

## Материалы для подготовки студентов к аттестации по химии

(разработано преподавателем ГПОУ ТО «ДПК»  
Ишутиной О.В.)

Помимо тетради ответы на экзаменационные и не только вопросы ищем здесь:

<http://orgchem.ru/> (органическая химия)

<http://www.hemi.nsu.ru/> (основы химии, интернет учебник)

### 1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева на основе представлений о строении атомов. Значение периодического закона для развития науки.

Основной закон химии - периодический был открыт Д.И. Менделеевым в 1869 году в то время, когда атом считался неделимым и о его внутреннем строении ничего не было известно. В основу Периодического закона Д.И. Менделеев положил атомные массы и химические свойства элементов. Расположив 63 известных в то время элемента в порядке возрастания их атомных масс, Д.И. Менделеев получил естественный ряд химических элементов, в котором он обнаружил периодическую повторяемость химических свойств. **Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.**

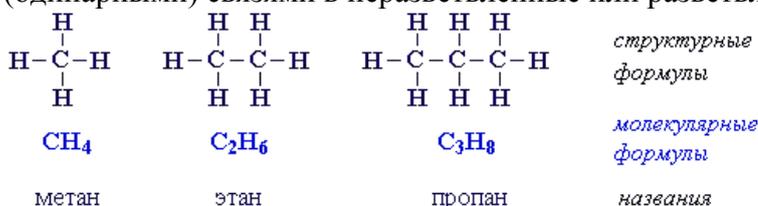
Сейчас известно 118 химических элементов (с порядковыми номерами с 1 по 118), из них 94 обнаружены в природе, остальные 24 получены искусственно. На основе Периодического закона Д.И. Менделеев создал Периодическую систему химических элементов, которая состояла из 7 периодов и 8 групп. Периоды - горизонтальные ряды таблицы, подразделяются на малые и большие. 1-3 периода являются малыми (содержат один ряд: 2 или 8 элементов), 4-7 - большие периоды, состоят из 18 и более элементов. Каждый период начинается с металла, а заканчивается неметаллом (галогеном) и благородным газом. Группы - это вертикальные последовательности элементов, нумеруется римской цифрой от I до VIII. Русскими буквами нумеруют подгруппы А(главная) и Б(побочная).

В атоме каждого элемента присутствуют протоны, нейтроны и электроны, протоны и нейтроны сосредоточены в ядре атома, а электроны - на его периферии (в электронной оболочке). Число протонов в ядре равно числу электронов в оболочке атома и отвечает порядковому номеру этого элемента в Периодической системе. Электронная оболочка атома представляет собой сложную систему. Она делится на подоболочки с разной энергией (энергетические уровни); уровни, в свою очередь, подразделяются на подуровни, а подуровни включают атомные орбитали, которые могут различаться формой и размерами (обозначаются буквами s, p, d, f). Форма s-орбитали - сферическая. Форма p-орбиталей (их число на p-подуровне равно 3) - гантелеобразная. Форма d-орбиталей (число которых на соответствующем d-подуровне равно 5) - более сложная. Еще сложнее форма f-орбиталей, число которых на f-подуровне равно 7. Число энергетических уровней атома данного элемента равно номеру периода, а число валентных (принимających участие в образовании химической связи) электронов - номеру группы, к которым относится данный элемент. **Современная формулировка закона: Свойства элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов.**

С открытия периодического закона появилась возможность предсказывать новые элементы и описывать их свойства.

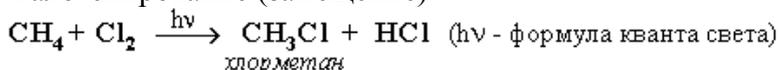
### 2. Предельные углеводороды, общая формула и химическое строение гомологов данного ряда. Свойства и применение метана.

Алканы - предельные углеводороды, в которых атомы углерода связаны между собой простыми (одинарными) связями в неразветвленные или разветвленные цепи.



**Свойства:** Метан - газ, без запаха, для него характерны такие свойства как:

- галогенирование (замещение)



- горение  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- разложение  $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2$  (при 1000°C) или  $2\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$  (при 1500°C)

**Применение:** бытовой газ, производство сажи (картириджи, резина, типографская краска), получение растворителей, хладагентов, метанола, ацетилена.

### 3. Строение атомов и закономерности в изменении свойств химических элементов на примере: а) элементов одного периода; б) элементов одной А-подгруппы.

Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг ядра. Свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра. Причина сходства в свойствах элементов одной группы заключается в одинаковом строении внешнего слоя электронов, которые участвуют в образовании химической связи. Их количество равно номеру группы. Номер внешнего слоя равен номеру периода, в котором расположен элемент.

В периодах: слева направо:

- С увеличением порядкового номера элемента возрастает число электронов на внешнем слое (поэтому атому легче принять к себе 1-3 электрона, чем отдать свои 5-7, так как максимальное количество электронов на внешнем слое 8, чего стремятся достичь все атомы), следовательно: восстановительные свойства атомов ослабевают, окислительные усиливаются.
- Возрастает заряд ядра.
- Число уровней или слоев электронов не изменяется.
- Число электронов на внешнем слое возрастает.
- Радиус атома уменьшается.
- Металлические свойства ослабевают. Неметаллические свойства усиливаются.
- Кислотные свойства усиливаются. Основные свойства уменьшаются.

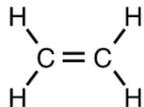
В группе сверху вниз:

- Возрастает заряд ядра.
- Число уровней или слоев электронов увеличивается.
- Число электронов на внешнем слое не изменяется.
- Радиус атома возрастает.
- Восстановительные свойства (способность отдавать электроны) возрастает (так как увеличивается число слоев и электроны внешнего слоя слабее связаны с ядром и легко уходят).
- Окислительные свойства убывают.
- Металлические свойства усиливаются. Неметаллические свойства ослабевают.
- Кислотные свойства ослабевают. Основные свойства усиливаются.

### 4. Непредельные углеводороды ряда этилена, общая формула и химическое строение гомологов данного ряда. Свойства и применение этилена.

Этилен - представитель алкенов (содержащих одну двойную связь между атомами углерода C=C).

**Общая формула**  $C_nH_{2n}$ . Гомологи (пропилен, бутилен и т.д.) отличаются на разность  $-CH_2-$ . Молекула этилена плоская. Формула  $CH_2=CH_2$ .

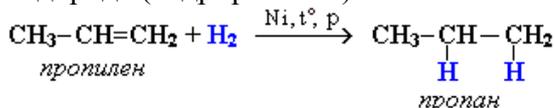


**Физические свойства:** бесцветный газ без запаха, нерастворим в воде. Ускоряет созревание плодов и овощей.

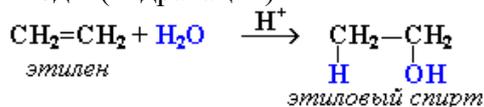
**Химические свойства:**

Реакции присоединения (с разрывом одной из двух связей)

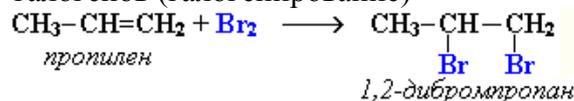
-водорода (гидрирование)



- воды (гидратация)



-галогенов (галогенирование)



**Применение:** в овощехранилищах для ускорения созревания плодов, производство полиэтилена, растворителей, уксусной кислоты, спиртов).

## 5. Виды химической связи: ковалентная (полярная, неполярная), ионная, металлическая, водородная; простые и кратные связи в органических соединениях.

Атомы большинства химических элементов связаны в химические соединения. На структурных формулах связи между атомами обозначаются черточками (H-H).

Существуют несколько типов химической связи. Способность атома элемента к образованию химических связей называется **валентностью**. Валентность равна числу химических связей атома. Электроны, принимающие участие в образовании химической связи, называют **валентными**. Валентность равна номеру группы периодической таблицы, в которой находится элемент.

**Ковалентная химическая связь** - связь между атомами за счет образования общих пар электронов. (валентность (от лат. - сила, ко-совместное участие).

**Неполярная ковалентная химическая связь** образуется между атомами одного химического элемента (простые вещества  $H_2$ ,  $O_2$ ).

**Полярная ковалентная химическая связь** образуется между атомами разных химических элементов (сложные вещества  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $HCl$ ).

**Ионная химическая связь** - связь за счет электростатического притяжения между катионами и анионами, в которые превращаются атомы в результате отдачи и присоединения электронов (сложные вещества  $NaCl$ ,  $H_2SO_4$ ).

**Электроотрицательность** - способность атомов химических элементов смещать к себе общие электронные пары. Электроотрицательность элементов увеличивается по периоду слева направо, по группе снизу вверх. Самый электроотрицательный элемент F. Пользуясь таблицей электроотрицательности Полинга можно рассчитать разность значений электроотрицательности атомов в веществе (из большего вычитаем меньшее).

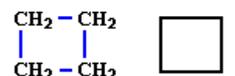
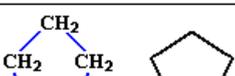
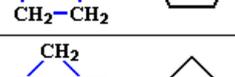
Если разность  $> 1,7$ , связь ионная,  $< 1,7$  связь полярная ковалентная,  $= 0$  связь неполярная ковалентная.

**Металлическая химическая связь** - связь между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая за счет притяжения свободно перемещающихся по кристаллу электронов.

**Водородная связь** самая значимая на планете, определяет строение белков и нуклеиновых кислот. Это связь между атомами водорода одной молекулы и атомами наиболее электроотрицательных элементов (фтор, кислород, азот) другой молекулы. Вода:  $\cdots H_2O \cdots H_2O \cdots$ . В органических соединениях ковалентную связь, образованную одной парой электронов называют **простой** (одинарной) ( $CH_3 - CH_3$ ), а связь, образованную двумя, тремя электронными парами - **кратной** ( $CH_2 = CH_2$ ,  $CH \equiv CH$ ).

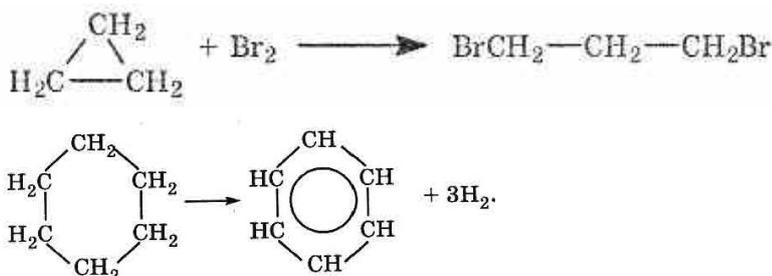
## 6. Циклопарафины (циклоалканы), их химическое строение, свойства, нахождение в природе, практическое значение.

Циклоалканы  $C_3 - C_6$

Структурные формулы	Название
	циклопропан
	циклобутан
	циклопентан
	циклогексан

Циклоалканы или циклопарафины (от лат. парафинус- малоактивный) - углеводороды замкнутого строения, все связи одинарные. Общая формула  $C_nH_{2n}$ .

Циклопропан и циклобутан - газы, остальные циклоалканы - жидкости или твердые вещества, плохо растворимые в воде. Химические свойства циклоалканов похожи на свойства алканов. Горят, химически малоактивны, атомы водорода замещаются галогенами. С помощью дегидрирования (отщепления водорода) из циклогексана получают бензол.



**Природный источник:** нефти.

**Применение:** Циклопропан - средство для наркоза.

Циклопентан используется в разных синтезах и как добавка к моторному топливу. Циклогексан - растворитель, используется в производстве синтетических волокон. Гексахлорциклогексан - инсектицид, используется в сельском и лесном хозяйстве, в садоводстве для борьбы с саранчой, клещами.

## 7. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии.

**Химическая реакция** - это процесс, в результате которого из одних веществ образуются другие.

**А. По числу и составу реагентов и продуктов реакции различают:**

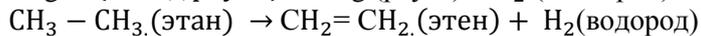
**1. Реакции без изменения состава веществ**, к ним относят получение аллотропных модификаций и реакции изомеризации.

**2. Реакции с изменением состава веществ**, к ним относят

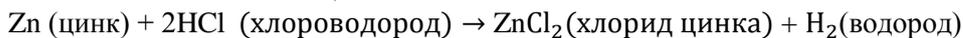
**Реакции соединения (присоединения)** - реакции, в результате которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество.



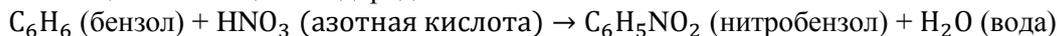
**Реакции разложения (отщепления)** - реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.



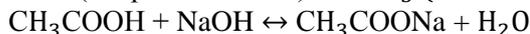
**Реакции замещения** - реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.



атомы цинка замещают водород



**Реакции обмена** - реакции, в которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.



**Б. По изменению степеней окисления химических элементов различают:**

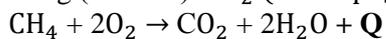
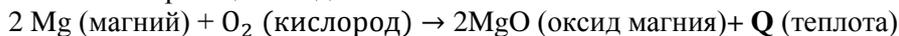
**1. Окислительно-восстановительные реакции**, идущие с изменением степеней окисления элементов (к ним относят реакции замещения, соединения, разложения)

**2. Реакции, идущие без изменения степеней окисления химических элементов** (все реакции ионного обмена)

**В. По тепловому эффекту (в зависимости от выделения или поглощения теплоты) различают:**

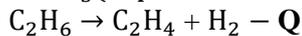
**Экзотермические реакции** - протекающие с выделением теплоты.

Обычно это реакции соединения.



**Эндотермические реакции** - протекающие с поглощением теплоты.

Обычно это реакции разложения.



**Г. По агрегатному состоянию реагентов различают:**

1. Гетерогенные реакции - в которых реагенты и продукты находятся в разных агрегатных состояниях.

2. Гомогенные реакции - в которых реагенты и продукты находятся в одном агрегатном состоянии.

**Д. По участию катализатора различают:**

1. Некаталитические реакции

2. Каталитические реакции (идут с участием катализатора)

**Е. По направлению различают:**

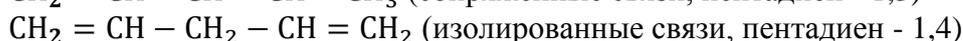
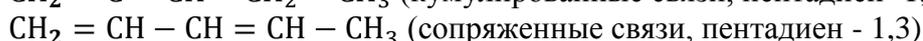
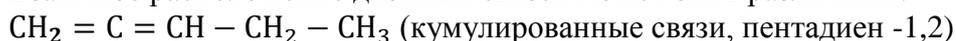
1. Необратимые реакции

2. Обратимые реакции

## 8. Диеновые углеводороды, их химическое строение, получение и практическое значение.

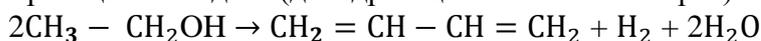
**Алкадиены** - это непредельные углеводороды, содержащие в молекуле две двойные  $C = C$  связи.

Взаимное расположение двойных связей может быть различным:



**Получение:**

- реакция Лебедева (дегидратация этилового спирта)



- дегидрирование алканов



**Значение:** Сопряженные диены являются исходными веществами для получения синтетических каучуков, из которых делают резину.

## 9. Химическое равновесие и условия его смещения: изменение концентрации реагирующих веществ, температуры, давления.

Реакции бывают необратимыми (исходные вещества полностью превращаются в продукты) и обратимыми (возможно образование из продуктов вновь исходных веществ). **Химическое равновесие** - состояние обратимого процесса ( $\leftrightarrow$ ), при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной. Сместить химическое равновесие в сторону образования продуктов или реагентов можно путем изменения условий.

Принцип Ле Шателье: Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывают внешнее воздействие, то система пытается ослабить это воздействие.

Чтобы сместить равновесие в сторону образования продуктов нужно увеличить **концентрацию** (добавить) исходных веществ и убрать продукт.

Увеличение **температуры** смещает равновесие в сторону эндотермической реакции (идет с поглощением теплоты).

Увеличение **давления** смещает равновесие в сторону реакции, сопровождающейся уменьшением объема газообразных веществ.

## 10. Ацетилен – представитель углеводородов с тройной связью в молекуле. Свойства, получение и применение ацетилена.

Ацетилен ( $\text{CH}\equiv\text{CH}$ ) - первый представитель алкинов (непредельные углеводороды, содержащие одну тройную связь между атомами углерода).

**Физические свойства:** Бесцветный газ без запаха, малорастворимый в воде.

**Химические свойства:**

1) горение коптящим пламенем  $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) присоединение

- галогенов (галогенирование)  $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CHBr} = \text{CHBr}$ ,

$\text{CHBr} = \text{CHBr} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CHBr}_2 - \text{CHBr}_2$  (обесцвечивание бромной воды)

- водорода (гидрирование)  $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2$

- галогеноводородов (гидрогалогенирование)  $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CHCl}$  (хлорэтен или винилхлорид)

- воды (гидратация) (реакция Кучерова)  $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COH}$  (уксусный альдегид)

**Получение:**

Пиролиз метана  $2\text{CH}_4 \rightarrow 2\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2$

Из карбида кальция:  $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow + \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow$

**Применение:** резка и сварка металлов, производство растворителей, поливинилхлорида, клея.

## 11. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от природы, концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора.

Одни химические реакции протекают быстро (воспламенение горючей смеси в двигателе внутреннего сгорания автомобиля), другие - медленно (ржавление железа).

**Скоростью химической реакции** называется изменение концентрации реагента или продукта в единицу времени:  $v = \Delta c / \Delta t$ , где  $v$  – скорость реакции (моль/л·с),  $\Delta c$  – изменение концентрации (в моль/л), а  $\Delta t$  – интервал времени, в течение которого это изменение произошло (с).

На скорость химической реакции оказывают влияние различные факторы.

Скорость химических реакций зависит от **природы** реагирующих веществ. Под "природой веществ" понимают: тип химических связей в молекулах реагентов, прочность связей; строение кристаллической решетки и ее прочность; строение атома, прочность связывания внешних электронов. Чем активнее реагент, тем скорость выше.

Скорость химической реакции пропорциональна произведению **концентраций** реагирующих веществ:  $v = k C_A C_B$ ,

где  $C_A$  и  $C_B$  – концентрации реагирующих веществ для реакции  $A + B = C + D$ , моль/л;

$k$  – константа скорости реакции.

При повышении **температуры** на каждые  $10^\circ$  скорость химических реакций увеличивается в 2 – 4 раза (правило Вант-Гоффа).

При добавлении **катализатора** в смесь реагентов скорость реакции увеличивается, но в итоге сами катализаторы остаются неизменными.



### 13. Основные положения теории химического строения органических веществ А.М. Бутлерова. Химическое строение как порядок соединения и взаимного влияния атомов в молекулах.

Бутлеров Александр Михайлович жил в 19-ом веке, русский химик, синтезировал многие вещества. Создатель теории химического строения органических соединений (1861 год).

Основные положения теории:

1. Атомы в молекулах веществ соединены в определенной последовательности согласно их валентности.

2. Свойства веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от строения их молекул.

3. Атомы в молекулах веществ влияют друг на друга.

Химическое строение - порядок соединения атомов в молекуле. Валентность - способность атомов образовывать химические связи с другими атомами (равна номеру группы элемента в периодической таблице). Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен и его атомы способны соединяться в цепи (линейные, разветвленные, циклические). Два атома углерода могут быть связаны не только одинарными, но и кратными связями, что является причиной многообразия органических соединений.

Органические соединения располагают в гомологические ряды сходных по составу, строению и свойствам веществ, отличающихся на гомологическую разность ( $-\text{CH}_2$ ).

$\text{CH}_4$  (метан) и  $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$  (этан)

Вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но различное химическое строение и свойства называют изомерами.

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  (этиловый спирт) и  $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$  (диметиловый эфир)

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  (бутан) и  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 (\text{CH}_3) - \text{CH}_3$  (2-метилпропан)

### 14. Реакции ионного обмена. Условия их необратимости.

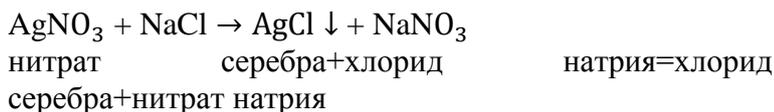
Реакции, протекающие между ионами, называют **ионными реакциями**. **Ионы** - заряженные частицы; образуются в результате потери или присоединения атомом электронов. Положительные ионы называют **катионами**, отрицательные - **анионами**.

Реакции обмена необратимы, когда ионы соединяясь друг с другом, образуют вещества или нерастворимые, или малодиссоциирующие (слабые электролиты, такие как вода), или газообразные.

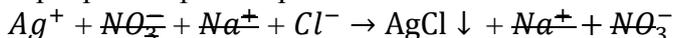
*Правила написания уравнений реакций в ионном виде.*

- ✓ Записывают формулы веществ, вступивших в реакцию, ставят знак «равно» и записывают формулы образовавшихся веществ. Расставляют коэффициенты.
- ✓ Пользуясь таблицей растворимости, записывают в ионном виде формулы веществ, обозначенных в таблице растворимости буквой «Р» (хорошо растворимые в воде), исключение – гидроксид кальция, который, хотя и обозначен буквой «М», все же в водном растворе хорошо диссоциирует на ионы.
- ✓ Нужно помнить, что на ионы не разлагаются металлы, оксиды металлов и неметаллов, вода, газообразные вещества, нерастворимые в воде соединения, обозначенные в таблице растворимости буквой «Н». Формулы этих веществ записывают в молекулярном виде. Получают полное ионное уравнение.
- ✓ Сокращают одинаковые ионы до знака «равно» и после него в уравнении. Получают сокращенное ионное уравнение.

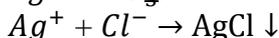
Молекулярное уравнение



Полное ионное уравнение



Сокращенное ионное уравнение



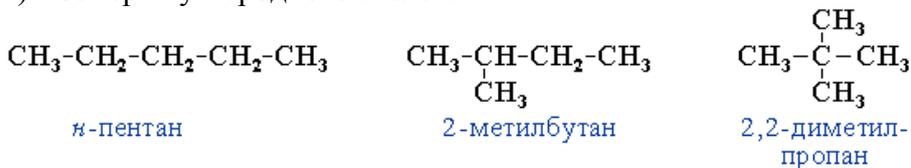
## 15. Изомерия органических соединений и ее виды.

**Изомерия** - явление существования разных веществ - изомеров.

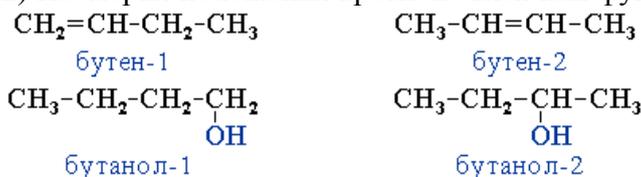
**Изомеры** - вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но разное строение и свойства.

**1. Структурная изомерия.** Структурными называют изомеры, имеющие разный порядок соединения атомов в молекуле.

1) Изомерия углеродного скелета.



2) Изомерия положения кратной связи или функциональной группы.

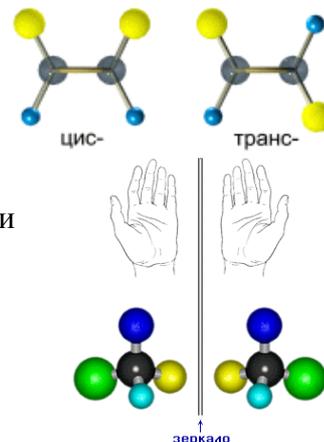


3) Межклассовая изомерия.



**2. Пространственная изомерия.** Изомеры отличаются взаимным расположением в пространстве заместителей у атомов углерода.

1) *Геометрическая изомерия.* Характерна для соединений с двойной углерод-углеродной связью. Если одинаковые группы атомов при двойной связи находятся по одну сторону от плоскости, то это цисизомер, если по разные - трансизомер.



2) *Оптическая изомерия.* Изомеры имеют атом углерода с четырьмя различными заместителями, являются зеркальным изображением друг друга (как ладони). Отличаются по биологической активности.

## 16. Важнейшие классы неорганических соединений.

Неорганические вещества по составу делят на простые и сложные. Простые состоят из атомов одного элемента и подразделяются на металлы, неметаллы и благородные газы. Сложные вещества состоят из атомов разных элементов, связанных друг с другом. Среди них выделяют четыре класса: оксиды, основания, кислоты, соли.

**Оксиды - сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород (O).**

$\text{SO}_2$  - оксид серы  
 $\text{CO}_2$  - оксид углерода  
 $\text{Li}_2\text{O}$  - оксид лития  
 $\text{CaO}$  - оксид кальция  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3$  - оксид железа

**Основания (гидроксиды) - сложные вещества, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп (OH).**

$\text{NaOH}$  - гидроксид натрия,  $\text{LiOH}$  - гидроксид лития,  $\text{Ba(OH)}_2$  - гидроксид бария,  
 $\text{Cu(OH)}_2$  - гидроксид меди(II),  $\text{Al(OH)}_3$  - гидроксид алюминия(III).

**Кислоты - сложные вещества, состоящие из атомов водорода(H) и кислотных остатков.**

$\text{HCl}$  - хлороводород (соляная)  
 $\text{HF}$  - фтороводород (плавиковая)  
 $\text{H}_2\text{S}$  - сероводородная  
 $\text{HNO}_3$  - азотная  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$  - серная  
 $\text{H}_2\text{CO}_3$  - угольная

**Соли - сложные вещества, состоящие из катионов металла и анионов кислотных остатков.**

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  - сульфат натрия  
 $\text{NaCl}$  - хлорид натрия (поваренная соль)  
 $\text{CaCO}_3$  - карбонат кальция (мел)

## 17. **Металлы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов, металлическая связь. Общие химические свойства металлов.**

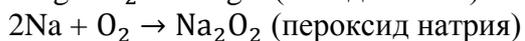
Металлы - это химические элементы, атомы которых отдают электроны внешнего слоя, превращаясь в катионы. **В периодической системе** металлы находятся ниже диагонали бор-астат, а также выше диагонали в побочных подгруппах. **Атомы** металлов имеют большие радиусы, 1-3 электрона на внешнем слое, свободные орбитали. Следовательно, при сближении атомов металлов их свободные орбитали перекрываются и электроны внешних слоев могут переходить от одного атома к другому, образуя ионы. В результате в кусочке металла формируется совокупность перемещающихся между ионами и атомами металлов электронов. Такая **металлическая связь** объясняет характерные **свойства металлов**: ковкость, пластичность, тягучесть, электро- и теплопроводность, металлический блеск, способность к образованию сплавов.

### **Химические свойства:**

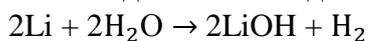
- взаимодействие с неметаллами с образованием соли



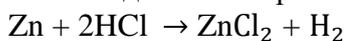
- взаимодействие с кислородом с образованием оксидов



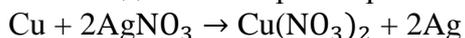
- взаимодействие с водой с образованием щелочи и водорода



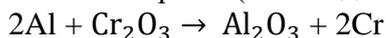
- взаимодействие с растворами кислот с образованием соли и водорода



- взаимодействие с растворами солей с образованием другой соли и металла



- металлотермия (взаимодействие с оксидом металла с образованием другого оксида и металла)



## 18. **Природные источники углеводородов: газ, нефть, каменный уголь и их практическое использование.**

Наша страна занимает одно из ведущих мест в мире по запасам, добыче, экспорту и переработке углеводородного сырья. Природные источники углеводородов являются связующим звеном межгосударственных отношений в политической и экономической области и нередко служат причиной конфликтов и войн за контроль над этими источниками.

**Природный газ** - это смесь газообразных углеводородов. 75-99% его составляет метан. Кроме метана в состав входят этан, пропан, бутан, изобутан, азот, углекислый газ.

Природный газ - важнейший вид топлива и сырье для химической промышленности, так как это самый дешевый вид топлива, обладает высокой теплотворной способностью, легко транспортируется по газопроводам, является экологически наиболее чистым видом топлива.

**Нефть** - природная смесь углеводородов, черная, темно-коричневая или бурая густая маслянистая жидкость с запахом. Нерастворима в воде. Плотность меньше, чем у воды, поэтому, попадая в воду, нефть растекается по поверхности, препятствуя растворению кислорода воздуха в воде, что вызывает гибель водных обитателей. Постоянной температуры кипения не имеет, так как состоит из разных компонентов, поэтому ее очищают и разделяют на фракции (фракционная перегонка или ректификация). При перегонке из нефти образуются: газообразное топливо (пропан, бутан), бензин-топливо для автомобилей, лигроин - сырье для производства химических реактивов, керосин - топливо для реактивных двигателей, дизельное топливо, остаток (мазут) - топливо для электростанций, кораблей, сырье для производства масел. из мазута получают соляровое масло, смазочные масла, вазелин и парафин. Твердый остаток перегонки мазута - гудрон и продукты его переработки - битум и асфальт используют для изготовления дорожных покрытий.

**Каменный уголь** представляет собой окаменелые останки доисторических растений.

Коксование - процесс нагревания каменного угля без доступа воздуха. Из каменного угля получают: коксовый газ (преимущественно метан), каменноугольную смолу (содержит бензол, фенол и др. вещества), аммиачную воду (аммиак, фенол и др. вещества), кокс - твердый остаток, чистый углерод, используемый в производстве чугуна.

## 19. Неметаллы, положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов. Окислительно-восстановительные свойства неметаллов на примере элементов подгруппы кислорода.

Простые вещества – неметаллы образуют элементы главных подгрупп, расположенные в правой верхней части периодической системы (правее диагонали, соединяющей бор и астат).

Для их атомов характерно наличие на внешнем уровне 4-8 электронов. Так, у азота на внешнем уровне 5 электронов (соответствует номеру группы), у кислорода – 6, у хлора – 7 электронов.

Электроны в атомах этих элементов прочнее связаны с ядром, поэтому для неметаллов характерны такие **физические свойства**, как отсутствие электрической проводимости (исключение – графит), низкая теплопроводность, хрупкость.

Характерной особенностью неметаллов является большее (по сравнению с металлами) число электронов на внешнем энергетическом уровне их атомов. Это определяет их большую способность к присоединению дополнительных электронов и проявлению высокой **окислительной активности**.

В реакциях с металлами и водородом неметаллы являются окислителями.

1. Порошок серы при нагревании реагирует с железными опилками с образованием сульфида железа:  $Fe + S = Fe_2S$

2. При высокой температуре сера реагирует с водородом с образованием газа с запахом тухлых яиц – сероводород:  $H_2 + S = H_2S$

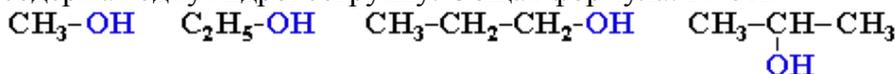
В реакциях с кислородом неметаллы являются восстановителями:

3.  $S + O_2 = SO_2$  (при горении серы образуется оксид серы (IV), или сернистый газ)

$C + O_2 = CO_2$  (графит сгорает с образованием оксида углерода (IV), или углекислого газа)

## 20. Предельные одноатомные спирты, их строение, свойства. Получение и применение этилового спирта.

**Спирты** - соединения, содержащие одну или несколько гидроксильных групп. Одноатомные спирты содержат одну гидроксигруппу. Общая формула: R-OH.



метанол

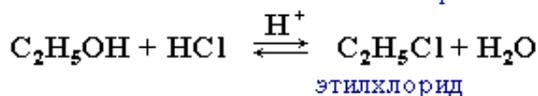
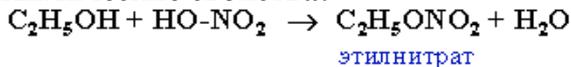
этанол

пропанол-1

пропанол-2

Спирты представляют собой жидкости из-за образования между молекулами водородной связи.

**Химические свойства:**



**Химические свойства:**

1)  $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$  (этилат натрия) +  $\text{H}_2$ ;

2)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц.)  $\rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ ;

3)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц. сильный нагрев)  $\rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;

4)  $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц. слабый нагрев)  $\rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{-O-C}_2\text{H}_5$  (диэтиловый эфир) +  $\text{H}_2\text{O}$ ;

5)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHO} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$  (окисление);

6)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$  (горение);

7)  $\text{RR}_1\text{CH-OH} \rightarrow \text{RR}_1\text{C=O}$  (окисление вторичных спиртов дает кетоны);

8)  $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{HO-C}_2\text{H}_5 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CO-O-C}_2\text{H}_5$  (этилацетат, этиловый эфир уксусной кислоты) +  $\text{H}_2\text{O}$ ;

9)  $2\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$  (реакция Лебедева).

**Получение:**

1)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (глюкоза)  $\rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$  (брожение под действием ферментов);

2)  $\text{H}_2\text{C=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$  (каталитическая гидратация при высокой температуре);

3)  $\text{R-CHO} + 2[\text{H}] \rightarrow \text{R-CH}_2\text{-OH}$  (восстановление альдегидов);

4)  $\text{R-CO-R}_1 + 2[\text{H}] \rightarrow \text{R-CH(OH)-R}_1$  (восстановление кетонов);

5)  $\text{CO} + 2\text{H}_2$  (водяной газ)  $\rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$  (катализатор, высокая температура);

6)  $\text{R-Br} + \text{KOH} \rightarrow \text{R-OH} + \text{KBr}$ . Щелочной гидролиз алкилгалогенидов может идти по двум механизмам:

**Применение:** Этиловый спирт - бесцветная жидкость с характерным запахом, смешивается с водой в любых соотношениях. Применяется в производстве уксусной кислоты, сложных эфиров, лаков, синтетических каучуков, косметике и парфюмерии, пищевой промышленности. В медицине этанол применяют как дезинфицирующее средство и растворитель лекарств. В ряде стран (Бразилия) его используют в качестве топлива для двигателей внутреннего сгорания.

## 21. Аллотропия неорганических веществ на примере углерода и кислорода.

Аллотропия - явление существования аллотропных модификаций (разных простых веществ, образованных одним химическим элементом).

Ответ можно начать с того, что простых веществ существует гораздо больше, чем химических элементов. Это связано с явлением аллотропии — существованием химических элементов в виде нескольких простых веществ. Каждое из простых веществ, образованных одним и тем же элементом, называется аллотропным видоизменением.

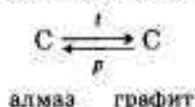
Существование аллотропных видоизменений связано с разным строением простых веществ или с различием числа атомов, входящих в состав молекулы этих веществ. Например, углерод имеет следующие аллотропные видоизменения: алмаз, графит, карбин, фуллерен. В ячейке кристаллической решетки алмаза расстояние между ядрами атомов углерода по всем направлениям одинаковые. Кристалл алмаза очень прочен.

В ячейке кристаллической решетки графита расстояния между атомами, находящимися в одной плоскости, одинаковые и прочные, а расстояния между плоскостями в 2,5 раза больше. Поэтому плоскости могут отделяться друг от друга при надавливании на графит. Когда пишут карандашом, чешуйки графита оставляют след на бумаге. Различие в строении молекул аллотропных модификаций влияет на физические свойства.

Алмаз — бесцветный, прозрачный кристалл, имеет самую большую твердость, не проводит электрический ток и плохо проводит теплоту. Он химически устойчив.

Графит — темно-серое вещество с металлическим блеском, тугоплавкий, химически устойчивый, электропроводный. В отличие от алмаза он очень мягок. Из него изготавливают электроды для электрохимических и электрометаллургических процессов. Его применяют для изготовления грифелей карандашей и в качестве смазочного материала в технике.

Аллотропные видоизменения углерода взаимопревращаемы. При нагревании без доступа воздуха при 1800—1850 °С алмаз превращается в графит:



чтобы провести обратный процесс, требуется очень высокое давление (до 100 000 атм.) и высокая температура (до 3000 °С).

Карбин стал известен сравнительно недавно, он был получен искусственно. Он представляет собой черный порошок; кристаллическая решетка его построена из углеродных цепочек: —C=C—C=C—.

Карбин — полупроводник, занимает промежуточное положение между алмазом (не проводит электрический ток) и графитом (проводник).

Наличие двух простых веществ, аллотропных видоизменений: кислорода O<sub>2</sub> и озона O<sub>3</sub> у одного и того же химического элемента кислорода обусловлено не только различием в их строении, но и образованием молекул с различным числом атомов. Разный состав и разное строение молекул кислорода и озона обуславливают различие в свойствах этих веществ.

Кислород — бесцветный газ, без запаха, немного тяжелее воздуха, плохо растворяется в воде. Озон — газ голубоватого цвета, с характерным свежим запахом, тяжелее воздуха, растворяется в воде лучше, чем кислород.

Озон образуется из кислорода при электрических разрядах: 3O<sub>2</sub> ⇌ 2O<sub>3</sub>. Такой процесс происходит в природе при грозе. Озон быстро разлагается и вновь превращается в кислород. Озон присутствует в основном на уровне стратосферы. Там происходит поглощение опасного для жизни ультрафиолетового излучения Солнца в процессе реакции: 3O<sub>2</sub> + Q = 2O<sub>3</sub>, или 3O<sub>2</sub> = 2O<sub>3</sub> - Q (Q — тепловая энергия). Озон образуется также при разложении смолы хвойных деревьев. В сосновых лесах воздух имеет свежий запах. Озон не только освежает воздух, но и убивает болезнетворные бактерии. Однако если бы содержание озона в воздухе достигло 1%, то дышать было бы опасно. Озон в больших дозах ядовит.

Озон — сильнейший окислитель (сильнее, чем кислород); окисляет почти все металлы (даже ртуть и серебро), разрушает органические вещества. В его атмосфере самовоспламеняются спирт, эфир, скипидар, а каучук рассыпается на куски. Происходит это потому, что атомарный кислород, образующийся при его разложении: O<sub>3</sub> → O<sub>2</sub> + O, значительно активнее молекулярного кислорода. Однако в атомарном состоянии кислород существует недолго, атомы его быстро образуют молекулы и химическая активность падает.

Озон обладает отбеливающим и дезинфицирующим действием, его часто применяют для обеззараживания воды (вместо хлора).

Большинство других химических элементов тоже образуют не по одному, а по несколько простых веществ.

Фосфор имеет аллотропные модификации: красный, белый, черный. Аллотропными модификациями являются кристаллическая и пластическая сера и т. д.

## 22. Фенол, его химическое строение, свойства, получение и применение.

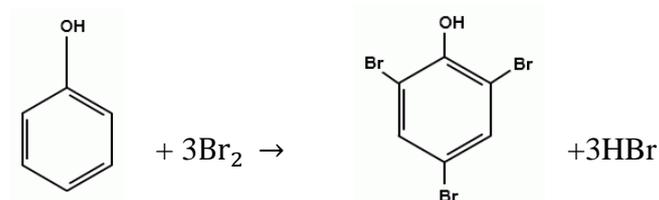
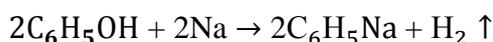
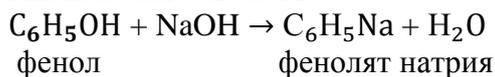
Фенол  $C_6H_5OH$



**Химическое строение:** состоит из двух фрагментов: фенила и гидроксильной группы, фенил поляризует связь между атомами кислорода и водорода и атом водорода становится подвижным, что обуславливает кислотные свойства фенола (старое название карболовая кислота)

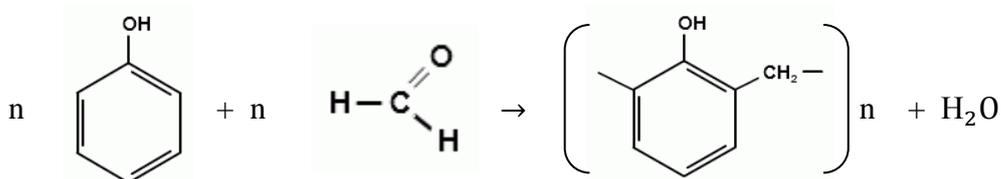
**Физические свойства:** белые игольчатые кристаллы с характерным запахом, быстро розовеющие на воздухе в результате окисления. Малорастворим в холодной воде, но неограниченно в горячей.

**Химические свойства:**



фенол                      трибромфенол (белый осадок)

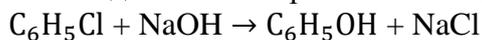
Вступает в реакцию поликонденсации с формальдегидом с образованием фенолформальдегидной смолы.



Фенолформальдегидную смолу используют для производства древесностружечных плит (ДСП), фанеры, электротехнических приборов, бытовых предметов. Мебель, изготовленная из ДСП, выделяет в атмосферу квартир фенол, который очень вреден для здоровья, поэтому комнаты с такой мебелью надо проветривать, а лучше - дать отстояться новой мебели в нежилом помещении с открытым окном.

**Получение:**

Взаимодействие хлорбензола со щелочью при высоких температуре и давлении.

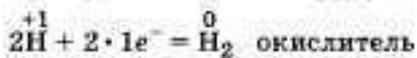
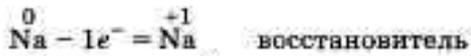
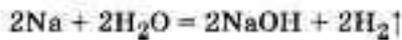


**Применение:** фенолформальдегидная смола, линолеум, синтетические волокна, ДСП, мебель, клеи, получение пестицидов, лекарств.

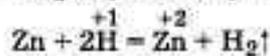
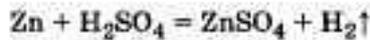
### 23. Электрохимический ряд напряжений металлов. Вытеснение металлов из растворов солей другими металлами.

Основа ответа — известное положение о том, что металлы обладают сильными восстановительными свойствами, т. е. способностью отдавать свои электроны:  $Me^0 - n \cdot e^- \rightarrow Me^{n+}$ .

Способность отдавать электроны у металлов проявляется по-разному: наиболее активные восстановители — щелочные металлы и кальций, они восстанавливают водород даже из воды:



Менее активные восстановители — магний, алюминий, цинк и др.; еще менее активны железо, свинец; эти металлы восстанавливают водород из водных растворов кислот (кроме  $HNO_3$ ), а из растворов солей менее активных металлов — металл. Это положение важно подтвердить примерами уравнений реакций:



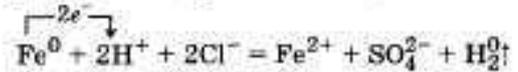
Однако если в раствор сульфата железа (II) опустить медную пластину, то химического взаимодействия  $Cu^0 + Fe^{2+}$  не произойдет.

Для предсказания возможности протекания реакций руководствуются положением металла в электрохимическом ряду напряжений.

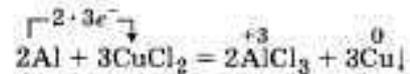
Русский химик Н. Н. Бекетов расположил металлы в порядке убывания их восстановительной активности в водных растворах и назвал его вытеснительным рядом металлов. Теперь его называют электрохимическим рядом напряжений металлов. Он составлен на основании экспериментальных и теоретических данных<sup>1</sup>.

Слева направо у металлов в этом ряду уменьшается их активность, т. е. способность восстанавливать. Пользуясь рядом, следует помнить правило: каждый левее стоящий металл может вытеснить все по-

следующие из водных растворов их солей, а сам вытесняется предыдущими металлами. В этом ряду следует обратить внимание на водород как единственный неметалл, имеющий с металлами общее свойство — способность образовывать положительно заряженные ионы. Металлы, знаки которых указаны до водорода в данном ряду, вытесняют водород из растворов кислот (кроме азотной):



Вытеснение менее активных металлов из растворов их солей более активными металлами происходит также в соответствии с рядом напряжений. Например:



Следует подчеркнуть, что этот ряд применим только к водным растворам и характеризует активность металлов в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде.

Важно помнить, что калий, натрий и кальций взаимодействуют с водой, вытесняя водород, и поэтому составлять уравнения реакций этих металлов с растворами солей менее активных металлов не следует.

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Co, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au

>> Ослабление восстановительных свойств, ослабление активности металлов >>

<< Ослабление окислительных свойства, усиление активности металлов <<

24. Альдегиды, их химическое строение и свойства. Получение, применение муравьиного и уксусного альдегидов.

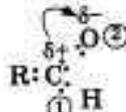
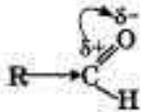
Общая структурная формула альдегидов  $R-C(=O)H$

(исключение  $H-C(=O)H$  — муравьиный альдегид);

$-C(=O)H$  — функциональная группа (альдегидная).

В этой группе атом углерода образует с кислородом  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи, следовательно, находится в состоянии  $sp^2$ -гибридизации.

$\begin{matrix} \delta+ & \delta- \\ & \diagup \quad \diagdown \\ & C=O \\ & \diagdown \quad \diagup \\ R & & H \end{matrix}$  — карбонильная группа, сильно поляризована



① ② — реакционные центры

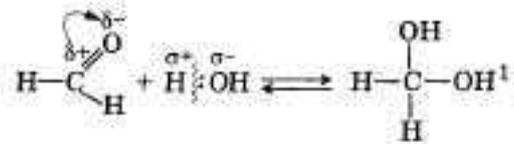
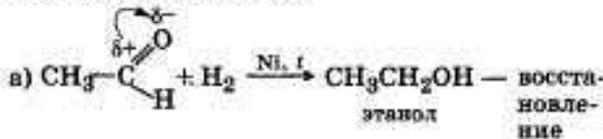
Гомологический ряд<sup>1</sup> — растворимость падает с увеличением молекулярной массы, температура кипения ниже, чем у спиртов.

$HCOH$  — муравьиный альдегид (формальдегид), метаналь;

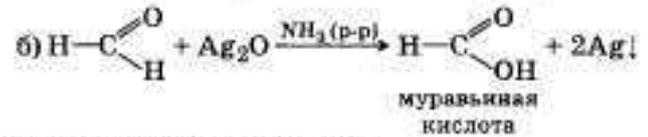
$CH_3COH$  — уксусный альдегид (ацетальдегид), этаналь;

$CH_3-CH_2-COH$  — пропионовый альдегид, пропаналь.

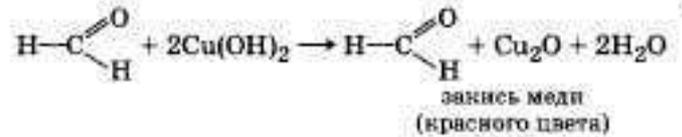
Химические свойства:



формальдегид в растворе полностью гидратирован;



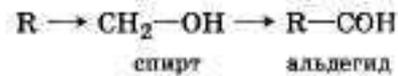
реакция «серебряного зеркала»:



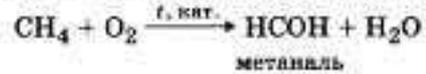
Обе реакции могут служить для обнаружения альдегидов.

Общий способ получения альдегидов:

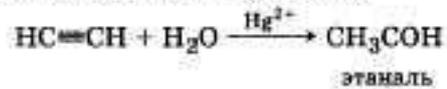
а) окисление спиртов ( $KMnO_4$  и др.):



б) окисление углеводородов предельных:



непредельных (реакция Кучерова):



Применение формальдегида: дезинфицирующие средства; кожевенное производство; синтез лекарственных веществ; получение пластмасс и др.

Применение ацетальдегида — получение уксусной кислоты и др.

25. Водородные соединения неметаллов. Закономерности в изменении их свойств в связи с положением химических элементов в периодической системе Д.И. Менделеева.

В начале ответа следует записать формулы водородных соединений неметаллов 2-го и 3-го периодов и указать степени окисления элементов:



Это позволит обнаружить закономерности в проявлении свойств водородными соединениями неметаллов. Во-первых, валентность и отрицательная степень окисления элементов одного и того же периода в водородных соединениях закономерно уменьшаются от -4(CH<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>) до -1(HF, HCl).

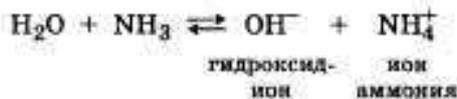
Во-вторых, тип связи во всех соединениях — ковалентная полярная; так как электроотрицательность неметаллов в периоде возрастает, то полярность связи увеличивается от метана CH<sub>4</sub> к фтороводороду HF, от силана SiH<sub>4</sub> — к хлороводороду HCl. Это отражается на кислотно-основных свойствах этих соединений: от безразличных (CH<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>) к основным (NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>) и кислотным (H<sub>2</sub>S, HF, HCl и т. п.).

Если рассмотреть сущность процесса взаимодействия хлороводородной (соляной) кислоты с водой:



то можно сделать вывод о том, что каждая молекула хлороводорода отдает протон, который присоединяется к молекуле воды, образуя ион гидроксония. Значит, хлороводород проявляет кислотные свойства.

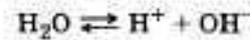
При растворении аммиака в воде:



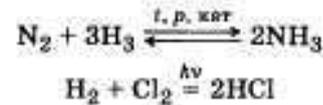
происходит присоединение протона от молекулы воды к аммиаку, при этом образуется катион аммония и гидроксид-ион. Значит, аммиак проявляет основные свойства.

Таким образом, водородные соединения неметаллов проявляют основные свойства (NH<sub>3</sub>), кислотные свойства (HCl), а вода H<sub>2</sub>O в зависимости от сере-

агента выступает то в роли основания (реакция с HCl), то — кислоты (реакция с NH<sub>3</sub>), т. е. является амфотерным соединением, потому что она ничтожно мало, но диссоциирует:



Все рассматриваемые соединения могут быть получены синтезом простых веществ (кроме фосфина PH<sub>3</sub>), для аммиака и хлороводорода этот способ является промышленным:

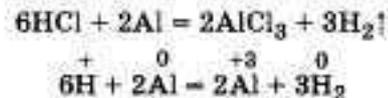


Изменение свойств водородных соединений неметаллов можно рассмотреть на примере одной группы, например галогенов (HF, HCl, HBr, HI) или подгруппы кислорода и серы (халькогенов) (H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te). При этом следует отметить, что с возрастанием порядкового номера элемента (и радиуса атома) прочность ковалентной полярной связи уменьшается. Например, в VI группе наибольшая прочность химической связи наблюдается в молекулах воды и сероводорода, наименьшая — в молекулах селеноводорода H<sub>2</sub>Se и теллуридоводорода H<sub>2</sub>Te. Другим примером может служить устойчивость молекулы аммиака, тогда как фосфин настолько непрочное соединение, что окисляется при комнатной температуре:



Восстановительные свойства химических элементов в группе увеличиваются, так же как растет и сила кислот (VII группа): HF — слабая кислота, а остальные галогеноводороды в растворе — сильные кислоты. Концентрированный раствор HF называют плавиковой кислотой; ее нельзя хранить в стеклянной посуде (разъедает стекло). Соляная кислота HCl

в растворе за счет катиона водорода является окислителем:



Аммиак и фосфин проявляют основные свойства, водный раствор сероводорода — слабая кислота.

По желанию ответ можно завершить записями уравнений химических реакций, характеризующих свойства аммиака как основания (взаимодействие с кислотами и др.), хлороводорода как кислоты (со щелочью и др.).

## 26. Предельные одноосновные карбоновые кислоты, их строение и свойства на примере уксусной кислоты.

Карбоновые кислоты – органические соединения, содержащие одну или несколько карбоксильных групп -COOH.

При определении состава карбоновых кислот делают следующие записи и объясняют их:

$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$  — общая формула, которая выражает химическое строение. (Общую формулу можно записать и так:  $C_n H_{2n} O_2$ , но по ней нельзя судить о химическом строении.)

$\begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$  — функциональная карбоксильная группа:  $-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$  — карбонил и  $-OH$  — гидроксил. Основность определяется числом групп  $-COOH$  в молекуле кислоты.

Гомологический ряд:

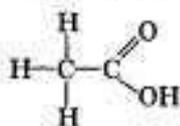
H—COOH муравьиная кислота	} жидкости
CH <sub>3</sub> COOH уксусная кислота	
CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —COOH пропионовая кислота	

и т. д.

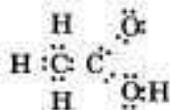
CH<sub>3</sub>—(CH<sub>2</sub>)<sub>14</sub>—COOH пальмитиновая кислота

и т. д. — твердые вещества.

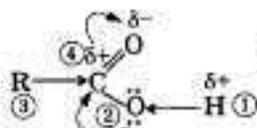
Уксусная кислота



структурная формула

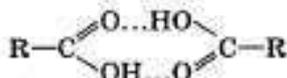


электронная формула



① ② ③ ④ — реакционные центры

Физические свойства: в гомологическом ряду нет газообразных веществ, причина свойств в ассоциации молекул посредством водородных связей:

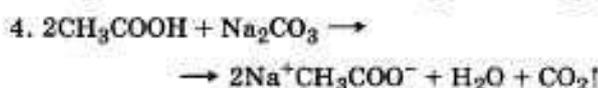
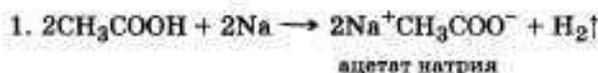


димеры уксусной кислоты — большая прочность димерных молекул (сравнить со спиртами).

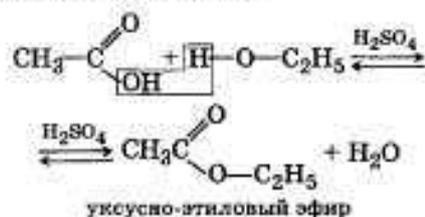
Химические свойства:

а) реакции кислот как электролитов:

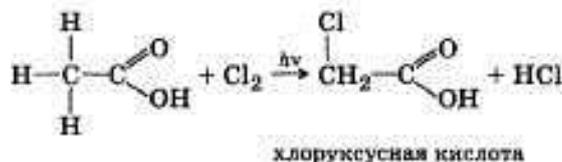
$R-COOH \rightleftharpoons H^+ + RCOO^-$  — растворимые в воде кислоты. HCOOH — электролит средней силы, остальные — слабые электролиты.



б) реакция этерификации:



в) реакция по углеводородному радикалу:



$Cl-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}-H$  — более сильный электролит по сравнению с уксусной кислотой<sup>1</sup>.

Карбоновые кислоты находят широкое применение: в химической промышленности (HCOOH — восстановитель при синтезе органических веществ, CH<sub>3</sub>COOH — при синтезе красителей), для получения пластмасс, искусственных волокон и др.; в пищевой промышленности (дезинфицирующее и консервирующее средство); в медицине.

## 27. Высшие оксиды химических элементов третьего периода. Закономерности в изменении их свойств в связи с положением химических элементов в периодической системе.

Изменение свойств кислородных соединений элементов 3-го периода обусловлено строением их атомов, точнее, изменением числа электронов на внешнем энергетическом уровне: по мере увеличения порядкового номера химического элемента. Это положение важно проиллюстрировать схемами строения атомов от натрия до хлора (см. билет № 1, вопрос 1). Далее нужно записать формулы оксидов элементов 3-го периода:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

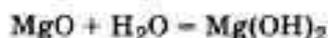
В зависимости от положения химических элементов в периодической системе находятся и формы их кислородных соединений.

В связи с уменьшением разницы в электроотрицательности элементов в этом ряду изменяется вид химической связи: от ионной до ковалентной полярной в оксидах кремния, фосфора, серы, хлора.

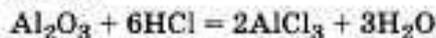
Изменение кислотно-основных свойств связано с изменением степени окисления элементов в высших оксидах, в периоде увеличивается кислотный и ослабляется основной характер оксидов.

Принадлежность оксидов к разным группам можно подтвердить их химическими свойствами:

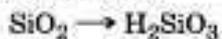
$\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$  — основные оксиды, им соответствуют основания  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .



$\text{Al}_2\text{O}_3$  — амфотерному оксиду соответствует гидроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :



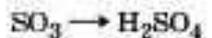
Далее следуют кислотные оксиды и соответствующие им кислоты:



кремниевая  
кислота



фосфорная  
кислота

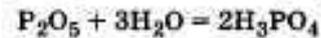
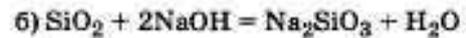
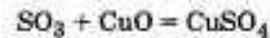
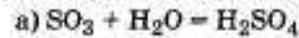


серная  
кислота



хлорная  
кислота

При описании химических свойств оксидов важно привести примеры уравнений реакций и обратить внимание на закономерность, которая проявляется в ряду приведенных кислот. Ученику предоставляется возможность самому решить, для одного или разных оксидов он приводит подобные примеры:



Закономерности в изменении свойств кислот коротко можно сформулировать так.

По мере увеличения степени окисления неметаллов образуемые оксидами высшие кислородсодержащие кислоты проявляют все более ярко выраженные кислотные свойства.

Кремниевая кислота ( $\text{Si}^{+4}$ ) — твердая нерастворимая, довольно слабая кислота.

Фосфорная кислота ( $\text{P}^{+5}$ ) — белые кристаллы, растворяются в воде. Это кислота средней силы.

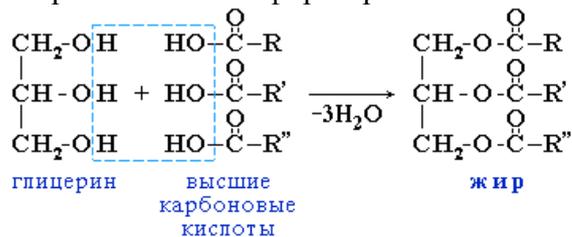
Серная кислота ( $\text{S}^{+6}$ ) — маслянистая жидкость, растворяется в воде с выделением теплоты. Кислота сильная.

Хлорная кислота ( $\text{Cl}^{+7}$ ) — хорошо растворимая в воде жидкость. Самая сильная кислота из всех кислородсодержащих кислот.

Иначе говоря, по мере увеличения степени окисления свойства кислородных соединений элементов третьего периода закономерно изменяются от типично основных ( $\text{NaOH}$  — щелочь) через амфотерные ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ) к сильным кислотам ( $\text{HClO}_4$ ).

## 28. Жиры, их состав и свойства. Жиры в природе, превращение жиров в организме. Продукты технической переработки жиров, понятие о синтетических моющих средствах.

Жиры – сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот.



**В природе:** Жиры содержатся во всех растениях и животных. Животные жиры (бараний, свиной, говяжий), являются твердыми веществами с невысокой температурой плавления (исключение – рыбий жир). В твердых жирах преобладают остатки насыщенных кислот.

Растительные жиры – масла (подсолнечное, соевое, хлопковое) – жидкости (исключение – кокосовое масло, масло какао-бобов). Масла содержат в основном остатки ненасыщенных (непредельных) кислот.

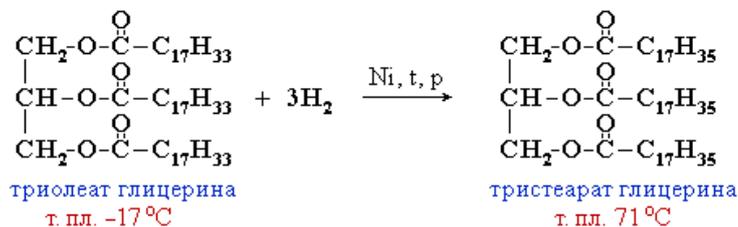
### Физические свойства:

При комнатной температуре жиры – твердые, мазеобразные или жидкие вещества. Не имеют четкой температуры плавления. Консистенция жиров зависит от их состава: в твердых жирах преобладают триглицериды с остатками насыщенных кислот (масляная, пальмитиновая, стеариновая), имеющие относительно высокие температуры плавления; для жидких жиров (масел), напротив, характерно высокое содержание триглицеридов ненасыщенных кислот (олеиновая, линолевая) с низкими температурами плавления.

Жиры практически не растворимы в воде, но при добавлении мыла или других поверхностно-активных веществ, они способны образовывать стойкие водные эмульсии. Жиры ограниченно растворимы в спирте и хорошо растворимы в эфире, бензоле, хлороформе, бензине.

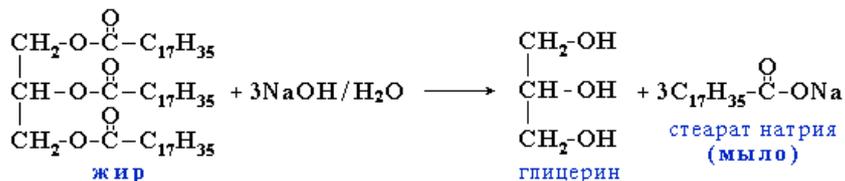
### Химические свойства:

Жиры, содержащие остатки ненасыщенных кислот, обесцвечивают бромную воду.



*Гидрирование жира* – превращение жидкого жира в твердый, реакция, лежащая в основе получения маргарина. Маргарин – пищевой жир, состоит из смеси масел (подсолнечного, кукурузного, хлопкового), животных жиров, молока и вкусовых добавок (соли, сахара, витаминов).

При длительном хранении жиры портятся (прогоркают). Под действием воздуха, света и микроорганизмов происходит частичный гидролиз жиров с образованием свободных жирных кислот и продуктов их превращения, обычно имеющих неприятный запах и вкус. Срок годности жиров увеличивается при низкой температуре и в присутствии консервантов (чаще всего поваренной соли).



Все жиры подвергаются *гидролизу* (взаимодействию с водой до глицерина и кислоты). При участии щелочей (или карбонатов щелочных металлов) гидролиз жиров происходит необратимо.

Продуктами в этом случае являются мыла – соли высших карбоновых кислот и щелочных металлов.

Натриевые соли – твердые мыла, калиевые – жидкие. Реакция щелочного гидролиза жиров называется омылением. В жесткой воде вместо пены в воде образуются хлопья осадка кальциевых и магниевых солей высших карбоновых кислот. Синтетические моющие средства – современные стиральные порошки сохраняют свое действие в жесткой и морской воде, имеют нейтральную среду, но медленно разлагаются в сточных водах и вызывают загрязнение окружающей среды.

Помимо употребления в пищу жиры используют для изготовления мыла, смазочных материалов, косметики, свечей, глицерина, олифы (пленкообразующего вещества для защитных покрытий, пропиток, основы натуральных красок, масляных красок).

## 29. Кислоты, их классификация и свойства на основе представлений об электролитической диссоциации.

**Кислоты** - это электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.



Кислоты классифицируют:

- по наличию атомов кислорода (кислородсодержащие  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , бескислородные  $\text{H}_2\text{S}$ )
- по числу атомов водорода (основности) (одноосновные  $\text{HCl}$ , двухосновные  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , трехосновные  $\text{H}_3\text{PO}_4$ )
- по растворимости в воде (растворимые  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , нерастворимые  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ )
- по летучести (летучие  $\text{H}_2\text{S}$ , нелетучие  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
- по степени диссоциации (сильные электролиты  $\text{HNO}_3$ , слабые электролиты  $\text{H}_2\text{S}$ )
- по стабильности (стабильные  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , нестабильные  $\text{H}_2\text{CO}_3$ )

**Свойства:** кислый вкус, индикатор лакмус в кислой среде становится красным, проводят электрический ток, взаимодействуют

- с металлами  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- с оксидами металлов  $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- с гидроксидами металлов  $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- с солями  $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$

## 30. Целлюлоза, состав молекул, физические и химические свойства, применение. Понятие об искусственных волокнах на примере ацетатного волокна.

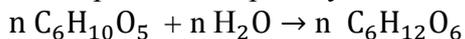
Целлюлоза - полисахарид. Из целлюлозы (клетчатки) (от лат. "целлула" - клетка) построены стенки растительных клеток. волокна хлопка, льна, древесина состоят из целлюлозы. Бумага, хлопчатобумажные ткани - изделия из целлюлозы. Особенно чистыми образцами целлюлозы являются вата, полученная из очищенного хлопка, и фильтровальная бумага.

Структурное звено:  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ . Молекулы имеют расположены линейно.

**Физические свойства:** твердое волокнистое вещество, не растворяется в воде, ни в органических растворителях. в организме человека не переваривается. Ферменты, способные расщеплять целлюлозу, вырабатываются микроорганизмами жвачных, поэтому ими она усваивается.

**Химические свойства:** хорошо горит (при нагревании древесины образуются вода, древесный уголь, метиловый спирт, уксусная кислота, ацетон).

Подвергается гидролизу до глюкозы.



Взаимодействует с азотной кислотой с образованием нитратов целлюлозы. Тринитрат целлюлозы (пироксилин) - сильновзрывчатое вещество, применяется для производства бездымного пороха.

С уксусным ангидридом образует эфиры (диацетат и триацетат целлюлозы), которые используются для приготовления искусственного ацетатного волокна.

**Ацетатное волокно** мало теряет прочность во влажном состоянии, хорошо сохраняет тепло, отличается мягкостью, меньше садится при стирке, обладает приятным блеском, однако хуже впитывает влагу, чем хлопковое. Ткань отличается пониженной сминаемостью. Изделия из ацетатных волокон можно гладить только через влажную ткань. К недостаткам изделий из ацетатных волокон относятся также низкая устойчивость к истиранию и высокая электризуемость.

**Применение:** вата, марля, бинты, пластмасса (целлулоид), фото пленка, искусственные волокна и ткани, нити, канаты, клей, порох, эмали и лаки, бумага и изделия из нее.

Этиловый спирт, полученный из целлюлозы, называют техническим и используют как растворитель при производстве лакокрасочных материалов или для получения синтетических каучуков. Технический спирт (денатурат) не предназначен для питья.

### 31. Основания, их классификация и свойства на основе представлений об электролитической диссоциации.

**Основания** - электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы гидроксогрупп.  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Основания классифицируют:

- по наличию атомов кислорода (кислородсодержащие  $\text{KOH}$ , бескислородные  $\text{NH}_3$ )
- по числу атомов гидроксогрупп (кислотности) (однокислотные  $\text{NaOH}$ , двухкислотные  $\text{Ca(OH)}_2$ , трехкислотные  $\text{Al(OH)}_3$ )
- по растворимости в воде (растворимые  $\text{NaOH}$ , нерастворимые  $\text{Mn(OH)}_2$ )
- по летучести (летучие  $\text{NH}_3$ , нелетучие  $\text{NaOH}$ )
- по степени диссоциации (сильные электролиты  $\text{KOH}$ , слабые электролиты  $\text{NH}_3$ )
- по стабильности (стабильные  $\text{KOH}$ , нестабильные  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ )

**Свойства:** водные растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу, ткани, индикатор фенолфталеин становится малиновым, взаимодействуют:

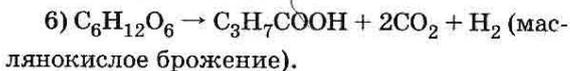
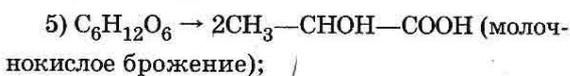
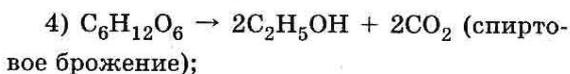
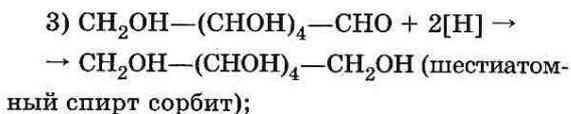
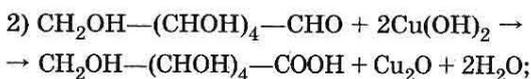
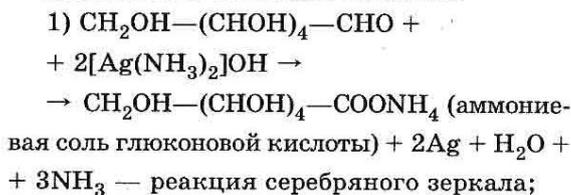
- с кислотами  $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- с кислотными оксидами  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- с солями  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 + 3\text{NaCl}$
- нерастворимые основания разлагаются при нагревании  $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

### 32. Глюкоза – представитель моносахаридов, химическое строение, физические и химические свойства, применение.

**Глюкоза** ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) - моносахарид, содержащий пять гидроксильных групп и одну карбонильную (альдегидоспирт). Содержится в соке винограда, ягод, фруктов, является структурным звеном целлюлозы, крахмала, сахарозы. В крови человека около 0,1% глюкозы.

**Физические свойства:** белое кристаллическое вещество сладкого вкуса, хорошо растворимо в воде.

*Химические свойства* глюкозы:



**Применение:** производство витамина С, пищевая промышленность, получения сорбита (заменителя сахара для людей, страдающих сахарным диабетом), этилового спирта, молочной кислоты. Глюкоза - основной источник энергии в клетке, поэтому её используют в лечебных целях (применяют внутрь или вводят внутривенно ослабленным больным).

### 33. Соли, их состав и названия, взаимодействие с металлами, кислотами, щелочами, друг с другом с учетом особенностей реакций окисления–восстановления и ионного обмена.

**Соли** - это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.  $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

Различают средние соли ( $\text{NaCl}$  хлорид натрия), кислые соли ( $\text{NaHCO}_3$  гидрокарбонат натрия), основные соли ( $\text{ZnOHCl}$  гидроксохлорид цинка).

**Свойства:** взаимодействие

- с металлами  $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
- с другими солями(реакция пойдет, если выпал осадок)  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$
- с кислотами  $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$
- с щелочами  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 + 3\text{NaCl}$

### 34. Крахмал, нахождение в природе, практическое значение, гидролиз крахмала.

Крахмал - полисахарид, представляет собой белый порошок, нерастворимый в воде, "хрупкий" на ощупь. В горячей воде он набухает и образует коллоидный раствор - клейстер. Крахмал содержится в клубнях картофеля, зернах пшеницы, кукурузы, риса.

Структурное звено крахмала:  $(C_6H_{10}O_5)_n$

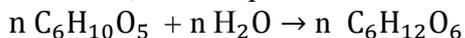
Крахмал дает синее окрашивание при взаимодействии с иодом.

Крахмал играет роль запасного питательного вещества в растительной клетке, является основным углеводом нашей пищи. Для усвоения подвергается гидролизу до глюкозы. промежуточные продукты гидролиза крахмала (декстрины) легче усваиваются организмом, так как состоят из меньших молекул и лучше растворяются в воде. Частичный гидролиз крахмала происходит при варке картофеля, выпечке хлеба. Образованием клейких декстринов объясняется и появление корки на хлебе и жареном картофеле. Крахмал используется как продукт питания, в пищевой промышленности из него изготавливают глюкозу, патоку, кисель.

Патока - густая сладкая масса, смесь декстринов и глюкозы, применяется в кондитерском деле для приготовления конфет, мармелада, пряников. С патокой кондитерские изделия не кажутся приторно-сладкими и долго остаются мягкими.

Крахмал применяется для крахмаления белья: под действием нагревания горячим утюгом он превращается в декстрины, которые склеивают волокна ткани и образуют плотную пленку, предохраняющую ткань от быстрого загрязнения.

Гидролиз (расщепление крахмала) до глюкозы идет под действием ферментов пищеварительной системы человека, либо серной кислоты в промышленности.



Образующуюся в результате гидролиза крахмала глюкозу применяют для производства медицинского и пищевого этилового спирта, используемого для приготовления ликероводочных изделий и лекарств.

### 35. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Условия, при которых происходит коррозия, меры защиты металлов и сплавов от коррозии.

**Коррозия** - самопроизвольное разрушение металлов и сплавов под влиянием окружающей среды. Коррозию вызывают вода, кислород, оксиды углерода и серы, морская вода, грунтовые воды.

Химическая коррозия металлов наблюдается в сухих газах и неэлектролитах. В первом случае разрушение металлов наблюдается при взаимодействии с газами и парами при температуре более  $100^\circ C$  (окисление металла при нагреве, коррозия печной аппаратуры, лопаток паровых и газовых турбин), во втором случае коррозия идет в нефти, бензине, смазочных маслах и т. п.



Наибольшее разрушение металлов происходит в результате электрохимической коррозии, т. е. при воздействии электролитов — водных растворов солей, кислот и щелочей. Этот вид коррозии наблюдается в атмосферных условиях, при действии морской, речной, грунтовой и других вод. Электрохимическая коррозия часто связана с наличием в металле случайных примесей или специально введенных легирующих добавок.

#### Меры защиты:

1. Нанесение защитных покрытий.
2. Использование нержавеющей стали.
3. Применение ингибиторов коррозии.
4. Создание контакта с более активным металлом - протектором.

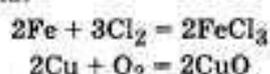
В начале ответа важно подчеркнуть, что изделия из металлов и их сплавов, кроме золота и платины, постепенно разрушаются.

Разрушение металлов и сплавов под воздействием окружающей среды называется коррозией.

Коррозия металлов происходит вследствие окислительно-восстановительного процесса, при котором атомы металлов окисляются и переходят в ионы. Это происходит под влиянием кислорода, влаги, оксида углерода (IV), оксидов азота и пр. Именно все эти вещества практически постоянно присутствуют в воздухе.

Далее необходимо охарактеризовать виды коррозии: химическую и электрохимическую. *Химической коррозией* называют коррозию, вызванную непосредственным взаимодействием металла с веществом окружающей его среды — с газами и неэлектролитами.

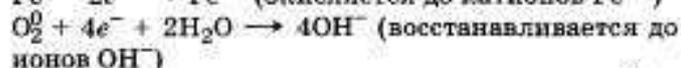
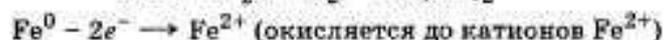
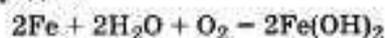
Например, на химических производствах металл иногда контактирует с кислородом, хлором и другими веществами, в результате чего образуются соли и оксиды металла:



Другим примером химической коррозии может служить разрушение цилиндров двигателей внутреннего сгорания, вызванное присутствием в топливе различных примесей, в частности серы и ее соединений.

Гораздо чаще встречается и приносит наибольший вред *электрохимическая коррозия* — разрушение металлов при контакте с водой и под воздействием растворенного в ней кислорода; в присутствии растворов кислот, например, в воде, содержащей растворенные газы: углекислый газ  $\text{CO}_2$ , сернистый газ  $\text{SO}_2$  и др.

Примером такого вида коррозии может быть разрушение (ржавление) железных изделий при контакте с водой и под воздействием растворенного в ней кислорода<sup>1</sup>:



Затем идет дальнейшее окисление ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в ионы  $\text{Fe}^{3+}$ , на металле появляется слой бурой ржав-

чины, состоящей из соединений ионов  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ . Из-за своей рыхлости ржавчина не предохраняет железо от дальнейшего окисления, и в результате металл рассыпается в порошок.

Особенно нежелательной является коррозия двух разнородных металлов. Если стальной болт закрепить медной гайкой, то он будет гораздо быстрее разрушаться, чем если бы гайка была тоже стальной. В этом случае между одним металлом (Fe) и другим металлом (Cu), помещенными в воду, возникает гальваническая пара. Поток электронов идет от более активного металла (в ряду напряжений стоит левее) к менее активному металлу, и более активный металл, в нашем примере железо, разрушается.

Именно поэтому ржавеют консервные банки (их поверхность состоит из железа, покрытого оловом) при хранении во влажной атмосфере. Оцинкованная поверхность железного ведра долго не ржавеет, поскольку даже при появлении трещин корродирует не железо, а цинк (более активный металл).

Коррозия приносит большой ущерб; подсчитано, что потери железа от коррозии составляют около 10% его ежегодной выплавки.

Можно выделить несколько направлений борьбы с коррозией. Первое направление: создаются устойчивые к коррозии материалы, например сплавы стали с примесью хрома, никеля, титана, кобальта (нержавеющие стали). Иногда металлы заменяют прочными пластмассами.

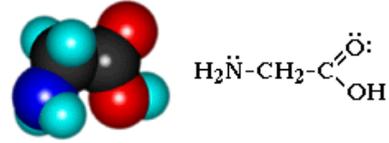
Второе направление: проводятся защитные поверхностные покрытия металлов. Металлы покрывают красками, лаками, маслом; защищают поверхность одних металлов другими, менее активными (луженое железо), либо используют более активный металл, но образующий более плотную пленку на поверхности (оцинкованное железо); иногда металлы покрывают стеклом, глазурью. Эти покрытия изолируют металл от воздействия внешней среды.

Защитить металл можно и с помощью другого, более активного металла. Делают это так, чтобы нужный металл не разрушался, а корродировал специально закрепленный другой металл. Например, если к стальной поверхности прикрепить цинковые пластинки, то корродировать будет цинк. Стальная поверхность таким образом будет защищена. Такой способ применяют в тех случаях, когда конструкция (трубопровод, корпус судна) находится в среде электролита (морская вода).

Третье направление: забота о том, чтобы сама окружающая среда не была агрессивной по отношению к металлу. Для этого используют вещества, замедляющие коррозию, — ингибиторы. Они используются в том случае, когда металл может разрушиться от разъедания кислотами: при химической очистке от накипи паровых котлов, снятии окалины с обработанных изделий, при перевозке и хранении кислот в стальной таре.

### 36. Аминокислоты, их состав и химические свойства: взаимодействие с соляной кислотой, щелочами, друг с другом. Биологическая роль аминокислот и их применение.

Аминокислоты – это органические соединения, содержащие аминогруппу ( $-\text{NH}_2$ ) и карбоксильную группу ( $-\text{COOH}$ ).

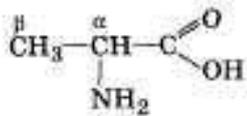


Простейший представитель — аминокусусная кислота (глицин)

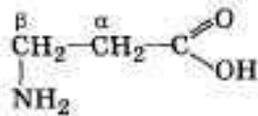
**Физические свойства.** Аминокислоты – твердые бесцветные кристаллические вещества с высокой температурой плавления. Хорошо растворимы в воде, водные растворы электропроводны.

**Химические свойства:** Аминокислоты проявляют свойства оснований за счет аминогруппы и свойства кислот за счет карбоксильной группы, т.е. являются амфотерными соединениями.

Изомерия аминокислот обусловлена, прежде всего, разным расположением функциональных групп относительно друг друга.

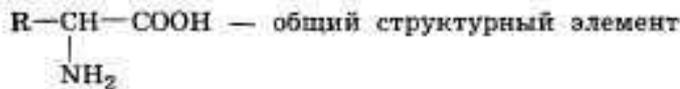


$\alpha$ -аминопропионовая кислота ( $\alpha$ -аланин)



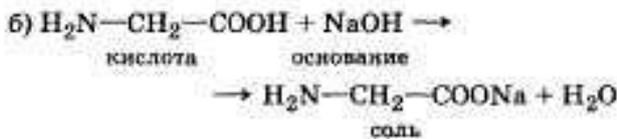
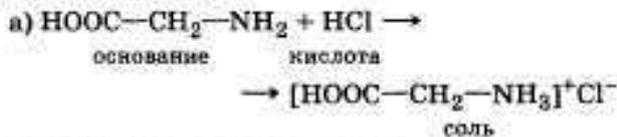
$\beta$ -аминопропионовая кислота ( $\beta$ -аланин)

В построении белков участвуют только  $\alpha$ -аминокислоты.

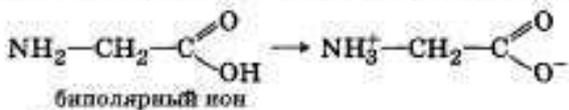


$\alpha$ -аминокислот, которые участвуют в построении белков, где R — водород,  $\text{CH}_3-$ ,  $\text{HS}-$ ,  $\text{CH}_2-$  и т. д.

**Химические свойства:**



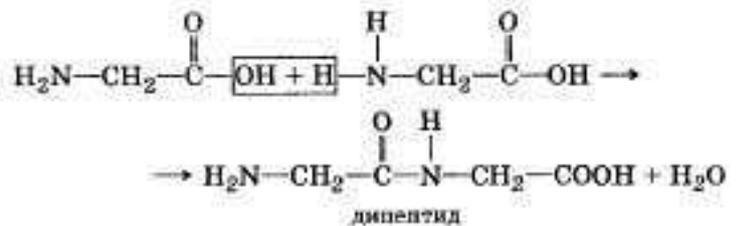
в) растворы аминокислот, в которых содержится по одной функциональной группе  $-\text{NH}_2$  и  $-\text{COOH}$ , нейтральны, т.е. не изменяют окраску индикаторов. Причина — взаимодействие этих групп друг с другом:



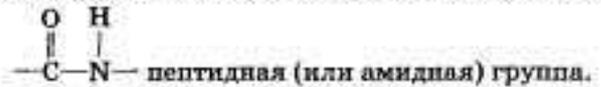
(или  $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-$ ).

Наличие двух разных функциональных групп и реакции, идущие по каждой из них, доказывают амфотерные свойства аминокислот;

г) в отличие от неорганических амфотерных соединений для них характерно взаимодействие друг с другом при определенных условиях:



Образующаяся молекула подобным образом может реагировать с третьей молекулой аминокислоты и т. д.

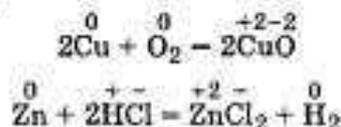


Аминокислоты, необходимые для построения белков организма, человек и животные получают с пищей.

Применяют: как лечебное средство, для производства синтетических волокон (капрон).

### 37. Окислительно-восстановительные реакции (на примере взаимодействия алюминия с оксидами некоторых металлов, концентрированной серной кислоты с медью).

Окислительно-восстановительными реакциями в неорганической химии называют реакции, в результате которых все или некоторые элементы, входящие в состав исходных веществ и продуктов, меняют свои степени окисления. Например, окисление меди кислородом:

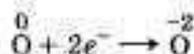


В процессе окислительно-восстановительной реакции происходит перераспределение электронов, что и приводит к изменению степеней окисления некоторых элементов.

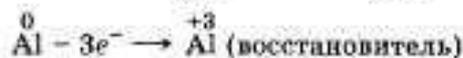
Атом или ион, который отдает электроны, повышая свою степень окисления, называется восстановителем. Так, в приведенном примере восстановителем являются медь и цинк. В результате реакции они повышают свою степень окисления до +2. Процесс отдачи электронов называют *окислением*. Схематично окисление, например, меди можно изобразить так:



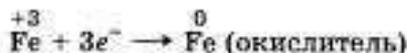
Окислителем называется атом или ион, который принимает электроны, понижая свою степень окисления. Так, в приведенных примерах это кислород и ион водорода. У кислорода была степень окисления 0, стала -2, а ион водорода понизил свою степень окисления до 0. Понижение степени окисления в процессе реакции называется *восстановлением*. Схематично процесс восстановления можно представить так:



В реакциях алюминия с оксидами металлов алюминий выступает в качестве восстановителя, металл, входящий в состав оксида, — в качестве окислителя. Например,



окисление



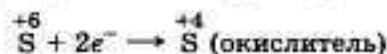
восстановление

Получение металлов из оксидов с помощью алюминия называют *алюминотермией*. Название свидетельствует о том, что в процессе этих реакций выделяется большое количество энергии.

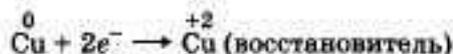
Алюминотермией можно получать из оксидов хром, марганец, кремний и другие металлы и неметаллы.

Известно, что вещества, в которых химический элемент имеет высшую положительную степень окисления, являются окислителями.

Концентрированная серная кислота, в которой степень окисления серы +6, — сильный окислитель: она реагирует почти со всеми металлами (кроме золота, платины и некоторых других) и неметаллами. Рассмотрим окислительные свойства серной кислоты можно на примере взаимодействия ее с медью. Медь в электрохимическом ряду напряжений металлов находится после водорода. Водород не может принять электроны от меди. Эту роль выполняет  $\text{S}^{+6}$  в серной кислоте.



восстановление

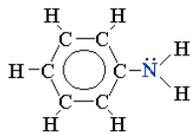


окисление

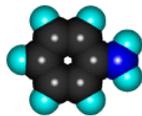
### 38. Анилин – представитель аминов; химическое строение и свойства; получение и практическое применение.

Амины - органические соединения, содержащие азот.

Формула анилина:  $C_6H_5NH_2$



структурная формула

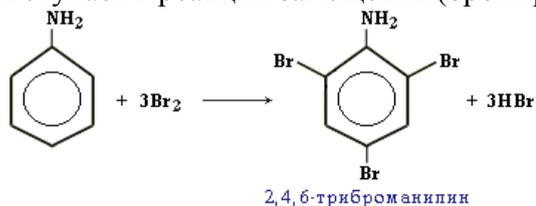


модель молекулы

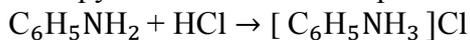
**Физические свойства:** быстро желтеющая на воздухе маслянистая жидкость с характерным запахом. Мало растворим в воде, но хорошо в органических растворителях. Ядовит.

**Химические свойства:**

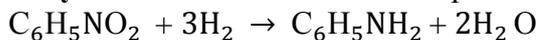
Вступает в реакции замещения (бромирование с получением белого осадка)



Реагирует с кислотами с образованием солей



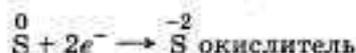
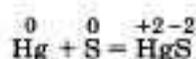
**Получение:** восстановление нитробензола (реакция Зинина)



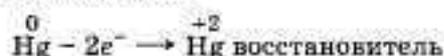
**Применение:** производство анилиновых красителей, фотоматериалов, лекарств.

### 39. Окислительно-восстановительные свойства серы и ее соединений.

Ответ лучше начинать с характеристики положения серы в периодической системе химических элементов, из которой можно заключить, что сера как простое вещество является окислителем, но менее сильным, чем кислород. Она образует соединения почти со всеми металлами (кроме золота, платины, иридия); эти соединения относят к солям и называют сульфидами. Для их получения чаще всего требуется нагревание. Лишь со ртутью сера соединяется сразу при соприкосновении в обычных условиях (вспомните, что пары ртути ядовиты для человека).

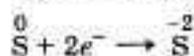
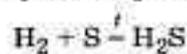


восстанавливается

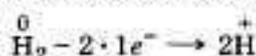


окисляется

В реакции с водородом сера является окислителем:

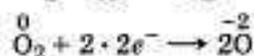
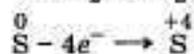
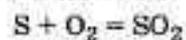


$\overset{0}{\text{S}}$  — окислитель, восстанавливается



$\overset{0}{\text{H}_2}$  — восстановитель, окисляется

Вместе с тем, если сера вступает в реакцию с более сильным окислителем, например кислородом, она ведет себя как восстановитель:



$\overset{0}{\text{S}}$  — восстановитель, окисляется

$\overset{0}{\text{O}_2}$  — окислитель, восстанавливается

Таким образом, сера по своим свойствам может быть как окислителем, так и восстановителем.

При ответе на второй пункт плана следует рассмотреть окислительно-восстановительные возможности веществ, содержащих серу в разной степени окисления:



оксид серы (VI)



оксид серы (IV)



сероводород

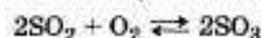
Степень окисления +6 может только уменьшаться. Значит, все соединения, где сера проявляет степень окисления +6, будут окислителями, так как понижение степени окисления происходит за счет принятия электронов. Например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — серная кислота,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  — сульфат калия и др.

Об особенных свойствах концентрированной серной кислоты как окислителя см. билет № 19, вопрос 1.

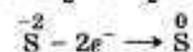
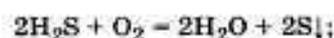
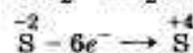
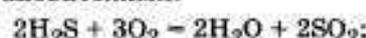
Соединения, в которых сера проявляет степень окисления +4 ( $\text{H}_2\text{SO}_3$  — сернистая кислота, соли — сульфиты), в химических реакциях выступают как окислители:



или как восстановители (что более характерно):

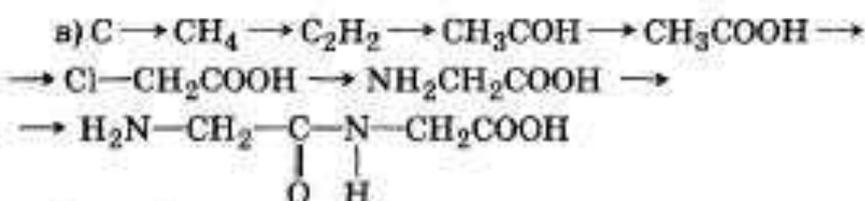
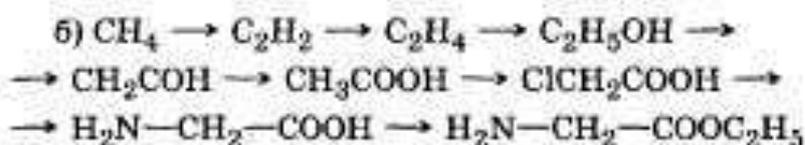
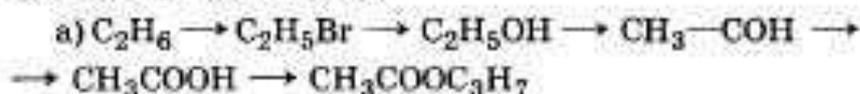


Соединения, в которых сера проявляет степень окисления -2 (соли называются сульфидами), могут быть восстановителями:



#### 40. Взаимосвязь между важнейшими классами органических соединений.

В начале ответа важно подчеркнуть, что строение молекул органических соединений позволяет сделать вывод о химических свойствах веществ и тесной взаимосвязи между ними. Из веществ одних классов путем последовательных превращений получают соединения других классов. При этом все органические вещества можно представить как производные наиболее простых соединений — углеводородов. Генетическую связь органических соединений можно представить в виде схемы (варианты схем могут быть различными).



По любой схеме необходимо составить уравнения химических превращений одних веществ в другие. Они подтверждают взаимосвязь всех органических соединений, усложнение состава вещества, развитие веществ природы от простого к сложному.

Далее важно подчеркнуть, что в состав органических веществ входит чаще всего небольшое число химических элементов: H, C, O, N, S, Cl и другие галогены. Органическое вещество  $\text{CH}_4$  — метан можно синтезировать из двух простых неорганических веществ — углерода и водорода:  $\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{Ni}]{} \text{CH}_4 + \text{Q}$ . Это один из примеров того, что между всеми веществами природы — неорганическими и органическими — существует единство и генетическая связь.

А наличие элементоорганических соединений (в их состав входят кроме углерода почти все элементы периодической системы Д. И. Менделеева) как бы объединило неорганическую и органическую химию, раскрыло новые взаимосвязи всех химических элементов и их соединений.

Таким образом, взаимосвязь всех классов органических веществ и веществ органических с неорганическими имеет своей основой единство химических элементов и проявляется во взаимных превращениях веществ.

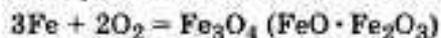
#### 41. Железо: положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение атома, возможные степени окисления, физические свойства, взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот и солей. Сплавы железа.

Ответ лучше начать с характеристики элемента по его положению в системе элементов, подчеркнув, что железо — элемент VIII группы побочной подгруппы и большого четвертого периода. Это свидетельствует о том, что на внешнем слое атома железа 2 электрона, а предвнешний электронный слой незавершенный, он включает 14 электронов. Затем составить схему распределения электронов в атоме железа:  ${}_{26}\text{Fe}$  2, 8, 14, 2 (по желанию можно указать электронную формулу:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ ), указать возможные степени окисления, подчеркнув, что наиболее характерными являются +2 и +3.

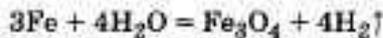
Далее целесообразно отметить, что железо — после алюминия — самый распространенный в природе металл (общее содержание в земной коре — 4,65% по массе). Известно большое число минералов, в состав которых входит железо: магнетит (магнитный железняк) —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , гематит (красный железняк) —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , железный шпат (сидерит)  $\text{FeCO}_3$ , серный колчедан —  $\text{FeS}_2$  и др. Среди физических свойств железа важно отметить его способность притягиваться магнитом.

Железо обладает общими, характерными для всех металлов химическими свойствами. Оно проявляет восстановительные свойства в реакциях с неметаллами, водой, кислотами и солями.

Раскаленное в чистом кислороде железо энергично сгорает с образованием железной окалины:



Железо вступает в реакцию с перегретым паром:



Располагаясь в ряду напряжений левее водорода, железо легко вступает в реакцию с разбавленными кислотами например:

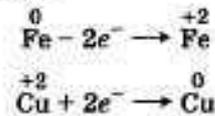


С концентрированной серной и азотной кислотами железо не реагирует. Эти кислоты создают на поверхности металла оксидную пленку, металл становится пассивным и уже не вступает в другие реакции.

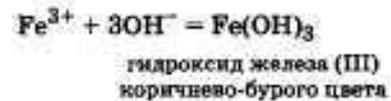
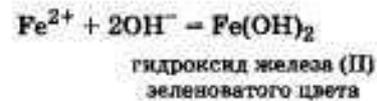
Железо реагирует с солями менее активных металлов:



Во всех этих реакциях железо выступает в качестве восстановителя, что можно показать на примере последней реакции:



К особым его свойствам можно отнести реакции на ионы железа (II) и (III). Соединения железа с этими степенями окисления распознаются при их взаимодействии с щелочами: образующиеся гидроксид железа (II) и гидроксид железа (III) имеют различную окраску (грязно-зеленую и бурю соответственно):



Соли железа (II) неустойчивы и при стоянии окисляются в соли, в которых степень окисления железа +3.

Железо почти никогда не применяется в чистом виде: лишь в небольших количествах используется для изготовления мембран микрофонов, электромагнитов. Главное же применение железа — производство его сплавов, сталей и чугуна. На это и стоит обратить внимание в своем рассказе. При этом можно воспользоваться следующей классификацией: стали подразделяются на углеродистые и легированные.

На долю углеродистых сталей приходится до 90% всего объема производства стали. Содержание углерода колеблется от 0,2 до 1,5%. Применяются они в машиностроении (корпуса автомашин, проволока, трубы, болты, гайки и т. д.), для изготовления инструментов (сверла, ножи, молотки).

Легированные стали, в свою очередь, делятся на нержавеющие (примеси — хром и никель), инструментальные (вольфрамовые и марганцовые), кремниевые (изготовление электрооборудования).

Чугун — это сплав железа с углеродом, содержание которого более 1,7%. Основное применение чугуна — сырье для производства сталей, а также изготовление станин для станков, колеса, трубы, плиты.

## 42. Белки как биополимеры. Свойства и биологические функции белков.

**Белки** - главные компоненты живых клеток, природные полимеры, состоящие из большого числа остатков  $\alpha$ -аминокислот, соединенных пептидными связями.

### **Физические свойства:**

**Фибриллярные** белки вытянуты в длину, нитеобразны, основа сухожилий, мускульных и покровных тканей, в воде нерастворимы. Очень прочны.

**Глобулярные** белки свернуты в глобулы (клубочки), растворимы.

### **Химические свойства:**

1. *Денатурация* - необратимое свертывание в результате нагревания, действия химических веществ. Примером денатурации являются сваренные вкрутую яйца, получение творога. Большинство белков свертываются при температуре до 100°C.

2. *Гидролиз* - разрушение структуры белка по действием химических веществ, основа пищеварения. В желудке под действием соляной кислоты белки разрушаются до аминокислот, из которых строятся уже белки своего организма.

3. *Качественные реакции:*

- *биуретовая реакция* - при действии на белки солей меди в щелочной среде появляется фиолетовое окрашивание,

- *ксантопротеиновая реакция* - при действии на белки концентрированной азотной кислоты появляется желтое окрашивание

- *реакция определения серы в белках* - при горении белки издадут запах "жженого рога".

### **Функции белков:**

1. **Ферментативная (каталитическая).** Ферменты - вещества белковой природы, увеличивающие скорость реакций в организме в миллиарды раз.

2. **Транспортная.** Белок крови гемоглобин переносит молекулы кислорода в клетки организма.

3. **Структурная.** Кератин шерсти, фиброин шелка, коллаген.

4. **Защитная.** Иммуноглобулины распознают и уничтожают чужеродные вирусы, бактерии.

5. **Сигнальная.** Действие света на сетчатку глаза воспринимает белок родопсин.



## 45. Причины многообразия неорганических и органических веществ; взаимосвязь и единство неорганических и органических веществ.

В начале ответа важно подчеркнуть, что теория химического строения А. М. Бутлерова является общехимической теорией; она применима как к органическим, так и к неорганическим веществам и позволяет объяснить причины их многообразия. И хотя органические вещества обязательно содержат в своем составе углерод, а неорганические вещества имеют самый разнообразный элементный состав, резкой границы между ними не существует (вспомните CO — оксид углерода (II), CO<sub>2</sub> — оксид углерода (IV), угольная кислота H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и ее соли и др.).

Можно также вспомнить, что из неорганических веществ воды H<sub>2</sub>O и углекислого газа CO<sub>2</sub> в процессе фотосинтеза образуется органическое вещество глюкоза C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, которая, в свою очередь, может превращаться в неорганические соединения.

Эти примеры свидетельствуют о взаимосвязи всех веществ в природе, об их единстве.

Далее можно перейти к причинам, которые обуславливают многообразие неорганических веществ.

Первая из них связана с большим числом химических элементов, которые входят в состав различных веществ. Вторая причина связана с аллотропией — явлением существования химического элемента в виде нескольких простых веществ.

Например, у атома серы несколько аллотропных модификаций: сера ромбическая, пластическая и др. Аллотропия серы обусловлена различным строением простых веществ. Алмаз, графит, карбин — простые вещества, образованные углеродом, и т. д.

Многообразие неорганических соединений можно обнаружить в водородных и кислородных соединениях одного и того же элемента. Например, хлор образует несколько оксидов: Cl<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> и др., водород входит в состав воды H<sub>2</sub>O и пероксида водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> и т. д.

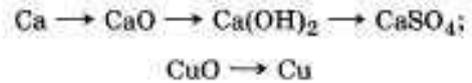
Многообразие органических веществ обусловлено:

- 1) разным строением углеродного скелета (см. билет № 7, вопрос 1);
- 2) наличием в составе молекулы разных функциональных групп (ОН<sup>-</sup>, —СОН, —СООН и др.);
- 3) различными видами изомерии (см. билет № 8, вопрос 1).

Единство веществ обусловлено тем, что в состав всех веществ входят химические элементы. Атомы каждого химического элемента состоят из положительно заряженного ядра (состоящего из протонов и нейтронов). Вокруг ядра вращаются электроны.

Взаимосвязь веществ обусловлена возможностями их получения из других веществ. Так, из простого вещества металла можно получить основной оксид. Из

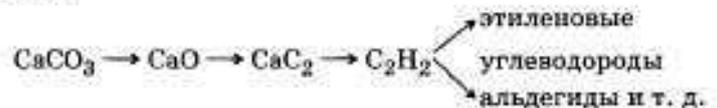
основного оксида — основание, а затем соль. Из сложного вещества путем восстановления можно получить простое вещество:



и т. д.

Аналогичная взаимосвязь наблюдается и в мире органических веществ. Из углеводорода можно получить галогенопроизводное углеводорода, а в результате его гидролиза — спирт. Окисление спирта может привести к образованию альдегида, а окисление альдегида — к образованию карбоновой кислоты. Из карбоновой кислоты можно получить сложный эфир. Возможно получение веществ и в обратном направлении (см. билет № 20, вопрос 2).

Взаимосвязь неорганических и органических веществ можно показать, например, следующей схемой:

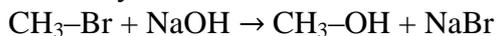


#### 46. Получение спиртов из предельных и непредельных углеводородов. Промышленный синтез метанола.

Спирты получают из непредельных углеводородов (алкенов) путем присоединения воды (гидратация)



Заменить атом водорода на гидроксогруппу в предельных углеводородах (алканах) сложно, поэтому используют галогеналканы.

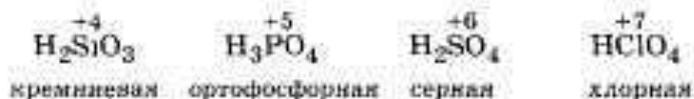


В промышленности метанол получают из синтез - газа - смеси оксидов углерода (II) CO и водорода.

Реакцию ведут при температуре 250 - 300°C в присутствии катализатора оксида цинка или оксида хрома (III).  $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$

#### 47. Высшие кислородсодержащие кислоты химических элементов третьего периода, их состав и сравнительная характеристика свойств.

В ответе на этот вопрос важно подчеркнуть, что в зависимости от положения химических элементов в периодической системе находятся и формы их кислородных соединений. Высшие кислоты — это кислородсодержащие кислоты, в которых химический элемент проявляет высшую для данной группы степень окисления, численно равную номеру группы, в которой находится химический элемент. Например, серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — высшая степень окисления серы в ней +6, в отличие от сернистой кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , в которой степень окисления серы +4. Целесообразно записать формулы этих кислот:

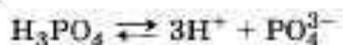


и показать, что в этих соединениях у кремния, фосфора, серы и хлора высшая степень окисления.

Вопрос о физических свойствах не должен вызывать затруднения. Кремниевая кислота — твердое, нерастворимое в воде вещество; фосфорная кислота — также твердое вещество, получаемое при растворении оксида фосфора (V) в воде. Серная и хлорная кислоты — бесцветные жидкости, хорошо растворимые в воде.

Общие свойства кислот обусловлены тем, что большинство из них (кроме кремниевой) диссоциируют на ионы с образованием катиона водорода  $\text{H}^+$ . Здесь можно привести уравнения электролитической диссоциации этих кислот<sup>1</sup>.

Например,



К химическим свойствам кислородсодержащих кислот относятся: изменение окраски индикатора, взаимодействие с основаниями, основными оксидами и металлами. Здесь нужно записать примеры химических уравнений соответствующих реакций, например серной кислоты с цинком Zn, оксидом меди CuO, гидроксидом натрия NaOH и раствором хлорида бария  $\text{BaCl}_2$ . При этом желательно объяснить их в свете представлений об окислительно-восстанови-

тельных реакциях и реакциях ионного обмена (билет № 4, вопрос 1).

Для кремниевой кислоты перечисленные свойства не характерны, так как она нерастворима в воде. Если рассматривать кислоты как электролиты, то следует отметить, что самая слабая — кремниевая кислота, фосфорная кислота — средней силы, серная и хлорная — сильные кислоты, причем хлорная кислота сильнее серной, это одна из самых сильных кислот. Сравнение кислот, образованных элементами одного периода, позволяет сделать вывод: по мере увеличения степени окисления неметаллов образующие ими высшие кислородсодержащие кислоты закономерно проявляют все более ярко выраженные кислотные свойства.

При характеристике окислительно-восстановительных свойств необходимо отметить общность этих соединений — наличие элемента в высшей степени окисления. Это обуславливает общие свойства данных кислот как окислителей (кроме кремниевой кислоты). При этом наиболее сильным окислителем является концентрированная серная кислота (привести примеры — см. билет № 15, вопрос 1).

48. Общая характеристика высокомолекулярных соединений: состав, строение, реакции, лежащие в основе их получения (на примере полиэтилена или синтетического каучука).

Для того чтобы ответ на этот вопрос был достаточно полным, следует объяснить прежде всего понятия химии полимеров (мономер, макромолекула, полимер, структурное звено, степень полимеризации, виды геометрической структуры: линейная, разветвленная, пространственная), зависимость их свойств от строения и способы синтеза высокомолекулярных соединений.

Высокомолекулярные соединения (ВМС) — органические вещества, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся структурных звеньев. Их иначе называют полимерами.

Мономер и структурное звено полимера одинаковы по составу, но различны по строению:



В молекуле этилена имеется двойная связь, в структурном звене этилена она отсутствует.

Степень полимеризации — число  $n$  показывает в формуле полимера, сколько молекул мономера соединяются в макромолекулу  $(\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—})_n$ .

ВМС  $\left\{ \begin{array}{l} \text{природного происхождения: каучук, полисахариды (крахмал, целлюлоза), белки, нуклеиновые кислоты} \\ \text{синтетические высокомолекулярные вещества: каучуки (бутадиеновый, бутадиенстирольный, изопреновый и т. д.), волокна, пластмассы} \end{array} \right.$

Геометрическая форма макромолекул полимеров:  
линейная: структурные звенья соединены в длинные цепи последовательно одно за другим (полиэтилен);

разветвленная (крахмал);

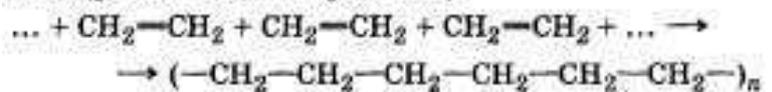
пространственная: линейные молекулы соединены между собой химическими связями (резина).

Свойства

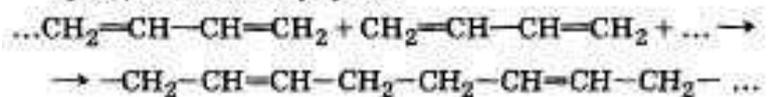
→ *полиэтилена*  $(\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—})_n$ :  
твердый, белый, размягчается при нагревании, горит, химически устойчив к действию кислот, окислителей, щелочей (так как в его молекуле прочные  $\sigma$ -связи); в зависимости от условий получения имеет разную структуру — линейную (получен под низким давлением) и разветвленную (получен под высоким давлением), а следовательно, разные свойства.

→ *синтетического каучука* зависит от пространственного строения. В настоящее время производят очень много разных видов СК, каждый из которых имеет свои преимущества в определенной области применения. Например, для изготовления автомобильных шин особенно пригоден бутадиен-стирольный каучук из-за своей износостойкости (прочности при истирании), которая даже выше, чем у натурального каучука.

Реакции, лежащие в основе получения полиэтилена (реакции полимеризации):



или  $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—})_n$   
бутадиенового каучука<sup>1</sup>:



## 49. Общие способы получения металлов. Практическое значение электролиза на примере солей бескислородных кислот.

Металлы широко применяются в современной технике, авиа-, авто-, судостроении и других отраслях хозяйства. Однако далеко не все металлы встречаются в природе в свободном состоянии. Самым распространенным металлом в земной коре является алюминий. В свободном состоянии в природе встречаются наименее активные металлы: золото, платина, серебро, медь, ртуть, олово. Большинство остальных металлов, в том числе и перечисленные, встречаются и в виде различных соединений. Природные минералы и горные породы, содержащие металлы и пригодные для их промышленного получения, называются рудами.

По составу большинство руд представляют собой оксиды ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — красный железняк;  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — корунд и др.) или соли ( $\text{FeS}_2$  — пирит;  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — гипс,  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  — криолит и др.).

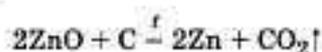
Получение металлов из руд — основная задача металлургии.

Основной принцип получения металлов из природных соединений — их восстановление из руд:  $\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$ .

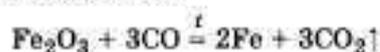
Восстановление металлов происходит разными способами.

1) Для восстановления металлов из их оксидов используют:

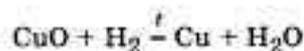
а) углерод



б) оксид углерода (II)



в) водород



г) металлы. Восстановление металлов из их соединений другими металлами называют металлотермией. В качестве восстановителей используют алюминий, магний, кальций, натрий.



2) Металлы можно получить из растворов солей, образующихся при обработке руд, содержащих оксиды металлов. Из раствора соли металла выделяют действием более активного металла или с помощью электрического тока. Таким образом получают более

25% добываемой меди, а также золото, серебро, цинк и другие металлы.

Например, руды, содержащие оксид меди (II), обрабатывают раствором кислоты и получают растворимую соль — сульфат меди (II):

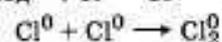
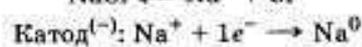
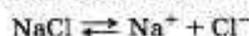


Затем из раствора выделяют свободную медь вытеснением железными опилками или электролизом:



3) Для получения главным образом легких металлов (Na, K и других щелочных металлов, Al, Mg и т. д.) широко используют электролиз.

Электролизом называют окислительно-восстановительную реакцию, протекающую при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита. При этом отрицательный электрод — катод выступает в качестве восстановителя, он отдает электроны. Положительный электрод — анод, наоборот, представляет собой окислитель, он забирает электроны. Так, если в расплав хлорида натрия поместить электроды и пропустить электрический ток, то на катоде выделится натрий, а на аноде — хлор.



Суммарный процесс электролиза может быть выражен схемой:

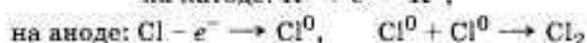
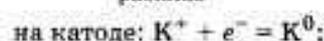


Таким образом, при электролизе расплава хлорида натрия одновременно получают натрий и газообразный хлор.

Чтобы показать продукты электролиза, можно привести еще один пример электролиза расплава солей, хлорида калия или бромид натрия:



расплав



суммарное уравнение электролиза:



Практическое значение электролиза очень большое. Так, электролизом раствора хлорида натрия в промышленности получают хлор и гидроксид натрия. Электролизом получают алюминий и все щелочные металлы. С его помощью очищают медь, никель и другие металлы (рафинирование). В этом случае используют анод, изготовленный из соответствующего металла. В процессе электролиза анод растворяется, а на катоде оседает более чистый металл.

## 50. Виды синтетических каучуков, их свойства и применение.

Источник натурального (изопренового) каучука - гевея у нас не произрастает, поэтому возникла необходимость создания синтетических материалов высокой эластичности синтетическим путем. Высокомолекулярные вещества, полученные в результате работы химиков называют синтетическими полимерами.

Каучуки	
Общего назначения	Специального назначения
Бутадиеновые (русский химик, живший в 19-20 веке, Сергей Васильевич Лебедев, из этилового спирта синтезировал бутадиен, а затем бутадиеновый каучук $(-CH_2 - CH = CH - CH_2 -)_n$ , обладающий хорошей водо- и газонепроницаемостью), Бутадиен - стирольные (массовое производство изделий из резины: шины, конвейерные ленты)	Бутадиен - нитрильные (бензо- и кислотоустойчивые изделия) Кремнийорганические (тепло- и морозоустойчивые изделия) Уретановые (износостойкие и морозоустойчивые изделия)

### ВАЖНЕЙШИЕ ПРОМЫШЛЕННЫЕ СИНТЕТИЧЕСКИЕ КАУЧУКИ

Наименование, отечественная марка	Хим. состав	Структурная формула	Общая характеристика	Области применения
<b>Каучуки общего назначения</b>				
Изопреповые каучуки СКИ	Стереорегулярный полиизопрен с высоким содержанием звеньев 1,4-цис	$[-CH_2 - \underset{\substack{  \\ CH_3}}{C} = CH - CH_2 -]_n$	Высокие прочность, сопротивление раздиру, эластичность, усталостная выносливость, хорошая износостойкость	Шины, РТИ, обувь, кабельные резины, изделия бытового, пищ. и мед. назначения, эбониты и др.
Бутадиеновые каучуки СКД, СКДЛ, СКДЛПР	Стереорегулярные полибутадиены с высоким или средним содержанием звеньев 1,4-цис	$[-CH_2 - CH = CH - CH_2 -]_n$	Высокие износостойкость, эластичность, морозостойкость, усталостные св-ва	Шины, транспортные ленты и др. РТИ, кабельные резины, обувь, ударопрочный полистирол и др.
СКДСР, СКБ	Полибутадиены с повыш. содержанием звеньев 1,2	$[-CH_2 - CH(CH=CH_2) -]_n$	Высокие термостойкость, фрикционные св-ва	РТИ, обувь, асбестотехн. и электротехн. изделия
Бутадиен-стирольные каучуки СКС, СКМС	Сополимеры бутадиена со стиролом или $\alpha$ -метилстиролом	$[-CH_2 - CH = CH - CH_2 -]_n - [-CH_2 - \underset{\substack{  \\ C_6H_5}}{CH} -]_m$	Хорошие прочность, износостойкость, сопротивление старению	Шины, РТИ, обувь, кабельные резины, широкий ассортимент изделий разл. назначения
<b>Каучуки специального назначения</b>				
Бутилкаучук БК	Сополимеры изобутилена с 0,6-3,0% мол. изопрена	$[-C(CH_3)_2 - CH_2 -]_n - [-CH_2 - \underset{\substack{  \\ CH_3}}{C} = CH - CH_2 -]_m$	Высокие газонепроницаемость, тепло-, озono-, атмосферо-, паро-, водостойкость, стойкость к действию к-т и щелочей, диэлектрич. св-ва	Автокамеры, теплостойкие и др. РТИ, электроизоляция, антикоррозионные покрытия, прорезиненные ткани и др.
Этилен-пропиленовые каучуки СКЭП, СКЭПТ	Сополимеры этилена с пропиленом (СКЭП) и третьим (диеновым) мономером (СКЭПТ)	$[-CH_2 - CH_2 -]_n - [-CH_2 - \underset{\substack{  \\ CH_3}}{CH} -]_m$	Высокие тепло-, озono-, атмосферостойкость, стойкость к окислению, действию к-т и щелочей, воды, высокие диэлектрич. св-ва	Автокамеры, теплостойкие РТИ, губчатые изделия, прорезиненные ткани, изоляция проводов и кабелей
Хлоропреновые каучуки наирит	Полихлоропрен	$[-CH_2 - \underset{\substack{  \\ Cl}}{C} = CH - CH_2 -]_n$	Высокие масло-, бензо-, озono-, атмосферостойкость, стойкость к действию агрессивных сред, негорючесть	Маслобензостойкие РТИ, защитные оболочки проводов и кабелей, обкладка хим. аппаратуры, емкостей для нефтепродуктов, клеи
Бутадиен-нитрильные каучуки СКН	Сополимеры бутадиена с акрилонитрилом	$[-CH_2 - CH = CH - CH_2 -]_n - [-CH_2 - \underset{\substack{  \\ CN}}{CH} -]_m$	Высокие масло-, бензо-, тепло- стойкость	Маслобензостойкие РТИ, изоляц. и электропроводящие резины, каблук и подошвы, тепло- и маслостойкие

## 51. Дисперсные системы и растворы.

Растворы являются важнейшей частью живой и неживой природы и играют значительную роль в науке и технике. Большое количество промышленных процессов (флотационных, металлургических) протекают в растворах. Так, водные растворы участвуют в процессах получения полупроводников, металлов, солей, очистки веществ. Неводные растворы применяют для обезжиривания и удаления всех органических загрязнений с поверхности полупроводников, металлов перед их травлением и перед нанесением покрытий. Все растворы относят к дисперсным системам (от лат. *dispergare* – рассеивать, раздроблять).

Дисперсные системы – гетерогенные системы из двух или большего числа фаз с сильно развитой поверхностью раздела между ними. Обычно одна из фаз образует непрерывную дисперсионную среду, в объеме которой распределена дисперсная фаза (или несколько дисперсных фаз) в виде мелких кристаллов, твердых аморфных частиц, капель или пузырьков. Дисперсная фаза характеризуется

дисперсностью, которую обычно выражают через поперечный размер частиц. Чем мельче частицы дисперсной фазы, тем выше дисперсность. По степени дисперсности дисперсные системы условно разделяют на грубодисперсные (размер частиц  $> 10^{-3}$  см) и высокодисперсные ( $10^{-7} <$  размер частиц).

В грубодисперсных системах размер частиц велик по сравнению с молекулами, т. е. это неустойчивые системы, которые со временем разделяются на дисперсную фазу и дисперсионную среду. Они обычно бывают в виде суспензий или взвесей – твердые частицы в жидкости, либо в виде эмульсий – жидкие частицы одного вещества раздроблены в другом жидком веществе. Типичной эмульсией является молоко, в котором маленькие шарики масла плавают в жидкости. Суспензии получают, например, при взбалтывании глины в воде. В этом случае твердые частицы со временем оседают на дно сосуда. Многообразие дисперсных систем обусловлено тем, что образующие их фазы могут находиться в любом из трёх агрегатных состояний (Ж, Г, Т). Дисперсные системы с газообразной дисперсной средой называют аэрозолями, примером которых являются туманы, пыль и дым. Пены – это дисперсия газа в жидкости, причем в пенах жидкость вырождается до тонких плёнок, разделяющих отдельные пузырьки газа. Наибольшее значение в химии имеют дисперсные системы, в которых средой являются жидкости. Коллоидные растворы – это высокодисперсные системы с жидкой дисперсионной средой, в которых частицы дисперсной фазы состоят из сотен, иногда и тысяч элементарных частиц (молекул, ионов). Их называют золями, часто лиозолями, чтобы подчеркнуть, что дисперсной средой является жидкость. Если дисперсной средой является вода, то такие золи называют гидрозолями, а если органическая жидкость – органозолями. В отличие от коллоидного молекулярный или истинный раствор (далее просто раствор) – это гомогенная (однородная) система, в которой размер частиц растворенного вещества соизмерим с размерами молекул или ионов ( $10^{-7} - 10^{-8}$  см). Раствором называют однофазную многокомпонентную систему переменного состава, состоящую из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Понятия «растворитель» и «растворенное вещество» (компонент) довольно условны. Обычно растворителем считают тот компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора или который находится в большем количестве. По агрегатному состоянию растворы бывают газообразные (воздух), жидкие (морская вода), твердые (сплавы различных металлов). На практике чаще применяются жидкие растворы, состоящие из растворителя (жидкости) и растворённых веществ (газообразных, жидких, твердых). Жидкие растворы делят на водные, если растворителем является вода, и неводные (бензол, спирт, эфир и т. д.). В дальнейшем мы рассмотрим свойства истинных жидких растворов, в которых растворителем является вода.

## 52. Способы выражения состава растворов

Состав раствора количественно принято выражать через безразмерные относительные величины – доли (массовую, объемную молярную) и размерные величины – концентрации. Концентрация показывает отношение массы или количества растворенного вещества к единице объема раствора.

**Массовая доля** – ( $\omega$ ) – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$\omega = \frac{m_x}{m_{p-ра}} \cdot 100\% ,$$

где  $m_x$  – масса растворенного вещества,  $m_{p-ра}$  – масса раствора.

**Молярная концентрация (M)** определяется числом молей вещества в 1 л раствора:

$$C = \frac{m}{M \cdot V}, \text{ моль/л} ,$$

где  $m$  – масса растворенного вещества (г);  $M$  – молярная масса растворенного вещества (г/моль);  $V$  – объем раствора (л).