

Материалы для подготовки к ОГЭ по химии в 9 классе

№1 и 16 Структура атома

Примеры схем строения атома Cl $\left(\begin{array}{c} +17 \\ 2 \quad 8 \quad 7 \end{array} \right)$ Fe $\left(\begin{array}{c} +26 \\ 2 \quad 8 \quad 14 \quad 2 \end{array} \right)$ H $\left(\begin{array}{c} +1 \\ 1 \end{array} \right)$

Главная подгруппа - элементы, находящиеся под верхним в группе, **побочная** - на другой стороне клетки
VIA - главная подгруппа 7 группы, IIIB - побочная подгруппа 3 группы

${}_{13}^{27}\text{Al}$ - это атом алюминия с массой 27 и номером 13

Количество протонов = пор.№; количество **электронов** = пор.№; количество **нейтронов** = масса атома – пор.№

Заряд ядра = пор.№

Количество **электронных уровней** (слоев) = № периода

Количество электронов **во внешнем слое** = № группы (только для главных подгрупп; для побочных = 2)

В **первом слое** может поместиться 2 электрона, во **втором** 8, в **третьем** 8 или 18

Завершенный электронный слой – это тот, в котором больше электронов поместиться не может (например, в атоме железа 2 завершенных слоя – первый и второй; в третьем и четвертом слоях еще могут поместиться электроны)

Заряд «+» означает недостачу электронов, заряд «-» - избыток (например, Cu^{2+} – атом меди без 2 электронов,

Cl^- - атом хлора с 1 лишним электроном, S^{+6} – атом серы без 6 электронов, N^{-3} – атом азота с 3 лишними электронами)

№2 и 16. Периодическая система

при приближении к **Fr**:

- а) усиливаются металлические (восстановительные) свойства;
- б) увеличивается радиус атома;
- в) уменьшается электроотрицательность;
- г) усиливаются основные свойства оксидов и гидроксидов

при приближении к **F**:

- а) усиливаются неметаллические (окислительные) свойства;
- б) уменьшается радиус атома;
- в) увеличивается электроотрицательность;
- г) усиливаются кислотные свойства оксидов и гидроксидов

при приближении к **At**:

- увеличивается сила бескислородных кислот (водородных соединений)

Валентные – это электроны внешнего уровня (напр., у натрия 1 валентный электрон, у хлора – 7)

Металлы – находятся ниже диагонали В – At + все элементы побочных подгрупп

Все двухатомные молекулы: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . **Трехатомная молекула:** O_3 - озон

№3. Химическая связь

Металлическая связь – металлы (напр., Na, Cu, Al);

ионная – между металлами (или NH_4^+) и неметаллами (напр., CuSO_4 , BaCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$);

ковалентная полярная – разные неметаллы (напр., NO_2 , HBr , NH_3);

ковалентная неполярная – одинаковые неметаллы (напр., Cl_2 , O_3 , H_2)

№4. Степень окисления

У **простых веществ** степень окисления равна 0.

У **водорода** степень окисления в соединениях всегда +1 (кроме гидридов типа NaH^{-1} , BaH_2^{-1})

у **кислорода** степень окисления в соединениях всегда -2 (кроме пероксидов типа $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ и т.п. и фторида кислорода O^{+2}F_2)

У **металлов главных подгрупп** степень окисления в соединениях равняется **№ группы**.

У **фтора** в соединениях степень окисления всегда -1 (т.к. электроотрицательнее него нет элементов)

У водорода **валентность** всегда равна **1**, у кислорода – всегда **2**, у углерода всегда **4**, кроме угарного газа CO : валентность = **2**

У **неметаллов** положительные степени: по номеру группы и на 2 меньше.

Например: степени окисления серы: S^{-2} , S^0 , S^{+4} , S^{+6} (а S^{+5} , S^{+3} – не бывает). У фосфора: P^{-3} , P^0 , P^{+3} , P^{+5}

Высшая степень окисления равна номеру группы (у элементов главных подгрупп);

Низшая степень окисления: у металлов равна нулю, у неметаллов: № группы минус восемь

Отрицательная степень окисления будет у неметалла, который ближе к F

(например: $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ – сера дальше от фтора, у нее степень окисления положительная, кислород ближе к фтору – у него отрицательная)

В NH_3 и NH_4^+ у азота степень окисления -3 (это можно и посчитать, но лучше запомнить)

№ 5. Классы неорганических веществ

Простые – это вещества, состоящие из одного химического элемента (напр., O₃, Na, Cl₂),

сложные – из нескольких элементов (напр., NaCl, H₂SO₄, CH₃-CH₃)

Металлы – элементы ниже диагонали В – At и все элементы побочных подгрупп (независимо от группы)

Щелочные металлы – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (главная подгруппа 1 группы, кроме H) – самые активные металлы

Щелочноземельные металлы – Ca, Sr, Ba, Ra (все стоят в главной подгруппе 2 группы)

Неметаллы – элементы, находящиеся на диагонали В – At и выше нее в главных подгруппах

Галогены – F₂, Cl₂, Br₂, I₂ (все стоят в главной подгруппе 7 группы) – самые активные неметаллы

Благородные (инертные) газы – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn (все стоят в главной подгруппе 8 группы) – не реагируют практически ни с чем

Оксиды состоят из двух элементов, второй – кислород (напр., CaO – оксид кальция, NO₂ – оксид азота (IV))

Амфотерные оксиды: ZnO, Al₂O₃ – реагируют и с кислотами, и со щелочами

Несолеобразующие оксиды: N₂O, NO, CO – не реагируют ни с кислотами, ни со щелочами, только с O₂ и окислителями

Основные оксиды: оксиды металлов, кроме ZnO, Al₂O₃ и нек.др. – реагируют с кислотами, с амфотерными веществами

Кислотные оксиды: оксиды неметаллов, кроме N₂O, NO, CO, а также оксиды металлов в степенях окисления +5, +6, +7 – реагируют с основаниями, амфотерными веществами

Пероксиды (перекиси) H₂O₂, K₂O₂, Na₂O₂, BaO₂ – соединения, в которых кислород проявляет степень окисления -1

Кислоты состоят из H⁺ и кислотного остатка (напр., H₃PO₄, H₂CO₃). Сильные кислоты: HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄

Окислительные кислоты: HNO₃ и H₂SO₄ (конц.) – реагируют с металлами и левее, и правее H; превращают Fe⁰ в Fe⁺³; вместо H₂ выделяют SO₂, NO или NO₂

Основания состоят из металла и OH⁻ (напр., NaOH, Cu(OH)₂)

Щелочи – гидроксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba, Ra) металлов, т.е. KOH, Ca(OH)₂ ...

Соли состоят из металла (или аммония NH₄⁺) и кислотного остатка (напр., NaCl, CuSO₄, NH₄NO₃).

Кислые соли кроме металла (или NH₄⁺) и кислотного остатка содержат еще H (например, Ba(HCO₃)₂, NH₄HCO₃)

Основные соли кроме металла (или NH₄⁺) и кислотного остатка содержат еще OH (например, (CuOH)₂CO₃, Al(OH)Cl₂)

Соли фосфорной кислоты: K₃PO₄, Ca₃(PO₄)₂, AlPO₄ и т.п. Соли угольной кислоты: CaCO₃, NaHCO₃, K₂CO₃ и т.п.

№ 6. Химические и физические явления

Химические явления – те, в результате которых меняется состав вещества. **Физические** – состав вещества не меняется

Физические явления:

- испарение, замерзание, возгонка, плавление ...
- изменение формы, размера ...

Химические явления:

- образование осадка или его растворение;
- выделение газа (H₂~~C~~O₃ = H₂O + CO₂↑; H₂~~S~~O₃ = H₂O + SO₂↑; NH₄~~O~~H = H₂O + NH₃↑; H₂S↑)
- изменение цвета;
- брожение;
- ржавление;
- горение ...

Химические реакции делятся на:

- 1) реакции *соединения* - из нескольких веществ получается одно;
- 2) реакции *разложения* - из одного вещества получается несколько;
- 3) реакции *замещения* - простое вещество замещает часть сложного;
- 4) реакции *обмена* - сложные вещества меняются частями

Окислительно-восстановительные – это реакции, в которых меняются степени окисления элементов

Реакции **нейтрализации** - реакции между кислотами и щелочами

Осадок – нерастворимое вещество.

Газ с запахом тухлых яиц – **сероводород H₂S**;

газ с запахом нашатырного спирта – **аммиак NH₃**;

с резким неприятным запахом – **сернистый газ SO₂**;

ядовитый газ, химическое оружие, желто-зеленого цвета –

хлор Cl₂; легкий, взрывоопасный газ – **водород H₂** («гремучая смесь» - это смесь H₂ и O₂)

№7. Диссоциация

Неэлектролиты:

1) оксиды; 2) неметаллы; 3) органические вещества (кроме кислот)

Электролиты:

1) кислоты; 2) основания; 3) соли

Сильные электролиты: 1) сильные кислоты; 2) щелочи; 3) растворимые соли

Слабые электролиты: 1) не сильные кислоты; 2) нерастворимые основания; 3) нерастворимые соли

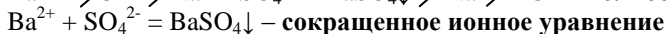
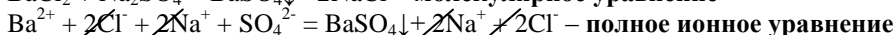
Электролиты **диссоциируют** (распадаются) на ионы (Ca²⁺, NH₄⁺, Al³⁺ и т.д. – катионы; OH⁻, SO₄²⁻, F⁻ - анионы)

Например: Al(NO₃)₃ ⇌ Al³⁺ + 3NO₃⁻

из **1 моль** нитрата алюминия получается **4 моль ионов**: 1 моль катионов алюминия Al³⁺ и 3 моль нитрат-анионов NO₃⁻

№8. Ионные уравнения

На ионы расписываются только сильные электролиты (сильные кислоты, щелочи, растворимые соли)



Вещества взаимодействуют **практически полностью**, если образуются осадок, газ или вода

Осадок - нерастворимое вещество (смотреть в таблице растворимости).

Газы: 1) $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$; 2) $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$; 3) $\text{NH}_4\text{OH} = \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\uparrow$; 4) $\text{H}_2\text{S}\uparrow$

№9. Химические свойства простых веществ

Металлы реагируют с:

- 1) водой (щелочные и щелочноземельные металлы реагируют с водой с образованием щелочи и H_2 , металлы средней активности – с образованием оксида и H_2 , металлы правее H не реагируют);
- 2) неметаллами
- 3) кислотами (с окислительными кислотами реагируют все металлы, кроме Au и Pt; с неокислительными кислотами только металлы левее H);
- 4) соединениями менее активных металлов (более активные металлы, начиная с Mg, вытесняют менее активные);
- 5) Al и Zn (амфотерные) – со щелочами

Неметаллы реагируют с:

- 1) металлами;
 - 2) неметаллами (неметалл, ближе к F становится с отриц. зарядом, дальше от F – с положит.);
 - 3) галогены – с солями менее активных галогенов (например, $\text{Cl}_2 + \text{CaBr}_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Br}_2$);
 - 4) водород H_2 и углерод C – с соединениями металлов
- Например: $\text{C} + 2\text{FeO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$ $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

1. **Fe** до степени окисления **+3** могут окислить только галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) и окислительные кислоты (HNO_3 и H_2SO_4 (конц.)). Остальные вещества могут окислять **железо** до +2. **Кислород** окисляет **Fe⁰** в **Fe⁺²** и **Fe⁺³** одновременно

2. **Галогены** (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) не могут реагировать с **кислородом** O_2 ; **водород** и **азот** не могут реагировать с **фосфором**

3. **Азот** N_2 - неактивное вещество, реагирует с кислородом, но только при температуре 2000-3000 °C

4. **Na** и **K** при реакции с O_2 превращаются в **пероксиды** Na_2O_2 , K_2O_2 ; **другие металлы** - в оксиды Li_2O , CaO и т.д.

5. Большинство реакций простых веществ протекают **при нагревании**. Без нагревания способны вступать в реакции щелочные металлы и галогены, т.е. самые активные простые вещества

№10. Химические свойства оксидов

Оксиды реагируют с:

- 1) O_2 (только если элемент находится не в высшей степени окисления. Напр., SO_2 реагирует с кислородом, а SO_3 не реагирует);
 - 2) H_2 и C (только некоторые оксиды. Например: $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaO} + \text{C} \neq$)
 - 3) водой (только если получается растворимая кислота или щелочь)
- Например, Na_2O реагирует с водой: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$, а CuO не реагирует с водой, т.к. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – нерастворим)

Кислотные оксиды

реагируют с:

- 4) основными оксидами;
- 5) амфотерными оксидами;
- 6) щелочами

Основные оксиды

реагируют с:

- 4) кислотными оксидами;
- 5) амфотерными оксидами;
- 6) кислотами (кроме H_2SiO_3 - нерастворимая)

Амфотерные оксиды

реагируют с:

- 4) щелочами;
- 5) кислотами (кроме H_2SiO_3);
- 6) основными оксидами;
- 7) кислотными оксидами

Несолеобразующие

больше ни с чем

Оксиды не реагируют с солями и неметаллами (кроме H_2 и C)

№11. Основания и кислоты

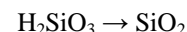
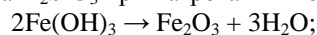
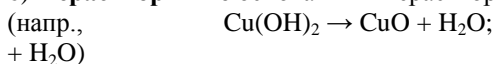
Основания реагируют с:

- 1) кислотами;
- 2) кислотными оксидами (только щелочи);
- 3) амфотерными оксидами и гидроксидами (не все основания, только щелочи)
- 4) щелочи – с Al и Zn
- 5) солями (только щелочи) (если образуется \downarrow , \uparrow или вода)

Кислоты реагируют с:

- 1) основаниями;
- 2) основными оксидами;
- 3) амфотерными оксидами и гидроксидами (кроме H_2SiO_3);
- 4) металлами (HNO_3 и H_2SO_4 (конц.) реагируют почти со всеми металлами, остальные кислоты – только с металлами левее H)
- 5) солями (кроме H_2SiO_3) (если образуется \downarrow , \uparrow или вода)

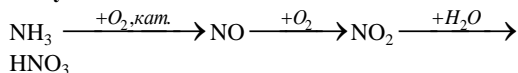
6) **Нерастворимые** основания и нерастворимая кислота H_2SiO_3 при нагревании могут разлагаться



Особенности **окислительных кислот** (HNO_3 и H_2SO_4 (конц.):

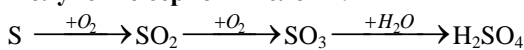
- 1) реагируют с металлами хоть левее, хоть правее H;
- 2) окисляют Fe^0 в Fe^{+3} ;
- 3) никогда не превращаются в H_2 (вместо водорода выделяется вода и SO_2 , NO_2 , NO , H_2S , N_2 и др.)

Получение азотной кислоты:



- 1) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
Если без катализатора: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
- 3) $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

Получение серной кислоты:



- 1) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
Для получения SO_2 вместо S можно взять H_2S или др. Обжиг сырья проводят методом **кипящего слоя**
- 2) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ – реакцию осуществляют в **контактном аппарате**
- 3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

№12. Химические свойства солей

Соли реагируют с:

- 1) кислотами (кроме H_2SiO_3) (если образуется осадок, газ или вода);
- 2) щелочами (если образуется осадок, газ или вода);
- 3) металлами (более активные металлы, начиная с Mg, вытесняют менее активные из соединений);
- 4) солями (если образуется осадок, газ или вода)
- 5) соли галогенов – с более активными галогенами (более активные галогены вытесняют менее активные из их солей)

Некоторые соли **разлагаются при нагревании**:

карбонаты при нагревании разлагаются на CO_2 и оксид;
силикаты на SiO_2 и оксид;
сульфиты на SO_2 и оксид;

нитраты очень активных металлов на нитрит и кислород. Например: $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$

нитраты металлов средней активности на оксид + NO_2 + O_2 . Например: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$

нитраты металлов правее H на металл + NO_2 + O_2 . Например: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$

Соли не реагируют с оксидами и неметаллами, кроме H₂ и C

Нерастворимые соли можно растворить только кислотой или щелочью (и если получается ↓, ↑ или H_2O)

№13. Общие вопросы химии

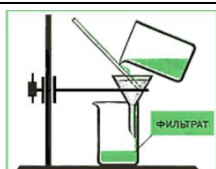
1. Правила хранения веществ:

- а) летучие вещества хранятся под вытяжкой;
 - б) вещества, употребляемые в пищу – в специальных условиях;
 - в) щелочные и щелочноземельные металлы – под слоем керосина в затемненном месте
2. Практически все **моющие средства** имеют щелочную среду для лучшего действия;
 3. В лаборатории **нельзя**: а) пробовать на вкус; б) есть, пить; в) зажигать спиртовку не спичкой, а другой спиртовкой; г) работать с веществ-вами не в специальных приборах; д) работать с опасными веществами без перчаток, халата, иногда очков; е) работать без присмотра учителя
 4. Если случился **ожог кислотой**, необходимо промыть место ожога водой и затем обработать раствором соды
При **ожоге щелочью** – промыть водой, затем обработать раствором борной кислоты (или другой слабой кислоты)
 5. Предприятия, автомобили, животные и т.д. выделяют множество веществ, некоторые из которых – опасны (напр., оксиды азота), углекислый газ CO_2 и метан CH_4 – вызывают парниковый эффект ...
 6. Более легкие, чем воздух газы (H_2 , NH_3 ...) собирают в пробирку отверстием вниз, а более тяжелые (O_2 , Cl_2 ...) – отверстием вверх
Способом вытеснения воды можно собирать только нерастворимые в воде газы (O_2 , H_2 , CH_4 и некоторые другие)
 7. Ядовитые газы (Cl_2 , оксиды азота) нельзя определять по запаху
 8. Горящие металлы нельзя тушить водой (они с ней реагируют). Горящий магний нельзя тушить еще и углекислым газом
 9. Работать с кислотами и щелочами в металлической посуде нельзя
 10. С ядовитыми газами (Cl_2 , SO_2 , NO , NO_2 ...) нужно работать под тягой. С H_2 , CO_2 и другими неядовитыми – можно без тяги

Смесь	Примеры	Способ разделения
несмешивающиеся жидкости	масло + вода; бензин + вода	делительная воронка
нерастворимые частицы с жидкостью	вода + глина; бензин + песок	фильтрование
смесь, содержащая железо	железо + сера; железо + песок	магнит
смесь растворимого и нерастворимого веществ	соль + песок; сахар + мука	растворить в воде
смешанные жидкости	спирт + вода; нефть	перегонка (дистилляция)
смесь, содержащая йод	йод + сера; йод + песок	возгонка (превращение в газ)



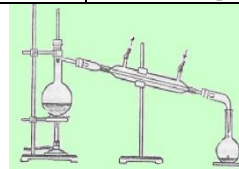
делительная воронка



фильтрование



магнит



перегонка



Кристализация йода

№14. Качественные реакции, свойства некоторых газов

Для определения H^+ (кислот) и OH^- (щелочей) существуют **индикаторы** (вещества, меняющие цвет в зависимости от среды):

метилоранж – в воде он оранжевый, в кислоте красный, в щелочи желтый

фенолфталеин – в воде он бесцветный, в кислоте тоже бесцветный, в щелочи – малиновый

лакмус – в воде он фиолетовый, в кислоте красный, в щелочи синий

Чтобы определить состав вещества нужно провести **качественные реакции** - опыты, в которых получается осадок или газ

- 1) Для определения в растворе ионов Cl^- нужно использовать раствор $AgNO_3$. Выпадет белый осадок
- 2) Для определения в растворе ионов Br^- нужно использовать растворы $AgNO_3$. Выпадет бледно-желтый осадок
- 3) Для определения в растворе ионов I^- нужно использовать растворы $AgNO_3$. Выпадет желтый осадок
- 4) Для определения в растворе ионов SO_4^{2-} нужно использовать любые растворимые соли бария Ba^{2+} (напр., $BaCl_2$) – белый ↓
- 5) Для определения в растворе ионов NH_4^+ нужно использовать любую щелочь – выделится аммиак NH_3 , имеющий запах нашатырного спирта и окрашивающий лакмус в синий цвет (напр., $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$)
- 6) Для определения в растворе ионов CO_3^{2-} нужно использовать любые растворимые соли кальция (напр., $CaBr_2$) или известковую воду (раствор $Ca(OH)_2$) – выделится белый осадок $CaCO_3$ (напр., $Na_2CO_3 + CaBr_2 = CaCO_3 \downarrow + 2NaBr$)
- 7) Для определения ионов Ca^{2+} нужно использовать карбонаты – выпадет белый осадок $CaCO_3$
- 8) Для определения ионов Al^{3+} нужно использовать щелочь: при добавлении небольшого количества щелочи выпадает студенистый осадок $Al(OH)_3$, а если добавить еще щелочи – студенистый осадок растворяется

Для **подтверждения качественного состава $CaBr_2$** нужно взять карбонат (будет осадок с кальцием) и $AgNO_3$ (будет светло-желтый осадок $AgBr$)

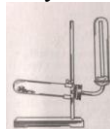
Для **подтверждения качественного состава H_2SO_4** нужно взять метилоранж или лакмус (в кислоте они станут красными) и соль бария (будет белый осадок $BaSO_4$)

Для **подтверждения качественного состава $(NH_4)_2CO_3$** нужно взять щелочь (получится NH_3 с запахом нашатырного спирта) и известковую воду (будет белый осадок $CaCO_3$) или кислоту (будет газ CO_2)

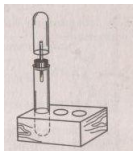
Чтобы **различить HCl и HNO_3** нужно добавить $AgNO_3$ (с HCl будет осадок, а с H_2SO_4 нет)



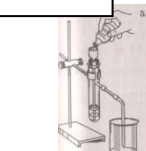
Метод вытеснения воды. Можно получать нерастворимые газы



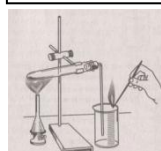
Метод вытеснения воздуха. Можно получать любые газы, но в данном случае только легче воздуха



Можно получать газы легче воздуха



Можно получать газы тяжелее воздуха



Можно получать и распознавать O_2 (лучинка разгорится) или CO_2 (погаснет)

№15. Массовая доля

$$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{m(\text{атомов какого-то элемента})}{m(\text{всей молекулы})} \quad \text{Например: } \omega(O \text{ в } Na_3PO_4) = \frac{64}{164} = 0,39 = 39\%$$

№16. Изменение свойств элементов

Смотри объяснение к 1 и 2

№17. Свойства органических веществ

Из органических веществ **растворимы**: спирты, карбоновые кислоты, большинство белков и углеводов

Предельный – значит нет = и ≡, **углеводород** – состоит только из С и Н. Предельные углеводороды – только **алканы**

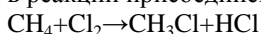
Метан CH_4 – **легче воздуха** (молярная масса 16 г/моль, а у воздуха 29), этан C_2H_6 – тяжелее воздуха ($M = 30$ г/моль)

При **горении** любых органических веществ получается $CO_2 + H_2O$, а при **термическом разложении** – $C + H_2$

Вещества, содержащие = или ≡ **обесцвечивают бромную воду** и раствор **перманганата калия**

Алканы соответствуют общей формуле C_nH_{2n+2} , алкены – C_nH_{2n} , алкины – C_nH_{2n-2}

1. CH_4 (**метан**) – 1) газ легче воздуха, нерастворим в воде; 2) основной компонент природного газа; 3) является алканом, предельным углеводородом; 4) является одним из двух парниковых газов; 5) вступает в реакции горения: просто горит (напр., в газовых плитах, автомобилях) или взрывается (напр., в шахтах) по реакции: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$; 6) не вступает в реакции присоединения (т.к. нет = и ≡); 7) вступает в реакции замещения с хлором, бромом и т.д.:



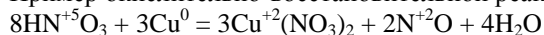
2. $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ (**этан**) – 1) газ, нерастворимый в воде; 2) является алканом, предельным углеводородом; 3) горит: $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; 4) не вступает в реакции присоединения (т.к. нет = и \equiv); 5) вступает в реакции замещения с хлором, бромом и т.д.: $\text{CH}_3\text{-CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$
3. $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ (**этилен**) – 1) газ, нерастворимый в воде; 2) является алкеном, непредельным углеводородом; 3) горит; 4) вступает в реакции присоединения (напр., $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ или $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{Cl}$), не характерны реакции замещения; 5) при полимеризации образует полиэтилен: $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (\dots\text{CH}_2\text{-CH}_2\dots)_n$
4. $\text{CH}\equiv\text{CH}$ (**ацетилен**) – 1) газ, нерастворимый в воде; 2) является алкином, непредельным углеводородом; 3) горит: $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; 4) вступает в реакции присоединения (напр., $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2$ или $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}=\text{CHCl}$)
5. CH_3OH (**метанол**, метиловый спирт) – 1) бесцветная ядовитая жидкость; 2) является спиртом (т.к. состоит из группы OH и радикала); 3) горит: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
6. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ (**этанол**, этиловый спирт) – 1) бесцветная жидкость со слабым запахом; 2) оказывает опьяняющее действие; 3) уничтожает бактерии (дезинфицирует); 4) горит: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$; 5) реагирует с активными металлами, напр.: $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2$
7. $\text{CH}_2\text{-CH(OH)-CH}_2$ (**глицерин**) – 1) бесцветная вязкая жидкость; 2) относится к многоатомным спиртам (потому что OH OH OH состоит из трех групп OH и радикала); 3) не высыхает, а наоборот впитывает воду; 4) содержится в кремах
8. **Муравьиная кислота** $\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{matrix}$ -1) бесцветная жидкость с резким запахом и кислым вкусом
2) ее вырабатывают муравьи, пчелы, крапива, некоторые фрукты
3) проявляет кислотные свойства: реагирует с металлами левее H , основными оксидами, основаниями, амфотерными веществами, солями (если образуются \downarrow, \uparrow или вода)
9. **Уксусная кислота** $\text{CH}_3-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{matrix}$ -1) бесцветная жидкость с резким запахом
2) образуется при скисании многих веществ
3) проявляет кислотные свойства: реагирует с металлами левее H , основными оксидами, основаниями, амфотерными веществами, солями (если образуются \downarrow, \uparrow или вода), меняет цвет индикаторов
10. **Белки** – 1) полимеры, состоящие из множества аминокислот; 2) являются питательным веществом, необходимым для построения клеток организма
11. **Жиры** – 1) питательные вещества, выполняющие в основном энергетическую функцию; 2) могут быть жидкими (подсолнечное масло), твердыми (сливочное масло); 3) не растворяются в воде
12. **Углеводы** – 1) питательные вещества, выполняющие энергетическую, запасную и др. функции; 2) к углеводам относятся: глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, фруктоза, сахароза, крахмал, целлюлоза; 3) крахмал при добавлении йода становится синим; 4) образуются в растениях при фотосинтезе

№18. Окислители, восстановители

Смотри объяснение к А4. Степень окисления.

Окислитель – атом или вещество, отнимающее электроны, **восстановитель** – отдающее электроны

Пример окислительно-восстановительной реакции:



Медь из степени окисления 0 переходит в +2, т.е. $\text{Cu}^0 - 2e = \text{Cu}^{+2}$ – отдает электроны, значит восстановитель

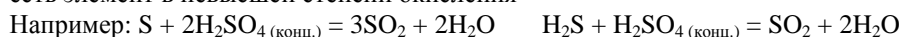
Азот из степени окисления +5 переходит в +2, т.е. $\text{N}^{+5} + 3e = \text{N}^{+2}$ – принимает электроны, значит окислитель

№19. Химические свойства веществ

Смотри химические свойства простых веществ, оксидов, гидроксидов и солей (№ 9-12)

<p>Аммиак NH_3 реагирует с:</p> <p>1) кислородом ($4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ или $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$);</p> <p>2) водой ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$);</p> <p>3) кислотами ($\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$)</p>	<p>Кислород O_2 реагирует с:</p> <p>1) металлами;</p> <p>2) неметаллами;</p> <p>3) соединениями, в которых есть элемент не в наибольшей степени окисления (напр., SO_2, NH_3)</p>	<p>Вода реагирует с:</p> <p>1) металлами левее H;</p> <p>2) оксидами, если получается растворимая кислота или щелочь;</p> <p>3) аммиаком ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)</p>
---	--	--

Окислительные кислоты могут реагировать не только с металлами, но также с неметаллами и веществами, в которых есть элемент в невысшей степени окисления



Многие вещества могут гореть (т.е. реагировать с кислородом)

