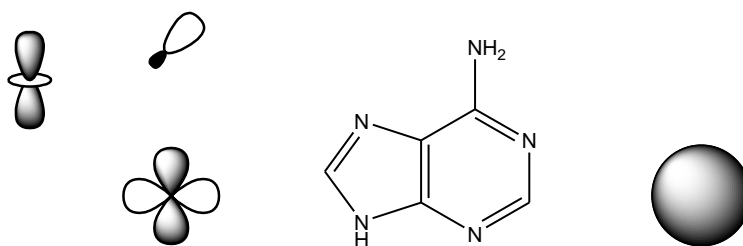


Тамбовское областное государственное бюджетное
профессиональное образовательное учреждение
Котовский индустриальный техникум

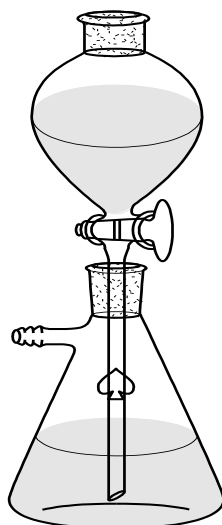


Учебное пособие

по химии

для поступающих в техникум

на химическое отделение



КОТОВСК

Учебное пособие по химии для поступающих в техникум на химическое отделение: учебное пособие разработано Улухановой И.В., Цыганковой Т.Г.

Пособие содержит краткое изложение основ общей химии, неорганической и органической химии в объеме, соответствующем требованиям, предъявляемым к абитуриенту на экзамене по химии. В пособии представлены различные типы расчетных задач с решениями и типовые упражнения для самостоятельного решения.

Рекомендуется учащимся школ, готовящимся к сдаче конкурсного экзамена по химии для поступления в техникум.

Уважаемый абитуриент!

Приступая к самостоятельному изучению курса химии, следует руководствоваться тем, чтобы усвоить основные химические законы, понятия и теории, знать терминологию предмета и общую характеристику важнейших элементов и их основных соединений, умело пользоваться периодической системой элементов Д.И.Менделеева, знать строение атома, типы химических связей и окислительно-восстановительные реакции, безошибочно решать задачи на выражение концентрации растворов.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. О.С. Габриелян,. Химия, 9 класс, М."Дрофа", 2002 г.
2. О.С. Габриелян, Ф.Н.Маскаев, С.Ю.Пономарев, В.И.Теренин. Химия, 10 класс, М."Дрофа", 2002 г.
3. О.С. Габриелян, Г.П.Лысова. Химия, 11 класс, М."Дрофа", 2002 г.
4. Г.П. Хомченко. Пособие по химии для поступающих в ВУЗы, "Высшая школа", 1971.
5. Я.Л. Гольдфарб, Ю.В. Ходаков. Сборник задач и упражнения по химии, "Просвещение", 1972.
6. Н.Л. Глинка. Задачи и упражнения по общей химии, "Химия", 1970.
7. "Репетитор по химии" под ред. А.С.Егорова – Ростов н/Д: изд-во "Феникс", 2004 г.

Примечание: рекомендуемые пособия могут иметь и другие годы издания.

РАЗДЕЛ I.

Основные понятия и законы химии.

Химия – это наука о веществах, свойствах и превращениях.

Химический элемент – это вид атомов, характеризующийся определенным зарядом ядра.

Процесс превращения одних веществ в другие называется **химической реакцией**.

Химические формулы показывают количественный и качественный состав молекулы.

Молекула – это наименьшая частица вещества, которая сохраняет все его свойства.

Масса любой молекулы равна сумме масс образующих ее атомов. При расчетах пользуются относительными молекулярными массами.

Относительная молекулярная масса (Mr) – это число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса молекулы данного вещества больше 1/12 части абсолютной массы углерода С.

Например: $Mr(H_2O) = 2 \cdot Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$

Моль (n) – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц, сколько содержится в 0,012 кг углерода С.

Количество вещества можно определить по формулам:

$$n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{V}{V_m} \qquad n = \frac{N}{N_a} \qquad n = \frac{V \cdot \rho \cdot \omega}{M}$$

Молярная масса (M) – это масса одного моля вещества. Она численно равна Mr.

По формуле вещества можно рассчитать **массовую долю (ω)** каждого химического элемента, который входит в состав вещества.

$$\omega(X) = \frac{Ar(X) \cdot n(X)}{Mr(\text{соединения})}$$

где ω(X) – массовая доля элемента X; Ar(X) – относительная атомная масса элемента; Mr – относительная молекулярная масса вещества; n – число атомов элемента X в молекуле вещества.

Например: Рассчитаем массовые доли водорода и кислорода в воде H₂O:

$$\omega(H) = \frac{Ar(H) \cdot n(H)}{Mr(H_2O)} \cdot 100\% = \frac{1 \cdot 2}{18} \cdot 100\% = 11,1\%$$

$$\omega(O) = 100\% - \omega(H) = 100\% - 11,1\% = 88,9\%$$

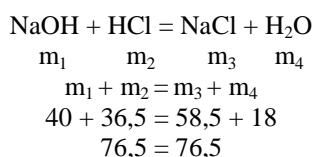
Зная массовую долю вещества в смеси или в растворе, можно найти массу этого вещества или массу смеси и раствора

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{смеси})} \qquad m(\text{смеси}) = \frac{m(X)}{\omega(X)} \qquad m(X) = m(\text{смеси}) \cdot \omega(X)$$

Например:

1. Закон сохранения массы вещества
(М.В.Ломоносов, 1748; Лавуазье, 1789)

Масса всех веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.



В результате реакции атомы не образуются и не исчезают, поэтому общее число атомов каждого вида остается неизменным.

На основе закона сохранения массы веществ расставляют коэффициенты в уравнениях реакций.

2. Закон постоянства состава (Ж.Пруст, 1808 г)

Каждое вещество имеет постоянный количественный и качественный состав, который не зависит от способа получения.

3. Закон Авогадро (1811 г.)

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

Первое следствие из закона Авогадро.

Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем.

Это дает возможность при расчетах газовых реакций вместо количества вещества (n) использовать объемы газов (V).

Второе следствие из закона Авогадро.

Моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем, называемый молярным (V_m), который при нормальных условиях (н.у.) равен 22,4 л/моль.

Нормальные условия (н.у.): $p = 760 \text{ мм. рт. ст.} = 1 \text{ атм} = 101325 \text{ Па}$
 $t = 0^\circ\text{C или } 273 \text{ К.}$

Зная молярный объем газа V_m, можно рассчитать объем любого количества n и любой массы m газа:

$$V = V_m \cdot n$$

$$V = V_m \cdot \frac{m}{M}$$

Рассматривая вопрос – закон Авогадро; – нужно запомнить число Авогадро $N = 6,02 \cdot 10^{23}$, показывающее число молекул в г-молекуле, число атомов в г-атоме в любом агрегатном состоянии.

Задачи для самостоятельного решения

1. Расставьте коэффициенты в приведенных ниже схемах химических реакций:

- 1) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
- 2) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- 3) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
- 4) $\text{Al} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{AlCl}_3$
- 5) $\text{Au} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{AlCl}_3 \uparrow$
- 6) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2 \uparrow$
- 7) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{Al} + \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
- 9) $\text{FeBr}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 \downarrow + \text{NaBr}$
- 10) $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$

2. Рассчитайте массовую долю марганца в оксиде марганца (IV) и оксиде марганца (VII).

Ответ: 63,2 % в MnO_2 и 49,5% в Mn_2O_7 .

3. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г с серной кислотой (н.у.)

Ответ: 1,12 л.

4. Сколько граммов кислорода содержится в 120 г: а) MgO ; б) NaOH ; в) FeSO_4 ?

РАЗДЕЛ II.

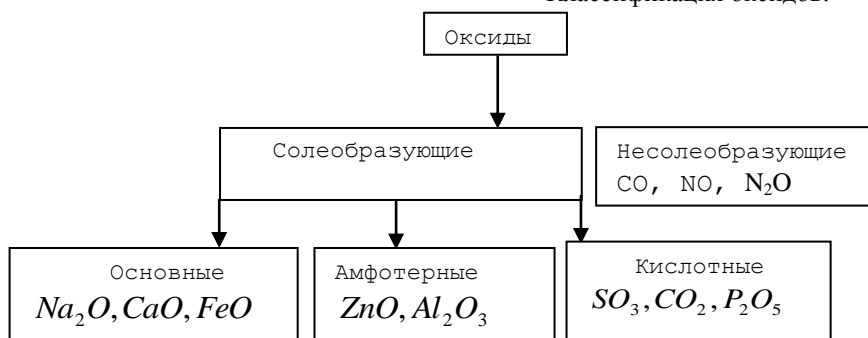
Классификация неорганических веществ

Все неорганические вещества можно разделить на простые (металлы и неметаллы) и сложные, которые, в свою очередь, подразделяются на классы. Каждый класс объединяет вещества по составу и свойствам.

Основные классы неорганических соединений				
Оксиды	Кислоты	Основания	Амфотерные гидроксиды	Соли
Это сложные вещества, состоящие из 2-х элементов, один из которых кислород.	Это сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка	Это сложные вещества, диссоциирующие в растворе с образованием катионов металла и гидроксогруппы.	Это гидроксиды амфотерных металлов, образующие соли как с кислотами, так и с основаниями	Это сложные вещества, диссоциирующие в растворе с образованием катионов металла и анионов кислотного остатка
$\text{SO}_3, \text{Na}_2\text{O}$	$\text{HCl}, \text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{KOH}$	$\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Zn}(\text{OH})_2$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_2$

Оксиды.

Классификация оксидов:

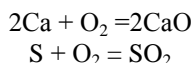


Солеобразующие оксиды реагируют с кислотами или основаниями с образованием соли и воды; несолеобразующие оксиды не реагируют.

Номенклатура: «оксид» + название элемента в родительном падеже + валентность элемента. (Mn_2O_7 - оксид марганца (VII))

Получение оксидов:

1. Взаимодействие элементов с кислородом:

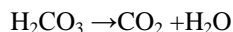


2. Некоторые основания разлагаются под действием температуры:
гидроксид металла → оксид металла + вода



3. Некоторые кислоты разлагаются под действием температуры:

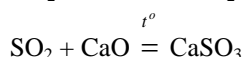
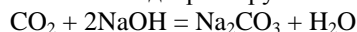
кислота → оксид неметалла + вода



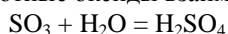
Химические свойства.

Кислотные оксиды – Это оксиды неметаллов (SiO_2 , P_2O_5 , Cl_2O_7 и др.).

1. Кислотные оксиды реагируют с основаниями и основными оксидами с образованием солей:



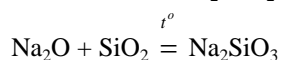
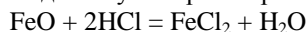
2. Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, если образующаяся при этом кислота растворима в воде



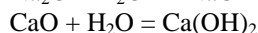
SiO_2 (оксид кремния IV) нерастворим в воде, поскольку кремниевая кислота в воде не растворима.

Основные оксиды – это оксиды типичных металлов

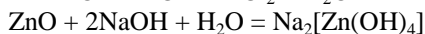
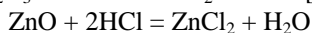
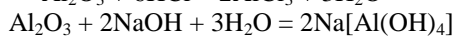
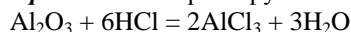
1. Взаимодействуют с растворами кислот и кислотными оксидами с образованием солей:



2. Основные оксиды взаимодействуют с водой с образованием основания, если оно растворимо в воде (щелочей):



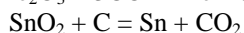
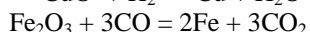
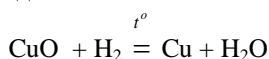
Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами, так и с основаниями с образованием солей:



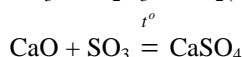
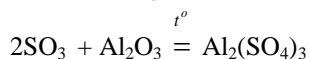
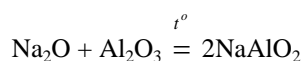
С водой амфотерные оксиды не взаимодействуют.

Восстановление оксидов.

Из оксидов металлов можно получить свободные металлы:



Следует добавить, что амфотерные, основные и кислотные оксиды могут реагировать друг с другом при нагревании:



Основания

Классификация оснований:

1. По содержанию OH-групп (кислотности): однокислотные (NaOH), двухкислотные (Mg(OH)_2) и т.д.
2. По растворимости в воде: щелочи - растворимые в воде основания (NaOH , KOH , LiOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2) и нерастворимы (все остальные)
3. По силе: сильные (щелочи) и слабые (все остальные).

Номенклатура: «гидроксид» + название металла в родительном падеже + валентность металла : Fe(OH)_3 – гидроксид железа (III)

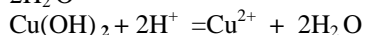
Физические свойства: твердые кристаллические вещества. В воде растворимы щелочи: LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 , другие - малорастворимы. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу, ткань – **едкие щелочи**.

Химические свойства.

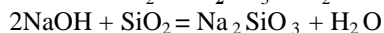
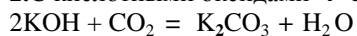
1. Основания реагируют с кислотами (**реакция нейтрализации**)



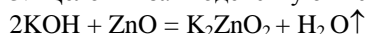
$2\text{H}_2\text{O}$



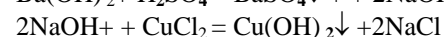
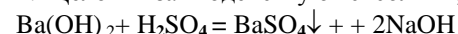
2. С кислотными оксидами → соль + вода



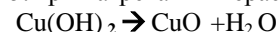
3. Щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами → соль + вода



4. Щелочи взаимодействуют с солями, если образуется малорастворимая соль или малорастворимое основание



5. При нагревании нерастворимые в воде гидроксиды разлагаются



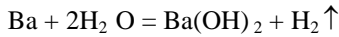
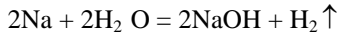
6. Растворы щелочей имеют $\text{pH} > 7$, изменяют окраску индикаторов. В щелочной среде

окраска лакмуса – синяя, фенолфталеина – малиновая

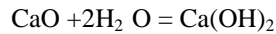
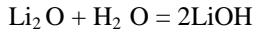
Получение.

Щелочи можно получить по реакциям:

1 Взаимодействие металла с водой



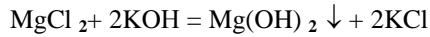
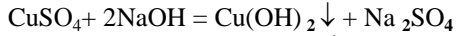
2 Взаимодействие оксидов щелочных металлов с водой



3 Электролиз водных растворов солей щелочных металлов



4. **Нерастворимые в воде** основания получают косвенным путем: взаимодействие соли соответствующего металла со щелочью:



Кислоты.

Классификация кислот:

1. По содержанию кислорода: кислородсодержащие (HNO_3) и бескислородные (H_2S).
2. По содержанию водорода (основности): одноосновные (HCl), двухосновные (H_2SO_3), трехосновные (H_3PO_4) и т.д.
3. По силе: сильные ($\text{HNO}_3, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}, \text{H}_2\text{SO}_4$) и слабые (все остальные).

Номенклатура:

а) бескислородных кислот: элемент + «о» + «водородная кислота» (сероводородная кислота)

б) кислородсодержащих кислот:

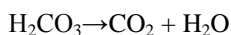
Формула кислоты	Название кислоты	Валентность кислотного остатка	Название солей
HNO_2	Азотистая	I	Нитриты
HNO_3	Азотная	I	Нитраты
HCl	Хлороводородная	I	Хлориды
HClO	Хлорноватистая	I	Гипохлориты
HClO_2	Хлористая	I	Хлориты
HClO_3	Хлорноватая	I	Хлораты
HClO_4	Хлорная	I	Перхлораты
HF	Фтороводородная	I	Фториды
HBr	Бромоводородная	I	Бромиды
HI	Йодоводородная	I	Йодиды
HMnO_4	Марганцовая	I	Перманганаты
H_2S	Сероводородная	II	Сульфиды
H_2SO_3	Сернистая	II	Сульфиты
H_2SO_4	Серная	II	Сульфаты
H_2SiO_3	Кремниевая	II	Силикаты
H_2CO_3	Угльная	II	Карбонаты
H_2CrO_4	Хромовая	II	Хроматы
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	II	Бихроматы
H_3PO_4	Фосфорная	III	Фосфаты
H_3BO_3	Борная	III	бораты

Получение кислот:

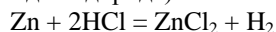
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
2. Кислота₁ + соль₁ = кислота₂ + соль₂ (если образуются ↓ или ↑)
 $2\text{HCl} + \text{FeS} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
3. Бескислородные кислоты получают непосредственным синтезом из водорода и неметалла :
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

Химические свойства.

1. Кислота + основной оксид = соль + вода:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. Кислота + основание = соль + вода (реакция нейтрализации):
 $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. Некоторые кислоты разлагаются под действием температуры:
кислота → оксид + вода



4. Кислота + металл (стоящий в ряду активности до водорода) = соль + H_2



5. Реакция на индикатор: (синий лакмус-красный, метилоранж –розовый)

Соли

Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода (H) в молекуле кислоты на металл ($\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_4$) или замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток ($\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHCl}, \text{MgCl}_2$).

Классификация солей

<i>средние</i>	<i>кислые</i>	<i>основные</i>	<i>двойные</i>	<i>комплексные</i>
Образуются при полном замещении атомов водорода в кислоте на металл	Образуются при неполной нейтрализации кислоты или кислотного оксида гидроксидом	Образуются при неполной нейтрализации гидроксида или основного оксида кислотой	Содержат в своем составе два различных металла и один кислотный остаток	Состоят из комплексных ионов и противоионов
$\text{MgCl}_2, \text{ZnSO}_4$	$\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$	MgOHCl	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
НОМЕНКЛАТУРА				
Кислотный остаток + металл в родительном падеже + валентность металла	Приставка «гидро» + кислотный остаток + металл в родительном падеже + валентность металла	Приставка «гидроксо» + кислотный остаток + металл в родительном падеже + валентность металла	Кислотный остаток + перечисление металлов	Кислотный остаток + металл в родительном падеже + валентность металла
Хлорид магния, сульфат цинка	Гидросульфат цинка	Гидроксохлорид магния	Сульфат алюминия, калия	Хлорид тетрааминокупрата

Получение солей:

1. Металлы с неметаллами: $2\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$
2. Металлы с кислотами: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
3. Металлы с солями: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
4. Основные оксиды с кислотами: $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
5. Кислотные оксиды с основаниями: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6. Кислотные оксиды с основными: $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
7. Амфотерные оксиды: $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$
8. Реакция нейтрализации: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
9. Из солей (если при этом образуется газ или осадок)
 - кислота + соль: $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 - основание + соль: $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
 - соль 1 + соль 2: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$

Типовая задача.

Какой объем аммиака, измеренный при н.у., должен прореагировать с избытком хлороводорода для получения хлорида аммония массой 10,7 г?

Дано:

$$m(\text{HCl}) = 250 \text{ г}$$

$$V(\text{NH}_3) = ?$$

Решение:

1. Записываем уравнение реакции и расставляем коэффициенты



2. Рассчитаем количество хлороводорода

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M} = \frac{10,7 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль}$$

3. По уравнению химической реакции: $n(\text{HCl}) = n(\text{NH}_3) = 0,3 \text{ моль}$

4. Рассчитываем объем аммиака

$$V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m = 0,3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 6,72 \text{ л}$$

Ответ: объем аммиак 6,72 л.

Задачи для самостоятельного решения

№1. 28 г оксида кальция обработали 100 г азотной кислоты. Сколько граммов нитрата кальция при этом получилось?

Ответ: 82 г

№2. Какой объем оксида углерода (IV) получится при действии соляной кислоты на 50 г карбоната кальция?

Ответ: 11,2 л.

№3. Сколько литров оксида углерода (IV) можно получить путем обжига 500 г известняка, содержащего 5% примесей?

Ответ: 106,4 л

№4. Для получения азотной кислоты в лаборатории было взято 17 г нитрата натрия и 20 г серной кислоты. Сколько граммов азотной кислоты? Какое вещество и в каком количестве осталось в избытке?

№5. Сколько килограммов силиката натрия получится при сплавлении оксида кремния (IV) с 63,6 кг соды (Na_2CO_3)?

Ответ: 73,2 кг

РАЗДЕЛ III

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

Периодический закон – один из важнейших законов химии, он был открыт в 1869 г. великим русским ученым-химиком Дмитрием Ивановичем Менделеевым.

Периодический закон является основой современной химии. Изучение строения атома вскрывает физический смысл периодического закона и объясняет закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах периодической системы химических элементов, которая является графическим изображением периодического закона.

Современная трактовка закона: *Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от значения заряда ядер атомов (равного атомному номеру элемента периодической таблице элементов).*

Заряд ядра определяет число электронов в нейтральном атоме и число заполненных электронных оболочек в невозбужденном атоме, а также их заселенность (химические свойства).

Порядковый номер элемента заключает в себе физический смысл:

Порядковый номер элемента	=	Заряду ядра атома	=	Числу протонов в ядре	=	Числу электронов в атоме
---------------------------------	---	-------------------------	---	-----------------------------	---	--------------------------------

Периодическая система состоит из семи периодов и восьми групп.

Период - это горизонтальный ряд элементов, расположенных по возрастанию порядкового номера, который начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом (*исключения*: первый период, который начинается водородом; и седьмой период, который является незавершенным).

Периоды разделяются на малые (I-III-й) и большие (IV-VII-й).

В малых периодах слева направо:

- заряд ядер атомов увеличивается;
- число электронных слоев атомов не изменяется;
- число электронов на внешнем слое увеличивается от 1 до 8;
- высшая валентность элементов (равная номеру группы) возрастает;
- прочность связи внешнего слоя увеличивается;
- радиус атома уменьшается (незначительно);
- электроотрицательность увеличивается;
- металлические свойства элементов, а следовательно и основной характер оксидов и гидроксидов уменьшается;
- неметаллические свойства элементов, а также кислотный характер оксидов и гидроксидов усиливается.

Электроотрицательность – это способность атомов элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химической связи.

В больших периодах с увеличением заряда ядра изменение свойств более сложное.

Группа – это вертикальный ряд элементов, которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и других соединениях, которая равна номеру группы.

Каждая группа состоит их двух подгрупп: главной (в нее входят элементы больших и малых периодов) и побочной (содержащей только элементы больших периодов). Свойства элементов одной группы, но разных подгрупп неодинаковы.

В главных подгруппах сверху вниз:

- заряд ядер атомов увеличивается;
- число электронных слоев атомов увеличивается;
- радиус атома увеличивается (значительно);
- число электронов на внешнем слое одинаково;
- высшая валентность элементов одинакова;
- прочность связи внешнего слоя увеличивается;
- электроотрицательность уменьшается;
- металлические свойства элементов, а следовательно и основной характер оксидов и гидроксидов усиливается;
- неметаллические свойства элементов, а также кислотный характер оксидов и гидроксидов уменьшается.

2. Расположение электронов в атоме.

Атом – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных (одного или нескольких) электронов, вращающихся вокруг ядра.

Химические свойства элементов определяются строением электронных оболочек. Число электронов на внешнем уровне равно № группы, в которой находится элемент.

По современной теории строения атома нельзя говорить о какой-то определенной траектории движения электрона, а можно лишь судить о той или иной степени вероятности нахождения электрона в данной точке пространства.

Орбиталь – это область наиболее вероятного нахождения электрона.

Располагаясь на различных расстояниях от ядра электроны образуют *энергетические уровни* или *слои*. Для

каждого элемента число энергетических уровней определяется номером периода.

Каждый уровень делится на подуровни:

- **s-подуровень** - ближайший к ядру подуровень каждого уровня, включает в себя одну s-орбиталь, которая имеет форму шара, максимальная емкость s-подуровня 2 электрона;
- **p-подуровень** включает в себя три p-орбитали, которые имеют форму гантели и взаимно перпендикулярны, максимальная емкость p-подуровня – 6 электронов;
- **d-подуровень** включает в себя пять d-орбиталей, имеющих сложную форму, максимальная емкость d-подуровня – 10 электронов;
- **f-подуровень** включает в себя семь f-орбиталей, имеющих сложную форму, максимальная емкость f-подуровня – 14 электронов.

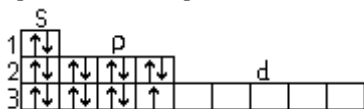
Расположение электронов по уровням и подуровням называется **электронной конфигурацией**, при записи которой цифрой указывают значение главного квантового числа (номер периода), затем соответствующими буквами (s, p, d и f) – тип орбитали, а сверху справа над буквой – число электронов на данной орбитали.

Распределение электронов в атоме можно изображать с помощью графических формул орбиталь: изображается



Если на орбитали располагается один электрон, то его называют неспаренным и он обозначается ↑, если два электрона, то спаренными - ↑↓.

Пример 1. Написать распределение электронов по энергетическим подуровням и дать характеристику элемента с порядковым номером Z=17.



Электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Задания для самостоятельного решения.

1. По положению элемента в периодической системе определите, какой элемент имеет большую электроотрицательность; больший радиус атома, обладает более выраженными металлическими свойствами:

- йод $_{53}\text{I}$ или бром $_{35}\text{Br}$;
- олово $_{50}\text{Sn}$ или йод $_{53}\text{I}$;
- магний $_{12}\text{Mg}$ или барий $_{56}\text{Ba}$;
- фосфор $_{15}\text{P}$ или висмут $_{83}\text{Bi}$.

2. Написать электронную и графическую формулы для элементов под №4, 7, 10, 13.

3. Напишите символы всех элементов, атомы которых содержат пять валентных электронов.

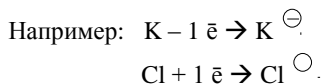
2. Химическая связь

Химическая связь – это сила которая удерживает атомы друг около друга.

Атомы стремятся создать вокруг себя устойчивые 2-х или 8-ми электронные энергетические уровни путем перераспределения электронов при соударениях атомов.

Для определения типа связи необходимы значения электроотрицательностей элементов, которые даны в таблице.

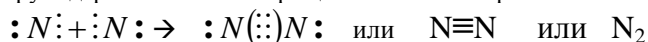
Атомы с небольшим числом электронов на внешнем энергетическом уровне (металлы) стремятся отдать их, с числом электронов близким к 8 (неметаллы), стремятся принять недостающие электроны.



Химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения противоположно заряженных ионов, называется **ионной**. Соединения с ионной связью образованы элементами, резко отличающимися по свойствам (активные металлы и неметаллы, $\Delta X > 1,7$). Такие соединения имеют высокие температуры плавления и кипения, в водных растворах легко диссоциируют на ионы.

При образовании молекул из одинаковых или близких по свойствам атомов происходит обобщение электронов.

Например, при образовании молекулы азота происходит обобщение 6-х электронов (по 3 от каждого атома), чтобы вокруг ядер обоих атомов вращалось по 8 электронов:



Химическая связь, образованная путем перекрывания атомных орбиталей и создания общих электронных пар, называется **ковалентной**.

Различают **неполярные** и **полярные ковалентные связи**.

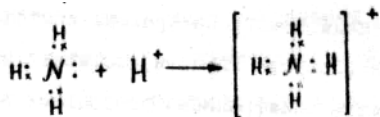
Если связь образована атомами с одинаковой электроотрицательностью, то электронная пара в равной мере принадлежит обоим атомам и ковалентная связь **неполярная**.

Если связь образована атомами с различной электроотрицательностью ($\Delta X < 1,7$), то электронная пара смещается к одному из соединяющихся атомов (более электроотрицательному), такая связь называется **ковалентной полярной**.



Электронная пара смещена к атому хлора. Смещение электронной пары вызывает несимметричное расположение положительного и отрицательного зарядов внутри молекулы. Такие молекулы называются полярными (диполями). Таким образом, не всегда возможно провести границу между ионной и полярной ковалентной связями.

Разновидностью ковалентной связи является **донорно-акцепторная или координационная связь**. Например, в реакции $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ по такому механизму образуется ион аммония NH_4^+ .



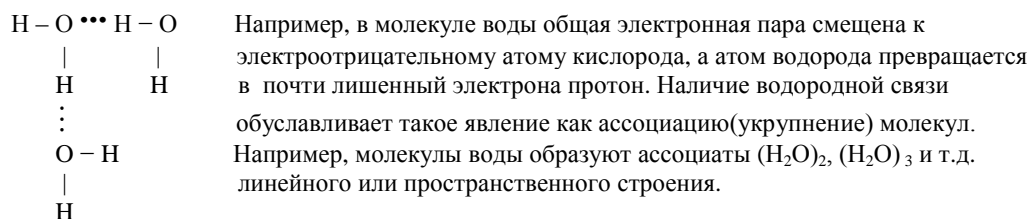
В молекуле NH₃ атом азота имеет неподделенную пару электронов (двухэлектронное облако), у иона H⁺ (HCl) 1s орбита свободна. При сближении молекулы NH₃ и иона H⁺ двухэлектронное облако атома азота (донора) попадает в сферу притяжения иона H⁺, имеющего свободную орбиту (акцептора) и становится общим для атома азота и атома водорода. Связь, образуемая таким образом, называется **донорно-акцепторной**. Положительный заряд протона (H⁺) сообщается всему иону NH₄⁺ в целом.

Степень окисления (окислительное число или электрохимическая валентность) элемента – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

Для соединений с ковалентной связью степень окисления характеризует направление смещения электронных пар. Например, в молекулах H₂, N₂ степень окисления равна нулю, так как отсутствует смещение электронных пар. В молекуле HCl, степень окисления Cl = -1, H = +1.

Металлическая связь. Валентные электроны атомов металлов слабо связаны со своими ядрами и обладают большой свободой перемещения в кристаллической решетке металла. Таким образом, металлическую связь можно рассматривать как связь между находящимися в узлах решетки атомами и ионами, удерживаемыми быстро перемещающимися электронами (так называемым "электронным газом").

Водородная связь – это химическая связь, между атомом водорода одной молекулы и сильноэлектроотрицательным атомом (O, F, N) другой молекулы.



РАЗДЕЛ IV

Классификация химических реакций и закономерности их протекания

Явление, при котором одни вещества превращаются в другие, называются **химической реакцией**.

Возможные типы *классификаций* реакций

1. По количеству исходных и образующихся веществ.
2. По изменению степени окисления элементов.
3. По тепловому эффекту.
4. По обратимости.

1 и 2 типы реакций приведены в таблице:

По числу исходных и образующихся веществ	По изменению степени окисления атомов	
	Без изменения степени окисления	С изменением степени окисления (окислительно-восстановительные)
<p>СОЕДИНЕНИЯ</p> <p>A + B + C → D</p> <p>несколько веществ → более сложного простого</p> <p>продукт более сложного состава</p>	<p>PbO + SiO₂ = PbSiO₃</p> <p>C₂H₄ + H₂O = C₂H₅OH</p>	<p>H₂ + Cl₂ = 2HCl</p> <p>4Fe(OH)₂ + 2H₂O + O₂ = 4Fe(OH)₃</p>
<p>РАЗЛОЖЕНИЯ</p> <p>A → B + C + D</p> <p>более сложное → несколько веществ простого состава</p>	<p>Разложение кристаллогидратов, кислот, оснований (не щелочей!) солей кислородсодержащих кислот и др.</p> <p>Cu(OH)₂ = CuO + H₂O</p> <p>CaCO₃ = CaO + CO₂</p> <p>NH₄Cl = NH₃ + HCl</p>	<p>4HNO₃ = 2H₂O + 4NO₂ + O₂</p> <p>диспропорционирование</p> <p>4KClO₃ = 3KClO₄ + KCl</p>
<p>ЗАМЕЩЕНИЯ</p> <p>A + BC → AB + C</p> <p>простое сложное → сложное простое</p>	<p>ВСЕГДА с изменением степени окисления</p>	<p>CuSO₄ + Fe = FeSO₄ + Cu</p> <p>2KBr + Cl₂ = 2KCl + Br₂</p>

<p align="center">ОБМЕНА</p> <p align="center">$AB + CD \rightarrow AC + BD$</p> <p>Наиболее распространены реакции между сложными веществами, протекающие без изменения степени окисления и сопровождающиеся удалением продукта (продуктов) реакции в виде газа, осадка или образованием малодиссоциирующего соединения.</p>	<p>$AgNO_3 + KBr = AgBr \downarrow + KNO_3$</p> <p align="center">Нейтрализации</p> <p align="center">$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$</p> <p align="center">малодиссоц.</p> <p align="center">Гидролиза</p> <p align="center">$CH_3COONa + H_2O = CH_3COOH + NaOH$</p> <p align="center">малодиссоц</p>	<p align="center">ВСЕГДА</p> <p align="center"><i>без изменения степени окисления</i></p>
---	---	--

3. По тепловому эффекту различают реакции **эндотермические**, протекающие с поглощением теплоты ($-Q$) и **экзотермические**, протекающие с выделением теплоты ($+Q$).

4. По обратимости различают **обратимые** реакции, протекающие в прямом и обратном направлении (\leftrightarrow) и **необратимые**,

протекающие только в одном направлении (\rightarrow _

Необходимо отметить: существует много реакций, которые трудно отнести к одному определенному типу.

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим. Признак окислительно-восстановительной реакции – изменение степени окисления элементов в формулах продуктов реакции по сравнению с теми же элементами в формулах реагентов.

Основные положения теории ОВР.

- Окисление** – это процесс отдачи электронов, **степень окисления при этом увеличивается:**
 $S^{-2} - 6\bar{e} \rightarrow S^{+4}$
- Атом, молекула или ион, отдающий электроны, окисляется, но является восстановителем;
- Восстановление** – это процесс присоединения электронов, **степень окисления при этом уменьшается:**
 $N^{+5} + 2\bar{e} \rightarrow N^{+3}$
- Атом, молекула или ион, присоединяющий электроны во время реакции восстанавливается, но является окислителем;

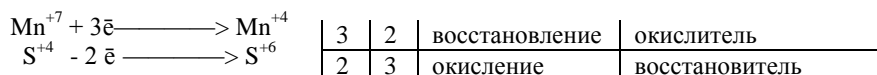
Используется несколько методик составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в растворах с участием кислородных соединений.

Метод электронного баланса

- Составить схему реакции и расставить степени окисления:

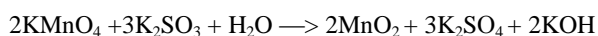


- Подчеркнуть, атомы каких элементов изменили степень окисления, и составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления:



коэффициенты

- Число отданных электронов всегда равно числу принятых электронов, поэтому в электронных уравнениях подбираются соответствующие коэффициенты (закон электронного баланса):
- Перенести эти коэффициенты в схему реакции. Затем подобрать коэффициенты перед формулами других веществ реакции:



- Заключительная часть: правильность составления уравнения определяется равенством числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения: $18 = 18$.

Задания для самостоятельного решения.

- Охарактеризуйте реакции по 4-м типам:

- $Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$
- $AgNO_3 + HCl = AgCl \downarrow + HNO_3$
- $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O - Q$
- $3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4 + Q$
- $CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q$
- $2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$
- $2H_2O = 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow - Q$
- $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow + Q$
- $Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$
- $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$
- $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$
- $HCl + NaOH = NaCl + H_2O - Q$

- Расставьте коэффициенты методом электронного баланса

- $KI + KClO_3 + H_2SO_4 = KCl + I_2 + K_2SO_4$
- $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$

3. $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
4. $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

РАЗДЕЛ V.

Растворы. Электролитическая диссоциация.

Растворы – это гомогенные (однородные) системы, состоящие из 2-х или нескольких компонентов. Основной характеристикой раствора является его концентрация.

1. Способы выражения концентрации растворов.

Концентрация раствора это весовое количество растворенного вещества, содержащееся в определенном весовом или объемном количестве раствора.

Рассматривают процентную, молярную и нормальную концентрации.

а) **Массовая доля растворенного вещества** (ω) показывает количество граммов растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора.

Массовую долю $\omega\%$ вычисляют из соотношения между массой растворенного вещества m_1 , и массой раствора m_2 :

$$\omega\% = \frac{m_{\text{раств. вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$

В случае выражения количества раствора в объемных единицах (литрах или мл) массу его выражают в виде произведения объема V (мл) на плотность

$$m_{\text{раствора}} = V_{\text{раствора}} \cdot \rho$$

Масса растворенного вещества для приготовления раствора заданной концентрации:

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega\% \cdot V \cdot \rho}{100}$$

* б) **Молярная концентрация или молярность** (M) выражается числом грамм-молекул (молей) растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

Раствор, содержащий в 1 л. 1 г-м растворенного вещества, называется молярным; 0,1 г-м – децимолярным; 0,01 г-м – сантимольным.

Молярность вычисляют из соотношения между массой растворенного вещества m_1 , его молекулярной массой M и объемом раствора V (в литрах).

$$C_m = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot V} \quad \text{МОЛЬ / Л}$$

* в) **Нормальная концентрация или нормальность** (N) показывает число грамм-эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 литре раствора. Раствор, в 1 л. которого содержится 1 г-э растворенного вещества, называется нормальным; 0,1 г-э – децинормальным; 0,01 г-э – сантинормальным.

Число г-эквивалентов растворенного вещества $\frac{m_1}{z - \text{э}}$ содержится в V (л) раствора.

$$C_n = \frac{n_{\text{г-экв}}}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{э}} \cdot V}$$

Грамм-эквивалент – это количество вещества в граммах, численно равное его эквиваленту.

Эквивалент кислоты равен молекулярной массе кислоты, деленной на ее основность, т.е. на число атомов водорода в молекуле или на валентность кислотного остатка

$$m_{\text{э}} = \frac{M_{\text{к-ты}}}{\text{основность}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ Г / МОЛЬ}$$

Эквивалент основания (гидроксида) равен молекулярной массе основания, деленной на число гидроксильных групп или на валентность металла.

$$m_{\text{э}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность}} = \frac{40}{1} = 40 \text{ Г / МОЛЬ}$$

Эквивалент соли равен молекулярной массе соли, деленной на произведение валентности металла на число его атомов.

$$m_{\text{э}} = \frac{M_{\text{соли}}}{B \cdot n_{\text{амМе}}} = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ Г / МОЛЬ}$$

Типовая задача:

Какую массу фосфата калия и воды надо взять для приготовления 250 грамм раствора с массовой долей K_3PO_4 8%?

Дано:

$$\omega(\text{K}_3\text{PO}_4) = 8\%$$

$$m(\text{раствора}) = 250 \text{ г}$$

$$m(\text{K}_3\text{PO}_4) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:

$$\omega\% = \frac{m(\text{K}_3\text{PO}_4)}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\% \quad \Rightarrow \quad m(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{m_{\text{раствора}} \cdot \omega}{100\%}$$

$$m(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{250 \cdot 8\%}{100\%} = 20 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = (250 - 20) \text{ г} = 230 \text{ г}$$

Задачи для самостоятельного решения

1. Плотность раствора азотной кислоты с массовой долей 40% равна 1,25 г/мл.

Определить молярную концентрацию вещества.

Ответ: $C(\text{HNO}_3)=7,937$ моль/л.

2. Какой объем 0,5 М раствора фосфорной кислоты можно приготовить из 200 мл. 3М ее раствора.

Ответ: $V(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4)=1,2$ л.

3. Определить молярную концентрацию азотной кислоты, полученной смешиванием 40 мл. 96% раствора HNO_3 (плотность 1,5 г/мл.) и 30 мл. 48% раствора HNO_3 .

Ответ:

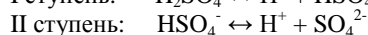
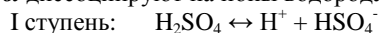
2. Электролитическая диссоциация

Диссоциация – это распад электролита на ионы.

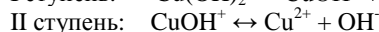
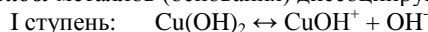
Молекулы солей, кислот и оснований, имеющих полярные и ионные связи, при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы. Вещества, не растворяющиеся в воде, а также не имеющие полярных и ионных связей, не диссоциируют (гипс, золь, диэтиловый эфир). Диссоциация называется электролитической, т.к. растворы солей, кислот, щелочей могут проводить электрический ток, т.е. являются электролитами.

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

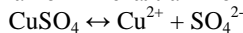
Кислоты диссоциируют на ионы водорода и ионы кислотного остатка:



Гидроксиды металлов (основания) диссоциируют на ионы металла и ионы гидроксида:



Соли диссоциируют на ионы металла и ионы кислотного остатка:

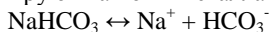


Основные соли диссоциируют на ионы основных и кислотных остатков:

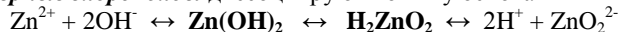


Диссоциация ионов основных остатков на ионы металла и гидроксиды почти не имеют места.

Кислые соли диссоциируют на ионы металла и сложные кислотные остатки



Амфотерные гидроксиды диссоциируют по типу оснований и кислот:



в кислой среде в щелочной среде

В растворе устанавливается равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами.

Отношение числа распавшихся на ионы молекул к числу молекул растворенного вещества называется степенью электролитической диссоциации (α).

$$\alpha = \frac{N_{\text{распавшихся молекул}}}{N_{\text{числа растворенных молекул}}} \times 100\%$$

В зависимости от степени электролитической диссоциации электролиты делят на сильные и слабые. *Сильными электролитами* считают электролиты, у которых степень диссоциации в 0,1N растворах не менее 30% и сравнительно мало изменяется с увеличением концентрации раствора. К ним относятся: большинство солей, кислоты (HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 и др.), щелочи (NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$). У *слабых электролитов* степень диссоциации даже в сильно разбавленных растворах очень мала и быстро падает с увеличением концентрации раствора. К ним относятся: почти все органические кислоты (CH_3COOH и др.); минеральные кислоты (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HNO_2); основания и NH_4OH , H_2O .

3. Реакции ионного обмена

По теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов есть реакции между ионами. Ионные реакции протекают до конца, если одно из веществ выпадает в осадок (обозначается ↓), выделяется в виде газообразного продукта (↑) или образуется малодиссоциирующее вещество (H_2O).

Порядок написания ионных реакций следующий:

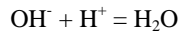
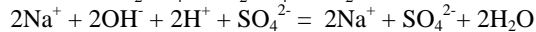
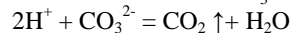
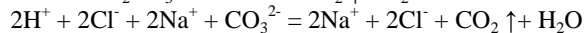
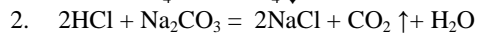
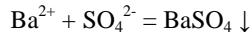
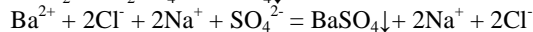
а) уравнение реакции записывается в молекулярной форме,

б) уравнение пишется в ионной форме (сильные электролиты – в виде ионов, остальные вещества в виде молекул),

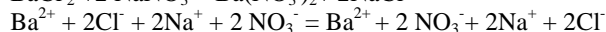
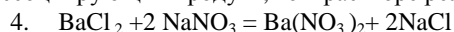
в) ионы левой и правой части уравнения, не изменившиеся в процессе реакции, исключаются,

г) ионная реакция проверяется числом атомов и электрических зарядов в левой и правой частях уравнения.

Примеры:



Если в результате реакции не выпадает осадок, не выделяется газообразное вещество или не образуется слабодиссоциирующий продукт, то в растворе реакция между ионами не пойдет:



4. Гидролиз солей

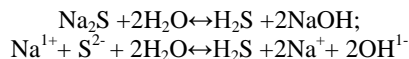
Гидролизом солей называется взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого

электролита (кислоты, основания, кислого или основного иона). Соли, в зависимости от силы образующих их кислот и оснований можно разделить на 4 типа по схеме:

		Кислоты	
		сильные	слабые
Основания	сильные	<i>I</i> $KCl, NaNO_3$	<i>II</i> Na_2CO_3, K_2S
	слабые	<i>III</i> $MgCl_2, Zn(NO_3)_2$	<i>IV</i> $CH_3COONH_4, (NH_4)_2CO_3$

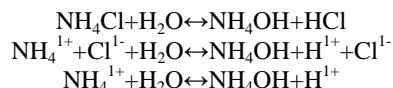
Гидролиз солей нескольких основных типов:

- Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Их растворы нейтральны $pH=7$.
- Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, подвергаются гидролизу по аниону. Реакция среды щелочная: $pH>7$.

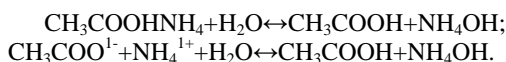


Это полное ионное уравнение гидролиза ацетата натрия. Сократив одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения (в данном уравнении Na^{1+}), получим сокращенное ионное уравнение: $S^{2-} + 2H_2O \leftrightarrow H_2S + 2OH^{1-}$.

- Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизу по катиону. Реакция среды кислая: $pH<7$.



- Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, гидролизу и по катиону, и по аниону. Реакция среды близкая к нейтральной $pH \approx 7$.



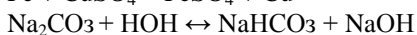
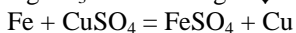
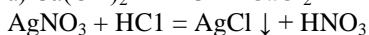
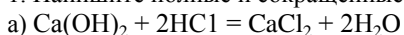
В данном случае полное ионное уравнение совпадает с сокращенным ионным.

Если соль образована слабой летучей кислотой и слабым нерастворимым в воде основанием, то она подвергается полному необратимому гидролизу, т.е. такие соли в растворе не существуют:

Al_2S_3 ; Cr_2S_3 ; $Al_2(CO_3)_3$; $Fe_2(CO_3)_3$; $Cr_2(SO_3)_3$ и т.п.

Задания для самостоятельного решения.

- Напишите полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:



ЧАСТЬ II.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Органическая химия – это химия углеводов и их производных.

Углеводороды (УВ) – это простейшие органические вещества, молекулы которых состоят только из двух элементов: углерода С и водорода Н.

Производные УВ – это продукты замещения атомов «Н» в молекулах УВ на другие атомы или группы атомов. Например:

Характер химических связей и валентность углерода в органических соединениях

Во всех органических соединениях атом С находится в возбужденном состоянии, поэтому валентность его равна IV.

Основные положения теории химического строения органических веществ Бутлерова.

I. Атомы в молекулах органических веществ соединяются друг с другом в определенной последовательности согласно их валентности.

II. Свойства веществ зависят не только от состава, но и от строения их молекул.

III. В молекулах органических веществ атомы и группы атомов взаимно влияют друг на друга, что определяет свойства веществ.

Классы	Общая формула	Номенклатура	Примеры	
Алканы	C_nH_{2n+2}	УВ+ «ан»	CH_3-CH_3	Этан
Циклоалканы	C_nH_{2n}	«цикло»+УВ+ «ан»	CH_2-CH_2 $CH_2-CH-CH_3$	Метилциклобутан
Алкены		УВ+ «ен»+ №(С)	$CH_2=CH-CH_3$	Пропен-1
Алкадиены	C_nH_{2n-2}	УВ+ «диен»+ №(С)	$CH_2=CH-CH=CH_2$	Бутадиен-1,3
Алкины		УВ+ «ин»+ №(С _{кР.СВ})	$CH_3-C \equiv C-CH_3$	Бутин-2
Ароматические УВ	C_nH_{2n-6}	R + «бензол»	$C_6H_5CH_3$	метилбензол

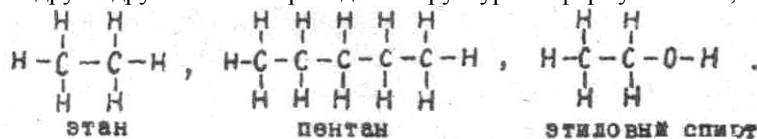
Спирты	$C_nH_{2n+1}OH$	УВ+ «ол»+№(С)	$CH_3-CH_2-CH_2OH$	Пропанол-1
Простые эфиры		R + R «овый» эфир	$CH_3-O-CH_2-CH_3$	Метил-этиловый эфир
Альдегиды	$C_nH_{2n}O$	УВ+ «аль»	CH_3-COH	этаналь
Кетоны		УВ+ «он»+№(С) _{карб.гр}	CH_3-C-CH_3 O	Пропанон-2
Одноосновные карбоновые кислоты	$C_nH_{2n}O_2$	УВ+ «овая» кислота	CH_3-CH_2-COOH	Пропановая кислота
Сложные эфиры карбоновых кислот		«спирт»+ый эфир «кислота»	CH_3-C // O \ O-C ₂ H ₅	Этиловый эфир уксусной кислоты

1. ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ. ИЗОМЕРИЯ.

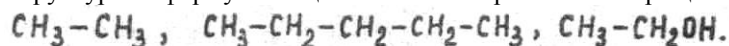
В органической химии применяют молекулярные (эмпирические), структурные и электронные формулы.

Молекулярные (эмпирические) формулы отражают только качественный и количественный состав молекул. Например, молекулярная формула метана - CH_4 , этилена - C_2H_4 , ацетилена - C_2H_2 , уксусного альдегида - C_2H_4O .

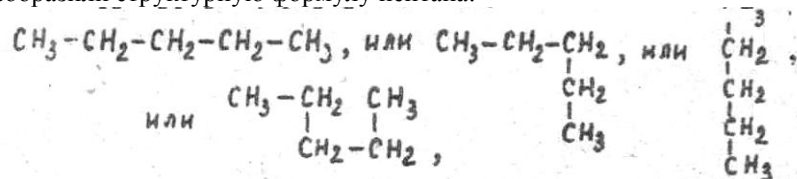
Структурные формулы, или формулы строения, изображают порядок соединения атомов в молекуле, их взаимосвязь друг с другой. Ниже приведены структурные формулы этана, пентана, этилового спирта.



Структурные формулы веществ часто изображают в сокращенном виде;



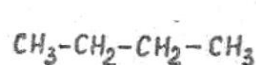
В таких сокращенной формулах черточка обозначает связь атомов углерода между собой, но не показывают связи между атомами углерода и водорода. Надо иметь в виду, что структурные формулы отображают только последовательность соединения атомов, но не показывает, как атомы расположены в пространстве. Поэтому, как бы мы ни изобразили структурную формулу пентана:



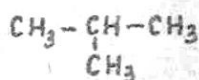
это будет одна и та же молекула, так как порядок, последовательность, соединения атомов здесь не меняется.

Важную роль при изучении органической химии играет понятие изомерии, впервые правильно объясненное А.И.Бутлеровым.

Изомеры - это вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, одинаковую молекулярную массу, но различное строение молекул, а поэтому обладающие разными свойствами. На основе теории строения органических веществ А.И.Бутлеров предсказал существование двух изомер в бутана. В 1867 году он синтезировал один из них (изобутан), еще не известный в то время.



Нормальный бутан
(Т. кип. $-0,5^\circ C$).

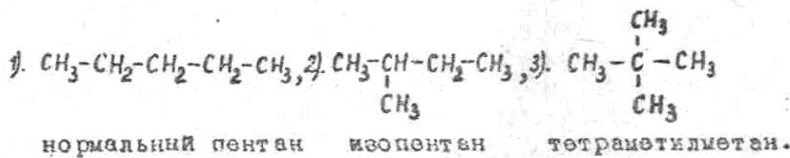


Изообутан
(Т. кип. $-11,7^\circ C$).

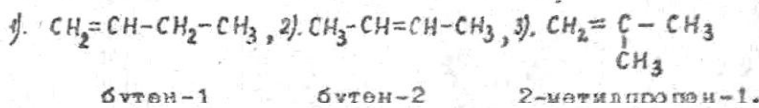
Типы изомерии					
Структурная				Пространственная	
Углеродного скелета	Положения кратной связи	Положения функциональной группы	Межклассовая изомерия	Геометрическая (цис-; транс-)	Оптическая

Сущность *структурной* изомерии заключается в способности атомов органических веществ соединяться в различной последовательности. Наличие структурных изомеров может быть обусловлено изомерией цепи; изомерией положения кратких связей, функциональных групп. Наличие изомеров у бутана вызвано изомерией цепи: в нормальной бутане цепь атомов углерода неразветвленная, в изобутане она разветвлена.

Структурные формулы изомеров:



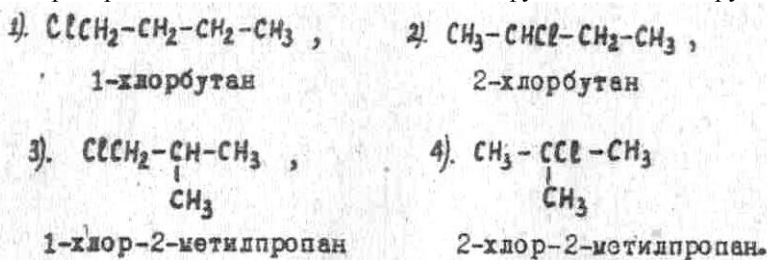
У соединений, в молекулах которых содержатся кратные (двойные, тройные) связи или функциональные группы, наличие структурных изомеров определяется не только изомерией цепи, но и положением кратных связей или функциональных групп. Например, непредельный углеводород с двойной связью (молекулярная формула C_4H_8) известен в виде трех структурных изомеров:



Изомеры 1 и 2 имеют одинаковое строение углеродной цепи и отличаются положением двойной связи. Изомер 3, отличается от изомеров 1 и 2 изомерией углеродного скелета.



Изомеры пропанола отличаются положением функциональной группы OH.



Изомеры 1 и 2 отличаются друг от друга положением атома хлора в углеродной цепи, их можно рассматривать как производные н.-бутана, в молекуле которого один атом водорода замещен на хлор (изомерия положения), а от изомеров 3 и 4 - строением углеродного скелета (изомерия цепи). Соединения 3 и 4 можно рассматривать как хлорпроизводные изобутана.

Структурная изомерия встречается не только среди соединений одного и того же класса, как это было в рассмотренных выше примерах. Органические вещества, относящиеся к различным классам, также могут быть структурными изомерами. Так, состав этилового спирта и диметилового эфира выражается одной молекулярной формулой $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, но свойства их различны: этиловый спирт - жидкость с температурой кипения $78,2^\circ\text{C}$, а диметиловый эфир - газ, сжижающийся при $-23,6^\circ\text{C}$. Структурные формулы их имеют следующий вид:

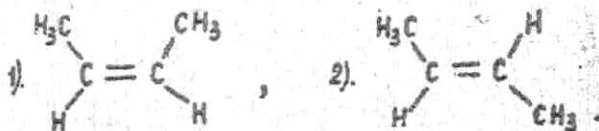


Для молекулярной формулы C_3H_6 можно написать две структурные формулы:



Первый изомер - циклопропан, относится к классу циклопарафинов, а второй - пропен-1 к этиленовым углеводородам. Естественно, что свойства этих соединений будут различными.

Стереосомерия - это пространственная изомерия. Она обусловлена не разной последовательностью соединения атомов в молекуле, а различной конфигурацией в пространстве. Например, для соединений с двойной связью возможна цис-транс-изомерия. Если в изомере замещающие группы находятся по одну сторону плоскости двойной связи, то это будет цис-изомер, если они находятся по разные стороны плоскости двойной связи - транс-изомер. Такая изомерия характерна только для алкенов и циклоалканов.



- Чтобы написать формулы структурных изомеров углеродного скелета, надо:

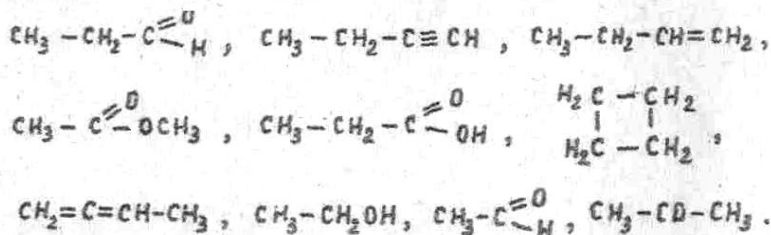
- 1) написать структурную формулу углеводорода неразветвленной цепи;
 - 2) укоротить основную цепь на один атом углерода и приписать его где-нибудь в середине цепи;
 - 3) если есть возможность, переместить этот атом углерода в другое положение;
 - 4) укоротить основную цепь еще на один атом углерода и приписать его где-нибудь в середине цепи и т.д.;
- Чтобы написать формулы структурных изомеров положения кратной связи или функциональной группы,

надо:

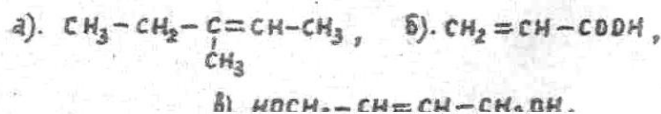
- 1) написать структурную формулу углеводорода неразветвленной цепи, при этом связь или функциональную группу написать у первого атома углерода;
- 2) переместить кратную связь или функциональную группу ко второму атому углерода и т.д.;
- 3) укоротить основную цепь на один атом углерода, приписать его где-нибудь в середине цепи и снова перемещать кратную связь или функциональную группу от первого атома углерода к последнему.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Выпишите соединения, изомерные между собой:



2. Составьте структурные формулы изомеров гексана C_6H_{14}
(Ответ: пять изомеров).
3. Какие из приведенных ниже структур способны существовать в виде цис-, транс- изомерных форм?



(Ответ: структуры а, в).

УГЛЕВОДОРОДЫ.

Углеводороды относятся к простейшим органическим соединениям. Как видно из названия, они состоят из двух элементов: углерода С и водорода Н.

Предельными называются углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью, а все остальные валентности насыщены атомами водорода. Их также называют насыщенными углеводородами, парафинами, алканами. Общая формула алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Малоактивные в химическом отношении вещества. Химические связи в их молекулах являются σ -связями.

Номенклатура:

1. Найти самую длинную неразветвленную цепь углеродных атомов.
2. Пронумеровать атомы углерода с того конца, ближе к которому разветвление.
3. Указать положение заместителя (№ атома углерода)
4. Назвать алкильный радикал (по алфавиту)
5. Назвать алкан главной цепи.
6. Если в молекуле есть несколько одинаковых радикалов, то перед его названием добавляют приставку: 2- ди-; 3- три-; 4 – тетра-; 5- пента- и т.д.

Например: 2,5-диметил-3-этилоктан $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 $\begin{array}{ccccccc} & | & & | & & | & \\ & \text{CH}_3 & & \text{C}_2\text{H}_5 & & \text{CH}_3 & \end{array}$

Задания для самостоятельного решения

Напишите структурные формулы следующих веществ:

- а) 3-метилпентан;
- б) 2,3-дихлорбутан;
- в) 2,3-диметил-4,4-диэтилгептан;
- г) 2-бром-1-фторпропан;

Химические свойства предельных углеводородов



где R – H алкильные остатки Hal – Cl₂ или Br₂.

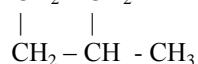
Циклоалканы или **циклопарафины**. Помимо предельных углеводородов с открытой цепью (парафинов) имеется большое количество соединений с замкнутой цепью - предельных циклических углеводородов. По строению они отличаются от предельных углеводородов тем, что содержат замкнутые цепи из трех, четырех и более атомов углерода. Формула гомологического ряда C_nH_{2n} .

Изомерия: а) структурная («С» -скелета и межклассовая); б) геометрическая (цис-, транс-).

Номенклатура: как у алканов

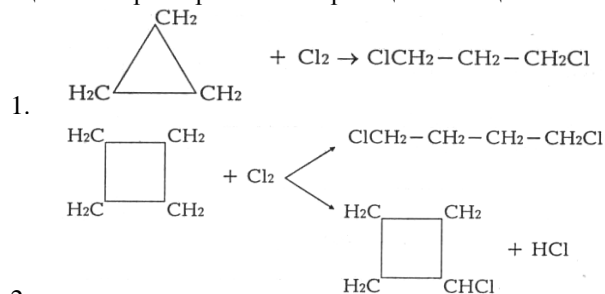
1. Пронумеровать атомы углерода с того атома углерода, от которого отходит радикал.
2. Назвать алкильный радикал (по алфавиту)
3. Назвать алкан, поставив перед ним приставку цикло-.

Например: метилциклобутан



По химическим свойствам они близки к парафиновым углеводородам: горючи, химически малоактивны, атомы водорода замещаются галогенами.

Циклобутан, циклопентан вступают как в реакцию замещения, так и в реакцию присоединения. Для больших циклов характерны только реакции замещения.



2.

Непредельными называются органические соединения, содержащие, между атомами углерода кратные (двойные или тройные связи). Их также называют ненасыщенными углеводородами, так как их молекулы имеют меньшее число атомов водорода, чем насыщенные. Первыми представителями гомологических рядов непредельных углеводородов являются этилен (с двойной связью) и ацетилен (с тройной связью):

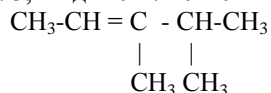


Общая формула этиленовых углеводородов C_nH_{2n} , ацетиленовых $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Кратные связи (двойные, тройные) менее прочные, чем одинарные, в поэтому сравнительно легко разрывается при химическом взаимодействии. Непредельные углеводороды отличаются высокой реакционной способностью: они вступают в реакции присоединения, полимеризации.

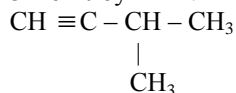
Номенклатура:

1. Найти самую длинную неразветвленную цепь углеродных атомов.
2. Пронумеровать атомы углерода с того конца, ближе к которому кратная связь.
3. Указать положение заместителя (№ атома углерода)
4. Назвать алкильный радикал (по алфавиту)
5. Назвать алкен или алкин главной цепи.
6. Указать № атома углерода, от которого отходит кратная связь.

Например: 3,4 – диметилпентен-2;

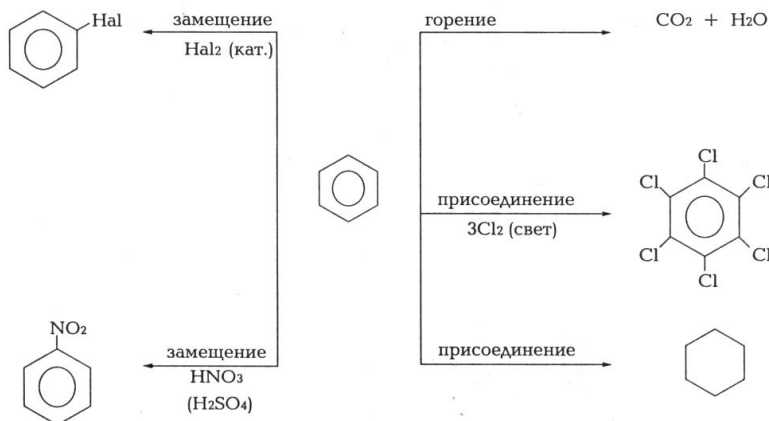


3-метилбутин-1.

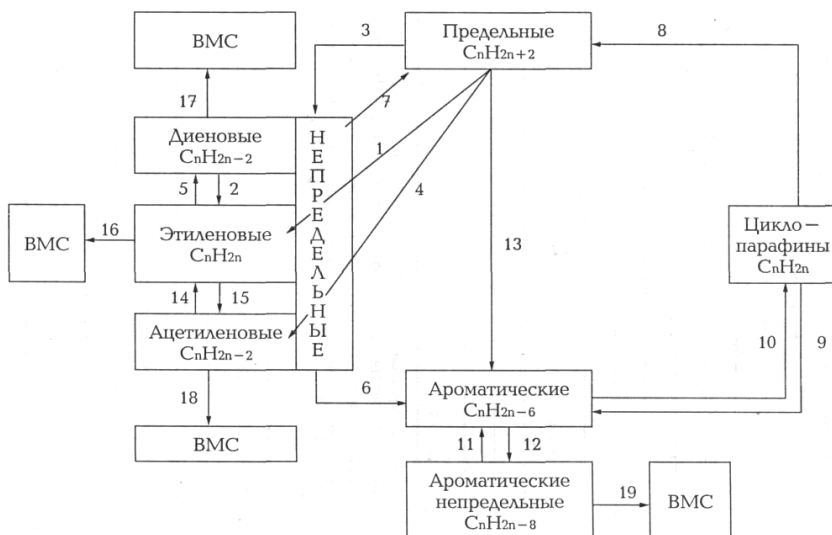


Гомологический ряд бензола имеет общую формулу C_nH_{2n-6} , где $n \geq 6$. Гомологи можно рассматривать как производные бензола, в котором один или несколько атомов водорода замещены на различные углеводородные радикалы. Например, C_7H_8 -метилбензол или толуол, C_8H_{10} диметилбензол, или ксилол, этилбензол и т.д. По химическим свойствам бензол и другие ароматические углеводороды отличается от предельных и непредельных углеводородов. Наиболее характерны для них реакции замещения атомов водорода бензольного ядра. Они протекают легче, чем у предельных углеводородов. Таким путем получается множество органических соединений. Реакции присоединения к бензолу протекают с трудом: при повышении температуры и давления, в присутствии катализаторов. Бензол не присоединяет галогеноводороды и воду. Он устойчив к окислителям.

Химические свойства бензола



ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ УГЛЕВОДОРОДАМИ



Задачи для самостоятельного решения:

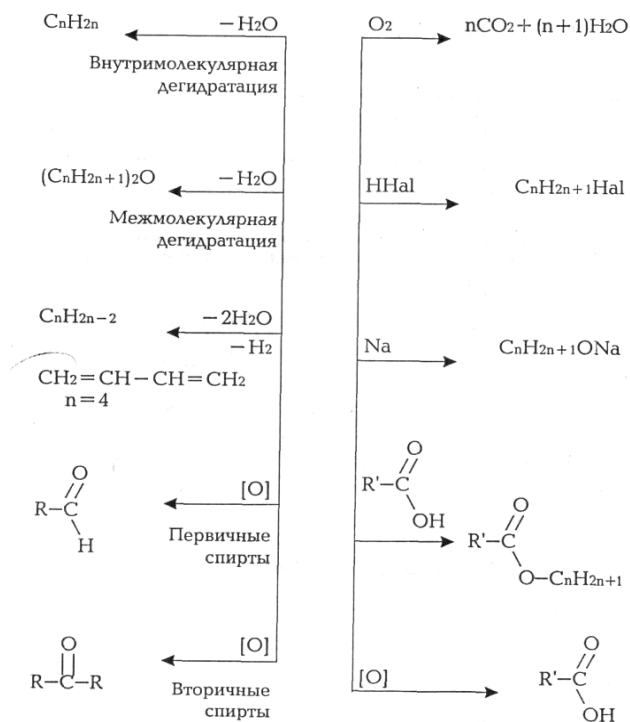
1. Сколько литров ацетилена получится из 400 г карбида кальция, содержащего 2,5% примесей ? (Ответ: 136,5 л).
2. Сколько грамм брома может присоединить 10 л смеси, состоящей из 32,6% метана, 22,4% ацетилена и 45% этилена (по объему) ? (Ответ: 64 г).
3. Сколько литров водорода может присоединиться в присутствии катализатора к 80 г смеси газов, содержащей 42% пропилена и 58% бутана ? (Ответ: 35,64 л).

3. СОЕДИНЕНИЯ С ФУНКЦИОНАЛЬНЫМИ ГРУППАМИ.

В органической химии, наряду с углеводородами, известно много веществ, в состав которых кроме углерода и водорода входят кислород, азот и некоторые другие элементы.

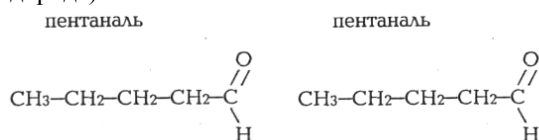
Характерные химические свойства веществ (их химическая функция) обуславливается группами атомов, называемыми функциональными группами.

Спиртами называется органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом. Спирты можно рассматривать как продукты частичного окисления углеводородов. Общая формула предельных одноатомных спиртов $C_nH_{2n+1}OH$ или $C_nH_{2n+2}O$. Общие химические свойства спиртов определяются функциональной группой $-OH$. Они взаимодействуют с металлическим натрием или калием с выделением водорода, легко окисляются, с галогеноводородными кислотами дают галогенопроизводные углеводородов. Важное свойство спиртов - их способность к дегидратации (потере воды).



Фенолы- это органические соединений, в молекулах которых гидроксильные группы связаны с бензольным ядром. Они являются производными ароматических углеводородов. По химическим свойствам фенолы отличается от спиртов. Это отличие вызвано взаимным влиянием в молекуле фенола гидроксильной группы и бензольного радикала, навиваемого фенилом (C_6H_5^-). Фенол проявляет свойства слабой кислоты (слабее угольной). Поэтому он легко взаимодействует не только с металлическим натрием, но и с едкими щелочами. Вследствие влияния гидроксильной группы водородные атомы бензольного ядра становятся более подвижными и легко замещается на другие атомы или радикалы. Так, например, фенол без нагревания и без катализаторов энергично взаимодействует с бромом, азотной кислотой.

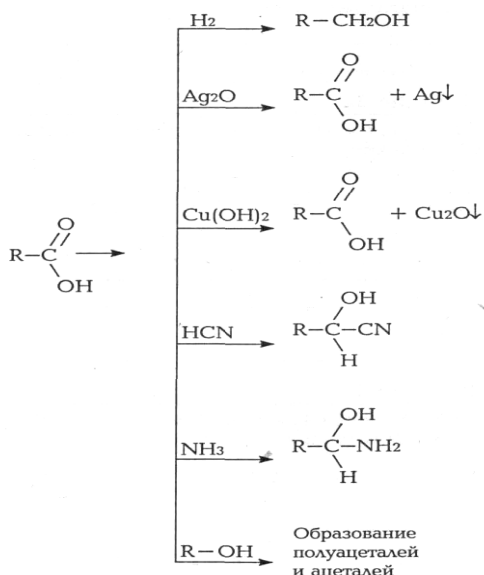
Альдегидами называются органические вещества, молекулы которых содержат функциональную группу $-\text{C}=\text{O}$, соединенную с углеводородным радикалом (в муравьиной альдегиде функциональная группа соединена с атомом водорода):



Альдегиды можно рассматривать как продукты окисления спиртов. Общая формула альдегидов $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$. Группа атомов $-\text{C}=\text{O}$ называется карбонил_а, поэтому альдегиды можно рассматривать еще как органические соединения, в молекулах которых карбонильная группа $-\text{C}=\text{O}$ соединена с углеводородным радикалом и атомом водорода.

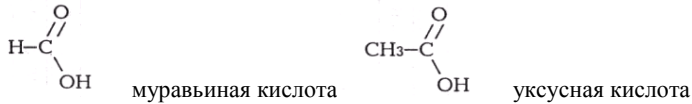
Химические свойства альдегидов обуславливается прежде всего наличием в их молекуле карбонильной группы. По месту двойной связи в ней могут происходить реакции присоединения. Альдегиды легко окисляются по связи $\text{C}-\text{H}$ в альдегидной группе.

Химические свойства



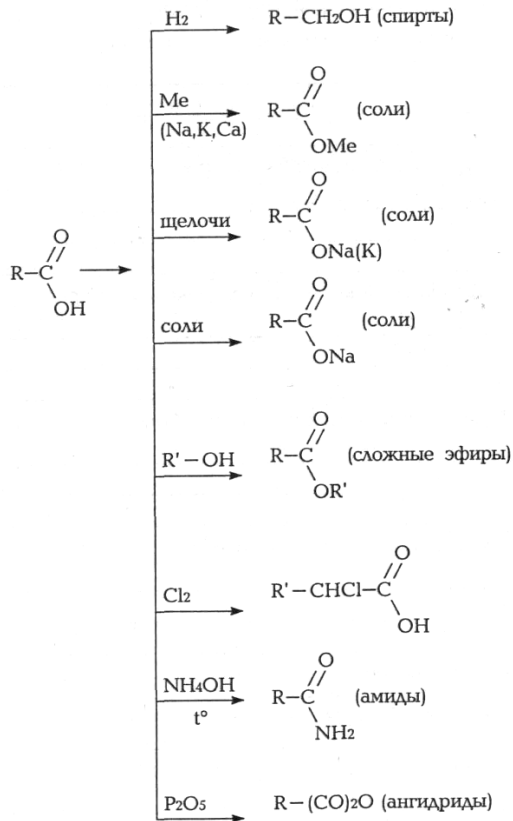
Карбоновыми кислотами называются органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп — COOH, соединенных с углеводородных радикалом (в молекуле муравьиной кислоты карбоксильная группа соединена с атомом водорода):

Строение одноосновных карбоновых кислот можно выразить формулой



Карбоновые кислоты можно рассматривать как производные углеводов, в которых атомы водорода замещены на карбоксильные группы. Химические свойства карбоновых кислот определяется главным образом карбоксильной группой. Карбоновые кислоты подобно минеральным, образуют в водных растворах гидратированные ионы водорода. Поэтому они проявляет все свойства кислот: имеют кислую реакцию, образуют соли с металлами, взаимодействуют с основаниями (реакция нейтрализации). Атомы водорода, стоящие при атоме углерода, соседнего с карбоксильной группой, могут замещаться на галогены. Характерным свойством карбоновых кислот является взаимодействие их со спиртами с образованием сложных эфиров.

Химические свойства:



Углеводы - это органические соединения, состоящие из трех элементов - углерода, водорода и кислорода, причем в большинстве случаев водород и кислород находятся в таком же соотношении, как и в воде. Их общая формула $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$. Углеводы по степени сложности обычно делятся на три основные группы: моносахариды (например, глюкоза - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) дисахариды (сахароза - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) и полисахариды (крахмал, целлюлоза).

Амины называются производные аммиака, в котором один, два или все три атома водорода замещены органическими радикалами, Важное значение имеет ароматический амин - анилин: $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH}_2$

Его можно рассматривать как производные бензола, в молекуле которого атом водорода заменен аминогруппой, или как производное аммиака, в молекуле которого один атом водорода заменен радикалом фенилом. Химические свойства анилина обусловлены наличием функциональной группы $-\text{NH}_2$ и ароматического ядра. Анилин, проявляя основные свойства, взаимодействует с сильными кислотами. С бромной водой при обычных условиях он образует триброманилин.

Аминокислотами называются органические соединения, в молекулах которых содержатся одновременно аминогруппа $-\text{NH}_2$ и карбоксильная группа $-\text{COOH}$.

Например, $\text{NH}_2-\text{CH}_2\text{COOH}$ - аминокислота. Их можно рассматривать как производные карбоновых кислот, получающиеся замещением одного или нескольких атомов водорода в углеводородном радикале аминогруппами. Аминокислоты содержат в молекуле две функциональные группы и поэтому проявляют одновременно и свойства кислот и свойства оснований. Это органические амфотерные соединения. Из остатков аминокислот построены белки.

3. Нахождение формулы вещества по результатам анализа

Задача №1. Вывести молекулярную формулу вещества, содержащего 93,75% углерода и 6,25% водорода, если плотность его паров по воздуху равна 4,41.

1 способ.

Формула вещества C_xH_y . Находим соотношение между числами атомов углерода и водорода (x:y) в данной молекуле: делим процентные весовые содержания на величину г-атомной массы элемента:

2. Сколько литров оксида углерода (IV) выделится при брожении глюкозы, если я при этом образуется 460 г этилового спирта (при нормальных условиях) ?

(Ответ: 224 л).

3. В 50 г смеси анилина, бензола и фенола пропущен хлористый водород. Выпавший при этом осадок отфильтрован. Масса его 26 г. Фильтрат, обработанный раствором гидросида натрия, разделился на два слоя. Найти процентный состав смеси, если объем верхнего слоя 17,7 мл, а плотность 0,88. *

(Ответ: 37,256 анилина; 31,236 бензола и 31,6% фенола).

4. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Различные классы органических соединений находятся между собой в генетической связи (связи по происхождению), а поэтому из веществ одних классов можно получить вещества других классов. Например, углеводорода можно превратить в галогенопроизводные, а из галогенопроизводных получить спирты, из спиртов можно получить альдегиды, а из альдегидов - карбоновые кислоты. Таким образом, эти классы соединений - от углеводородов до кислот - находятся в тесной генетической связи и представляют собой как бы ступени постепенного усложнения органических соединений.

Задачи, включающие переходы от веществ одного класса соединений к другим классам играют важную роль в органической химии. Для их решения надо хорошо знать свойства классов соединений и их представителей.

Схема 1.

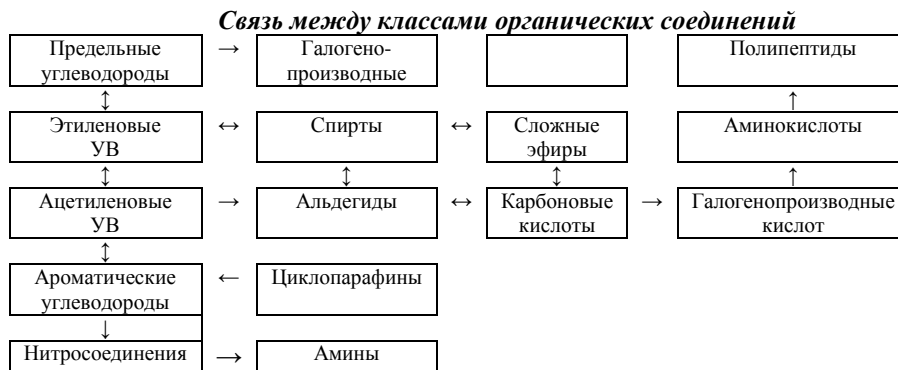
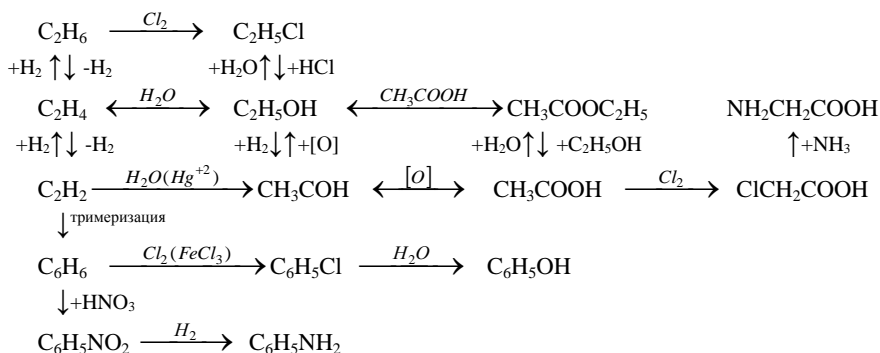


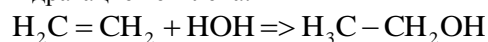
Схема 2.



Пример 1. Как перейти от ацетилену к сложному эфиру – этилацетату? Написать уравнение соответствующей реакции.

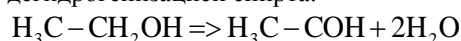
Решение.

В задаче исходным веществом является не определённый углеводород этилен, конечным – сложный эфир. Очевидно, надо этилен превратить в этиловый спирт, спирт окислить в уксусный альдегид а затем, в уксусную кислоту, после чего произвести этерификацию спирта кислотой. Переход от этилена к спирту осуществляется гидратацией этилена:

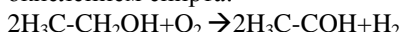


Переход от спирта к альдегиду возможен двумя путями:

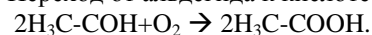
дегидрогенизацией спирта:



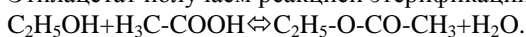
окислением спирта:



Переход от альдегида к кислоте осуществляется с помощью различных окислителей в том числе и кислорода воздуха:



Этилацетат получаем реакцией этерификации:



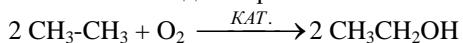
Реакция этерификации протекает медленно (быстро протекают ионные реакции), к тому же она обратима. Обратный процесс называется гидролизом (омылением). Ионы водорода (например, из H_2SO_4 , HCl) ускоряют прямую и обратные реакции. Избыток соответствующего вещества смещает равновесие в нужном направлении: избыток воды благоприятствует гидролизу. Избыток спирта или кислоты - этерификации

Задача 2

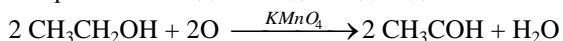
Написать схему последовательного окисления этана до кислоты и вычислить, сколько граммов уксусной кислоты можно получить из 4,48 л этана, взятого при нормальных условиях?

Решение.

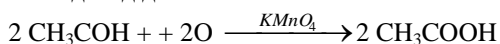
Окисляем этан до спирта:



Спирт окисляем дальше до альдегида:



А альдегид до кислоты:



Из 22,4 л г этана получается 60 г уксусное кислоты,

из 4,48 л этана получается X г уксусной кислота,

$$x = \frac{4,48 \cdot 60}{22,4} = 12\text{г}$$

Задачи для самостоятельного решения:

1. Какой объем кислорода потребуется для полного сгорания 92 г этилового спирта. (Ответ: 134,4 л)
2. Какая масса технического карбида кальция, содержащего 30% CaC_2 потребуется для получения 12 кг уксусной кислота? (Ответ: 160 кг).
3. Какой объем ацетилена (н.у.) следует взять для того, чтобы в результате полимеризации получить 443 мл бензола а ($\rho = 0,38$ г/мл)? (Ответ: 672 л).

Осуществите превращения:

