

Методическое пособие

«Готовимся

к экзамену

по химии»

9 класс

составитель: учитель химии

МБОУ СОШ №12

Нечаева Г.М.

**Повтори формулы и
понятия**

Массовая доля(ω) компонента в смеси:

$$\omega(\text{компонента}) = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%$$

Объёмная доля(φ) компонента в газовой смеси:

$$\varphi(\text{компонента}) = \frac{V(\text{компонента})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\%$$

Массовая доля(ω) растворённого вещества:

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

$$\omega(\text{чистого вещества}) = 1 - \omega(\text{примесей})$$

Массовая доля(η) выхода продукта реакции:

$$\eta = \frac{m_{\text{практик}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

Объёмная доля(η) выхода продукта реакции:

$$\eta = \frac{V_{\text{практик}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

Молярная концентрация(C):

n – количество вещества(моль, кмоль, моль, ммоль)

m – масса(г, кг, мг, т)

V – объём(л, , мл)

Количество вещества - это физическая величина, прямо пропорциональная числу частиц, составляющих данное вещество и входящих во взятую порцию этого вещества.

Единица количества вещества - моль - отвечает такому количеству вещества, которое содержит

$6,02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества (число Авогадро). Если числу Авогадро приписать единицу измерения моль⁻¹, то получится физическая константа - постоянная

Авогадро (обозначение N_A):

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

МОЛЬ - это КОЛИЧЕСТВО

Вещества, равное

$6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц данного вещества – молекул (если вещество состоит из молекул), атомов (если это атомарное вещество), ионов (если вещество является ионным соединением).

1 моль (1 М) воды = $6 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ,

1 моль (1 М) железа = $6 \cdot 10^{23}$ атомов Fe ,

1 моль (1 М) хлора = $6 \cdot 10^{23}$ молекул Cl_2 .

*Масса одного моля вещества называется **МОЛЯРНОЙ МАССОЙ**.*

Она обозначается буквой M и имеет размерность г/моль. Количество молей вещества n находят из отношения массы m этого вещества (г) к его молярной массе M (г/моль). **Молярная масса M – постоянная величина для каждого конкретного вещества.**

Справедлива формула, объединяющая основные расчёты с количеством вещества:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$$

Проверь себя!

Формула вещества	M	N	ν	m	V
CaCO₃	?	?	2 МОЛЬ	?	-
MgO	?	?	?	4 г	-
NO газ	-	3,01· 10²³	?	?	?
H₂S газ	?	?	?	?	5,6 л

Скорость реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени.

<p>В единице V (для гомогенной)</p>	<p>На единице поверхности соприкосновения веществ S (для гетерогенной)</p>
$v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot V} \left[\frac{\text{моль}}{\text{с} \cdot \text{л}} \right]$	$v_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot S} \left[\frac{\text{моль}}{\text{мин} \cdot \text{см}^2} \right]$
<p>$\frac{\Delta n}{V} = \Delta C$ - изменение молярной концентрации;</p> $v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$	<p>Δn - изменение количества вещества (моль);</p> <p>Δt - интервал времени (с, мин)</p>

**Расчеты
по уравнению
химической реакции**

Мольные соотношения участников реакции

Рассмотрим уравнение реакции образования воды из простых веществ:



Можно сказать, что из двух молекул водорода и одной молекулы кислорода образуется две молекулы воды. С другой стороны, эта же запись говорит о том, что для образования каждой двух молей воды нужно взять два моля водорода один моль кислорода.

Мольное соотношение участников реакции помогает производить важные для химического синтеза расчеты. Рассмотрим примеры таких расчетов.

Задача

Определим массу воды, образовавшуюся в результате сгорания водорода в 3,2 г кислорода.

Чтобы решить эту задачу, сначала необходимо составить уравнение химической реакции и записать над ним данные условия задачи.

Если бы мы знали количество вещества вступившего в реакцию кислорода, то смогли бы определить количество вещества воды. А затем, рассчитали бы массу воды, зная ее количество вещества и молярную массу. Чтобы найти количество вещества кислорода, нужно массу кислорода разделить на его молярную массу.

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе. Для кислорода это значение составляет 32. Подставим в формулу: количество вещества кислорода равно отношению 3,2 г к 32 г/моль. Получилось 0,1 моль. Для нахождения количества вещества воды оставим пропорцию, используя мольное соотношение участников реакции:

на 0,1 моль кислорода приходится неизвестное количество вещества воды, а на 1 моль кислорода приходится 2 моля воды.

Отсюда количество вещества воды равно 0,2 моль.

Чтобы определить массу воды, нужно найденное значение количества воды умножить на ее молярную массу, т.е. умножаем 0,2 моль на 18 г/моль, получаем 3,6 г воды.

Расчеты по термохимическим уравнениям.

Вычисление количества теплоты по известной массе вещества

Пример. По термохимическому уравнению



вычислите количество теплоты,

выделяющейся в результате окисления

порции

массой 16 г.

Последовательность выполнения действий	Оформление решения задачи
<i>С помощью соответствующих обозначений запишем условие задачи, найдем молярную массу вещества, о котором идет речь в условии задачи</i>	<p><i>Дано:</i></p> $m(\text{Cu}) = 16 \text{ г}$ $Q_{\text{реакции}} = 310 \text{ кДж}$ $Q = ?$ $M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$
<i>Найдем количество вещества, масса которого дана в условии задачи</i>	<p><i>Решение:</i></p> $n(\text{Cu}) = 0,25 \text{ моль}$
<i>Запишем термохимическое уравнение реакции</i>	$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO} + 310 \text{ кДж}$
<i>Над формулами веществ надпишем сведения о количестве вещества, найденном из условия задачи, а под формулой — соотношение, отображаемое уравнением реакции</i>	$0,25 \text{ моль} \qquad \qquad ? \text{ кДж}$ $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO} + 310 \text{ кДж}$ 2 моль
<i>Вычислим количество вещества, массу которого требуется найти. Для этого составим пропорцию</i>	$=$ <p><i>откуда</i> $x = 38,75$.</p> <p><i>Следовательно,</i> $Q = 38,75 \text{ кДж}$</p>
<i>Запишем ответ</i>	Ответ: $Q = 38,75 \text{ кДж}$

**Вычисление массы вещества в
растворе по массе раствора
и массовой доле растворенного
вещества**

Пример. Вычислите массу гидроксида натрия, необходимого для приготовления 400 г 20%-го раствора гидроксида натрия.

Последовательность выполнения действий	Оформление решения задачи
<p>С помощью соответствующих обозначений запишем условие задачи. Выразим массовую долю вещества с помощью десятичной дроби (для этого значение массовой доли, выраженной в процентах, поделим на 100, перенеся запятую на два знака влево)</p>	<p>Дано: $m_{\text{р.ра}}(\text{NaOH})=400\text{г}$ $w_{\text{NaOH}}=20\%$, или 0,2 ----- $m_{\text{в-ва}}(\text{NaOH})=?\text{г}$</p>
<p>Запишем формулу для расчета массовой доли вещества в растворе</p>	<p>Решение: $w=$</p>
<p>Преобразуем данную формулу для расчета массы вещества</p>	<p>$m_{\text{в-ва}} = m_{\text{р-ра}} \cdot w$</p>
<p>Подставим цифровые данные в эту формулу и произведем расчет</p>	<p>$m_{\text{в.ва}}(\text{NaOH})=400\text{г}\cdot 0,2=80\text{ г}$</p>
<p>Запишем ответ</p>	<p>Ответ: $m_{\text{в.ва}}(\text{NaOH})=80\text{ г}$</p>

**Расчет по химическому уравнению
объемных отношений газов**

**Пример. Вычислите объем
кислорода, необходимого для
сжигания порции ацетилен
объемом 50 л.**

Последовательность выполнения действий	Оформление решения задачи
С помощью соответствующих обозначений запишем условие задачи	Дано: $V(\text{C}_2\text{H}_2)=50 \text{ л}$ ----- $V(\text{O}_2)=? \text{ л}$
Запишем уравнение реакции. Расставим коэффициенты	Решение: $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Над формулами веществ запишем данные об объемах газообразных веществ, известные из условия задачи, а под формулами — стехиометрические соотношения, отображаемые уравнением реакции, которые для газов, согласно закону Авогадро, равны их объемным отношениям	50л ?л $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2 моль 5 моль
Вычислим объем вещества, который требуется найти. Для этого составим пропорцию	= ,откуда $x=125 \text{ л}$. Следовательно, $V(\text{O}_2)=125\text{л}$.
Запишем ответ	Ответ: $V(\text{O}_2) = 125 \text{ л}$

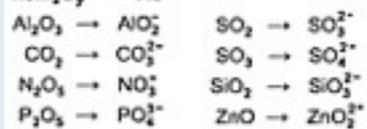
*Повтори
теорию*

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Условные обозначения: амфот. — амфотерный, М — металл, неМ — неметалл, Э — например, Zn, Al и др., Ас — кислотный остаток, р — растворимое вещество, н — нерастворимое вещество, \rightarrow — реакция, как правило, не идет, — в школьном курсе не изучается.

Взаимодействующие вещества	H ₂ O вода	M ₂ O _y основный оксид	Э ₂ O _y амфот. оксид	неM ₂ O _y кислотный оксид	M'(OH) _n основание	H _m Ac' кислота	M' _x Ac' _y соль	M' металл	Отношение к нагреванию					
										П	Р	О	Д	У
M ₂ O _y основный оксид	П Р	M(OH) _n если р	\rightarrow	—	M _x Ac' _y	\rightarrow	M _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	M + M' ₂ O _y	\rightarrow				
неM ₂ O _y кислотный оксид	О Д	H _m Ac' если р	M _x Ac' _y	—	\rightarrow	M' _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	\rightarrow	\rightarrow	\rightarrow				
M(OH) _n основание р (щелочь)	У К	M ^{m+} + nOH ⁻	\rightarrow	M _x Ac' _y + H ₂ O	M _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	M _x Ac' _y + H ₂ O	M _x Ac' _y + M'(OH) _n	\rightarrow	Устойчивы				
M(OH) _n основание н	Т Ы	\rightarrow	\rightarrow	\rightarrow	\rightarrow	\rightarrow	M _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	\rightarrow	M ₂ O _y + H ₂ O				
H _m Ac кислота	Р	mH ⁺ + Ac ^{m-}	M _x Ac' _y + H ₂ O	Э _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	M' _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	M' _x Ac' _y + H _n Ac'	M' _x Ac' _y + H ₂	неM ₂ O _y + H ₂ O, если H _m Ac — н				
M _x Ac' _y соль	Е А	xM ^{m+} + yAc ^{m-}	\rightarrow	\rightarrow	\rightarrow	M' _x Ac' _y + M(OH) _n	M _x Ac' _y + H _m Ac	M _x Ac' _y + M' _x Ac' _y	M + M' ₂ Ac' _y	Некоторые разлагаются				
Э ₂ O _y амфот. оксид	К Ц	\rightarrow	—	—	—	M' _x Ac' _y + H ₂ O или M' _x [Э(OH) _n]	Э _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	\rightarrow	\rightarrow				
Э(OH) _n амфот. гидроксид	И И	\rightarrow	—	—	—	M' _x Ac' _y + H ₂ O или M' _x [Э(OH) _n]	Э _x Ac' _y + H ₂ O	\rightarrow	\rightarrow	Э ₂ O _y + H ₂ O				

* неM₂O_y → Ac



- ** Реакции обмена возможны, если один из продуктов реакции — слабый электролит (например, вода), нерастворимое (малорастворимое) или газообразное вещество (помните: H₂CO₃ = H₂O + CO₂↑; H₂SO₃ = H₂O + SO₂↑).
- *** Реакции между кислотой и металлом протекают, если: 1) M' находится в ряду напряжений до водорода (H₂): Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au;
- 2) M'_xAc'_y — растворимая соль. С кислотами-окислителями (HNO₃ и H₂SO_{4(конц.)}) реакции протекают по-другому.
- **** Реакция между раствором соли и металлом возможна, если: 1) M'_xAc'_y — растворимая соль;
- 2) M' расположен в ряду напряжений левее M.
- ***** Реакция между M₂O_y и M' возможна, если M' находится в ряду напряжений левее, чем M.

Строение атома.

II. Строение атома.

Схема:



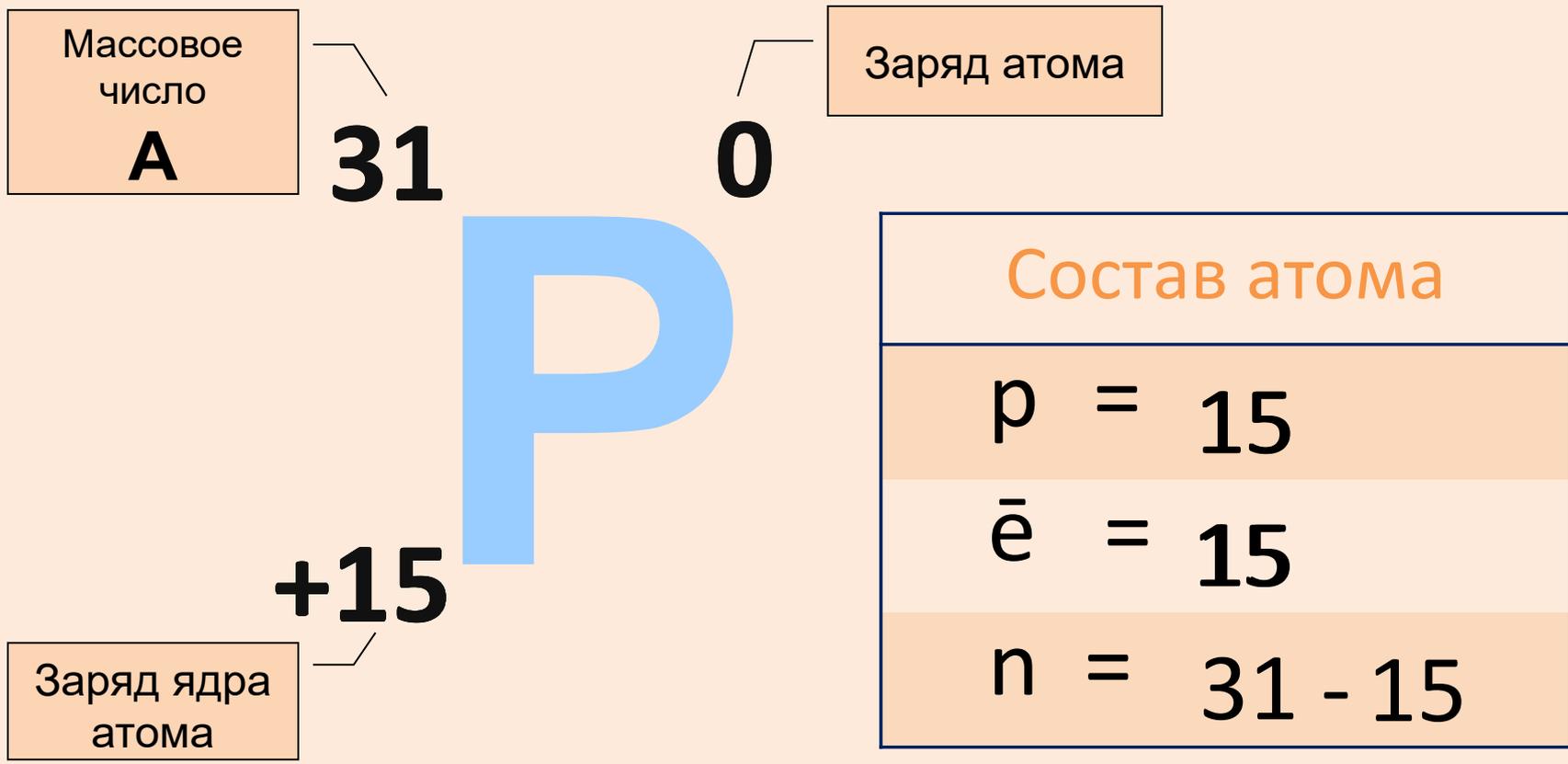
Вывод:

1. Заряд ядра всегда положителен и равен числу протонов.
2. Массовое число (A) складывается из числа протонов и нейтронов.
3. Атом в целом электронейтрален.

Строение атома.

II. Строение атома.

Пример: Характеристика атома фосфора



**ТИПЫ
КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ
РЕШЁТОК**

```
graph TD; A[ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЁТОК] --- B[Ионная]; A --- C[Молекулярная]; A --- D[Атомная]; A --- E[Металлическая]
```

Ионная

Молекулярная

Атомная

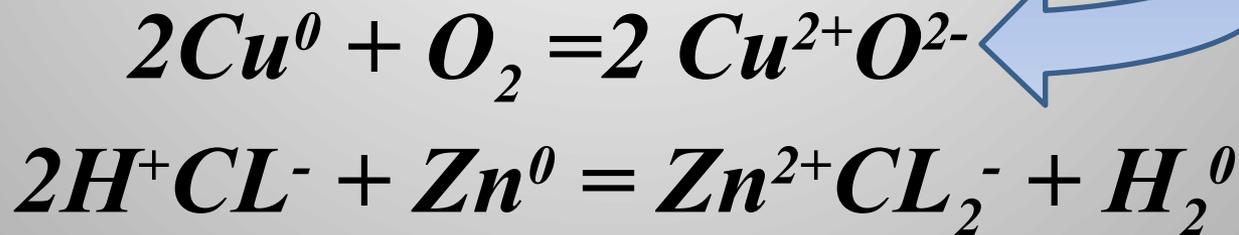
Металлическая

Окислительно –
восстановительные
реакции

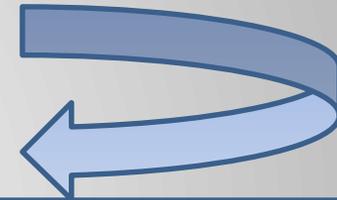
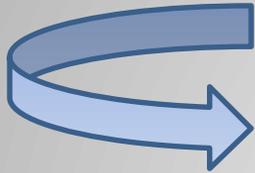


Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов всех или некоторых элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют окислительно-восстановительными.

Пример:



Восстановитель-это вещество , в состав которого входит элемент, отдающий электроны



А процесс, который при этом происходит, называется процессом окисления



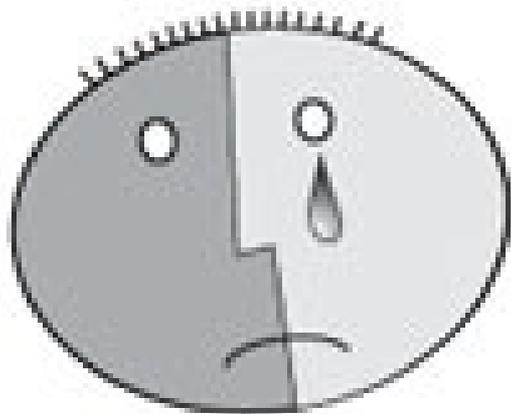
Степень окисления атома при этом повышается

Окислитель-это вещество, в состав которого входит элемент, принимающий электроны

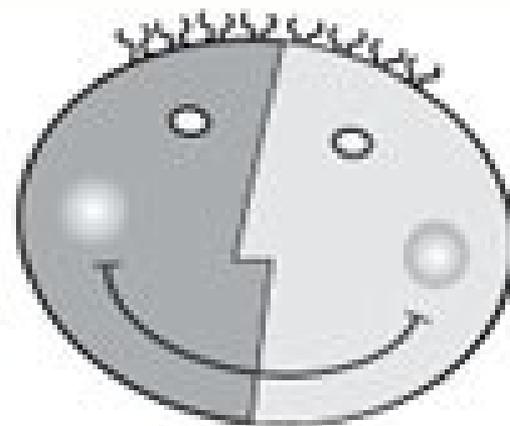
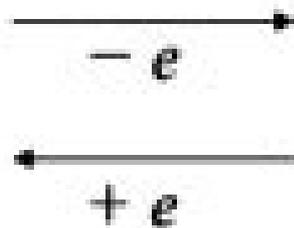


А процесс который при этом происходит называется процессом восстановления

Степень окисления атома при этом понижается



**Восстановитель
повышает степень
окисления, $-e$,
окисление**



**Окислитель
понижает степень
окисления, $+e$,
восстановление**

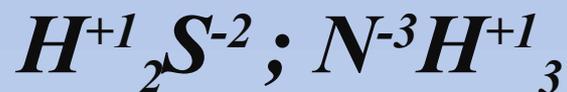
*Восстановителями могут
быть*



*Простые вещества-
металлы.*

*Сложные вещества -
восстановители, если в их
состав входит атом
элемента в минимальной
степени окисления .*

Например:



*Окислителями могут
быть*



*Простые вещества –
неметаллы - только
кислород и фтор
(кроме реакции кислорода
с фтором):*

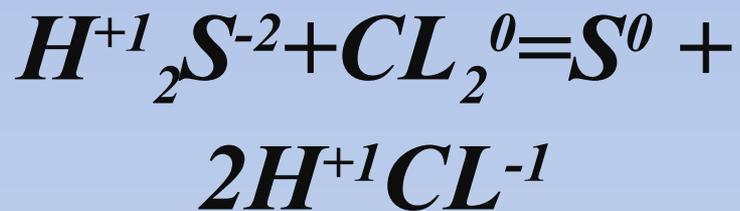
*Сложные вещества-
окислители, если в их
состав входит атом
элемента в максимальной
степени окисления.*

Например:

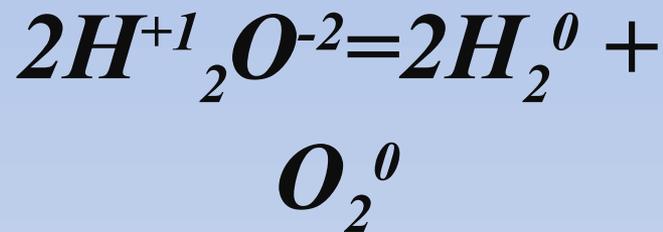


**Виды окислительно-
восстановительных реакций:**

Межмолекулярные —
реакции, в которых
окисляющиеся и
восстанавливающиеся
атомы находятся в
молекулах разных
веществ, например:



Внутримолекулярные
— реакции, в которых
окисляющиеся и
восстанавливающиеся
атомы находятся в
молекулах одного и
того же вещества,
например:



План составления окислительно - восстановительной реакции

1. Записываем схему химической реакции



*2. Расставляем степени окисления атомов,
участвующих в химической реакции*



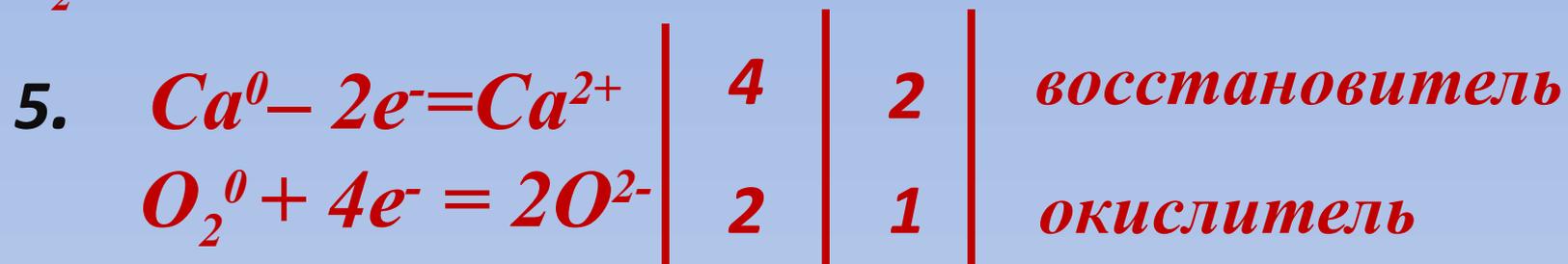
*3. Находим атомы, которые изменяют свою
степень окисления*



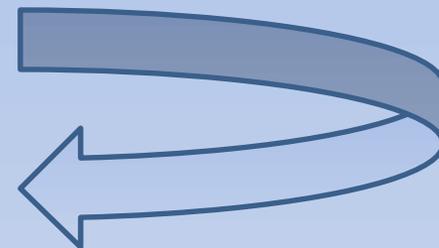
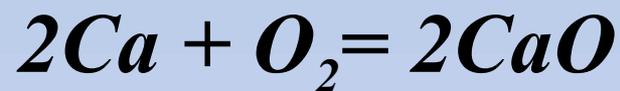
Далее



4. Составляем электронный баланс, записывая процесс отдачи и присоединения электронов

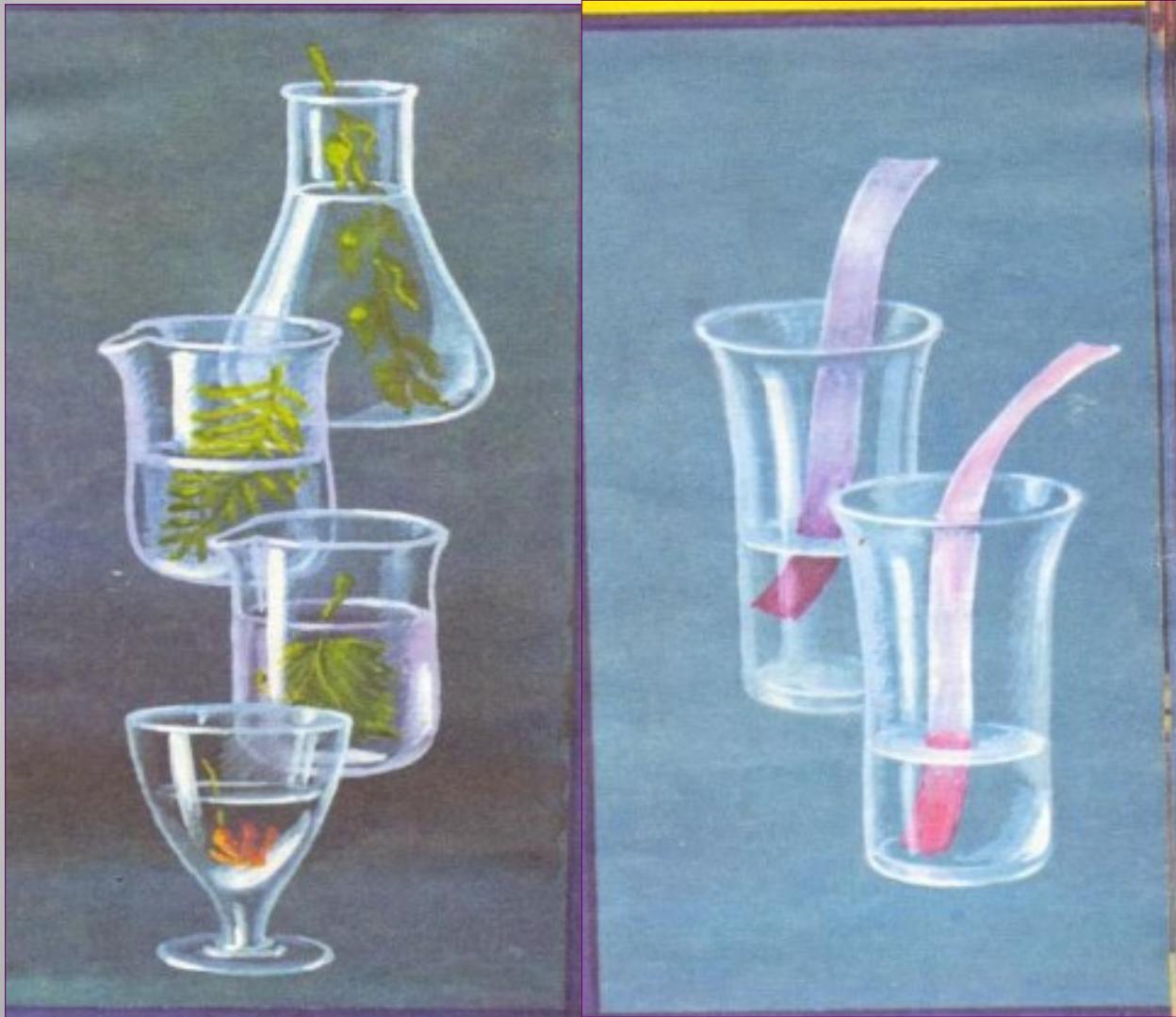


6. Расставляем цифры, полученные в электронном балансе в химическое уравнение



Запомни!

Индикаторы



Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в кислотной среде	Окраска индикатора в щелочной среде
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий
Метиловый оранжевый	Оранжевый	Красный	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Красный

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого изменяется рН среды.

В процессе гидролиза соли в водном растворе появляется избыток катионов H^+ или анионов OH^-

ГИДРОЛИЗ – это реакция обмена между некоторыми солями и водой приводящая к образованию слабого электролита.

В зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания, образовавших соль, выделяют 4 типа солей.

1. Соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Они подвергаются гидролизу по аниону.

К таким солям относятся: Na_2CO_3 , Na_2S , K_2SO_3 , CH_3COOK , NaCN , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ и т. д.

Их растворы имеют щелочную реакцию среды, $\text{pH} > 7$.

Лакмус в таких растворах синий, фенолфталеин приобретает малиновую окраску, метилоранж - жёлтый.



2. Соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Они подвергаются гидролизу по катиону.

К таким солям относятся: ZnCl₂, FeCl₃, CuCl₂, NH₄I, Al₂(SO₄)₃ и др..

Их растворы имеют кислую реакцию среды, pH < 7.

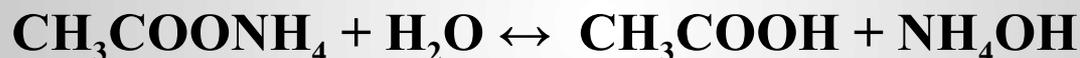
Лакмус и метилоранж в таких растворах имеют красный цвет, фенолфталеин не изменяет окраски.



3. Соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. Они подвергаются гидролизу по катиону и по аниону одновременно.

К таким солям относятся: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, NH_4CN .

Реакция среды их растворов может быть нейтральной, слабо щелочной или слабо кислотной в зависимости константы диссоциации образующихся продуктов.



$K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH})$, поэтому pH раствора = 7

4. Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты не подвергаются гидролизу.

К таким солям относятся K_2SO_4 , NaNO_3 .

Их растворы имеют нейтральную реакцию среды, pH = 7.

Окраска индикаторов в таких растворах не изменяется.

Необратимый гидролиз

Для большинства солей гидролиз обратимый процесс.

Однако есть соли, продукты гидролиза которых выводятся из сферы реакции, и гидролиз становится необратимым.

Таковыми солями являются: Al_2S_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$,
 $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$

В уравнениях необратимого гидролиза солей ставится знак равенства:



Необратимому гидролизу подвергаются также бинарные соединения:



Реакции ионного обмена идут до конца:

Если выделится газ -

Это раз;

И получится вода -

Это два;

А еще - **нерастворимый**

Осаждается продукт...

"Есть **осадок**" - говорим мы.

Это третий важный пункт.

Химик правила обмена

Не забудет никогда:

В результате - непременно

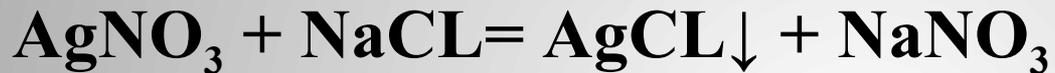
Будет газ или вода,

Выпадет **осадок** -

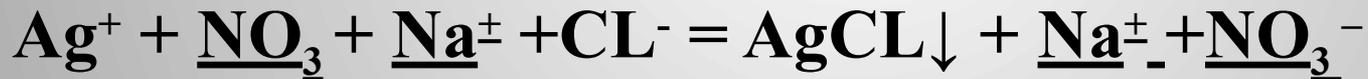
Вот тогда - порядок!

Выпадает осадок

Молекулярное уравнение:



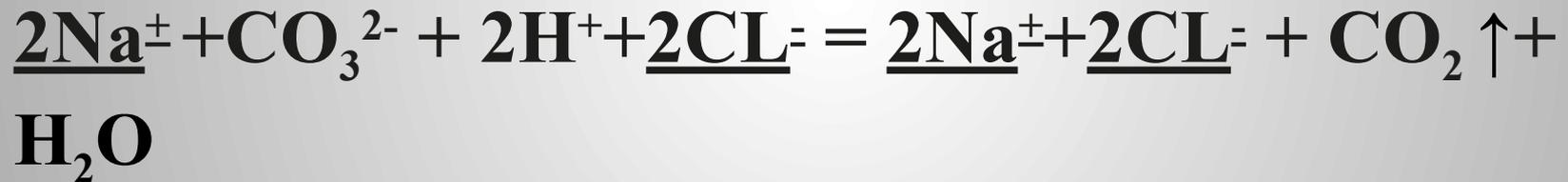
Полное ионное уравнение:



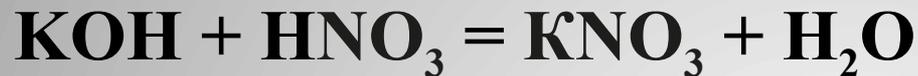
Сокращенное ионное уравнение:



Выделяется газ



Образуется вода



Давайте-ка повторим номенклатуру неорганических веществ

Вот анионы кислородных кислот
хлора:

ClO_4^- - перхлорат-анион

ClO_3^- - хлорат-анион

ClO_2^- - хлорит-анион

ClO^- - гипохлорит-анион

В **хлориде** хлор совсем один.
Зато себе он господин.

А вот анионы кислот, содержащих серу:

S^{2-} - сульфид-анион

HS^- - гидросульфид-анион

SO_3^{2-} - сульфит-анион

HSO_3^- - гидросульфит-анион

SO_4^{2-} - сульфат-анион

HSO_4^- - гидросульфат-анион

Сульфит не путайте с **сульфидом**,

Чтоб места не было обидам:

Сульфиды - сероводорода

Родня. И нет в них кислорода!

А вот **сульфит**. Скорей смотри:

В нем кислорода сразу три!

Добавим кислорода атом -

И познакомимся с **сульфатом**!

Запоминательные стихи ...ПРО ГАЛОГЕНЫ

Хлор хвалился: "Нет мне равных!
Галоген я самый главный.
Зря болтать я не люблю:
Всё на свете отбелю!"

Иод красой своей гордился,
Твердым был, но испарился.
Фиолетовый, как ночь,
Далеко умчался прочь.

Бром разлился океаном,
Хоть зловонным, но - румяным.
Бил себя он грозно в грудь:
"Я ведь бром! Не кто-нибудь!.."

Фтор молчал и думал: "Эх!..
Ведь приду - окислю всех..."