся равными, в растворе устанавливается динамическое равновесие.

Классификация дисперсных систем

- истинные растворы* (размер частиц менее 1 нм, мельчайшая частица – ион, молекула). К истинным растворам относят водные растворы кислот, оснований, солей, в которых структурные единицы каждого компонента равномерно распределены по всему объему системы;

2. *коллоидные растворы* (размер частиц от 1 до 100 нм, мельчайшая частица – мицелла). Коллоидные растворы содержат микроскопические частицы какого-либо компонента, образующие самостоятельную фазу. Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между истинными растворами и грубодисперсными смесями. Это мутные среды, в которых наблюдаются различные оптические явления (например, опалесценция). Примерами коллоидных растворов являются растворы нерастворимых кислот, оснований, солей, а также многие природные системы: морская или речная вода, молоко и т.д.;
3. *грубодисперсные системы* (размер частиц более 100 нм, мельчайшая частица крупная легко различимая глазом). Данные растворы неустойчивы, под действием силы тяжести крупные частицы осаждаются, т.е. выпадают в осадок (седиментируют) и раствор расслаивается. К грубодисперсным системам относят взвеси песка, глины, извести, а также эмульсии масла в воде.

Классификация растворов

а) по агрегатному состоянию:

1. *твердые* (сплавы металлов);
2. *жидкие* (водные растворы кислот, щелочей, солей; бензин);
3. *газообразные* (воздух: 78%об. N₂, 21%об. O₂, 1%об. Ar).

б) по растворимости:

1. *насыщенные* – растворы, в которых при данной температуре вещество больше не растворяется;
2. *ненасыщенные* – растворы, находящиеся в равновесии с растворяющимся веществом. Содержание растворенного вещества в ненасыщенном растворе меньше, чем в насыщенном растворе при тех же условиях.
3. *пересыщенные* – растворы, в которых растворяется больше вещества, чем в насыщенном растворе (термодинамически неустойчивые).

в) по относительным количествам растворителя и растворенного вещества:

1. *Концентрированные* (эти количества соизмеримы, т.е. одного порядка, например, 20 г соли на 100 мл воды);

2. *Разбавленные* (эти количества несоизмеримы, например, 0,01 г соли на 100 мл воды).

8.2. Способы выражения концентрации растворов

Концентрация – это количественная характеристика содержания растворенного вещества в единице массы, объема растворителя или раствора.

1. **Массовая доля растворенного вещества** равна отношению массы растворенного вещества к массе всего раствора. Массовая доля обычно выражается в процентах:

$$\omega(v-va) = \frac{m(v-va)}{m(p-ra)} \cdot 100\%$$

2. **Молярная концентрация (молярность)** – количество молей растворенного вещества в единице объема раствора:

$$C_M = \frac{v(v-va)}{V(p-ra)} = \frac{m(v-va)}{M(v-va) \cdot V(p-ra)}, \text{ моль / л}$$

3. **Молярная концентрация эквивалента (нормальность)** – количество молей эквивалентов растворенного вещества в единице объема раствора:

$$C_H = \frac{n(v-va)}{V(p-ra)} = \frac{m(v-va)}{M_{\text{Э}}(v-va) \cdot V(p-ra)}, \text{ моль / л}$$

Расчет молярной массы эквивалента и фактора эквивалентности для приготовления растворов заданной нормальности:

Молярная масса эквивалента $M_{\text{Э}}$ равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{эkv}},$$

где $f_{\text{эkv}}$ - фактор эквивалентности.

Для кислот фактор эквивалентности – это величина обратная основности кислоты:

$$f_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 1; f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}; f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$$

Для оснований – это величина обратная кислотности основания:
убрать $\text{Al}(\text{OH})_3$ из формулы ниже!!!!!!!

$$f_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 1; f_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}; f_{\text{экв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3}$$

Для солей – это величина обратная произведению числа катионов (анионов) и их заряда, взятого по модулю:

$$f_{\text{экв}}(\text{NaCl}) = 1; f_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \frac{1}{2}; f_{\text{экв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6}$$

4. **Молярная концентрация (молярность)** – количество моль растворенного вещества в 1 кг растворителя:

$$M = \frac{v(v-va)}{m(p-ля)} = \frac{m(v-va)}{M(v-va) \cdot m(p-ля)}, \text{ моль / кг}$$

5. **Титр** – масса растворенного вещества в 1 мл раствора:

$$T(v-va) = \frac{m(v-va)}{V(p-ра)}, \text{ г / мл}$$

4.3. Электролитическая диссоциация

Электролитическая диссоциация – это распад молекул или кристаллов вещества на положительно и отрицательно заряженные частицы (ионы) при растворении в полярном растворителе или расплавлении.

Электролиты – сложные вещества, молекулы и кристаллы которых в растворе распадаются на ионы вследствие электролитической диссоциации. Электролиты – проводники II рода, обладающие ионной проводимостью. К электролитам относят кислоты, основания, амфотерные гидроксиды и соли.

Основные положения теории электролитической диссоциации:

1. Электролиты при растворении способны диссоциировать на ионы из-за взаимодействия с молекулами растворителя. Под действием электрического тока, положительно заряженные частицы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные частицы (анионы) движутся к аноду. Образование ионов в водном растворе сопровождается их гидратацией – возникновением электростатического взаимодействия между ионами и молекулами растворителя.

2. Электролитической диссоциации подвергаются не все вещества, а только те, которые имеют ионный или ковалентный полярный тип связи между атомами. Электролитическая диссоциация протекает только в полярных растворителях.

3. Электролитическая диссоциация – обратимый процесс, наряду с распадом молекул на ионы (диссоциацией) происходит объединение ионов в молекулы (*ассоциация*).

Доля молекул, распавшихся в состоянии равновесия на ионы, количественно характеризуется **степенью электролитической диссоциации (α)**:

$$\alpha = \frac{n}{N},$$

где n – число продиссоциировавших молекул, N – общее число молекул. Степень диссоциации часто выражают в процентах.

По величине степени диссоциации при комнатной температуре для 0,1н. растворов введено условное деление электролитов по силе.

- **Сильные электролиты ($\alpha > 30\%$)**. К сильным электролитам относятся разбавленная серная H_2SO_4 , хлороводородная (соляная) HCl , азотная HNO_3 и др. кислоты, щёлочи (гидроксиды натрия $NaOH$, калия KOH , бария $Ba(OH)_2$ и др.), а также практически все соли.

- **Электролиты средней силы ($3\% < \alpha < 30\%$)**. К данным электролитам относят щавелевую $H_2C_2O_4$, ортофосфорную H_3PO_4 кислоты.

- **Слабые электролиты ($\alpha < 3\%$)**. К слабым электролитам относятся практически все органические кислоты (уксусная CH_3COOH), некоторые неорганические кислоты (угольная

H₂CO₃, сероводородная H₂S, циановодородная HCN и др.), малорастворимые основания и гидроксид аммония NH₄OH.

Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации:

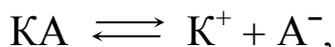
1. *Природа электролита и растворителя:* чем полярнее химическая связь в молекуле или кристалле вещества и выше диэлектрическая проницаемость среды растворителя, тем больше степень диссоциации электролита.

2. *Температура раствора:* с увеличением температуры степень диссоциации электролита возрастает.

3. *Концентрация электролита:* с увеличением концентрации электролита его степень диссоциации уменьшается.

4. *Влияние одноименного иона:* при добавлении одноименного иона степень диссоциации слабого электролита уменьшается.

Рассмотрим процесс диссоциации слабого электролита КА, он является обратимым:



поэтому его протекание можно характеризовать константой равновесия, которую называют *константой диссоциации K_д*:

$$K_{д} = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[КА]},$$

где [K⁺], [A⁻] – равновесные концентрации катионов и анионов в растворе, [КА] – равновесная концентрация молекул вещества.

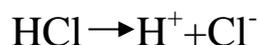
Степень диссоциации слабого электролита связана с его константой по *закону разбавления Оствальда*:

$$K_{д} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

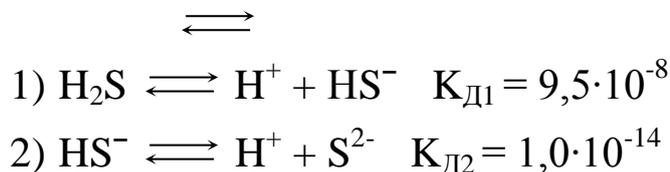
где *c* – молярная концентрация электролита.

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве катионов только ионы водорода.

Сильные кислоты диссоциируют практически необратимо, в одну ступень:



Многоосновные слабые кислоты диссоциируют обратимо по ступеням, число которых определяется их *основностью*. При этом каждой ступени соответствует своя константа диссоциации. Например:

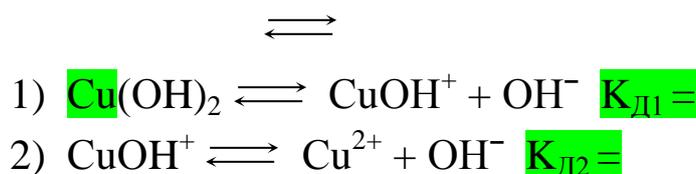


Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы .

Сильные основания диссоциируют необратимо и полностью в одну ступень:



Слабые – обратимо и по ступеням, число которых равно *кислотности* основания, и каждой соответствует собственное значение константы диссоциации. Например:



Если сравнить константы первой и последующих ступеней диссоциации многоосновных кислот и многокислотных оснований, то можно сделать вывод: каждая последующая ступень диссоциации протекает труднее предыдущей.

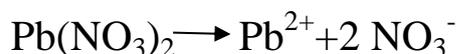
Амфотерные гидроксиды (амфолиты) – это гидроксиды, способные диссоциировать как по типу кислоты, так и по типу основания. Все амфотерные гидроксиды малорастворимы и являются слабыми электролитами. Тем не менее, растворенная в воде часть амфолита, находящаяся в равновесии с твердой фазой, способна диссоциировать с образованием кислотных и основных остатков.

Например:



Соли – это электролиты, образующие при диссоциации катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

Практически все соли являются сильными электролитами и при растворении полностью диссоциируют:



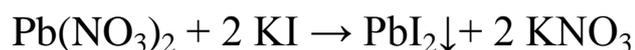
Малорастворимые соединения, даже если они относятся к сильным электролитам, в силу плохой растворимости образуют в растворе относительно небольшое количество ионов.

Поэтому при составлении ионных и ионно-молекулярных уравнений следует придерживаться правила: диссоциация на ионы записывается только для **сильных растворимых электролитов**.

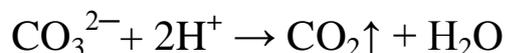
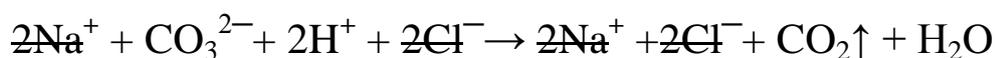
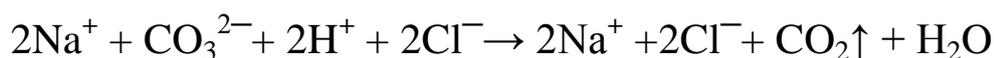
Ионные уравнения реакций – это реакции, протекающие между ионами в растворе.

Ионные уравнения идут до конца, если:

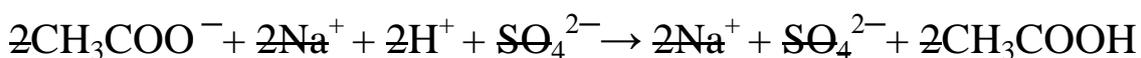
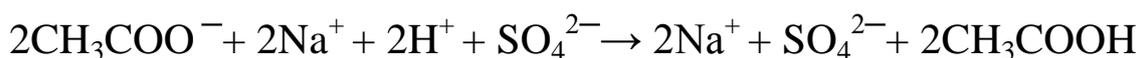
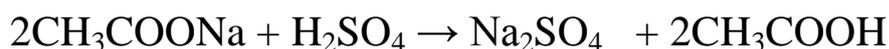
1. *Образуется осадок:*



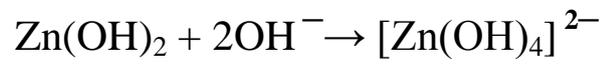
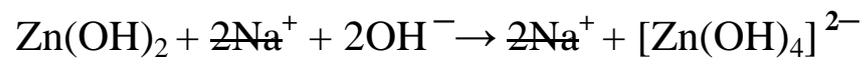
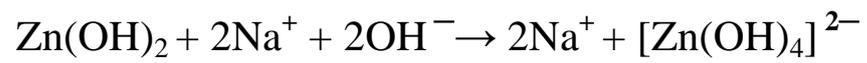
2. *Выделяется газ:*



3. *Образуется слабый электролит:*



4. *Образуется комплексный ион:*



Лабораторная работа №3

Электролитическая диссоциация

Реактивы и принадлежности:

- цинк (кусочки);
- соляная кислота, 1н. р-р;
- уксусная кислота, 1н. р-р;
- серная кислота, 1н. р-р;
- гидроксид натрия, 1н. р-р;
- хлорид магния, 1н. р-р;
- гидроксид аммония, 1н. р-р;
- сульфат алюминия, 1н. р-р;
- сульфат меди (II), 1н. р-р;
- хлорид железа (III), 1н. р-р;
- вольфрамат натрия, 1н. р-р;
- карбонат калия, 1н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1н. р-р;
- сульфат калия, 1н. р-р;
- хлорид бария, 1н. р-р;
- хромат калия, 1н. р-р;
- нитрат серебра (I), 1н. р-р;
- дихромат калия, 1н. р-р;
- хлорид кальция, 1н. р-р;
- гексацианоферрат (II) калия, 1н. р-р;
- ацетат натрия, кристаллич;
- хлорид аммония, кристаллич;
- метилоранж, 0,1% водн. р-р;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р.
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Сравнение степени диссоциации кислот

В две пробирки налейте по 6-8 капель растворов соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации. В каждую из пробирок поместите по 1 кусочку цинка. Через несколько минут после начала опыта сравните интенсивность выделения водорода в каждой пробирке.

Задание:

- 1) Объясните наблюдаемое различие в интенсивности выделения водорода.
- 2) Напишите уравнение реакции цинка с раствором соляной кислоты в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Сравнение степени диссоциации растворимых оснований

В две пробирки налейте по 6-8 капель раствора хлорида магния. В одну добавьте 1 каплю гидроксида натрия, а в другую – 1 каплю гидроксида аммония.

Задание:

- 1) Объясните причину неодинакового количества осадка в первой и во второй пробирках.
- 2) Напишите уравнение реакции растворов хлорида магния с гидроксидом натрия в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабых электролитов

а) влияние одноименного иона на степень диссоциации уксусной кислоты

В пробирку налейте 15 капель 0,1 М раствора уксусной кислоты и добавьте 1 каплю метилоранжа. Разделите содержимое на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, а во вторую добавьте 1 шпатель кристаллического ацетата натрия и размешайте до полного растворения. Сравните окраску индикатора с контрольной пробиркой.

Задание:

- 1) Запишите ионно-молекулярные уравнения процессов диссоциации уксусной кислоты и ацетата натрия.
- 2) Как и почему изменяется степень диссоциации уксусной кислоты в присутствии ацетата натрия?

б) влияние одноименного иона на степень диссоциации гидроксида аммония

В пробирку налейте 15 капель 0,1 М раствора гидроксида аммония и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Разделите содержимое на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, а во вторую добавьте 1 шпатель кристаллического хлорида аммония и размешайте до полного растворения. Сравните окраску индикатора с контрольной пробиркой.

Задание:

- 1) Запишите ионно-молекулярные уравнения процессов диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония.
- 2) Как и почему изменяется степень диссоциации гидроксида аммония в присутствии хлорида аммония?

Опыт 4. Влияние среды раствора на диссоциацию амфолита

К 10 каплям раствора сульфата алюминия добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка гидроксида алюминия. Разделите содержимое на две пробирки. В одну добавьте избыток серной кислоты, а в другую – избыток гидроксида натрия до полного растворения осадка.

Задание: Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

- 1) сульфата алюминия с гидроксидом натрия;
- 2) гидроксида алюминия с серной кислотой;
- 3) гидроксида алюминия с гидроксидом натрия.

Опыт 5. Ионные реакции

а) получение труднорастворимых оснований

Приготовьте две пробирки: в первую поместите 6-8 капель раствора сульфата меди (II); во вторую – 6-8 капель раствора хлорида железа (III). В обе пробирки добавьте по 5 капель раствора гидроксида натрия до образования осадков.

Задание: Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

- 1) сульфата меди (II) с гидроксидом натрия;
- 2) хлорида железа (III) с гидроксидом натрия.

б) получение труднорастворимых кислот

В одну пробирку налейте 6-8 капель раствора вольфрамата натрия (Na_2WO_4) и добавьте по 5 капель раствора соляной кислоты до образования осадка.

Задание: Напишите уравнения реакций вольфрамата натрия с соляной кислотой в молекулярной и ионной форме.

в) получение газообразных веществ

В пробирку налейте 6-8 капель раствора карбоната калия и добавьте по 5 капель раствора соляной кислоты.

Задание: Напишите уравнения реакций карбоната калия с соляной кислотой в молекулярной и ионной форме.

г) получение труднорастворимых солей

Используя имеющиеся в штативе реактивы, получите следующие труднорастворимые соли: сульфат свинца (II); хромат бария; дихромат серебра (I); карбонат кальция; гексацианоферрат (II) железа (III).

Задание: Напишите данные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Обратите внимание на цвет полученных осадков.

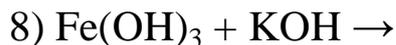
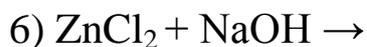
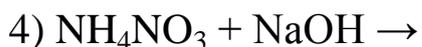
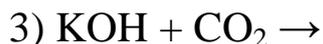
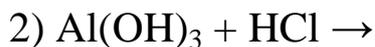
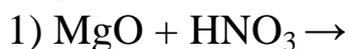
УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации угольной кислоты по двум ступеням и выражения констант диссоциации для каждой ступени.

2. Вычислите степень диссоциации (в %) азотистой кислоты в 0,01 М растворе.

3. Вычислите константу диссоциации муравьиной кислоты в 0,2 М растворе, если ее степень диссоциации равна 3,2%.

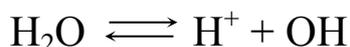
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:



Глава 5. КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

5.1. Водородный показатель

Вода является очень слабым электролитом. Процесс диссоциации воды описывается следующим уравнением:



Тогда константа диссоциации K_d воды будет равна:

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Преобразование этого выражения даёт:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_d(\text{H}_2\text{O}) \cdot [\text{H}_2\text{O}]$$

Экспериментально установлено, что $K_d(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \cdot 10^{-16}$ при 22°C. Так как степень диссоциации воды крайне низка, то можно считать, что концентрация её молекул – величина постоянная.

Один литр воды имеет массу 1000 г, тогда равновесная концентрация воды в воде будет равна:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1000\text{г}}{18\text{г/моль} \cdot 1\text{л}} = 55,56 \text{ моль/л}$$

Подставив числовые значения в уравнение, получим:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2$$

Произведение равновесных концентраций ионов H^+ и OH^- в воде и водных растворах при определённой температуре есть величина постоянная и называется **ионным произведением воды** (K_w).

Так как ионное произведение воды есть величина постоянная, то увеличение содержания в растворе одного из составляющих его ионов (H^+ или OH^-) ведёт к соответствующему снижению содержания концентрации другого. При равенстве концентраций $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ реакция среды нейтральная, если $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, то среда будет кислой, а при $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ – щелочной.

Так как концентрации ионов водорода и гидроксила выражены отрицательной степенью числа 10, это создаёт неудобства при расчёте концентрации.

Датский физико-химик и биохимик Сёренсен в 1920 г ввёл понятие «*водородный показатель (pH)*».

$$pH = -\lg [H^+].$$

Величина pH раствора – это отрицательный десятичный логарифм, взятый от равновесной концентрации катионов водорода в этом растворе.

Аналогичным образом концентрация гидроксид-ионов может быть выражена как:

$$pOH = -\lg [OH^-].$$

Логарифмирование уравнения ионного произведения воды и перемена знака дают:

$$-\lg [H^+] - (-\lg [OH^-]) = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

На практике для определения реакции среды величиной pOH не пользуются, так как она зависит от pH, значения которого достаточно, чтобы охарактеризовать кислотность или щёлочность раствора.

На величину ионного произведения воды значительное влияние оказывает температура. С повышением температуры увеличивается степень диссоциации воды, а, следовательно, и значение K_w . В таблице 1 показаны зависимости K_w и pH, характеризующие нейтральную среду, от температуры.

Таблица 1. Зависимости K_w и pH от температуры

T, K	K_w	pH
273	$1,139 \cdot 10^{-16}$	7,97
291	$5,702 \cdot 10^{-15}$	7,11
298	$1,008 \cdot 10^{-14}$	6,99
323	$5,474 \cdot 10^{-14}$	6,63
373	$5,900 \cdot 10^{-13}$	6,12

В зависимости от степени отклонения величины pH от нейтральной среды условно принято выделять слабокислые, сильнокислые, слабощелочные и сильнощелочные водные растворы. Для этого удобно пользоваться шкалой:



Шкала рН не ограничивается пределами от 0 до 14. Например, концентрированные растворы минеральных кислот могут иметь значения рН меньше 0, а щелочей больше 14.

Таблица 2.

Примеры значений рН некоторых веществ

рН	Раствор
0,5	Аккумуляторная кислота (серная)
1,5-2,0	Желудочный сок
2,4	Лимонный сок
2,5	Кока-кола
2,9	Уксус
3,5	Апельсиновый сок
4,5	Пиво
менее 5,6	Кислотный дождь
5,0	Кофе
5,5	Поверхностный слой кожи, моча
6,5	Молоко
7,0	Чистая вода
6,5-7,4	Слюна
7,34-7,45	Кровь, слезы
7,5	Лимфа
8,0	Морская вода, яйца (белок?????)
9,0-10,0	Пищевая сода
11,5	Мыло
12,5	Отбеливатель
13,5	Средство для прочистки сточных труб

Существующие приборы для измерения рН (*иономеры*), позволяют измерять рН растворов в пределах от -1 до +19.

Расчёт рН для растворов электролитов разной силы осуществляется по следующим формулам:

- 1) Для раствора сильной кислоты:

$$pH = -\lg(n \cdot C_{к-ты}) ,$$

где n – основность кислоты, $C_{к-ты}$ – молярная концентрация раствора.

2) Для раствора щелочи:

$$pH = 14 + \lg(m \cdot C_{осн}) ,$$

где m – кислотность основания, $C_{осн}$ – молярная концентрация раствора.

3) Для раствора слабой кислоты:

$$pH = \frac{1}{2} pK_{к-ты} - \frac{1}{2} \lg C_{к-ты} ,$$

где $pK_{к-ты}$ – силовой показатель $pK_{к-ты} = -\lg K_{\partial(к-ты)}$; $C_{к-ты}$ – молярная концентрация раствора.

4) Для раствора слабого основания:

$$pH = 14 - \frac{1}{2} pK_{осн} + \frac{1}{2} \lg C_{осн} ,$$

где $pK_{осн}$ – силовой показатель $pK_{осн} = -\lg K_{\partial(осн)}$; $C_{осн}$ – молярная концентрация раствора.

Примеры расчета pH

1. Рассчитать pH 0,1 М раствора азотной кислоты HNO_3 :

$$pH = -\lg(0,1) = -\lg 10^{-1} = 1$$

2. Рассчитать pH 0,005 М раствора серной кислоты H_2SO_4 :

$$pH = -\lg(2 \cdot 0,005) = -\lg(0,01) - \lg 10^{-2} = 2$$

3. Рассчитать pH 1 М раствора синильной кислоты HCN :

$$pH = \frac{1}{2} \cdot 9,21 - \frac{1}{2} \cdot \lg 1 = 4,605$$

4. Рассчитать pH 0,01 М раствора гидроксида калия KOH :

$$pH = 14 + \lg(0,01) = 14 + \lg 10^{-2} = 14 - 2 = 12$$

5. Рассчитать pH 0,05 М раствора гидроксида бария $Ba(OH)_2$:

$$pH = 14 + \lg(2 \cdot 0,05) = 14 + \lg 10^{-1} = 14 - 1 = 13$$

6. Рассчитать pH 0,001 М раствора гидроксида аммония NH_4OH :

$$pH = 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot \lg 0,001 = 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot \lg 10^{-3} =$$

$$= 14 - 2,375 - 1,5 = 10,125$$

5.2. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

Буферным действием называется свойство растворов сохранять определённое значение рН при введении в них определенного количества сильной кислоты или щёлочи, а также при разбавлении (или концентрировании). Растворы, обладающие буферным действием, называются **буферными смесями**.

Буферные растворы содержат компоненты, диссоциирующие с образованием одноимённых ионов, но отличающиеся по степени диссоциации.

По химическому составу буферные смеси бывают нескольких видов.

1. Смесь слабой кислоты и её соли, например, **ацетатная** ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$).
2. Смесь слабого основания и его соли, например, **аммиачная** ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$).
3. Смесь двух кислых солей, например, **фосфатная** ($\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$).
4. Смесь кислой и средней солей, например, **карбонатная** ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$).

По характеру среды буферные смеси делят на *кислые* и *основные*:

Кислая буферная смесь:
Смесь слабой кислоты и её соли, например:

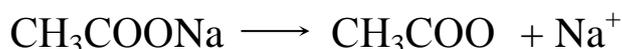
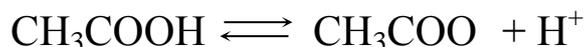


Основная буферная смесь:
Смесь слабого основания и его соли, например:

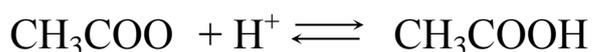


Механизм буферного действия заключается в том, что при добавлении в буферный раствор кислоты или щёлочи его компоненты связывают ионы H^+ или OH^- в малодиссоциированные соединения. Рассмотрим это на примере

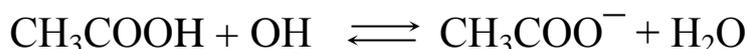
ацетатной буферной смеси. Компоненты буферной смеси диссоциируют согласно уравнениям:



Ацетат натрия как соль является сильным электролитом и диссоциирует полностью. Действие одноимённого ацетат-иона подавляет диссоциацию слабого электролита – уксусной кислоты. Таким образом, концентрация ацетат-ионов в растворе определяется только диссоциацией соли, а уксусная кислота находится практически в недиссоциированном виде. Если к данной смеси добавить раствор сильной кислоты, то образующиеся ионы H^+ , взаимодействуя с ацетат-ионами, связываются в малодиссоциированное соединение – уксусную кислоту:



Если к раствору добавить раствор щёлочи, то ионы OH^- взаимодействуют с тем небольшим количеством ионов H^+ , которые образуются при диссоциации уксусной кислоты, с образованием некоторого количества ацетат-ионов и воды:



Как уксусная кислота, образующаяся при добавлении в раствор H^+ -ионов, так и вода, образующаяся при добавлении OH^- -ионов, являются слабыми электролитами. Связывание ионов H^+ и OH^- компонентами буферной смеси предотвращает резкие изменения рН системы.

Несмотря на подавление диссоциации уксусной кислоты ацетат-ионами соли, величина рН раствора всё же определяется степенью диссоциации кислоты в буферной смеси. Запишем уравнение для константы диссоциации кислоты:

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

Так как уксусная кислота практически недиссоциирована, то можно принять, что концентрация её молекул практически равна общей концентрации кислоты $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_{\text{к-ты}}$. В этом случае

концентрация ацетат-ионов равна концентрации соли $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = C_{\text{соли}}$.

После подстановки этих данных в уравнение и математических преобразований получим:

$$pH = pK_{\text{к-ты}} - \lg \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}}$$

где величина $pK_{\text{к-ты}} = -\lg K_{\text{Д}}$, называемая *силовым показателем*.

Аналогичным образом можно показать, что для смеси, содержащей слабое основание и его соль, расчёт рН может быть приведён по уравнению:

$$pH = 14 - pK_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{соли}}} .$$

Таким образом, значение рН, создаваемое буферными смесями, зависит от силового показателя слабого электролита, входящего в состав смеси и от соотношения концентраций компонентов. Так как при разбавлении смеси концентрации компонентов изменяются одинаково, то разбавление практически не влияет на величину рН.

Буферное действие может проявляться в определённых пределах. Характеристикой буферных растворов является буферная ёмкость. **Буферная ёмкость** выражается количеством моль-эквивалентов сильной кислоты или основания, которое необходимо добавить к 1л буферного раствора, чтобы изменить его рН на 1. Буферная ёмкость тем больше, чем выше концентрация компонентов, образующих буферную смесь. Если сместить рН буферной смеси более чем на единицу, то происходит её разрушение.

Каждая буферная смесь характеризуется пределом, в котором может быть использована. Так пределы действия ацетатной буферной смеси находятся при рН=4-6; формиатной – рН=3-5; аммонийной – рН=8-10; фосфатной – рН=6-8.

Лабораторная работа №4

Водородный показатель. Буферные растворы

Реактивы и принадлежности:

- соляная кислота, 0,1М р-р;
- уксусная кислота, 0,1М р-р;
- гидроксид натрия, 0,1М р-р;
- гидроксид аммония, 0,1М р-р;
- ацетат натрия, 0,1М р-р;
- хлорид аммония, 0,1М р-р;
- дистиллированная вода;
- универсальная индикаторная бумага;
- штатив с маленькими пробирками;
- мерные цилиндры 2 шт.;
- конические колбы 2 шт.;
- стеклянная палочка.

Опыт 1. Определение pH при помощи универсального индикатора

Определите pH растворов, указанных в таблице 1, для этого нанесите каплю раствора на индикаторную бумажку и сразу сравните с цветной шкалой. Запишите полученные значения в таблицу 1:

Таблица 1

Электролит	Концентрация, моль/л	pH (измеренное)	pH (рассчитанное)
HCl	0,1		
NaOH	0,1		
CH ₃ COOH	0,1		
NH ₄ OH	0,1		
H ₂ O	—		

Задание: Рассчитайте значения pH для указанных растворов по соответствующим формулам и сравните с измеренными значениями pH .

Опыт 2. Приготовление буферных растворов

а) приготовление ацетатного буферного раствора

С помощью мерного цилиндра отмерьте 20мл 0,1М раствора уксусной кислоты и 20мл 0,1М раствора ацетата натрия. Смешайте эти растворы в конической колбе.

б) приготовление аммиачного буферного раствора

С помощью мерного цилиндра отмерьте 20мл 0,1М раствора гидроксида аммония и 20мл 0,1М раствора хлорида аммония. Смешайте эти растворы в конической колбе.

Задание: Определите и рассчитайте значение pH данных буферных растворов.

Опыт 3. Буферное действие

Таблица 2

Буферный раствор	pH
Ацетатный буферный р-р	
Ацетатный буферный р-р + 1 капля HCl	
Ацетатный буферный р-р + 1 капля NaOH	
Ацетатный буферный р-р, разбавленный в 10 раз	

а) влияние добавления небольших количеств кислоты или щелочи на значение pH буферных растворов

В две пробирки налейте по 1мл ацетатного буферного раствора. В одну пробирку добавьте 1 каплю 0,1М раствора соляной кислоты, а в другую пробирку – 1 каплю 0,1М раствора гидроксида натрия. Каждый раствор перемешайте с помощью стеклянной палочки.

Задание: Определите значение pH в каждой пробирке, сравнив его с исходным. Запишите полученные значения в таблицу 2.

б) влияние разбавления на pH буферных растворов

В большую пробирку поместите 1мл ацетатного буферного раствора и разбавьте содержимое пробирки в 10 раз. Разбавленный раствор перемешайте с помощью стеклянной палочки.

Задание: Определите значение pH разбавленного буферного раствора, сравнив его с исходным. Запишите полученное значение в таблицу 2.

Опыт 4. Потеря буферного действия

Налейте в пробирку 1мл аммиачного буферного раствора. Добавляйте по каплям 0,1М раствор соляной кислоты, определяя рН после каждой добавленной капли.

Задание:

1) Полученные значения запишите в таблицу 3:

Таблица 3

Число капель HCl	$V(HCl)$, мл	pH
1	0,05	
2	0,10	
3	0,15	
4	0,20	
5	0,25	
6	0,30	
7	0,35	
8	0,40	
9	0,45	
10	0,50	

2) По полученным результатам постройте график зависимости pH аммиачного буферного раствора от объема добавленной соляной кислоты $V(HCl)$. При построении графика следует помнить, что зависимость должна быть выражена плавной кривой, а не ломаной линией.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Вычислите рН растворов: 1) 0,001 М HBr ; 2) 0,5М H_2CrO_4 , 3) 0,01 М HCN ; 4) 0,001 М $HCOOH$, 5) 0,1 М KOH ; 6) 0,005М $Ba(OH)_2$, 7) 0,01 М раствора NH_4OH .

2. Вычислите рН ацетатного буферного раствора, содержащего: 1) 0,1 М раствор уксусной кислоты и 0,01 М раствор ацетата натрия; 2) 0,01 М раствор гидроксида аммония и 0,1 М раствор хлорида аммония.

3. Вычислите рОН, концентрацию катионов водорода и концентрацию гидроксил-анионов в растворе, рН которого равен 4.

4. Вычислите рН крови крупного рогатого скота, концентрация катионов водорода в которой составляет $4,27 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

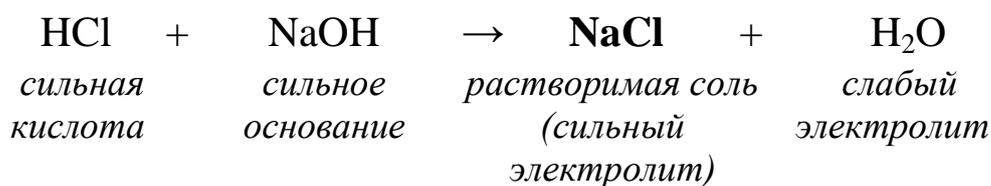
5. Вычислите рН воды в реке Дон, концентрация гидроксид-анионов в которой составляет $1,58 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

6. Вычислите рН апельсинового сока, в 250 мл которого содержится 0,25 ммоль катионов водорода.

Глава 6. ГИДРОЛИЗ

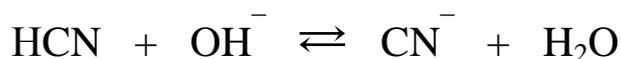
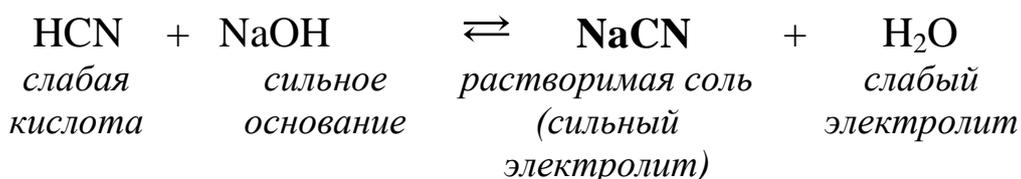
При растворении соли в воде в результате диссоциации происходит образование ионов основного и кислотного остатков. В зависимости от их природы образующиеся катионы и анионы могут либо вступать в реакцию с растворителем – водой, либо не вступать. Чтобы ответить на вопрос: «Какие ионы взаимодействуют с водой?» – разберем несколько примеров.

1. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием



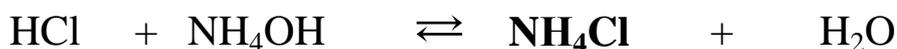
Реакция нейтрализации между сильными электролитами протекает необратимо, так как в результате образуется очень слабый электролит – вода. Поэтому **ионы солей, образованных сильными электролитами, с водой не взаимодействуют.**

2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием

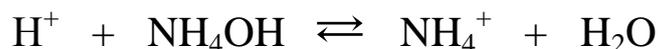


В данном случае возможно протекание обратного процесса – взаимодействия аниона соли с водой, сопровождающегося образованием гидроксид-анионов, обуславливающих щелочной характер среды. Таким образом, анионы кислотных остатков солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями, взаимодействуют с водой.

3. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием

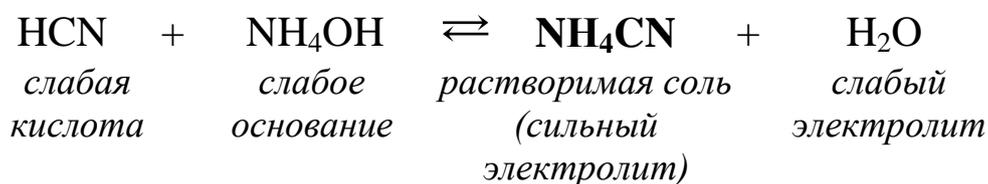


сильная кислота *слабое основание* *растворимая соль (сильный электролит)* *слабый электролит*



Как и в предыдущем примере, реакция нейтрализации носит обратимый характер. Взаимодействие катиона соли с водой приводит к образованию катионов водорода, обуславливающих кислую среду раствора. Таким образом, катионы основных остатков солей, образованных сильными кислотами и слабыми основаниями, взаимодействуют с водой.

4. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием



Катионы и анионы, образующиеся при диссоциации солей слабых кислот и слабых оснований, вступают в реакцию с водой. Определить реакцию среды можно сравнением констант диссоциации образующихся кислоты и основания. В данном случае $K_{\text{Досн.}} > K_{\text{Дкисл.}}$, поэтому реакция среды раствора должна быть слабощелочной ($\text{pH} > 7$).

Гидролизом называется взаимодействие ионов соли с водой, ведущее к образованию слабых электролитов.

В таблице 3 представлены типы гидролиза различных солей и реакция среды в их водных растворах:

Таблица 3

Типы гидролиза солей

Соль	Сильная кислота	Слабая кислота
Сильное основание	гидролиз не идет среда – нейтральная $\text{pH} = 7$	гидролиз по аниону среда – щелочная $\text{pH} > 7$

Слабое основание	<p style="text-align: center;">гидролиз по катиону среда – кислая $pH < 7$</p>	<p style="text-align: center;">гидролиз по катиону и по аниону среда – кислая, если: $K_{Д(к-ты)} > K_{Д(осн)}$, $pH < 7$ среда – щелочная, если: $K_{Д(к-ты)} < K_{Д(осн)}$, $pH > 7$</p>
------------------	---	---

Как и прочие обратимые реакции, гидролиз подчиняется закону действующих масс и характеризуется константой равновесия.

Для реакции: $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$

$$K_p = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-] \cdot [H_2O]}$$

Произведение двух постоянных (константы равновесия гидролиза и концентрации воды) называется **константой гидролиза (K_r)**:

$$K_r = K_p \cdot [H_2O] = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

Умножим числитель и знаменатель данного выражения на $[H^+]$ и получим:

$$K_r = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]} \cdot \frac{[H^+]}{[H^+]} = \frac{K_w}{K_d(HCN)}$$

Аналогично выводятся формулы для расчета соответствующих констант для всех типов гидролиза.

Другой количественной характеристикой является **степень гидролиза (h)** – отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу (n), к общему числу растворенных молекул (N). Данное выражение равноценно отношению концентрации соли, подвергшейся гидролизу ($c_{гидр}$) к общей концентрации соли в растворе ($c_{общ}$):

$$h = \frac{n}{N} = \frac{c_{гидр}}{c_{общ}}$$

Общие закономерности протекания гидролиза солей:

1. Степень гидролиза (для случаев гидролиза только по катиону или только по аниону) уменьшается при

увеличении концентрации раствора соли. Для гидролиза, протекающего одновременно по катиону и аниону, отсутствует зависимость степени гидролиза от концентрации.

2. Степень гидролиза зависит от силы кислоты или основания образующих данную соль: чем меньше константа диссоциации кислоты или основания, тем в большей степени гидролизуется соль.
3. С увеличением температуры степень гидролиза возрастает, главным образом из-за сильной зависимости K_W от температуры.
4. Так как гидролиз – процесс обратимый, то для смещения равновесия в нужном направлении используют принцип Ле Шателье:
 - а) Усилить гидролиз, т.е. сместить равновесие его реакции вправо, можно связыванием образующихся OH^- или H^+ -ионов при добавлении в щелочной раствор соли – кислот, а в кислый – щелочей; удалением продуктов реакции, а также разбавлением раствора для большинства солей.
 - б) Для ослабления гидролиза равновесие смещают влево, в зависимости от типа соли, добавлением избытка продуктов реакции, например, сильной кислоты или основания; увеличением концентрации соли. Такое действие называют **подавлением гидролиза**.
5. Гидролиз солей многоосновных кислот и многокислотных оснований протекает ступенчато. Многозарядные ионы последовательно вступают в реакцию с молекулами воды вплоть до образования слабой кислоты или слабого основания. Каждая ступень гидролиза характеризуется величиной константы гидролиза. Каждая последующая ступень гидролиза многозарядного иона протекает труднее предыдущей.

Составление уравнений гидролиза солей

Соли являются сильными электролитами, практически полностью распадающимися на ионы в водной среде. Поэтому их диссоциацию можно считать необратимым процессом. Однако ионы солей вступают в реакцию гидролиза обратимо. При

составлении уравнений гидролиза солей следует придерживаться следующего порядка действий для каждой ступени гидролиза:

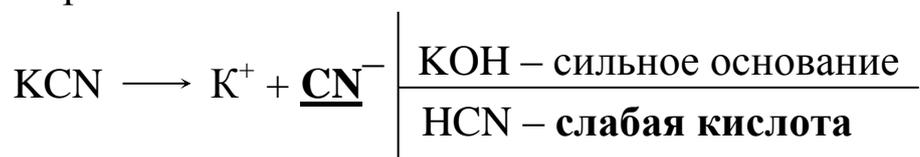
1. Записать уравнение диссоциации соли и охарактеризовать электролитическую силу кислоты и основания, образующих соль. Определить ион соли, соответствующий слабому электролиту, который будет взаимодействовать с молекулами воды.

2. Определить тип и количество ступеней гидролиза, а также характер среды раствора.

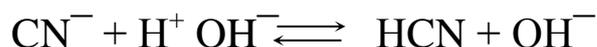
- Записать сокращённое ионное уравнение гидролиза.
- Составить полное ионное уравнение. Для этого в левую и правую части сокращенного ионного уравнения добавить ионы, не участвовавшие в реакции гидролиза.
- Составить молекулярное уравнение гидролиза, соединив разноименно заряженные ионы полного ионного уравнения в молекулы.

Приведем примеры составления уравнений гидролиза для разных типов солей:

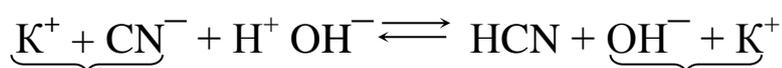
1. Соль образована **сильным основанием и слабой кислотой**:



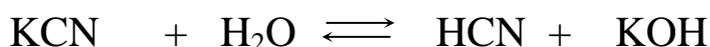
Составляем сокращенное ионное уравнение. Цианид-анион при взаимодействии с молекулой воды присоединяет катион водорода, образуются молекула слабой циановодородной кислоты и гидроксид-анион, придающий раствору щелочную реакцию:



Составляем полное ионное уравнение. Для этого в левую и правую части сокращенного ионного уравнения добавляем по одному катиону калия, который образуется при диссоциации цианида калия и в реакции гидролиза не претерпевает никаких изменений:

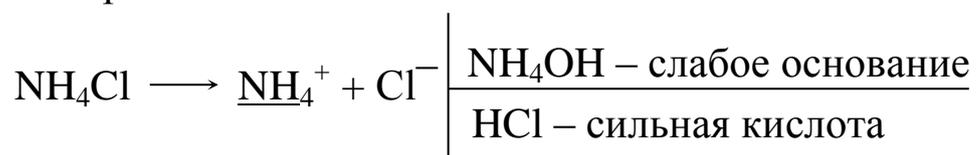


Составляем молекулярное уравнение гидролиза. В полном ионном уравнении соединяем разноименно заряженные ионы в молекулы:

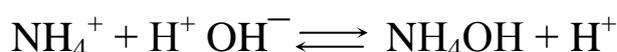


Соль KCN – сильный электролит и диссоциирует полностью. Катион этой соли (K^+) не может сдвинуть равновесие диссоциации воды, так как гидроксид калия тоже сильный электролит. Цианид-ионы (CN^-), наоборот, связывают ион водорода с образованием слабой циановодородной кислоты. В результате среда образовавшегося раствора определяется наличием свободных гидроксид-ионов, и его pH находится в щелочной области.

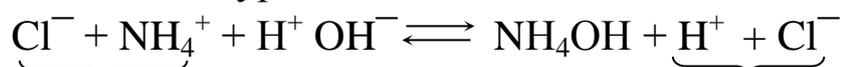
2. Соль образована *слабым основанием и сильной кислотой*:



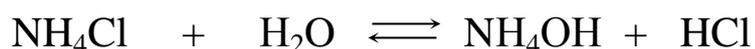
Сокращенное ионное уравнение:



Полное ионное уравнение:

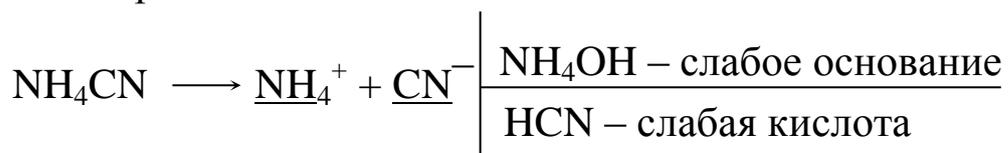


Молекулярное уравнение:



В данном случае сдвиг равновесия диссоциации воды происходит из-за связывания гидроксид-анионов ионами NH_4^+ с образованием слабого электролита NH_4OH . Ионы водорода хлорид-ионами не связываются, так как соляная кислота является сильной. В результате гидролиза pH раствора находится в кислой области.

3. Соль образована *слабым основанием и слабой кислотой*:

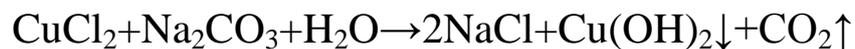
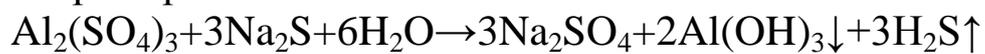


Ионное уравнение:



Необратимо гидролизуются те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных соединений, т.е. не существует водных растворов этих солей.

Например:



В таблице 4 приведены формулы для расчета константы и степени гидролиза .

Таблица 4

Константы и степени гидролиза

Тип гидролиза	Константа гидролиза K_r	Степень гидролиза h
Гидролиз по аниону (KCN)	$K_r = \frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{ты})}$	$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{ты}) \cdot C(\text{соли})}}$
Гидролиз по катиону (NH ₄ Cl)	$K_r = \frac{K_w}{K_d(\text{осн})}$	$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_d(\text{осн}) \cdot C(\text{соли})}}$
Гидролиз по аниону и катиону (NH ₄ CN)	$K_r = \frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{ты}) \cdot K_d(\text{осн})}$	$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{ты}) \cdot K_d(\text{осн})}}$

В таблице 5 показаны примеры расчёта pH растворов гидролизующихся солей.

Таблица 5

Примеры расчёта pH растворов гидролизующихся солей

Тип гидролиза	Формула для расчёта
Гидролиз по аниону (KCN)	$pH = 7 + \frac{1}{2} pK(\kappa - \text{ты}) + \frac{1}{2} \lg C(\text{соли})$
Гидролиз по катиону (NH ₄ Cl)	$pH = 7 - \frac{1}{2} pK(\text{осн}) - \frac{1}{2} \lg C(\text{соли})$
Гидролиз по катиону и аниону (NH ₄ CN)	$pH = 7 + \frac{1}{2} pK(\kappa - \text{ты}) - \frac{1}{2} pK(\text{осн})$

Примеры расчета pH растворов гидролизующихся солей

4. Рассчитать pH 0,1 М раствора цианида калия (pK(HCN) = 9,21):

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \cdot 9,21 + \frac{1}{2} \lg 10^{-1} = 11,1$$

5. Рассчитать pH 0,01 М раствора хлорида аммония (pK(NH₄OH) = 4,75):

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 - \frac{1}{2} \lg 10^{-2} = 5,6$$

3. Рассчитать pH раствора цианида аммония:

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \cdot 9,21 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 = 9,2$$

Лабораторная работа №5

Гидролиз солей

Реактивы и принадлежности:

- ацетат натрия, 1н. р-р;
- карбонат калия, 1н. р-р;
- ортофосфат натрия, 1н. р-р;
- хлорид аммония, 1н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1н. р-р;
- хлорид сурьмы (III), 1н. р-р;
- ацетат аммония, 1н. р-р;
- карбонат аммония, 1н. р-р;
- нитрат висмута (III), 1н. р-р;
- азотная кислота, 1н. р-р;
- сульфат алюминия, 1н. р-р;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р;
- ацетат натрия, кристаллич.;
- дистиллированная вода.
- универсальная индикаторная бумага;
- штатив с маленькими пробирками;
- спиртовка;
- держатель для пробирок.

Опыт 1. Определение характера гидролиза солей

С помощью универсального индикатора определите pH растворов солей, указанных в таблице. Результаты определений запишите в таблицу:

Формула соли	pH раствора	Характер среды
CH_3COONa		
K_2CO_3		
Na_3PO_4		
NH_4Cl		
$Pb(NO_3)_2$		
$SbCl_3$		
CH_3COONH_4		
$(NH_4)_2CO_3$		

Задание: Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза данных солей. Объясните причину кислого или щелочного характера среды растворов этих солей.

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз солей

В пробирке с 1мл дистиллированной воды растворите 1 микрошпатель кристаллического ацетата натрия и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор, обратив внимание на изменение окраски индикатора.

Задание: Сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

Опыт 3. Влияние разбавления на гидролиз солей

Налейте в пробирку 3-5 капель раствора нитрата висмута (III) и по каплям добавляйте воду до образования белого осадка основной соли – нитрата дигидроксовисмута (III).

Задание: Сделайте вывод о влиянии разбавления на процесс гидролиза.

Опыт 4. Обратимость гидролиза

К раствору с осадком основной соли, полученной в предыдущем опыте, прилейте раствор азотной кислоты до растворения осадка. Добавьте воду. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрата дигидроксовисмута (III) с азотной кислотой.

Опыт 5. Необратимый (полный) гидролиз

К 3-4 каплям раствора сульфата алюминия прилейте 4-5 капель раствора карбоната калия. Наблюдайте выпадение белого осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа.

Задание: Напишите уравнение реакции взаимодействия раствора сульфата алюминия с раствором карбоната калия.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите, какие из приведенных солей гидролизуются:



Для данных солей составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза, укажите реакцию среды.

2. В каких случаях при гидролизе образуются кислые и основные соли? Приведите примеры на каждый случай с написанием уравнений реакций гидролиза.

3. Какая из солей меди (II) подвергается необратимому гидролизу: хлорид, нитрат, ацетат, сульфит? Запишите уравнение данной реакции в молекулярной форме.

Глава 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав молекул или ионов.

Химизм окислительно-восстановительных процессов сводится к передаче электронов от одного атома к другому при разрыве и образовании химических связей. Поэтому эквивалентом в окислительно-восстановительной реакции является условная или реальная частица, отдающая или принимающая один электрон. Эквивалентная масса рассчитывается по формуле:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{Экв}} = \frac{M}{n_{\text{e}}},$$

где n_{e} – число электронов.

Степень окисления – условный заряд атома элемента в соединении, вычисленный из предположения, что все химические связи носят ионный характер.

При вычислении степеней окисления используют следующие правила:

1. В простых веществах степень окисления атома элемента равна нулю.

2. Постоянную степень окисления в соединениях проявляют следующие элементы:

- 1) **водород** (в соединениях с неметаллами) и **щелочные металлы** имеют степень окисления +1;
- 2) **металлы второй группы** периодической системы (кроме ртути) – степень окисления +2;
- 3) **бор, алюминий, скандий, иттрий, лантан** (и некоторые лантаноиды) – степень окисления +3;
- 4) **фтор** (во всех соединениях) и остальные галогены (в бескислородных соединениях) – степень окисления –1;
- 5) **кислород** (во всех соединениях, за исключением OF_2 и пероксосоединений) – степень окисления –2.

3. В сложных веществах большинство химических элементов могут иметь переменную степень окисления.

4. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы равна нулю. Вычислим степень окисления азота в молекуле азотной кислоты:

$$\begin{array}{c} +1 \times -2 \\ \text{HNO}_3 \\ 1+x+(-2)\cdot 3=0 \\ x=+5 \end{array}$$

5. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав многоатомного или комплексного иона равна заряду этого иона. Вычислим степень окисления хрома в дихромат-анионе:

$$\begin{array}{c} 2x -2 \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \\ 2x+(-2)\cdot 7= -2 \\ x=+6 \end{array}$$

Для большинства элементов А-подгрупп высшая степень окисления (С.О._{max}) равна номеру группы, а низшая (С.О._{min}) – равна разности С.О._{max} – 8.

Набор возможных степеней окисления для элементов главных подгрупп приведены в таблице 6:

Таблица 6.

Возможные степени окисления элементов главных подгрупп

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Степени окисления	0, +1	0, +2	0, +1, +3	-4, 0, +2, +4	-3, 0, +3, +5	-2, 0, +2, +4, +6	-1, 0, +1, +3, +5, +7

Теория окислительно-восстановительных реакций:

1. Окисление – процесс отдачи электронов. Степень окисления при этом возрастает. Вещества, отдающие электроны, называются *восстановителями*.
2. Восстановление – процесс присоединения электронов. Степень окисления при этом уменьшается. Вещества, принимающие электроны, называются *окислителями*.

3. Процессы окисления и восстановления протекают параллельно друг другу, т.е. являются сопряженными.

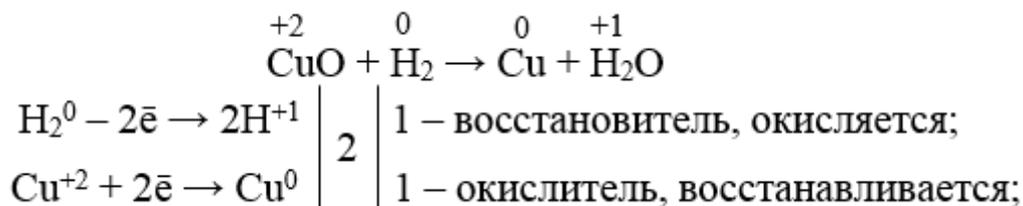
К **важнейшим восстановителям** (донорам электронов) относят:

- 1) металлы;
- 2) бескислородные кислоты и их соли;
- 3) водород и углерод.

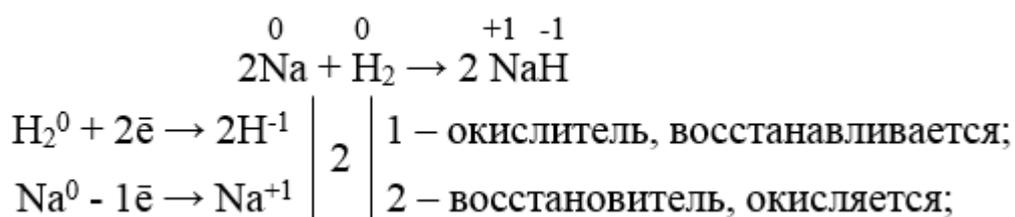
К **важнейшим окислителям** (акцепторам электронов) относят:

- 1) неметаллы (O_2 , S, Cl_2);
- 2) кислородсодержащие кислоты и их соли (K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$);
- 3) ионы переходных металлов;
- 4) озон O_3 ;
- 5) пероксид водорода H_2O_2 ;
- 6) оксиды металлов (MnO_2 , CuO и др.).

Но резкой границы между восстановителями и окислителями не существует, например, водород в реакции с оксидом меди (II) является восстановителем:



а в реакции с щелочными и щелочноземельными металлами – окислителем:



Сила окислителя или восстановителя – величина относительная, она зависит от природы реагирующих веществ. Кроме того, окислительно-восстановительные реакции в действительности являются обратимыми. Поэтому на смещение равновесия влияют температура и концентрация участников процесса (в том числе pH среды).

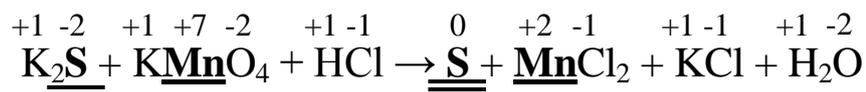
В основе составления уравнений окислительно-восстановительных реакций лежит правило:

Число отданных восстановителем и принятых окислителем электронов должно совпадать, так как в целом химическая система – электронейтральна.

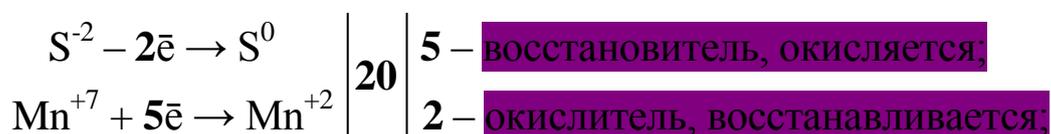
Для нахождения стехиометрических коэффициентов окислительно-восстановительной реакции существует два основных метода – это метод электронного баланса и метод электронно-ионного баланса (полуреакций).

Рассмотрим **метод электронного баланса**, который заключается в нахождении баланса отданных и принятых электронов, с учетом изменения степеней окисления участников реакции:

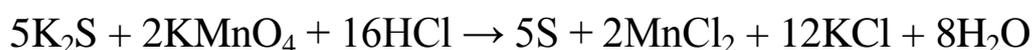
1. Вычисляем и расставляем степени окисления атомов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции. Находим атомы, меняющие степени окисления:



2. Для каждого такого атома составляем полуреакции восстановления и окисления, определяем число отданных и принятых электронов, а также добавочные множители для уравнивания:



3. Расставляем полученные индексы-множители в уравнении реакции с учетом индексов в молекулах веществ. Уравниваем количество атомов, не принимающих участие в процессах окисления и восстановления:



4. Проверяем правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой части уравнения:

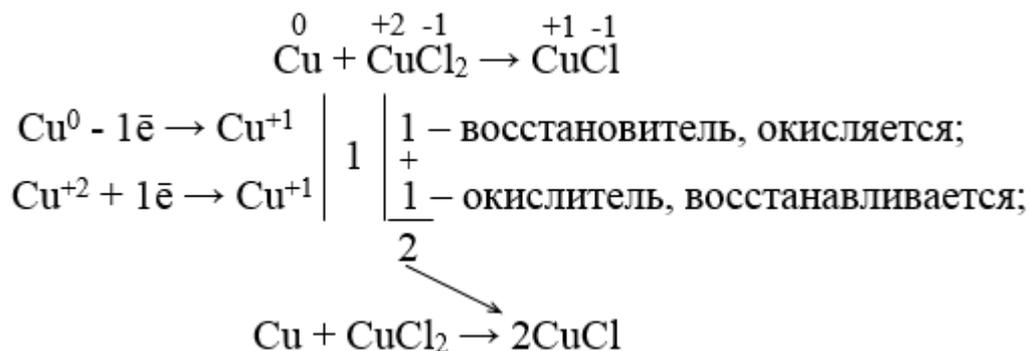
$$8 = 8$$

Коэффициенты найдены и расставлены правильно.

Классификация окислительно-восстановительных реакций

(Метод электронного баланса)

4. **Реакции компрорционирования** осуществляются при участии веществ, содержащих атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления:

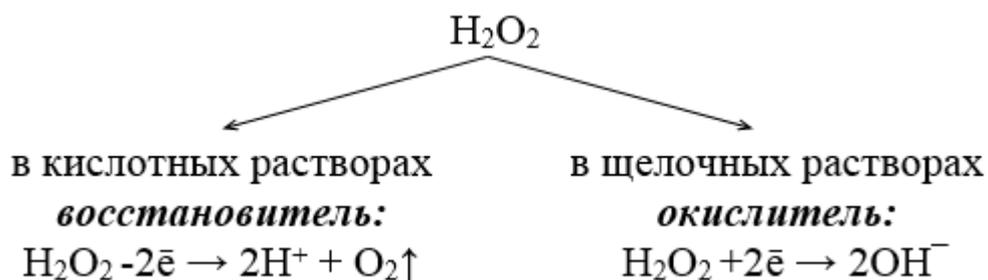


Так как атомы реагентов Cu^0 и Cu^{2+} после протекания реакции оказываются в составе одного продукта, добавочные множители складываются:

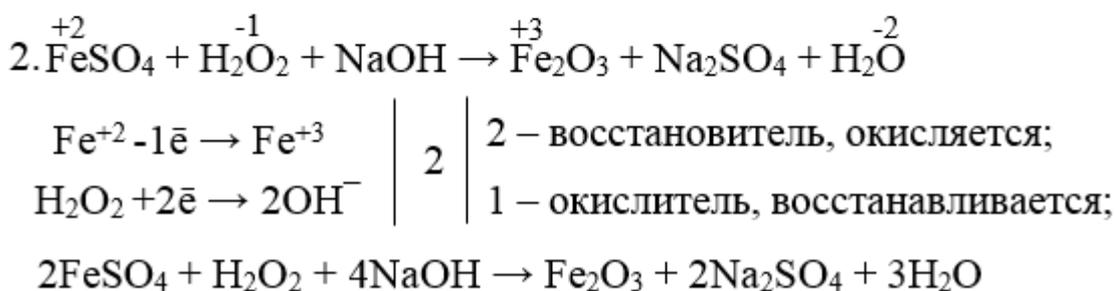
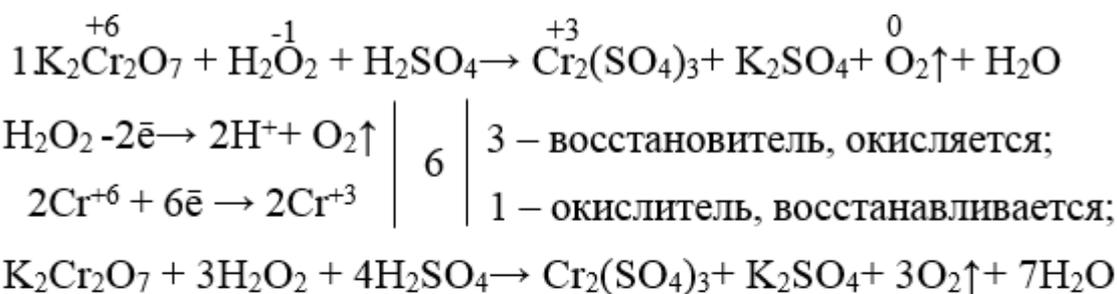
$$1 + 1 = 2.$$

В уравнении перед молекулами продукта реакции должен стоять коэффициент 2.

Для окислительно-восстановительных реакций с участием **пероксида водорода** при составлении схем электронного баланса удобно пользоваться следующими полуреакциями:



Рассмотрим несколько примеров:



Лабораторная работа №6

Окислительно-восстановительные реакции

Реактивы и принадлежности:

- железный стержень;
- сульфат меди, 1н. р-р;
- иодид калия, 1н. р-р;
- бромная вода;
- крахмал, 5% водн. р-р;
- перманганат калия, 1.н р-р;
- серная кислота, разб. р-р (1:4);
- сульфит натрия, 1н. р-р;
- гидроксид калия, 1н. р-р;
- дихромат калия, 1н. р-р;
- нитрит натрия, 1н. р-р;
- хлорид хрома (III), 1н. р-р;
- гидроксид натрия, 1н. р-р;
- пероксид водорода, 1н. р-р;
- штатив с маленькими пробирками;
- спиртовка;
- держатель для пробирок.

Опыт 1. Восстановление ионов Cu^{2+} металлическим железом

В пробирку с 10-15 каплями раствора сульфата меди (II) поместите железный стержень. Через 5-10 минут опишите наблюдаемые изменения поверхности стержня и цвета раствора.

Задание: Напишите уравнение протекающей реакции. Составьте схему электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Окисление иодид-ионов бромом

К 5-6 каплям раствора иодида калия добавьте 1 каплю свежеприготовленного раствора крахмала и 1 каплю бромной воды (раствор Br_2 в воде). О чем свидетельствует изменение окраски раствора?

Задание: Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида калия с бромом. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 3. Окислительные свойства перманганат-ионов

*а) окисление нитрит-ионов перманганат-ионами
в кислой среде*

К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько

капель раствора нитрита натрия до исчезновения окраски перманганата.

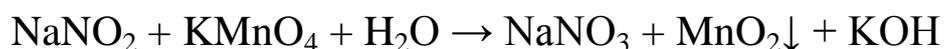
Реакция протекает по схеме:



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса.

*б) окисление нитрит-ионов перманганат-ионами
в нейтральной среде*

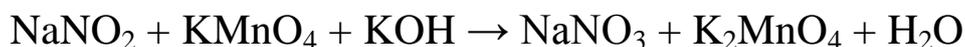
К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте несколько капель раствора нитрита натрия до образования осадка оксида марганца (IV):



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

*в) окисление нитрит-ионов перманганат-ионами
в щелочной среде*

К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте 6-8 капель раствора гидроксида калия и несколько капель раствора нитрита натрия до перехода фиолетовой окраски перманганат-ионов в зеленую окраску манганат-ионов:



Манганат-ионы в водном растворе неустойчивы и спустя некоторое время зеленый раствор манганата калия бурет. Протекает реакция диспропорционирования:

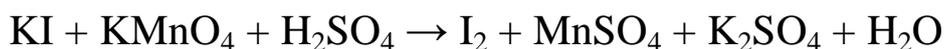


Задание: К данным схемам реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 4. Окисление иодид-ионов перманганат-ионами в кислой среде

К 5-6 каплям раствора иодида калия добавьте 5-6 капель разбавленного раствора серной кислоты и 2-3 капли раствора перманганата калия до исчезновения фиолетовой окраски перманганата и появления желтой окраски йода.

Реакция протекает по схеме:



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 5. Окислительные свойства дихромат-ионов

а) окисление нитрит-ионов дихромат-ионами в кислой среде

К 2-3 каплям раствора дихромата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора нитрита натрия. Смесь осторожно нагрейте до перехода оранжевой окраски дихромат-ионов в изумрудно-зеленую окраску ионов Cr^{3+} :



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

б) окисление сульфит-ионов дихромат-ионами в кислой среде

К 2-3 каплям раствора дихромата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора сульфита натрия до перехода оранжевой окраски дихромат-ионов в изумрудно-зеленую окраску ионов Cr^{3+} :

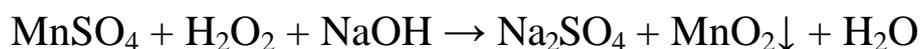


Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

а) окисление ионов Mn^{2+} пероксидом водорода

К 3-4 каплям раствора сульфата марганца (II) добавьте 3-4 капли раствора гидроксида натрия и 3-4 капли раствора пероксида водорода. В результате взаимодействия выделяется осадок оксида марганца (IV):



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

б) восстановление перманганат-ионов пероксидом водорода

К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода до исчезновения окраски перманганата. Реакция протекает по схеме:



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса.

УПРАЖНЕНИЯ

Подберите коэффициенты *методом полуреакций*, добавляя, где необходимо, воду в правую или левую часть уравнения. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:

1. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
2. $\text{Al} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_3$
3. $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
4. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4$
5. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
6. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3$
7. $\text{ZnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
8. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
9. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
10. $\text{SnCl}_2 + \text{H}[\text{AuCl}_4] \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Au} + \text{HCl}$

Глава 8. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексными называют соединения, в которых присутствует хотя бы одна связь, образованная по донорно-акцепторному механизму.

Строение комплексных соединений объясняет **координационная теория строения**:

1) Большинство элементов проявляет два типа валентности – главную и побочную. Главные валентности (химические связи) атом формирует за счет обменного, а побочные – донорно-акцепторного механизма образования химической связи.

2) Побочные валентности строго фиксированы в пространстве и определяют геометрию комплекса и его свойства. Комплексные соединения характеризуются строго определенной геометрической формой.

3) В строении комплексных соединений выделяют внутреннюю и внешнюю сферы. Внутреннюю сферу комплекса образуют **комплексообразователь** и **лиганды**. Число лигандов называется **координационным числом**.



4) Заряд внешней сферы совпадает с зарядом внутренней сферы, равным сумме зарядов комплексообразователя и лигандов.

5) Если заряд внутренней сферы равен нулю, то внешняя сфера отсутствует, например: $[PtCl_4]$.

Номенклатура комплексных соединений

Название комплексного соединения состоит из двух слов, обозначающих название аниона и название катиона. Сначала называют анион, затем катион. В названии внутренней сферы перечисляют все ее составные части справа налево:

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонилжелезо;

$[\text{PtCl}_4]$ – тетрахлороплатина.

2) Соединения с комплексным катионом:

Сначала называют кислотный остаток, затем координационное число, лиганды, комплексообразователь по-русски в родительном падеже с указанием степени окисления:

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетрааквамеди(II);

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ – гидроксид диамминсеребра(I);

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексаакваалюминия.

3) Соединения с комплексным анионом:

Сначала называют координационное число, лиганды, комплексообразователь по-латыни: окончание «ум» заменяют на «ат» (таблица 7) с указанием степени окисления, затем ионы внешней сферы по-русски в родительном падеже:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$ – гексатиоцианатоферрат(II) калия;

$\text{H}_2[\text{CoCl}_4]$ – тетрахлорокобальтат(II) водорода;

$\text{Na}[\text{BiI}_4]$ – тетраиодовисмутат(III) натрия;

$\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ – гексацианохромат(III) калия;

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоцинкат натрия.

Классификация комплексных соединений:

1. По знаку заряда комплексного иона:

а) *нейтральные*: $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$;

б) *катионные*: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$;

в) *анионные*: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$.

2. По принадлежности к классу соединений:

а) *кислоты*: $\text{H}_2[\text{CoCl}_4]$;

б) *основания*: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$;

в) *соли*: $\text{Na}[\text{BiI}_4]$.

3. По типу лигандов:

а) *аквакомплексы*: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$;

б) *аммиакаты*: $[\text{Pb}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;

в) *ацидокомплексы*: $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$;

г) *гидроксокомплексы*: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

4. По пространственному строению:

а) *простые*: все перечисленные выше;

Данный равновесный процесс характеризуется *константой нестойкости* и *константой устойчивости*. Это взаимнообратные величины:

$$K_{уст} = \frac{1}{K_{нест}} = \frac{[Zn(OH)_4]^{2-}}{[Zn^{2+}] \cdot [OH^-]^4}$$

Лабораторная работа №7

Комплексные соединения

Реактивы и принадлежности:

- соляная кислота, 1н. р-р;
 - нитрат серебра (I), 1н. р-р;
 - сульфат меди (II), 1н. р-р;
 - хлорид железа (III), 1н. р-р;
 - тиоцианат калия, 1н. р-р;
 - нитрат висмута (III), 1н. р-р;
 - иодид калия, 1н. р-р;
 - хлорид кобальта (II), 1н. р-р;
 - хлорид меди (II), 1н. р-р;
 - сульфат никеля (II), 1н. р-р;
 - гексацианоферрат (II) калия, 1н. р-р;
 - соляная кислота, конц. р-р;
 - гидроксид аммония, конц. р-р;
 - тиоцианат калия, кристаллич;
 - дистиллированная вода.
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Соединения с комплексным катионом

а) образование комплексного катиона серебра (I)

В пробирку поместите 3-4 капли раствора нитрата серебра (I) AgNO_3 и 3-4 капли раствора соляной кислоты. К выпавшему белому осадку хлорида серебра (I) по каплям добавляйте концентрированный раствор гидроксида аммония NH_4OH , содержимое пробирку перемешайте. Образуется растворимая комплексная соль – хлорид диаминсеребра (I).

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций образования:

- 1) хлорида серебра (I);
- 2) комплексной соли серебра (I).

б) образование комплексного катиона меди (II)

В пробирку поместите 3-4 капли раствора сульфата меди (II) CuSO_4 и по каплям добавляйте концентрированный раствор гидроксида аммония. Ярко-синий цвет полученного раствора указывает на образования комплексного катиона меди (II) – $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакции образования сульфата тетраамминмеди (II).

Опыт 2. Соединения с комплексным анионом

а) образование комплексного аниона железа (III)

К 2-3 каплям раствора хлорида железа (III) FeCl_3 добавьте 2-3 капли раствора тиоцианата калия KSCN . Интенсивное кроваво-красное окрашивание принадлежит тиоцианатным комплексам железа (III) – $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакции образования гексатиоцианатоферрата (III) калия.

б) образование комплексного аниона висмута (III)

К 3-4 каплям раствора нитрата висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ добавьте 2-3 капли раствора иодида калия KI до выпадения черного осадка иодида висмута (III). Затем в эту пробирку добавьте избыток раствора иодида калия до полного растворения осадка. Обратите внимание на цвет полученного комплексного аниона висмута (III) – $[\text{BiI}_4]^-$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакции образования тетраиодовисмутата (III) калия.

в) образование комплексных анионов кобальта (II) и меди (II)

В одну пробирку поместите 3-4 капли раствора хлорида кобальта (II), а в другую – 3-4 капли раствора хлорида меди (II). В каждую пробирку прилейте по каплям концентрированную соляную кислоту до изменения окраски. В первой пробирке наблюдается синее окрашивание комплексного аниона кобальта (II) – $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, во второй пробирке – зеленое окрашивание комплексного аниона меди (II) – $[\text{CuCl}_4]^{2-}$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

- 1) образования тетрахлорокобальтата (II) водорода;
- 2) образования тетрахлорокупрата (II) водорода.

Опыт 3. Соединение с комплексными катионом и анионом

В пробирку с 2 каплями раствора сульфата никеля (II) NiSO_4 добавьте 8 капель концентрированного раствора гидроксида аммония. Образуется комплексный катион никеля (II) – $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$.

Разбавьте полученный раствор равным объемом дистиллированной воды и добавьте 2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Содержимое пробирки перемешайте. Из раствора постепенно выделяются бледно-лиловые игольчатые кристаллы гексацианоферрата (II) гексаамминникеля (II).

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

- 1) образования сульфата гексаамминникеля (II).
- 2) взаимодействия раствора сульфата гексаамминникеля (II) с раствором гексацианоферрата (II) калия.

Опыт 4. Устойчивость комплексных ионов

а) константа устойчивости комплексных ионов

В пробирку поместите 3-4 капли раствора хлорида кобальта (II) и добавьте немного кристаллического тиоцианата калия до образования, окрашенного в синий цвет комплексного аниона кобальта (II) – $[Co(SCN)_4]^{2-}$.

К полученному раствору по каплям прилейте концентрированный раствор гидроксида аммония до появления грязно-желтой окраски комплексного катиона кобальта (II) – $[Co(NH_3)_6]^{2+}$.

Задание:

1. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций образования и разрушения тетратиоцианатокобальтата (II) калия;

2. Объясните результат опыта, сравнив значения констант устойчивости:

$$K_{уст}([Co(SCN)_4]^{2-}) = 1 \cdot 10^3; K_{уст}([Co(NH_3)_6]^{2+}) = 7,7 \cdot 10^4.$$

б) влияние концентрации на комплексообразование

К 3-4 каплям раствора хлорида кобальта (II) добавьте немного кристаллического тиоцианата калия до образования, окрашенного в синий цвет комплексного аниона кобальта (II) – $[Co(SCN)_4]^{2-}$. Полученный раствор разбавьте водой до появления розовой окраски, характерной для аквакомплекса кобальта (II) – $[Co(H_2O)_6]^{2+}$.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Князев Д.А. Неорганическая химия. – М.: Юрайт, 2012. – 592с.
2. Хомченко Г. П. Неорганическая химия. – СПб: Гранит, 2009. – 464с.
3. Перегончая О.В. Общая химия. – Воронеж: ВГАУ, 2013. –162с.
URL:<http://catalog.vsau.ru/elib/books/b86649.pdf>
4. Егоров В.В. Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы) [электронный ресурс]. – М.: Лань, 2009. – 484с.URL:
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4025>.
5. Гельфман М.И. Неорганическая химия [электронный ресурс]. – М.: Лань, 2009. – 528с. URL:http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4032.
6. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2007.– 527с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2009.– 743с.
8. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия [электронный ресурс]. – Москва: Лань, 2011. – 496с. URL:http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4034>.
9. Иванов В.Г. Неорганическая химия. Краткий курс [электронный ресурс]. – М.: ИНФРА-М, 2014. – 256с.
URL:<http://znanium.com/go.php?id=458932>>.

ТЕСТЫ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ

При решении задач по теме «Основные понятия и стехиометрические законы химии» используют следующие соотношения:

$$\nu = \frac{m}{M}, \quad \nu = \frac{V}{V_m}, \quad \nu = \frac{N}{N_A}, \quad D_{H_2} = \frac{M}{M_{H_2}}$$

ν – количество вещества, моль;

m – масса вещества, г;

M – молярная масса, г/моль;

V – объём газа, дм^3 ;

N – число структурных единиц (атомов, молекул или ионов);

D_{H_2} – плотность газа по водороду.

N_A – число Авогадро,

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;

V_m – молярный или мольный объём газа, при

нормальных условиях

(н.у.) – давления 101,3

кПа и температуре 20°C,

$V_m = 22,4$ дм^3 .

В задачах, где требуется связать между собой объём газообразного вещества и его массу или количество вещества, используйте уравнение состояния идеального газа:

$$PV = \nu RT,$$

где P – давление, Па; T – температура газа, К;

R – универсальная газовая постоянная $R = 8,31$ Дж·моль⁻¹·град⁻¹.

Задачи, требующие расчетов по стехиометрической формуле или уравнению реакции, решают, составляя пропорцию.

Тест 1.

Основные понятия и стехиометрические законы химии

1. Сколько структурных единиц содержится в 0,558 г железа?

Ответы:

а) $6,02 \cdot 10^{23}$;

в) $3,01 \cdot 10^{23}$;

б) $6,02 \cdot 10^{21}$;

г) 10^{23} .

2. Какой объём занимают $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул кислорода при н.у.?

Ответы:

а) 22,4 л;

в) 11,2 л;

б) 44,8 л;

г) 2,24 л.

Тест 2.

Классы неорганических соединений

1. Оксиды ZnO и P_2O_5 являются ...

Ответы:

- а) основным и кислотным;
- б) кислотным и амфотерным;
- в) амфотерным и кислотным;
- г) основным и амфотерным.

2. Укажите оксид, взаимодействующий и с кислотой, и с основанием ...

Ответы:

- а) BeO , б) SiO_2 , в) CO , г) K_2O .

3. Только щёлочи расположены в ряду ...

Ответы:

- а) $Al(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, $LiOH$;
- б) KOH , $Ba(OH)_2$, $NaOH$;
- в) $CsOH$, $Fe(OH)_2$, $Zn(OH)_2$;
- г) KOH , $Sn(OH)_4$, $Cr(OH)_3$.

4. Металлом, способным растворяться как в разбавленном растворе H_2SO_4 , так и в растворе KOH , является ...

Ответы:

- а) медь, б) цинк, в) никель, г) ртуть.

5. Хлорид меди (II) может реагировать с ...

(несколько вариантов ответа)

Ответы:

- а) гидроксидом натрия,
- б) хлоридом цинка,
- в) фосфатом натрия,
- г) железом.

6. Укажите тривиальные названия веществ:

- | | |
|-------------------------|--------------------|
| 1) $NaCl$ | а) питьевая сода |
| 2) $NaHCO_3$ | б) мел |
| 3) $CaSO_4 \cdot nH_2O$ | в) гипс |
| 4) $CaCO_3$ | г) поваренная соль |

Ответы: 1_____. 2_____. 3_____. 4_____.

7. Составьте уравнения возможных реакций гидроксида натрия с веществами: CO_2 , CaCl_2 , Li_2O , H_2SO_4 .

Ответы: _____,

8. Формула высшего оксида элемента, электронная конфигурация атома которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, имеет вид

...

Ответы:

а) $\text{Э}_2\text{O}_7$, б) ЭO_2 , в) ЭO_3 , г) $\text{Э}_2\text{O}_5$.

9. При взаимодействии оксидов CaO и Cl_2O_7 образуется

Ответы:

а) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$,

б) $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$,

в) $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$,

г) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$.

10. Только кислоты расположены в ряду....

Ответы:

а) CuSO_4 , CuOHCl , HCl ;

б) NH_3 , CH_4 , HBrO_4 ;

в) HBr , H_2Se , PH_3 ;

г) HClO_4 , H_2CrO_4 , H_2SiO_3 ;

11. Железо не реагирует с ...

Ответы:

а) соляной кислотой;

б) конц. серной кислотой;

в) гидроксидом калия;

г) серой.

12. Кислая соль образуется в реакции:

Ответы:

а) $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

б) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

в) $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$

г) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$

13. Карбонат натрия реагирует с каждым из веществ....

Ответы:

а) CH_3COOH и ZnCl_2 ;

б) HNO_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

в) SiO_2 и K_2SO_4 ;

г) Cu и HCl .

14. Составьте уравнения возможных реакций серной кислоты с веществами: CO , CaCO_3 , BaO , Ca(OH)_2

Ответы: _____,

15. Амфотерными свойствами обладает оксид.....

Ответы:

а) CrO_2 , б) CrO , в) Cr_2O_3 , г) CrO_3 .

16. С хлороводородной кислотой взаимодействуют оксиды...

Ответы:

а) SrO и K_2O , б) CO_2 и NO ,
в) MgO и P_2O_5 , г) Al_2O_3 и CO .

17. Разбавленная серная кислота реагирует с ...

(несколько вариантов ответа)

Ответы:

а) Mg , б) Cu , в) Na_2SiO_3 , г) Ca(OH)_2 .

18. Продуктами взаимодействия меди и разбавленной азотной кислоты являются...

Ответы:

а) $\text{Cu(NO}_3)_2$, H_2
б) $\text{Cu(NO}_3)_2$, N_2O_3 , H_2O
в) $\text{Cu(NO}_3)_2$, NO_2 , H_2O
г) $\text{Cu(NO}_3)_2$, NO , H_2O

19. Только средние соли расположены в ряду:

Ответы:

а) CuCO_3 , FeOHCl , RbI
б) $\text{Ca(ClO}_3)_2$, K_2CrO_4 , CaCO_3
в) AlN , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, LiBrO_4
г) NaBr , KHS , CaH_2

20. Составьте уравнения возможных реакций сульфата меди (II) с веществами: NaOH , K_3PO_4 , $\text{Pb(NO}_3)_2$, HCl

Ответы: _____,

21. Основные оксиды это ...

Ответы:

а) CuO и Al_2O_3 ,
б) CO_2 и K_2O ,
в) SO_2 и Cl_2O_7 ,
г) CaO и Na_2O .

22. Укажите тривиальные названия веществ:

- | | |
|----------------------------|-------------------|
| 1) CO_2 | а) глинозём |
| 2) CaO | б) песок |
| 3) SiO_2 | в) жжёная известь |
| 4) Al_2O_3 | г) углекислый газ |

Ответы: 1_____. 2_____. 3_____. 4_____.

23. Гидроксид цинка реагирует с каждым из веществ...

(несколько вариантов ответа)

Ответы:

- а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и CO_2 ,
- б) SiO и Li_2SO_4 ,
- в) HNO_3 и CaO ,
- г) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и Cu .

24. Комплексная соль образуется в реакции...

Ответы:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \xrightarrow{t^\circ\text{C}}$
- б) $\text{BeO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{LiOH} \rightarrow$
- г) $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$

25. С образованием соли могут реагировать друг с другом...

Ответы:

- а) CaO и FeO ,
- б) NO и CO_2 ,
- в) CO_2 и CaO ,
- г) Al_2O_3 и CO .

Тест 3.

Классы неорганических соединений

1. Какая соль образуется при взаимодействии двух молекул гидроксида натрия с одной молекулой ортофосфорной кислоты? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

- а) гидрофосфат натрия; в) фосфат натрия;
б) дигидрофосфат натрия; г) фосфат гидроксонатрия.

2. Выведите формулу ангидрида хлорной кислоты (HClO_4)

Ответы:

- а) Cl_2O ; в) Cl_2O_7 ;
б) Cl_2O_5 ; г) Cl_2O_3 .

3. С какими из перечисленных в ответах веществ реагирует оксид углерода (IV)? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- а) гидроксид аммония; в) вода;
б) соляная кислота; г) аммиак.

4. Определите степень окисления хрома в соединениях: Cr_2O_3 , CrO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Ответы:

- а) +3, +2, +6, +3; в) +2, +6, +7, +3;
б) +3, +7, +6, +2; г) +2, +6, +6, +2.

5. С какими из перечисленных в ответах веществ реагирует гидроксид натрия? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- а) серная кислота; в) оксид кальция;
б) гидроксид цинка; г) вода.

6. Какая формула соответствует гидрофосфату кальция? Изобразите структурную формулу соли.

Ответы:

- а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; б) CaHPO_4 ; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $(\text{CaOH})_3\text{PO}_4$.

7. Какое вещество образуется при взаимодействии оксида алюминия с гидроксидом натрия? Напишите уравнение реакции.

Ответы:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_3$; в) NaAlO_2 ;
б) Na_3AlO_3 ; г) $\text{Al}(\text{OH})_4$.

8. Что характеризует основную соль? Напишите формулу карбоната гидроксомагния.

Ответы:

- а) наличие незамещенных ионов водорода; в) отсутствие незамещенных ионов водорода и гидроксила;
б) наличие незамещенных ионов гидроксила; г) наличие незамещенных катионов металлов.

9. Выведите формулу ангидрида азотной кислоты.

Ответы:

- а) N_2O_5 ; в) NO_2 ;
б) N_2O_3 ; г) NO .

10. Как называются соли сероводородной кислоты?

Ответы:

- а) сульфаты; в) сульфиты;
б) сульфиды; г) тиосульфаты.

11. С какими из перечисленных в ответах веществ реагирует вода? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- а) оксид марганца (IV); в) аммиак;
б) оксид фосфора (V); г) оксид алюминия.

12. К какому типу оксидов относится оксид алюминия? Напишите уравнения реакций, подтверждающие его свойства.

Ответы:

- а) основной; в) амфотерный;
б) кислотный; г) несолеобразующий.

13. Какая соль образуется при взаимодействии одной молекулы гидроксида калия с одной молекулой ортофосфорной кислоты? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

- а) фосфат калия; в) дигидрофосфат калия;
б) гидрофосфат калия; г) карбонат калия.

14. Определите степень окисления серы в соединениях: сульфид натрия, сульфит натрия, сульфат натрия.

Ответы:

- а) +4, +6, -2; в) -2, +4, +6;
б) +6, +4, -2; г) 0, +3, +6.

43. Какая соль образуется при взаимодействии одной молекулы гидроксида калия с одной молекулой кремневой кислоты? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

- | | |
|-------------|-----------------|
| а) средняя; | в) основная; |
| б) кислая; | г) комплексная. |

44. Как называются соли азотистой кислоты? Приведите пример соли.

Ответы:

- | | |
|-------------|---------------|
| а) нитраты; | в) нитриды; |
| б) нитриты; | г) карбонаты. |

45. С какими из перечисленных в ответах веществ будет реагировать гидроксид кальция? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- | | |
|-------------------------|---------------------|
| а) вода; | в) железо; |
| б) оксид углерода (IV); | г) соляная кислота. |

б) $Mg(OH)_2$; г) $NaOH$.

25. Какое соединение образуется при взаимодействии оксида натрия с водой?

Ответы:

а) HCl ; в) $NaOH$;
б) H_2SO_4 ; г) $Na(OH)_2$.

26. Какие ионы образуются при диссоциации хлорида натрия?

Ответы:

а) Na^+ и OH^- ; в) K^+ и Cl^- ;
б) Na^+ и Cl^- ; г) $2Na^+$ и SO_4^{2-} .

27. Какие продукты образуются при взаимодействии серной кислоты с оксидом натрия?

Ответы:

а) $Na_2SO_4 + H_2O$; в) $NaCl + H_2O$;
б) $Na_2CO_3 + H_2O$; г) $Na[Al(OH)_4]$.

28. Какую из приведенных солей относят к кислым?

Ответы:

а) Na_2SO_4 ; в) $MgOHCl$;
б) $KHCO_3$; г) $Na[Al(OH)_4]$.

29. Какую из приведенных солей относят к основным?

Ответы:

а) Na_2SO_4 ; в) $MgOHCl$;
б) $KHCO_3$; г) $Na[Al(OH)_4]$.

30. Какая формула соответствует гидроксиду кальция?

Ответы:

а) K_2O ; в) KOH ;
б) Ca_2O ; г) $Ca(OH)_2$.

31. Какая из немногих неорганических кислот является нерастворимой в воде?

Ответы:

а) HCl ; в) H_2SiO_3 ;
б) H_2SO_4 ; г) HNO_3 .

32. Какое из приведенных оснований не относится к щелочам?

Ответы:

а) $NaOH$; в) $Ba(OH)_2$;
б) $Mg(OH)_2$; г) KOH .

Названия кислот и их солей

Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название соли
HF	фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	фторид
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид
HBr	бромоводородная	Br ⁻	бромид
HI	иодоводородная	I ⁻	иодид
H ₂ S	сероводородная	S ²⁻	сульфид
HCN	циановодородная (синильная)	CN ⁻	цианид
HSCN	тиоциановодородная (родановая)	SCN ⁻	тиоцианат (роданид)
HNO ₃	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат
HNO ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит
H ₂ SO ₄	серная	SO ₄ ²⁻	сульфат
H ₂ SO ₃	сернистая	SO ₃ ²⁻	сульфит
H ₂ S ₂ O ₃	тиосерная	S ₂ O ₃ ²⁻	тиосульфат
HPO ₃	метафосфорная	PO ₃ ⁻	метафосфат
H ₃ PO ₄	ортофосфорная (фосфорная)	PO ₄ ³⁻	ортофосфат
H ₄ P ₂ O ₇	дифосфорная (пирофосфорная)	P ₂ O ₇ ⁴⁻	дифосфат (пирофосфат)
H ₂ CO ₃	угольная	CO ₃ ²⁻	карбонат
H ₂ SiO ₃	метакремниевая (кремниевая)	SiO ₃ ²⁻	метасиликат (силикат)
H ₄ SiO ₄	ортокремниевая	SiO ₄ ⁴⁻	ортосиликат
HBO ₂	метаборная	BO ₂ ⁻	метаборат
H ₃ BO ₃	ортоборная (борная)	BO ₃ ³⁻	ортоборат (борат)
HClO ₄	хлорная	ClO ₄ ⁻	перхлорат
HClO ₃	хлорноватая	ClO ₃ ⁻	хлорат

HClO_2	хлористая	ClO_2^-	хлорит
HClO	хлорноватистая	ClO^-	гипохлорит
H_2CrO_4	хромовая	CrO_4^{2-}	хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат (бихромат)
HMnO_4	марганцовая	MnO_4^-	перманганат
H_2MnO_4	марганцовистая	MnO_4^{2-}	манганат
CH_3COOH	этановая (уксусная)	CH_3COO^-	ацетат

Приложение 3

Относительные электроотрицательности элементов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2.10										He -
2	Li 0.97	Be 1.47	B 2.01	C 2.50	N 3.07	O 3.50	F 4.10				Ne -
3	Na 1.01	Mg 1.23	Al 1.47	Si 1.74	P 2.10	S 2.60	Cl 2.83				Ar -
4	K 0.91	Ca 1.04	Sc 1.20	Ti 1.32	V 1.45	Cr 1.56	Mn 1.60	Fe 1.64	Co 1.70	Ni 1.75	
	Cu 1.75	Zn 1.66	Ga 1.82	Ge 2.02	As 2.20	Se 2.48	Br 2.74				Kr -
5	Rb 0.89	Sr 0.99	Y 1.11	Zr 1.22	Nb 1.23	Mo 1.30	Tc 1.36	Ru 1.42	Rh 1.45	Pd 1.35	
	Ag 1.42	Cd 1.46	In 1.49	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.01	I 2.21				Xe -
6	Cs 0.86	Ba 0.97	La 1.08	Hf 1.23	Ta 1.33	W 1.40	Re 1.46	Os 1.52	Ir 1.55	Pt 1.44	
	Au 1.42	Hg 1.44	Tl 1.44	Pb 1.55	Bi 1.67	Po 1.76	At 1.90				Rn -

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

	OH ⁻	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P
Li ⁺	P	P	P	P	P	M	P	M	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P
Ba ²⁺	P	P	P	H	H	H	H	H	P	P
Ca ²⁺	M	P	P	M	H	H	H	H	P	P
Mg ²⁺	H	P	P	P	M	H	H	H	P	P
Al ³⁺	H	P	P	P	—	—	H	H	—	P
Cr ³⁺	H	P	P	P	—	—	—	H	—	P
Fe ²⁺	H	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Fe ³⁺	H	P	P	P	—	—	H	H	—	P
Ni ²⁺	H	P	P	P	H	H	—	H	H	P
Co ²⁺	H	P	P	P	H	H	—	H	H	P
Mn ²⁺	H	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Zn ²⁺	H	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Ag ⁺	—	H	P	M	H	H	—	H	H	P
Hg ⁺	—	H	P	M	—	H	—	H	H	P
Hg ₂ ²⁺	—	P	P	P	—	—	—	H	H	P
Pb ²⁺	H	M	P	H	H	H	H	H	H	P
Cu ²⁺	H	P	P	P	—	—	H	H	H	P

Ряд напряжений металлов

Электрод	Уравнение электродного процесса	Стандартный потенциал (φ°) при 25°C, В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3.045
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ = Rb	-2.925
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2.924
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2.923
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2.866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2.714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2.363
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1.663
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e ⁻ = Ti	-1.630
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1.179
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e ⁻ = Cr	-0.913
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0.763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0.744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0.440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0.403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0.277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0.250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0.136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0.126
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0.037
2H⁺/H₂	2H⁺ + 2e⁻ = H₂	0
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3e ⁻ = Bi	0.215
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	0.337
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	0.799
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	0.850
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	1.188
Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e ⁻ = Au	1.692

Константы и степени диссоциации электролитов

Электролиты	K_d (при 25°С)	pK	α , % (0,1 н р-р) (при 18°С)
Кислоты			
HCl, HBr, HI, HNO ₃			92,00
H ₂ SO ₄			58,00
H ₂ SO ₃	$K_{d1}=1,54 \cdot 10^{-2}$ $K_{d2}=1,02 \cdot 10^{-7}$	1,81 6,99	34,00
(COOH) ₂	$K_{d1}=5,60 \cdot 10^{-2}$ $K_{d2}=5,40 \cdot 10^{-5}$	1,25 4,27	31,00
H ₃ PO ₄	$K_{d1}=7,10 \cdot 10^{-3}$ $K_{d2}=6,20 \cdot 10^{-8}$ $K_{d3}=5,00 \cdot 10^{-13}$	2,15 7,21 12,30	27,00
HF	$K_d=6,61 \cdot 10^{-4}$	3,18	8,50
HCOOH	$K_d=1,77 \cdot 10^{-4}$	3,75	4,20
CH ₃ COOH	$K_d=1,75 \cdot 10^{-5}$	4,76	1,30
H ₂ CO ₃	$K_{d1}=4,27 \cdot 10^{-7}$ $K_{d2}=4,68 \cdot 10^{-11}$	6,37 10,33	0,17
H ₂ S	$K_{d1}=9,50 \cdot 10^{-8}$ $K_{d2}=1,20 \cdot 10^{-14}$	7,02 13,92	0,07
H ₃ BO ₃	$K_{d1}=5,80 \cdot 10^{-10}$	9,24	0,01
HCN	$K_d=7,20 \cdot 10^{-10}$	9,14	0,001
Основания			
NaOH, KOH			91,00
Ca(OH) ₂			75,00
Ba(OH) ₂			69,00
NH ₄ OH	$K_d=1,74 \cdot 10^{-5}$	4,75	1,30
Соли			
M ⁺ A ⁻			80-90
M ⁺ A ₂ ⁻ , M ₂ ⁺ A ⁻			70-80
M ²⁺ A ₂ ⁻			35-45
H ₂ O	$K_d=1,8 \cdot 10^{-16}$		

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	4
Доврачебная помощь при ожогах, отравлениях и порезах	5
Глава 1. Основные понятия и законы химии	7
1.1. Основные химические понятия	7
1.2. Законы химии	9
Глава 2. Основные классы неорганических соединений.....	10
2.1. Оксиды	10
2.2. Основания и амфотерные гидроксиды	12
2.3. Кислоты.....	14
2.4. Соли	16
<i>Лабораторная работа №1. Свойства основных классов неорганических соединений</i>	<i>19</i>
Глава 3. Химическая кинетика и химическое равновесие	23
3.1. Химическая кинетика	23
3.2. Химическое равновесие	28
<i>Лабораторная работа №2. Химическая кинетика и химическое равновесие</i>	<i>31</i>
Глава 4. Растворы	35
4.1. Классификация растворов.....	35
4.2. Способы выражения концентрации растворов.....	37
4.3. Электролитическая диссоциация	38
..... <i>Лабораторная работа №3. Электролитическая диссоциация</i>	<i>42</i>
Глава 5. Кислотно-основные равновесия в водных растворах.....	46
5.1. Водородный показатель	46
5.2. Буферные растворы	50
<i>Лабораторная работа №4. Водородный показатель. Буферные растворы.....</i>	<i>53</i>
Глава 6. Гидролиз	56
<i>Лабораторная работа №5. Гидролиз солей</i>	<i>65</i>
Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции.....	67
<i>Лабораторная работа №6. Окислительно-восстановительные реакции.....</i>	<i>73</i>

Глава 8. Комплексные соединения	77
<i>Лабораторная работа №7. Комплексные соединения</i>	81
Список литературы.....	85
Тесты текущего контроля знаний	86
Тесты итогового контроля знаний	102
Приложения.....	115
<i>Приложение 1. Периодическая система Д.И.Менделеева</i>	115
<i>Приложение 2. Название кислот и их солей</i>	116
<i>Приложение 3. Относительные электроотрицательности</i> элементов.....	117
<i>Приложение 4. Растворимость кислот, оснований и солей</i> в воде.....	118
<i>Приложение 5. Ряд напряжений металлов</i>	119
<i>Приложение 6. Константы и степени диссоциации</i> электролитов	120

Учебное издание

*Дьяконова Ольга Вячеславовна
Соколова Светлана Анатольевна
Перегончая Ольга Владимировна
Ткаченко Сергей Владимирович*

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

для студентов, обучающихся по специальности
36.05.01 (111801.65) «Ветеринария»
и по направлению подготовки
36.03.01 (111900.62) «Ветеринарно-санитарная экспертиза»



Компьютерная верстка О.В. Дьяконова
Издается в авторской редакции

Подписано в печать . . . 2015 г. Формат 60×84^{1/16}
Бумага кн.-журн. П. л. Гарнитура Таймс.
Тираж экз. Заказ №

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Воронежский государственный аграрный университет имени императора Петра I»
Типография ФГБОУ ВПО Воронежский ГАУ. 394087, Воронеж, ул. Мичурина, 1
Информационная поддержка: <http://tipograf.vsau.ru>

Отпечатано с оригинал-макета заказчика. Ответственность за содержание
предоставленного оригинал-макета типография не несет.
Требования и пожелания излагайте авторам данного издания

