

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ УДМУРТСКОЙ РЕСПУБЛИКИ

Автономное профессиональное образовательное учреждение Удмуртской Республики
«Техникум радиоэлектроники и информационных технологий»

**Практические работы
по предмету «Химия»**

Разработал
преподаватель:

И.Н.Кузнецова

Ижевск, 2023

Практическая работа № 1

Тема: «Решение практических заданий на составление электронно-графических формул элементов 1-4 периодов.

Цель работы: отработать навыки заполнения электронных оболочек атомов элементов для умения устанавливать связь между строением атома и свойствами элементов

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Вспомним, что мы знаем о строении электронной оболочки атома

1. Электроны с близкими значениями энергии образуют электронные (энергетические) уровни
2. Число электронных уровней = номеру периода, в котором находится химический элемент
3. Емкость электронных уровней различна. Максимально возможное число электронов каждого уровня вычисляется по формуле $2n^2$

Порядок заполнения электронного уровня атомов малых периодов.

Чтобы составить схемы строения электронных оболочек атомов следует руководствоваться следующим алгоритмом:

- а) определить общее число электронов на оболочке по порядковому номеру;
- б) определить число энергетических уровней по номеру периода;
- в) определить число электронов на каждом энергетическом уровне, (пользуясь формулой $2n^2$).

На основании вышеизложенного составим схемы строения электронных оболочек атомов малых периодов. Работаем с ПСХЭ Д. И. Менделеева.

Атом водорода имеет порядковый номер 1, следовательно, имеет один электрон. Атом находится в 1 периоде, следовательно, в атоме один энергетический уровень. Схема распределения электронов по энергетическим уровням:

+1) 1

Записываем заряд атомного ядра, затем ставим скобку, символизирующую электронный уровень, рядом со скобкой внизу справа пишем число электронов, находящихся на данном уровне.

Распределение электронов по энергетическим уровням можно записать иначе:

+1H, 1e-

Атом гелия имеет порядковый номер 2, следовательно, имеет 2 электрона. Атом находится в 1 периоде, следовательно, в атоме один энергетический уровень. Схема распределения электронов по энергетическим уровням

+2)2 или +2He, 2e-

Атом лития имеет порядковый номер 3, следовательно, имеет 3 электрона. Три электрона не могут поместиться на первом энергетическом уровне, т. к. его максимальная емкость равна $2e^-$ (согласно формуле $2n^2$). Следовательно, третий электрон сформирует второй энергетический слой. Этот слой будет иметь больший радиус, чем первый. Это действительно отвечает положению лития в ПСХЭ:

атом находится во 2 периоде, следовательно, в атоме два энергетических уровня. Схема распределения электронов по энергетическим уровням:

+3или +3Li, 2e-, 1e-

Задание :

Задание 1. Заполните недостающие элементы таблицы, изобразив схемы строения атомов элементов второго периода:

Номер периода	Количество энергетических уровней = номеру периода	Символ элемента, его порядковый номер	Общее количество электронов	Распределение электронов по энергетическим уровням
2	2	3Li	3	Li+3)2)1
4Be	4		+4	Be +4)2)2
5B	5	?	?	
6C	6	?	?	
7N	7	?	?	
8O	8	?	?	
9F	9	?	?	
10Ne	10	Ne +10)2)8	+10Ne, 2e-	

Критерии:

За каждый верно заполненное задание — 1 балл. Максимальное кол-во баллов -10

Оценка «5» - 9-10 б

Оценка «4» - 7-8 б

Оценка «3» - 5-6 б

Оценка «2» - менее 5 баллов

Контрольные вопросы:

1. Распределите по энергетическим уровням а) 13; б) 18; в) 11; г) 9 электронов

Определите, в каком периоде находятся атомы

2. Определите химический элемент, имеющий следующее распределение электронов: **2e-, 8e-, 3e-**

3. В каком периоде находятся атомы, имеющие следующее распределение электронов по энергетическим уровням: а) 2, 2; б) 2, 4; в) 2, 8, 1; г) 2, 8, 8, 2

4. Определите химический элемент, имеющий следующее распределение электронов:

а) 2, 4; б) 2, 8; в) 2, 8, 3; г) 2, 8, 8, 1

5. Определите элемент по следующим признакам: а) 2 электронные оболочки, на последней 3 электрона; б) две электронные оболочки, на последней – 6 электронов; в) три электронные оболочки, на последней 5 электронов

Эталон ответов:

1. Если это атом, следовательно число электронов = числу протонов = порядковому номеру.

Открываем ПСХЭ и по номеру элемента находим период, в котором он располагается. А затем распределяем электроны по энергетическим уровням.

а) +13 или 13Al, 2e-, 8e-, 3e-, 3 период

б) +18 или +18Ar, 2e-, 8e-, 8e - 3 период

в) +11 или 11Na, 2e-, 8e-, 1e - 3 период

г) +9 или 9F, 2e-, 7e - 2 период

2. Атом имеет 3 электронные оболочки, следовательно находится в III периоде. Порядковый номер можно определить, вычислив общее число электронов (оно равно сумме электронов на энергетических уровнях). Сумма электронов = 13, это алюминий Al

3. а) две оболочки - во втором; б) две оболочки – во втором; в) 3 оболочки – в третьем; г) четыре оболочки – в четвертом

4. Суммируем все электроны, находящиеся на энергетических уровнях. Число электронов = порядковому номеру атома

а) 6 e - → 6C б) 10 e - → 10Ne в) 13 e - → 13Al г) 19 e - → 19K

5. а) 2 оболочки → схема: **X e- , 3e-** → [X e - - это 2 электрона (на первой оболочке максимально 2e -)] → восстановленная схема: **2e - , 3e-** → общее число электронов равно 5 → порядковый номер элемента 5 → это **бор 5B**.

б) 2 оболочки → схема: **X e- , 6e-** → [X e - - это 2 электрона (на первой оболочке максимально 2e-)] → восстановленная схема: **2e - , 6e-** → общее число электронов равно 8 → порядковый номер элемента 8 → это **кислород 8O**

в) 3 оболочки → схема: **Xe-, Ye-, 5e-** → [Xe - - это 2 электрона (на первой оболочке максимально - 2e - ; на второй оболочке максимально - 8e - , т. к. обе они заполнены] → восстановленная схема: **2e-, 8e-, 5e-** → общее число электронов равно 15 → порядковый номер элемента 15 → это **фосфор 15P**

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г

1. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. - 2-е изд., стер. - М.: Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Тема: «Решение заданий на использование химической символики и названий соединений по номенклатуре международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальных названий для составления химических формул двухатомных соединений (оксидов, сульфидов, гидридов и т.п.) и других неорганических соединений отдельных классов».

Цель работы: научить применять теоретические знания основных понятий и законов химии при решении задач

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Бланк с заданием
4. Ручка
5. Калькулятор
6. Справочные материалы с формулами

Основные теоретические положения:

1. Основные понятия и законы химии

В соответствии с номенклатурой ИЮПАК любое бинарное соединение, в котором присутствует кислород со степенью окисления -2, называют словом «**оксид**», затем указывают название элемента в родительном падеже. Если для элемента характерна **постоянная** валентность, то больше ничего указывать не нужно. Если для элемента характерна **переменная** валентность, то после названия необходимо указать в скобках его валентность в данном оксиде; валентность указывают римскими цифрами.

Например: WO_3 — оксид вольфрама (VI); Li_2O — оксид лития.

Если вы не знаете, что такое валентность, и как ее определять, то необходимо изучить соответствующую статью.

Номенклатура оснований и амфотерных гидроксидов

Названия оснований и амфотерных гидроксидов строятся аналогично, только вместо слова «**оксид**» используют слово «**гидроксид**», затем указывают название металла в родительном падеже. Если для металла (или металлоподобного иона) характерна **постоянная** валентность, то больше ничего указывать не нужно. Если для металла характерна **переменная** валентность, то после названия необходимо указать в скобках его валентность в данном гидроксиде; валентность указывают римскими цифрами.

Например: KOH – гидроксид калия; $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III).

Номенклатура кислот и солей

Название **кислот** строятся так: к корню названия центрального элемента на **русском** языке добавляют постфиксы **-ная**, **-нистая** или **-водородная**, в зависимости от степени окисления центрального элемента.

Если вы не помните, что такое степень окисления, и как ее определять, то сначала необходимо изучить соответствующую статью.

Названия **солей** строятся так: к корню названия центрального элемента на **латинском** языке добавляют постфиксы **-ат**, **-ит** или **-ид**, в зависимости от степени окисления центрального элемента. Затем указывают название металла в родительном падеже. Если для металла (или металлоподобного иона) характерна **постоянная** валентность, то больше ничего указывать не нужно. Если для металла характерна переменная валентность, то после названия необходимо указать в скобках его валентность в данной соли; валентность указывают римскими цифрами.

Корни латинского названия у большинства элементов совпадают с корнями русского названия. Для некоторых элементов они отличаются. Их следует запомнить:

C – **карб**, S – **сульф**, N – **нитр** и др.

Корни латинских названий элементов

Элемент	Название	Корень названия
H	<i>hydrogenium</i>	гидр
S	<i>sulfur</i>	сульф
N	<i>nitrogenium</i>	нитр
C	<i>carboneum</i>	карб
Si	<i>silicium</i>	силик

Рассмотрим основные случаи.

1. Если центральный элемент в кислоте имеет высшую степень окисления, т.е. в кислотном остатке этой кислоты содержится максимальное количество атомов кислорода, то к названию кислоты добавляют постфикс **-ная** или **-вая**.

Например: $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – серная кислота, $\text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ – фосфорная кислота.

При этом в названии соли используют постфикс **-ат**.

Например: $\text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – сульфат натрия, $\text{K}_2\text{C}^{+4}\text{O}_3$ – карбонат калия.

2. Если центральный элемент в кислоте имеет промежуточную степень окисления, т.е. в кислотном остатке этой кислоты содержится не максимальное количество атомов кислорода, то к названию кислоты добавляют постфикс **-нистая**.

Например: $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сернистая кислота, $\text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_3$ – фосфористая кислота.

При этом в названии соли используют постфикс **—ит**.

Например, $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сульфит натрия, KN^{+3}O_2 – нитрит калия.

3. Если центральный элемент в кислоте имеет **низшую** степень окисления, т.е. в кислотном остатке этой кислоты не содержатся атомы кислорода, то к названию кислоты добавляют постфикс **-водородная**.

Например: H_2S^{-2} – сероводородная кислота, HCl^{-1} – хлороводородная кислота.

При этом в названии соли используем постфикс **-ид**.

Например, Na_2S^{-2} – сульфид натрия, KCl^{-1} – хлорид калия

Центральный атом	Кислотный остаток	Название кислоты	Название соли
Высшая степень окисления (например, S^{+6})	Максимальное количество атомов кислорода (SO_4^{2-})	Корень русского названия элемента + ная (вая) (H_2SO_4 – серная кислота)	Корень латинского названия элемента + ат (K_2SO_4 – сульфат калия)
Промежуточная степень окисления (например, S^{+4})	Меньшее количество атомов кислорода (SO_3^{2-})	Корень русского названия элемента + нистая (H_2SO_3 – сернистая кислота)	Корень латинского названия элемента + ит (K_2SO_3 – сульфит калия)
Низшая степень окисления (например, S^{-2})	Нет атомов кислорода (S^{2-})	Корень русского названия элемента + водородная кислота (H_2S – сероводородная кислота)	Корень латинского названия элемента + ид (K_2S – сульфид калия)

Номенклатура кислых солей.

Если в кислой соли на один кислотный остаток приходится один атом водорода, то к названию кислотного остатка добавляют префикс **гидро-**. Если на один кислотный остаток приходится два атома водорода, то добавляют префикс **дигидро-**.

Например, K_2HPO_4 – гидрофосфат калия, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия. Но: $Ca(HCO_3)_2$ – гидрокарбонат кальция.

Номенклатура основных солей.

Если в основной соли на один катион металла приходится одна гидроксо-группа, то к названию кислотного остатка добавляют префикс **гидроксо-**. Если на один катион металла приходится две гидроксо-группы, то добавляют префикс **дигидроксо-**.

Например, $AlOHCl_2$ – гидроксохлорид алюминия, $Al(OH)_2Cl$ – дигидроксохлорид алюминия. Но: $(CuOH)_2CO_3$ – гидроксокарбонат меди (II).

В названии двойной соли катионы металлов перечисляют через дефис. В названии смешанных солей анионы кислотных остатков перечисляются через дефис.

Например, $KAl(SO_4)_2$ – сульфат алюминия-калия, $CaClBr$ – бромид-хлорид кальция.

Номенклатура солей			
Кислые	Основные	Двойные	Смешанные
К названию соли добавляется префикс гидро - , дигидро - , тригидро - и т.д. по числу атомов H	К названию соли добавляется префикс гидроксо- , дигидроксо - и т.д. по числу групп OH	Названия аниона (по правилу), далее названия катионов перечисляют через дефис	Перечисляют названия анионов через дефис, затем название катиона
Например: $NaHCO_3$ гидрокарбонат натрия	Например: $(CuOH)_2CO_3$ – гидроксокарбонат меди (II)	Например: $KAl(SO_4)_2$ сульфат алюминия-калия	Например: $Ca(OCl)Cl$ хлорид-гипохлорит кальция

Также применяется тривиальная номенклатура. Тривиальные названия неорганических необходимо выучить наизусть.

Формула	Систематическая номенклатура	Тривиальная номенклатура
$NaHCO_3$	Гидрокарбонат натрия	Сода питьевая
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Сода кальцинированная
K_2CO_3	Карбонат калия	Поташ
Na_2SO_4	Сульфат натрия	Глауберова соль
$KClO_3$	Хлорат калия	Бертолетова соль
$Ca_3(PO_4)_2$	Фосфат кальция	Фосфорит
$CaCO_3$	Карбонат кальция	Известняк, мел, мрамор
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Пентагидрат сульфата меди	Медный купорос
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	Декагидрат карбоната натрия	Сода кристаллическая

Номенклатура комплексных солей*

Комплексное соединение может состоять из комплексного катиона, комплексного аниона или может быть нейтральным.

Комплексные соединения состоят из внутренней и внешней сферы. Центральная частица, вокруг которой расположены окружающие ее лиганды, называется комплексообразователем. Число лигандов комплексообразователя называется координационным числом. Как правило (но не обязательно!), число лигандов в 2 раза больше, чем степень окисления центральной частицы.

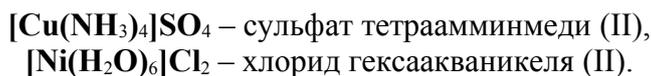


Соединения с комплексными катионами. Вначале называют анион внешней сферы, затем перечисляют лиганды, затем называют комплексообразователь в родительном падеже (ему дается русское название данного элемента). После названия комплексообразователя в скобках римской цифрой указывается его степень окисления.

К латинскому названию анионного лиганда добавляется окончание “о” (F^- — фторо, Cl^- -хлоро, OH^- — гидроксо, CN^- — циано и т.д). Аммиак обозначают термином “аммин”, CO – карбонил, NO – нитрозил, H_2O – аква.

Число одинаковых лигандов называют греческим числительным: 2 –ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта и т.д.

Например:

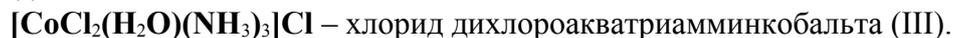


Вначале перечисляют лиганды анионные, затем нейтральные, затем катионные.

Например:

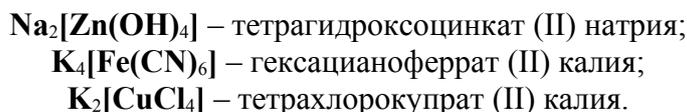


Если в комплексе имеются несколько лигандов одинакового знака заряда, то они называются в алфавитном порядке:



Соединения с комплексными анионами. Вначале называют комплексный анион в именительном падеже: перечисляют лиганды, затем комплексообразователь (ему дается латинское название и к названию добавляется окончание “ат”). После названия комплексообразователя указывается его степень окисления. Затем в родительном падеже называется внешнесферный катион.

Например:



Соединения без внешней сферы. Вначале называют лиганды, затем комплексообразователь в именительном падеже с указанием его степени окисления. Все название пишется слитно.

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель (0);

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлородиаамминплатина (IV).

Задание: Решите задачи

1.

1 вариант		2 вариант		3 вариант		4 вариант	
1	Na_3PO_4	1	NaCl	1	SO_3	1	HNO_3
2	H_2SO_4	2	Fe	2	HCl	2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
3	P	3	Al_2O_3	3	MgO	3	FeO

4	CuCl ₂	4	N ₂ O ₅	4	Ca	4	S
5	Na	5	SO ₂	5	NaOH	5	KOH
6	CO ₂	6	H ₂ CO ₃	6	Fe(OH) ₃	6	P ₂ O ₅
7	Mg(OH) ₂	7	Cu(OH) ₂	7	Na ₂ CO ₃	7	CaCO ₃
8	Al ₂ (SO ₄) ₃	8	Na ₂ O	8	N ₂	8	Mg
9	H ₂	9	H ₂ S	9	CuSO ₄	9	Na ₂ SiO ₃
10	CaO	10	Mg(NO ₃) ₂	10	C	10	O ₂
11	H ₂ SiO ₃	11	H ₃ PO ₄	11	H ₂ SO ₃	11	HF
12	FeS	12	K ₂ SO ₄	12	K ₂ S	12	CuO

Задания к дидактической карточке №1

1. Выпишите формулы простых веществ-неметаллов, назовите их.
2. Выпишите формулы простых веществ-металлов, назовите их.
3. Выпишите формулы оксидов, назовите их, укажите их качественный и количественный состав.
4. Выпишите формулы оснований, назовите их, укажите их качественный и количественный состав.
5. Выпишите формулы кислот, назовите их, назовите их,
6. Составить формулы соединений

7.

	1 вариант		2 вариант		3 вариант		4 вариант
1	Азотная кислот	1	Оксид серы(VI).	1	Фосфат натрия	1	Хлорид натрия
2	Гидроксид кальция	2	Соляная кислота	2	Серная кислота	2	Железо
3	Оксид железа(II)	3	Оксид магния	3	Фосфор	3	Оксид алюминия
4	Сера	4	Кальций	4	Хлорид меди	4	Оксид азота(V)
5	Гидроксид калия	5	Гидроксид натрия	5	Натрий	5	Оксид серы(IV)
6	Оксид фосфора	6	Гидроксид железа(III)	6	Оксид углерода(IV)	6	Угольная кислота
7	Карбонат кальция	7	Карбонат натрия	7	Гидроксид магния	7	Гидроксид меди(II)
8	Магний	8	Азот	8	Сульфат алюминия	8	Оксид натрия
9	Силикат натрия	9	Сульфат меди	9	Водород	9	Сероводородная кислота
10	Кислород	10	Углерод	10	Оксид кальция	10	Нитрат магния
11	Фтороводородная кислота	11	Сернистая кислота	11	Кремневая кислота	11	Фосфорная кислота

12	Оксид меди	12	Сульфид калия	12	Сульфид железа	12	Сульфат калия
----	------------	----	---------------	----	----------------	----	---------------

Критерии:

- Оценка «5» - решено верно 16-17 задач
- Оценка «4» - решено верно 13-15 задач
- Оценка «3» - решено верно 10-12 задач
- Оценка «2» - решено верно менее 12 задач

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

2. Ю.М.Ерохин Химия: Учебник для средних проф. учебных заведений.-М.: Мастерство,2002.гл.1
3. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа № 3

Тема: « Решение практико-ориентированных теоретических заданий на характеристику химических элементов «Металлические / неметаллические свойства, в соответствие с их электронным строением и положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева».

Цель работы: отработать понятия электроотрицательность и сродство к электрону химических элементов, умение давать характеристику элементов по металлическим, неметаллическим свойствам, по электроотрицательности и сродству к электрону в соответствие с их электронным строением и положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Оборудование:

- 1.Учебник
- 2.Тетрадь
- 3.Ручка
- 4.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
- 5.Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

В 1869 году Д. И. Менделеев на основе данных накопленных о химических элементах сформулировал свой периодический закон. Тогда он звучал так: *«Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов»*. Очень долго физический смысл закона Д. И. Менделеева был непонятен. Всё встало на свои места после открытия в XX веке строения атома.

Современная формулировка периодического закона: «Свойства простых веществ, также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома».

Заряд ядра атома равен числу протонов в ядре. Число протонов уравнивается числом электронов в атоме. Таким образом, атом электронейтрален.

Заряд ядра атома в Периодической таблице – это **порядковый номер элемента**.

Номер периода показывает **число энергетических уровней**, на которых вращаются электроны.

Номер группы показывает **число валентных электронов**. Для элементов главных подгрупп число валентных электронов равно числу электронов на внешнем энергетическом уровне. Именно валентные электроны отвечают за образование химических связей элемента.

Химические элементы 8 группы – инертные газы имеют на внешней электронной оболочке 8 электронов. Такая электронная оболочка энергетически выгодна. Все атомы стремятся заполнить свою внешнюю электронную оболочку до 8 электронов.

Какие же характеристики атома меняются в Периодической системе периодически?

- Повторяется строение внешнего электронного уровня.

Рис. 2. Положение мышьяка в таблице

Минимальную степень окисления элемент будет проявлять тогда, когда он примет все возможные электроны для завершения электронного слоя.

Рассмотрим на примере элемента № 33 значения степеней окисления.

Это мышьяк As. Он находится в пятой главной подгруппе (рис. 2). На последнем электронном уровне у него пять электронов. Значит, отдавая их, он будет иметь степень окисления +5. До завершения электронного слоя атому As не хватает 3 электрона. Притягивая их, он будет иметь степень окисления -3.

Положение элементов металлов и неметаллов в Периодической системе Д. И. Менделеева.

Рис. 3. Положение металлов и неметаллов в таблице

В **побочных** подгруппах находятся все **металлы**. Если мысленно провести **диагональ от бора к астату**, то **выше** этой диагонали в главных подгруппах будут все **неметаллы**, а **ниже** этой диагонали - все **металлы** (рис. 3).

Используя Периодическую систему, можно очень много сказать об элементе. Можно сравнить его с другими элементами, определить строение его атома, электронной оболочки атома.

Описание элемента хлора

Характеристика хлора по его положению в периодической системе Д. И. Менделеева.

8 15,994 genium ФТОР	9 18,998403 F Florum ФТОР	10 20 Ne Neon НЕОН
16 32,065 ur	17 35,453 Cl Chlorum ХЛОР	18 39 Ar Argon АРГОН
24 52,00 Cr Chromium ХРОМ	25 54,9380 Mn Manganum МАРГАНЕЦ	26 55,847 Fe Ferrum ЖЕЛЕЗО

Рис. 4. Положение хлора в таблице

35
17
Cl

1. Значение порядкового номера 17 показывает число протонов 17 и электронов 17 в атоме (рис. 4). Атомная масса 35 поможет вычислить число нейтронов ($35 - 17 = 18$). Хлор находится в третьем периоде, значит число энергетических уровней в атоме равно 3. Стоит в 7-А группе, относится к р-элементам. Это неметалл. Сравниваем хлор с его соседями по группе и по периоду. Неметаллические свойства хлора больше чем у серы, но меньше, чем у аргона. Хлор обладает меньшими неметаллическими свойствами, чем фтор и большими, чем бром. Распределим электроны по энергетическим уровням и напишем электронную формулу. Общее распределение электронов будет иметь такой вид (см. рис. 5):

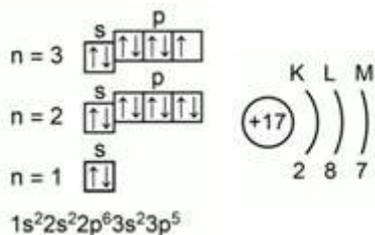


Рис. 5. Распределение электронов атома хлора по энергетическим уровням

Определяем высшую и низшую степень окисления хлора. Высшая степень окисления равна +7, так как он может отдать с последнего электронного слоя 7 электронов. Низшая степень окисления равна -1, потому что хлору до завершения необходим 1 электрон. Формула высшего оксида Cl_2O_7 (кислотный оксид), водородного соединения HCl .

План характеристики химического элемента

1. Символ элемента.
2. Порядковый номер элемента.
3. Значение относительной атомной массы элемента.
4. Число протонов, электронов, нейтронов.
5. Номер периода.
6. Номер и тип группы (тип элемента s-, p-, d-, f- элемент).
7. Металл или неметалл.
8. Сравнение свойств элемента (металлических и неметаллических) с соседними элементами по периоду и группе.
9. Написать распределение электронов по атомным орбиталям – квантовую диаграмму.
10. Написать электронную формулу.
11. Зарисовать распределение электронов по энергетическим уровням.
12. Определить высшую степень окисления атома и формулу его высшего оксида. Определить характер оксида (основной, кислотный, амфотерный).
13. Определить низшую степень окисления элемента и формулу его водородного соединения (если такое есть).

Электроотрицательность (ЭО) — это способность атома притягивать валентные электроны другого атома в соединении, которая выражается в количественном эквиваленте. В результате образуется химическая связь, обозначается греческой буквой χ (читается как «хи»).

Примечание

Важно не путать электроотрицательность со степенью окисления. Они взаимосвязаны, но обладают существенными различиями. ЭО — это характеристика элемента, которая показывает, насколько сильно валентные электроны удерживаются атомом. СО — переменная величина, показывающая условный заряд атома в веществе. Может быть положительной, отрицательной или равной нулю. Электроотрицательность (ЭО) — это способность атома притягивать валентные электроны другого атома в соединении, которая выражается в количественном эквиваленте. В результате образуется химическая связь, обозначается греческой буквой χ (читается как «хи»).

Примечание

Важно не путать электроотрицательность со степенью окисления. Они взаимосвязаны, но обладают существенными различиями. ЭО — это характеристика элемента, которая показывает, насколько сильно валентные электроны удерживаются атомом. СО — переменная величина, показывающая условный заряд атома в веществе. Может быть положительной, отрицательной или равной нулю.

Задания:

Дайте характеристику по плану любым пяти из следующих элементов:

Медь, фосфор, железо, азот, сера, кислород, калий, аргон, молибден, хлор.

Критерии оценивания:

«5»- верно охарактеризованы все 5 элементов(63-65 баллов)

«4 »- 55-63б

«3»- 37-54б

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г

4. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа № 4

Тема: «Составление уравнений реакций соединения, разложения, замещения, обмена. Уравнения реакций горения, ионного обмена»

Цель работы: отработать понятие «окислительно-восстановительные реакции», «окислитель», «восстановитель»,тепень окисления»

Оборудование:

- 1.Учебник
- 2.Тетрадь
- 3.Ручка
- 4.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
- 5.Бланк с заданиями

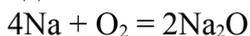
Основные теоретические положения:

Существует несколько классификаций реакций, протекающих в неорганической и органической химии.

По характеру процесса

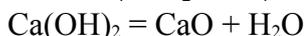
1. Соединения

Так называют химические реакции, где из нескольких простых или сложных веществ получается одно сложное вещество. Примеры:



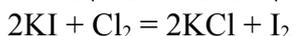
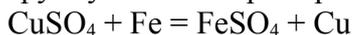
2. Разложения

В результате реакции разложения сложное вещество распадается на несколько сложных или простых веществ. Примеры:



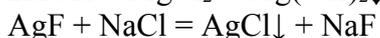
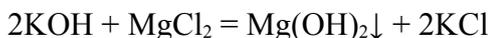
3. Замещения

В ходе реакций замещения атом или группа атомов в молекуле замещаются на другой атом или группу атомов. Примеры:

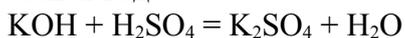


4. Обмена

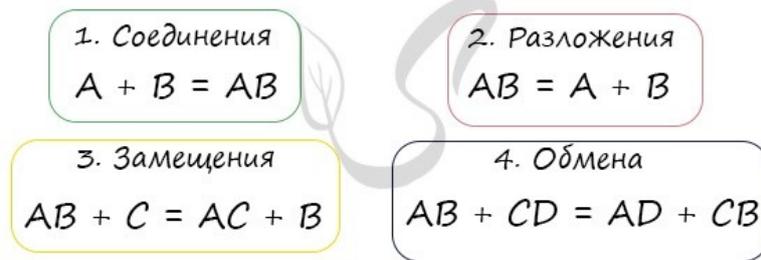
К реакциям обмена относятся те, которые протекают без изменения степеней окисления и выражаются в обмене компонентов между веществами. Часто обмен происходит анионами/катионами:



Реакция нейтрализации - реакция обмена между основанием и кислотой, в ходе которой получаются соль и вода:



Классификация химических реакций по характеру процесса



Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

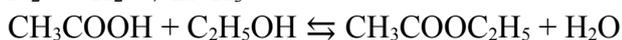
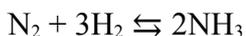
Это те химические реакции, в процессе которых происходит изменение степеней окисления химических элементов, входящих в состав исходных веществ. ОВР подразделяются на:

- I. Межмолекулярные - атомы окислителя и восстановителя входят в состав разных молекул.
Примеры:
 $KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
 $K_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
- II. Внутримолекулярные - атомы окислителя и восстановителя в составе одного сложного вещества. Примеры:
 $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$
 $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
- III. Диспропорционирование - один и тот же атом является и окислителем, и восстановителем
 $KOH + Cl_2 \rightarrow (t) KCl + KClO_3 + H_2O$

Обратимые и необратимые реакции

Обратимые реакции - такие химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях: прямом и обратном. При записи реакции в таких случаях вместо знака "=" ставят знак обратимости " \rightleftharpoons ".

Классическим примером обратимой реакции является синтез аммиака и реакция этерификации (из органической химии):

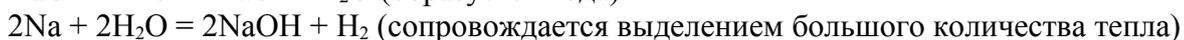
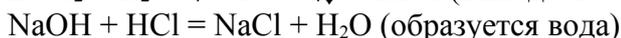
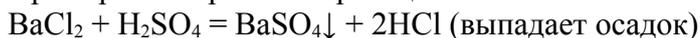


Необратимые реакции протекают только в одном направлении, до полного расходования одного из исходных веществ. Главное отличие их от обратимых реакций в том, что образовавшиеся продукты реакции не взаимодействуют между собой с образованием исходных веществ.

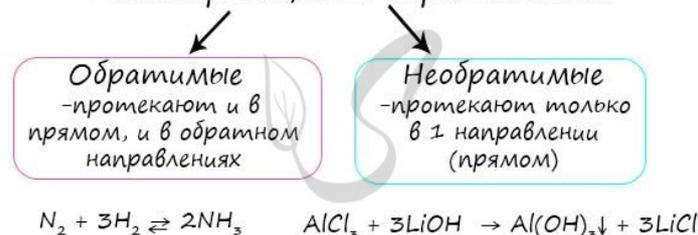
Иногда сложно бывает отличить обратимую реакцию от необратимой, однако я дам несколько советов, которые советую взять на вооружение. В результате необратимых реакций:

- Образуются малодиссоциирующие вещества (например - вода, однако есть исключения - реакция этерификации)
- Реакция сопровождается выделением большого количества тепла
- В ходе реакции образуется газ или выпадает осадок

Примеры необратимых реакций:



Классификация по обратимости

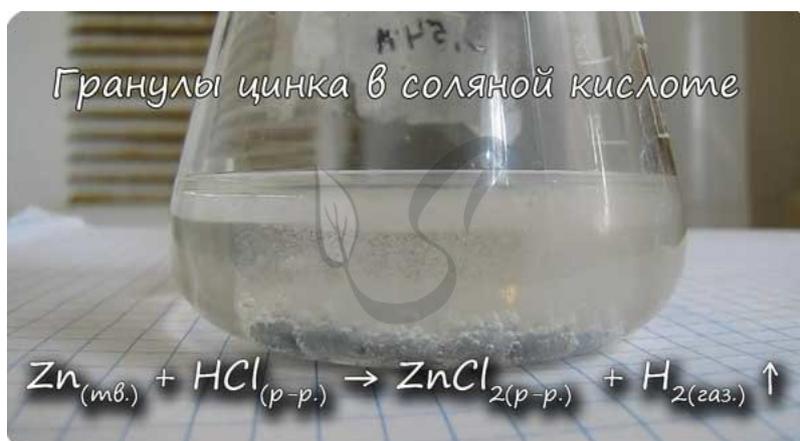
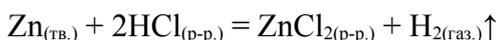


Реакции и агрегатное состояние фаз

Фазой в химии называют часть объема равновесной системы, однородную во всех своих точках по химическому составу и физическим свойствам и отделенную от других частей того же объема поверхностью раздела. Фаза бывает жидкой, твердой и газообразной.

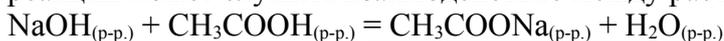
Все реакции можно разделить на гетеро- и гомогенные. Гетерогенные реакции (греч. heterogenes - разнородный) - реакции, протекающие на границе раздела фаз, в неоднородной среде. Скорость таких реакций зависит от площади соприкосновения реагирующих веществ.

К гетерогенным реакциям относятся следующие реакции (примеры): жидкость + газ, газ + твердое вещество, твердое вещество + жидкость. Примером такой реакции может послужить взаимодействие твердого цинка и раствора соляной кислоты:



Гомогенные реакции (греч. homogenes - однородный) - реакции, протекающие между веществами, находящимися в одной фазе.

К гомогенным реакциям относятся (примеры): жидкость + жидкость, газ + газ. Примером такой реакции может служить взаимодействие между растворами уксусной кислоты и едкого натра.

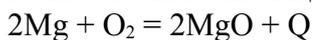


Реакции и их тепловой эффект

Все реакции можно разделить на те, в ходе которых тепло поглощается, или, наоборот, тепло выделяется. Представьте пробирку, охлаждающуюся или нагревающуюся в вашей руке - это и есть тот самый тепловой эффект. Иногда тепла выделяется так много, что реакции сопровождаются воспламенением или взрывом (натрий с водой).

1. Экзотермические реакции

Экзотермические реакции (греч. εχο - вне) - химические реакции, сопровождающиеся потерей энергии системой и выделением тепла (той самой энергии) во внешнюю среду. При написании химических реакций в конце экзотермических ставят "+ Q" (Q - тепло), иногда бывает указано точное количество выделяющегося тепла. Например:



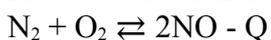
Большинство реакций нейтрализации относятся к экзотермическим:



К экзотермическим реакциям часто относятся реакции горения, соединения.



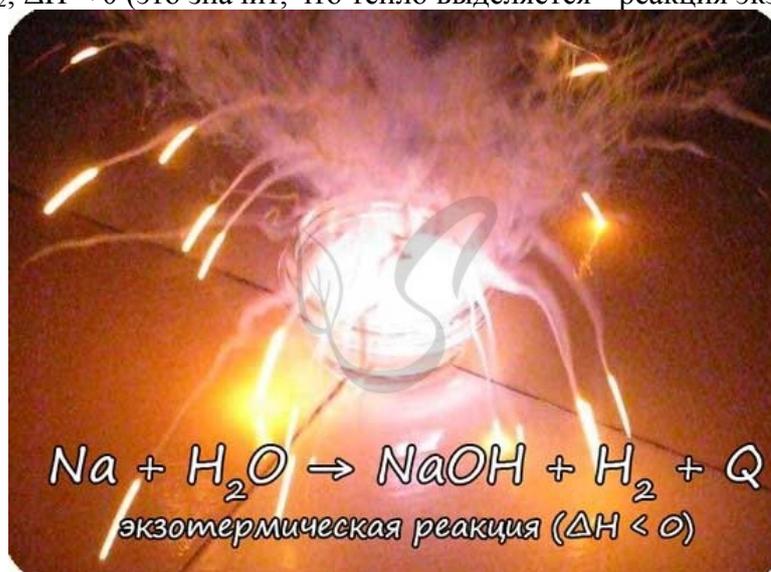
Исключением является взаимодействие азота и кислорода, при котором тепло поглощается:



Как уже было отмечено выше, если тепло выделяется во внешнюю среду, значит, система реагирующих веществ потеряло это тепло. Поэтому не должно казаться противоречием, что внутренняя энергия веществ в результате экзотермической реакции уменьшается.

Энтальпией называют (обозначение H), количество термодинамической (тепловой) энергии, содержащееся в веществе. Иногда с целью "запутывания" в реакции вместо явного +Q при экзотермической реакции могут написать $\Delta H < 0$. Например:

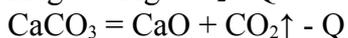
$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$; $\Delta H < 0$ (это значит, что тепло выделяется - реакция экзотермическая)



2. Эндотермические реакции

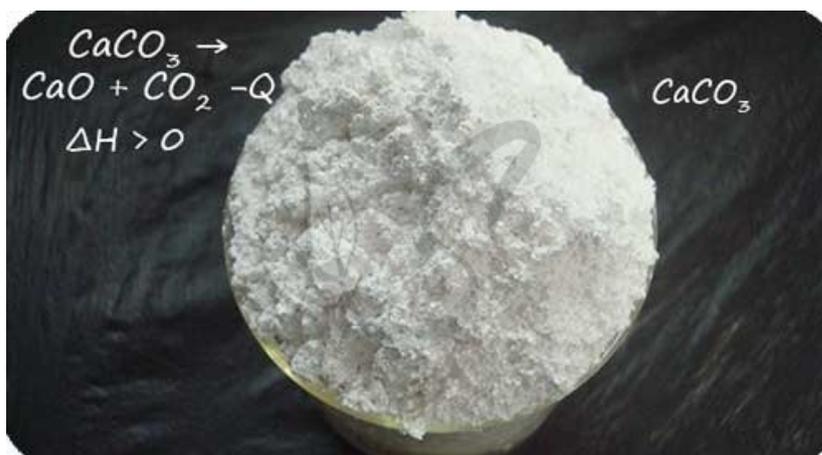
Эндотермические реакции (греч. ενδον - внутри) - химические реакции, сопровождающиеся поглощением тепла, в результате которых образуются вещества с более высоким энергетическим уровнем (их внутренняя энергия увеличивается).

К таким реакциям наиболее часто относятся реакции разложения. При написании эндотермических реакций в конце ставят "-Q", либо указывают точное количество поглощенной энергии. Примеры таких реакций:



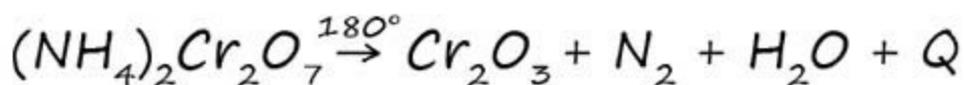
С целью "запутывания" может быть дана энтальпия, она при таких реакциях всегда: $\Delta H > 0$, так как внутренняя энергия веществ увеличивается. Например:

$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$; $\Delta H > 0$ (значит реакция эндотермическая, так как внутренняя энергия увеличивается)



Замечу, что не все реакции разложения являются эндотермическими. Широко известная реакция разложения дихромата аммония ("вулканчик") является примером экзотермического разложения, при котором тепло выделяется.

Разложение дихромата аммония - "вулканчик"



Задания:

1. Дано уравнение реакции получения оксида азота (II): $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} - Q$

Дайте характеристику реакции по всем изученным вами классификационным признакам.

2. Соотнесите:

А) разложения, гетерогенная.	1) $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
Б) соединения, гомогенная.	2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl} + Q$

В) обмена, экзотермическая.	3) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
Г) замещения, окислительно - восстановительная.	4) $2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

3. Приведите примеры образования оксида меди (II) в результате реакции:

1. соединения,
2. разложения.

4. Проставьте коэффициенты в следующих схемах реакции, определите к какому типу относится каждая из них:

1. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
2. $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
4. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$

5. К какому типу химической реакции относится образование углекислого газа в результате:

1. взаимодействия угля с оксидом меди;
2. прокаливания известняка;
3. сжигания угля;
4. горения угарного газа?

6*. По каким внешним признакам можно судить, что произошла химическая реакция при взаимодействии следующих пар веществ:

1. $\text{K}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$	1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
2. $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	2. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow$
3. $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$	3. $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

Завершите уравнения химических реакций, укажите названия образующихся веществ, расставьте коэффициенты и укажите, к какому типу реакций относится каждая из них.

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - решено верно 19-20 заданий
 Оценка «4» - решено верно 16-18 заданий
 Оценка «3» - решено верно 12-15 заданий
 Оценка «2» - решено верно менее 12 заданий

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г
5. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа № 5

Тема: Уравнения окисления восстановления. Степень окисления. Окислитель и восстановитель.

Цель работы: отработать понятия «реакции окисления восстановления». «Степень окисления. Окислитель и восстановитель».

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) - это те химические реакции, в процессе которых происходит изменение степеней окисления химических элементов, входящих в состав исходных веществ. ОВР подразделяются на:

- I. Межмолекулярные - атомы окислителя и восстановителя входят в состав разных молекул.
Примеры:

$$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- II. Внутримолекулярные - атомы окислителя и восстановителя в составе одного сложного вещества. Примеры:

$$\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$$

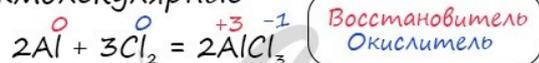
$$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$$
- III. Диспропорционирование - один и тот же атом является и окислителем, и восстановителем

$$\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow (\text{t}) \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

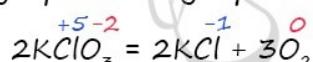
$$\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$$

Классификация ОВР

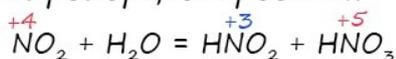
I. Межмолекулярные



II. Внутримолекулярные

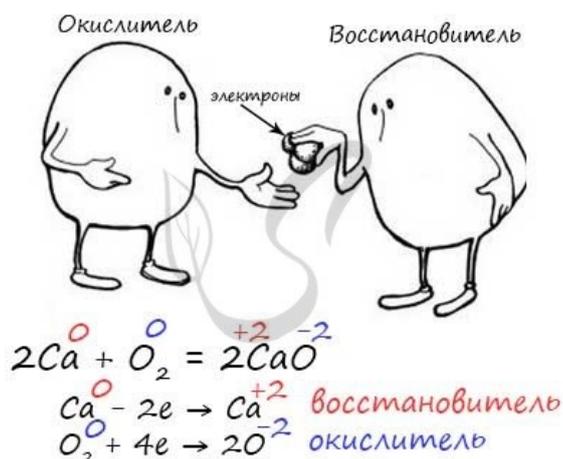


III. Диспропорционирования



Замечу, что окислителем и восстановителем могут являться только исходные вещества (а не продукты!) Окислитель всегда понижает свою СО, принимая электроны в процессе восстановления. Восстановитель всегда повышает свою СО, отдавая электроны в процессе окисления.

От обилия информации можно запутаться. Я рекомендую сформулировать четко: "Окислитель - понижает СО, восстановитель - повышает СО". Запомнив эту информацию, таким образом, вы не будете путаться.



Окислители и восстановители

По их функции в окислительно-восстановительных процессах их участники делятся на окислителей и восстановителей.

Окислители – это атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны от других атомов. Степень окисления окислителя уменьшается.

Восстановители – атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны другим атомам. Степень окисления восстановителя повышается. При протекании ОВР окислитель восстанавливается, восстановитель – окисляется, причем оба процесса протекают одновременно.

Соответственно, **окислители и восстановители взаимодействуют в таких соотношениях, чтобы числа принятых и отданных электронов были одинаковы.**

Важнейшие восстановители и окислители (коротко и подробно) Краткий перечень важнейших окислителей и восстановителей (подробный перечень - см. ниже):

Восстановители	Окислители
Металлы,	Галогены,
Водород,	Перманганат калия (KMnO ₄)
Уголь,	манганат калия (K ₂ MnO ₄)
Оксид углерода (II) (CO)	оксид марганца (IV) (MnO ₂)
Сероводород (H ₂ S),	Дихромат калия (K ₂ Cr ₂ O ₇)
Оксид серы (IV) (SO ₂),	хромат калия (K ₂ CrO ₄)
Сернистая кислота H ₂ SO ₃ и ее соли,	Азотная кислота (HNO ₃)
Галогеноводородные кислоты и их соли,	Серная кислота (H ₂ SO ₄) концентрированная
Катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl ₂ , FeCl ₂ , MnSO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃ ,	Оксид меди(II) (CuO)
Азотистая кислота HNO ₂ ,	оксид свинца(IV) (PbO ₂)
Аммиак NH ₃ ,	оксид серебра (Ag ₂ O)
Гидразин NH ₂ NH ₂ ,	пероксид водорода
Оксид азота(II) (NO),	
Катод при электролизе.	

	(H ₂ O ₂)
	Хлорид железа(III) (FeCl ₃),
	Бертоллегова соль (KClO ₃)
	Анод при электролизе.

Метод электронного баланса.

Метод электронного баланса используется для расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Суть метода заключается в том, что количество электронов, отданных восстановителями равно количеству электронов, принятых окислителями.

Алгоритм:

1. В схеме реакции определяем, какие вещества – окислители, а какие – восстановители.
2. Определяем, сколько электронов отдал каждый восстановитель, и сколько принял каждый окислитель.
3. Отдельно суммируем число отданных электронов и принятых.
4. Находим наименьшее общее кратное, и расставляем коэффициенты так, чтобы количество отданных электронов равнялось количеству принятых (учитываем количество атомов окислителей и восстановителей в веществах).
5. Перенеся коэффициенты в схему реакции, также уравниваем количество атомов тех элементов, которые не меняли степень окисления.

Пример (в скобках указано количество принятых или отданных электронов):

Дана реакция: FeS + O₂ = Fe₂O₃ + SO₂

1. Здесь железо и сера – окислители, кислород – восстановитель.
2. Fe(+2) - 1e = Fe (+3) , S(-2) - 6e = S(+4), т.е. железо отдаёт один электрон, сера отдаёт четыре. O₂ + 4e = 2O(-2), кислород принимает четыре электрона.
3. Получаем, что окислители отдали 7 электронов: Fe(+2) + S(-2) - 7e = Fe(+3) + S(+4), а восстановитель принял 4 электрона.
4. Наименьшее общее кратное для 7 и 4 – это 28, коэффициенты получаются такими:
4Fe(+2) + 4S(-2) + 7O₂ = 4Fe(+3) + 4S(+4) + 14O(-2)
5. Уравнение приобретает вид: 4FeS + 7O₂ = 2Fe₂O₃ + 4SO₂

Задания:

1. Расставить коэффициенты методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:

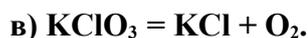
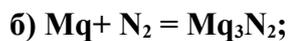
- 1) Cr₂O₃ + Al → Al₂O₃ + Cr
- 2) S + HNO₃ → H₂SO₄ + NO
- 3) Mg + H₂SO₄ → MgSO₄ + H₂O + S
- 4) HNO₂ → HNO₃ + NO + H₂O
- 5) Na₂SO₃ + KMnO₄ + H₂SO₄ → Na₂SO₄ + MnSO₄ + K₂SO₄ + H₂O

2. Какие соединения и простые вещества могут проявлять только окислительные свойства? Выберите такие вещества из предложенного перечня: NH₃, CO, SO₂, K₂MnO₄, Cl₂, HNO₂. Составьте уравнение электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



3. Какие из приведенных реакций являются внутримолекулярными? Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите восстановитель, окислитель.





Критерии оценивания:

Оценка «5» - 18-20б

Оценка «4» - 15-17б

Оценка «3» - 12-14б

Оценка «2» - менее 12б

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г

6. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа № 6

Тема: Решение задач на расчет массовой доли (массы) химического элемента (соединения) в молекуле (смеси).

Цель работы: отработать понятие «массовая доля» на примере решения задач

Оборудование:

1.Учебник

2.Тетрадь

3.Ручка

4.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

5.Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Массовая доля элемента – это отношение массы этого элемента в сложном веществе к массе всего вещества, выраженное в долях единицы (или в процентах).

$$\omega = \frac{m(\text{Э})}{m(\text{вещества})} \cdot 100\%$$

Массовая доля элемента в веществе обозначается латинской буквой ω (дубль-вэ) и показывает долю (часть массы), приходящуюся на данный элемент в общей массе вещества. Массовая доля элемента в веществе выражается в долях единицы или в процентах. Часть от целого всегда меньше целого, как долька апельсина меньше всего апельсина.

Например, в состав оксида ртути HgO входит два элемента – ртуть и кислород. При нагревании этого вещества массой 50 г получается 46,3 г ртути и 3,7 г кислорода. Рассчитаем массовую долю ртути в сложном веществе:

$$\omega(\text{Hg}) = \frac{46,3 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 0,926, \text{ или } 92,6\%$$

Рассчитаем массовую долю кислорода в веществе. Для этого массу кислорода разделим на массу смеси. Подставим значения масс веществ. Получаем:

$$\omega(O) = \frac{3,7 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 0,074, \text{ или } 7,4 \%$$

Учитывая, что сумма массовых долей элемента в веществе равна единице, или 100 %, массовую долю кислорода можно найти по разности:

$$\omega(O) = 1 - \omega(\text{Hg}) = 1 - 0,926 = 0,074$$

$$\omega(O) = 100 \% - \omega(\text{Hg}) = 100 \% - 92,6 \% = 7,4 \%$$

Для того, чтобы найти массовую долю элемента в веществе, нужно относительную атомную массу этого элемента умножить на число атомов данного химического элемента в веществе и разделить на относительную молекулярную массу вещества.

$$\omega(\text{Э}) = \frac{Ar(\text{Э}) \cdot n(\text{Э})}{Mr(\text{вещества})} \cdot 100 \%$$

Найдём массовую долю кислорода. Для этого нужно относительную атомную массу кислорода умножить на 4 и разделить на относительную молекулярную массу всего вещества. Получается 0,653, или 65,3 %.

$$\omega(O) = \frac{Ar(O) \cdot n(O)}{Mr(\text{вещества})} \cdot 100 \%$$

$$\omega(O) = \frac{16 \cdot 4}{98} = 0,653, \text{ или } 65,3 \%$$

Рассчитаем массовые доли элементов в метане, формула которого CH_4 . Для этого определим относительную молекулярную массу метана. Подставим значения относительных атомных масс и получим 16.

$$Mr(\text{CH}_4) = Ar(\text{C}) + Ar(\text{H}) \cdot 4 = 12 + 1 \cdot 4 = 16$$

Затем найдём массовую долю углерода в метане. Для этого 12 умножим на 1 и разделим на 16. В результате образуется 0,75, или 75 %.

Обозначим формулу пирита Fe_xS_y . Затем найдём соотношение индексов x и y . Для этого значения массовых долей разделим на относительные атомные массы элементов. Подставим значения и получим соотношение 0,0083 : 0,0167.

Приведём соотношения индексов к целым числам. Для этого нужно каждое значение разделить на меньшее число в соотношении. Получим 1 : 2. Значит, формула пирита FeS_2 .

Задания:

1. Какова массовая доля водорода и кислорода в воде (H_2O)?
2. Рассчитайте массовую долю элементов в веществе H_3PO_4

3. В природе железо встречается в виде соединений. Рассчитайте массовую долю железа в каждом соединении. Какое природное соединение имеет самое высокое значение массовой доли железа?

Название природного соединения	Химическая формула	Содержание железа (в %)
Магнитный железняк (магнетит)	Fe_3O_4	
Красный железняк (гематит)	Fe_2O_3	
Шпатовый железняк (сидерит)	$FeCO_3$	
Серный колчедан (пирит)	FeS_2	

4. В природе медь встречается в виде соединений. Рассчитайте массовую долю меди в каждом соединении. Какое природное соединение имеет самое высокое значение массовой доли меди?

Название природного соединения	Химическая формула	Содержание меди (в %)
Медный блеск	Cu_2S	
Халькопирит (медный колчедан)	$CuFeS_2$	
Малахит	$(CuOH)_2CO_3$	
Куприт	Cu_2O	

5. В каком оксиде меди массовая доля этого элемента выше?

Критерии оценивания:

Оценка «5» - 18-20б

Оценка «4» - 15-17б

Оценка «3» - 12-14б

Оценка «2» - менее 12б

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г

7. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа № 7

Тема: Классификация, номенклатура и химические формулы неорганических веществ различных классов (называть и составлять формулы химических

Цель работы: Решение практических заданий по классификации, номенклатуре и химическим формулам неорганических веществ различных классов (называть и составлять формулы химических веществ, определять принадлежность к классу).

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

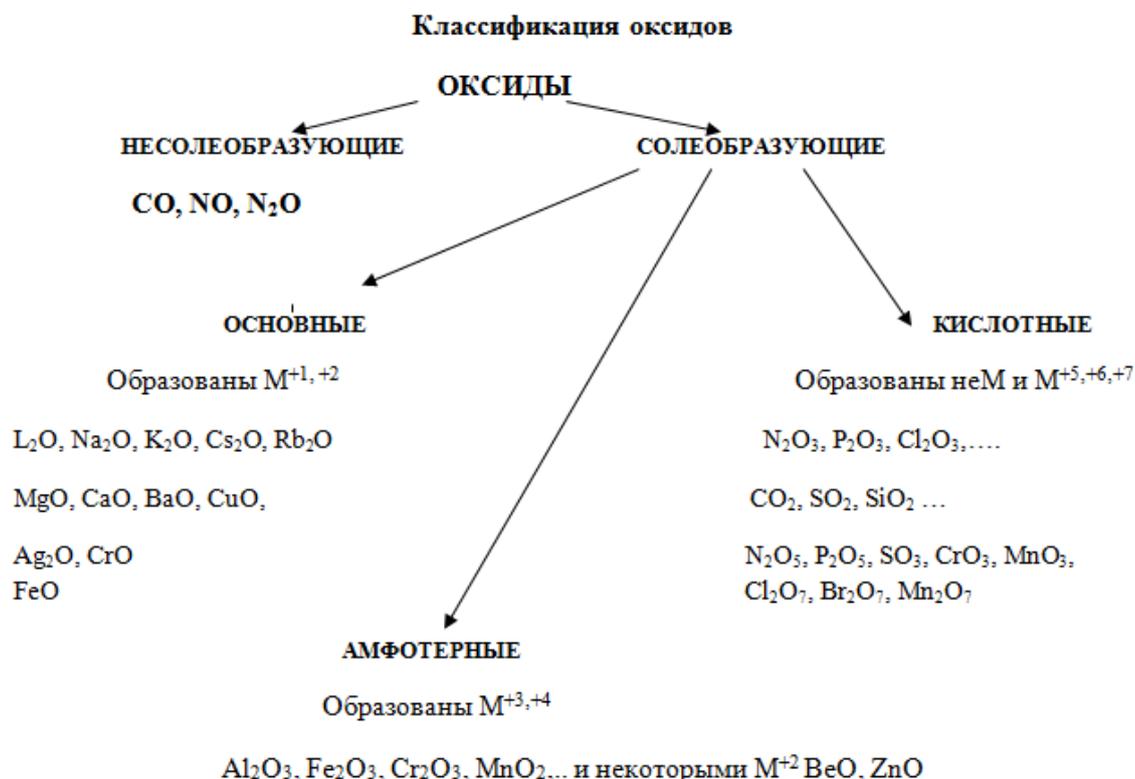
Классификация неорганических веществ

Неорганические вещества по составу принято делить на две группы: немногочисленную группу простых веществ (их насчитывается около 400) и очень многочисленную группу сложных веществ. Простые вещества состоят из одного химического элемента, а сложные – из нескольких.

Сложные вещества обычно делят на классы: оксиды, кислоты, основания, амфотерные гидроксиды и соли. Данная классификация несовершенна, т. к. в ней нет места для аммиака, соединений металлов с фосфором, азотом, углеродом и т. д.

Оксиды

ОКСИДЫ – это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых - кислород.



Оксиды могут быть солеобразующими и несолеобразующими. Солеобразующим оксидам соответствуют гидроксиды и соли с элементом в той же степени окисления, что и в оксиде. Несолеобразующие оксиды не имеют соответствующих гидроксидов и солей. Таких оксидов немного: N₂O, NO, SiO, CO.

Солеобразующие оксиды в зависимости от кислотно-основного характера делятся на кислотные, амфотерные и основные.

Основные оксиды образованы металлами с небольшими степенями окисления +1, +2. Амфотерные оксиды образованы переходными металлами со степенями окисления +3, +4, а также Be, Zn, Sn, Pb. Кислотные оксиды образованы неметаллами, а также металлами со степенью окисления больше, чем +4. Рис. 3.

Гидроксиды



Основания

ОСНОВАНИЯ – это сложные вещества, состоящие из ионов металла и гидроксид-ионов.

Основания – это сложные вещества, состоящие из катионов металла и одного или нескольких гидроксид-анионов. В основу классификации оснований могут быть положены разные признаки. Например, их отношение к воде. По данному признаку основания делят на растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые в воде.

Амфотерные гидроксиды

это сложные вещества, которые имеют свойства и кислот, и оснований, и потому их формулы можно записывать в разных формах:



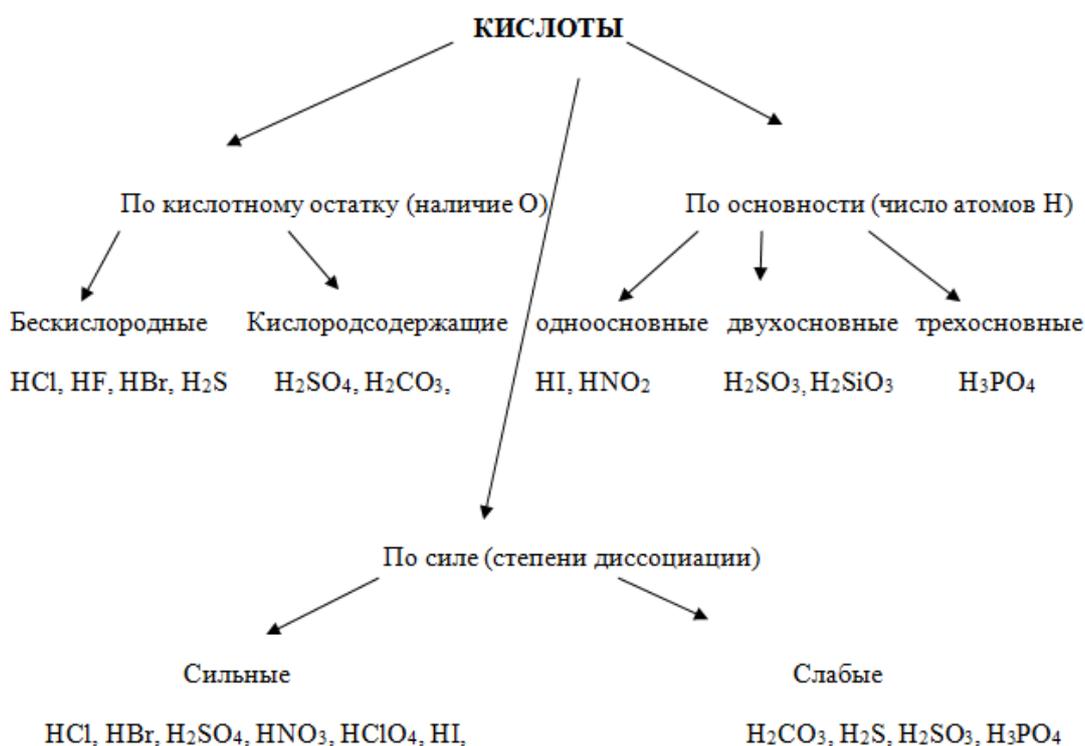
форма основания форма кислоты

Кислоты

КИСЛОТЫ – это сложные вещества, состоящие из ионов водорода и кислотных остатков.

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металлы, и кислотных остатков. Кислоты можно разделить на группы по содержанию кислорода: кислородсодержащие (например, HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄) и бескислородные (HI, H₂S).

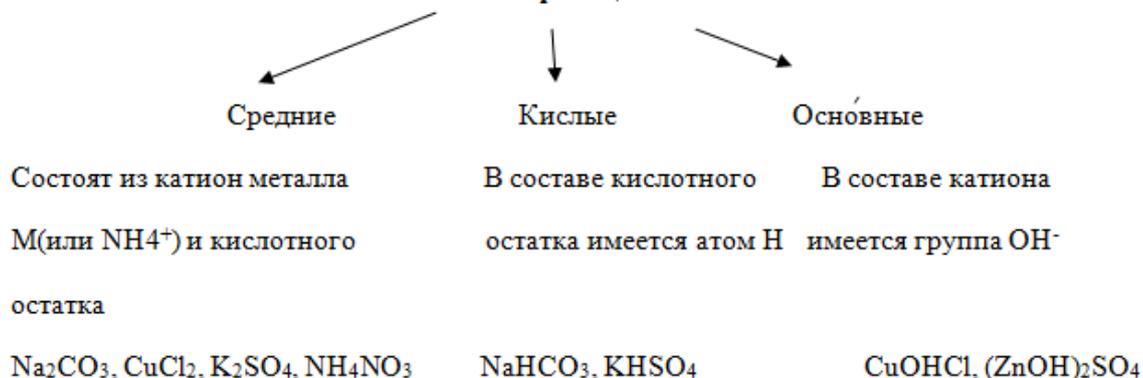
Классификация кислот



СОЛИ

Соли – это сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотных остатков.

Классификация солей



Средние соли состоят из катионов металла (или аммония) и анионов кислотных остатков. Кислые соли, кроме катионов металла, содержат катионы водорода и анион кислотного остатка. Основные соли в своем составе содержат гидроксид-анионы.

Если соль образована двумя видами катионов металлов и одним анионом, то ее называют двойной. Например, сульфат алюминия-калия $KAl(SO_4)_2$.

Соли с двумя разными анионами и одним катионом называют смешанными. Например, $Ca(OCl)Cl$ – хлорид-гипохлорит кальция.

В комплексных солях содержится сложный ион, который принято заключать в квадратные скобки.

Задания:

	1 вариант		2 вариант		3 вариант		4 вариант
1	Na_3PO_4	1	$NaCl$	1	SO_3	1	HNO_3
2	H_2SO_4	2	Fe	2	HCl	2	$Ca(OH)_2$

3	P	3	Al ₂ O ₃	3	MgO	3	FeO
4	CuCl ₂	4	N ₂ O ₅	4	Ca	4	S
5	Na	5	SO ₂	5	NaOH	5	KOH
6	CO ₂	6	H ₂ CO ₃	6	Fe(OH) ₃	6	P ₂ O ₅
7	Mg(OH) ₂	7	Cu(OH) ₂	7	Na ₂ CO ₃	7	CaCO ₃
8	Al ₂ (SO ₄) ₃	8	Na ₂ O	8	N ₂	8	Mg
9	H ₂	9	H ₂ S	9	CuSO ₄	9	Na ₂ SiO ₃
10	CaO	10	Mg(NO ₃) ₂	10	C	10	O ₂
11	H ₂ SiO ₃	11	H ₃ PO ₄	11	H ₂ SO ₃	11	HF
12	FeS	12	K ₂ SO ₄	12	K ₂ S	12	CuO

Задания к дидактической карточке №1(выполните 1 вариант)

1. Выпишите формулы простых веществ-неметаллов, назовите их.
2. Выпишите формулы простых веществ-металлов, назовите их.
3. Выпишите формулы оксидов, назовите их
4. Выпишите формулы оснований, назовите их.
5. Выпишите формулы кислот, назовите их, назовите их
6. Выпишите формулы солей, назовите их
7. Рассчитайте относительную Mr веществ
8. Определите степень окисления всех элементов

Карточка №2. (выполните 1 вариант)

Составить формулы соединений

	1 вариант		2 вариант		3 вариант		4 вариант
1	Азотная кислот	1	Оксид серы(VI).	1	Фосфат натрия	1	Хлорид натрия
2	Гидроксид кальция	2	Соляная кислота	2	Серная кислота	2	Железо
3	Оксид железа(II)	3	Оксид магния	3	Фосфор	3	Оксид алюминия
4	Сера	4	Кальций	4	Хлорид меди	4	Оксид азота(V)
5	Гидроксид калия	5	Гидроксид натрия	5	Натрий	5	Оксид серы(IV)
6	Оксид фосфора	6	Гидроксид железа(III)	6	Оксид углерода(IV)	6	Угольная кислота
7	Карбонат кальция	7	Карбонат натрия	7	Гидроксид магния	7	Гидроксид меди(II)
8	Магний	8	Азот	8	Сульфат алюминия	8	Оксид натрия
9	Силикат натрия	9	Сульфат меди	9	Водород	9	Сероводородная кислота

10	Кислород	10	Углерод	10	Оксид кальция	10	Нитрат магния
11	Фтороводородная кислота	11	Сернистая кислота	11	Кремневая кислота	11	Фосфорная кислота
12	Оксид меди	12	Сульфид калия	12	Сульфид железа	12	Сульфат калия

	1 вариант		2 вариант		3 вариант		4 вариант
1	Na_3PO_4	1	NaCl	1	SO_3	1	HNO_3
2	H_2SO_4	2	Fe	2	HCl	2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
3	P	3	Al_2O_3	3	MgO	3	FeO
4	CuCl_2	4	N_2O_5	4	Ca	4	S
5	Na	5	SO_2	5	NaOH	5	KOH
6	CO_2	6	H_2CO_3	6	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	6	P_2O_5
7	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	7	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	7	Na_2CO_3	7	CaCO_3
8	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	8	Na_2O	8	N_2	8	Mg
9	H_2	9	H_2S	9	CuSO_4	9	Na_2SiO_3
10	CaO	10	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	10	C	10	O_2
11	H_2SiO_3	11	H_3PO_4	11	H_2SO_3	11	HF
12	FeS	12	K_2SO_4	12	K_2S	12	CuO

Задания к дидактической карточке №1

1. Выпишите формулы простых веществ-неметаллов, назовите их.
2. Выпишите формулы простых веществ-металлов, назовите их.
3. Выпишите формулы оксидов, назовите их, укажите их качественный и количественный состав.
4. Выпишите формулы оснований, назовите их, укажите их качественный и количественный состав.
5. Выпишите формулы кислот, назовите их, назовите их, укажите их качественный и количественный состав.
6. Выпишите формулы солей, назовите их, укажите их качественный и количественный состав
7. Рассчитайте относительную Mr веществ.
8. Определите степень окисления всех элементов.

Карточка №2.

Составить формулы соединений

	1 вариант		2 вариант		3 вариант		4 вариант
1	Азотная кислот	1	Оксид серы(VI).	1	Фосфат натрия	1	Хлорид натрия
2	Гидроксид кальция	2	Соляная кислота	2	Серная кислота	2	Железо
3	Оксид железа(II)	3	Оксид магния	3	Фосфор	3	Оксид алюминия

4	Сера	4	Кальций	4	Хлорид меди	4	Оксид азота(V)
5	Гидроксид калия	5	Гидроксид натрия	5	Натрий	5	Оксид серы(IV)
6	Оксид фосфора	6	Гидроксид железа(III)	6	Оксид углерода(IV)	6	Угольная кислота
7	Карбонат кальция	7	Карбонат натрия	7	Гидроксид магния	7	Гидроксид меди(II)
8	Магний	8	Азот	8	Сульфат алюминия	8	Оксид натрия
9	Силикат натрия	9	Сульфат меди	9	Водород	9	Сероводородная кислота
10	Кислород	10	Углерод	10	Оксид кальция	10	Нитрат магния
11	Фтороводородная кислота	11	Сернистая кислота	11	Кремневая кислота	11	Фосфорная кислота
12	Оксид меди	12	Сульфид калия	12	Сульфид железа	12	Сульфат калия

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - 22-24 б
- Оценка «4» - 19-21 б
- Оценка «3» - 12-18б
- Оценка «2» - менее 12б

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

- 1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г
8. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа № 8

Тема: Составление уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ.

Цель работы: Решение практических заданий по составлению уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ, повторение основных классов неорганических соединений.

Оборудование:

- 1.Учебник
- 2.Тетрадь
- 3.Ручка
- 4.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
- 5.Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

повторить классификацию неорганических соединений (см. пр. раб. № 7)

Задания:

1. Укажите вещества, которые необходимо использовать для превращений:



1) вода; 2) кислород; 3) оксид бария; 4) хлорид бария; 5) серная кислота.

Осуществите цепочку превращений, назовите все вещества в цепочке и определите их класс

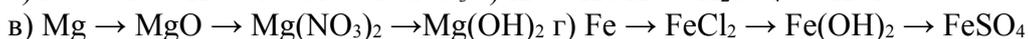
2. Определите металл, который образует с хлором соль состава $MeCl_3$

А Al; Б Mn; В Ag; Г Cu.

3. Расположите соединения в соответствии со схемой превращений: кислотный оксид \rightarrow кислота \rightarrow соль \rightarrow основной оксид

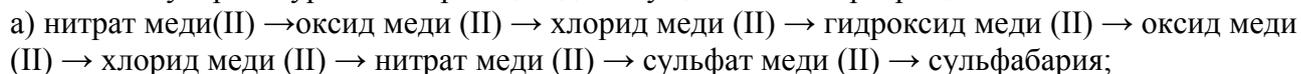
А CuO Б $Cu(NO_3)_2$ В HNO_3 Г N_2O_5

4. Составьте уравнения реакций по ниже приведенным схемам:



назовите все вещества в цепочке и определите их класс

5. Составьте молекулярные уравнения реакций для осуществления превращений по схемам:



6. Даны вещества: нитрат натрия, соляная кислота, цинк, оксид меди (II). Как можно получить из них и продуктов их взаимодействия два простых и четыре сложных вещества? Запишите соответствующие уравнения химических реакций.

Критерии оценивания:

Оценка «5» - верно выполненные задания 1-6

Оценка «4» - верно выполненные задания 1-5

Оценка «3» - верно выполненные задания 1-3

Оценка «2» - верно выполненные задания 1-2

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020 г

9. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. - 2-е изд., стер. - М.: Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа № 9

Тема: Решение практико-ориентированных заданий о роли неорганической химии в развитии электроники, создании новых материалов.

Цель работы: Оборудование:

1. Учебник

2. Тетрадь

3. Ручка

4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Большая часть знаний, на которых базируется неорганическая химия, получена довольно давно, но во второй половине прошлого века она вдруг оказалась в тени фантастических достижений органической химии и химии живых систем. Практически у всех создалось ощущение, что неорганическая химия — в глубоком застое. Этому в немалой степени способствовали и университетские профессора, излагавшие предмет почти в неизменном виде на протяжении десятилетий. Между тем ситуация в последние годы существенно переменялась. Интенсивное

развитие электроники, фотоники, сенсорики и спинтроники потребовало новых материалов со специальными свойствами, что привело к ренессансу неорганической химии.

Кстати, неорганика вообще гораздо сложнее органической химии. Последняя — это фактически химия одного элемента, а у неорганики их в арсенале почти сто. Именно это дает простор для создания самых разных материалов с разными свойствами.

В Периодической системе элементов уже почти исчезли «застойные» зоны, практически все элементы активно применяются в новых материалах. Пример тому — использование самых молодых (по времени открытия) химических элементов, таких, как рений, технеций и франций, не говоря уже о плутонии, америции и других актинидах.

Переход от химических элементов к материалам исключительно сложен, здесь не помогают даже методы комбинаторной химии, поскольку возможно множество сочетаний различных химических элементов. Например, только для элементов, имеющих стабильные изотопы, таких сочетаний больше $7 \cdot 10^{23}$. Это число увеличится на много порядков, если учесть, что большинство современных материалов создают, используя метастабильные состояния веществ. Дело в том, что 99,9% неорганических материалов находятся в неравновесном состоянии, то есть с ними что-то происходит во времени (например, металл окисляется). Этот процесс превращения может быть очень медленным, поэтому кажется, что материал стабилен и неизменен. Чем отличается стабильное состояние от метастабильного? Если зафиксировать все параметры, которые характеризуют состояние системы, то только одно-единственное будет термодинамически стабильным, а множество других — метастабильными. Таких метастабильных состояний бесконечно много даже для одного вещества, имеющего фиксированный состав, а свойства у этих состояний разные.

В этой ситуации метод случайного перебора композиций не может быть эффективным — надо с умом использовать закономерности неорганической химии. К сожалению, несмотря на славные традиции ее развития в России, в последние 10–20 лет фронт отечественных исследований значительно сузился из-за крайне ограниченных экспериментальных возможностей многих научных групп (нет современных электронных микроскопов, синхротронных источников излучения, сквид-магнетометров, ЯМР-спектрометров высокого разрешения и т. д.). Это тем более печально, что в прошлом российские ученые внесли существенный вклад в развитие неорганической химии, — достаточно вспомнить Д.И. Менделеева, И.С. Курнакова, Л.А. Чугаева, И.И. Черняева, а также А.В. Новоселову, И.В. Тананаева, В.И. Спицина.

Тверже алмаза

Алмаз уже давно не является самым твердым материалом, его твердость составляет порядка 150 гигапаскалей. В отличие, например от фуллеритов, которые занимают лидирующие позиции в перечне самых твердых материалов.

Первое место получил ультратвердый фуллерит, твердость которого от 150 до 300 ГПа. Способ получения такого материала был открыт российскими учеными. Они предложили добавить к смеси реагентов сероуглерод, который является катализатором в синтезе фуллерита. Именно за счет такого добавления стало возможным получить столь ультратвердый материал при достаточно малом давлении – 8 ГПа. Раньше все попытки получить подобный фуллерит заканчивались неудачей, так как его синтез без посторонних веществ был возможен только при давлении в 13 ГПа, а так же требовался нагрев свыше 830°C.

Использование материала в промышленных масштабах пока невозможно. Это обусловлено тем, что создание большого количества трехмерного материала требует высокого давления от 13 ГПа. По сути, проблема заключается не просто в создании подобного давления, а его создания в достаточно большом объеме, что не позволяет современная техника.

Умный материал

Настраиваемая химическая реакция и регенерация уже существует. Речь идет о самовосстанавливающемся пластике, который необходим в медицине и в различной технике (военной, морской, автомобильной). Ранее он был способен «заживить» лишь микроскопические трещины и отверстия, но благодаря разработкам ученых США, «умный» пластик восстановится от пулевого ранения примерно за 20 минут. Минус заключается в том, что возобновление происходит с потерей прочности не более 38%.

Если же разработки пойдут дальше, то можно будет говорить о совершенстве животного тела. Так как все царапины и раны зарастут сами без шрамов и под контролем времени заживления. А что если тот же эффект можно будет проделать и с внутренними органами? Или даже с костями и хрящами?

Тогда живое существо смогло бы жить чуть ли не вечно. Поскольку можно дойти до того, что просто не будет омертвевших клеток внутри организма, и о распространенных болезнях связанных именно с таким типом клеток, можно было бы забыть.

Отрасль микроэлектроники постоянно стремится к миниатюризации стандартных электронных устройств на основе кремния для обеспечения более высокой производительности, которая может быть размещена в меньших корпусах.



Прогресс, достигнутый в результате этой миниатюризации, проявляется в потребительской электронике, такой как мобильные телефоны и ноутбуки. Теперь кремниевая молекулярная электроника – дополнительная технология для обычной микроэлектроники, которая может уменьшить электронные устройства до нанометровых размеров. И такой прогресс был бы невозможен без прорывов и исследований в области химии.

Почти наверняка вам никогда не приходило в голову, что компьютеры и остальная современная электроника неразрывно связаны с химией, или что их производство и функционирование зависит от самой сложной химии, применяемой в миниатюрном масштабе. Химические процессы проявляют себя и в специфических электронных устройствах, например, в атомайзерах. Атомайзер Vandy Vape Berserker, к примеру, обладает рядом особенностей, позволяющих наиболее эффективно испарять жидкость. Благодаря этому обеспечивается потрясающая вкусопередача. К тому же он обладает точечной настройкой обдува, имея пять отверстий разного диаметра от 0.8 до 1.6 мм.



Но вернемся к классической электронике. Кремний лежит в основе сегодняшних широко распространенных вычислительных устройств, но это не всегда было так. Вакуумные трубки когда-то были ультрасовременным элементом электроники, основными компонентами ранних радиостанций, телевизоров и даже компьютеров. Ученых интересовали специфические характеристики кремния и других полупроводников с конца 19 века. Эти материалы не были ни высокопроводящими металлами, ни непроводящими изоляторами, они были где-то посередине – отсюда и название «полупроводник». В отличие от металлов их удельное сопротивление не

увеличивалось с температурой. Однако они реагировали на воздействие света, даже создавая ток. У них также была особая способность ограничивать электрический ток передачей в одном направлении, преобразуя (или выпрямляя) переменный ток в постоянный.

Хотя полупроводниковые выпрямители использовались в начале 20-го века для обнаружения радиосигналов, эти «кристаллические детекторы» вскоре были замещены вакуумными лампами. Однако в 1930-х годах интерес возродился, когда исследователи из американских лабораторий Bell Labs обнаружили, что вакуумные трубки не могут выпрямить очень короткие радиоволны. Ранние кремниевые выпрямители были ненадежными, но Рассел Ол (Russell Ohl), химик из Bell Labs, подозревал, что их неустойчивые результаты частично объясняются наличием примесей. Ол и его коллеги решили проблему, и к 1940 году они могли производить высокочистый поликристаллический кремний. Исследователи Bell Labs установили, что электрическое поведение кремния действительно может быть изменено путем избирательного включения примесей. Бор, алюминий и другие элементы из третьего столбца периодической таблицы привели к образованию кремния с дефицитом электронов и «положительными» электрическими характеристиками, которые они называли «кремнием типа р-типа». С другой стороны, такие элементы, как фосфор из пятой колонки таблицы Менделеева, дали материалу избыток электронов и «отрицательные» электрические характеристики, в итоге получился кремний «n-типа». Продолжая эти исследования, Ол обнаружил, что соединение между областями р-типа и n-типа действует как выпрямитель.

Эти открытия оказались важным поворотным моментом в развитии полупроводниковой электроники, поскольку именно эта способность манипулировать свойствами полупроводниковых материалов путем добавления примесей позволило разрабатывать диоды, транзисторы и, в конечном счете, интегральные схемы, состоящих из миллионов этих устройств.

Задания:

1. Внимательно изучите теоретическую часть

2. Ответьте на вопросы:

1. Какие новые материалы предлагает химическая промышленность для дальнейшего развития электроники?

2. Каковы области применения новых веществ?

3. Почему возникла необходимость в создании новых веществ для электроники?

4. Почему в электронике большое внимание уделяется именно кремнию?

5. Какие элементы, кроме кремния важны в электронике и почему?

Критерии оценивания:

Оценка «5» - верно даны ответы на 5 вопросов

Оценка «4» - верно даны ответы на 4 вопроса

Оценка «3» - верно даны ответы на 3 вопроса

Оценка «2» - верно даны ответы на 2 вопроса или ответов нет

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г

10. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа № 10

Тема: Номенклатура органических соединений отдельных классов. Составление полных и сокращенных структурных формул органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической номенклатуре.

Цель работы: изучение номенклатуры органических соединений отдельных классов, отработка составления полных и сокращенных структурных формул органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической номенклатуре.

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Классификация – упорядоченное расположение по группам и классам.

В классификации принимается за основу 2 важнейших признака: строение углеродного скелета и наличие функциональных групп. В органическом соединении атомы углерода соединены друг с другом в цепи, углеродный скелет.

<i>Углеродные цепи</i>		
<i>открытые</i>		<i>замкнутые</i>
<i>Разветвлённые</i>	<i>Неразветвленные (нормальные)</i>	

По строению углеродного скелета органические соединения делятся на 3 группы:

Ациклические — их называют также алифатическими, или соединениями жирного ряда. Эти соединения имеют открытую цепь углеродных атомов.

К ним относятся:

1. Предельные (насыщенные)
2. Непредельные (ненасыщенные)

Циклические — соединения с замкнутой в кольцо цепью атомов. К ним относятся:

1. Карбоциклические (изоциклические) – соединения, в кольцевую систему которых входят только углеродные атомы это:

- а) алициклические (предельные и непредельные);
- б) ароматические.

2. Гетероциклические — соединения, в кольцевую систему которых, кроме атома углерода, входят атомы других элементов — гетероатомы (кислород, азот, сера и др.)

Родоначальными соединениями в органической химии призваны углеводороды, состоящие только из атомов С, Н. Разнообразные органические соединения можно рассматривать как производные углеводородов, полученные путем введения в них функциональных групп.

Функциональная группа – это атом или группа атомов неуглеводного характера, которые определяют принадлежность соединения к определенному классу. CH_3OH – класс спирты, OH функциональная группа

Функциональные группы во многом определяют химические свойства данного класса.

<i>Функциональная группа</i>	<i>Название класса</i>	<i>Общая формула класса</i>
, - F, -Cl, -Br	Галогенопроизводные	R-Hal
	Спирты, фенолы	R-OH
	Простые эфиры	R-OR
	Тиолы	R-SH

2	Амины	R-NH ₂
	Нитросоединения	R-NO ₂
	Альдегиды Кетоны	R-CH=O R-CO-R
	Карбоновые кислоты	R-COOH
	Сульфокислоты	R-SO ₃ H

Соединения могут содержать не одну, а несколько функциональных групп. Полифункциональные – CH₂Cl хлороформ, CH₂OH-CHOH-CH₂OH.

Гетерофункциональные – различные функциональные группы. CH₃-CH-COOH

2. Номенклатура

В настоящее время для наименования органических соединений применяются три типа номенклатуры: тривиальная, рациональная и систематическая номенклатура — номенклатура IUPAC (ИЮПАК) — International Union of Pure and Applied Chemistry (Международного союза теоретической и прикладной химии).

1. **Тривиальная (историческая) номенклатура** — первая номенклатура, возникшая в начале развития органической химии, когда не существовало классификации и теории строения органических соединений. Органическим соединениям давали случайные названия *по источнику получения* (щавелевая кислота, мочеви́на, яблочная кислота, ванилин), *цвету или запаху* (ароматические соединения), реже — *по химическим свойствам* (парафины). Многие такие названия часто применяются до сих пор. Например: мочеви́на, толуол, ксилол, индиго, уксусная кислота, масляная кислота, валериановая кислота, гликоль, аланин и многие другие.

2. **Рациональная номенклатура** — по этой номенклатуре за основу наименования органического соединения обычно принимают название наиболее простого (чаще всего первого) члена данного гомологического ряда. Все остальные соединения рассматриваются как производные этого соединения, образованные замещением в нем атомов водорода углеводородными или иными радикалами (например: триметилуксусный альдегид, метиламин, хлоруксусная кислота, метиловый спирт). *В настоящее время такая номенклатура применяется только в тех случаях, когда она дает особенно наглядное представление о соединении.*

3. **Систематическая номенклатура** — номенклатура IUPAC — международная единая химическая номенклатура. Систематическая номенклатура основывается на современной теории строения и классификации органических соединений и пытается решить главную проблему номенклатуры: название каждого органического соединения должно содержать правильные названия функций (заместителей) и основного скелета углеводорода и должно быть таким, чтобы по названию можно было написать единственно правильную структурную формулу.

Процесс создания международной номенклатуры был начат в 1892 г. (*Женевская номенклатура*), продолжен в 1930 г. (*Льежская номенклатура*), с 1947 г. дальнейшее развитие связано с деятельностью комиссии ИЮПАК по номенклатуре органических соединений. Опубликованные в разные годы правила ИЮПАК собраны в 1979 г. в “голубой книге” [Nomenclature of Organic Chemistry, Section A, B, C, D, E, F and H, Oxford Pergamon Press, 1979]. Своей задачей комиссия ИЮПАК считает не создание новой, единой системы номенклатуры, а упорядочение, “кодификацию”, имеющейся практики. Результатом этого является сосуществование в правилах ИЮПАК нескольких номенклатурных систем, а, следовательно, и нескольких допустимых названий для одного и того же вещества. Правила ИЮПАК опираются на следующие системы: *заместительную, радикало-функциональную, аддитивную (соединительную), заместительную номенклатуру и т.д.*

В **заместительной номенклатуре** основой названия служит один углеводородный фрагмент, а другие рассматриваются как заместители водорода (например, (C₆H₅)₃CH – трифенилметан).

В **радикало-функциональной номенклатуре** в основе названия лежит название характеристической функциональной группы, определяющей химический класс соединения, к которому присоединяют наименование органического радикала, например:

C_2H_5OH — этиловый спирт;
 C_2H_5Cl — этилхлорид;
 $CH_3-O-C_2H_5$ — метилэтиловый эфир;
 $CH_3-CO-CH=CH_2$ — метилвинилкетон.

В **соединительной номенклатуре** название составляют из нескольких равноправных частей (например, $C_6H_5-C_6H_5$ бифенил) или добавляя обозначения присоединенных атомов к названию основной структуры (например, 1,2,3,4-тетрагидронафталин, гидрокоричная кислота, этиленоксид, стиролдихлорид).

Заменительную номенклатуру применяют при наличии неуглеродных атомов (гетероатомов) в молекулярной цепи: корни латинских названий этих атомов с окончанием "а" (а-номенклатура) присоединяют к названиям всей структуры, которая получилась бы, если бы вместо гетероатомов был углерод (например, $CH_3-O-CH_2-CH_2-NH-CH_2-CH_2-S-CH_3$ 2-окса-8-тиа-5-азанонан).

Система ИЮПАК является общепризнанной в мире, и лишь адаптируется соответственно грамматике языка страны. Полный набор правил применения системы ИЮПАК ко многим менее обычным типам молекул длинен и сложен. Здесь представлено лишь основное содержание системы, но это позволяет осуществлять наименование соединений, для которых применяется система.

Для понимания общих принципов построения названий органических соединений по **заместительной номенклатуре** необходимо в первую очередь усвоить номенклатуру углеводородов.

Названия первых четырех предельных углеводородов тривиальные (исторические названия) — метан, этан, пропан, бутан. Начиная с пятого, названия образованы греческими числительными, соответствующими количеству атомов углерода в молекуле, с добавлением суффикса "**-АН**", за исключением числа "девять", когда корнем служит латинское числительное "нона".

Таблица 1. Названия предельных(ациклические) углеводородов

<i>ФОРМУЛА</i>	<i>НАЗВАНИЕ</i>	<i>ФОРМУЛА</i>	<i>НАЗВАНИЕ</i>
CH_4	метан	C_6H_{14}	гексан
C_2H_6	этан	C_7H_{16}	гептан
C_3H_8	пропан	C_8H_{18}	октан
C_4H_{10}	бутан	C_9H_{20}	нонан
C_5H_{12}	пентан	$C_{10}H_{22}$	декан

В ненасыщенных углеводородах суффикс **-ан** заменяется при двойной связи на **-ен**, при тройной — на **-ин**: $CH_3-CH_2-CH=CH_2$ **бутен-1**, $CH\equiv C-CH_2-CH_3$ **бутин-1**.

Циклические углеводороды.

Название насыщенных углеводородов соответствует названиям углеводородов с открытой цепью с тем же числом атомов углеводородов с добавлением приставки **цикло**: **циклопропан, циклобутан.**

Насыщенность выражается суффиксами **-ен, -ин**: **циклогексен**

В группе циклических углеводородов особо выделяются ароматические углеводороды, для которых характерно наличие в молекуле. Некоторые представители углеводородов имеют тривиальное название: **бензол, толуол, фенол, бензойная кислота.**

В систематической номенклатуре ИЮПАК используются несколько важнейших номенклатурных терминов: родоначальная структура, заместитель, характеристическая группа.

Родоначальная структура — структура, лежащая в основе называемого соединения. Например, в качестве родоначальной структуры рассматривается главная углеродная цепь в ациклических соединениях или цикл- в карбоциклических и гетероциклических соединениях (этан-этанол; бензол — хлорбензол).

Характеристической группой называют функциональную (реакционноспособную) группу, связанную с родоначальной структурой или частично входящую в ее состав. В качестве заместителя в родоначальной структуре могут быть как функциональные группы так и углеводородные радикалы.

CH_4 метан $-CH_3$ метил

C_2H_6 этан $-C_2H_5$ этил

$-C_6H_5$ фенил

Заместитель – это любая характеристическая (функциональная) группа или углеводородный радикал, присоединенные к родоначальной структуре.

$CH_3-CH_2-CH_2-Cl$ 1-хлоропропан.

Как строится систематическое название соединения

Название соединения – составное слово. Корень включает название родоначальной структуры, суффиксы, префиксы, приставки – название заместителей.

Широко для построения названий органических соединений правила ИЮПАК рекомендуют использовать заместительную номенклатуру. Общая схема таких названий:

- 1) префиксы – боковые цепи, затем младшие функции) в алфавитном порядке;
- 2) корень – главная цепь или цикл;
- 3) суффиксы – кратные связи, главная функция.

Сначала определяют тип характеристической группы. Если Х.Г. несколько, то выделяют старшую Х.Г. Для характеристических групп условно установлен порядок старшинства.

Характеристическая группа	Префикс	Суффикс
	карбокси	-карбоновая кислота
$-COOH$		
$-SO_3H$	сульфо	-сульфо кислота
$-(C)H=O$	оксо	-аль
$-CH=O$	формил	-карбальдегид
	оксо	-он
$-OH$	гидрокси	-ол
$-SH$	меркапто	-тиол
$-NH_2$	амино	-амин
$-NO_2$	нитро	-
$-OR$	алкокси	-
$-F, -Cl, -Br$	Фтор, хлор, бром	-

Атом углерода в состав главной углеродной цепи.

Большинство характеристических групп может входить в название как в виде суффикса, так и в виде префикса. Старшая характеристическая группа отражается суффиксом, остальные (нестаршие) префиксом.

Если соединение монофункциональное, то характеристическая группа, всегда выполняет роль старшей и отражается в названии суффиксом.

CH_3-CH_2-OH **этанол**

В гетерофункциональных соединениях только одна из характеристических групп, старшая обозначается суффиксом. Все прочие заместители отображаются префиксами и перечисляются в алфавитном порядке. При этом нужно указать месторасположение заместителей в углеродной цепи. Для этого следует провести нумерацию атомов родоначальной структуры. Углеродная цепь нумеруется так, чтобы старшая характеристическая группа получила наименьший номер. Цифры от букв отделяются дефисами, а цифры от цифр – запятыми.

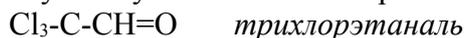
$NH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ **3-амилпропанол**

нестаршая старшая характеристическая группа.

Для суффиксов –овая и –аль нет необходимости указывать положение функциональной группы, т.к. они всегда находятся в начале цепи.

Очень часто опускается цифровой указатель для суффикса –ол, если группа OH находится у крайнего атома углерода. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ **бутанол-1.** (бутанол-2?)

При наличии двух, трех, четырех и т.д. одинаковых заместителей или кратных связей используются умножительные приставки ди-, три-, тетра-, пента и т.д.



В карбоциклических соединениях нумерацию начинают с того атома углерода, при котором находится старшая характеристическая группа. Если при этом невозможно выбрать однозначную нумерацию, то цикл нумеруют так, чтобы заместители имели наименьшие номера.

Ментол (тривиальное название)

Салициловая кислота

характеристическая группа: ОЛ
2-изопропил-5-метилциклогексанол

нестаршая характеристическая группа: гидроксигруппа
2-гидроксибензойная кислота

3. Одновалентные радикалы

Одновалентные радикалы, образованные из насыщенных неразветвленных предельных углеводородов отнятием водорода от конечного углеродного атома, называют заменяя суффикс "–АН" в названии углеводорода суффиксом "–ИЛ".

Атом углерода со свободной валентностью получает номер? Эти радикалы называют *нормальными* или *неразветвленными алкилами*:

$\text{CH}_3\text{--}$ — метил;

$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--}$ — бутил;

$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--}$ — гексил.

Таблица 2. Названия углеводородных радикалов

ФОРМУЛА	НАЗВАНИЕ	ФОРМУЛА	НАЗВАНИЕ
$\text{CH}_3\text{--}$	метил	$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{--}$	гексил
$\text{C}_2\text{H}_5\text{--}$	этил	$\text{C}_7\text{H}_{15}\text{--}$	гептил
$\text{C}_3\text{H}_7\text{--}$	пропил	$\text{C}_8\text{H}_{17}\text{--}$	октил
$\text{C}_4\text{H}_9\text{--}$	бутил	$\text{C}_9\text{H}_{21}\text{--}$	нонил
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{--}$	пентил	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{--}$	декил

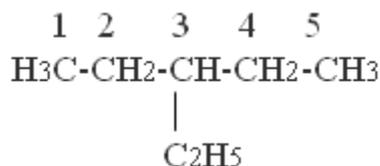
4. Насыщенные разветвленные соединения с одним заместителем

Номенклатура ИЮПАК для алканов в индивидуальных названиях сохраняет принцип Женевской номенклатуры. Называя алкан, исходят из названия углеводорода, отвечающего самой длинной углеродной цепи в данном соединении (главная цепь), а затем указывают радикалы, примыкающие к этой основной цепи.

Главная углеродная цепь, во-первых, должна быть самой длинной, во-вторых, если имеются две или более одинаковые по длине цепи, то из них выбирается наиболее разветвленная.

Алгоритм составления формул по названиям:

1. Составляем цепь из углеродов, в количестве указанном в корне.
2. Прономеруем атомы углерода.
3. Укажем радикал у третьего атома углерода, согласно префиксу.
4. Суффикс «ан» указывает на одинарную связь между атомами углерода.
5. Допишем недостающие атомы водорода, согласно валентности.



Задания:

1. Составить полные и сокращенные структурные формулы следующих веществ: а) 2,3-дихлорбутан;
б) 2,2-диметилпентан
2. Составить полные и сокращенные структурные формулы следующих веществ: а) 3-метилпентан;
б) 2,4,6-трихлоргексан
в) 2-метилбутен-1, г) 2,3-диметилпентан.
д) 2-метилбутен-1, е) 2,3-диметилпентан

5. Напишите структурные формулы (полные и сокращенные) соединений по их названиям:

- а) 2,5-диметилгексен-3;
- б) 2-монометил-3,5-дипропилнонан;
- в) 2,5 - диметил - 3-нитрогексан;
- г) 2,3-дихлоргексановая кислота;
- д) 2 - аминобутан.

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - 12-13 б
Оценка «4» - 10-11 б
Оценка «3» - 7-9 б
Оценка «2» - меньше 7б

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г
11. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. - 2-е изд., стер. - М.: Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа № 11

Тема: Расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %)..

Цель работы: научиться определять формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %)..

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Определение формул веществ по массовым долям атомов, входящих в его состав.

Решение таких задач состоит из двух частей:

- сначала находят мольное соотношение атомов в веществе — оно соответствует его простейшей формуле. Например, для вещества состава A_xB_y соотношение количеств веществ А и В соответствует

соотношению числа их атомов в молекуле:

$$x : y = n(A) : n(B);$$

- затем, используя молярную массу вещества, определяют его истинную формулу.

Пример 1.

Определить формулу вещества, если оно содержит 84,21% С и 15,79% Н и имеет относительную плотность по воздуху, равную 3,93.

Решение примера 1.

1. Пусть масса вещества равна 100 г. Тогда масса С будет равна 84,21 г, а масса Н — 15,79 г.

Найдём количество вещества каждого атома:

$$\omega(C) = (\text{число атомов С в молекуле}) \cdot (\text{атомная масса С}) / (\text{молекулярная масса дихлоралкана})$$
$$0,3186 = n \cdot 12 / (14n + 71)$$

$n = 3$, вещество — дихлорпропан.

Ответ: $C_3H_6Cl_2$, дихлорпропан.

2. $\nu(H) = 15,79 / 1 = 15,79$ моль.

3. Определяем мольное соотношение атомов С и Н:

$$C : H = 7,0175 : 15,79 \text{ (сократим оба числа на меньшее)} = 1 : 2,25 \text{ (домножим на 4)} = 4 : 9.$$

Таким образом, простейшая формула — C_4H_9 .

4. По относительной плотности рассчитаем молярную массу:

$$M = D_{(\text{возд.})} \cdot 29 = 114 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса, соответствующая простейшей формуле C_4H_9 — 57 г/моль, это в 2 раза меньше истинно молярной массы.

Значит, истинная формула — C_8H_{18} .

Пример 2. Определить формулу дихлоралкана, содержащего 31,86 % углерода.

Решение примера 2.

Общая формула дихлоралкана: $C_nH_{2n}Cl_2$, там 2 атома хлора и n атомов углерода.

Тогда массовая доля углерода равна:

$$\omega(C) = (\text{число атомов С в молекуле}) \cdot (\text{атомная масса С}) / (\text{молекулярная масса дихлоралкана})$$
$$0,3186 = n \cdot 12 / (14n + 71)$$

$n = 3$, вещество — дихлорпропан.

Ответ: $C_3H_6Cl_2$, дихлорпропан.

Задания:

1. Найдите молекулярную формулу вещества, в котором содержание углерода — 82,8%, водорода — 17,2% по массе. Относительная плотность его по водороду равна 29.
2. Найдите молекулярную формулу углеводорода, в составе которого массовая доля углерода составляет 0,827, водорода — 0,173, а плотность по воздуху равна 2.
3. Предельный углеводород содержит 75% углерода. Его плотность по водороду — 8. Найдите молекулярную формулу вещества.
4. Найдите молекулярную формулу углеводорода, содержание углерода в котором 75%, а относительная плотность по кислороду равна 0,5.
5. Определите формулу углеводорода по следующим данным: С — 80%, Н — 20%. Относительная плотность по воздуху равна 1,0345.

6. Хлоропроизводное предельного углеводорода имеет относительную массу 237. Состав этого соединения следующий: С- 10,12%, Cl- 89,82% .Найдите молекулярную формулу.
7. Найдите молекулярную формулу вещества, в котором: С- 54,4%, О- 36.4%, Н- 9,2%. Плотность паров искомого вещества по водороду 44.

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - верно решено 7 задач
Оценка «4» - верно решено 5-6 задач
Оценка «3» - верно решено 3-4 задачи
Оценка «2» - верно решено менее 3 задач

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

- 1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г
2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа № 12

Тема: Решение цепочек превращений на генетическую связь между классами органических соединений с составлением названий органических соединений по международной номенклатуре

Цель работы: научиться решать цепочки превращений на генетическую связь между классами органических соединений с составлением названий органических соединений

Оборудование:

- 1.Учебник
- 2.Тетрадь
- 3.Ручка
- 4.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
- 5.Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Генетическая связь – связь между веществами разных классов, основанная на их взаимопревращениях и отражающая единство их происхождения, то есть генезис веществ. Рассмотрим понятие «**генетический ряд веществ**». Данный ряд является частным проявлением генетической связи.

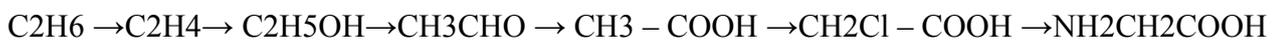
Генетический ряд веществ – ряд представителей разных классов веществ, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающими общность происхождения этих веществ.

Рассмотрим признаки генетического ряда органических веществ:

- 1.Все вещества генетического ряда должны быть образованы одним химическим элементом (углеродом).
- 2.Органические вещества должны принадлежать к разным классам (т. е. отражать разные формы существования химического элемента)
- 3.Вещества, образующие генетический ряд должны быть связаны взаимопревращениями.

.Основу генетического ряда в органической химии (химии углеродных соединений) составляют соединения с одинаковым числом атомов углерода в молекуле.

Пример:

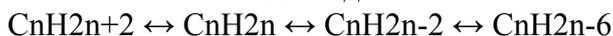


1. $C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2$
2. $C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$
3. $C_2H_5OH + [O] \rightarrow CH_3CHO + H_2O$
4. $CH_3CHO + [O] \rightarrow CH_3COOH$
5. $CH_3COOH + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl - COOH$
6. $CH_2Cl - COOH + NH_3 \rightarrow NH_2CH_2 - COOH + HCl$

Чем отличаются по составу углеводороды разных типов? (Числом атомов водорода).

Какие реакции следует провести, чтобы из одного типа углеводородов получить другой? (Реакции гидрирования или дегидрирования). Так можно осуществить большинство переходов, однако, этот способ получения углеводородов не является универсальным. Стрелками в схеме указаны углеводороды, которые непосредственно можно превратить друг в друга одной реакцией.

Схематически это выглядит так:



Задания:

1. Составьте уравнения реакций по приведенной ниже схеме:



2. Осуществите несколько цепочек превращений. Определите тип каждой реакции:

- А) этан \rightarrow этилен \rightarrow X \rightarrow бензол
- Б) метан \rightarrow ацетилен \rightarrow X \rightarrow бутадиен – 1,3
- В) бензол \rightarrow X \rightarrow n – гексан \rightarrow пропен
- Г) этен \rightarrow Дихлорэтан \rightarrow А \rightarrow бутаналь \rightarrow В \rightarrow D

д) глюкоза \rightarrow этанол \rightarrow А \rightarrow этанол \rightarrow диэтиловый эфир \rightarrow CO₂

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - верно решено 5 задач
Оценка «4» - верно решено 4 задачи
Оценка «3» - верно решено 3 задачи
Оценка «2» - верно решено менее 3 задач

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г
13. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа №13

Тема: Решение практико-ориентированных заданий по составлению химических реакций, отражающих химическую активность органических соединений в различных средах (природных, биологических, техногенных).

Цель: ознакомиться с химической активностью органических соединений в различных средах, научиться применять полученную информацию в практических целях

. Учебник

2. Тетрадь

3. Ручка

4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Помимо концентрации в окружающей среде неорганических веществ, велика доля содержания органических загрязнителей. К последним относятся нефть, различные углеводороды, фенол, спирты, кислоты, альдегиды и кетоны, эфиры, азот



Органические загрязнения поступают в воду несколькими путями: природным(естественным) способом и в результате деятельности человека. Частый природный органический загрязнитель – гуминовые соединения. Их наличие определяется по характерному коричневому оттенку.

Загрязнение воды органическими веществами происходят и в результате деятельности человека. В подземные водохранилища стекают фрагменты моющих средств и удобрений, а открытые водоемы — приемники отходов у промышленных предприятий.

Кроме азота и кислорода в земной атмосфере всегда присутствовали безобидные газообразные вещества, например, аргон, неон, криптон и др. Атмосфера современного мегаполиса и его пригорода содержит огромное количество природных загрязнителей – угарный газ, окислы азота, озон, а также антропогенных токсичных химических загрязнителей (таких как фенол, формальдегид, стирол, бензальдегиды), количество которых в десятки раз превышает предельно допустимые концентрации*. На самом деле, все перечисленное – далеко не полный перечень того, чем мы дышим на улицах мегаполисов. А ведь даже в малых дозах эти вещества могут вызывать отравление. К тому же они сравнительно легко вступают в химические реакции с кислородом и другими окислителями, что приводит к образованию еще более опасных загрязнителей. По данным Москомприроды, в районах жилых застроек, особенно тех, что расположены вблизи автомагистралей, концентрация угарного газа и окислов азота превышает предельно допустимую в 10-15 раз. Это значит, что в наших домах и офисах концентрация этих веществ превышает нормы в 100 раз. Попадая в закрытое пространство, загрязнители «накапливаются», так что в помещениях их концентрация может быть выше, чем на улице. Пожалуй, стоит развеять миф и о том, что «спасают стеклопакеты». Нет, еще никому не удавалось спрятаться от воздуха, которым он дышит. А в мегаполисах чистому воздуху просто неоткуда взяться. В квартире и офисе нас встречают наши собственные источники загрязнения воздуха. Современную мебель делают из фанеры, ДСП, ДВП. В этих материалах в качестве связующего компонента используется фенол-формальдегидная смола. Со временем она разлагается на фенол и формальдегид, а оба эти вещества ядовиты для человека и являются канцерогенами. Табачный дым также не улучшает качества воздуха, в нем содержится порядка 5 тысяч органических соединений, многие из которых канцерогенны и мутагенны. Как доказали

ученые, вредные вещества от выкуренной сигареты можно обнаружить в помещении даже через месяц. Сделав анализ воздуха в городской квартире или офисе, можно обнаружить порядка 40 тысяч летучих органических веществ. Не столь важно, откуда они взялись: с улицы или образовались в самом помещении – важно то, что нам приходится ежедневно дышать этими «добавками», а это очень вредно для здоровья. Для защиты своего дома и офиса от уличных и домашних загрязнителей применяются системы очистки воздуха Аэролайф, которые позволяют забрать «грязный» уличный воздух, удалить из него все примеси и подать в помещение уже очищенным, создавая тем самым в помещении комфортную и безопасную воздушную среду.

Для защиты своего дома и офиса от уличных и домашних загрязнителей применяются системы очистки воздуха Аэролайф, которые позволяют забрать «грязный» уличный воздух, удалить из него все примеси и подать в помещение уже очищенным, создавая тем самым в помещении комфортную и безопасную воздушную среду.

*Основные загрязнители воздуха на городских улицах.

Основные загрязнители воздуха	Источники загрязнений	Основные загрязнители воздуха
Угарный газ (CO)	1,0	Автомобиль, курильщик табака
Окислы азота (NOx)	0,04	Автомобиль, газовая плита
Окислы серы (SOx)	0,05	ТЭЦ
Фенол	0,03	Мебель, строительный утеплитель
Формальдегид	0,003	Мебель, строительный утеплитель
Стирол	0,002	Строительный утеплитель
Бензопирен	0,000001	Автомобиль
Озон (O3)	0,03	Офисная оргтехника, фотохимические реакции
Свинец	0,03	Дизель
Ароматические углеводороды	0,012	Лаки, краски, обои, отходы

Вещества, представляющие наибольшую опасность

Опасные органические вещества, которые быстро загрязняют воду:

1. Нефть. Нефтяное загрязнение препятствует природным взаимосвязям и процессам, глобально изменяя среду обитания живых видов. Само вещество долго распадается, но быстро покрывает воду нефтяной пленкой. Такая пленка затрудняет попадание воздуха и света. Одна тонна нефти загрязняет около 12 кв. км поверхности океана.
2. Грубодисперсные загрязнители. Зола, сажа, пыль и капельки жидкости — продукты промышленности и сельскохозяйственной деятельности. В результате их попадания в водные хранилища образуется большое количество мусора. Вода мутнеет и перестает быть пригодной для дальнейшего использования.

3. Газы(сернистый и двуокись азота) также являются продуктами промышленности и сельскохозяйственной деятельности. При соединении дождевой капли и газов получаются концентрированные кислоты, которые наносят атмосферный вред пресной воде.
4. Удобрения и пестициды. Растениеводство загрязняет мировой океан с помощью использования удобрений и пестицидов. Минеральные удобрения способствуют росту растительности. Морские обитатели вовсе не нуждаются в дополнительном корме, поэтому растительность разлагается. В этом процессе непосредственное участие принимает кислород, который поглощается лишней флорой. Все это ведет к накоплению различных газов в воде, водоем все больше затягивается зеленью, а живность погибает.

Большую роль в загрязнении мирового океана играют сточные воды. Они полны производственных отходов и органических веществ, которые ухудшают водоемы и окружающий воздух. К стокам также относятся воды, которые стали результатом выпадения осадков на участках промышленности и населенных пунктов. Органические вещества составляют 58% содержания бытовых сточных вод.



Если грамотно использовать ресурсы сточных вод, то можно не переживать за состояние мирового океана. Переработанные сточные воды со значительным количеством фосфора, калия, кальция и азота служат хорошим удобрением для сельскохозяйственной деятельности. Очищенные стоки можно направлять на оборотное водоснабжения предприятия или спускать в водоемы. Сейчас компании уже отказались от сбрасывания сточных вод в водоемы и перешли на экологические системы водоснабжения. Угрозу для водной среды представляет нефть, нефтепродукты, конденсат, хлорорганические соединения, радиоактивные вещества и тяжелые металлы.

Промышленность

Органическое загрязнение воды происходит из-за работы разных видов промышленности. Бытовые и промышленные отходы попадают в реки вместе с органическими веществами, которые останавливают поступление кислорода в воду. Этот процесс называется окисление бактериями.

Поступление в водоемы тяжелых металлов губительно влияют на живые организмы, образуются опасные загрязнения в ходе физико-химических процессов, следствием становится отравление или мутация. К металлам этой группы относятся свинец, цинк, ртуть и другие.

Органические вещества – замечательная среда для размножения болезнетворных бактерий, порождающих инфекционные заболевания. Ухудшение здоровья человека ведет к снижению эффективности труда, что серьезно скажется на экономике страны. Плодотворность водных ресурсов не улучшится, если не принять меры по очистке от органических загрязнений. Иначе загрязнение органическими веществами окружающей среды станет более острой и насущной проблемой для жителей земного шара.

Защита окружающей среды от загрязнения и воздействия вредных органических веществ

Рассмотрим некоторые классы органических соединений, которые содержат загрязнители окружающей среды, и связанные с ними экологические проблемы.

Алканы. Загрязнение алканами атмосферы, почвы, водоемов в значительных масштабах происходит при добыче нефти и природного газа, при их транспортировке, производственной переработке, а также и в процессе их применения. Наиболее масштабным является загрязнение алканами атмосферы. Основными источниками загрязнения атмосферы являются выбросы, выделяющиеся в результате горения углеводородов, а также газообразные углеводороды, поступающие в атмосферу при добыче природного и попутного газа и нефти. Последствиями этих явлений становятся парниковый эффект, ведущий к общему потеплению климата, а также негативное влияние их на жизнедеятельность организмов, в том числе на здоровье человек.

Из средств массовой информации мы знаем множество примеров экологических катастроф, вызванных разливом нефти и нефтепродуктов в морях и на морских побережьях. Нефть и нефтепродукты, пролитые в море, оказывают негативное влияние на его флору и фауну: гибнут рыбы, птицы, тюлени и другие животные. Вследствие разлива нефти и образования нефтяной плёнки, содержащей токсичные вещества, резко уменьшается приток кислорода, страдают кожа и перья животных, растения. Животные, лишаясь пищи и возможности нормально дышать, погибают. Во всем мире ведётся профилактика и борьба с загрязнением воды. С последствиями разлива нефти борются самыми различными средствами и способами. Например, один из них основан на применении эластомеров.

По данным Международной организации труда, **70% населения земного шара пользуется некачественной водой.** По оценкам Всемирной организации здравоохранения, 80% заболеваний в мире обусловлено плохим качеством и антисанитарным состоянием воды. Поэтому в настоящее время разрабатываются всё новые и более эффективные способы очистки водоемов и сточных вод, введён мониторинг за качеством воды.

Алкены. Загрязнение атмосферы, почвы, воды алкенами и способы борьбы с ним аналогичны тем, которые описаны для алканов. Остановимся на двух аспектах экологических проблем, связанных с производством высокомолекулярных соединений на основе алкенов: собственно производстве и утилизации использованных изделий из ВМС.

Производство ВМС, особенно крупное, несомненно, является «грязным». Особенно сильно это производство **загрязняет атмосферу и почву**, выбрасывая в неё легколетучие неорганические и органические вещества как отходы производства: хлороводород, фтороводород, хлор, фтор, аммиак, синильную кислоту, этилен, пропилен, бутилен, винилхлорид и др. Являясь ядовитыми, они губительно действуют на всё живое на значительных территориях вокруг производства.

Другой сложной проблемой является **утилизация отходов ВМС**, особенно в связи с резким увеличением использования человеком пластмасс и синтетических волокон в настоящее время. Все мы наблюдаем огромное количество использованных полиэтиленовых пакетов и других изделий на пашнях, в местах отдыха, в прибрежных водах. Эти отходы ещё недостаточно утилизируются. Твёрдые бытовые отходы из ВМС люди по своей экологической безграмотности обычно сжигают. Но этот способ создаёт, в свою очередь, новые экологические проблемы, так как при их горении образуются весьма токсичные продукты (фтороводород, оксиды азота и серы, хлорвинил, стирол, диоксин и др.). Всё это требует поиска новых технологий получения ВМС и утилизации отработанных изделий, синтеза новых ВМС, подверженных разрушению живыми организмами.

Алкины. Экологические проблемы алкинов связаны, прежде всего, с производством ацетилена, имеющего широкое применение для сварки и резки металлов, гидролизом карбида кальция. Образующийся при этом в большом количестве сильно пахнущий карбидный шлам содержит токсичные примеси, которые затрудняют его переработку в строительный материал.

Алкадиены. Крупнейшими источниками загрязнения окружающей среды являются производства синтетического каучука и резины, а также изделий из них, особенно автомобильных и транспортных шин, что связано с целым комплексом химического сырья, продуктов производств и их отходов.

Крупные промышленные производства, химические комплексы являются серьезнейшим источником загрязнения окружающей среды органическими и неорганическими отходами. **Летучие опасные отходы**, загрязняющие атмосферу: кислоты, галогены, оксиды серы и углерода, аммиак, фосген, синильная кислота, алканы, алкены, арены, алкадиены, альдегиды, кетоны и др. Промышленные стоки таких производственных комплексов также содержат разные опасные для окружающей среды органические и неорганические вещества, в том числе соли тяжёлых металлов, фенолы и другие, загрязняющие почву и водоёмы.

Ароматические углеводороды являются исходными продуктами для получения многих полезных для человека веществ (полимеров, красителей, физиологически активных веществ и др.). Основным источником их производства является уголь. При коксовании образуется каменноугольная смола и коксовый газ, из которого тоже получают множество нужных соединений. Другим источником ароматических углеводородов является нефть.

Наиболее крупным загрязнителем окружающей среды является коксохимическое производство. В процессе коксования угля атмосфера загрязняется коксовым газом. Следует отметить, что металлургия требует огромного количества кокса. В атмосферу при таком производстве выбрасывается большое количество вредных неорганических и органических соединений (оксиды углерода и серы, аммиак, метан, сероводород, синильная кислота, ненасыщенные углеводороды и др.), а также продукты испарения каменноугольной смолы (фенол, пиридин, нафталин и ряд других аренов). Компоненты каменноугольной смолы существенно загрязняют водоёмы и подземные воды. Следствием отходов и выбросов коксохимического производства является серьёзное отравление растений и животных на значительной территории вокруг коксохимического производства.

Особенно опасны его отходы и выбросы для северных территорий Сибирского и Уральского регионов, где сконцентрированы эти производства; пониженная температура почвы и рек, бедность их флоры, промышленные сбросы в реки (Обь, Томь) практически исключают естественную биологическую очистку.

Загрязнение окружающей среды галогенуглеводородами

Остановимся на наиболее серьёзных и распространённых экологических проблемах, связанных с галогенуглеводородами: разрушение озонового слоя, загрязнение окружающей среды (пестицидами и др.).

Разрушение озонового слоя. Озоновый слой в стратосфере играет жизненно важную роль в предохранении всего живого на Земле от губительного воздействия радиации. Разложение озона вызывают не только ультрафиолетовая радиация, но и взаимодействие его со свободными радикалами. Они образуются в процессе взаимодействия озона с оксидами азота, молекулы которых имеют неспаренные электроны (см. учебник химии для 9 класса, § 32).

Задания:

1. Что происходит с озоном в процессе его взаимодействия с оксидами азота (II) и азота (IV)? Как в стратосферу поступают оксиды азота? Дайте обоснованный ответ и запишите уравнения предполагаемых реакций.

2. Запишите уравнение реакции получения ацетилена. Опишите вредное воздействие последнего на природную окружающую среду.

3. При коксохимическом производстве в атмосферу выбрасывается большое количество вредных неорганических и органических соединений (оксиды углерода и серы, аммиак, метан, сероводород, ненасыщенные углеводороды). Запишите возможные уравнения реакций, происходящих с перечисленными в-вами в атмосфере. Опишите вредное воздействие на среду и организмы каждого из них.

4. Запишите уравнения горения нескольких разных алканов и докажите, что алканы являются одной из главных причин возникновения «парникового эффекта»

5. Какие органические загрязнители образуются в процессе обработки электронных плат или в иной деятельности, связанной с электроникой? Опишите вредное воздействие на среду и организмы этих веществ.

Критерии оценивания:

Оценка «5» - верно решено 5 задач

Оценка «4» - верно решено 4 задачи

Оценка «3» - верно решено 3 задачи

Оценка «2» - верно решено менее 3 задач

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г

14. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005

Практическая работа № 14, 15

Тема: Принцип Ле Шателье. Влияние различных факторов на изменение равновесия химических реакций.

Цель работы: Ознакомиться с принципом Ле Шателье, и изучить влияние различных факторов на изменение равновесия химических реакций.

1.Учебник

2.Тетрадь

3.Ручка

4.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

5.Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Химическим равновесием называется состояние химической системы, при котором количества исходных веществ и продуктов не меняются со временем, но при этом протекают химические реакции, а система является закрытой, то есть не обменивается с окружающим миром веществом.

То есть равновесной не будет ни система, в которой количество вещества постоянно потому, что никаких реакций нет, ни система, в которой постоянство состава поддерживается добавлением или отводом каких-то компонентов системы.

При равновесии в обратимом процессе скорости прямой и обратной реакций равны.

Рассмотрим закрытый сосуд, в котором идет обратимая химическая реакция, например $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$. Эта запись означает одновременное протекание двух процессов: прямого $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ и обратного $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$.

В состоянии равновесия в системе не изменяются концентрации реагентов и продуктов, то есть кажется, что в реакционном сосуде ничего не происходит. На самом деле прямая и обратная реакции идут с одинаковой скоростью и за то время, пока некоторое количество смеси CO и H₂O превращается в углекислый газ и водород, столько же CO и H₂O образуются из CO₂ и H₂.

Обратите внимание: в равновесии равны скорости прямой и обратной реакций, а концентрации участников постоянны, но не обязательно равны. Например, в нашей стране равновесие: один президент на 140 миллионов человек. Скорость, с которой старый президент уходит с работы, равна скорости, с которой избирается новый; таким образом, концентрация президентов постоянна.

Но стоит изменить условия, в которых находится система, положение равновесия (то есть равновесные концентрации участников процесса) изменится.

Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие сместится таким образом, чтобы это воздействие нейтрализовать.

Основные факторы, влияющие на положение равновесия:

- Давление
- Температура
- Концентрации реагентов и продуктов

Важно: катализатор не влияет на положение равновесия!

1) Давление

Изменение давления влияет только на газы. Твердые тела и жидкости практически несжимаемы, а газы подчиняются уравнению Менделеева-Клапейрона или, где c – концентрация. При увеличении давления возрастает концентрация газа, то есть расстояние между молекулами уменьшается.

При увеличении давления молекулы газа становятся ближе друг к другу, при уменьшении – дальше, чем были в равновесии. Для того, чтобы согласно принципу Ле Шателье сделать межмолекулярное расстояние прежним *при увеличении давления равновесие смещается туда, где меньше моль газов, при уменьшении – туда, где больше.*

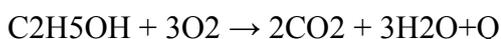
Рассмотрим три реакции:

Реакция	Число моль газа слева и справа		Больше моль газов	Увеличение давления	Уменьшение давления
$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$	2	2	поровну	не влияет	не влияет
$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$	1	2	справа	←	→
$CO_{2(g)} + H_2O_{(ж)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(ж)}$	1	0	слева	→	←

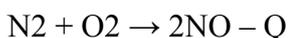
2) Температура.

Процессы, происходящие с выделением тепла, называют экзотермическими, с поглощением – эндотермическими.

К экзотермическим относятся реакции горения большинства веществ в кислороде и хлоре, получение аммиака из простых веществ.



К эндотермическим – получение NO из азота или аммиака (исключения, которые нужно знать наизусть!)



При изменении температуры равновесии сместится так, чтобы это изменение нивелировать: при нагревании система «захочет» остыть, при охлаждении – нагреться. То есть в *эндотермическом процессе при нагревании равновесие сместится в сторону продуктов, при охлаждении – реагентов, а в экзотермическом – наоборот*

Реакция	Экзо- или эндо-термическая	Увеличение t	Уменьшение t
$H_{2(r)} + Cl_{2(r)} \rightleftharpoons 2HCl_{(r)} + Q$	экзо	←	→
$N_2O_{4(r)} \rightleftharpoons 2NO_{2(r)} - Q$	эндо	→	←

3) Концентрация

После добавления какого-либо участника реакции согласно принципу Ле Шателье его концентрация должна уменьшиться, то есть он начинает расходоваться быстрее и *равновесие смещается в сторону «от него»*. При понижении концентрации вещества оно начинает накапливаться (чтобы концентрация возросла и стала прежней) – *равновесие смещается «к нему»*.

Реакция	Увеличение концентрации		Уменьшение концентрации	
$H_{2(r)} + Cl_{2(r)} \rightleftharpoons 2HCl_{(r)}$	H_2	→	Cl_2	←
$N_2O_{4(r)} \rightleftharpoons 2NO_{2(r)}$	NO_2	←	NO_2	→
$CO_{2(r)} + H_2O_{(ж)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(ж)}$	CO_2	→	CO_2	←

Задания:

1. Реакция протекает по уравнению: $2SO_2(r) + O_2(r) = 2SO_3(r) + Q$

Укажите, куда сместится равновесие, если

- увеличить давление
- повысить температуру
- увеличить концентрацию кислорода
- введение катализатора

2. Укажите, как повлияет на равновесие системы $N_2(r) + O_2(r) \leftrightarrow 2NO(r) - Q$

- понижение давления;
- повышение температуры;
- понижение концентрации оксида азота
- увеличение концентрации кислорода

Химическое равновесие		
Изменение условий реакции	Влияние на смещение равновесия	
температура	Повышение	Увеличивается скорость ЭНДОтермической реакции
	Понижение	Увеличивается скорость ЭКЗОтермической реакции
давление	Повышение	Увеличивается скорость реакции, протекающей с УМЕНЬШЕНИЕМ объема
	Понижение	Увеличивается скорость реакции, протекающей с УВЕЛИЧЕНИЕМ объема

концентрация исходного вещества	Повышение	Увеличивается скорость ПРЯМОЙ реакции
	Понижение	Увеличивается скорость ОБРАТНОЙ реакции
концентрация продукта реакции	Повышение	Увеличивается скорость ОБРАТНОЙ реакции
	Понижение	Увеличивается скорость ПРЯМОЙ реакции

3. В сторону какой реакции произойдет смещение равновесия в следующих системах:

- 1) $4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$, $\Delta H_{x.p.} < 0$,
 - 2) $3A_{(ж)} + O_{(г)} \leftrightarrow C_{(г)} + 2P_{(г)}$, $\Delta H_{x.p.} = 34,55 \text{ кДж}$
- при: а) увеличении давления;
б) увеличении объема;
в) уменьшении температуры:

4. Как нужно изменить давление, объем, и концентрации реагирующих веществ в системе $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$, чтобы увеличить выход продуктов реакции?

5. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $2H_2O + O_2 \leftrightarrow 2H_2O$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$?

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - верно решено 5 задач,
Оценка «4» - верно решено 4 задачи,
Оценка «3» - верно решено 3 задачи,
Оценка «2» - верно решено менее 3 задач.

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г
15. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа № 16

Тема: Решение задач на приготовление растворов.

Цель работы: применение знаний о концентрации растворов при решении практических задач

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Растворы -

это однородные гомогенные системы, состоящие из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия. Растворенное вещество равномерно распределено в растворителе. Раствор может состоять из двух и более компонентов. Растворы по агрегатному состоянию бывают жидкие (раствор соли, кровь), твердые (сплавы металлов) и газообразные (воздух).

Концентрация раствора (С) – это отношение количества растворенного вещества к объему раствора, показывает количество вещества в единице объема раствора. В системе СИ основной единицей выражения концентрации растворов является молярная концентрации (моль/м³), на практике - моль/дм³, допускается моль/л или М.

По способности растворяться вещества условно делят на:

- **малорастворимые** (от 0,001 до 1 грамма растворенного вещества на 100 грамм растворителя);
- **растворимые** (больше 1 г растворенного вещества на 100 г растворителя);
- **нерастворимые** (менее 0,001 г растворенного вещества на 100 г растворителя).

Обратите внимание!

При попадании в воду вещество может:

- **раствориться** в воде, то есть перемешаться с ней на атомно-молекулярном уровне;
- химически **прореагировать** с водой;
- **не раствориться** в воде и химически **не прореагировать**.

Коэффициент растворимости – отношение массы растворенного вещества к массе растворителя (*например*, 10 г соли на 100 г воды).

По концентрации растворенного вещества растворы делят на:

Ненасыщенные растворы – это растворы, в которых концентрация растворенного вещества меньше, чем в соответствующем насыщенном растворе, и в котором при данных условиях можно растворить еще некоторое количества растворенного вещества.

Насыщенные растворы – это растворы, в которых достигнута максимальная концентрация растворенного вещества при данных условиях. Насыщенный раствор можно приготовить даже в бытовых условиях – **например**, раствор поваренной соли в воде. Если в стакан воды постепенно добавлять соль, рано или поздно соль перестанет растворяться. Это и будет насыщенный раствор.

Пересыщенный раствор – это раствор, в котором концентрация растворенного вещества больше, чем в насыщенном. Избыток растворенного вещества легко выпадает в осадок. Приготовить пересыщенный раствор можно, например, с помощью охлаждения насыщенного раствора поваренной соли. При понижении температуры растворимость поваренной соли уменьшается, и раствор становится пересыщенным.

По концентрации растворенного вещества растворы также разделяют на концентрированные и разбавленные:

Концентрированные растворы – это растворы с относительно высоким содержанием растворенного вещества.

Разбавленные растворы – это растворы с относительно низким содержанием растворенного вещества.

Это деление очень условно, и не связано с делением раствора по насыщенности. Разбавленный раствор может быть насыщенным, а концентрированный раствор не всегда может оказаться насыщенным.

Физические величины, характеризующие состав раствора – это **массовая доля, массовый процент, молярность** (молярная концентрация), **молярная доля, молярный процент, молярное соотношение, растворимость** (для насыщенных растворов), **объемная доля, объемный процент** и некоторые другие величины, которые проходятся в курсе ВУЗов (нормальность или нормальная концентрация, молярность, титр).

Остановимся подробнее на каждой из них:

1. Массовая доля, масс. доли — это отношение массы растворенного вещества $m_{р.в.}$ к массе раствора $m_{р-ра}$, выраженное в долях от единицы. Долю можно также выразить в процентах, умножив на 100, тогда мы получим **массовый процент, масс. %**.

$$\omega = m_{р.в.} / m_{р-ра}$$

Задачи на материальный баланс с использованием массовой доли — обязательный компонент экзаменов по химии (и не только!) разных уровней. Научиться решать задачи на массовую долю и материальный баланс (смешение, разбавление, концентрирование и приготовление растворов) можно здесь!

2. Молярная концентрация (молярность), моль/л, М – это отношение количества растворенного вещества ν , моль к объему всего раствора $V_{р-ра}$, л. Концентрация 1 моль растворенного вещества на 1 литр раствора также обозначается так: 1 М. Такой раствор называют «одномолярный». Двухмолярный раствор — 2 М соответствует концентрации 2 моль растворенного вещества на 1 литр раствора и т.д.

$$C_m = \nu_{р.в.} / V_{р-ра}$$

Задачи на молярную концентрацию, как правило, встречаются в курсе ВУЗов, в химических олимпиадах и вступительных экзаменах в ВУЗы. Научиться решать задачи на молярную концентрацию можно здесь.

3. Мольная доля, мольн. дол. – это отношение количества растворенного вещества $v_{p.v.}$, моль к общему количеству вещества всех компонентов в растворе $v_{p-ра}$, моль:

$$\varphi = v_{p.v.} / v_{p-ра}$$

Мольная доля также может быть выражена в мольных процентах (% мольн.), если умножить долю на 100%. Задачи на мольную долю встречаются в курсе ВУЗов, олимпиадах и вступительных экзаменах. Научиться решать задачи на мольную долю можно здесь.

4. Объемная доля, объемн. дол. – это отношение объема растворенного вещества $V_{p.v.}$, л к общему объему раствора или смеси $V_{p-ра}$, л:

$$\varphi = V_{p.v.} / V_{p-ра}$$

Объемная доля также может быть выражена в объемных процентах (% объемн.), если умножить долю на 100%. Задачи на объемную долю, как правило, сводятся к решению задач на мольную долю, т.к. для газовых смесей объемные и мольные доли компонентов в смеси равны.

5. Мольное соотношение – это отношение количества растворенного вещества к количеству вещества растворителя. Также может использоваться массовое соотношение и объемное соотношение.

6. Растворимость – это отношение массы растворенного вещества к массе растворителя (применяется, как правило, для насыщенных растворов).

7. Титр, г/мл – это отношение массы растворенного вещества $m_{p.v.}$, г к объему раствора, выраженному в миллилитрах $V_{p-ра}$, мл:

$$T = m_{p.v.} / V_{p-ра}$$

8. Нормальная концентрация (нормальность)

По механизму растворения растворы делят на физические и химические.

Физическое растворение — это растворение, при котором происходит разрыв и образование только межмолекулярных связей (включая водородные). Физически растворяются только некоторые вещества с молекулярной кристаллической решеткой. Например, растворение нафталина в спирте и воде — опыт.

Химическое растворение — это растворение, при котором разрушаются химические связи в веществе. Химическое растворение, как правило, сопровождается **электролитической диссоциацией** растворяемого вещества. Подробнее про электролитическую диссоциацию и химическое растворение здесь.

Важно! Подобное хорошо растворяется в подобном. Неполярные растворители хорошо растворяют неполярные вещества. Полярные растворители хорошо растворяют полярные вещества. Понимание механизмов растворения, природы растворяемого вещества и растворителя позволяет легко определить растворимость одного вещества в другом.

Пример 1. Для лечения гипертонической болезни (повышенное давление) применяют 25%-ый раствор сульфата магния $MgSO_4$. Это означает, что в 100 г такого раствора содержится 25 г $MgSO_4$. Здесь выделено слово “раствора”. Действительно, если мы взвесим 25 г сульфата магния и просто растворим в 100 г воды, то нужного нам раствора не получим.

Как же приготовить 25%-ный раствор? Надо взвесить на весах 25 г безводного сульфата магния и отмерить мензуркой 75 мл воды (либо взвесить на весах 75 г воды, что одно и то же). Затем сульфат магния надо высыпать в воду и перемешать до полного растворения. Получится 100 г раствора (25 г + 75 г = 100 г), в котором массовая доля сульфата магния составляет точно 25 %.

$$w = \frac{25 \text{ г}}{100 \text{ г}} \times 100\% = 25\%$$

Пример 2. Для заливки в новый автомобильный аккумулятор нужен 36%-ный раствор серной кислоты. Это означает, что в 100 г такого раствора содержится 36 г серной кислоты и 64 г воды (100 г - 36 г = 64 г.). Массовая доля серной кислоты в таком растворе составляет 36%.

$$w = \frac{36 \text{ г}}{100 \text{ г}} \times 100\% = 36\%$$

Разумеется, 100 г раствора – слишком маленькое количество для автомобильного аккумулятора, поэтому приготовим 10 кг раствора. Для этого увеличим все цифры в 100 раз. Итак, нам потребуется взвесить на весах (36 г x 100) = 3600 г или 3,6 кг крепкой (безводной) серной кислоты и отмерить (64 г x 100) = 6400 г или 6,4 л дистиллированной воды.

Осторожно смешаем серную кислоту с водой (происходит сильный разогрев). Получим 10 кг 36%-го раствора серной кислоты, который после охлаждения можно заливать в аккумулятор.

Примеры:

Задача 1: Какова массовая доля растворённого вещества в растворе, полученном растворением хлорида кальция массой 10г в воде 70г?

<p><i>Дано</i> $m(\text{CaCl}_2) = 10\text{г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 70\text{г}$</p>	<p style="text-align: right;"><i>Решение</i></p> $w(\text{р.в.}) = m(\text{р.в.})/m(\text{р-ра.}) \cdot 100\%$ $w(\text{CaCl}_2) = m(\text{CaCl}_2) / m(\text{р-ра.}) \cdot 100\%$ <u>в данном случае нам из формулы не известна масса раствора.</u> <u>Найдём массу раствора.</u> $m(\text{р.в.})$ – это (CaCl_2) это 10г $m(\text{р-ра}) = m(\text{р.в.}) + m(\text{H}_2\text{O})$ $m(\text{р-ра}) = 10\text{г} + 70\text{г} = 80\text{г}$ $w(\text{CaCl}_2) = 10\text{г} : 80\text{г} = 0.125 \cdot 100\% = 12.5\%$
<p><i>Найти :</i> $w(\text{CaCl}_2)$ - ?</p>	<p>$m(\text{р-ра}) = m(\text{р.в.}) + m(\text{H}_2\text{O})$ $m(\text{р-ра}) = 10\text{г} + 70\text{г} = 80\text{г}$ $w(\text{CaCl}_2) = 10\text{г} : 80\text{г} = 0.125 \cdot 100\% = 12.5\%$</p>
<p><i>Ответ:</i></p>	<p>Массовая доля CaCl_2 в полученном растворе 12,5%</p>

1. **Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества.**

Задача 2

Сколько безводного карбоната натрия и воды надо взять, чтобы приготовить раствор массой 70 г с массовой долей карбоната натрия 10%

<p><i>Дано:</i> $m(\text{р-ра}) = 70\text{г}$ $w(\text{р.в.}) = 10\% = 0,1$</p>	<p><i>Решение</i></p> $w(\text{р.в.}) = m(\text{р.в.}) / m(\text{р-ра})$ нам не известно из формулы $m(\text{р.в.})$ следует $m(\text{р.в.}) = w(\text{р.в.}) \cdot m(\text{р-ра})$ $m(\text{р-ра}) = m(\text{р.в.}) + m(\text{H}_2\text{O})$, отсюда, $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{р.в.})$; $m(\text{р.в.}) = 0,1 \cdot 70\text{г} = 7\text{г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 70\text{г} - 7\text{г} = 63\text{г}$
<p><i>Найти:</i> $m(\text{H}_2\text{O})$ -? $m(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ -?</p>	<p>$m(\text{р.в.}) = 0,1 \cdot 70\text{г} = 7\text{г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 70\text{г} - 7\text{г} = 63\text{г}$</p>
<p><i>Ответ:</i></p>	<p>Для приготовления раствора надо взять 7г карбоната натрия (Na_2CO_3) и 63,г или 63,7 мл. воды (H_2O)</p>

3. Вычисление молярной концентрации раствора.

Исходные уравнение для вычислений:

$$c(\text{р.в.}) = n(\text{р.в.}) / V(\text{р-ра}) \text{ или } c(\text{р.в.}) = \nu(\text{р.в.}) / V(\text{р-ра})$$

$c(\text{р.в.})$ – молярная концентрация растворённого вещества,

$n(\text{р.в.})$ или $\nu(\text{р.в.})$ – количество растворённого вещества,

$V(\text{р-ра})$ – объём раствора.

Задача 3

В воде растворили гидроксид натрия массой 21,4г . Объём раствора довели до 300 мл.. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

<i>Дано:</i> $m(\text{NaOH}) = 21.4\text{г}$ $V(\text{р-ра}) = 300\text{мл.} = 0.3\text{л}$	<i>Решение:</i> $c(\text{р.в.}) = n(\text{р.в.}) / V(\text{р-ра})$ $n(\text{р.в.}) = m / M;$ $M(\text{NaOH}) = 40\text{г/моль}$ $n(\text{NaOH}) = 21,2\text{г} : 40\text{г/моль} = 0,53\text{моль}$ $c(\text{NaOH}) = 0.53\text{моль} : 0,3\text{л} = 1,77\text{моль/литр или } 1,8\text{М}$
<i>Найти:</i> $c(\text{NaOH})$ -?	
<i>Ответ:</i>	<i>Концентрация полученного растворённого } 1.8 \text{ моль/л}</i>

4. Приготовление раствора заданной молярной концентрации

Растворы молярной концентрации можно готовить из твёрдых, жидких и газообразных веществ. В случае жидкого вещества необходимо знать его **плотность**; если раствор готовится из газообразного вещества, то применяется **молярный объём газов** (при н.у.)

Вычисления, связанные с приготовлением молярного раствора, часто являются составным компонентом в расчётах по химическим уравнениям (комбинированные задачи).

Задача 4 Какая масса хлорида цинка потребуется для приготовления раствора этой соли объёмом 500 мл. и с концентрацией 1.15 моль/л

$(\text{р-ра}) = 500\text{мл или } 0,5$ $c(\text{ZnCL}_2) = 1.15\text{моль/л}$	<i>Решение:</i> $m(\text{ZnCL}_2) = n(\text{ZnCL}_2) * M(\text{ZnCL}_2)$ $M(\text{ZnCL}_2) = 136\text{г/моль}$ $c(\text{р.в.}) = n(\text{р.в.}) / V(\text{р-ра})$ концентрация хлорида цинка нам дана в количество вещества нам не известна $n(\text{р.в.}) = c(\text{р.в.}) * V(\text{р-ра})$ $n(\text{ZnCL}_2) = 1.15\text{моль/л} * 0,5 = 0,575\text{моль}$ $m(\text{ZnCL}_2) = n(\text{ZnCL}_2) * M(\text{ZnCL}_2)$ $m(\text{ZnCL}_2) = 0,575\text{моль} * 136\text{г/моль} = 78\text{г}$
<i>Найти:</i> $m(\text{ZnCL}_2) = ?$	
<i>Ответ:</i>	<i>Для приготовления 500мл 1.15Мраствора потребуется 78г хлорида</i>

Дано: $V(p-pa) = 500\text{мл}$ или $0,5$ $c(\text{ZnCl}_2) = 1.15\text{моль/л}$	Решение: $m(\text{ZnCl}_2) = n(\text{ZnCl}_2) * M(\text{ZnCl}_2)$ $M(\text{ZnCl}_2) = 136\text{г/моль}$ $c(p.v.) = n(p.v.) / V(p-pa)$ концентрация хлорида цинка нам дана в задаче, а количество вещества нам не известна $n(p.v.) = c(p.v.) * V(p-pa)$ $n(\text{ZnCl}_2) = 1.15\text{моль/л} * 0,5 = 0,575\text{моль}$ $m(\text{ZnCl}_2) = n(\text{ZnCl}_2) * M(\text{ZnCl}_2)$ $m(\text{ZnCl}_2) = 0,575\text{моль} * 136\text{г/моль} = 78\text{г}$
Найти: $m(\text{ZnCl}_2) = ?$	
Ответ:	Для приготовления 500мл 1.15Мраствора потребуется 78г хлорида цинка

Задания:

Задача 1. Сколько граммов воды и кристаллогидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ необходимо взять, чтобы получить раствор массой 71 г, с массовой долей сульфата натрия 20 %?

Задача 2. Определить массу раствора соли с массовой долей 20,00 %, которую нужно прибавить к 150 г воды для получения раствора соли с массовой долей 15,00 %.

Задача 3. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию раствора фосфорной кислоты с массовой долей 6 % (значение плотности раствора найдите в приложении).

Задача 4. Определите титр раствора H_2SO_4 , если в 0,1 дм³ этого раствора содержится 0,2 моль серной кислоты.

Задача 5. Какой объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией 2 моль/дм³ потребуется для полного растворения 9 г бериллия?

Критерии оценивания:

Оценка «5» - верно решено 5 задач,
Оценка «4» - верно решено 4 задачи,
Оценка «3» - верно решено 3 задачи

Оценка «2» - верно решено менее 3 задач

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г
16. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа № 17

Тема: Решение практико-ориентированных расчетных заданий на дисперсные системы, используемые в бытовой и производственной деятельности человека, с позиций эко экологической безопасности последствий и грамотных решений проблем, связанных с химией.

Цель работы: применение знаний о дисперсных системах при решении практических задач

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Чистые вещества в природе встречаются очень редко. Кристаллы чистых веществ – сахара или поваренной соли, например, можно получить разного размера – крупные и мелкие. Каков бы ни был размер кристаллов, все они имеют одинаковую для данного вещества внутреннюю структуру – молекулярную или ионную кристаллическую решетку.

В природе чаще всего встречаются смеси различных веществ. Смеси разных веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гетерогенные и гомогенные системы. Такие системы мы будем называть дисперсными.

Дисперсной называется система, состоящая из двух или более веществ, причем одно из них в виде очень маленьких частиц равномерно распределено в объеме другого.

Вещество распадается на ионы, молекулы, атомы, значит “дробится” на мельчайшие частицы.

“Дробление” > диспергирование, т.е. вещества диспергируют до разных размеров частиц видимых и невидимых.

Вещество, которое присутствует в меньшем количестве, диспергирует и распределено в объеме другого, называют **дисперсной фазой**. Она может состоять из нескольких веществ.

Вещество, присутствующее в большем количестве, в объеме которого распределена дисперсная фаза, называют **дисперсной средой**. Между ней и частицами дисперсной фазы существует поверхность раздела, поэтому дисперсные системы называются гетерогенными (неоднородными).

И дисперсную среду, и дисперсную фазу могут представлять вещества, находящиеся в различных агрегатных состояниях – твердом, жидком и газообразном.

В зависимости от сочетания агрегатного состояния дисперсной среды и дисперсной фазы можно выделить 9 видов таких систем.

Таблица

Примеры дисперсных систем

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем
Газ	Газ	Всегда гомогенная смесь (воздух, природный газ)
	Жидкость	Туман, попутный газ с капельками нефти, карбюраторная смесь в двигателях автомобилей (капельки бензина в воздухе), аэрозоли
	Твердое вещество	Пыли в воздухе, дымы, смог, самумы (пыльные и песчаные бури), аэрозоли
Жидкость	Газ	Шипучие напитки, пены
	Жидкость	Эмульсии. Жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, кариоплазма)
	Твердое вещество	Золи, гели, пасты (кисели, студни, клеи). Речной и морской ил, взвешенные в воде; строительные растворы
Твердое вещество	Газ	Снежный наст с пузырьками воздуха в нем, почва, текстильные ткани, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад, порошки

Жидкость	Влажная почва, медицинские и косметические средства (мази, тушь, помада и т. д.)
Твердое вещество	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы

По величине частиц веществ, составляющих дисперсную фазу, дисперсные системы делятся на *грубодисперсные* (взвеси) с размерами частиц более 100 нм и *тонкодисперсные* (коллоидные растворы или коллоидные системы) с размерами частиц от 100 до 1 нм. Если же вещество раздроблено до молекул или ионов размером менее 1 нм, образуется гомогенная система – *раствор*. Она однородна, поверхности раздела между частицами и средой нет.

Дисперсные системы и растворы очень важны в повседневной жизни и в природе. Судите сами: без нильского ила не состоялась бы великая цивилизация Древнего Египта; без воды, воздуха, горных пород и минералов вообще бы не существовала живая планета – наш общий дом – Земля; без клеток не было бы живых организмов и т.д.

ВЗВЕСИ

Взвеси – это дисперсные системы, в которых размер частицы фазы более 100 нм. Это непрозрачные системы, отдельные частицы которых можно заметить невооруженным глазом. Дисперсная фаза и дисперсная среда легко разделяются отстаиванием, фильтрованием. Такие системы разделяются на:

1.Эмульсии (и среда, и фаза – нерастворимые друг в друге жидкости). Из воды и масла можно приготовить эмульсию длительным встряхиванием смеси. Это хорошо известные вам молоко, лимфа, водоэмульсионные краски и т.д.

2.Суспензии (среда – жидкость, фаза – нерастворимое в ней твердое вещество). Чтобы приготовить суспензию , надо вещество измельчить до тонкого порошка, высыпать в жидкость и хорошо взболтать. Со временем частица выпадут на дно сосуда. Очевидно, чем меньше частицы, тем дольше будет сохраняться суспензия. Это строительные растворы, взвешенный в воде речной и морской ил, живая взвесь микроскопических живых организмов в морской воде – планктон, которым питаются гиганты – киты, и т.д.

3.Аэрозоли взвеси в газе (например, в воздухе) мелких частиц жидкостей или твердых веществ. Различаются пыли, дымы, туманы. Первые два вида аэрозолей представляют собой взвеси твердых частиц в газе (более крупные частицы в пылях), последний – взвесь капелек жидкости в газе. Например: туман, грозовые тучи – взвесь в воздухе капелек воды, дым – мелких твердых частиц. А смог, висящий над крупнейшими городами мира, также аэрозоль с твердой и жидкой дисперсной фазой. Жители населенных пунктов вблизи цементных заводов страдают от всегда висящей в воздухе тончайшей цементной пыли, образующейся при размоле цементного сырья и продукта его обжига – клинкера. Дым заводских труб, смоги, мельчайшие капельки слюны, вылетающих изо рта больного гриппом, также вредные аэрозоли. Аэрозоли играют важную роль в природе, быту и производственной деятельности человека. Скопление облаков, обработка полей химикатами, нанесение лакокрасочных покрытий при помощи пульверизатора, лечение дыхательных путей (ингаляция) – примеры тех явлений и процессов, где аэрозоли приносят пользу. Аэрозоли – туманы над морским прибором, вблизи водопадов и фонтанов, возникающая в них радуга доставляет человеку радость, эстетическое удовольствие.

Для химии наибольшее значение имеют дисперсные системы, в которых средой является вода и жидкие растворы.

Природная вода всегда содержит растворенные вещества. Природные водные растворы участвуют в процессах почвообразования и снабжают растения питательными веществами. Сложные процессы жизнедеятельности, происходящие в организмах человека и животных, также протекают в растворах. Многие технологические процессы в химической и других отраслях промышленности, например получение кислот, металлов, бумаги, соды, удобрений, протекают в растворах.

КОЛЛОИДНЫЕ СИСТЕМЫ

Коллоидные системы (в переводе с греческого “колла” – клей, “еидос” вид клееподобные) – это такие дисперсные системы, в которых размер частиц фазы от 100 до 1 мкм. Эти частицы не видны невооруженным глазом, и дисперсная фаза и дисперсная среда в таких системах отстаиванием разделяются с трудом.

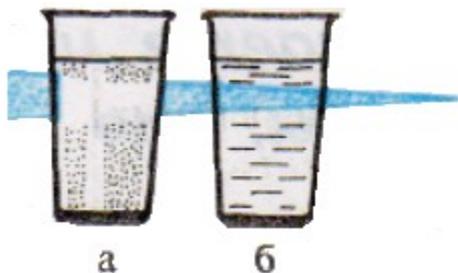
Из курса общей биологии вам известно, что частицы такого размера можно обнаружить при помощи ультрамикроскопа, в котором используется принцип рассеивания света. Благодаря этому коллоидная частица в нем кажется яркой точкой на темном фоне.

Их подразделяют на золи (коллоидные растворы) и гели (студни).

1. *Коллоидные растворы, или золи.* Это большинство жидкостей живой клетки (цитоплазма, ядерный сок – кариоплазма, содержимое органоидов и вакуолей). И живого организма в целом (кровь, лимфа, тканевая жидкость, пищеварительные соки и т.д.) Такие системы образуют клеи, крахмал, белки, некоторые полимеры.

Коллоидные растворы могут быть получены в результате химических реакций; например, при взаимодействии растворов силикатов калия или натрия (“растворимого стекла”) с растворами кислот образуется коллоидный раствор кремниевой кислоты. Золь образуется и при гидролизе хлорида железа (III) в горячей воде.

Характерное свойство коллоидных растворов – их прозрачность. Коллоидные растворы внешне похожи на истинные растворы. Их отличают от последних по образующейся “светящейся дорожке” – конусу при пропускании через них луча света. Это явление называют эффектом Тиндаля. Более крупные, чем в истинном растворе, частицы дисперсной фазы золь отражают свет от своей поверхности, и наблюдатель видит в сосуде с коллоидным раствором светящийся конус. В истинном растворе он не образуется. Аналогичный эффект, но только для аэрозольного, а не жидкого коллоида, вы можете наблюдать в лесу и в кинотеатрах при прохождении луча света от киноаппарата через воздух кинозала.

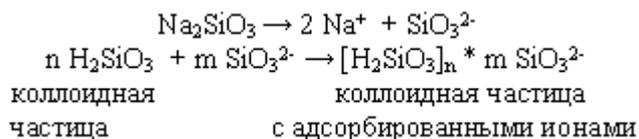


Пропускание луча света через растворы;

а – истинный раствор хлорида натрия;

б – коллоидный раствор гидроксида железа (III).

Частицы дисперсной фазы коллоидных растворов нередко не оседают даже при длительном хранении из-за непрерывных соударений с молекулами растворителя за счет теплового движения. Они не слипаются и при сближении друг с другом из-за наличия на их поверхности одноименных электрических зарядов. Это объясняется тем, что вещества в коллоидном, т.е., в мелкодробленном, состоянии обладают большой поверхностью. На этой поверхности адсорбируются либо положительно, либо отрицательно заряженные ионы. Например, кремниевая кислота адсорбирует отрицательные ионы SiO_3^{2-} , которых в растворе много вследствие диссоциации силиката натрия:



Частицы же с одноименными зарядами взаимно отталкиваются и поэтому не слипаются.

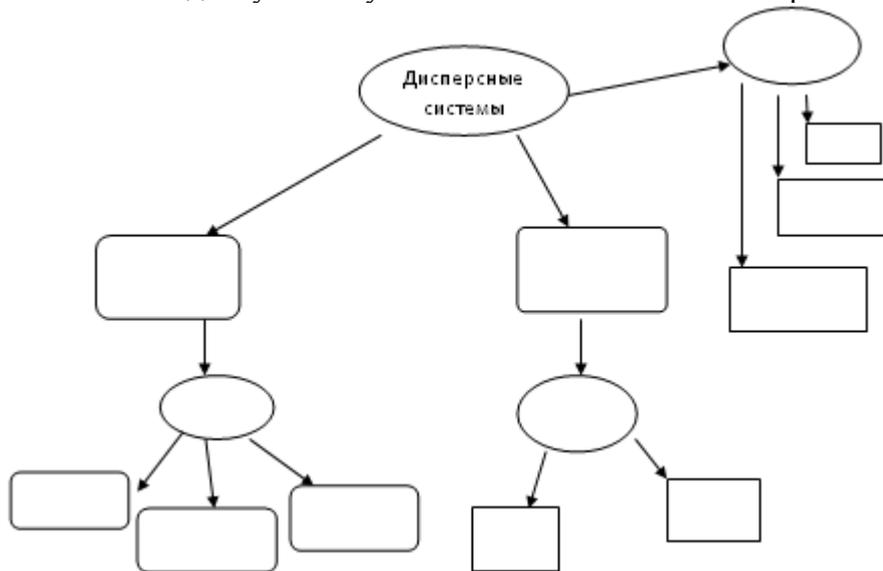
Но при определенных условиях может происходить процесс коагуляции. При кипячении некоторых коллоидных растворов происходит десорбция заряженных ионов, т.е. коллоидные частицы теряют заряд. Начинают укрупняться и оседают. То же самое наблюдается при приливании какого-либо электролита. В этом случае коллоидная частица притягивает к себе противоположно заряженный ион и ее заряд нейтрализуется.

Коагуляция – явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок – наблюдается при нейтрализации зарядов этих частиц, когда в коллоидный раствор добавляют электролит. При этом раствор превращается в суспензию или гель. Некоторые органические коллоиды коагулируют при нагревании (клей, яичный белок) или при изменении кислотно-щелочной среды раствора.

2. **Гели или студни** представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зелей. К ним относят большое количество полимерных гелей, столь хорошо известные вам кондитерские, косметические и медицинские гели (желатин, холодец, мармелад, торт “Птичье молоко”) и конечно же бесконечное множество природных гелей: минералы (опал), тела медуз, хрящи, сухожилия, волосы, мышечная и нервная ткани и т.д. Историю развития на Земле можно одновременно считать историей эволюции коллоидного состояния вещества. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода. Это явление называют **синерезисом**.

Задания:

1. Заполните данную схему с использованием текста теоретической части



. Решите задачи:

2. О каких дисперсных системах идет речь в романе Ж.Верна «Таинственный остров»? «...Руду расколотили на мелкие кусочки, затем пересыпали углем. Под действием воздуха, нагнетаемого мехами, эта смесь превратилась в шевелящийся слой...»

«...Когда всю руду колчедана пережгли, в результате получился железный купорос, кремнезем, остаточный уголь и зола. Все это положили в корчагу, наполненную водой, и разболтали в ней...»

3. На столе находится два стакана с растворами хлорида натрия и альбумина. Как определить, где какой раствор?

4. Какие дисперсные системы применяются в быту? Приведите не менее 5 примеров с указанием типа системы.

5. Какие дисперсные системы применяются в электронике? Приведите примеры с указанием типа системы. В качестве чего они применяются?

Критерии оценивания:

Оценка «5» - верно решено 5 задач,
 Оценка «4» - верно решено 4 задачи,

Оценка «3» - верно решено 3 задачи

Оценка «2» - верно решено менее 3 задач

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г

17. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005.,

Практическая работа № 18

Тема: Изучение свойств дисперсных систем разных видов: суспензии, эмульсии, коллоидного раствора. Сравнение свойств истинных и коллоидных растворов, выявление основных различий между ними.

Цель работы: применение знаний о дисперсных системах при решении практических задач, уметь сравнивать различные дисперсные системы для определения областей их применения

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Истинные и коллоидные растворы

В растворах вещества могут находиться в различных степенях **дисперсности** (т.е. раздробленности). Величина частиц служит важным признаком, обуславливающим многие физикохимические свойства растворов.

По величине частиц растворы делятся на:

1. **Истинные растворы** (размер частиц меньше 1 мкм) и
2. **Коллоидные растворы** (размер частиц от 1 до 100 мкм).

Смеси с частицами размером более 100 мкм образуют взвеси: **суспензии и эмульсии**.

Истинные растворы могут быть **ионными** или **молекулярными** в зависимости от того, диссоциирует ли растворённое вещество на ионы или остаётся в недиссоциированном состоянии в виде молекул.

Коллоидные растворы резко отличаются по свойствам от истинных растворов. Они **гетерогенны**, так как имеют поверхность раздела между фазами – растворённым веществом (**дисперсной фазой**) и растворителем (**дисперсионной средой**).

Растворы высокомолекулярных соединений: белков, полисахаридов, каучука обладают свойствами как истинных, так и коллоидных растворов и выделяются в особую группу.

Истинные растворы. Такие растворы характеризуются полной гомогенностью благодаря одинаковым размерам частиц растворенного вещества и растворителя и отсутствию поверхностей раздела между ними. Истинные растворы — это однофазные дисперсные системы. Истинные растворы характеризуются большой прочностью связи между растворенной жидкостью и растворителем. Растворенная жидкость (вещество) в дальнейшем не отделяется от растворителя, остается равномерно распределенной в растворителе. Истинный раствор сохраняет гомогенность неопределенно долгое время, если только в нем не происходит никаких самопроизвольных вторичных процессов (например, гидролиза, окисления, фотосинтеза). Истинные растворы бывают ионно-дисперсными и молекулярно-дисперсными. Размер частиц в первых составляет менее 1 нм, а растворенное вещество находится в виде отдельных гидратированных ионов и молекул в равновесных количествах. Истинные растворы всегда прозрачны, они не должны содержать взвешенных частиц и осадка. Особенностью истинных растворов является то, что они гомогенны даже при рассмотрении в

электронный микроскоп. Компоненты, входящие в их состав, не могут быть разделены никаким способом. Истинные растворы хорошо диффундируют. К этой группе относятся растворы электролитов и неэлектролитов, таких как глюкоза, натрия хлорид, спирт, магния сульфат и т.д.

Истинные растворы высокомолекулярных соединений являются молекулярно-дисперсными системами, которые образованы дифильными макромолекулами. С одной стороны, они являются однофазными гомогенными системами (как и истинные растворы), а с другой — имеют некоторые особенности, сближающие их с коллоидными растворами (движение молекул, подобное броуновскому, малые скорости диффузии, неспособность к диализу, повышенная способность к образованию молекулярных комплексов и некоторые другие).

Коллоидные растворы. Коллоидный раствор — это гетерогенная дисперсионная система, в которой частицы растворенного вещества обладают ультрамикроскопической (коллоидной) степенью дробления. Размер частиц дисперсной фазы составляет 1—100 нм. Даже электронные иммерсионные микроскопы не всегда дают возможность визуально обнаружить частицы дисперсионной фазы коллоидных растворов. К коллоидным растворам относятся золи, размер частиц в них достаточно велик и составляет более 1/2 длины световой волны, поэтому свет не может свободно проходить через них и подвергается большему или меньшему рассеиванию. Благодаря светорассеянию золи характеризуются феноменом Тиндаля, т.е. всегда, особенно в отраженном свете, кажутся опалесцирующими, мутными. В отличие от истинных растворов золи обладают очень малым осмотическим давлением и, как следствие, высокой степенью лабильности. Элементарными единицами в золях являются сложные структурные электронейтральные агрегаты — мицеллы. Мицеллы находятся в состоянии электролитической диссоциации и состоят из массивного поливалентного иона — гранулы и соответствующего количества противоположно заряженных ионов обычного размера — противоионов. Ядро гранулы представляет собой кристаллический комплекс электронейтральных атомов или молекул. Наружная (активная) часть гранулы является адсорбционной оболочкой (сферой). Она состоит из ионов одного знака. Противоионы располагаются в интермицеллярной жидкости по соседству с гранулами и имеют некоторую возможность самостоятельного движения. Такое строение зелей обуславливает и их свойства.

Задания: Сравните истинные и коллоидные растворы по следующим признакам:

Истинные растворы	Коллоидные растворы
Типы	
Дисперсные частицы	
Размер частицы	
Природа	
Появление	
Седиментация	
Видимость частиц	

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - задание выполнено верно полностью
- Оценка «4» - задание выполнено с небольшими недочетами
- Оценка «3» - задание выполнено с ошибками
- Оценка «2» - задание не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

- 1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г
18. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005.,

Практическая работа № 19

Тема: Качественные химические реакции, характерные для обнаружения неорганических веществ (катионов и анионов)

Цель работы: применение знаний о качественных реакциях для обнаружения неорганических веществ (катионов и анионов)

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Качественные реакции для определения катионов и анионов электролитов (кислот, солей и щелочей)

Определяемый катион	Определяемое вещество	Реактив для определения	Сокращённое ионное уравнение	Признак реакции
H ⁺	все кислоты	Индикаторы: м-о лакмус ф-ф		красный красный бесцветный
Li ⁺	соль лития	пламя		красное окрашивание
Na ⁺	соль натрия	пламя		жёлтое окрашивание
K ⁺	соль калия	пламя		фиолетовое окрашивание
Ca ²⁺	соль кальция	пламя		кирпично-красное окрашивание
	растворимая соль кальция	растворы карбонатов (Na ₂ CO ₃)	Ca ⁺² + CO ₃ ²⁻ = CaCO ₃ ↓	образуется белый осадок
Ba ²⁺	соль бария	пламя		жёлто-зелёное окрашивание
	растворимая соль бария	серная кислота (H ₂ SO ₄), растворы сульфатов (Na ₂ SO ₄)	Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ = BaSO ₄ ↓	белый плотный осадок
Cu ²⁺	соль меди (II)	пламя		зелёное окрашивание
	растворимая соль меди(II)	Раствор щёлочи (NaOH)	Cu ²⁺ + 2OH ⁻ = Cu(OH) ₂ ↓	синий студенистый осадок
Fe ²⁺	растворимая соль железа (II)	Раствор щёлочи (NaOH)	Fe ²⁺ + 2OH ⁻ = Fe(OH) ₂ ↓	зелёный осадок
		Раствор красной кровяной соли K ₃ [Fe(CN) ₆]	3Fe ²⁺ + 2[Fe(CN) ₆] ³⁻ = Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓	Синий осадок (турнбулева синь)
Fe ³⁺	растворимая соль железа (III)	Раствор щёлочи (NaOH)	Fe ³⁺ + 3OH ⁻ = Fe(OH) ₃ ↓	бурый осадок
		Раствор роданида аммония или калия (NH ₄ CNS или KCNS)	Fe ³⁺ + 3CNS ⁻ = Fe(CNS) ₃	крово-красный раствор
		Раствор жёлтой кровяной соли	4Fe ³⁺ + 3[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ = Fe ₄	Синий осадок (берлинская лазурь)

		$K_4[Fe(CN)_6]$	$[Fe(CN)_6]_3\downarrow$	
Al^{3+}	растворимая соль алюминия	Раствор щёлочи (NaOH)	$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$	желеобразный осадок белого цвета, который растворяется в избытке щёлочи
NH_4^+	соль аммония	Раствор щёлочи (NaOH) при нагревании	$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$	образуется газ с резким запахом
Ag^+	растворимая соль серебра	Соляная кислота или растворы хлоридов	$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$	образуется белый творожистый осадок
OH^-	щёлочи	индикаторы: фенолфталеин м-о лакмус		малиновый жёлтый синий
Cl^-	соляная кислота и хлориды	раствор нитрата серебра ($AgNO_3$)	$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$	образуется белый творожистый осадок
Br^-	бромоводородная кислота и бромиды	раствор нитрата серебра ($AgNO_3$)	$Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$	образуется желтоватый творожистый осадок
I^-	йодоводородная кислота и йодиды	раствор нитрата серебра ($AgNO_3$)	$Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$	образуется жёлтый творожистый осадок
S^{2-}	сульфиды	Сильные кислоты (HCl, HNO_3, H_2SO_4)	$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$	образуется газ с неприятным запахом
		растворимые соли меди (II)	$S^{2-} + Cu^{2+} = CuS\downarrow$	образуется чёрный осадок
SO_4^{2-}	сульфаты	растворимые соли бария	$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$	белый осадок
NO_3^-	нитраты	медь (Cu) и концентрированная серная кислота для определения азотной кислоты используется только медь	$Cu + NO_3^- + 2H^+ = Cu^{2+} + NO_2\uparrow + H_2O$	образуется бурый газ
PO_4^{3-}	ортофосфаты	раствор нитрата серебра ($AgNO_3$)	$3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow$	образуется жёлтый осадок
CrO_4^{2-}	хроматы	растворимые соли бария	$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4\downarrow$	образуется жёлтый осадок
CO_3^{2-}	карбонаты	Сильные кислоты (HCl, HNO_3, H_2SO_4)	$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$	образуется бесцветный газ без запаха
SO_3^{2-}	сульфиты	Сильные кислоты (HCl, HNO_3, H_2SO_4)	$SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2\uparrow + H_2O$	образуется газ с резким запахом

Задания:

1. В четырех пронумерованных пробирках находятся разбавленные водные растворы неорганических веществ. О них известно следующее:

- вещества из пробирок 1 и 2 нейтрализуют друг друга;
- при смешивании содержимого пробирок 1 и 3 образуется белый осадок;
- при взаимодействии содержимого пробирок 2 и 4 выделяется газ (н.у.) с характерным запахом.

Установите соответствие между названием неорганического вещества и номером пробирки, в которой находится раствор данного вещества.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) нитрат бария
- Б) гидроксид калия
- В) хлорид аммония
- Г) серная кислота

№ ПРОБИРКИ

- 1
- 2
- 3
- 4

Ответ запишите в виде сочетания букв и цифр, соблюдая алфавитную последовательность букв левого столбца, например: А1Б3В4Г2.

Составьте уравнения возможных реакций

2. При пропускании углекислого газа через четыре пробирки с растворами веществ в двух из них наблюдалось помутнение растворов. В этих двух пробирках находились вещества:

- а) гидроксид бария
- б) гидрокарбонат калия
- в) силикат калия
- г) гидроксид натрия

- 1) а, в
- 2) б, в
- 3) а, г
- 4) б, г

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

3. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества.

ВЕЩЕСТВА

- А) CaCl_2 и NaCl
- Б) NaCl и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- В) Na_2SO_4 и SrCl_2
- Г) KOH и LiCl

РЕАКТИВ

- 1) лакмус
- 2) AgI
- 3) HNO_3
- 4) Na_2CO_3
- 5) KCl

Приведите уравнения реакций.

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - задание выполнено верно полностью
- Оценка «4» - задание выполнено с небольшими недочетами
- Оценка «3» - задание выполнено с ошибками
- Оценка «2» - задание не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

- 1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г

19. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005

Практическая работа № 20

Тема: Проведение качественных реакций, используемых для обнаружения катионов I группы (калия, натрия, магния, аммония), II группы на примере бария, III группы - свинца, IV группы - алюминия, V группы - железа (II и III), VI группы - никеля. Описание наблюдаемых явлений и составление химических реакций

Цель работы: применение знаний о качественных реакциях для обнаружения неорганических веществ (катионов и анионов)

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

См. теоретическую часть пр. работы №21

Задания:

1. Составьте уравнения реакций для обнаружения катионов I группы (калия, натрия, магния, аммония) в молекулярном и ионном видах.
2. Составьте уравнения реакций для обнаружения катиона бария в молекулярном и ионном видах.
3. Составьте уравнения реакций для обнаружения катиона свинца в молекулярном и ионном видах.
4. Составьте уравнения реакций для обнаружения катиона алюминия в молекулярном и ионном видах.
5. Составьте уравнения реакций для обнаружения катиона железа (2 и 3) в молекулярном и ионном видах.
6. Составьте уравнения реакций для обнаружения катиона никеля в молекулярном и ионном видах.

Как могут помочь полученные знания в освоении вашей специальности?

Критерии оценивания:

Оценка «5» - выполнено верно 6 заданий

Оценка «4» - выполнено верно 5 заданий

Оценка «3» - выполнено верно 3 задания

Оценка «2» - не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г

20. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа № 21

Тема: Проведение качественных реакций, используемых для обнаружения анионов: карбоната, фосфата, сульфата, сульфида, нитрата, хлорида и др. Описание наблюдаемых явлений и составление химических реакций

Цель работы: применение знаний о качественных реакциях для обнаружения неорганических веществ (анионов)

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

См. теоретическую часть пр. работы №21

Задания:

1. Составьте уравнения реакций для обнаружения карбонат- иона. Запишите его в молекулярном и ионном видах.
2. Составьте уравнения реакций для обнаружения фосфат- иона. Запишите его в молекулярном и ионном видах.
3. Составьте уравнения реакций для обнаружения сульфат- иона. Запишите его в молекулярном и ионном видах.
4. Составьте уравнения реакций для обнаружения сульфид- иона. Запишите его в молекулярном и ионном видах.
5. Составьте уравнения реакций для обнаружения нитрат- иона. Запишите его в молекулярном и ионном видах.
6. Составьте уравнения реакций для обнаружения хлорид- иона. Запишите его в молекулярном и ионном видах.
7. Как могут помочь полученные знания в освоении вашей специальности?

Критерии оценивания:

- Оценка «5» - выполнено верно 6 заданий
Оценка «4» - выполнено верно 5 заданий
Оценка «3» - выполнено верно 3 задания
Оценка «2» - не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г
21. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа № 22

Тема: Качественные химические реакции, характерные для обнаружения отдельных классов органических соединений: фенолов, альдегидов, крахмала, уксусной кислоты, аминокислот, белков.

Цель работы: применение знаний о качественных реакциях для обнаружения органических веществ .

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Качественные реакции органической химии.

1. Качественная реакция на алканы. Определить, что какое-то вещество в смеси или в чистом виде алкан, несложно. Для этого газ либо поджигают — горение алканов сопровождается синим пламенем, либо пропускают через раствор перманганата калия. Алканы не окисляются перманганатом калия на холоду, вследствие этого раствор не будет изменять окраску.

2. Качественная реакция на алкены. Чтобы убедиться в наличии алкена, нужно пропустить его в раствор перманганата калия (*реакция Вагнера*). В ходе реакции раствор обесцветится, выпадает бурый диоксид марганца MnO_2 (реакция на примере этилена):

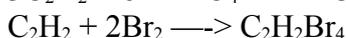


Так же, алкены обесцвечивают бромную воду:



Бромная вода обесцвечивается, образуется дибромпроизводное.

3. Качественная реакция на алкины. Алкины можно выявить и по реакции Вагнера или с помощью бромной воды:



Алкины с тройной связью у крайнего атома углерода реагируют с аммиачным раствором оксида серебра (гидроксид диаминсеребра (I)) (*реактив Толленса*):



Получившийся ацетиленид серебра (I) выпадает в осадок.

Алкины, у которых тройная связь в середине ($R-C\equiv C-R$) в эту реакцию невступают.

Такая способность алкинов — замещать протон на атом металла, подобно кислотам — обусловлено тем, что атом углерода находится в состоянии sp -гибридизации и электроотрицательность атома углерода в таком состоянии такая же, как у азота. Вследствие этого, атом углерода сильнее обогащается электронной плотностью и протон становится подвижным.

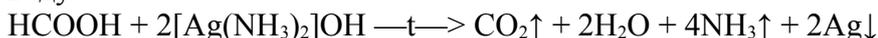
4. Качественная реакция на альдегиды. Одна из самых интересных качественных реакций в органической химии — на альдегиды, предназначена исключительно для выявления соединений, содержащих альдегидную группу. К альдегиду приливают аммиачный раствор оксида серебра, реакция идет при нагревании:



Если опыт проведен грамотно, то выделяющееся серебро покрывает колбу ровным слоем, создавая эффект зеркала. Именно поэтому реакция называется *реакцией серебряного зеркала*.

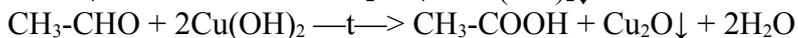
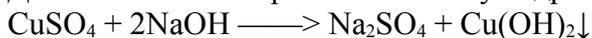
Примечание: реакцией серебряного зеркала также можно выявить метановую (муравьиную) кислоту $HCOOH$. При чем тут кислота, если мы говорим про альдегиды? Все просто: муравьиная кислота — единственная из карбоновых кислот, содержащая одновременно альдегидную и карбоксильную группы:

В ходе реакции метановая кислота окисляется до угольной, которая разлагается на углекислый газ и воду:



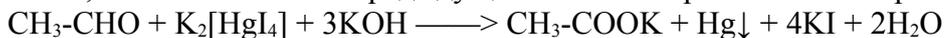
Помимо реакции серебряного зеркала существует также реакция с гидроксидом меди (II) $Cu(OH)_2$.

Для этого к свежеприготовленному гидроксиду меди (II) добавляют альдегид и нагревают смесь:



Выпадает оксид меди (I) Cu_2O — осадок красного цвета.

Еще один метод определения альдегидов — реакция с щелочным раствором тетраиодомеркурата (II) калия, известный нам из предыдущей статьи как реактив Несслера:

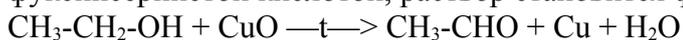


При добавлении альдегида к раствору фуксинсернистой кислоты раствор окрашивается в светло-фиолетовый цвет.

5. Качественные реакции на спирты. Спирты по количеству гидроксильных групп бывают одно-, двух-, многоатомными. Для одно- и многоатомных реакции различны.

Качественные реакции на одноатомные спирты:

Простейшая качественная реакция на спирты — окисление спирта оксидом меди. Для этого пары спирта пропускают над раскаленным оксидом меди. Затем полученный альдегид улавливают фуксинсернистой кислотой, раствор становится фиолетовым:

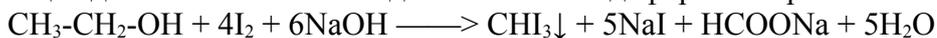


Спирты идентифицируются пробой Лукаса — конц. раствор соляной кислоты и хлорида цинка. При пропускании вторичного или третичного спирта в такой раствор образуется маслянистый осадок соответствующего алкилхлорида:



Первичные спирты в реакцию не вступают.

Еще одним известным методом является иодоформная проба:



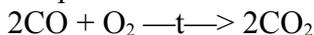
Качественные реакции на многоатомные спирты.

Наиболее известная качественная реакция на многоатомные спирты — взаимодействие их с гидроксидом меди (II). Гидроксид растворяется, образуется хелатный комплекс темно-синего цвета. Обратите внимание на то, что в отличие от альдегидов многоатомные спирты реагируют с гидроксидом меди (II) без нагревания. К примеру, при приливании глицерина образуется глицерат меди (II):

6. Качественные реакции на карбоновые кислоты. На карбоновые кислоты обычно подчеркивают образование цветных осадков с тяжелыми металлами. Но наиболее осуществимая качественная реакция на метановую кислоту HCOOH. При добавлении концентрированной серной кислоты H₂SO₄ к раствору муравьиной кислоты образуется угарный газ и вода:



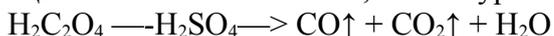
Угарный газ можно поджечь. Горит синем пламенем:



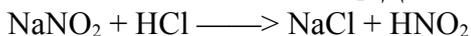
Из многоосновных кислот рассмотрим качественную реакцию на щавелевую H₂C₂O₄(HOOC-COOH). При добавлении к раствору щавелевой кислоты раствор соли меди (II) выпадет осадок оксалата меди (II):



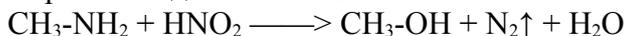
Щавелевая кислота также, как и муравьиная, разлагается концентрированной серной кислотой:



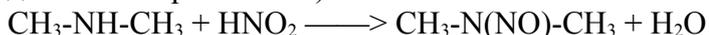
7. Качественные реакции на амины. На амины качественных реакций нет (за исключением анилина). Можно доказать наличие амина окрашиванием лакмуса в синий цвет. Если же амины нельзя выявить, то можно различить первичный амин от вторичного путем взаимодействия с азотистой кислотой HNO₂. Для начала нужно ее приготовить, а затем добавить амин:



Первичные дают азот N₂:



Вторичные — алкилнитрозоамины — вещества с резким запахом (на примере диметилнитрозоамина):



Третичные амины в мягких условиях с HNO₂ не реагируют.

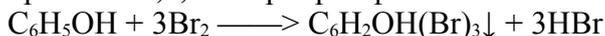
Анилин образует осадок при добавлении бромной воды:



Анилин также можно обнаружить по сиреневой окраске при добавлении хлорной извести.

8. Качественные реакции на фенол. Фенол лучше всего обнаруживает хлорид железа (III) — образуется фиолетовое окрашивание раствора. Это лучший метод обнаружения фенола, т.к. реакция очень чувствительна.

Также фенол наряду с анилином дает осадок желтоватого цвета при пропускании в водный раствор брома — 2,4,6 — трибромфенол:



Фенолы дают фенол-альдегидные смолы при реакции с альдегидом в кислой среде. При этом образуются мягкие пористые массы фенол-альдегидных смол (*реакция поликонденсации*).

9. Качественная реакция на алкилхлориды. Вещества, содержащие хлор, могут окрашивать пламя в зеленый цвет. Для этого нужно обмакнуть медную проволоку в алкилхлориде и поднести к пламени (*проба Бельштейна*).

10. Качественная реакция на углеводы. Большинство углеводов имеют альдегидные и гидроксильные группы, поэтому для них характерны все реакции альдегидов и многоатомных спиртов.

Существует способ, который помогает различить глюкозу от фруктозы — *проба Селиванова*. Для того, чтобы различить эти углеводы, к ним приливают смесь резорцина и соляной кислоты.

Реагирует со смесью фруктоза, при этом раствор окрашивается в малиновый цвет.

Крахмал в присутствии иода окрашивается в темно-синий цвет. При нагревании окраска исчезает, при охлаждении появляется вновь.

11. Качественная реакция на белки. Белки выявляются в основном на реакциях, основанных на окрасках.

Ксантопротеиновая реакция. Данная реакция обнаруживает ароматические аминокислоты, входящие в белки (на примере тирозина):

$(\text{OH})\text{C}_6\text{H}_4\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{-\text{H}_2\text{SO}_4} (\text{OH})\text{C}_6\text{H}_3(\text{NO}_2)\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ — выпадает осадок желтого цвета.

$(\text{OH})\text{C}_6\text{H}_3(\text{NO}_2)\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH} + 2\text{NaOH} \longrightarrow (\text{ONa})\text{C}_6\text{H}_3(\text{NO}_2)\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ — раствор становится оранжевым.

Обнаружение серосодержащих аминокислот:

Белок + $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} \xrightarrow{-\text{NaOH}} \text{PbS} \downarrow$ (осадок черного цвета).

Биуретовая реакция для обнаружения пептидной связи (CO-NH):

Белок + $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow$ красно-фиолетовое окрашивание.

Специфический запах при горении:

Белок — обжиг —> запах паленой шерсти.

Задания:

1. Органическое вещество состава $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ нагрели с разбавленной серной кислотой. Образовавшийся при этом раствор обладает резким раздражающим запахом, дает реакцию «серебряного зеркала». Содержащиеся в водном растворе органические соединения отделили от воды перегонкой и нагрели на этот раз с концентрированной серной кислотой.

В результате выделился ядовитый газ, который обесцвечивал бромную воду, но полностью ею не поглощался. Какое соединение было взято для исследования?

2. Жидкое органическое вещество А при окислении дает сначала вещество В, а затем вещество С, употребляемое при приготовлении пищи. Вещество А взаимодействует с металлическим натрием с выделением водорода, но не реагирует с раствором щелочи. Вещество С реагирует как с металлическим натрием, так и с раствором щелочи. Взаимодействие вещества А с концентрированным раствором серной кислоты при нагревании приводит к образованию ненасыщенного соединения D, имеющего большое значение в производстве полимеров. Действие хлора на вещество D приводит к образованию ценного растворителя для жиров и может быть использовано для получения других растворителей жиров. Назовите все упомянутые в задаче вещества и напишите соответствующие уравнения реакций.

3. Вещество А – жидкость, при добавлении которой к водному раствору хлорида железа(III) выпадает бурый осадок. Газ, образующийся при сгорании вещества А, вызывает помутнение известковой воды. Приведите формулу вещества А и уравнения перечисленных реакций.

4. Установите соответствие между классом органических соединений и реактивом, который может быть использован для их качественного определения: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВЕЩЕСТВО

А) алкадиены

- Б) одноатомные спирты
- В) карбоновые кислоты
- Г) алкены

РЕАКТИВ ДЛЯ КАЧЕСТВЕННОГО ОПРЕДЕЛЕНИЯ

- 1) аммиачный раствор оксида серебра
- 2) гидрокарбонат натрия
- 3) оксид меди (II)
- 4) бромная вода

5) гидроксид меди (в изб. гидроксид калия)
Напишите уравнения соответствующих реакций

5. Качественной реакцией на формальдегид является его взаимодействие с

- 1) водородом
- 2) бромной водой
- 3) хлороводородом
- 4) аммиачным раствором оксида серебра

Напишите уравнения соответствующих реакций

6. Качественной реакцией на многоатомные спирты является реакция с

- 1) гидроксидом калия
- 2) кислородом
- 3) гидроксидом меди (II)
- 4) хлороводородом

Напишите уравнения соответствующих реакций

7. Белки приобретают жёлтую окраску под действием

- 1) азотная к-та(конц)
- 2) гидроксид меди
- 3)серная к-та(конц.)

Критерии оценивания:

Оценка «5» - выполнено верно 7 заданий

Оценка «4» - выполнено верно 6 заданий

Оценка «3» - выполнено верно 4 задания

Оценка «2» - не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г

2. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

Практическая работа №23

Денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков.

Цель: познакомится с понятием «денатурация». рассмотреть ее виды и проявления . Узнать качественные реакции на белок для их применения в практической деятельности.

Оборудование:

- 1. Учебник
- 2. Тетрадь

3. Ручка

4. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Для обозначения процесса, при котором нативные свойства белка теряются, используют термин **ДЕНАТУРАЦИЯ**.

ДЕНАТУРАЦИЯ - это лишение белка его природных, нативных свойств, сопровождающееся разрушением четвертичной (если она была), третичной, а иногда и вторичной структуры белковой молекулы, которое возникает при разрушении дисульфидных и слабых типов связей, участвующих в образовании этих структур. Первичная структура при этом сохраняется, потому что она сформирована прочными ковалентными связями. Разрушение первичной структуры может произойти только в результате гидролиза белковой молекулы длительным кипячением в растворе кислоты или щелочи.

Факторы, вызывающие денатурацию белков

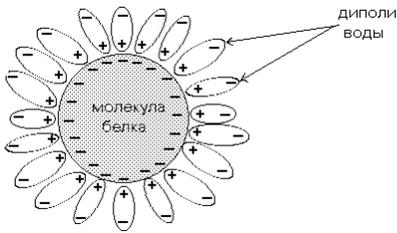
Факторы, которые вызывают денатурацию белков, можно разделить на физические и химические.

Физические факторы

1. Высокие температуры. Для разных белков характерна различная чувствительность к тепловому воздействию. Часть белков подвергается денатурации уже при 40-50⁰С. Такие белки называют термолабильными. Другие белки денатурируют при гораздо более высоких температурах, они являются термостабильными.
2. Ультрафиолетовое облучение
3. Рентгеновское и радиоактивное облучение
4. Ультразвук
5. Механическое воздействие (например, вибрация).

Химические факторы

1. Концентрированные кислоты и щелочи. Например, трихлоруксусная кислота (органическая), азотная кислота (неорганическая).
2. Соли тяжелых металлов (например, CuSO₄).
3. Органические растворители (этиловый спирт, ацетон)
4. Растительные алкалоиды.
5. Мочевина в высоких концентрациях



5. Другие вещества, способные нарушать слабые типы связей в молекулах белков.

Воздействие факторами денатурации применяют для стерилизации оборудования и инструментов, а также как антисептики.

Обратимость денатурации

В пробирке (*in vitro*) чаще всего это – необратимый процесс. Если же денатурированный белок поместить в условия, близкие к нативным, то он может ренатурировать, но очень медленно, и такое явление характерно не для всех белков.

In vivo, в организме, возможна быстрая ренатурация. Это связано с выработкой в живом организме специфических белков, которые «узнают» структуру денатурированного белка, присоединяются к нему с помощью слабых типов связи и создают оптимальные условия для ренатурации. Такие специфические белки известны как «**белки теплового шока**» или «**белки стресса**».

Белки стресса

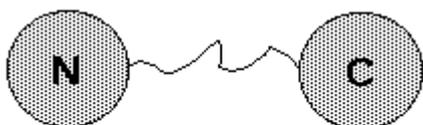
Существует несколько семейств этих белков, они отличаются по молекулярной массе.

Например, известен белок hsp 70 – heatshock protein массой 70 kDa.

Такие белки есть во всех клетках организма. Они выполняют также функцию транспорта полипептидных цепей через биологические мембраны и участвуют в формировании третичной и четвертичной структур белковых молекул. Перечисленные функции белков стресса называются **шаперонными**. При различных видах стресса происходит индукция синтеза таких белков: при перегреве организма (40-44⁰C), при вирусных заболеваниях, отравлениях солями тяжелых металлов, этанолом и др.

В организме южных народов установлено повышенное содержание белков стресса, по сравнению с северной расой.

Молекула белка теплового шока состоит из двух компактных глобул, соединенных свободной цепью:



С-глобула "узнает" денатурированный белок

Разные белки теплового шока имеют общий план построения. Все они содержат контактные домены.

Разные белки с различными функциями могут содержать одинаковые домены. Например, различные кальций-связывающие белки имеют одинаковый для всех них домен, отвечающий за связывание Ca^{+2} .

Роль доменной структуры заключается в том, что она предоставляет белку большие возможности для выполнения своей функции благодаря перемещениям одного домена по отношению к другому.

Участки соединения двух доменов – самое слабое в структурном отношении место в молекуле таких белков. Именно здесь чаще всего происходит гидролиз связей, и белок разрушается.

Различают 2 вида денатурации: Обратимая денатурация — ренатурация или ренактивация — это процесс, при котором денатурированный белок, после удаления денатурирующих веществ вновь самоорганизуется в исходную структуру с восстановлением биологической активности.

Необратимая денатурация — это процесс, при котором биологическая активность не восстанавливается после удаления денатурирующих агентов.

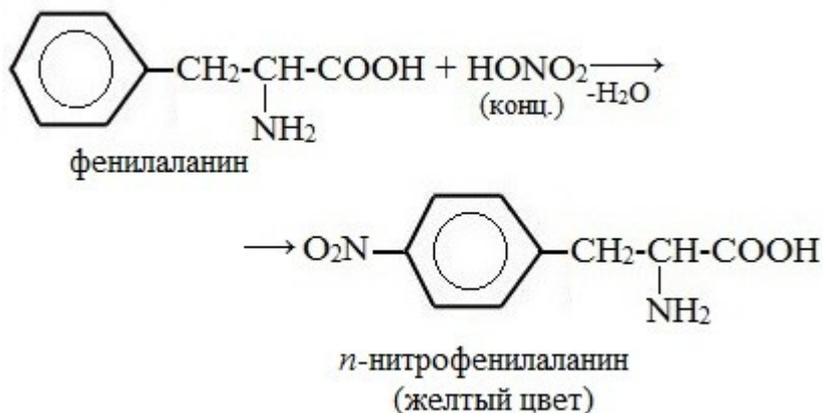
Цветные (качественные) реакции на белки

Для белков известно несколько качественных реакций.

а) Ксантопротеиновая реакция (на остатки аминокислот, содержащих бензольные кольца)

Белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина), дают желтое окрашивание при действии концентрированной азотной кислоты.

Причина появления окраски – образование нитропроизводных ароматических аминокислот, например, фенилаланина:

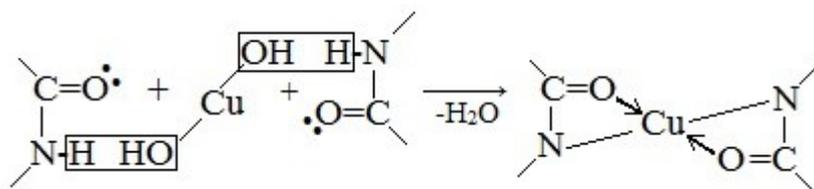


б) Биуретовая реакция (на пептидные связи)

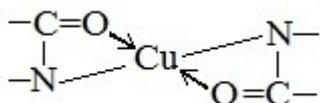
Все соединения, содержащие пептидную связь, дают фиолетовое окрашивание при действии на них солей меди (II) в щелочном растворе.



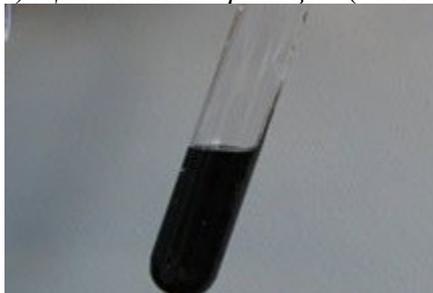
Белок + $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ Ярко-фиолетовое окрашивание
(насыщ.) (конц.)



Причина появления окраски – образование комплексных соединений с координационным узлом:



в) *Цистеиновая реакция* (на остатки аминокислот, содержащих серу)



Белок + NaOH + Pb(CH₃COO)₂ → Черное окрашивание
Ацетат свинца(II)

Причина появления окраски – образование черного осадка сульфида серебра (II) PbS.

Задания:

Ответьте на вопросы:

1. При последовательной обработке белка растворами щелочи и сульфата меди(II) (биуретовая реакция) появляется:

- а) желтое окрашивание;
- б) красно-фиолетовая окраска;
- в) черный осадок;
- г) осадок голубого цвета.

2. При денатурации не происходит разрушение структуры:

- а) первичной;
- б) вторичной;
- в) третичной;
- г) четвертичной.

3. При действии концентрированной азотной кислоты на белки (ксантопротеиновая реакция) появляется:

- а) желтое окрашивание;
- б) красно-фиолетовая окраска;
- в) черный осадок;
- г) осадок голубого цвета.

4. Как химическим путем можно доказать наличие белка в продуктах питания?

5. Как доказать, что в бульонных кубиках нет белков?

6. Чем отличается обратимая денатурация от необратимой, приведите примеры.

Критерии оценивания:

Оценка «5» - выполнено верно 7 заданий

Оценка «4» - выполнено верно 6 заданий

Оценка «3» - выполнено верно 4 задания

Оценка «2» - не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г

23. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005

Практическая работа № 24

Тема: Качественный анализ органических соединений по функциональным группам.

Цель работы: применение знаний о качественных реакциях для обнаружения органических соединений разных классов.

Оборудование:

1. Учебник
2. Тетрадь
3. Ручка
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5. Бланк с заданиями

Основные теоретические положения:

Функциональная группа – это атом или группа атомов неуглеводородного характера, которые определяют принадлежность соединения к определённому классу. Функциональные группы обуславливают: Свойства веществ; Характер реакций идентификации; Методы количественного определения.

Классификация функциональных групп 1) обуславливающие кислые свойства вещества:

Карбоксильная (-COOH); Амидная (-NH); Фенольная [C=C(OH)]; Эндольная (-C = C-); ОН ОН Фенольный гидроксил ОН

2) обуславливающие основные свойства вещества – первичная аминогруппа (в алифатических и ароматических соединениях) свободная и замещённая; R 1 R-(CH₂)_n-N R 2 NH₂ R 1 аминная третичная R – N R 2 гидразинная (H₂N – NH₂)

3) не проявляют ни кислые, ни основные свойства: Альдегидная –C–H О Этоксильная (OCH₃); Оксиметильная или первичноспиртовая R-CH₂ OH; Эфирная (R-O-R₁); Сложноэфирная –C–O–; О Группы с непредельной или ненасыщенной углеродной связью (=C=C=); Лактонная O O Лактамная NH O

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ ГРУППЫ I. Гидроксильная группа – спиртовая (одно- атомные спирты). Образование сложного эфира: C₂H₅OH + CH₃COOH → C₂H₅OC(=O)CH₃ + H₂O этилацетат с характерным запахом Образование йодоформа: C₂H₅OH + 3 I₂ + 6 NaOH → CHI₃↓ + HCOONa + 5 NaI + 5 H₂O жёлтый осадок, характерный запах II. Гидроксильная группа – фенольная. Лекарственные средства, содержащие фенольную группу: Салициловая кислота; Ацетилсалициловая кислота; Салицилат натрия; Резорцин; Адреналин; Пиридоксин; Морфин. C₆H₅OH + FeCl₃ → C₆H₅OFeCl₂ + HCl

III. Карбонильная группа – альдегидная. Лекарственные средства: Глюкоза; Раствор формальдегида. Реакция «серебряного зеркала» Ag₂O + 3 NH₄OH → [Ag(NH₃)₂]OH + NH₄NO₃ + 2 H₂O t [Ag(NH₃)₂]OH + R–C–H → 2 Ag↓ + R–C–OH + 4 NH₃↑ + H₂O серый осадок O или «зеркало» O

Образование ауринового красителя (раствор формальдегида). $\text{H}-\text{C}-\text{H} \text{ H}_2 \text{ SO}_4$ к. $\text{HOOC HO H COOH -H}_2 \text{ O HO OH HOOC CH}_2 \text{ COOH [O] -H}_2 \text{ O HO OH COOH HOOC CH COOH HO O HOOC CH COOH HO COOH}$ красное окрашивание OH

Реакция с жидкостью Фелинга $\text{R}-\text{C}-\text{H} + 2 \text{ Na. OOC}-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOK} + 2 \text{ H}_2 \text{ O} \rightarrow \text{O O O Cu t} \rightarrow \text{R}-\text{C}-\text{OH} + \text{Cu}_2 \text{ O} \downarrow + 2 \text{ Na. OOC}-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOK}$ кирпично-красного O цвета OH OH

Простые эфиры (R – O – R) Лекарственное средство: Oдимедрол Образование оксониевой соли $\text{C}_6 \text{ H}_5 \text{ CH}_3 \text{ CH}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{N} \cdot \text{HCl} + \text{к. H}_2 \text{ SO}_4 \text{ C}_6 \text{ H}_5 \text{ CH}_3 + \text{CH}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{N} \cdot \text{HCl HSO}_4 \text{ C}_6 \text{ H}_5 \text{ CH}_3 \text{ H}$ ярко-желтое окрашивание, исчезает от воды

Задания:

1. Для чего нужно уметь распознавать разные функциональные группы?
2. Почему необходимо соблюдать осторожность при обращении с некоторыми веществами?
3. Почему не всегда можно заменять вещества при обработке электронных плат?
4. Вещества каких классов органических соединений используются при травлении электронных плат и почему?
5. Запишите уравнения реакций, происходящих при травлении плат.

Оценка «5» - выполнено верно 5 заданий

Оценка «4» - выполнено верно 4 задания

Оценка «3» - выполнено верно 3 задания

Оценка «2» - выполнено 2 задания или не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. ЭБС Академия, 2020г

24. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия», 2005., гл. 1

Практическая работа №25

Тема: Экологическая безопасность последствий бытовой и производственной деятельности человека, связанная с переработкой веществ (отработанных плат, использованных растворов).

Цель: показать роль химии в обеспечении экологической безопасности последствий бытовой и производственной деятельности человека.

Теоретические положения:

При производстве продукции и оказании некоторых видов услуг, а также в процессе жизнедеятельности человека образуются отходы.

Отходы производства и потребления – остатки сырья, материалов, полуфабрикатов, иных изделий или продуктов, которые образовались в процессе производства или потребления, а также товары (продукция), утратившие свои потребительские свойства.

Большинство видов промышленной продукции, включая сложные интеллектуальные конструкции представляют собой отложенный отход. По окончании жизненного цикла возникает вопрос о его захоронении или переработке.

Отходы различаются:

- по происхождению:
 - отходы производства (промышленные отходы)

- отходы потребления (коммунально-бытовые)
- по агрегатному состоянию:
 - твёрдые
 - жидкие
 - газообразные
- по классу опасности (для человека и / или для окружающей природной среды)

В соответствии с Законом РФ «Об отходах производства и потребления» выделяют следующие классы опасности для окружающей природной среды:

I класс - чрезвычайно опасные отходы

II класс- высокоопасные отходы

III класс- умеренно опасные отходы

IV класс- малоопасные отходы

V класс- практически неопасные отходы

1. Критерии отнесения опасных отходов к классу опасности для опс

Степень вредного воздействия отходов на ОПС	Критерии отнесения отходов к классу опасности	Класс опасности отхода
Очень высокая	Экологическая система необратимо нарушена. Период восстановления отсутствует.	1-й класс. Чрезвычайно опасные.
Высокая	Экологическая система сильно нарушена. Период восстановления – не менее 30 лет после полного устранения источника вредного воздействия.	2-й класс. Высокоопасные
Средняя	Экологическая система нарушена. Период восстановления – не менее 10 лет после снижения вредного воздействия от существующего источника.	3-й класс. Умеренно опасные
Низкая	Экологическая система нарушена. Период самовосстановления – не	4-й класс. Малоопасные

	менее 3 лет.	
Очень низкая	Экологическая система практически не нарушена.	5-й класс. Практически неопасные

Виды обращения с отходами производства и потребления:

- **накопление /временное хранение** в специально отведенных местах на территории предприятия/организации;

- **размещение отходов** - хранение в специальных объектах размещения отходов с целью дальнейшего захоронения, обезвреживания и использования;

-**захоронение** – изоляция отходов, не подлежащих дальнейшему использованию в специальных хранилищах или полигонах захоронения в целях предотвращения попадания вредных веществ в окружающую среду;

-**использование** отходов – применение отходов для производства товаров /продукции или получения энергии;

- **обезвреживание** отходов - обработка отходов в целях предотвращения вредного воздействия на человека и компоненты окружающей среды

- **транспортирование** отходов – перемещение отходов с помощью транспортных средств вне границ земельного участка, находящегося в собственности юридического лица или предоставленного им в аренду.

При производстве продукции целесообразно устанавливать технологический удельный норматив образования отходов – количество технологических отходов на единицу переработанного сырья или готовой продукции. Важно подчеркнуть, что на производство отходов также затрачивается большое количество материальных и энергетических ресурсов. Поэтому, с точки зрения экологии и экономики необходимо минимизировать количество отходов.

Опасные свойства отходов

Отходы в своем составе могут содержать вредные вещества, обладающие опасными свойствами (токсичностью, взрывоопасностью, пожароопасностью, высокой реакционной способностью) или возбудителей инфекционных болезней, что представляет непосредственную или потенциальную опасность для окружающей природной среды и здоровья человека. К обращению с такими отходами предъявляются специальные требования.

Отходы производства и потребления, образующиеся в процессе выполнения различных видов работ и услуг различаются по степени опасности для окружающей природной среды и человека. Предприятие, на котором образуются отходы, в соответствии с принятыми в РФ процедурами обязано провести идентификацию всех образующихся видов отходов с присвоением кода по ФККО и определить степень их опасности.

Тринадцатизначный код по ФККО определяет вид отходов, характеризующий их общие классификационные признаки. Первые восемь цифр используются для кодирования происхождения отхода; девятая и десятая цифры используются для кодирования агрегатного состояния и физической формы (0 - данные не установлены, 1 - твёрдый, 2 - жидкий, 3 - пастообразный, 4 - шлам, 5 - гель, коллоид, 6 - эмульсия, 7 - суспензия, 8 - сыпучий, 9 - гранулят, 10 - порошкообразный, 11 -

пылеобразный, 12 - волокно, 13 - готовое изделие, потерявшее потребительские свойства, 99 - иное); одиннадцатая и двенадцатая цифры используются для кодирования опасных свойств и их комбинаций (0 - данные не установлены, 1 - токсичность (т), 2 - взрывоопасность (в), 3 - пожароопасность (п), 4 - высокая реакционная способность (р), 5 - содержание возбудителей инфекционных болезней (и), 6 - т+в, 7 - т+п, 8 - т+р, 9 - в+п, 10 - в+р, 11 - в+и, 12 - п+р, 13 - п+и, 14 - р+и, 15 - т+в+п, 16 - т+в+р, 17 - т+п+р, 18 - в+п+р, 19 - в+п+и, 20 - п+р+и, 21 - т+в+п+р, 22 - в+п+р+и, 99 - опасные свойства отсутствуют); тринадцатая цифра используется для кодирования класса опасности для окружающей природной среды (0 - класс опасности не установлен

Задания:

1. Какими опасными свойствами могут обладать отходы?
2. Приведите 3-4 примера чрезвычайно опасных отходов (из ФККО)
3. Приведите примеры отходообразующих видов деятельности -3-4 примера.
4. Приведите примеры биоразлагаемых отходов и отходов, не подвергающихся деструкции в почве?
5. Приведите примеры отходов, компоненты которые можно переработать или использовать многократно.
6. Приведите примеры отходов, производимых электроникой. К какому классу опасности они относятся?
7. Предложите безопасные способы утилизации этих отходов.

Оценка «5» - выполнено верно 7 заданий

Оценка «4» - выполнено верно 6 заданий

Оценка «3» - выполнено верно 5 заданий

Оценка «2» - выполнено 3 задания или не выполнено

Литература, рекомендуемая к выполнению практической работы:

1.Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей.ЭБС Академия,2020г

25. 2. Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. сред. учеб. заведений/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд., стер.- М.:Издательский центр «Академия»,2005., гл. 1

