

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ – ФИЛИАЛ ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО
БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«УЛЬЯНОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ П.А.СТОЛЫПИНА»

Ю.Р. Гирфанова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания для проведения лабораторных работ

ЧАСТЬ 1 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



Димитровград -2022

УДК 54
ББК 24.1
Г-51

Гирфанова Ю.Р. Неорганическая и аналитическая химия: Методические указания для проведения лабораторных работ. Часть 1 Неорганическая химия / Ю.Р. Гирфанова - Димитровград: Технологический институт – филиал УлГАУ, 2022.- 40 с.

Рецензенты: Курьянова Надежда Хусаиновна, кандидат биологических наук, доцент кафедры «Технология производства, переработки и экспертизы продукции АПК» ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ

Неорганическая и аналитическая химия. Методические указания для проведения лабораторных работ. Часть 1. Неорганическая химия предназначены для подготовки бакалавров по направлению 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

В методических указаниях в кратком и систематическом виде изложено содержание курса и представлены лабораторные задания, вопросы для самоконтроля.

Утверждено
на заседании кафедры «Технология
производства, переработки и экспертизы
продукции АПК»
Технологического института – филиала
ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ,
протокол № 1 от 2 сентября 2022г.

Рекомендовано
к изданию методическим советом
Технологического института – филиала
ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ
Протокол № 2 от 10 октября 2022г.

© Гирфанова Ю.Р., 2022

© Технологический институт – филиал ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ, 2022

Занятие 1

По теме: Строение атома, периодический закон Менделеева; Химическая связь, строение молекул.

Задание 1. Что характеризует главное квантовое число (n)? Какие значения оно принимает?

Задание 2. Каковы значения n для: водорода, хлора, хрома и ртути?

Задание 3. Что характеризует орбитальное (азимутальное) квантовое число (l)? Какие значения оно принимает? Нарисуй и заполни таблицу:

n	l	Обозначение подуровней	Число подуровней
-----	-----	------------------------	------------------

Задание 4. Что характеризует магнитное квантовое число (m_l)? Нарисуй и заполни таблицу:

n	l	M_l	Количество энергетических ячеек
-----	-----	-------	---------------------------------

Задание 5. Нарисуйте пространственную конфигурацию P_x , P_y , P_z орбиталей.

Задание 6. Что характеризует спиновое квантовое число? Какие значения оно принимает?

Задание 7. Дайте формулировки принципа Паули, принципа наименьшей энергии, правила Хунда.

Задание 8. Какие орбитали атома заполняются раньше: $4s$ или $3d$; $5s$ или $4d$? Почему?

Задание 9. Разместить 6 электронов по квантовым ячейкам d -подуровни и пять электронов по квантовым ячейкам f -подуровня.

Задание 10. Напишите электронные формулы атомов углерода, азота, фосфора, серы, хлора, распределите электроны по квантовым ячейкам. Имеют ли эти атомы возбужденные состояния? Какова валентность атомов в нормальном и если есть – в возбужденном состояниях?

Задание 11. Дайте современную формулировку периодического закона Д.И. Менделеева.

Задание 12. Что такое энергия ионизации ($J_{\text{иониз.}}$), сродство к электрону ($E_{\text{ср.}}$) и электроотрицательность (ЭО)? В каких единицах они измеряются?

Задание 13. Как изменяются $J_{\text{иониз.}}$, $E_{\text{ср.}}$, ЭО в группах периодической системы элементов?

Задание 14. Как изменяются $J_{\text{иониз.}}$, $E_{\text{ср.}}$, ЭО в периодах периодической системы элементов?

Задание 15. Какой из двух элементов более электроотрицателен? Ответ мотивируйте положением элементов в периодической системе.

А) В или F; б) Br или Cl; в) Mn или Br

Задание 16. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменится химический характер этих соединений при переходе от Na и Cl? Результаты занесите в таблицу:

Элементы							
Оксиды							
гидроксиды							

Задание 17. Исходя из закономерности периодической системы дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием?

А) Sc(OH) или Ba(OH) б) Sc(OH)₂ или Cd(OH) в) Ca(OH)₂ или Fe(OH)₂

Задание 18. Как влияет повышение степени окисления элемента на свойства образуемых ими гидроксидов? Исходя из этого дайте ответ на вопрос: какой из двух оксидов является более сильным основанием?

А) CuOH или Cu(OH)₂ ; б) Fe(OH)₂ или Fe(OH)₃

Задание 19. Что следует понимать под спиновостью атома в отличие от его степени окисления? Чему равны спиновалентность и степень окисления азота в N₂, NH₂OH, N₂H₄, NH₃?

Задание 20. Какая химическая связь называется ионной? Как она образуется? Разберите на примере.

Задание 21. Какая химическая связь называется ковалентной (полярной и неполярной)? Разберите на примере.

Задание 22. Какая химическая связь называется донорно-акцепторной? Для каких соединений она характерна?

Задание 23. Какая ковалентная связь называется – связью? Укажите типы связей в молекулах HCL, O₂, N₂, CO

Задание 24. Какой показатель является мерой полярности молекул? Какая из молекул HF, HCl, или HJ более полярна?

$\Delta O_H=2,1$; $\Delta O_F= 4,0$; $\Delta O_{Cl}=3,0$; $\Delta O_J=2,5$

Что такое дипольный момент молекулы?

Задание 25. Какой тип связи осуществляется в кристаллах металлов?

Задание 26. Какие кристаллические структуры называются ионными, атомными, молекулярными?

Задание 27. Пользуясь приведенными ниже правилами, составьте графические формулы Al(OH)₃, HNO₃, H₂SO₄, P₂O₅, Mn₂O₇, H₂S₂O₇

Правила построения графических формул:

1. Атом кислорода имеет $V=2$ (образует две связи).
2. Атом водорода имеет $V=1$ (образует одну связь).
3. Центральное место в молекулах кислот и оснований занимает атом неметалла или металла.
4. Атом водорода соединяется с центральным атомом через атом водорода.
5. Если число атомов кислорода больше числа атомов водорода, то избыточные атомы кислорода соединяются с центральным атомом непосредственно.
6. Когда в состав молекул входят два центральных атома, то они соединяются друг с другом с помощью атома кислорода, а гидроксильные ионы и остальные атомы кислорода распределяются поровну между обоими центральными атомами.

Задание 28. Какие типы межмолекулярной связи Вы знаете?

Задание 29. Что такое водородная связь? Приведите примеры.

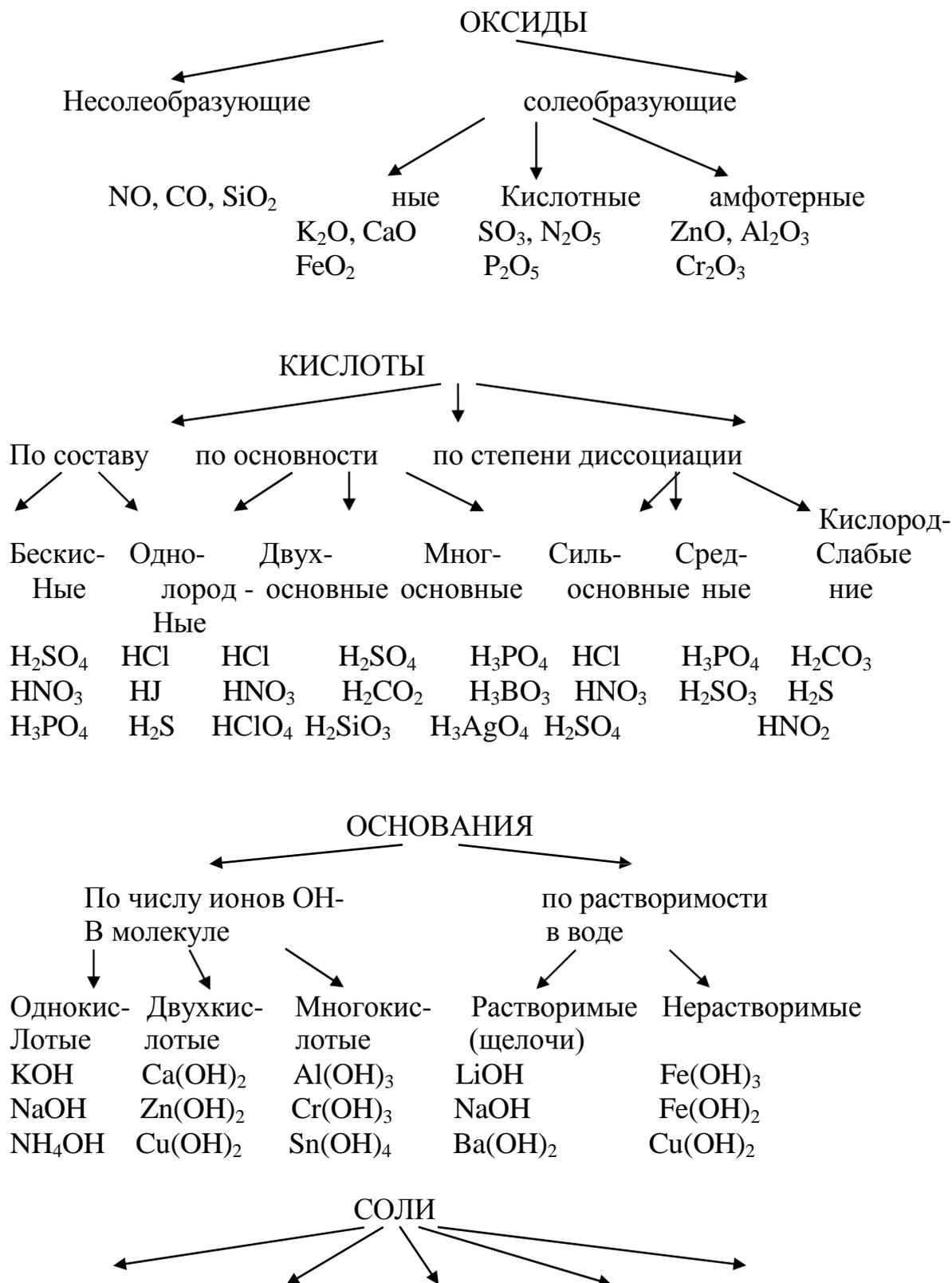
Упражнения

1. Какие из перечисленных ниже атомных орбиталей не имеют смысла: 4f, 2d, 2s, 5p, 1p, 3f, 3d?
2. Расположите указанные ниже подболочки в атоме водорода в порядке возрастания энергии: 4s, 3d, 2p, 1s, 2s, 4f, 3s ?
3. Какие характеристики орбиталей определяются значением: а) главного квантового числа n ; б) орбитального квантового числа l ; в) магнитного квантового числа m_l ?
4. Укажите полное число электронов в атоме, имеющих следующие квантовые числа: а) $n=3, l=1$; б) $n=4, l=2$; в) $n=3, l=2, m_l=2$; г) $n=4, m_s=+1/2$. Исходя из положений элементов в периодической таблице укажите, какой из атомов перечисленной пары имеет большие размеры: а) Na, Li; б) Li, Be; в) O, P. г) N, Si.
5. Укажите, какой из атомов каждой перечисленной ниже пары имеет большие размеры и энергию ионизации, а также большее отрицательное значение сродства к электрону: а) O, F; б) N, P; в) Sc, Ca; г) Ga, Si.
6. Вторая энергия ионизации вдвое больше первой ($J_1=735$ кЖд/моль, $J_2=1445$ кЖд/моль). Объясните это явление
7. Предскажите химическую формулу ионного соединения, образуемого каждой из перечисленных ниже пар элементов: а) Sr, Ba; б) Be, O; в) Al, S; г) Zn, F; д) K, Se; е) Zn, O.
8. Укажите к какому типу: ионному или ковалентному относятся следующие вещества: а) Sr, Ba; б) Be, O; г) Zn, F; д) K, Se; е) CuO.
9. Изобразите валентные структуры (графические формулы) следующих молекул: а) SiH₄; б) H₂S; в) CO; г) N₂; д) H₂O₂; е) CS₂
10. Какая из следующих связей полярна? Укажите для каждой полярной связи более электроотрицательный атом: а) Cl-I; б) P-P; в) C-N; г) F-F; д) O-H.
11. Укажите все типы межмолекулярных сил, которые могут действовать в перечисленных ниже веществах и смесях: а) CH₃OH – H₂O_(ж); б) Xe_(ж); в) C₆H_{6(ж)}; г) ClF_(ж); д) Ca(NO₃)_{2(ж)}.

Занятие 2

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

Основные классы неорганических соединений:



Средние	Кислые	Основные	Двойные	Комплексные
K_2SO_4	$KHSO_4$	$ZnOHCl$	K_2CuCl_4	$K_4[Fe(CN)_6]$
$NaCl$	NaH_2PO_4	$(CuOH)_2SO_4$	$KLiSO_4$	$[Cr(H_2O)_6]$
$Mg_3(PO_4)_2$	$Ca(HCO_3)_2$	$(MgOH)_2CO_3$	$KAl(SO_4)_2$	$K_2[AgJ_4]$
		$(NH_4)Fe(SO_4)_2$		$[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$

Название кислот	Формула	Название средних солей
Азотная	HNO_3	Нитраты
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты
Сероводородная	H_2S	Сульфиды
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты
Соляная	HCl	Хлориды
Хлорная	$HClO_4$	Перхлораты
Хлорноватая	$HClO_3$	Хлораты
Хлористая	$HClO_2$	Хлориды
Хлорноватистая	$HClO$	Гипохлориты
Борная (орто)	H_3BO_3	бораты
Борная (мета)	HBO_2	метабораты
Борная (тетра)	$H_2B_4O_7$	Тетрабораты
Родановодородная	$HCNS$	Роданиты
Уксусная	CH_3COOH	Ацетаты
Хромовая	$HClO_4$	Цианиты
Синильная	HCN	Хроматы
Двухромовая	H_2CrO_7	Цианиды
Фосфористая	H_3PO_3	Дихроматы
Фосфорная (мета)	HPO_3	Фосфаты
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	Метафосфаты
Фосфорная (пиро)	$H_4P_2O_7$	Пирофосфаты
Марганцовая	$HMnO_4$	Пергамонганаты
Марганцовистая	$HMnO_4$	Мангаматы
кремневая	H_2SiO_3	Силикаты
йодистоводородная	HJ	иодиты

Какие соли содержат в себе приставку “гидро-”: $Ca(HNO_3)_2$ – гидрокарбонат кальция, K_2HPO_4 – гидрофосфат калия, KH_2PO_4 – дигидрирования калия.

Основные соли – приставку “гидроксо”: $PbOHNO_3$ – гидроксонитрат свинца (II), дигидроксохлорид хрома (III).

Для закрепления материала по номенклатуре предлагается игра “химическое лото”. (Подробный материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.)

Опыт 2.1. Получение гидроксидов.

Получение гидроксидов.

В пробирку с водой поместив на кончике шпателя оксид кальция и прибавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина (рН=8,2-10,0). Напишите уравнения реакции, отметьте изменение цвета индикатора.

Получение труднорастворимых оснований.

Налейте в пробирку I мл сульфата никеля (II), добавьте раствор гидроксида натрия. Напишите уравнение реакций, отметьте цвет осадка и раствора над осадком.

Получение кислот.

В пробирку с водой добавьте 2-3- капли синего лакмуса и пропустите оксид углерода (IV) из аппарата Кипа. Напишите уравнение реакции, отметьте изменение окраски индикатора.

В пробирку с водой добавьте 2-3- капли синего лакмуса и поместите кристаллик оксида фосфора (V). Напишите уравнения реакции, отметьте изменение окраски индикатора.

Опыт 2.2. Получение амфотерного гидроксида и изучение его свойств.

В пробирку с I мл хлорида хрома (III) добавьте по каплям гидроксид натрия (до образования осадка). Затем содержимое пробирки разлейте на две пробирки. В одну добавьте соляную кислоту, а в другую – избыток гидроксида натрия. Объясните происходящее явление и напишите соответствующее уравнения реакций.

Опыт 2.3. Получение солей.

Взаимодействие основного оксида и соли с кислотой.

В пробирки, в одной из которых помещен оксид меди (II) (10 мг), а во второй налит раствор хлорида бария (1-2), добавьте разбавленную серную кислоту. Что при этом наблюдается. Напишите уравнения реакций. При отсутствии индикатора в качестве индикатора использовать универсальную лакмусовую бумагу.

Взаимодействие основания с кислотой.

К I мл гидроксида никеля (II), полученному в опыте 2.1.2., добавьте раствор соляной кислоты. Что при этом наблюдается? Напишите уравнение реакции.

Взаимодействие кислотного оксида с основанием.

Через известковую воду, налитую в пробирку, пропустите оксид углерода (IV) из аппарата Кипа до образования мути, а затем до ее исчезновения. Объясните происходящее явление и напишите соответствующее уравнение реакций.

Взаимодействие солей друг с другом.

В две пробирки с 1мл раствора нитрата свинца (II) добавьте: в одну – раствор хлорида натрия. В другую – раствор сульфата магния. Какие вещества выпадают в осадок? Напишите уравнения реакций. По таблице растворимости ознакомьтесь с растворимостью нитратов, хлоридов и сульфатов наиболее часто применяемых в лабораторной практике.

Взаимодействие соли с основанием.

В две пробирки с 1мл сульфата меди (II) добавьте: в одну- несколько капель раствора гидроксида натрия. Что при этом наблюдается? Напишите соответствующие уравнения реакций.

Упражнения

1. Перечислите известные Вам типы оксидов.
2. Способы получения оксидов. Приведите примеры.
3. Назовите следующие оксиды: MnO_2 , CaO , MnO , MnO , Cr_2O_3 , N_2O_5 .
4. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты непосредственно с водой не взаимодействуя.
5. Приведите примеры оксидов, которые непосредственно с водой не взаимодействуют.
6. Как называются растворимые основания? Приведите примеры. Как они получают?
7. Какие оксиды и гидроксиды называются амфотерными? Докажите амфотерность: ZnO , $Sb(OH)_3$, $Fe(OH)_3$?
8. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? Приведите несколько примеров.
9. Напишите возможные уравнения реакций для следующих переходов: $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$;
 $Cr \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$
 $\rightarrow CrCl_3$
10. Назовите следующие соединения: $NaNS$, Na_2SO_3 , $Ca(H_2PO_4)_2$, NaH_2PO_4 , K_2SnO_3 , $(CuOH)_2CO_3$.

Задачи № 4, 4, 11, 15, 18, 57, 60, 68, 81, 86.

Занятие 3

Тема: «Скорость химических реакций»

Скорость химических реакций (V) измеряется измерением концентрации реагирующих веществ (ΔC) в единицу времени (Δt):

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры в области умеренных температур определяются правилом Вант-Гоффа: «При повышении температуры на каждые 10^0 скорость большинства реакций увеличивается в 2-3 раза».

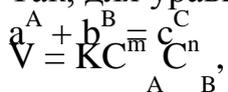
$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Где V_1 и V_2 – скорость реакций при температурах T_2 и T_1 ;

γ - температурный коэффициент;

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяется законом действующих масс: «Скорость химических реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам».

Так, для уравнения реакции, записанном в общем виде:



Где C_A и C_B - молярные концентрации реагирующих веществ в данный момент времени;

m , n - коэффициенты в уравнении скорости реакции, они равны стехиометрическим коэффициентам только в случае одностадийной реакции.

Катализаторы – вещества, изменяющие скорость реакции, но сохраняющие состав и количество неизменным. Катализ бывает гомогенным (все вещества, включая катализатор, находятся в одинаковом фазовом состоянии, чем реагирующие вещества).

Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.

Опыт 3.1. Зависимость скорость химических реакции от концентрации реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции от концентрации рассмотрите на примере:



А) В начале проведите качественный опыт. Для этого в пробирку налейте около 1мл р-ра тиосульфата натрия и добавьте несколько капель р-ра серной кислоты. Отметьте через некоторое время начало помутнения раствора с последующим выделением серы. Запишите уравнение реакции.

Б) В три пронумерованные пробирки налейте раствор тиосульфита натрия (концентрация 0,25Н): в первую пробирку налейте 1мл, во вторую – 2мл воды, второй 1мл.

Следовательно, условия концентрации тиосульфата в пробирках будет относиться, как 1:2:3.

В первую пробирку добавьте 1 каплю серной кислоты, перемешайте растворы встряхиванием и по секундомеру определите время заметного помутнения.

Опыты повторите с растворами в пробирках 2 и 3. Результаты занесите в таблицу:

№ пробирки	Содержимое пробирок			Р-р H ₂ SO ₄	Время протекания реакции, т, сек	Условн. Скорость реакции
	Р-р тиосульфата, Na, мл	H ₂ O	Усл. Конц.			
Эталон						
1						
2						
3						

По результатам опыта постройте график в координатах V (С)

Опыт 3.2. Зависимость скорости реакции от температуры.

В три пробирки налейте по 3мл 0,1Р раствора тиосульфата натрия. В одну из них при комнатной температуре (измерить) внесите каплю раствора серной кислоты, растворы перемешайте встряхиванием и включите секундомер. Определяют время начала помутнения.

Другую пробирку поместите в водяную баню с температурой, превышающей комнатную на 10⁰. После того, как в пробирке и бане температуры сравняются, в пробирку добавьте каплю серной кислоты, растворы перемешайте и определите время начала помутнения раствора.

Аналогично проведите опыт с третьей пробиркой, но температуру в ней установите выше комнатной на 20⁰.

Результаты наблюдений занесите в таблицу:

№ пробирки	Т-ра опыта t ⁰ C	Время реакции	Условная скорость I $V = \frac{I}{\tau}$
Эталон			
1			
2			
3			

В координатах V(t) по данным опыта постройте график.

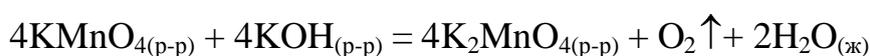
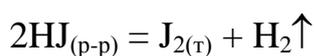
Проанализируйте график и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

Опыт 3.3. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В две пробирки налейте по 2-3 мл пероксида водорода. В одну пробирку внесите немного катализатора – оксида марганца (IV). Нагрейте смесь. В какой пробирке разложение пероксида водорода идет быстрее? Напишите уравнение реакции.

Упражнения

- Какая из реакций является гомогенной в системе:
 $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{S}_{(\text{ТВ.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$?
- Назовите факторы, влияющие на скорость реакции и константу скорости химической реакции.
- Во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры от 30⁰ до 50⁰, если температурный коэффициент равен 3?
- Как изменится константа скорости реакции при увеличении температуры, если скорость реакции возросла при этом в 4 раза?
- Что такое катализ? Какой катализ называется гомогенным и какой гетерогенным?
- Напишите выражения скорости прямых химических реакций для следующих систем:
 $\text{C}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})}$



Задачи: 326, 329, 330, 331, 335.

Тема: «Химическое равновесие»

Химическое равновесие – это состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой (для обратимых реакций).

Для уравнения обратимой реакции в общем виде:

$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ выражение для константы химического равновесия (K) имеет вид:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

где A, B, C и D – равновесные концентрации;

a, b, c, d – показатели степени.

В выражение константы равновесия концентраций веществ, находящихся в твердом состоянии, не входят.

Химическое равновесие можно сместить. Направление смещения определяется принципом Ле-Шаталье: «Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать воздействие извне (изменить C, T⁰ и P), то равновесие сместится в направлении той реакции, которая ослабит произведенное воздействие».

При увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением числа молей газообразных веществ.

При уменьшении давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается увеличением числа молей газообразных веществ.

Повышение температуры способствует протеканию эндотермической реакции.

Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.

Опыт 3.4. Смещение химического равновесия вследствие изменения концентрации реагирующих веществ.

В пробирку на $\frac{3}{4}$ заполненную водой, добавьте по 1 капле концентрированных растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Какую краску имеет раствор? Напишите уравнение реакции. Полученный раствор разделите на 4 пробирки. Первую оставьте для сравнения, во вторую добавьте 3-5 капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – 2-3 капли концентрированного раствора хлорида калия. Результаты эксперимента запишите в таблицу.

Результаты наблюдений:

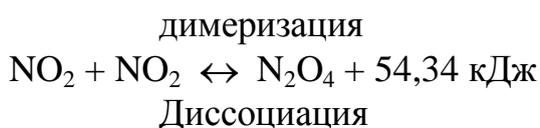
№ пробирки	Увеличение концентрации	Изменение окраски	Смещение равновесия
1			
2			

3			
4			

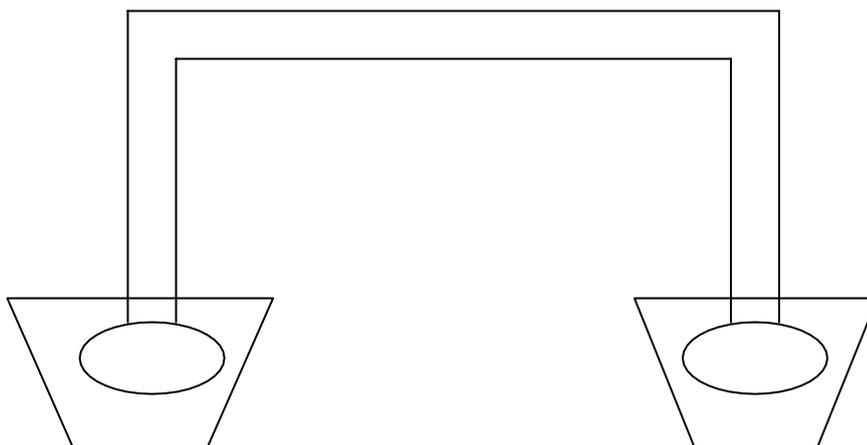
Опыт 3.5. Смещение химического равновесия под влиянием температуры.

Опыт проводят в приборе из двух стеклянных баллонов, соединенных трубкой и заполненных оксидом азота (IV).

Бурый оксид азота (IV) при обыкновенной температуре находится в равновесии с бесцветной четырех окись азота (IV)



Один из шаров помещают в стакан с теплой водой, другой – в стакан, наполненный водой со льдом. Какие изменения происходят? Почему?

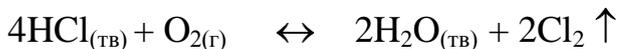
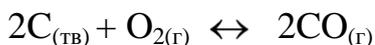


Опыт 3.6. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной системе.

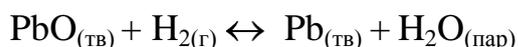
Отвесьте на технических весах примерно 0,5г кускового мрамора. Уравновесьте его порошком мрамора. Налейте в две пробирки по 5мл 10%- ого раствора соляной кислоты. Одновременно внесите кусочек мрамора в одну их пробирок, а порошок в другую. Засеките время, которое потребовалось для полного растворения мрамора в обоих случаях. Рассчитайте для обоих случаев относительную скорость реакции ($V=1/\tau$). В каком случае скорость химической реакции больше и почему?

Упражнения

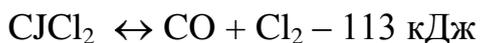
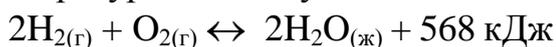
1. Составьте выражение констант химического равновесия для систем:



2. В какую сторону сместиться равновесие реакций при увеличении давления? Почему?



3. В какую сторону сместиться равновесие реакций при увеличении температуры? Почему?



Влияет ли катализатор на состояние химического равновесия? Почему?

4. Как следует изменить температуру, давление и концентрации компонентов системы



Чтобы повысить выход аммиака? Давайте обоснование ответа.

Задачи : № 99, 110, 116, 123, 129, 131.

ЗАНЯТИЕ 4

Тема: «Электрическая диссоциация, ионные реакции обмена, ПР»

Распад молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя (например, воды) называется электрической диссоциацией.

Степенью электрической диссоциации (α) называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу молекул растворенного вещества (N).

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$



Сильные электролиты:

1. Почти все растворимые соли, причем плохая растворимость соли не является признаком слабого электролита. Например: NaCl , CuSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.
Исключения: $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, HgCl_2 , $\text{Hg}(\text{CN})_2$.
2. Многие минеральные кислоты
Например: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HMnO_4 , HClO_4 .
3. Основания щелочных и щелочноземельных металлов. Например: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Слабые электролиты:

1. Почти все органические кислоты (кроме муравьиной). Например: CH_3COOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$.
Некоторые минеральные кислоты.
Например: H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HCN , HF .
2. Гидроксиды металлов, кроме гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов (особо следует запомнить, что NH_4OH , хорошо растворимы в воде, но являются слабым электролитом).
3. Вода. Довольно часто выделяют группу электролитов средней силы (например H_2SO_3 , H_3PO_4).

Более точным критерием оценки силы электролита является константа диссоциации.

Диссоциация кислот:

Сильный электролит: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$,

Электролит средней силы:

I ступень: $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $K_1 = 7.5 \cdot 10^{-3}$

II ступень: $\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $K_2 = 6.3 \cdot 10^{-8}$

III ступень: $\text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ $K_3 = 2.2 \cdot 10^{-12}$

$K_1 > K_2 > K_3$

Суммарное уравнение: $\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

Диссоциация оснований:

Сильный электролит: $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Слабый электролит: $\text{Fe(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Fe(OH)}^+ + \text{OH}^-$

$\text{FeOH}^+ \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{OH}^-$

$\text{Fe(OH)}_2 = \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Диссоциация амфотерных электролитов:

По основному типу по кислотному типу

$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn(OH)}_2 = \text{H}_2\text{ZnO}_2 = 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$

$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al(OH)}_3 = \text{H}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{HAlO}_2 = \text{H}^+ + \text{AlO}_2^-$

Точнее: OH^- OH^-

$[\text{Zn(H}_2\text{O)}_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Zn(OH)}_2(\text{H}_2\text{O)}_2 \leftrightarrow [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$

H_3O^+ H_3O^+

Средние $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

Кислые $\text{KHCO}_3 = \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$

Основные (в растворе) $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 = 2\text{ZnOH}^- + \text{SO}_4^{2-}$

Комплексные $[\text{Cu(NH}_3)_4]\text{SO}_4 = [\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

Двойные $\text{KAl(SO}_4)_2 = \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$

Условия необратимости ионных реакций обмена:

А) образование малорастворимых веществ;

б) образование газообразных веществ;

в) образование слабодиссоциирующих веществ.

При составлении ионных уравнений реакций малорастворимые, газообразные и слабодиссоциирующие вещества записываются в виде молекул, а сильные электролиты – в виде ионов.

Суть химических реакций, не являющихся окислительно-восстановительными, выражают сокращенные ионные уравнения.

Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.

Опыт 4.1. Зависимость электропроводности слабых электролитов от концентрации раствора.

Налейте в электродный сосуд немного концентрированной уксусной кислоты (так, чтобы нижняя часть электродов была погружена в жидкость). Включите ток и постепенно наливайте в электродный сосуд воду. Объясните наблюдаемое изменение накала лампочки. Разбавленный раствор кислоты перелейте в другой сосуд. Ополосните водой электроды и электродный сосуд.

Опыт 4.2. Образование малорастворимых соединений.

В пробирку к 1мл раствора нитрата калия добавьте 1мл хлорида натрия. Наблюдается ли образование осадка? Объясните.

В три пробирки налейте по 2мл растворов: в одну – карбоната аммония, в другую – хлорида бария, в третью – хромата калия. Прибавьте по 2мл в первую пробирку раствора хлорида кальция, во вторую сульфата калия, в третью – нитрата серебра. Что наблюдается в каждой пробирке? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

Опыт 4.3. Образование малодиссоциированных соединений и газов.

В пробирку налейте 1мл раствора ацетата натрия и 1 мл соляной кислоты. Чем объясняется появление запаха? Напишите молекулярное, полное и сокращенные ионные уравнения.

Налейте в пробирку 2мл раствора сульфида натрия под тягой и осторожно добавьте несколько капель соляной кислоты. Чем объясняется выделение газа? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

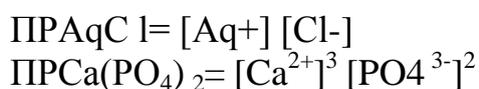
Налейте в пробирку 2мл концентрированного раствора хлорида аммония и добавьте 2 мл гидроксида натрия. Раствор нагрейте. Чем объясняется выделение запаха? Напишите молекулярное, полное и сокращенные ионные уравнения.

Опыт 4.4. Влияние реакции среды на равновесие диссоциации амфотерного электролита.

К раствору сульфата цинка приливайте по каплям раствор гидроксида натрия. Дайте отстояться полученному осадку. Декантацией слейте раствор над осадком. Оставшееся в пробирке разделите на две пробирки. В одну пробирку добавьте соляную кислоту, а в другую – раствор гидроксида натрия. Чем объясняется образование осадка и растворение его в кислоте и щелочи? Какие равновесия имеют место в растворе гидроксида цинка? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

Тема: «Произведение растворимости, правила образования и растворения осадков».

Произведение концентрации ионов малорастворимого электролита в насыщенном растворе называется произведением растворимости ПР (при данной температуре величина постоянная):



Осадок из раствора выпадает в том случае, когда произведение концентрации его ионов в растворе превышает значение произведения растворимости.

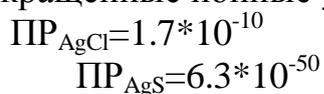
Например: $[\text{Aq}^+] [\text{Cl}^-] > \text{ПР}_{\text{AqCl}}$.

Для растворения осадка нужно добавить электролит, ионы которого связывают один из посылаемых осадком в раствор ионов в молекулы слабого электролита. Для перехода одного осадка в другой нужно добавить электролит, ионы которого связывают один из посылаемых осадком в раствор ионов в молекулу другого осадка с меньшим значением произведения растворимости.

Опыт 4.5. Взаимодействие осадков с ионами других электролитов (образование и растворение осадков)

В пробирку с 1мл сульфата магния добавить 1мл гидроксида натрия. Какой осадок образуется? К образовавшемуся осадку прилить избыток соляной кислоты. Будет ли растворяться осадок? Почему? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

В пробирку с 1мл р-ра нитрата серебра добавьте 1мл раствора хлорида натрия. Какой осадок образуется? К образовавшемуся осадку прилейте 1мл р-ра сульфида натрия. Что наблюдается? Зная численные значения ПР_{AgCl} и $\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{S}}$ объясните происходящие с осадком изменения. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.



УПРАЖНЕНИЯ

1. Что называется процессом электрической диссоциации, какие вещества называются электролитами?

2. Напишите уравнение диссоциации на ионы в растворе следующих веществ: H_2SO_3 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; KH_2PO_4 ; NaHS ; CrOHSO_4 ; CuOHNO_3 .

3. Укажите, какие из перечисленных веществ относятся к электролитам: N_2O ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; NH_3 ; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

4. Укажите, среди приведенных электролитов сильные и слабые: HCl , NH_4OH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO_4 , HCN , H_2CO_3 , CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, HJ .

5. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия:

Нитрата железа(III) с гидроксидом натрия

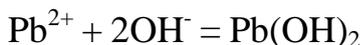
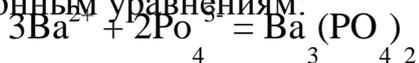
Карбоната натрия с серной кислотой;

Сульфата железа(III) с хлоридом бария;

Сульфата аммония с азотной кислотой;

Хлорида кальция с карбонатом натрия.

6. Составьте молекулярные уравнения реакций, соответствующих следующим ионным уравнениям:



7. Что такое произведение растворимости труднорастворимого электролита? Какие условия необходимы для: а) образования, б) растворения осадка?

Задачи: 392, 402, 417, 436, 438.

ЗАНЯТИЕ 5

Тема: «Ионное произведение воды, водородный показатель. Гидролиз солей».



Данное положение равновесия позволяет записать закон действующих масс:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Поскольку концентрация воды – величина постоянная, то запишем $K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$.

Ионное произведение воды: $K\text{H}_2\text{O} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

В нейтральной среде $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7}$ г-ион/л.

В кислой среде $[\text{H}^+] > [10^{-7}]$ г-ион/л

В щелочной среде $[\text{H}^+] < [10^{-7}]$ г-ион/л

Водородный показатель $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

В нейтральной среде $\text{pH} = 7$

В кислой среде $\text{pH} < 7$

В щелочной среде $\text{pH} > 7$

Гидроксильный показатель $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Для качественного определения реакции среды применяют индикаторы – вещества, изменяющие окраску в зависимости от величины pH раствора.

Опыт 5.1. Определение реакции среды при помощи индикаторов.

Налейте в три пробирки по 1мл разбавленного раствора какой-либо кислоты, в другие три – по 1мл дистиллированной воды и еще в три – по 1мл разбавленного раствора щелочи. Пробирки распределите на три серии – в каждой по одной пробирке кислоты, воды и щелочи. Добавьте в каждую пробирку по несколько капель растворов индикаторов: в первую серию – лакмуса, во вторую – метилового оранжевого, в третью – фенолфталеина. Наблюдаемую окраску индикатора занесите в таблицу.

Результаты опыта:

индикатор	цвет			
	В кислой среде $\text{pH} < 7$	В нейтральной среде $\text{pH} = 7$	В щелочной среде $\text{pH} > 7$	Интервалы pH
1	2	3	4	5
Лакмус				5,0 – 8,0

Метилловый оранжевый				3,2 – 4,4
фенолфталеин				3,2 – 10,0

Взаимодействие соли с водой, приводящее к образованию слабодиссоциирующих или малорастворимых продуктов, называется гидролизом.

Тип соли по катиону и аниону	Продукты гидролиза	Примеры реакций гидролиза		
		Сильное основание и слабая к-та pH > 7	Слабое основание и сильная кислота pH < 7	Слабое основание и слабая кислота pH = 7
1. однозарядный катион	Основание + кислота	$NNaCN + H_2O = NNaOH + HCN$ $CN^- + H_2O = OH^- + HCN$	$NH_4Cl + H_2O = NH_4OH + HCl$ $NH_4^+ + H_2O = NH_4OH + H^+$	$NH_4NO_2 + H_2O = NH_4OH + HNO_2$ $NH_4^+ + NO_2^- + H_2O = NH_4OH + HNO_2$
2. многозарядный анион	Основание + кислая соль	$Na_2CO_3 + H_2O = NaOH + NaHCO_3$ $CO_3^{2-} + H_2O = HCO_3^- + OH^-$	$(NH_4)_2SO_4 + H_2O = NH_4OH + NH_4HSO_4$ $NH_4^+ + SO_4^{2-} + H_2O = NH_4OH + HSO_4^-$	$(NH_4)_2CO_3 + H_2O = NH_4OH + NH_4HCO_3$ $NH_4^+ + CO_3^{2-} + H_2O = NH_4OH + HCO_3^-$
3. многозарядный катион	Основная соль + кислота	$Ba(CH_3)_2 + H_2O = BaOHCH_3 + HCN$ $Ba^{2+} + CN^- + H_2O = BaOH^- + HCN$	$CuCl_2 + H_2O = CuOHCl + HCl$ $Cu^{2+} + H_2O = CuOH^+ + H^+$	$Al(CH_3COO)_3 + H_2O = Al(CH_3COO)_2 + CH_3COOH$ $Al_3+ + CH_3COOH^- + H_2O = AlOH^{2+} + CN_3COOH$
4. многозарядный катион и анион	Этот случай практически редко встречается т.к. относящиеся сюда соли в воде нерастворимы. Для растворимых: $2CaS + 2H_2O = Ca(OH)_2 + Ca(HS)_2$ $S^{2-} + H_2O = HS^- + OH^-$		$Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O = FeOHSO_4 + H_2SO_4$ $Fe^{3+} + H_2O = FeOH^{2+} + H^+$	необратимый гидролиз, основание (осн. соль) + Газ $Cr_2S_3 + 6H_2O = 2Cr(OH)_3 + 3H_2S$

Соли сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергаются ($pH = 7$): KCl , $Ca(NO_3)_2$, Na_2SO_4 , $BaCl_2$, $NaNO_3$.

Для большинства солей гидролиз является обратимым процессом.

Опыт 5.2. Гидролиз солей.

Налейте в четыре пробирки по 1мл растворов: хлорида натрия, ацетата натрия, карбоната калия и хлорида цинка. С помощью индикаторов определите реакцию среды. В случае протекания реакций напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия.

Опыт 5.3.

Налейте в пробирку 5-10 мл раствора хлорида железа (III) и внесите на кончике шпателя магнитные опилки. Отметьте выделение водорода. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза хлорида железа (III) и взаимодействия магния с одним из продуктов гидролиза.

Опыт 5.4.

Налейте в пробирку 5-10 мл насыщенного раствора фосфата натрия, нагрейте пробирку на пламени горелки до температуры, близкой к кипению и опустите в нее гранулу алюминия. Объясните выделение водорода. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия алюминия с одним из продуктов гидролиза.

Опыт 5.5. Смещение равновесия гидролиза.

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора хлорида сурьмы и прибавьте по капле дистиллированную воду. Наблюдайте выпадение осадка, который будет растворяться при добавлении 1мл раствора HCl . Объясните почему. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида сурьмы.

Опыт 5.6. Необратимый гидролиз.

В пробирку налейте 1мл раствора сульфата алюминия и добавьте такое же количество раствора сульфида аммония. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

В пробирку налейте 1мл раствора сульфата меди (II) и добавьте такое же количество раствора карбоната натрия. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций

УПРАЖНЕНИЯ

1. Какая величина является ионным произведением воды? Почему ионное произведение воды считается постоянной величиной при дано температуре?
2. Вычислите pH раствора, если $[OH^-] = 10^{-4}$ г-ион/л.
3. pH раствора равен 3. Что надо прибавить к раствору, чтобы увеличить pH до 7: а) кислоту, б) воду, в) щелочь. Почему?

ЗАНЯТИЕ 6

Тема: «Окислительно–восстановительные реакции»

Окислительно–восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав молекул реагирующих веществ.

В зависимости от степени окисления (высшая, низшая или промежуточная) ионы могут проявлять различные свойства в ОВ реакциях.

При составлении правых частей уравнений ОВ реакций удобно использовать основные переходы ионов.

Таблица 6.1.

Важнейшие восстановители

Восстановитель	Окисленная форма
SO_3^{2-} (Na_2SO_3) NO^- (KNO_2) S^{2-} , H_2S (K_2S) Cl^- , Br^- , I^- (HCl , HBr , HI) Fe^{2+} (FeSO_4) CrO^{2-} (KCrO_2)	SO_4^{2-} (Na_2SO_4) NO^{3-} (KNO_3) S^0 Cl_2 , Br_2 , I_2 Fe^{3+} ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) CrO_4^{2-} (K_2CrO)

Таблица 6.2.

Важнейшие окислители

Окислитель	среда	Восстановленная форма
H_2SO_4 MnO_4^- (KMnO_4) Фиолетовый	$\text{pH} < 7$ $\text{pH} = 7$ $\text{pH} > 7$	Mn^{2+} (MnSO_4) бесцветный MnO_2 бурый MnO_4^{2-} (K_2MnO_4) зеленый
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (K_2CrO_7) Оранжевый	H_2SO_4 $\text{pH} < 7$ HCl $\text{pH} < 7$	Cr^{+3} $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ зеленый CrCl_3
CrO_4^{2-} (K_2CrO_4)	KOH $\text{pH} > 7$	CrO_2 (KCrO_2) зеленый

Таблица 6.3.

Взаимодействие металлов с серной и азотной кислотами

кислота	Активные металлы $\text{Li} - \text{Zn}$	Малоактивные металлы Sn, Pb	Пассивирующиеся металлы $\text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}, \text{Al}$	Неактивные металлы ($\text{Cu} - \text{Ag}$)
H_2SO_4 разб.	Соль + H_2	Соль + H_2	Соль + H_2	-
H_2SO_4 конц.	Соль + H_2S (S)	Соль + SO_2	$\text{Me}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$	Соль + SO_2
HNO_3 конц.	Соль + NO_2	Соль + NO_2	$\text{Me}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2$	Соль + NO_2

HNO ₃ разб.	Соль+N ₂ O	Соль+NO	Соль+NO	Соль+NO
HNO ₃ разб.	Соль+ NH ₄ NO ₃	-	-	-

Электронный метод используется для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в твердой или газообразной фазе.

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах, удобнее пользоваться электронно-ионным методом.

Таблица 6.4.

Электронно-ионным метод

среда	окислитель	восстановитель
Кислая pH<7	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$	$SO_3^{2-} + H_2O - 2e^- = SO_4^{2-} + 2H^+$
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$	$H_2O_2 - 2e^- = O_2 + 2H^+$
Щелочная pH>7	$ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- = Cl^- + 6OH^-$	$SnO_2^{2-} + 2OH^- - 2e^- = SnO_3^{2-} + 2H_2O$
	$H_2O_2 + 2e^- = 2OH^-$	$H_2O_2 + 2OH^- - 2e^- = O_2 + 2H_2O$
Нейтральная pH=7	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-$	$NO_2^- + H_2O - 2e^- = NO_3^- + 2H^+$
	$H_2O_2 + 2e^- = 2OH^-$	$H_2O_2 - 2e^- = O_2 + 2H^+$

Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.

Опыт 6.1. Восстановительные свойства металлов (демонстрационный)

В две пробирки набирают понемногу разбавленной серной кислоты (1:3) и кладут одну кусочек цинка, а во вторую – медную проволоку. Что наблюдается в каждой пробирке? Составьте молекулярные уравнения и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

В пробирку кладут медную проволоку, наливают осторожно 1мл концентрированной серной кислоты. Укрепив пробирку в держалке, слегка нагревают в вытяжном шкафу, держа ее отверстие внутрь шкафа. После этого пробирке дают охладиться. Содержимое вливают в стакан с небольшим количеством воды. На молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

В пробирку кладут кусочек цинка, приливают 1мл концентрированной серной кислоты. Пробирку укрепляют в держателе и осторожно нагревают в вытяжном

шкафу, держа ее отверстием внутрь шкафа. Опускают полоску фильтрованной бумаги, смоченной раствором ацетата свинца. На что указывает почернение бумажки? Составьте уравнение реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Окислительные свойства дихромата калия.

Подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия разлейте в две пробирки. К раствору в первой пробирке прибавьте избыток раствора сульфата натрия. К раствору во второй пробирке – немного крахмального клейстера и иодида калия. Какие визуальные изменения происходят в обеих пробирках? Составьте молекулярное уравнение реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель. Какие свойства в ОВ-реакциях проявляет дихромат-ион? Почему?

Влияние реакции среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.

К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте раствор сульфата натрия. Как изменился цвет раствора? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций.

Проделать эту же реакцию без подкисления. Как в этом случае изменится цвет раствора? Какое вещество выпало в осадок? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

К сильно щелочному раствору сульфита натрия прибавить раствор перманганата калия. Как изменится цвет раствора? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6.4. Окислительно – восстановительная двойственность нитрит ионов.

К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте, до обесцвечивания и дальнейшего слабого побурения, раствор нитрата натрия. Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия добавьте несколько капель раствора нитрата натрия. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6.5. Окислительно-восстановительная двойственность сульфит ионов.

Налейте в пробирку перманганат калия и добавьте избыток сернистой кислоты. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

В пробирку с раствором сернистой кислоты добавьте немного сероводородной воды. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

УПРАЖНЕНИЯ

Закончите уравнение реакций и подберите к ним коэффициенты с помощью электронно-ионного баланса.

1. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} =$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
3. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
4. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
5. $\text{K}_3\text{AsO}_3 + \text{Zn} + \text{HCl} = \text{AsH}_3 \uparrow +$
6. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
7. $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} =$
8. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) =$
9. $\text{Sn} + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

ЗАНЯТИЕ 7

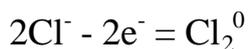
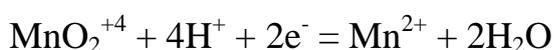
Тема: «Типы окислительно-восстановительных реакций». Коллоквиум по теме.

Различают три типа ОВ реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования).

Подробный теоретический материал представлен в лекции по данной теме, имеющийся на кафедре.

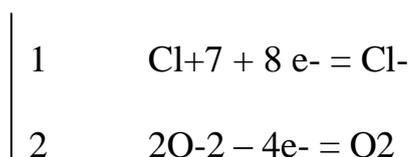
К межмолекулярным относятся такие реакции, при которых окислителем и восстановителем являются атомы элементов, входящих в состав молекул различных соединений.

НАПРИМЕР:

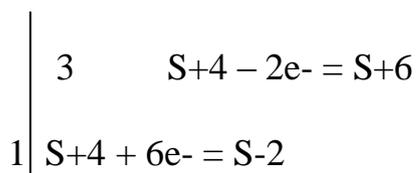


К реакциям внутримолекулярного окисления – восстановления относятся процессы, при которых степени окисления изменяют

атомы разных элементов, входящих в состав молекулы одного вещества.



К реакциям самоокисления – самовосстановления относятся такие реакции, при которых степень окисления атомов одного и того же вещества, и повышается, и понижается, т.е. эти атомы являются и окислителем и восстановителем.



Опыт 7.1. Реакции взаимного окисления – восстановления.

Осторожно нагреть в сухой пробирке небольшое количество перманганата калия до разложения. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и

электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 7.2. Реакция самоокисления – самовосстановления.

К полученному в опыте 1 манганату калия прилить немного воды, до растворения. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 7.3. Прокалите в пробирке, закрепленной на штативе, несколько кристалликов нитрата калия. Выделяющийся газ испытайте тлеющей лучинкой. После охлаждения пробирки растворить ее содержимое в воде и полученный раствор под тягой испытать на присутствие соли азотистой кислоты в реакции с иодом калия (перманганатом калия) в кислой среде. Напишите уравнение реакции разложения нитрата и взаимодействия раствора осадка с окислителями.

УПРАЖНЕНИЯ

Закончите уравнения реакций и подберите к ним коэффициенты с помощью электронно-ионного или электронного баланса:

1. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
2. $\text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
4. $\text{J}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}(\text{JO}_3)_2 +$
5. $\text{NH}_4\text{O}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
7. $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
8. $\text{N}_2\text{H}_4 = \text{NH}_3 + \text{N}_2$
9. $\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaSO}_3 + \text{NaS} +$
10. $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} +$

Задачи № 480, 484, 485, 493.

ЗАНЯТИЕ 8

Тема: «Комплексные соединения».

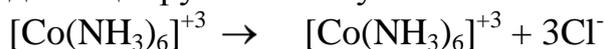
Строение комплексных соединений согласно координационной теории

Вернера: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

Координационное число (количество присоединяемых лигандов): $\text{КЧ}_{\text{Co}^{3+}} = 6$.

Диссоциация комплексных соединений:

1. Первичная диссоциация (хорошо растворимые комплексные соединения диссоциируют по типу сильных электролитов, $\alpha > 30\%$):



2. Вторичная диссоциация – по типу слабых электролитов



Выражение константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Co}^{3+}] [\text{NH}_3]^6}{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}}$$

Классификация и номенклатура комплексных соединений.

В зависимости от того, какой электрический заряд несет комплексный ион, различают катионные, анионные, катионно-анионные и нейтральные комплексы.

При составлении названий комплексных соединений сначала называют анион (в именительном падеже), а затем катион (в родительном).

Названия комплексных ионов начинают с названия лигандов. Для обозначения лигандов приняты следующие наименования:

Перед названием лигандов греческими числительными указывается их количество (2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса). Если присутствуют несколько лигандов, то их перечисляют в алфавитном порядке.

После лигандов называют комплексообразователь, указывая его степень окисления.

В комплексном катионе для обозначения комплексообразователя используют русское название элемента, а после него в скобках римской цифрой указывают его степень окисления. Например:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ – хлорид тетраамминдихлорокобальта (III); в комплексном анионе для обозначения комплексообразователя используют латинские названия элемента с добавлением окончания – «-ат». Например:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (III) калия.

Катионо-анионный комплекс:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$ – тетрахлорплатинат (II)
тетрааммиплатины (II)

В названии комплексных неэлектролитов степень окисления комплексообразователя, как правило, не указывается
[Co(NH₃)₃Cl₃] – триаммитрихлорокобальт.

Опыт 8.1. Получение комплексных солей.

К раствору нитрата серебра добавьте концентрированный раствор хлорида натрия. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций.

К образовавшемуся осадку добавьте до его исчезновения раствор гидроксида аммония. Что наблюдается? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций.

В пробирку налейте 5-10мл раствора хлорида меди (II). Добавьте по каплям раствор гидроксида аммония. Что образуется? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций.

К образовавшемуся осадку добавьте избыток гидроксида аммония. Почему растворился осадок? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций

К образовавшемуся осадку добавьте избыток гидроксида аммония. Почему растворился осадок? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения реакций

Опыт 8.2. Разрушение комплексных соединений при действии осадителей.

Полученное в опыте 1 комплексное соединение серебра разделите на 4 пробирки. Добавьте: в первую – иодид калия, во вторую – сульфид аммония, в третью – гидроксид натрия. Четвертую пробирку оставьте для дальнейших опытов. Что происходит в пробирках? Объясните наблюдаемые (или нет) явления с точки зрения константы нестойкости комплексного иона и произведений растворимости осадков:

$$K_H = 6,8 \cdot 10^{-8}; \text{PP}_{\text{AgI}} = 1,5 \cdot 10^{-16}; \text{PP}_{\text{Ag}_2\text{S}} = 1,6 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{PP}_{\text{AgOH}} = 1,6 \cdot 10^{-8}$$

1 пробирка:

Наблюдения:

Уравнение:

Вывод:

2 пробирка:

Наблюдения:

Уравнение:

Вывод:

3 пробирка:

Наблюдения:

Уравнение:

Вывод:

Опыт 8.3. Разрушение комплексных соединений при разбавлении.

К раствору хлорида кобальта (II) добавьте концентрированный раствор роданида калия до изменения цвета раствора из розового в синий. Какое комплексное соединение образовалось? Напишите уравнение реакций.

Полученный раствор сильно разбавляют водой. Что происходит? Чем это объясняется?

Опыт 8.4. Окислительно – восстановительные реакции комплексных соединений.

В пробирку с полученным в опыте 1 комплексным соединением добавьте металлический цинк. Что образуется? Напишите молекулярное уравнение и электронно-ионные уравнения полуреакций.

Наблюдения:

Уравнение:

УПРАЖНЕНИЯ:

1. Чему равна степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях?

А) $K_3[Cr(CN)_6]$ б) $Na[Ag(NO_2)_2]$ в) $K_2[MgF_8]$ г) $[Co(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Cl_2$ д) $K[Cr(H_2O)_2Cl_4]$

2. Определите заряд (x) следующих комплексных ионов и координационное число комплексообразователей

А) $[Pd(NH_3)_2(H_2O)Cl]_x$ б) $[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]_x$ в) $[PtCl(OH)_5]_x$ г) $[Au(CN)_2Br_2]_x$
Степени окисления комплексообразователей равны:

А) +2, б) +3, в) +4, г) +3

3. Константы нестойки комплексных ионов равны:

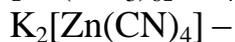
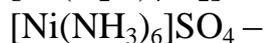
А) $1,3 \cdot 10^{-3}$, б) $5,3 \cdot 10^{-21}$, в) $1 \cdot 10^{-13}$. Какой из ионов будет наиболее прочным? (Подчеркнуть) Почему?

4. В каком из растворов можно обнаружить ионы Cu^{+2} :

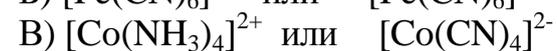
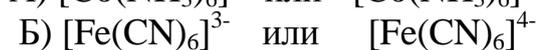
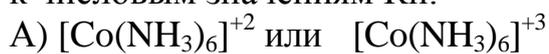
$CuCl_2 \cdot 2KCl$, $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$, $K_2[Cu(CN)_4]$.

Объясните почему?

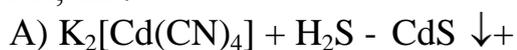
5. Назовите следующие комплексные соединения:



6. Какой комплексный ион должен быть прочнее? Ответ дайте не прибегая к числовым значениям Кн.



7. Будут ли протекать следующие реакции? Ответ мотивируйте значениями Кн; ПР.



$$K_{\text{н}} = 1,4 \cdot 10^{-17} \quad \text{ПР CdS} = 1 \cdot 10^{-29}$$



$$K_{\text{н}} = 1,4 \cdot 10^{-17} \quad \text{ПР Co}(\text{OH})_2 = 1,2 \cdot 10^{-14}$$

ЗАНЯТИЕ 9

Основные стехиометрические понятия и законы химии

1. Закон сохранения массы веществ:

«Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции».

2. Закон постоянства состава:

«Всякое чистое вещество молекулярного строения независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав».

3. Закон кратных отношений:

«Если 2 элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, соединяющиеся с одним и тем же массовым количеством другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа».

4. Понятие «моль» и его значение:

Моль – это число атомов молекул и формульных единиц, имеющих такую массу, которая, выраженная в граммах, равна атомной массе, молекулярной массе и формульной массе вещества. Моль любого элемента определяется как количество этого элемента, содержащего столько атомов, сколько их содержится точно в 12г. Изотопа ^{12}C . Это количество, равное $6,023 \cdot 10^{23}$ атомов ^{12}C , носит название **числа Авогадро**. Таким образом, равное числу Авогадро:

1 моль атомов $^{12}\text{C} = 6,023 \cdot 10^{23}$ атомов ^{12}C

2 моль молекул $\text{CO}_2 = 6,023 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2

3 моль ионов $\text{SO}_4^{2-} = 6,023 \cdot 10^{23}$ ионов SO_4^{2-}

Масса одного моля формульных единиц любого вещества равна формульной массе этого вещества, выраженной в граммах.

1 атом Na имеет массу 22,99 а.е.м.; 1 моль Na имеет массу 22,99г.

1 молекула H_2SO_4 имеет массу 98 а.е.м.; 1 моль H_2SO_4 имеет массу 98г.

1 формульная единица NaCl имеет массу 58,5 а.е.м.; 1 моль NaCl имеет массу 58,5г.

1 ион SO_4^{2-} имеет массу 80 а.е.м.; 1 моль SO_4^{2-} имеет массу 80г.

Закон Авогадро:

«В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (Т и Р) содержится одинаковое число молекул»,

Следствия из закона Авогадро:

1) «1 моль газа при одинаковых условиях Т=2730 к; Р=101325Па этот объем составляет 22,4л/моль.»

2) «Молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду».

Относительная плотность первого газа ко второму (D):

$D = m_1/m_2 = M_1/M_2$, где m_1 и m_2 – массы равных объемов двух различных газов; M_1 и M_2 – их молярные массы;

$M_{\text{газа}} = 2 D_{\text{H}_2}$ (D_{H_2} – плотность газа по водороду).

$M_{\text{газа}} = 29 D_{\text{возд.}}$ ($D_{\text{возд.}}$ – плотность газа по воздуху).

5. Закон простых объемных отношений.

«Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газообразных продуктов как небольшие целые числа».

6. Газовые законы.

Уравнение состояния идеального газа или уравнение Менделеева – Клапейрона

$$PV = nRT$$

Связывает между собой основные параметры, характеризующие газообразные вещества:

P – давление, кг.см,

T – температура К,

V – объем, м³

N – молярное количество газа,

R – молярная универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(Кмоль).

На основании этого закона, могут быть выведены законы:

А) Бойля-Мариотта (**n** и **T** = const)

$$PV = \text{const}, V = \text{const}/P,$$

$$P_1V_1 = P_0V_0$$

Б) Гей – Люссака (**n** и **P** = const)

$$V = \frac{(nR)}{P} \quad T = \text{const} \quad V_1/V_2 = V_0/T_0$$

В) Шарля (**n** и **P** = const)

$$P = (RT/V)T = \text{const}T \quad P_1/T_1 = P_0/T_0$$

Г) парциальных давлений Дальтона (**T** и **V** = const)

$$P = (RT/V)n = \text{const} n$$

Полное давление смеси газов равно сумме давлений, создаваемых каждым газом в отсутствие остальных газов.

$$P_{\text{полн.}} = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

$$P_{\text{полн.}} = \frac{RT}{V} (n_1 + n_2 + \dots)$$

7. Закон Эквивалентов:

«Вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам».

Эквивалентная масса элементов ($\mathcal{E}_{эл}$) и сложных неорганических веществ ($\mathcal{E}_{кислот}$, оснований, солей).

$$\mathcal{E}_{эл} = \frac{A_{эл}}{B}$$

Где $A_{эл}$ – молярная масса атомов элементов,
 B – валентность элемента.

$$\mathcal{E}_{кислот} = \frac{M_{кислоты}}{\text{основность}}$$

Где $M_{кислоты}$ – молярная масса кислоты.

$$\mathcal{E}_{основания} = \frac{M_{основания}}{\text{Кислотность}}; \quad \mathcal{E}_{соли} = \frac{M_{соли}}{n B}$$

Где B – валентность металла соли,
 n – количество атомов металла в молекуле соли,
 $M_{основания}$ – молярная масса основания,
 $M_{соли}$ – молярная масса соли.

Эквивалентная масса вещества в конкретной химической реакции равна его молярной массе, деленной на сумму зарядов замещенных в данной реакции ионов.

Математическое выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2},$$

Где m_1 и m_2 – массы первого и второго вещества,
 \mathcal{E}_1 и \mathcal{E}_2 – их эквивалентные массы.

Если оба взаимодействующих вещества находятся в газообразном состоянии, то для расчетов удобнее использовать выражение закона эквивалентов, записанное следующим образом:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\mathcal{E}^1}}{V_{\mathcal{E}^2}},$$

Где V_1 и V_2 – объемы первого и второго газов
 $V_{\mathcal{E}^1}$ и $V_{\mathcal{E}^2}$ – объемы эквивалентных масс этих газов.

Если одно вещество находится в твердом состоянии, а второе – в газообразном, можно использовать выражение закона эквивалентов, записанное следующим образом:

$$\frac{m}{\text{Э}} = \frac{V}{V_{\text{Э}}}$$

УПРАЖНЕНИЯ

Решение задач (по ходу объяснения материала) из Н.Л. Глинка «Задач и упражнений по общей химии», 1985, 1986гг.

№ 4, 11, 15, 57, 68, 86, 99, 116, 123.

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве раствора или растворителя.

Процентная концентрация выражается числом граммов растворенного вещества, содержащегося в 100г раствора.

Молярная концентрация (молярность) выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1л раствора.

Молярная концентрация (молярность) выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1000г растворителя.

Нормальная концентрация (нормальность) выражается числом эквивалентных масс вещества, содержащихся в 1л раствора.

Титр раствора определяется числом граммов вещества, содержащегося в 1мл раствора.

Молярная доля (N_i) это отношение числа молей растворенного вещества n_i к сумме числа молей всех компонентов раствора

$\sum n_i$:

$$N_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

Если раствор состоит из двух компонентов, то:

$$N_a = \frac{n_a}{n_a + n_b}$$

Где N_a – молярная доля растворенного вещества,
 n_a и n_b – число молей растворенного вещества и растворителя.

Осмоз – это односторонняя диффузия молекул растворителя через полупроницаемую перегородку мембрану).

Осмотическим давлением – ($P_{осм}$) называется давление, которое необходимо приложить к раствору, чтобы прекратить осмос.

Закон Вант–Гоффа: «Осмотическое давление раствора численно равно тому давлению, которое имело бы растворенное вещество в газообразном состоянии при тех же температуре и объеме, что и в растворе».

Математическое выражение закона Вант–Гоффа совпадает с математическим выражением объединенного газового закона:

$$P_{осм} \cdot V = nRT,$$

Где V – объем раствора,
 n – число молей растворенного вещества,
 R – универсальная газовая постоянная,
 T – абсолютная температура.

Или:

$$P_{осм} = \frac{m}{M V}$$

Где M – молярная масса растворенного вещества,

Законы Рауля:

1. «относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества».

$$N_{в-ва} = \frac{p^0 - p}{p^0}$$

Где p^0 и p – давления насыщенного пара соответственно над растворителем и над раствором,

$N_{в-ва}$ – мольная доля растворенного вещества.

2. «Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора пропорциональны молярной концентрации вещества».

$$\Delta T_{зам.} = KC$$

$$\Delta T_{кип.} = EC$$

Где C – молярная концентрация раствора,

K – криоскопическая константа растворителя.,

E – эбуллиоскопическая константа растворителя.

Например, для воды – $K_{H_2O} = 1.86$; $E_{H_2O} = 0.52$

Для вычислений используют выражения:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = K \frac{M_{\text{вещества}} 1000}{M_{\text{вещества}} m_{\text{растворителя}}}$$

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E \frac{m_{\text{вещества}} 1000}{M_{\text{вещества}} m_{\text{растворителя}}}$$

УПРАЖНЕНИЯ

Решение задач (по ходу объяснения материала) из Н.Л. Глинка «Задач и упражнений по общей химии», 1986г. Часть задач может быть использована в качестве домашнего задания - № 402, 417, 438, 480, 484, 485, 503, 518, 521, 538, 539, 541, 560, 563, 568.

Вопросы для самопроверки:

1. Сформулировать: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон Авогадро, закон простых объемных отношений, закон эквивалентов.
2. Рассчитать эквивалент серы в соединениях: H_2SO_4 , H_2S , SO_2 .
3. Рассчитать эквивалент марганца в соединениях: MnO_2 , Mn_2O_3 , KMnO_4 .
4. Рассчитать объемы эквивалентных масс: водорода, кислорода, хлора, сероводорода, аммиака.
5. Рассчитать эквивалентные массы следующих солей: сульфата алюминия, фосфата магния, хлорида меди (II), нитрата калия.
6. Вычислить эквивалентные массы:
 $\text{CuOHNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{AlCl}_3 = \text{AlPO}_4 + 2\text{NaCl} + \text{HCl}$
7. Из 1,3г гидроксида некоторого металла можно получить 2,85г его сульфата. Вычислить эквивалентную массу металла. Ответ: 9г/моль.
8. Сколько молей атомов хрома содержится в 20,8г этого вещества?
9. Вычислить массу $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул оксида углерода (IV). Какой объем они занимают при н.у.?
10. Рассчитать процентный состав перманганата калия.
11. Перечислить все виды выражения концентрации растворов. Дать их определение.
12. Сформулировать: закон Ван-Гоффа, законы Рауля.
13. какой физический смысл имеют криоскопическая и эбуллиоскопическая константы растворителя?

Задачи на дом № 538, 539, 540, 541, 560, 562, 563, 571.