

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РФ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
СТАВРОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**

# **ХИМИЯ**

**ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС**

**Ставрополь  
2017**

УДК 54 (072)  
ББК 24 (97)  
Х 46

**Составили:**

Шипуля А.Н., кандидат химических наук, доцент  
Пашкова Е.В., кандидат технических наук, доцент  
Волосова Е.В., кандидат биологических наук, доцент  
Безгина Ю.А., кандидат сельскохозяйственных наук, доцент

**Х 46**

**Химия** : Лекционный курс / А.Н. Шипуля, Е.В. Пашкова, Е.В. Волосова, Ю.А. Безгина – Ставрополь, 2017.

*В пособии в краткой и доступной форме изложен материал по основным разделам химии и задания для самостоятельной работы. Данное пособие позволит студентам получить основные знания по химии, может служить руководством для самостоятельного изучения материала при подготовке к зачёту или экзамену.*

*Пособие предназначено для студентов очной и заочной формы обучения аграрных вузов.*

## СОДЕРЖАНИЕ

1. Основные понятия химии.....
2. Основные законы химии.....
3. Расчеты по молекулярной формуле вещества и уравнению химической реакции .....
4. Краткое содержание основных понятий теории строения атома...
5. Периодический закон и периодическая система элементов.....
6. Химическая связь в методе валентных связей.....
7. Валентность и степень окисления элементов в соединении, заряд простых и сложных ионов.....
8. Составление молекулярных формул сложных неорганических соединений .....
9. Классы неорганических соединений.....
10. Тривиальные названия некоторых веществ .....
11. Классификация химических реакций.....
12. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....
13. Растворы.....
14. Теория электролитической диссоциации.....
15. Гидролиз солей.....

## 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Понятие	Определение понятия, пример, решение задачи
<b>Химия</b>	<p>– это наука о строении, свойствах веществ и их превращениях.</p> <p>Предметом изучения химии являются химические явления, т.е. химические реакции.</p>
<b>Атомно-молекулярное учение</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Все вещества состоят из молекул.</li> <li>2. Молекулы состоят из атомов элементов.</li> <li>3. Молекулы и атомы находятся в постоянном движении.</li> <li>4. В химических реакциях разрушаются молекулы, атомы не разрушаются; сколько атомов каждого элемента было до реакции, столько их останется после реакции.</li> </ol>
<b>Химический элемент</b>	<p>– это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра и одинаковыми химическими свойствами.</p> <p>Изображается элемент химических символом (знаком), который указан в периодической системе элементов.</p> <p><b>Например:</b> S – элемент сера.</p> <p>В настоящее время известно 110 химических элементов периодической системы (ПС). Из них в природе существует 88 и более 20-ти получены искусственным путем в процессах ядерных превращений элементов.</p> <p>Все элементы делятся на металлы и неметаллы. Из 110 элементов только 22 относятся к неметаллам.</p> <p>Если в периодической системе провести диагональ от бора (В) к астату (At), то к металлам будут относиться все элементы слева от диагонали и элементы побочных подгрупп. Все элементы справа от диагонали, за исключением побочных подгрупп, будут неметаллы.</p> <p>В химии широко используются групповые названия элементов:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. благородные (инертные) газы – элементы VIII главной подгруппы – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.</li> <li>2. галогены – элементы VII главной подгруппы – F, Cl, Br, I.</li> <li>3. халькогены – элементы VI главной подгруппы – O, S, Se, Te, Po.</li> <li>4. щелочные металлы – элементы I главной подгруппы – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.</li> <li>5. щелочноземельные металлы – элементы II главной подгруппы – Ca, Sr, Ba, Ra.</li> <li>6. лантаноиды и актиноиды указаны под периодической си-</li> </ol>

	стемой.
<b>Атом</b>	<p>– это наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами.</p> <p>Атом – электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Заряд ядра и число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента в периодической системе. Изображается атом химическим символом элемента.</p> <p><b>Например:</b> S – атом серы.</p>
<b>Молекула</b>	– это наименьшая, электронейтральная частица вещества, сохраняющая его химические свойства.
<b>Молекулярная формула</b>	<p>– с помощью химических символов и числовых индексов показывает её качественный и количественный состав.</p> <p><b>Например:</b> H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – ортофосфорная кислота.</p> <p><u>Качественный состав:</u> молекула состоит из атомов элементов водорода (H), фосфора (P), кислорода (O).</p> <p><u>Количественный состав:</u> 3 атома водорода, 1 атом фосфора (единица в формуле не пишется), 4 атома кислорода.</p> <p>Кроме молекулярных существуют электронные и графические (структурные) формулы веществ.</p>
<b>Простое вещество</b>	<p>– это вещество, молекулы которого состоят из атомов одного элемента.</p> <p><b>Например:</b> H<sub>2</sub> – водород; O<sub>2</sub> – кислород; O<sub>3</sub> – озон; Cu – медь</p>
<b>Аллотропия</b>	<p>– это явление образования одним элементом нескольких простых веществ, которые называются аллотропными модификациями.</p> <p>Аллотропные модификации могут отличаться <u>составом:</u> <b>например</b>, элемент кислород образует O<sub>2</sub> – кислород и O<sub>3</sub> – озон или <u>структурой:</u> <b>например</b>, элемент углерод образует алмаз и графит.</p>
<b>Сложное вещество</b>	<p>– это вещество, молекулы которого состоят из атомов разных элементов.</p> <p><b>Например:</b> H<sub>2</sub>O – вода, HNO<sub>3</sub> – азотная кислота, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> – фосфат кальция.</p>
<b>Абсолютная масса, m(X)</b> (X – символ элемента или формула простого, сложного веще-	<p>– выражается в килограммах (кг), граммах (г), тоннах (т) и других единицах. Слово «абсолютная», как правило, опускают и говорят «масса вещества».</p> <p>Масса атома водорода <math>m(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ г}</math> Масса атома углерода <math>m(\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}</math> Так как массы атомов, молекул очень малы, в расче-</p>

ства)	тах используют относительные массы атомов и молекул. Это массы атомов, молекул по отношению к атомной единице массы.
<b>Атомная единица массы, а.е.м.</b>	– это 1/12 часть массы изотопа углерода-12 ( $^{12}_6\tilde{N}$ ) $\text{а.е.м.} = 1,6666 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ г}$ Разделив массу атома или молекулы (кг) на $1,6666 \cdot 10^{-27}$ кг, получим их относительные массы: атомную массу элемента, молекулярную массу соединения.
<b>Относительная атомная масса элемента, <math>A_r(\text{X})</math></b>	– это <u>безразмерная</u> величина, равная отношению массы атома элемента к 1/12 массы изотопа углерода-12: $A_r(\tilde{O}) = \frac{m(\tilde{O})}{\frac{1}{12} m(^{12}_6\tilde{N})}$ подстрочная буква $r$ – от лат. <i>relativus</i> – относительный. Слово «относительная», как правило, опускают, говорят «атомная масса элемента». Атомная масса элемента указана в периодической системе элементов. Значения можно округлять. <b>Например:</b> $A_r(\text{S}) = 32,06$ (округляют до 32); $A_r(\text{O}) = 15,99$ (округляют до 16).
<b>Относительная молекулярная масса простого или сложного вещества, <math>M_r(\text{X})</math></b>	– это <u>безразмерная</u> величина, равная отношению массы молекулы соединения к 1/12 массы изотопа углерода-12. Молекулярная масса соединения равна сумме атомных масс элементов, входящих в молекулу, с учетом числа атомов каждого элемента. <b>Например:</b> $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$ $M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 + 5(1 \cdot 2 + 16) = 250$
<b>Моль, <math>N_A</math></b>	– это единица количества вещества, содержащая столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов и других реальных и условных частиц), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода-12. В 0,012 кг изотопа углерода содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называется <b>постоянной Авогадро</b> (обозначается $N_A$ ). <i>Таким образом, 1 моль любого вещества, в любом агрегатном состоянии (газ, жидкость, твердое) содержит <math>6,02 \cdot 10^{23}</math> соответствующих частиц.</i> 1 моль элемента содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов, 1 моль простого или сложного вещества – $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, 1 моль ионов – $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов и т.д. <i>Число молей обозначается буквой «n», число частиц</i>

	<p>(атомов, молекул) – буквой «N».</p> <p><b>Например:</b> <math>n(\text{H}_2\text{O}) = 2</math> моля, <math>N(\text{Cl}) = 12,04 \cdot 10^{23}</math> атомов;  <math>N(\text{H}_2\text{O}) = 3,01 \cdot 10^{23}</math> молекул.</p>
<p><b>Молярная масса вещества, <math>M(X)</math></b></p>	<p>– это масса одного моля вещества.</p> <p>Молярная масса вещества (элемента, простого, сложного) численно равна относительной атомной массе элемента или относительной молекулярной массе простого, сложного вещества и выражается в г/моль.</p> <p><b>Например:</b></p> <p><math>A_r(\text{Na}) = 23</math> (относительная атомная масса натрия),  <math>M(\text{Na}) = 23</math> г/моль (молярная масса натрия),  23 г Na это есть масса одного моля Na.</p> <p><math>M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98</math> (относительная молекулярная масса серной кислоты).</p> <p>Молярная масса простого или сложного вещества равна сумме молярных масс элементов с учетом количества молей каждого элемента (на число молей элемента указывают числовые индексы в молекулярной формуле вещества)</p> <p><math>M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ г/моль} \cdot 2 + 32 \text{ г/моль} + 16 \text{ г/моль} \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}</math></p> <p>Можно не указывать размерность г/моль для элементов и молярную массу записывать следующим образом:</p> <p><math>M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}</math> (молярная масса).</p> <p>Это значит, что масса серной кислоты, взятой в количестве 1 моль равна 98 г или 0,098 кг</p> <p><math>M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} = 0,098 \text{ кг/моль}</math></p> <p>Молярную массу вещества можно определить по формуле:</p> $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$ <p><math>m(X)</math> – масса вещества;  <math>n(X)</math> – число молей вещества «X».</p> <p><b><u>Задача.</u> Определить массу, число молекул углекислого газа, взятого в количестве 3 моль.</b></p> <p><b>Дано:</b> <math>n(\text{CO}_2) = 3</math> моль</p> <p><b>Определить:</b> <math>m(\text{CO}_2)</math>  <math>N(\text{CO}_2)</math>  кул</p> <p><b>Решение:</b></p> <p>1. Определяем число молекул в 3-х молях <math>\text{CO}_2</math>:</p> $N(X) = n \cdot N_A$ $N(\text{CO}_2) = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$ <p>2. Определяем массу <math>\text{CO}_2</math>, взятого в количестве 3 моля:</p>

	$m(X) = n \cdot M(X)$ $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль};$ $m(\text{CO}_2) = 3 \cdot 44 = 132 \text{ г.}$ <p><b>Ответ:</b> если <math>n(\text{CO}_2)=3</math> моля, то <math>N(\text{CO}_2)=18,06 \cdot 10^{23}</math> молекул, <math>m(\text{CO}_2) = 132 \text{ г.}</math></p>							
<b>Молярный объем, <math>V_M</math></b>	<p>– это объем одного моля газообразного вещества при данной температуре и давлении. Выражается в л/моль.</p> <p><i>При нормальных условиях объем одного моля любого газообразного вещества составляет 22,4 л</i></p> $V_M = 22,4 \text{ л/моль (н.у.) или } V_M = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль (н.у.)}.$							
<b>Нормальные условия (н.у.)</b>	<p>– это условия, когда температура (t) 0<sup>0</sup>С или 273 К, давление (P) 101,325 кПа</p> $P = 101,325 \text{ кПа} = 1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм рт. ст.}$							
<p><b><u>Задача.</u> Определить при нормальных условиях объем углекислого газа, взятого в количестве 3 моль.</b></p> <p><b>Дано:</b> <math>n(\text{CO}_2) = 3</math> моль</p> <p><b>Определить:</b> <math>V(\text{CO}_2)</math></p> <p><b>Решение:</b></p> $V(X) = n \cdot V_M$ $V(\text{CO}_2) = 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ л.}$ <p><b>Ответ:</b> если <math>n(\text{CO}_2) = 3</math> моля, то при н.у. <math>V(\text{CO}_2) = 67,2 \text{ л.}</math></p> <p><i>Решение задач подобного типа целесообразно представить схемой:</i></p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td style="padding: 5px;">Количество CO<sub>2</sub> 3 моля</td> <td style="padding: 5px;">↔</td> <td style="padding: 5px;">Число молекул CO<sub>2</sub> 18,06 · 10<sup>23</sup></td> <td style="padding: 5px;">↔</td> <td style="padding: 5px;">Масса CO<sub>2</sub> 132 г</td> <td style="padding: 5px;">↔</td> <td style="padding: 5px;">Объем CO<sub>2</sub> при н.у. 67,2 л</td> </tr> </table>		Количество CO <sub>2</sub> 3 моля	↔	Число молекул CO <sub>2</sub> 18,06 · 10 <sup>23</sup>	↔	Масса CO <sub>2</sub> 132 г	↔	Объем CO <sub>2</sub> при н.у. 67,2 л
Количество CO <sub>2</sub> 3 моля	↔	Число молекул CO <sub>2</sub> 18,06 · 10 <sup>23</sup>	↔	Масса CO <sub>2</sub> 132 г	↔	Объем CO <sub>2</sub> при н.у. 67,2 л		
<b>Необходимо помнить</b>	<p>Одно и тоже вещество можно характеризовать разными физическими величинами: количество, масса, объем.</p> <p>Чтобы перейти от одной физической величины к другой <i>необходимо твердо знать:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>6,02 \cdot 10^{23}</math> частиц составляют 1 моль вещества.</li> <li>2. Молярная масса (масса 1 моля) численно равна относительной молекулярной массе вещества, выраженной в г/моль.</li> <li>3. Молярный объем газа при н.у. составляет 22,4 л.</li> </ol> <p>Измерения объемов газов обычно проводят при усло-</p>							

	<p>виях, отличных от нормальных (при данных условиях). Для измерения объема газа к нормальным условиям можно пользоваться уравнением, объединяющим газовые законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:</p> $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}, \text{ где}$ <p>P, V, T- давление, объем, температура при данных условиях, а <math>P_0 V_0 T_0</math> - при нормальных условиях.</p> <p>Пользуясь уравнением состояния, идеального газа-уравнением Клапейрона- Менделеева можно определить любой показатель из этого уравнения, если известны все остальные.</p> $P \cdot V = \frac{m(x)}{M(x)} RT, \text{ где}$ <p>P- давление, V- объем газа, m(x)- масса газообразного вещества, M(x)- его молярная масса, T- температура (<math>T = 273 + t^{\circ}C</math>), R- универсальная газовая постоянная. Если давление измеряется в Па, объем в <math>m^3</math>, то</p> $R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$ <p>Если давление измеряется в атмосферах, объем в л, то</p> $R = 0,082 \frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$
<p><b>Плотность вещества, <math>\rho</math></b></p>	<p>– это масса единицы объема вещества.</p> $\rho = \frac{m}{V},$ <p><math>m</math> – масса вещества в кг, г;  <math>V</math> – объем вещества в <math>m^3</math>, <math>cm^3</math>;  Плотность выражается в <math>kg/m^3</math>, <math>g/cm^3</math>.</p>

<p><b>Относительная плотность газа, <math>D</math></b></p>	<p>– это <u>безмерная</u> величина, которая равна отношению молярной массы одного газа к молярной массе другого газа</p> $D = \frac{M_1}{M_2}$ <p>Чаще всего определяют плотность газа по отношению к водороду (<math>D_{H_2}</math>) или к воздуху (<math>D_в</math>):</p> $D_{H_2} = \frac{M_{газа}}{2}, \text{ т.к. } M(H_2) = 2 \text{ г/моль}$ $D_в = \frac{M_{газа}}{29}, \text{ где } 29 \text{ – средняя молярная масса воздуха.}$ <p>Из приведенных равенств можно определить молярную массу газа <math>M_{газа} = 2D_{H_2}, M_{газа} = 29D_в</math></p>
<p><b>Массовая доля компонента, <math>\omega</math></b></p>	<p>– величина <u>безразмерная</u>, равна отношению массы компонента к общей массе вещества</p> $\omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{общая})}$ <p><b><u>Задача 4.</u> Определить массовую долю азота в аммиаке.</b></p> <p><b>Решение:</b></p> $\omega(N) = \frac{m(\text{азота})}{m(\text{аммиака})}$ <p>Информацию об общей массе химического вещества и массе каждого элемента в ней дает молярная масса.  <math>M(NH_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ г/моль}</math>          Молярная масса показывает, что в 17 г аммиака содержится 14 г азота и 3 г водорода.</p> $\omega(N) = \frac{14}{17} = 0,823$ <p><b>Ответ:</b> в аммиаке <math>\omega(N) = 0,823</math>.</p>
<p><b>Массовая доля компонента или процентное содержание компонента, <math>\omega, \%</math></b></p>	<p>– равна массовой доле компонента умноженной на 100%, выражается в процентах</p> $\omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{общая})} \cdot 100\%$ <p><b><u>Задача</u> Определить массовую долю в процентах азота в аммиачной селитре (<math>NH_4NO_3</math>).</b></p> <p><b>Решение:</b></p> <p>1. Определяем молярную массу <math>NH_4NO_3</math>:  <math>M(NH_4NO_3) = 14 + 1 \cdot 4 + 14 + 16 \cdot 3 = 80 \text{ г/моль.}</math>          Из молярной массы следует, что 80 г <math>NH_4NO_3</math> содержится 28 г N.</p>

	<p>2. Определяем массовую долю азота в процентах по расчетной формуле <math>\omega, \%</math></p> $\omega(N) = \frac{m(N)}{m(NH_4NO_3)} \cdot 100\% = \frac{28}{80} \cdot 100 = 35\%$ <p><b>Ответ:</b> в аммиачной селитре <math>\omega(N) = 35\%</math>.</p>
<p><b>Химический эквивалент</b></p>	<p>– это реальная или условная частица, которая в реакциях кислотно-основного обмена соответствует 1 катиону водорода, а в ОВР 1 принятому или отданному <math>e</math>.</p> <p>1. Эквивалентная масса элемента – это масса одного эквивалента элемента</p> $Э_{эл-та} = \frac{Ar(эл-та)}{B(валентность)}; \quad Э_{Al} = \frac{27}{3} = 9; \quad Э_{Na} = \frac{23}{1} = 9$
	<p>2. Эквивалентная масса кислоты:</p> $M_{Э(к-ты)} = \frac{M(к-ты)}{\text{основность к-ты}}$ $M_{Э}(H_2SO_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$ <p>если по реакции:</p> $M_{Э}(к-ты) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{число } H^+ \text{ замец. металлом}}$ <p><b>Например.</b> Определить эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакции:</p> $H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$ $M_{Э}(H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль}$ <p>3. Эквивалентная масса основания:</p> $M_{Э}(\text{осн-я}) = \frac{M \text{ основания}}{\text{кислотность осн-я}}$ $Ca(OH)_2 \quad M_{Э} = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}$ <p>если по реакции:</p> $M_{Э} = \frac{M \text{ основания}}{\text{число } OH^-, \text{ замещенных кислотными остатками}}$ <p><b>Например:</b> <math>Al(OH)_3 + HCl \rightarrow Al(OH)_2Cl + H_2O</math></p> $M_{Э}(Al(OH)_3) = \frac{M(Al(OH)_3)}{n} = \frac{78}{1} = 78 \text{ г/моль}$

	<p>4. Эквивалентная масса соли:</p> $M_{\text{э}}(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{\text{число атомов Me} \cdot \text{валентность Me}}$ $M_{\text{э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{6}$ <p>если по реакции:</p> $M_{\text{э}}(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{\text{число эквивалентов в - ва, вступившего в реакцию с молекулой этой соли}}$ <p><b>Например:</b> <math>\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}</math></p> $M_{\text{э}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{1} = \frac{106}{1} = 106 \text{ г/моль}$ <p>5. Эквивалентная масса оксида:</p> <p>если по реакции:</p> $M_{\text{э}}(\text{оксида}) = \frac{M(\text{оксида})}{\text{число эквивалентов в - ва вступившего с ним в реакцию}}$ <p><b>Например:</b> <math>\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math></p> $M_{\text{э}}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{2} = \frac{44}{2} = 22 \text{ г/моль}$ <p>6. Эквивалентная масса окислителя:</p> $M_{\text{э}}(\text{ок - ля}) = \frac{M(\text{окислителя})}{\text{число принятых электронов}}$ <p>7. Эквивалентная масса восстановителя:</p> $M_{\text{э}}(\text{в - ва}) = \frac{M(\text{восстановителя})}{\text{число отданных электронов}}$
<p><b>Единицы физических величин в системе СИ</b></p>	<p>Единица количества вещества (<math>n</math>) – моль;          масса (<math>m</math>) – кг (1 кг = 1000 г, 1 г = 1000 мг);          объем (<math>V</math>) – м<sup>3</sup> (1 м<sup>3</sup> = 1000 л, 1000 мл = 1 л);          молярная масса (<math>M</math>) – кг/моль (1 г/моль = 10<sup>-3</sup> кг/моль);          молярный объем (<math>V_M</math>) – м<sup>3</sup>/моль;          плотность (<math>\rho</math>) – кг/м<sup>3</sup>.</p>

## ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Закон	Формулировка закона, пояснение									
<b>Закон сохранения массы вещества</b> <i>(М.В. Ломоносов, 1748)</i>	<p><i>масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.</i></p> <p>На основании этого закона при написании уравнений химической реакции с помощью коэффициентов перед молекулярными формулами необходимо слева и справа уравнять число атомов каждого элемента.</p> <p><b>Например:</b></p> $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ <p>Слева: 2 атома калия, 2 хлора, 6 кислорода  Справа: 2 атома калия, 2 хлора, 6 кислорода</p>									
<b>Закон постоянства состава</b> <i>(Пруст, 1801)</i>	<p><i>всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.</i></p> <p><b>Например:</b> состав углекислого газа выражается молекулярной формулой <math>\text{CO}_2</math> и он не зависит от способа получения:</p> $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ <p>Из закона постоянства состава следует, что все вещества реагируют между собой в строго определенных массовых отношениях. Если вещество взято в избытке, то избыточная часть массы вещества остается не прореагировавшей.</p> <p><b>Например:</b></p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="text-align: center;">56 г</td> <td style="text-align: center;">32 г</td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}</math></td> <td></td> <td style="text-align: right;">M (Fe) = 56 г/моль</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">7 : 4</td> <td></td> <td style="text-align: right;">M (S) = 32 г/моль</td> </tr> </table> <p>Только в таком массовом отношении железо и сера реагируют без остатка.</p>	56 г	32 г		$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$		M (Fe) = 56 г/моль	7 : 4		M (S) = 32 г/моль
56 г	32 г									
$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$		M (Fe) = 56 г/моль								
7 : 4		M (S) = 32 г/моль								
<b>Закон Авогадро</b> <i>(Авогадро, 1811)</i>	<p><i>в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.</i></p> <p style="text-align: center;"><b>Следствия из закона Авогадро:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.</li> <li>2. В 22,4 литрах любого газа при нормальных условиях содержится <math>6,02 \cdot 10^{23}</math> молекул.</li> <li>3. Массы равных объемов двух газов, взятых при одинаковом давлении и температуре, относятся друг к другу как их мо-</li> </ol>									

	лярные массы.
<b>Закон эквивалентов (В. Рихтер, 1793)</b>	<p>Прежде чем сформулировать закон эквивалентов, дадим определение химическому эквиваленту и другим необходимым понятиям.</p> <p><b>Эквивалент</b>- это реальная или условная частица вещества, которая в реакциях кислотно-основного обмена соответствует одному катиону водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях одному отданному или принятому электрону.</p> <p><b>Моль эквивалента вещества</b>- это <math>6,02 \cdot 10^{23}</math> эквивалентов данного вещества.</p> <p><b>Молярная масса эквивалента (<math>M_3</math>) вещества</b>- это масса 1 моль эквивалента вещества, она равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества:</p> $M_3(\text{в-ва}) = f_3 \cdot M(\text{в-ва}), \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$ <p><b>Фактор эквивалентности (<math>f_3</math>)</b> – это число, которое показывает какая доля реальной частицы вещества соответствует одному катиону водорода в реакциях кислотно-основного обмена или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.</p> <p><b>Фактор эквивалентности</b>- это безразмерная величина, которую рассчитывают на основании стехиометрических коэффициентов данной реакции.</p> <p>Фактор эквивалентности может быть равен единице (эквивалентом является реальная частица- молекула) или быть меньше единицы (эквивалентом будет условная частица- часть молекулы).</p> <p>Фактор эквивалентности, а следовательно и молярная масса эквивалента одного и того же вещества, может быть величиной различной в зависимости от того, в какую реакцию это вещество вступает.</p> <p>Например, в кислотно-основной реакции между серной кислотой и гидроксидом натрия</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>участвуют оба катиона водорода молекулы серной кислоты. В этом случае одному катиону <math>\text{H}^+</math> соответствуют условия частицы- <math>\frac{1}{2}</math> молекулы <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>.</p> $f_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$

$$M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_3 M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

В реакции  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  в молекуле серной кислоты заменяется только один катион водорода. В этом случае одному катиону  $\text{H}^+$  соответствует реальная частица-молекула  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$f_3 = 1, \text{ а } M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 98 = 98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

**Молярная масса эквивалента соли** в обменных реакциях равна отношению молярной массы соли к произведению числа катионов соли на его валентность.

$$M_{\text{э}}(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{n \cdot B}, \quad f_3 = \frac{1}{nB}$$

**Молярная масса эквивалента кислоты** равна отношению молярной массы кислоты к числу замещенных катионов водорода ( $\text{чЗН}^+$ ).

$$M_{\text{э}}(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{чЗН}^+}, \quad f_3 = \frac{1}{\text{чЗН}^+}$$

Для реакции полного обмена

$$M_{\text{э}}(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{основность кислоты}}$$

**Молярная масса эквивалента основания** равна отношению молярной массы основания к числу замещенных гидроксо-групп ( $\text{чЗОН}^-$ ):

$$M_{\text{э}}(\text{основания}) = \frac{M(\text{основания})}{\text{чЗОН}^-}, \quad f_3 = \frac{1}{\text{чЗОН}^-}$$

Для реакции полного обмена

$$M_{\text{э}}(\text{основания}) = \frac{M(\text{основания})}{\text{кислотность основания}}$$

### **В окислительно-восстановительных реакциях:**

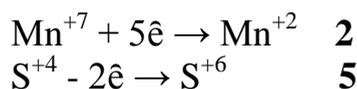
*Молярная масса окислителя* равна отношению молярной массы окислителя к числу электронов, принятых одной молекулой окислителя.

*Молярная масса восстановителя* равна отношению молярной массы восстановителя к числу электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

Например, определить  $M_3(\text{KMnO}_4)$  – окислителя и

$M_3(\text{Na}_2\text{SO}_3)$  – восстановителя в реакции





$$M_9(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \frac{\text{г}}{\text{моль}}, \quad f_9 = \frac{1}{5}$$

$$M_9(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{SO}_3)}{2} = \frac{126}{2} = 63 \frac{\text{г}}{\text{моль}}, \quad f_9 = \frac{1}{2}$$

**Молярная масса эквивалента элемента** равна отношению молярной массы элемента к его валентности.

$$M_9(\text{элемента}) = \frac{M(\text{элемента})}{B}, \quad f_9 = \frac{1}{B}$$

Если валентность у элемента постоянная, то и  $M_9(\text{элемента})$  есть величина постоянная.

Например, валентность водорода всегда равна единице, а кислорода – двум.

$$M_9(\text{H}) = \frac{M(\text{H})}{1} = \frac{1}{1} = 1 \frac{\text{г}}{\text{моль}},$$

$$M_9(\text{O}) = \frac{M(\text{O})}{2} = \frac{16}{2} = 8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Молярные массы эквивалента простых веществ водорода и кислорода постоянны и соответственно равны

$$1 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \quad \text{и} \quad 8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Молярный объем эквивалента газообразного вещества ( $V_9$ ) – это объем одного моля эквивалента вещества.

Молярный объем эквивалента водорода – это объем 1 г водорода. При нормальных условиях 1 моль  $\text{H}_2$ , т. е. 2 г  $\text{H}_2$ , занимает объем 11,2 л. Следовательно,

$$V_9(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/ моль (н.у.)}$$

**Закон эквивалентов:** массы реагирующих и получаемых в результате реакции веществ относятся между собой как молярные массы их эквивалентов.

Для реакции, в которой взаимодействуют вещества А и В математическое выражение закона эквивалентов имеет вид:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_9(A)}{M_9(B)}$$

если вещества газообразные, то

$$\frac{V(A)}{V(B)} = \frac{V_{\text{э}}(A)}{V_{\text{э}}(B)}$$

(все объемы должны быть взяты при одинаковых условиях).

### 3. РАСЧЕТЫ ПО МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМУЛЕ ВЕЩЕСТВА

При решении задач по молекулярной формуле необходимо помнить, что молекулярной формуле соединения соответствует его количество в один моль. Знание молярной массы соединения и массы каждого элемента в ней позволяет рассчитать: массу вещества, если известна масса элемента; массу элемента, если известна масса вещества; массовую долю каждого элемента в соединении; для газообразных веществ – объем при нормальных условиях, если известна масса вещества, и массу вещества, если известен объем при нормальных условиях.

Задачи по молекулярной формуле можно решать путем логических рассуждений, составляя пропорции, или путем использования расчетных формул.

**Задача. Вычислить массу и объем при нормальных условиях кислорода количеством вещества 0,25 моль.**

**Решение:**

1. Определяем молярную массу кислорода:

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$$

2. Определяем массу кислорода:  $m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2)$

$m$  – масса вещества;

$n$  – число молей;

$M$  – молярная масса;

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{O}_2) = 0,25 \text{ моля}$$

$$m(\text{O}_2) = 0,25 \cdot 32 = 8 \text{ г.}$$

3. Определяем объем кислорода:  $V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_M$

$V$  – объем газа при н.у.;

$V_M$  – молярный объем газа при н.у.;

$n$  – число молей газа;

$$V_M = 22,4 \text{ л/моль};$$

$$V(\text{O}_2) = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л.}$$

**Ответ:** если  $n(\text{O}_2) = 0,25$  моля, то  $m(\text{O}_2) = 8$  г,  $V(\text{O}_2) = 5,6$  л (н.у.).

**Задача.** Определите массовую долю (%) кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата меди (II).

**Решение:**

$$\begin{aligned} M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) &= M(\text{CuSO}_4) + 5M(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 64 + 32 + 16 \cdot 4 + 5(1 \cdot 2 + 16) = 250 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot 100\%}{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{90 \cdot 100}{250} = 36\%.$$

**Ответ:**  $\omega(\text{H}_2\text{O}) = 36\%$ .

**Задача.** В какой массе нитрата калия содержится столько же калия, сколько в хлориде калия количеством вещества 4 моль?

**Решение:**

1. Определяем массу калия в хлориде калия (KCl) количеством 4 моля:

В четырех молях KCl содержится 4 моля калия:

$$M(\text{K}) = 39 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{K}) = n \cdot M(\text{K}) = 4 \cdot 39 = 156 \text{ г K}$$

2. Определяем массу нитрата калия, в которой содержится 156 г калия:

$$M(\text{KNO}_3) = 39 + 14 + (16 \cdot 3) = 101 \text{ г/моль}$$

Составляем логическую пропорцию:

$$101 \text{ г KNO}_3 \text{ — } 39 \text{ г K}$$

$$x \text{ г KNO}_3 \text{ — } 156 \text{ г K}$$

$$x = \frac{101 \cdot 156}{39} = 404 \text{ г KNO}_3$$

**Ответ:** в 404 г  $\text{KNO}_3$  содержится столько же калия, сколько калия в KCl количеством 4 моля.

#### 4. РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЮ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

При решении задач по уравнению химической реакции необходимо:

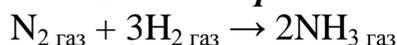
1. Правильно написать формулы исходных веществ и продуктов реакции.

2. Подобрать коэффициент перед молекулярными формулами в схеме реакций, т.е. уравнивать реакцию. Коэффициент равный единице, в уравнении реакции не ставится.

3. Необходимо помнить, что в уравнении химической реакции коэффициенты перед формулами указывают на число молей соответствующих

веществ, а для веществ в газообразном состоянии ещё и на число молярных объемов. Уравнение реакции показывает, в каких количествах исходные вещества реагируют без остатка и в каких количествах при этом образуются продукты реакции. Если количество одного из веществ в реакции изменить, то во столько же раз должны измениться количества всех остальных веществ в реакции. Данная прямопропорциональная зависимость лежит в основе составления логической пропорций при решении задач по уравнению реакции. Зная молярные массы участвующих в реакции веществ, можно по уравнению реакции найти соотношение между массами веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате её протекания. Если в реакции участвуют вещества в газообразном состоянии, то уравнение реакции позволяет найти их объемные отношения.

**Например: какую информацию дает уравнение реакции получения аммиака из азота и водорода?**



а) из уравнения реакции следует, что 1 моль азота без остатка взаимодействует с 3 молями водорода и при этом образуется 2 моля аммиака;

б) определив молярные массы веществ,

$$M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль}$$

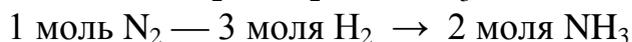
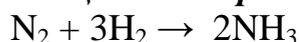
$$M(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ г/моль}$$

с учетом коэффициентов перед формулами, то есть числа молей каждого вещества, из уравнения данной реакции следует, что 28 г азота ( $28 \cdot 1$ ) без остатка взаимодействует с 6 г водорода ( $2 \cdot 3$ ) и при этом образуется 34 г аммиака ( $17 \cdot 2$ );

в) так как вещества находятся в газообразном состоянии, зная, что молярный объем газа при нормальных условиях составляет 22,4 л, из уравнения реакции следует, что 22,4 л азота ( $22,4 \cdot 1$ ) без остатка взаимодействуют с 67,2 л водорода ( $22,4 \cdot 3$ ) и при этом образуется 44,8 л аммиака ( $22,4 \cdot 2$ ), т. е. объемы газообразных веществ в реакции относятся, как 1:3:2.

**Обобщим материал:**



**А какой объем аммиака при нормальных условиях образуется при взаимодействии 56 г азота с водородом?**

**Решение:** из уравнения реакции имеем, что

из 28 г  $\text{N}_2$  образуется 44,8 л  $\text{NH}_3$ , а из 56 г  $\text{N}_2$  образуется  $x$  л  $\text{NH}_3$

$$\begin{array}{l}
 28 \text{ г } \text{N}_2 \text{ — } 44,8 \text{ л } \text{NH}_3 \\
 56 \text{ г } \text{N}_2 \text{ — } x \text{ л } \text{NH}_3 \\
 x = \frac{56 \cdot 44,8}{28} = 89,6 \text{ л } \text{NH}_3
 \end{array}$$

**Ответ:** 89,6 л.

**Обратите внимание!**

Логические рассуждения, предшествующие составлению пропорции, необходимо начинать с того, что следует из уравнения реакции, вещество давать в одной части пропорции (левой или правой) в одних и тех же единицах измерения (в нашем примере в левой части в граммах, в правой части – в литрах).

Уравнение химической реакции предполагает взаимодействие и получение абсолютно чистых веществ. Если по условию задачи исходное вещество содержит примеси, то необходимо определить в ней содержание чистого вещества, а затем только производить расчет по уравнению реакции.

**Задача.. Определить объем углекислого газа (условия нормальные), который образуется при разложении 1 кг известняка, содержащего 10% примеси.**

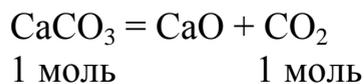
**Решение:**

1. Определяем массу чистого известняка:

Примесь – 10%, следовательно  $\text{CaCO}_3$  – 90%

$$\begin{array}{l}
 1000 \text{ г — } 100\% \\
 x \text{ г — } 90\% \\
 x = \frac{1000 \cdot 90}{100} = 900 \text{ г } \text{CaCO}_3
 \end{array}$$

2. Определяем объем выделившегося  $\text{CO}_2$  при разложении 900 г  $\text{CaCO}_3$ :



$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ г/моль.}$$

Из уравнения реакции следует, что из 100 г  $\text{CaCO}_3$  образуется при разложении 22,4 л (1 моль)  $\text{CO}_2$ , а из 900 г  $\text{CaCO}_3$  —  $x$  л  $\text{CO}_2$ :

$$\begin{array}{l}
 100 \text{ г } \text{CaCO}_3 \text{ — } 22,4 \text{ л } \text{CO}_2 \\
 900 \text{ г } \text{CaCO}_3 \text{ — } x \text{ л } \text{CO}_2 \\
 x = \frac{900 \cdot 22,4}{100} = 201,6 \text{ л } \text{CO}_2
 \end{array}$$

**Ответ:** выделилось 201,6 л  $\text{CO}_2$ .

Если реакция протекает между растворами веществ, то необходимо помнить, что взаимодействуют между собой растворенные вещества, а не растворитель. Поэтому сначала определяем массу растворенного вещества в растворе, а затем выполняем расчет по уравнению реакции.

**Задача 17.** *Определить объем 20% раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/см<sup>3</sup>), который необходим для полной нейтрализации 500 мл 40% раствора едкого калия (плотность 1,4 г/см<sup>3</sup>).*

**Решение:**

1. Определим массу KOH, содержащего в 500 мл 40% раствора:

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

$$m(\text{KOH}) = \frac{\omega \cdot m(\text{раствора})}{100\%}, \text{ где}$$

$\omega$  – процентная концентрация раствора;

$m(\text{KOH})$  – масса KOH в растворе;

$m(\text{раствора})$  – масса раствора.

Из формулы видно, что для определения  $m(\text{KOH})$  необходимо знать массу раствора  $m(\text{раствора})$ , а в условии задачи дан объем раствора.

Необходимо помнить, что объем и масса одного и того же раствора численно не равны.

Массу раствора, если известен его объем и объем раствора, если известна его масса, можно определить из формулы плотности раствора:

$$\rho(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{V(\text{раствора})},$$

( $\rho$  выражается в г/см<sup>3</sup>, а по системе Си – в кг/м<sup>3</sup>)

из формулы плотности определяем массу:

$$m(\text{раствора}) = \rho \cdot V,$$

где  $\rho$  – плотность раствора,

$m$  – масса раствора,

$V$  – объем этого же раствора.

$$m(\text{раствора KOH}) = 1,4 \cdot 500 = 700 \text{ г.}$$

**Внимание:** если  $\rho$  в г/см<sup>3</sup>, то объем выражается в мл, если  $\rho$  в кг/м<sup>3</sup>, то объем в м<sup>3</sup>.

$$m(\text{KOH}) = \frac{\omega \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{40 \cdot 700}{100} = 280 \text{ г KOH.}$$

2. Определяем массу чистой HCl, которая необходима для полной нейтрализации 280 г KOH:

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ г/моль}$$

Из уравнения реакции видно, что для 1 моля HCl требуется 1 моль KOH, т.е. для 56 г KOH необходимо 36,5 г HCl, а для 280 г KOH —  $x$  г HCl:

$$\begin{aligned} 56 \text{ г KOH} &\text{ — } 36,5 \text{ г HCl} \\ 280 \text{ г KOH} &\text{ — } x \text{ г HCl} \\ x &= \frac{280 \cdot 36,5}{56} = 182,5 \text{ г HCl} \end{aligned}$$

3. Определяем массу 20% раствора HCl, в котором будет содержаться 182,5 г HCl:

$$m(\text{раствора}) = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 100\%}{\omega(\text{HCl})},$$

$$\text{отсюда } m(\text{раствора}) = \frac{182,5 \cdot 100}{20} = 912,5 \text{ г раствора HCl.}$$

4. Определяем объем 20% раствора HCl, масса которого 912,5 г:

$$\rho(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{V(\text{раствора})},$$

$$V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho(\text{раствора})} = \frac{912,5}{1,1} = 829,5 \text{ см}^3 \text{ или } 829,5 \text{ мл.}$$

**Ответ:** для полной нейтрализации 500 мл 40% раствора KOH необходимо 829,5 мл 20% раствора HCl.

Если в условии задачи даны количества взаимодействующих веществ, но не сказано, что в этих количествах они прореагировали (например, смешали два вещества ..., слили два раствора ...), то необходимо определить, какое вещество дано в избытке, а какое полностью пошло в реакцию, по количеству последнего вести дальнейший расчет по уравнению реакции.

**Задача.** К раствору, содержащему 12,6 г  $\text{HNO}_3$ , добавили раствор, содержащий 7,2 г  $\text{NaOH}$ . Определить среду полученного раствора и массу образовавшейся соли.

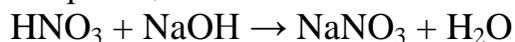
**Решение.**

В зависимости от соотношения концентрации в растворе катионов водорода  $\text{H}^+$  и анионов гидроксогруппы  $\text{OH}^-$  различают *нейтральную* среду, когда  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ , *кислую* среду, когда  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ , *щелочную* среду – когда  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ .

В условиях задачи не говорится, что в указанных массах вещества прореагировали, следовательно, необходимо определить, какое вещество дано в избытке.

Если в избытке дана кислота, то среда раствора после реакции будет кислая, если в избытке дана щелочь, то среда будет щелочная, если данные массы соответствуют взаимодействию веществ без остатка, то среда будет нейтральная.

Составляем уравнения реакции:



Подсчитываем молярные массы веществ:

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NaNO}_3) = 23 + 14 + 16 \cdot 3 = 85 \text{ г/моль.}$$

Определяем число молей, соответствующие массам по условию задачи:

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{12,6}{63} = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{7,2}{40} = 0,18 \text{ моль}$$

по уравнению реакции на 1 моль  $\text{HNO}_3$  требуется 1 моль  $\text{NaOH}$ , на 0,2 моль  $\text{HNO}_3$  необходимо 0,2 моль  $\text{NaOH}$ , а у нас 0,18 моль  $\text{NaOH}$ . Следовательно, в избытке дана  $\text{HNO}_3$ . На 0,18 моль  $\text{NaOH}$  пойдет 0,18 моль  $\text{HNO}_3$ , а 0,02 моль  $\text{HNO}_3$  останется непрореагированным. Среда раствора будет кислая.

Определяем массу образовавшейся соли  $\text{NaNO}_3$ . Расчет необходимо вести по веществу, которое полностью пошло в реакцию, т.е. по  $\text{NaOH}$ . Из уравнения реакции имеем:

$$40 \text{ г NaOH} \text{ — } 85 \text{ г NaNO}_3$$

$$7,2 \text{ г NaOH} \text{ — } x \text{ г NaNO}_3$$

$$x = \frac{7,2 \cdot 85}{40} = 15,3 \text{ г}$$

**Ответ:**  $m(\text{NaNO}_3) = 15,3 \text{ г}$ , среда раствора кислая, т.к. в избытке дана кислота.

### ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Определите массу и объем при нормальных условиях хлора, взятого в количестве 10 молей.
2. Где больше молекул: в 1 г оксида железа (II) или в 1 г оксида меди (II)?
3. Сколько тонн аммиачной селитры нужно внести на 200 га, если норма азота на 1 га составляет 60 кг.

4. Сульфат марганца используется в качестве кормовой добавки животным, его доза в сутки составляет 5 мг. Определить эквивалентную (равноценную) по марганцу дозу хлорида марганца.
5. Определить массовую долю в % кальция и фосфора в костной муке (фосфат кальция).
6. Норма железа для животного составляет 70 мг на 1 кг корма. В 1 кг силоса содержится 45 мг железа. Определить дозу кристаллогидрата сульфата железа (II) на 1 кг силоса.
7. Для обработки 1 тонны соломы требуется 30 кг жженной (негашеной) извести. Определить сколько потребуется известняка, содержащего 10 % примеси, для получения данного количества оксида кальция.
8. Для дезинфекции применяют раствор гипохлорита кальция с добавлением соляной кислоты. Реакция протекает по уравнению:
- $$\text{Ca(OCl)}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$$
- Какой объем хлора выделится из 200 г гипохлорита кальция, содержащего 10% примесей (условия нормальные)?
9. Определить массу 60 литров аммиака при температуре 22<sup>0</sup> С и давлении 730 мм. рт. ст.
10. при сгорании 5 г трехвалентного металла образуется 9,44 г оксида. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл.

## 5. КРАТКОЕ СОДЕРЖАНИЕ ОСНОВНЫХ ПОНЯТИЙ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Понятие	Содержание понятия									
<b>Атом</b>	– электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.									
<b>Ядро атома</b>	<p>– положительно заряженная часть атома, расположена в центре атома, состоит из протонов (<math>{}^1_1\text{p}</math>) и нейтронов (<math>{}^1_0\text{n}</math>). Протон имеет относительную массу 1 и относительный заряд +1. Нейтрон имеет относительную массу 1 и заряд 0.</p> <p style="text-align: center;"><i>Характеристика ядра:</i></p> <p>а) положительный заряд определяется числом протонов в нем и равен порядковому номеру элемента в периодической системе;</p> <p>б) массовое число – А (относительная масса ядра) равно сумме протонов (Z) и нейтронов (N): <math>A = Z + N</math>, <math>N = A - Z</math></p>									
<b>Изотопы</b>	<p>– атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра и разное массовое число. У изотопов одного элемента одинаково число протонов, но разное число нейтронов.</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="text-align: center;"><math>{}^1_1\text{H}</math> – протий</td> <td style="text-align: center;"><math>{}^2_1\text{H}</math> – дейтерий</td> <td style="text-align: center;"><math>{}^3_1\text{H}</math> – тритий</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">Z = 1</td> <td style="text-align: center;">Z = 1</td> <td style="text-align: center;">Z = 1</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">N = 0</td> <td style="text-align: center;">N = 1</td> <td style="text-align: center;">N = 2</td> </tr> </table> <p style="text-align: center;"><math>H</math><sub>1-зарядядра</sub><sup>3-массовое число</sup></p> <p>Изотопы одного элемента имеют одинаковые химические свойства, обозначаются одним химическим символом, занимают одно место в периодической системе элементов. Так как масса атома практически равна массе ядра (масса электронов ничтожно мала), то каждый изотоп элемента характеризуется, как и ядро, массовым числом, а элемент – атомной массой.</p> <p style="text-align: center;"><i>Атомная масса элемента</i> – это среднее арифметическое между массовыми числами изотопов элемента с учетом процентного содержания каждого изотопа в природе.</p>	${}^1_1\text{H}$ – протий	${}^2_1\text{H}$ – дейтерий	${}^3_1\text{H}$ – тритий	Z = 1	Z = 1	Z = 1	N = 0	N = 1	N = 2
${}^1_1\text{H}$ – протий	${}^2_1\text{H}$ – дейтерий	${}^3_1\text{H}$ – тритий								
Z = 1	Z = 1	Z = 1								
N = 0	N = 1	N = 2								

<b>Электрон, <math>\bar{e}</math></b>	<p>– имеет двойственную природу, обладает свойствами волны и частицы. Масса <math>\bar{e} = 1/1840</math> массы водорода, относительный заряд <math>\bar{e} = -1</math>.</p> <p>Число <math>\bar{e}</math> в атоме равно порядковому номеру элемента. Электрон движется по всему объему атома, создавая электронное облако с неравномерной плотностью отрицательного заряда.</p>															
<b>Электронная орбиталь</b>	<p>– это область наиболее вероятного нахождения электрона в атоме. Принято изображать только границы этой области.</p> <p><b>Например:</b></p> <div style="text-align: center;">  </div>															
<b>Основная характеристика <math>\bar{e}</math> в атоме</b>	<p>– энергия электрона.</p> <p>Состояние электрона в атоме (энергия электрона, электронная орбиталь) характеризуют набором квантовых чисел.</p>															
<b>Главное квантовое число «n»</b>	<p>– характеризует энергию электрона в атоме и размер электронного облака.</p> <p>Оно принимает целочисленные значения от 1 до бесконечно больших чисел <math>n=1,2,3... \infty</math>.</p> <p>Состояние электрона, характеризующегося определенным значением «n» принято называть <u>энергетическим уровнем</u> или <u>электронной оболочкой</u>, или <u>квантовым слоем</u>.</p> <p>Номер энергии уровня – это и есть значение главного квантового числа для электронов этого уровня. Первый энергетический уровень – (<math>n=1</math>), второй - (<math>n=2</math>) и т.д.</p> <p>Количество энергетических уровней в атоме равно номеру периода периодической системы, в котором находится элемент. Максимальное число <math>\bar{e}</math> на уровне определяется по формуле <math>2n^2</math>, где <math>n</math> – номер уровня.</p> <p>Уровни принято обозначать цифрами или буквами:</p> <table style="margin-left: auto; margin-right: auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">K</td> <td style="text-align: center;">L</td> <td style="text-align: center;">M</td> <td style="text-align: center;">N</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">n = 1</td> <td style="text-align: center;">n = 2</td> <td style="text-align: center;">n = 3</td> <td style="text-align: center;">n = 4</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">max <math>\bar{e}</math></td> <td style="text-align: center;">2</td> <td style="text-align: center;">8</td> <td style="text-align: center;">18</td> <td style="text-align: center;">32</td> </tr> </table>		K	L	M	N		n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	max $\bar{e}$	2	8	18	32
	K	L	M	N												
	n = 1	n = 2	n = 3	n = 4												
max $\bar{e}$	2	8	18	32												

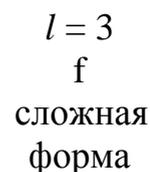
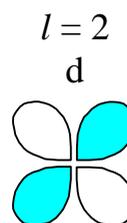
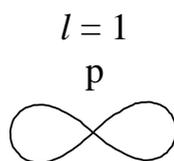
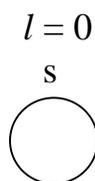
Наименьшей энергией обладает 1-й уровень от ядра, наибольшей – последний уровень. Распределяют электроны по уровням, начиная с 1-го уровня. Завершенный уровень имеет максимальное число электронов. На последнем уровне не может быть более  $8\bar{e}$ .

**Пример.**

*Записать электронную конфигурацию атома серы по энергетическим уровням (электронным оболочкам).* Сера находится в III периоде, следовательно имеет 3 уровня, порядковый номер серы 16, следовательно имеет  $16\bar{e}$ .

	K	L	M
	n = 1	n = 2	n = 3
${}_{16}\text{S}$	2	8	6

<p><b>Электронное облако</b></p>	<p>это область пространства, где наиболее вероятно нахождение электрона в атоме.  Электронное облако не имеет четких очертаний, однако схематично принято изображать его границы:</p> <p>Квантовая механика, решение уравнений Шредингера (Н.Л. Глинка. Общая химия, 2007, с.47), позволяет описать электронное облако (размер, форму, ориентацию в пространстве) и соответствующую ему полную энергию.</p>
<p><b>Атомная орбиталь</b></p>	<p>Атомной орбиталью (АО) называется волновая функция, описывающее пространственное состояние электрона в атоме.  Ее обозначают в виде квадрата (<i>квантовой ячейки</i>), в виде окружности или черты.  Максимальное количество электронов для одной атомной орбитали – 2.  Распределение электрона в атоме по энергиям и в пространстве определяется тремя значениями волновой функции, которые называются квантовыми числами и обозначаются буквами: главное- <math>n</math>, орбитальное- <math>l</math>, магнитное- <math>m_l</math>. Было установлено, что электрон также характеризуется четвертым квантовым числом- спиновым (<math>m_s</math> ).  Квантовым числам <math>n</math>, <math>l</math>, <math>m_l</math> одновременно отвечает определенная атомная орбиталь и полная энергия электрона. Спиновое квантовое число не влияет ни на атомную орбиталь, ни на полную энергию (<math>E_{ne}</math> ).</p>
<p><b>Орбитальное квантовое число «<math>l</math>»</b></p>	<p>– характеризует энергию электрона на подуровне (электронной подбложке) и форму электронного облака.</p> <p>На энергетическом уровне «<math>n</math>» орбитальное квантовое число принимает целочисленные значения от 0 до <math>n-1</math>. Каждому значению <math>l</math> соответствует определенная форма электронного облака. Числовые значения <math>l</math> имеют буквенные обозначения (s, p, d, f ) и называются подуровнями.</p>



Соответственно говорят о s, p, d, f- электронах, о s, p, d, f- орбиталях, о s, p, d, f- подуровнях.

Номер уровня	$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$
Число подуровней	один 1s	два 2s2p	три 3s3p3d

Число подуровней на уровне равно номеру уровня:

Цифра перед подуровнем обозначает номер уровня, значение главного квантового числа.

Число электронов на подуровне указывают в виде степени буквенного обозначения. Максимальное число  $\bar{e}$  на подуровнях следующее:



На уровне энергия подуровня увеличивается  
от s  $\rightarrow$  p  $\rightarrow$  d  $\rightarrow$  f

**Пример. Записать электроэнергию конфигурации атома серы по энергетическим уровням и подуровням.**



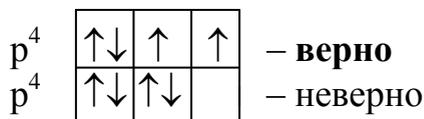
<p><b>Магнитное квантовое число «<math>m</math>»</b></p>	<p>–определяет возможные ориентации электронного облака в пространстве.          Магнитное квантовое число на подуровне принимает целые значения от <math>-l \dots 0 \dots +l</math>.          Число таких значений, т.е. число возможных ориентаций электронных облаков, для конкурентного подуровня равно <math>2l+1</math>.  <u>Значение <math>m_l</math> для конкретного энергетического уровня и подуровня это и есть атомная орбиталь</u>, которая графически изображается квадратом и называется квантовой ячейкой. Одну орбиталь (ячейку) максимально могут иметь 2 электрона, которые различаются спиновым квантовым числом.  <b>Например</b>, три ориентации p- электронных облаков в пространстве.</p> <p style="text-align: center;">Число орбиталей (квантовых ячеек) на подуровнях следующее:  <math>s^2 - 1, p^6 - 3, d^{10} - 5, f^{14} - 7</math></p>		
<p><b>Спиновое квантовое число «<math>m_s</math>»</b></p>	<p>–отражает наличие у электрона собственного момента движения, не связанное с его движением вокруг ядра. Спиновое квантовое число принимает только два значения <math>+1/2</math> и <math>-1/2</math>, что в электронно-графических формулах обозначается <math>\uparrow</math> или <math>\downarrow</math>.  <math>\uparrow\downarrow</math>- спаренные электроны; <math>\uparrow</math>- неспаренный электрон.</p> <p><b>Пример. Записать электронно- структурную конфигурацию атома серы.</b></p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%; border: none;"> <math>3d^0</math>   <math>3p^4 \quad \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow</math>  <math>3s^2 \quad \uparrow\downarrow</math> </td> <td style="width: 50%; border: none;"> <math>3d^0</math>   <math>3p^4 \quad \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow</math>  <math>3s^2 \quad \uparrow\downarrow</math> </td> </tr> </table>	$3d^0$  $3p^4 \quad \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ $3s^2 \quad \uparrow\downarrow$	$3d^0$  $3p^4 \quad \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ $3s^2 \quad \uparrow\downarrow$
$3d^0$  $3p^4 \quad \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ $3s^2 \quad \uparrow\downarrow$	$3d^0$  $3p^4 \quad \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ $3s^2 \quad \uparrow\downarrow$		

	$2p^6 \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$2p^6 \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	$2s^2 \quad \uparrow\downarrow$	$2s^2 \quad \uparrow\downarrow$
	$1s^2 \quad \uparrow\downarrow$	$1s^2 \quad \uparrow\downarrow$
	<p>Снизу вверх энергия возрастает или можно записать так:</p>	
	${}_{16}S \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^4 \quad 3d^0$	
	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	
	<p>Слева направо энергия возрастает.</p>	
	<p>Электроны заполняют энергетические уровни и подуровни в соответствии с принципом минимальной энергии, принципом Паули, правилом Хунда, правилом Клочковского.</p>	
<b>Принцип минимальной энергии</b>	– электрон занимает положение на уровне и подуровне с минимальным запасом энергии	
<b>Принцип Паули</b>	– в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел	

**Правило Хунда**

– орбитали подуровня заполняются электронами таким образом, чтобы суммарное спиновое число было максимально. Другими словами, квантовые ячейки одного подуровня заполняются сначала по одному электрону, а затем по второму с противоположно направленным спином.

**Например:**



**Правило Клечковского**

Подуровни в атоме заполняются в порядке увеличения энергии, т.е. в порядке увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел ( $n + l$ ). Если суммы ( $n + l$ ) имеют одинаковое значение, то сначала заполняется подуровень с меньшим значением « $n$ ».

В соответствии с этим правилом подуровни в атоме заполняются электронами в порядке увеличения энергии в следующей последовательности:



**s, p, d, f-элементы**

различают в зависимости от того, какой подуровень в атоме заполняется последним в порядке увеличения энергии.

S элементы- последним заполняется S подуровень, номер уровня равен номеру периода, где находится элемент. К ним относятся водород, гелий и все элементы первой и второй группы главных подгрупп, в каждом периоде по два таких элемента.

p элементы - последним заполняется p подуровень, номер уровня равен номеру периода, где находится элемент. Это элементы главных подгрупп с третьей по восьмую группы, в каждом периоде по шесть таких элементов.

d элементы - последним заполняется d подуровень, номер уровня на единицу меньше, чем номер периода. Это элементы побочных подгрупп, по десять элементов в каждом большом периоде.

f элементы- последним заполняется f подуровень, номер уровня на две единицы меньше, чем номер периода. Это лантаноиды (14 элементов в шестом периоде) и актиноиды (14 элементов в седьмом периоде).

Используя определения s, p, d, f элементов и учитывая то,

**Электронные конфигурации атомов**

что каждый последующий элемент от предыдущего отличается на один электрон, можно по периодической системе элементов составлять электронные конфигурации (электронные формулы) атомов по подуровням в порядке возрастания энергии.

– это распределение электронов в атоме по уровням, подуровням, орбиталям (квантовым ячейкам).

Электронная формула дает представление об энергии электронов и их орбиталях

	К	L	M
	$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$
${}_{17}\text{Cl}$	2	8	7
	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^5 3d^0$
	↑	↑ ↑	↑
	номер уровня характеризует энергию $\bar{\epsilon}$ на уровне, размер электронного облака	подуровни характеризуют энергию $\bar{\epsilon}$ на подуровне, форму электронного облака	число электронов на подуровне

По квантовым ячейкам целесообразно расписывать только те уровни, на которых находятся валентные электроны (с. 33).

У хлора 7 валентных  $\bar{\epsilon}$ , которые находятся на последнем уровне:

$n = 3$	3s	3p
	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓
6 $\bar{\epsilon}$ спаренных		
1 $\bar{\epsilon}$ неспаренный		



<b>Период</b>	<p>– горизонтальный ряд элементов, у которых заполняются электронами одинаковое число энергетических уровней, равное номеру периода.</p> <p>III период: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar – у атомов данных элементов заполняется 3 энергетических уровня.</p> <p>В периодической системе 7 периодов:  1, 2, 3 – малые (состоят из одного ряда);  4, 5, 6, 7 – большие (имеют по два ряда);  7-й период – незаконченный.</p>						
<b>Группа</b>	<p>– вертикальный ряд элементов, имеющих одинаковое, равное номеру группы, количество валентных электронов, одинаковую максимальную валентность (исключения есть).</p> <p>В системе восемь групп. В зависимости от того, как распределяются валентные электроны у элементов, группа делится на две подгруппы: главную и побочную.</p>						
<b>Главная подгруппа – группа «А»</b>	<p>– вертикальный ряд элементов, у которых все валентные электроны расположены на последнем уровне.</p> <p>В состав главной подгруппы входят элементы больших и малых периодов. Свойства элементов одной подгруппы сходны.</p>						
<b>Побочная подгруппа «В»</b>	<p>– вертикальный ряд элементов, у которых независимо от номера группы, на последнем, уровне находится не более 2-х электронов, остальные валентные электроны расположены на предпоследнем уровне d-подуровне.</p> <p>В состав побочных подгрупп входят элементы только больших периодов.</p> <table data-bbox="551 1448 1442 1754" style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="text-align: center; vertical-align: middle;"><b>VI</b></td> <td style="padding-left: 20px;"><b>Главная подгруппа</b> (6 А группа)</td> <td style="padding-left: 20px;">O, S, Se, Te, Po</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center; vertical-align: middle;"><b>группа</b></td> <td style="padding-left: 20px;"><b>Побочная подгруппа</b> (6 В группа)</td> <td style="padding-left: 20px;">Cr, Mo, W</td> </tr> </table>	<b>VI</b>	<b>Главная подгруппа</b> (6 А группа)	O, S, Se, Te, Po	<b>группа</b>	<b>Побочная подгруппа</b> (6 В группа)	Cr, Mo, W
<b>VI</b>	<b>Главная подгруппа</b> (6 А группа)	O, S, Se, Te, Po					
<b>группа</b>	<b>Побочная подгруппа</b> (6 В группа)	Cr, Mo, W					

<b>Периодическая система и строение атома</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Порядковый номер элемента указывает на положительный заряд ядра, число протонов в ядре, число электронов в атоме.</li> <li>2. Номер периода указывает на число энергетических уровней в атоме.</li> <li>3. Номера групп для элементов главных подгрупп показывают количество электронов на последнем уровне (исключение водород и гелий).</li> </ol>
---	--

### ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

<b>Радиус атома, r (эффективный)</b>	<p>– в периоде слева направо радиус атома несколько уменьшается, т.к. при одинаковом количестве энергетических уровней в результате увеличения заряда ядра электроны притягиваются сильнее.</p> <p>В главной подгруппе сверху вниз, с увеличением числа энергетических уровней радиус атома возрастает. В побочной подгруппе он изменяется нелинейно.</p>
<b>Энергия ионизации</b>	<p>– это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома. Выражается в электрон-вольтах.</p> <p>В периоде слева направо с увеличением заряда ядра, количества электронов на последнем уровне, уменьшением радиуса атома энергия ионизации возрастает. В главной подгруппе с увеличением радиуса атома сверху вниз она убывает.</p>
<b>Энергия сродства к электрону</b>	<p>– энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона.</p> <p>В периоде слева направо энергия сродства к электрону возрастает, в главной подгруппе сверху вниз убывает.</p>
<b>Электроотрицательность</b>	<p>– это способность атома данного элемента притягивать к себе общую электронную плотность (<b>общие пары электронов с. 38, 39</b>) при образовании химической связи.</p> <p>В периоде слева направо электроотрицательность возрастает, в главной подгруппе сверху вниз убывает. Наибольшее значение электроотрицательности имеет фтор.</p>

## МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

<b>Металлы</b>	<p>– элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне содержат небольшое число электронов - 1, 2, 3 (исключение есть).</p> <p>При образовании соединений металлы всегда отдают <math>\bar{e}</math> и имеют в соединениях положительный заряд.</p> <p>К металлам относятся все s – элементы (исключение водород и гелий), d – элементы (элементы побочных групп), f – элементы (лантаноиды и актиноиды) и p – элементы, расположенные слева от диагонали «бор-астат» (Ge, Sn, Pb, Sb, Bi, Po).</p>
<b>Неметаллы</b>	<p>– элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне содержат 4-8 электронов.</p> <p>При образовании соединений неметаллы могут как принимать электроны (возникает заряд отрицательный), так и отдавать электроны (возникает заряд положительный).</p> <p>К неметаллам относятся элементы, расположенные справа от диагонали «бор-астат» за исключением элементов побочных подгрупп.</p> <p>Четкой границы между металлами и неметаллами нет, более правильно говорить о металличности и неметалличности элемента.</p>
<b>Металличность</b>	– способность атома элемента отдавать электроны.
<b>Неметалличность</b>	<p>– способность атома элемента присоединять электроны.</p> <p><b>В периоде</b> слева направо увеличивается заряд ядра атома элемента, уменьшается радиус, увеличивается количество электронов на последнем подуровне, увеличивается способность принимать <math>e</math> и уменьшается способность отдавать <math>e</math>. <i>Следовательно, в периоде слева направо уменьшается металличность, увеличивается неметалличность, энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность.</i></p> <p>Каждый период (исключение первый) начинается активным металлом (щелочным металлом) и заканчивается активным неметаллом (галогеном) и инертным газом.</p> <p><b>В главной подгруппе</b> сверху вниз увеличивается радиус атома и способность атома отдавать <math>e</math>, т.е.</p>

	<p><i>сверху вниз увеличивается металличность уменьшается неметалличность, энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность.</i></p> <p>Таким образом, самый активный элемент – металл – франций, а неметалл – фтор.</p> <p>В побочной подгруппе четкой закономерности в изменении металличности нет.</p>
--	---

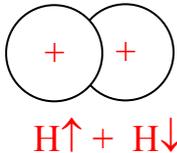
### Изменение свойств сложных соединений

на примере элементов III периода

Na активный металл	Mg	Al амфотерный металл	Si	P	S	Cl активный неметалл
<b>металличность - уменьшается, неметалличность - увеличивается</b>						
<b>Na<sub>2</sub>O</b> ярко выраженный характер основного оксида	<b>MgO</b> слабо основной оксид	<b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> амфотерный оксид	<b>SiO<sub>2</sub></b> слабо кислот. оксид	<b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b> средне кислот. оксид	<b>SO<sub>3</sub></b> сильно кислот. оксид	<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b> сильно кислот. оксид
<b>NaOH</b> сильное основание	<b>Mg(OH)<sub>2</sub></b> слабое основание	<b>Al(OH)<sub>3</sub></b> амфотерное основание	<b>H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub></b> слабая кислота	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b> кислота средней силы	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> сильная кислота	<b>HClO<sub>4</sub></b> очень сильная кислота

Подобно изменяются свойства соответствующих соединений в других периодах, т.е. свойства сложных соединений, как и свойства элементов, периодически повторяются.

## 7. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ В МЕТОДЕ ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ

<p><b>Механизм образования химической связи</b></p>	<p>Химическая связь возникает за счет перекрывания электронных облаков (орбиталей). Между ядрами образуется область с повышенной плотностью отрицательного заряда, притягивающая ядра соединяющихся атомов.</p> <p><b>Например:</b></p> <p>Образование молекулы <math>H_2</math></p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Природа химической связи электростатическая (взаимодействие разных по знаку зарядов).</p> <p>в зависимости от того, где находится область перекрывания электронных облаков по отношению к линии, соединяющей ядра атомов, различают <math>\pi</math> и <math>\sigma</math> химической связи.</p> <p><b><math>\sigma</math> - СВЯЗЬ</b> – область перекрывания электронных облаков находится на линии, соединяющей ядра атомов.</p> <p style="text-align: center;"><b>РИСУНКИ</b></p> <p><b><math>\pi</math> – СВЯЗЬ</b> - область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов.</p> <p style="text-align: center;"><b>РИСУНКИ</b></p> <p><math>\sigma</math> - связь прочнее <math>\pi</math> – связи:</p>
<p><b>Основные характеристики химической связи</b></p>	<p><b>Энергия химической связи</b> – это энергия, которая требуется для разрыва связи.</p> <p><i>Чем больше энергия химической связи, тем больше её прочность.</i></p> <p><b>Длина связи</b> – это расстояние между ядрами атомов.</p> <p><i>Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина.</i></p>

## ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ В МЕТОДЕ ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ.

<p><b>Ковалентная связь</b></p>	<p>– это химическая связь, которая осуществляется общими для двух атомов парами электронов.</p> <p>На образование электронных пар атом неметалла отдает столько <math>\bar{e}</math>, сколько их не хватает на внешнем уровне до устойчивого 8-ми электронного состояния (для водорода 2-х электронного).</p> <p>В зависимости от того, как располагаются общие пары электронов между атомами, различают ковалентную неполярную и полярную связь.</p>
<p><b>Ковалентная неполярная связь</b></p>	<p>– это ковалентная связь между атомами одного элемента, атомами с одинаковой электроотрицательностью, общие электронные пары которых располагаются симметрично между ядрами атомов.</p> <p>В молекуле геометрические центры положительных и отрицательных зарядов совпадают, заряд у атомов равен нулю. Пара электронов графически изображается черточкой «—», которая обозначает одну химическую связь, единицу валентности.</p> <p style="text-align: center;"><b>Например:</b></p> <p>1. <math>H_2</math>    <math>H (: ) H</math>    или    <math>H - H</math>    одинарная связь</p> <p>2. <math>O_2</math>    <math>O ( : : ) O</math>    или    <math>O = O</math>    двойная связь</p> <p style="text-align: right;">тройная связь</p>

<p><b>Ковалентная полярная связь</b></p>	<p>– это ковалентная связь между атомами разных элементов, общие электронные пары смещены к более электроотрицательному атому, в результате чего у него повышается плотность отрицательного заряда и возникает отрицательный заряд «<math>-\delta</math>», а у другого атома – положительный заряд «<math>+\delta</math>».</p> <p>При определении величины заряда исходят из предположения, что один атом полностью отдает электроны, а другой их полностью принимает.</p> <p>Полученные условные заряды ( степень окисления) будут иметь целые числовые значения. Чем больше разница в значениях электроотрицательности соединяющихся атомов, тем полярнее связь.</p> <p style="text-align: center;"><b>Например:</b></p> <p>1. HCl      {H (:)Cl}      или    H<sup>+</sup> – Cl<sup>-</sup>  2. H<sub>2</sub>O      {H (:)O(:) H}      или    H<sup>+</sup> – O<sup>-2</sup> – H<sup>+</sup></p> <p>Ковалентная связь характеризуется направленностью и насыщенностью. Электронные облака перекрываются в определенном направлении, что определяет значения валентных углов между связями и форму молекул.</p> <p>Например,  HCl      H – Cl – линейная форма</p> <p>H<sub>2</sub>O      O              H H - угловая форма</p> <p><b>Насыщаемость связи</b> – это способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей.</p>
--	--

<p><b>Ионная связь</b></p>	<p>– предельный случай ковалентной полярной связи. Это химическая связь, образованная в результате электростатического притяжения разноименно заряженных ионов.</p> <p>Посредством ионной связи соединяются атомы активных металлов (щелочных и щелочноземельных) и активных неметаллов (галогенов). Одни легко отдают <math>\bar{e}</math>, другие их принимают, образуя при этом заряженные частицы – ионы.</p> <p><b>Например: Образование NaCl</b></p> $  \begin{array}{l}  {}_{11}\text{Na}^0 \text{ )2 )8 )1} - 1 \bar{e} \rightarrow {}_{11}\text{Na}^{+1} \text{ )2 )8} \\  {}_{17}\text{Cl}^0 \text{ )2 )8 )7} + 1 \bar{e} \rightarrow {}_{17}\text{Cl}^{-} \text{ )2 )8 )8} \\  \text{Na}^{+} + \text{Cl}^{-} \rightarrow \text{NaCl}  \end{array}  $ <p>С чисто ионной связью соединений нет.</p>
<p><b>Донорно-акцепторная связь</b></p>	<p>– разновидность ковалентной связи, в которой общую пару электронов предоставляет полностью один атом (донор), а другой атом предоставляет свободную орбиталь (акцептор).</p> <p><b>Например: Образование катиона аммония <math>[\text{NH}_4]^+</math></b></p> <div style="text-align: center;"> </div> <p><math>[\text{NH}_4]^+</math> – комплексный катион аммония</p> $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$

<b>Металлическая связь</b>	<p>– связь между катионами металла, расположенных в узлах кристаллической решетки, и обобществленными для всего металла электронами.</p> <p>Металлическая связь осуществляется в металлах.</p> $n\text{Me}^0 \rightarrow n\text{Me}^{x+} + nx \bar{e}$
<b>Водородная связь (межмолекулярная)</b>	<p>– это связь между молекулами соединений, в состав которых входят водород и сильно электроотрицательный элемент (F, Cl, O, N). В органических соединениях эта связь имеет место и внутри молекул.</p> <p><b>Например:</b> <math>n \text{H}_2\text{O}</math></p> $\begin{array}{ccccccc} \text{H} - \text{O} & \dots & \text{H} - \text{O} & \dots & \text{H} - \text{O} & \dots & \text{H} - \text{O} & \dots \\   & &   & &   & &   & \\ \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \end{array}$ <p style="text-align: center;">↑ водородная связь</p>
<b>Химическая связь и свойства веществ</b>	<p>От типа химической связи и её прочности в сильной степени зависят свойства веществ. Вещества с ионной связью имеют высокие температуры плавления, с металлической – обладают высокой электро-, теплопроводностью, пластичностью. Благодаря водородной связи вода в обычных условиях жидкость, она имеет высокую температуру кипения, является универсальным растворителем. Молекула азота (<math>\text{N}_2</math>) химически инертна, т.к. образована посредством прочной, тройной связи <math>\text{N}\equiv\text{N}</math>, атомарный азот химически активен.</p>
<b>Неполярные молекулы</b>	<p>– в молекуле имеется центр симметрии. Центр положительных и отрицательных зарядов совпадает (<math>\pm</math>).</p> <p><b>Например:</b> <math>\text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{O}_2, \text{CO}_2 (\text{O}=\text{C}=\text{O}), \text{CH}_4</math> и др.</p>
<b>Полярные молекулы</b>	<p>– в общем молекула нейтральна, но центры положительных и отрицательных зарядов смещены относительно друг друга (<math>\text{H}_2\text{O}, \text{HCl}</math> и др.). Обозначаются полярные молекулы</p> <div style="text-align: center;">  </div>

## 8. ВАЛЕНТНОСТЬ И СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ В СОЕДИНЕНИИ. ЗАРЯД ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ИОНОВ

<p><b>Валентность элемента в соединении</b></p>	<p>– это свойство элемента образовывать химические связи.</p> <p>Валентность равна числу химических связей, образованных элементом в соединении. Обозначается валентность римскими цифрами.</p> <p>Максимальная валентность элементов, за некоторым исключением, равна номеру группы.</p>
<p><b>Почему кислород находится в VI группе, всегда двухвалентен?</b></p>	<p>Согласно спиновой теории валентности, в образовании химической связи принимают участие только неспаренные электроны. Валентность элемента определяется числом неспаренных электронов в нормальном и возбужденном состоянии атома. При возбуждении атома электроны переходят на свободные орбитали (квантовые ячейки). На 2-м (последнем) уровне 2-го подуровня, в нормальном состоянии атом кислорода имеет 2 неспаренных электрона и нет свободных орбиталей (ячеек), куда бы переходили электроны при поглощении энергии, поэтому кислород всегда двухвалентен.</p>
<p><b>Степень окисления элемента в соединении</b></p>	<p>– это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов. Степень окисления обозначается арабскими цифрами с указанием заряда «+» или «-».</p>
<p><b>Положительная степень окисления</b></p>	<p>– показывает, сколько <math>\bar{e}</math> нейтральный атом отдал при образовании химической связи:</p> $S^0 - 6\bar{e} = S^{+6}$ <p>Максимальная положительная степень окисления обычно равна номеру группы.</p>
<p><b>Отрицательная степень окисления</b></p>	<p>– показывает, сколько электронов нейтральный атом присоединил при образовании химической связи:</p> $S^0 + 2\bar{e} = S^{-2}$
<p><b>При определении степени окисления элемента в соединении необходимо помнить</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Степень окисления <u>водорода</u> во всех соединениях, за исключением гидридов металлов (<math>NaH^+</math>, <math>LiH^+</math>, <math>CaH_2^-</math> и др.) равна «+1», <math>H^+</math>.</li> <li>2. Степень окисления <u>кислорода</u> во всех соединениях равна "-2", <math>O^{-2}</math> (исключение: <math>O^{+2}F_2</math>, <math>H_2O_2^-</math>, <math>Na_2O_2</math> и др. пероксиды).</li> <li>3. Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления, <b>например</b>: <ul style="list-style-type: none"> <li>– щелочные (Li, Na, K и др.) «+1» (<math>Li^+</math>, <math>Na^+</math>, <math>K^+</math>);</li> <li>– щелочноземельные (Ca, Ba и др.) «+2» (<math>Ca^{+2}</math>, <math>Ba^{+2}</math>);</li> <li>– цинк «+2», алюминий «+3» (<math>Zn^{+2}</math>, <math>Al^{+3}</math>);</li> <li>– железо «+2» и «+3» медь «+1», чаще «+2», (<math>Fe^{+2}</math>, <math>Fe^{+3}</math>, <math>Cu^+</math>, <math>Cu^{+2}</math>).</li> </ul> </li> </ol>

4. Степень окисления атомов в простых веществах равна всегда нулю ( $C^0$ ,  $H_2^0$ ,  $P^0$  и др.).

5. Зная в соединении степени окисления всех элементов, кроме одного, можно определить неизвестную степень окисления. При этом необходимо помнить, что *молекула любого вещества электронейтральна, т.е. алгебраическая сумма степеней окисления элементов в соединении (с учетом числа атомов) всегда равна нулю.*

**Например**, определим степень окисления серы в серной кислоте.

+     $x$     -2   ← известные степени окисления

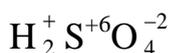


$$+2 + x - 8 = 0$$

$$2 \cdot (+1) \quad 4 \cdot (-2)$$

$$x = +8 - 2 = +6$$

$$x = +6$$



6. Степень окисления не всегда численно совпадает с валентностью. Например, в  $N_2$  ( $N \equiv N$ ) степень окисления азота равна нулю, а валентность трем; в  $H_2O_2$  ( $H-O-O-H$ ) степень окисления кислорода равна «-1», а валентность – двум.

<p><b>Заряд простых и сложных ионов</b></p>	<p>1. <u>Заряд простого (одноатомного) иона</u> – это степень окисления данного элемента в соединении.  <b>Например</b>, <math>\text{Na}^+\text{Cl}^-</math>, <math>\text{K}_2^+\text{S}^{-2}</math> состоят из простых ионов.</p> <p>2. <u>Общий заряд сложного иона</u>, состоящего из атомов нескольких элементов, равен алгебраической сумме зарядов всех атомов в ионе:</p> <p>а) катион аммония <math>(\text{N}^{-3}\text{H}_4^+)^+</math>, <math>\text{NH}_4^+</math>  <math>-3 + 4 = +1</math></p> <p>б) гидроксильная группа <math>(\text{O}^{-2}\text{H}^+)^-</math>, <math>(\text{OH})^-</math></p> <p>в) при определении <u>общего заряда кислотного остатка</u> удобно пользоваться следующим эмпирическим правилом: <i>общий заряд кислотного остатка всегда отрицательный и равен числу атомов водорода, которые необходимо отнять от молекулы кислоты до получения данного остатка.</i></p> <p><b>Например</b>, фосфорная кислота <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>, образует следующие кислотные остатки:</p> <p><math>(\text{H}_2\text{PO}_4)^-</math> отняли 1 атом водорода от кислоты, заряд 1-  <math>(\text{HPO}_4)^{2-}</math> отняли 2 атома водорода от кислоты, заряд 2-  <math>(\text{PO}_4)^{3-}</math> отняли 3 атома водорода от кислоты, заряд 3-</p> <p>г) при определении <u>общего заряда остатка от основания</u> удобно пользоваться следующим эмпирическим правилом: <i>общий заряд остатка от основания всегда положительный и равен числу гидроксильных групп, которые необходимо отнять от молекулы основания до получения данного остатка.</i></p> <p><b>Например</b>, гидроксид железа (III) <math>\text{Fe}(\text{OH})_3</math> образует три остатка от основания:</p> <p><math>[\text{Fe}(\text{OH})_2]^+</math> отняли одну гидроксогруппу от молекулы основания, заряд остатка «1+»  <math>\text{Fe}(\text{OH})^{2+}</math> отняли 2 гидроксогруппы, заряд «2+»  <math>\text{Fe}^{3+}</math> отняли 3 гидроксогруппы, заряд «3+»</p>
---	--

## ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. По электронной формуле  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  определите элемент, исходя из его положения в периодической системе, опишите свойства.
2. Укажите число протонов, нейтронов, электронов в изотопе натрия  ${}^{24}_{11}\text{Na}$ .
3. Какое максимальное количество электронов может находиться в атоме на последнем уровне?
4. Исходя из строения атомов объясните как изменяется прочность химических связей в соединениях HF, HCl, HBr, HI.
5. Определите типы химических связей в следующих соединениях:  
 $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , KCl,  $\text{H}_2\text{O}_2$
6. Определите степени окисления элементов в соединениях:  
 $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{HNO}_3$
7. Напишите кислотные остатки серной, сероводородной кислот и определите их заряды.
8. Составьте электронные формулы атомов всех элементов 1, 2, 3 периодов.

## 9. СОСТАВЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНЫХ ФОРМУЛ СЛОЖНЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

При составлении формул сложных соединений необходимо в формуле выделить ионы (реальные или условные):

**в оксидах** – катион элемента, образующего оксид и анион кислорода (условные ионы);

**в основаниях** – катион металла и анион гидроксогруппы (реальные ионы);

**в солях** – катион остатка от основания (в средних и в кислых солях катион металла) и анион кислотного остатка (реальные ионы).

Формулы и название кислот необходимо знать наизусть. Молекула любого вещества электронейтральна (суммарный заряд = 0).

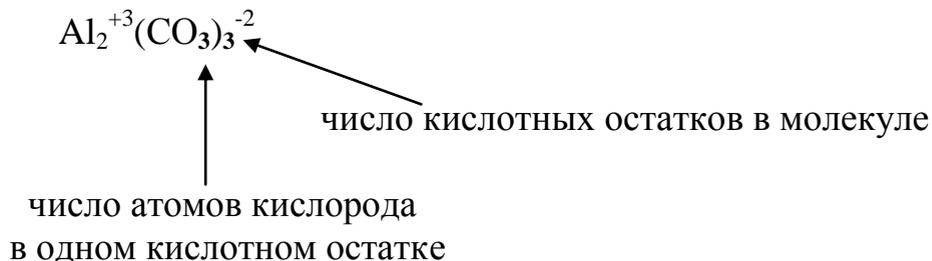
Основной принцип составления формулы – подбор таких соотношений катиона и аниона, чтобы обеспечить электронейтральность молекулы.

## ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТЬ СОСТАВЛЕНИЯ ФОРМУЛ СЛОЖНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Последовательность действия	Составить формулы		
	оксид фосфора (V)	гидроксид железа (III)	сульфат алюминия
1. По названию соединения записать ионы: катион и анион (изучить классы неорганических соединений, стр. 46).	$P_xO_y$	$Fe(OH)_x$	$Al_x(SO_4)_y$
2. Определить заряды катиона и аниона (изучить правила определения заряда ионов, стр.42).	$P_x^{+5}O_y^{-2}$	$Fe^{+3}(OH)_x^{-}$	$Al_x^{+3}(SO_4)_y^{2-}$
3. Если заряды численно не равны, то с помощью числовых индексов изменяем число катионов и анионов, чтобы абсолютная величина произведения заряда катиона на число катионов была равна абсолютной величине произведения заряда аниона на число анионов в молекуле.	$P_2^{+5}O_5^{-2}$	$Fe^{+3}(OH)_3^{-}$ единица не пишется	$Al_2^{+3}(SO_4)_3^{2-}$
	Проверка:		
	катион: $2 \cdot (+5) = +10$  анион: $5 \cdot (-2) = -10$	катион: $1 \cdot (+3) = +3$  анион: $3 \cdot (-1) = -3$	катион: $2 \cdot (+3) = +6$  анион: $3 \cdot (-2) = -6$
	$+10 - 10 = 0$	$+3 - 3 = 0$	$+6 - 6 = 0$
	Условие электронейтральности при составлении формул выполнено		
$P_2O_5$	$Fe(OH)_3$	$Al_2(SO_4)_3$	

*Примечание.* Иногда допускают ошибки в составлении формул, т.к. не понимают, какой числовой индекс указывает на число атомов элемента в сложном ионе, а какой на количество сложного иона в молекуле.

**Например,** карбонат алюминия  $Al_2(CO_3)_3$



## 10. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все неорганические вещества по составу делятся на простые и сложные.

Простые вещества по свойствам делятся на **металлы** и **неметаллы**.  
Металлы образованы элементами металлами (Cu, Al, Fe, Zn, K и др.), неметаллы образованы элементами неметаллами (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, S, P и др.).

Сложные вещества по составу и свойствам делятся на четыре основных класса: **оксиды** (CO<sub>2</sub>, CaO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), **основания** (NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>), **кислоты** (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>), **соли** (NaCl, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, KHCO<sub>3</sub>, CaOHCl).

### НАЗВАНИЯ, СВОЙСТВА, ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ СЛОЖНЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

<b>Оксиды</b>	<p>– молекулы состоят из двух элементов, один из которых кислород.</p> <p><i>Название:</i> к слову «оксид» прибавляют название элемента в родительном падеже и указывает валентность, если она у элемента переменная.</p> <p><b>Например:</b> MgO – оксид магния, SO<sub>2</sub> – оксид серы (IV), SO<sub>3</sub> – оксид серы (VI).</p> <p>По химическим свойствам оксиды делят на солеобразующие (в химических реакциях образуют соли) и несолеобразующие (NO, N<sub>2</sub>O). Солеобразующие оксиды делят на основные, кислотные, амфотерные.</p>
<b>Основные оксиды</b>	<p>– им соответствуют основания; образуют основные оксиды только металлы Na<sub>2</sub>O → NaOH, CaO → Ca(OH)<sub>2</sub>.</p>

	<p style="text-align: center;"><i>Химические свойства</i></p> <p>Основные оксиды взаимодействуют:</p> <p>а) с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов) при этом <i>образуется щелочь</i>:</p> $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ <p>б) с кислотами, при этом <i>образуются соль и вода</i>:</p> $\text{BaO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>в) с кислотными оксидами, при этом <i>образуется соль</i>:</p> $\text{MgO} + \text{SO}_2 = \text{MgSO}_3$
<b>Кислотные оксиды</b>	<p>– им соответствуют кислоты; образуют кислотные оксиды неметаллы, а также металлы в высших степенях окисления.  <b>Например:</b> <math>\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4</math>, <math>\text{Cr}^{+6}\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4</math>,  <math>\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{HMnO}_4</math> (Cr, Mn – металлы)</p> <p style="text-align: center;"><i>Химические свойства</i></p> <p>Кислотные оксиды взаимодействуют:</p> <p>а) с водой, при этом <i>образуется кислота</i>:</p> $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ <p>некоторые оксиды, например <math>\text{SiO}_2</math> не взаимодействуют с водой</p> <p>б) с основаниями, при этом <i>образуются соль и вода</i>:</p> $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>в) с основными оксидами, при этом <i>образуется соль</i>:</p> $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_3$
<b>Амфотерные оксиды</b>	<p>– это оксиды некоторых металлов; проявляют свойства как основных, так и кислотных оксидов. К ним относятся оксиды: <math>\text{Al}_2\text{O}_3</math>, <math>\text{ZnO}</math>, <math>\text{MnO}_2</math>, <math>\text{Cr}_2\text{O}_3</math> и др.</p> <p style="text-align: center;"><i>Химические свойства</i></p> <p>Амфотерные оксиды, в отличие от основных и кислотных, взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами:</p> $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>здесь <math>\text{ZnO}</math> проявляет характер основного оксида</p> $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">цинкат натрия</p> <p>здесь <math>\text{ZnO}</math> проявляет характер кислотного оксида</p>
	<p style="text-align: center;"><i>Получение оксидов:</i></p> <p>1. При взаимодействии простых веществ с кислородом:</p> $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ <p>2. При взаимодействии сложных веществ с кислородом:</p> $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$

	<p>3. При разложении сложных веществ (оснований, кислот, солей):</p> $\text{Ca(OH)}_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
<p><b>Основания</b></p>	<p>– молекулы состоят и одного атома металла и гидроксо-групп (ОН)<sup>-</sup>.</p> <p><i>Название:</i> к слову «гидроксид» прибавляем название металла и валентность, если она у металла переменная.</p> <p><b>Например:</b> KOH – гидроксид калия, Fe(OH)<sub>2</sub> – гидроксид железа (II).</p> <p><u>Кислотность основания</u> определяется числом гидроксогрупп в молекуле.</p> <p><u>Остаток от основания</u> – это положительный по заряду ион, который остаётся после отрыва от молекулы основания одной или нескольких гидроксогрупп.</p> <p><b>Например:</b> Ca(OH)<sub>2</sub> остатки от основания: (CaOH)<sup>+</sup> и Ca<sup>2+</sup>.</p> <p>Величина положительного заряда остатка от основания определяется числом оторвавшихся гидроксогрупп.</p> <p><u>Щелочами</u> называют растворимые в воде основания, это основания щелочных и щелочноземельных металлов (KOH, NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> и др.).</p> <p>Гидроксиды всех других металлов нерастворимы в воде.</p> <p><i>Химические свойства:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Основания взаимодействуют с кислотами, реакция нейтрализации: <math display="block">2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}</math></li> <li>2. Щёлочи взаимодействуют с кислотными оксидами: <math display="block">\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math></li> <li>3. Щёлочи взаимодействуют с солями: <math display="block">2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}</math></li> <li>4. При нагревании основания (кроме NaOH и KOH) разлагаются на оксид металла и воду: <math display="block">\text{Ca(OH)}_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}</math></li> </ol>

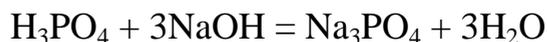
	<p>Амфотерные основания взаимодействуют как с кислотами, так и щелочами. <b>Например</b>, <math>\text{Al}(\text{OH})_3</math>, <math>\text{Zn}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Mn}(\text{OH})_4</math>, <math>\text{Cr}(\text{OH})_3</math> и др.</p> $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p><i>Получение оснований:</i></p> <p>1. Щёлочи получают при взаимодействии металла или оксида с водой:</p> $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ <p>2. Нерастворимые в воде основания получают при взаимодействии водного раствора соли со щёлочью:</p> $\text{BiCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Bi}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$
<p><b>Кислоты</b></p>	<p>– молекулы состоят из атомов водорода и кислотного остатка.</p> <p>Формулы, названия кислот и кислотных остатков необходимо знать наизусть (таблица).</p> <p>Различают кислоты:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• бескислородные (<math>\text{HCl}</math>, <math>\text{H}_2\text{S}</math>, <math>\text{HBr}</math>, <math>\text{HI}</math>, <math>\text{HCN}</math> и др.);</li> <li>• кислородные (<math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{HNO}_3</math> и др.).</li> </ul> <p><u>Основность кислоты</u> определяется числом атомов водорода, способных замещаться на металл:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• одноосновные – <math>\text{HCl}</math>, <math>\text{HNO}_3</math>, <math>\text{HCN}</math>;</li> <li>• двухосновные – <math>\text{H}_2\text{S}</math>, <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>;</li> <li>• трёхосновные – <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>, <math>\text{H}_3\text{AsO}_4</math>.</li> </ul> <p><u>Кислотный остаток</u> – это отрицательно заряженный ион, который остаётся после отрыва от молекулы кислоты одного или нескольких катионов водорода.</p> <p><b>Например:</b></p> <p><math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> – кислотные остатки <math>(\text{HSO}_4)^-</math>, <math>(\text{SO}_4)^{2-}</math>.</p> <p>Величина отрицательного заряда остатка определяется числом оторвавшихся катионов водорода.</p>

**НАЗВАНИЕ КИСЛОТ И КИСЛОТНЫХ ОСТАТКОВ  
ПО МЕЖДУНАРОДНОЙ НОМЕНКЛАТУРЕ**

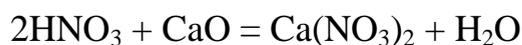
Название кислоты	Формула	Кислотный остаток (анион)	Название кислотного остатка
азотистая	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	нитрит
азотная	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	нитрат
бромистоводородная	$\text{HBr}$	$\text{Br}^-$	бромид
йодистоводородная	$\text{HI}$	$\text{I}^-$	иодид
кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{SiO}_3^{2-}$	силикат
марганцовая	$\text{HMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	перманганат
серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{SO}_4^{2-}$	сульфат
		$\text{HSO}_4^-$	гидросульфат (бисульфат)
сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{SO}_3^{2-}$	сульфит
		$\text{HSO}_3^-$	гидросульфит
сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}^{2-}$	сульфид
		$\text{HS}^-$	гидросульфид
соляная	$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	хлорид
угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{CO}_3^{2-}$	карбонат
		$\text{HCO}_3^-$	гидрокарбонат (бикарбонат)
уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	ацетат
фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{PO}_4^{3-}$	фосфат
		$\text{HPO}_4^{2-}$	гидрофосфат
		$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	дигидрофосфат
фтористоводородная	$\text{HF}$	$\text{F}^-$	фторид
хлорноватистая	$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$	гипохлорит
хлористая	$\text{HClO}_2$	$\text{ClO}_2^-$	хлорит
хлорноватая	$\text{HClO}_3$	$\text{ClO}_3^-$	хлорат
хлорная	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	перхлорат

*Химические свойства кислот:*

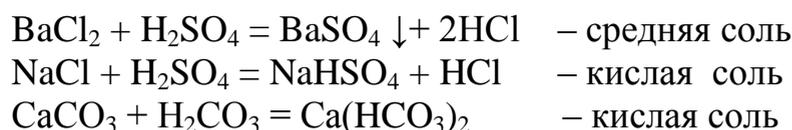
1. Кислоты взаимодействуют с основаниями (реакция нейтрализации), образуются соль и вода:



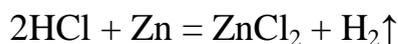
2. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, образуются соль и вода:



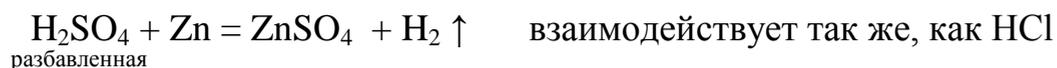
3. Кислоты взаимодействуют с солями, образуются новая кислота, средняя или кислая соль, или только кислая соль:



4. Кислоты взаимодействуют с металлами. В зависимости от природы кислоты, её концентрации, активности металла (смотри ряд напряжений металлов) образуются разные продукты реакции:

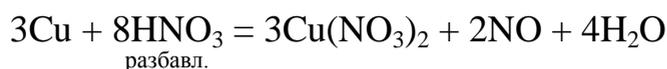


Соляная кислота взаимодействует с металлами, расположенными в ряду напряжений до водорода, при этом образуется водород.



Концентрированная H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> взаимодействует с металлами, расположенными в ряду напряжений до и после водорода, за исключением благородных, водород при этом не образуется.

Азотная кислота взаимодействует с металлами, расположенными в ряду напряжений, до и после водорода, за исключением благородных, водород при этом не образуется. Образуются разные продукты восстановления N<sup>+5</sup> (N<sub>2</sub>O, NO, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>):



## РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ:

*K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au*

*Получение кислот:*

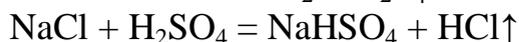
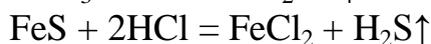
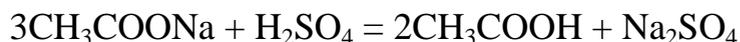
1. При взаимодействии кислотного оксида с водой:



2. Бескислородные кислоты – при растворении в воде продуктов соединения неметаллов с водородом:



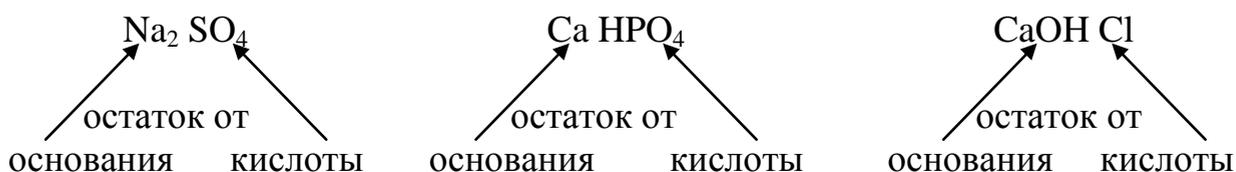
3. При действии на соли других кислот (более сильных или менее летучих, чем кислоты, образующие соли):



## СОЛИ

– сложные вещества, молекулы которых состоят из остатка от основания и кислотного остатка.

**Например:**



*Название солей:* к названию кислотного остатка добавляем название остатка от основания в родительном падеже и валентность металла, если она переменная:

$Al_2(CO_3)_3$  – карбонат алюминия

$Fe(H_2PO_4)_3$  – дигидрофосфат железа (III)

$[Al(OH)_2]_2SO_4$  – сульфат дигидроксоалюминия

"ди" – два, "гидро" – водород, "гидроксо" – гидроксильная группа.

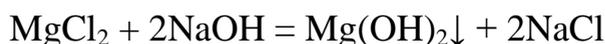
## Классификация солей

<b>Средние соли</b>	<p>– продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p><math>\text{Na}_3\text{PO}_4</math> – фосфат натрия</p>
<b>Кислые соли</b>	<p>– продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла. Кислые соли образуют только многоосновные кислоты:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p><math>\text{NaH}_2\text{PO}_4</math> – дигидрофосфат натрия</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p><math>\text{Na}_2\text{HPO}_4</math> – гидрофосфат натрия</p>
<b>Основные соли</b>	<p>– продукт неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Основные соли образуют только многокислотные основания:</p> $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ <p><math>\text{CuOHCl}</math> – хлорид гидроксомеди</p>
<b>Двойные соли</b>	<p>– атомы водорода в кислоте замещаются атомами разных металлов или гидроксогруппы в основании замещаются различными кислотными остатками:</p> $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2, \text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$
<b>Комплексные соли</b>	<p>– в состав которых входит комплексный ион:  <math>\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]</math>, <math>[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}</math> – комплексный ион</p>

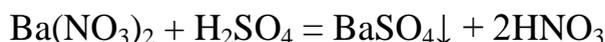
### *Химические свойства солей*

Соли взаимодействуют:

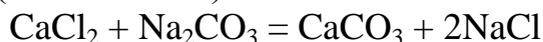
1. Со щелочами:



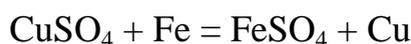
2. С кислотами:



3. Между собой (соль с солью):



4. С металлами (более активный металл вытесняет менее активный из соли):



5. Некоторые соли разлагаются при нагревании:

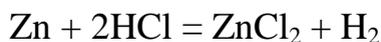


### Получение солей:

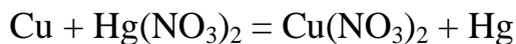
1. Металл + неметалл:



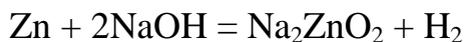
2. Металл + кислота:



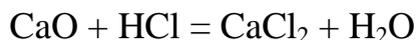
3. Металл + соль:



4. Металл + основание:



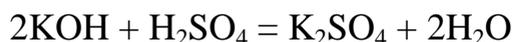
5. Основной оксид + кислота:



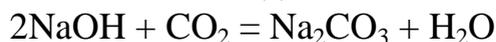
6. Основной оксид + кислотный оксид:



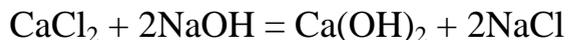
7. Основание + кислота:



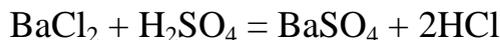
8. Основание + кислотный оксид:



9. Соль + основание:



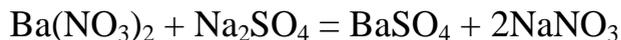
10. Соль + кислота:



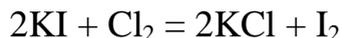
11. Соль + кислотный оксид:



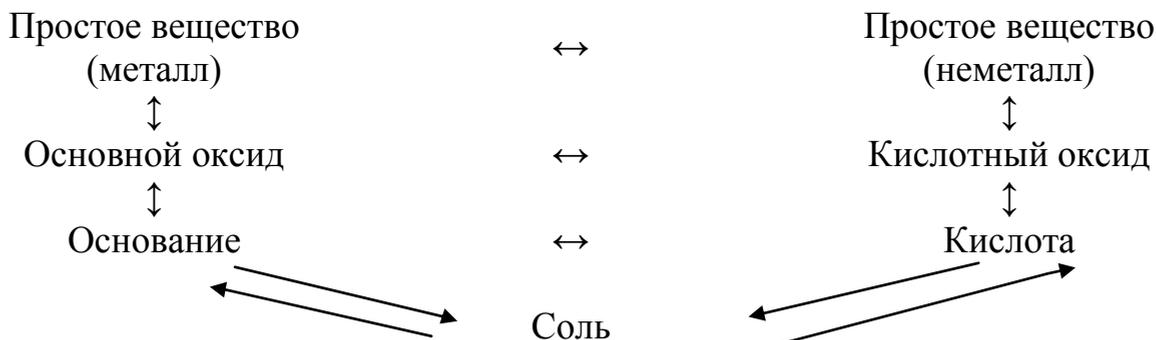
12. Соль + соль:



13. Соль + неметалл:



### Генетическая связь между основными классами неорганических соединений



## 11. ТРИВИАЛЬНЫЕ НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ

Алюмокалиевые квасцы	<b><math>KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O</math></b>
Бертолетова соль	<b><math>KClO_3</math></b>
Гашеная известь	<b><math>Ca(OH)_2</math></b>
Гипосульфит	<b><math>Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O</math></b>
Гипс	<b><math>CaSO_4 \cdot 2H_2O</math></b>
Глауберова соль	<b><math>Na_2SO_4 \cdot 10H_2O</math></b>
Глинозем	<b><math>Al_2O_3</math></b>
Едкий натр	<b><math>NaOH</math></b>
Едкое кали	<b><math>KOH</math></b>
Железный купорос	<b><math>FeSO_4 \cdot 7H_2O</math></b>
Известняк, мел, мрамор	<b><math>CaCO_3</math></b>
Кальцинированная сода	<b><math>Na_2CO_3</math></b>
Карбид кальция	<b><math>CaC_2</math></b>
Карборунд	<b><math>SiC</math></b>
Каустическая сода	<b><math>NaOH</math></b>
Кремнезем	<b><math>SiO_2</math></b>
Медный купорос	<b><math>CuSO_4 \cdot 5H_2O</math></b>
Нашатырь	<b><math>NH_4Cl</math></b>
Негашеная известь	<b><math>CaO</math></b>
Пергидроль – 30%-ный р-р	<b><math>H_2O_2</math></b>
Питьевая сода	<b><math>NaHCO_3</math></b>
Поваренная соль	<b><math>NaCl</math></b>
Поташ	<b><math>K_2CO_3</math></b>
Плавиковая кислота	<b><math>HF</math></b>
Сода	<b><math>Na_2CO_3 \cdot 10H_2O</math></b>
Сулема	<b><math>HgCl_2</math></b>
Соль Мора	<b><math>(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O</math></b>
Сухой лед	<b><math>CO_2</math> (тврд.)</b>
Углекислый газ	<b><math>CO_2</math></b>
Угарный газ	<b><math>CO</math></b>
Хлорная известь	<b><math>CaOCl_2</math></b>

## УДОБРЕНИЯ

<b>1. Азотные</b>	Аммиак	$\text{NH}_3$
	Аммиачная вода	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )
	Мочевина	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
	Аммиачная селитра	$\text{NH}_4\text{NO}_3$
	Норвежская (известковая ) селитра	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
	Чилийская селитра	$\text{NaNO}_3$
	Сульфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
	Хлорид аммония	$\text{NH}_4\text{Cl}$
	Азотная кислота	$\text{HNO}_3$
<b>2. Фосфорные</b>	Фосфорит	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
	Простой суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
	Двойной суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
	Преципитат	$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
	Фосфорная кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4$
<b>3. Калийные</b>	Хлорид калия	$\text{KCl}$
	Сульфат калия	$\text{K}_2\text{SO}_4$
	Поташ	$\text{K}_2\text{CO}_3$
<b>4. Сложные удобрения</b>	Калийная селитра	$\text{KNO}_3$
	Аммофос	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
	Диаммофос	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

## 12. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические реакции классифицируют по различным признакам:

1. По изменению числа исходных и конечных веществ реакции подразделяют на следующие типы: соединения, разложения, замещения, обмена.

<b>Реакции соединения</b>	<p>– реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.</p> <p><b>Например</b>, образование хлорида натрия из простых веществ:</p> $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ <p>или образование карбоната кальция из сложных веществ:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
<b>Реакции разложения</b>	<p>– реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ.</p> <p><b>Например</b>, разложение оксида ртути (II):</p> $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$ <p>или разложение перманганата калия:</p> $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
<b>Реакции замещения</b>	<p>– реакции между простыми и сложными веществами, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества.</p> <p><b>Например</b>, замещение меди железом в сульфате меди:</p> $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ <p>или вытеснение водорода цинком из кислоты:</p> $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
<b>Реакции обмена</b>	<p>– реакции, в результате которых два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества.</p> <p><b>Например</b>, взаимодействие основания с кислотой:</p> $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>или взаимодействие двух солей между собой:</p> $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>или взаимодействие кислот с солями:</p> $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$

## 2. По тепловому эффекту реакции.

Химические реакции сопровождаются тепловым эффектом (выделением или поглощением теплоты), который обозначают  $\Delta H$  (дельта «аш») и выражают в килоджоулях (кДж).

<b>Экзотермические реакции</b>	<p>– реакции, протекающие с выделением теплоты (<math>\Delta H &lt; 0</math>).</p> <p><b>Например</b>, реакция образования хлороводорода из водорода и хлора: <math>H_2 + Cl_2 = 2HCl</math>; <math>\Delta H = -184,6</math> кДж</p> <p>Знак минус перед значением <math>\Delta H</math> означает, что запас энергии (теплосодержание) в системе уменьшается в результате выделения теплоты во внешнюю среду.</p>
<b>Эндотермические реакции</b>	<p>– реакции, протекающие с поглощением теплоты из окружающей среды (<math>\Delta H &gt; 0</math>).</p> <p><b>Например</b>, реакция образования оксида азота (II) идет при высокой температуре с поглощением тепла:</p> $N_2 + O_2 = 2NO; \quad \Delta H = +180,8 \text{ кДж}$ <p>Знак плюс перед значением <math>\Delta H</math> указывает на то, что запас энергии или теплосодержание в системе увеличивается за счет поглощения теплоты из внешней среды.</p>

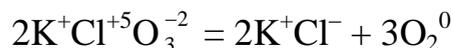
## 3. По обратимости реакции делят на обратимые и необратимые:

<b>Обратимые реакции</b>	<p>– реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях и не доходят до конца.</p> <p><b>Например</b>, образование аммиака из азота и водорода:</p> $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ <p>В уравнениях обратимых реакции между левой и правой частными ставятся две стрелки, направленные в противоположные стороны.</p>
<b>Необратимые реакции</b>	<p>– реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных веществ в конечные продукты.</p> <p><i>Признаками необратимых реакций являются:</i> выпадение осадка, выделение газа, образование слабодиссоциирующего вещества, например, воды.</p> <p><b>Например:</b></p> $AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$ $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$ $HCl + NaOH = H_2O + NaCl$

4. По изменению степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

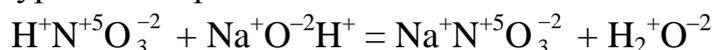
**Окислительно-восстановительные реакции** – реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

**Например**, при разложении бертолетовой соли атомы хлора и кислорода изменяют степень окисления:



Реакции могут идти и без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

**Например**, в уравнении реакции:



степень окисления каждого из атомов до и после реакции осталась без изменения. Подобные реакции не относятся к окислительно-восстановительным и называются электронстатическими.

#### Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций (ОВР)

<b>Окисление</b>	– это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. <b>Например</b> , $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} = \text{Zn}^{+2}$ $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2^0$ $\text{S}^{-2} - 8\bar{e} = \text{S}^{+6}$
<b>Восстановление</b>	– это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. <b>Например</b> , $\text{S}^0 + 2\bar{e} = \text{S}^{-2}$ $\text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} = \text{Mn}^{+2}$
<b>Окислитель</b>	– атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. В ходе реакции они восстанавливаются. <b>Например</b> , $\text{O}_2^0 + 4\bar{e} = 2\text{O}^{-2}$ $\text{S}^{+6} + 6\bar{e} = \text{S}^0$ $\text{N}^{+5} + 8\bar{e} = \text{N}^{-3}$
<b>Восстановитель</b>	– атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны. В ходе реакции они окисляются. <b>Например</b> , $\text{Na}^0 - 1\bar{e} = \text{Na}^+$ $\text{Fe}^0 - 3\bar{e} = \text{Fe}^{+3}$ $\text{N}^{-3} - 5\bar{e} = \text{N}^{+2}$

Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением. Поэтому окислительно-восстановительная реакция представляет единство противоположных процессов – окисления и восстановления.

## Важнейшие восстановители и окислители

Восстановители	Окислители
Металлы, водород, уголь	Галогены
$H_2S$ , $SO_2$ , $H_2SO_3$ и ее соли	$KMnO_4$ , $K_2MnO_4$
$HI$ , $HCl$ , $HBr$	$K_2Cr_2O_7$ , $K_2CrO_4$
$CO$	$HNO_3$ , $O_3$ , $O_2$ , $H_2O_2$
$HNO_2$ , $NH_3$ , $NO$ , $H_3PO_4$	$H_2SO_4$ (конц), $CuO$ , $Ag_2O$ , $PbO_2$
Альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза	Царская водка, гипохлориты, хлораты, перхлораты
Катод при электролизе	Анод при электролизе

Металлы в химических реакциях только отдают электроны, следовательно, обладают только восстановительными свойствами.

В периодах с повышением порядкового номера восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные повышаются и становятся максимальными у галогенов. Например, натрий активный восстановитель, а хлор активный окислитель.

В главных подгруппах у элементов с повышением порядкового номера усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Элементы главных подгрупп IV–VII групп (неметаллы) могут как отдавать, так и принимать электроны, и проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства. Исключение составляет фтор, он проявляет только окислительные свойства, так как обладает наибольшей электроотрицательностью.

В побочных подгруппах элементы имеют металлический характер, так как во внешнем уровне их атомов содержится 1-2 электрона.

В сложных веществах окислительно – восстановительные свойства зависят от степени окисления атома данного элемента.

Например,  $H_2S^{+6}O_4$ ,  $S^{+4}O_2$ ,  $H_2S^{-2}$ . В первом соединении сера имеет максимальную степень окисления и может только принимать электроны, а значит быть только окислителем. Во втором соединении сера с промежуточной степенью окисления может принимать и отдавать электроны в зависимости от условий протекания реакции и взаимодействующих веществ. В третьем соединении у серы низшая степень окисления и она может быть только восстановителем.

## СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Применяются два метода составления уравнений ОВР:

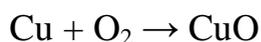
- метод электронного баланса;
- метод полуреакций (ионно-электронный).

Рассмотрим метод электронного баланса. В этом методе сравнивают степени окисления атомов исходных и конечных веществ, руководствуясь правилом: число электронов отданных восстановителем должно равняться числу электронов присоединенных окислителем.

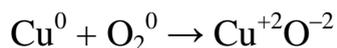
### Расстановка коэффициентов методом электронного баланса в ОВР

При составлении окислительно-восстановительных реакций необходимо придерживаться следующей последовательности:

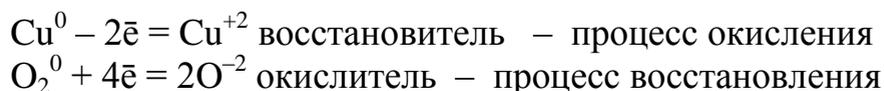
1. Составить схему реакции с указанием исходных и образующихся веществ:



2. Определить степень окисления элементов в веществах правой и левой части схемы, отметить элементы, степень окисления которых изменяется:

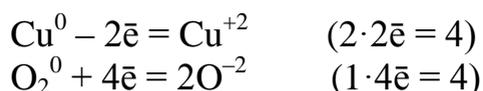


3. Составить электронное уравнение процессов окисления и восстановления:

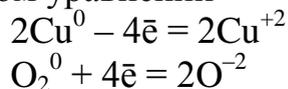


Если в молекуле число атомов элемента отличается от единицы, оно сохраняется в электронном уравнении, например у атомов кислорода.

4. На основании закона сохранения массы и энергии с помощью дополнительных множителей уравнивать число отданных и принятых электронов.



5. Определить коэффициенты в схеме реакции, умножив дополнительный множитель на коэффициенты перед атомами или ионами в соответствующем электронном уравнении

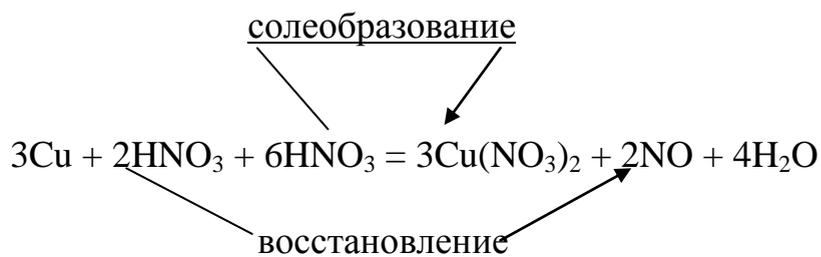
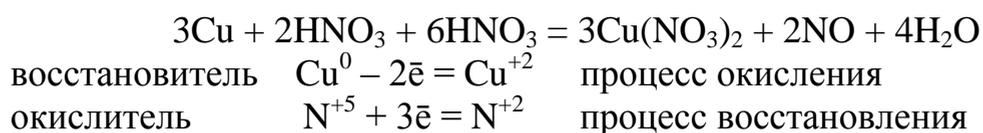


6. Подставить найденные коэффициенты в уравнение реакции:



7. Проверить правильность составленного уравнения, подсчитывая число атомов каждого элемента в его правой и левой части.

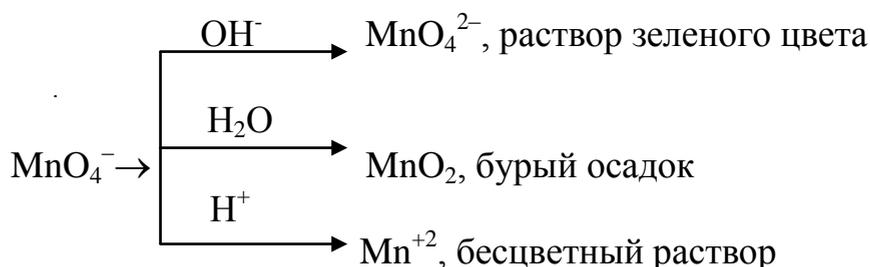
В некоторых реакциях могут протекать параллельно два процесса окислительно-восстановительный и кислотно-основного обмена, например:



### Влияние среды на характер протекания ОВР

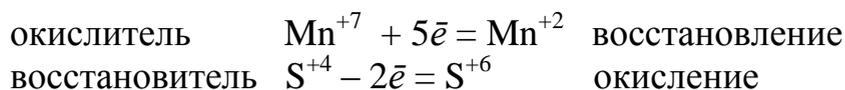
ОВР могут протекать в различных средах: кислой, щелочной и нейтральной. От среды может изменяться и характер протекания реакций между одними и теми же веществами, так как она влияет на изменение степеней окисления атомов. Например: ион  $\text{MnO}_4^-$  в кислой среде восстанавливается до  $\text{Mn}^{2+}$ , в нейтральной до  $\text{MnO}_2$ , в щелочной до  $\text{MnO}_4^{2-}$ .

Схематически это выглядит так:

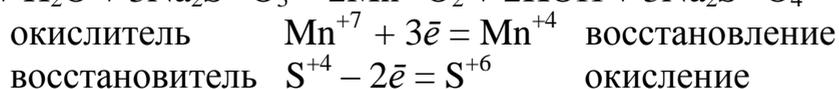
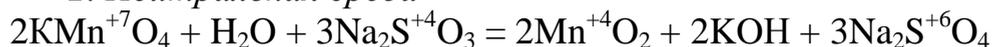


Руководствуясь этой схемой составим методом электронного баланса реакции взаимодействия сульфита натрия (восстановитель) с перманганатом калия (окислитель) в различных средах:

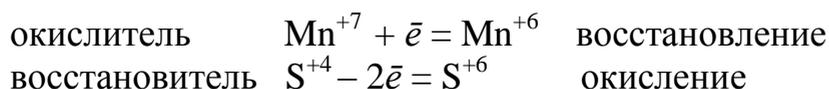
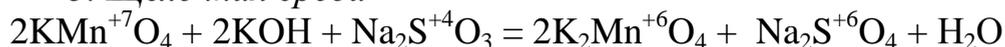
#### 1. Кислая среда



#### 2. Нейтральная среда



### 3. Щелочная среда



### Классификация окислительно-восстановительных реакций

1. *Межмолекулярные реакции* – окислитель и восстановитель находятся в разных веществах. Рассмотренные выше примеры относятся к этому типу реакций. Сюда же относятся реакции между разными веществами, в которых атомы одного и того же элемента имеют различную степень окисления, например:



2. *Внутримолекулярные реакции* – протекают с изменением степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле, например:



3. *Реакции диспропорционирования* – протекают с одновременным увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента, например:



Окислительно-восстановительные реакции самые распространенные и играют большую роль в природе и технике. С ними связан обмен веществ и дыхание в живых организмах, гниение и брожение, фотосинтез в зеленых частях растений и нервная деятельность человека и животных. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов и при электролизе. Они лежат в основе металлургических процессов и кругооборота элементов в природе.

## 14. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химические реакции протекают с различными скоростями. Известно много реакций, протекающих практически мгновенно – взрывы смесей газов, многие реакции в водных растворах. Существуют и медленно протекающие реакции – коррозия металлов в обычных условиях, химические реакции в почвах и т.д.

<p><b>Гомогенные реакции</b></p>	<p>– реакции, протекающие в однородной среде или в одной фазе:</p> $\underset{\text{газ}}{\text{H}_2} + \underset{\text{газ}}{\text{Cl}_2} = 2\text{HCl} \quad \text{или} \quad \underset{\text{жидк.}}{\text{NaOH}} + \underset{\text{жидк.}}{\text{HCl}} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Гомогенные реакции протекают во всём объёме смеси.</p>
<p><b>Скорость гомогенной реакции</b></p>	<p>– равна изменению концентрации исходных веществ или продуктов реакции в единицу времени при неизменном объёме системы.</p> <p>Концентрацию реагирующих веществ выражают в моль/л, а время – в секундах или минутах.</p> <p>Математическое выражение для скорости реакции:</p> $V_{\text{средняя}} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad (\text{моль/л} \cdot \text{с}),$ <p>где <math>\Delta c = c_2 - c_1</math>  <math>\Delta t = t_2 - t_1</math></p> <p><math>c_2</math> и <math>c_1</math> – концентрация исходного вещества в момент времени <math>t_2</math> и <math>t_1</math></p> <p>«←→» означает, что концентрация исходного вещества уменьшается</p>
<p><b>Гетерогенные реакции</b></p>	<p>– реакции, протекающие на границе раздела фаз, например твёрдой и жидкой, твёрдой и газообразной:</p> $\underset{\text{тв.}}{\text{Zn}} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ <p style="text-align: center;"><small>жидк.</small></p>
<p><b>Скорость гетерогенной реакции</b></p>	<p>– изменение количества исходного вещества, которое вступает в реакцию или образуется в результате реакции за единицу времени на единицу поверхности раздела фаз (S):</p> $V_{\text{сет}} = \pm \frac{\Delta c}{S \cdot \Delta t}$

## Влияние факторов на скорость химической реакции

*Скорость любой химической реакции зависит от следующих факторов:*

- 1) природа реагирующих веществ
- 2) концентрация реагирующих веществ
- 3) давление
- 4) температура
- 5) присутствие катализаторов
- 6) внешнее воздействие (излучение, пластическая деформация и т.д.)

*Скорость гетерогенных реакций зависит также от:*

- 1) величины поверхности раздела фаз (с увеличением поверхности раздела фаз скорость увеличивается)
- 2) скорости подвода реагирующих веществ к поверхности раздела фаз и скорости отвода от неё продуктов реакции

<b>1. Природа реагирующих веществ</b>	<p>1) Вещества с ионными и ковалентными полярными связями в водных растворах взаимодействуют с большой скоростью, так как они образуют ионы, которые легко взаимодействуют друг с другом. Так при обычных условиях реакция между HCl и NaOH протекает мгновенно.</p> <p>2) Вещества с неполярными или малополярными ковалентными связями взаимодействуют с различной скоростью в зависимости от их активности.</p> <p><b>Например:</b></p> <table style="margin-left: auto; margin-right: auto; border: none;"> <tr> <td style="text-align: center; padding-right: 10px;">                 в темноте со взрывом <math>H_2 + F_2 = 2HF</math>                  при освещении <math>H_2 + Cl_2 = 2HCl</math>                  медленно <math>H_2 + Br_2 = 2HBr</math>  <math>H_2 + I_2 = 2HI</math> </td> <td style="text-align: center; vertical-align: middle;"> <math>\left. \begin{array}{l} \downarrow \\ \downarrow \\ \downarrow \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{скорость реакции} \\ \text{уменьшается, т.к.} \\ \text{уменьшается} \\ \text{активность} \\ \text{галогенов} \end{array}</math> </td> </tr> </table>	в темноте со взрывом $H_2 + F_2 = 2HF$ при освещении $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ медленно $H_2 + Br_2 = 2HBr$ $H_2 + I_2 = 2HI$	$\left. \begin{array}{l} \downarrow \\ \downarrow \\ \downarrow \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{скорость реакции} \\ \text{уменьшается, т.к.} \\ \text{уменьшается} \\ \text{активность} \\ \text{галогенов} \end{array}$
в темноте со взрывом $H_2 + F_2 = 2HF$ при освещении $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ медленно $H_2 + Br_2 = 2HBr$ $H_2 + I_2 = 2HI$	$\left. \begin{array}{l} \downarrow \\ \downarrow \\ \downarrow \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{скорость реакции} \\ \text{уменьшается, т.к.} \\ \text{уменьшается} \\ \text{активность} \\ \text{галогенов} \end{array}$		
<b>2. Концентрация реагирующих веществ</b>	<p>При увеличении концентрации реагирующих веществ скорость реакции увеличивается, так как при увеличении количества вещества в единице объёма увеличивается число столкновений между частицами реагирующих веществ.</p> <p>Количественно зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается <b>законом действующих масс</b> (Гульдберг и Ваге, Норвегия, 1867) или основным законом химической кинетики:</p> <p style="text-align: center;"><i>скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведённых в степень их стехиометрических коэффициентов.</i></p>		

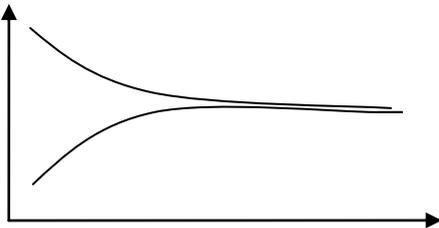
	<p>Для реакции, протекающей по уравнению:</p> $aA + bB = cC + dD$ <p>этот закон в общем виде будет записан:</p> $V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \quad \text{или} \quad V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$ <p>где <math>C_A</math>, <math>C_B</math> или <math>[A]</math>, <math>[B]</math> – концентрации веществ А и В в моль/л;</p> <p><math>k</math> – константа скорости реакции;</p> <p><math>a</math>, <math>b</math> – стехиометрические коэффициенты.</p>
<p><b>Константа скорости реакции</b></p>	<p><math>k</math> – величина постоянная для каждой реакции при данной температуре. Она зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации. Константа скорости численно равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л, т.е. <math>V = k</math>.</p> <p>Основной закон химической кинетики не учитывает вещества, находящиеся в твёрдом состоянии, так как их концентрация постоянна и они реагируют лишь на поверхности, которая остаётся неизменной:</p> $\begin{array}{c} C + O_2 = CO_2 \\ \text{тв.} \quad \text{газ} \end{array}$ $V = k \cdot [O_2]^2$ <p><b><i>Задача 22.</i></b> Записать выражение закона действующих масс для реакции синтеза аммиака.</p> <p><b><i>Решение:</i></b></p> $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ <p>Закон действующих масс для данной реакции будет иметь вид:</p> $V = k \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3$
<p><b>3. Давление</b></p>	<p>Для газообразных веществ – при увеличении давления их объём пропорционально уменьшается, а концентрация пропорционально увеличивается, следовательно и скорость реакции будет увеличиваться.</p>

<p><b>4. Влияние температуры</b></p>	<p>При увеличении температуры скорость большинства реакций повышается. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа:  <i>при повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза.</i></p> <p>Математически эта зависимость выражается соотношением:</p> $V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ <p>где <math>V_{t_1}</math> и <math>V_{t_2}</math> – скорости реакций при начальной <math>t_1</math> и конечной <math>t_2</math> температурах;  <math>\gamma</math> – температурный коэффициент показывает во сколько раз увеличится скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на <math>10^0</math>.</p> <p><b>Задача 23.</b> <i>Определить, во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысить от 20° до 60°C; температурный коэффициент равен 2.</i></p> <p><b>Решение.</b>  <math>V_{t_2} / V_{t_1} = \gamma^{(t_2 - t_1) / 10} = 2^{(60 - 20) / 10} = 2^4 = 16</math> раз.</p> <p><b>Ответ:</b> скорость увеличится в 16 раз.</p>
<p><b>Уравнение Аррениуса (1889г.)</b></p>	<p>Зависимость скорости реакции от температуры более точно выражается уравнением Аррениуса:</p> $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}, \text{ где}$ <p><math>k</math> – константа скорости  <math>A</math> – постоянная, не зависящая от температуры  <math>e</math> – основание натурального логарифма (2,71828)  <math>E_a</math> – энергия активации  <math>R</math> – газовая постоянная  <math>T</math> – абсолютная температура</p>
<p><b>Теория активации</b></p>	<p>Сильное увеличение скорости реакции с возрастанием температуры объясняет <i>теория активации</i>, согласно которой теории в химическое взаимодействие вступают только <i>активные молекулы</i>, обладающие энергией, достаточной для осуществления реакции (энергией активации).</p>

<p><b>Энергия активации, <math>E_a</math></b> (кДж/моль)</p>	<p>– это избыточная энергия по сравнению со средней энергией системы, которой достаточно для разрушения старых химических связей и образования новых.</p> <p>Чем меньше значение энергии активации, тем больше молекул являются активными. Т.о., скорость реакции зависит от числа активных молекул.</p> <p>Для активации часто применяют нагревание, облучение, катализаторы и т.д. В присутствии катализатора энергия активации уменьшается и скорость реакции увеличивается.</p>
<p><b>5. Катализаторы</b></p>	<p>– это вещества, изменяющие скорость химических реакций, но сами при этом не расходуются.</p> <p>Изменение скорости реакции с помощью катализатора называется <b>катализом</b>. Реакции, которые протекают с участием катализаторов, называются <b>каталитическими реакциями</b>.</p> <p>Одни катализаторы сильно ускоряют реакцию – <b>положительный катализ</b>, другие – замедляют реакцию (ингибиторы) – <b>отрицательный катализ</b>.</p> <p>Различают гомогенный и гетерогенный катализ.</p>
<p><b>Гомогенный катализ</b></p>	<p>– реагирующие вещества и катализатор образуют однородную, однофазную систему. Например, окисление сернистого газа в серный ангидрид осуществляется с участием катализатора NO:</p> $\underline{\text{NO}} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2; \text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \underline{\text{NO}}$ <p>В этом случае между катализатором и реагирующими веществами отсутствует поверхность раздела фаз.</p> <p>Механизм гомогенного катализа <i>объясняет теория промежуточных соединений</i> (Сабатье П., Зеленский Н.Д.):</p> <p><i>катализатор (К) сначала образует с одним из исходных веществ промежуточное соединение (АК), которое реагирует с другим исходным веществом с восстановлением катализатора.</i></p> <p>Схематически: <math>\text{A} + \text{B} = \text{AB}</math> медленно  <math>\text{A} + \text{K} = \text{AK}</math> быстро  <math>\text{AK} + \text{B} = \text{AB} + \text{K}</math> быстро</p>
<p><b>Гетерогенный катализ</b></p>	<p>– реагирующие вещества и катализатор образуют систему из разных фаз.</p> <p>Между катализатором и реагирующими веществами существует поверхность раздела фаз. Обычно катализатор твёрдый, а реагирующие вещества – жидкости или газообразные.</p>

	<p>Например, взаимодействие газообразных веществ на поверхности твердого катализатора:</p> $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ <p>(катализатор – пористое железо)</p> <p>В гетерогенном катализе важнейшую роль играет <b>адсорбция</b> – концентрирование газообразных или растворённых веществ на поверхности других веществ (твёрдых или жидких). Вещества, на поверхности которых происходит адсорбция, называют <b>адсорбентами</b>. Адсорбируемые вещества называют <b>адсорбтивами</b>. Адсорбция является стадией гетерогенного катализа.</p> <p>Поверхность катализатора неоднородна. На ней имеются активные центры, на которых протекают каталитические реакции. При этом реагирующие вещества адсорбируются на этих центрах, в результате чего увеличивается концентрация их на поверхности катализатора, что приводит к ускорению реакции. Но главной причиной возрастания скорости реакции является сильное повышение химической активности адсорбированных молекул. Под действием катализатора у адсорбированных молекул ослабевают связи между атомами и они становятся более реакционноспособными.</p> <p><i>Т.о., как в гомогенном, так и в гетерогенном катализе действие положительных катализаторов сводится к уменьшению энергии активации реакции.</i></p>
<b>Биокатализаторы</b>	– это ферменты, которые ускоряют реакции в $10^{12}$ - $10^{13}$ раз, по своей природе являются белками.

### ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

<b>Химическое равновесие</b>	<p>– такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой (<math>V_1</math>) и обратной реакции (<math>V_2</math>) равны:</p> <p style="text-align: center;"><math>V_1 = V_2</math></p> 
------------------------------	--

	<p style="text-align: center;"><i>Химическое равновесие характеризуется следующими признаками:</i></p> <p>1) Прямая и обратная реакции не прекращаются, скорости их равны.</p> <p>2) Равновесие является подвижным и чутко реагирует на изменение внешних условий (концентрация, температура, давление) и при новых условиях создается новое равновесие, отличное от прежнего.</p> <p>3) При установившихся условиях (постоянной температуре, давлении) концентрации компонентов остаются неизменными как угодно долго, и называются <b>равновесными</b>. Обозначаются <math>[H_2]</math>.</p>
<p><b>Константа равновесия</b></p>	<p><b>На примере реакции:</b>  <math>H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI</math></p> <p>Для данной реакции: <math>V_{\text{прямой}} = V_1</math>, <math>V_{\text{обратной}} = V_2</math>  <math>V_1 = k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2]</math>  <math>V_2 = k_2 \cdot [HI]^2</math></p> <p>При равновесии <math>V_1 = V_2</math>  <math>k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2] = k_2 \cdot [HI]^2</math>  <math>\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}</math></p> <p><math>k_1</math> и <math>k_2</math> – константы скорости прямой и обратной реакции; при одной и той же температуре являются постоянными величинами и <math>\frac{k_1}{k_2} = const</math></p> <p>Обозначив <math>\frac{k_1}{k_2} = K</math>, получаем <math>K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}</math></p> <p><b><math>K</math></b> – константа химического равновесия, количественная характеристика химического равновесия, показывающая во сколько раз скорость прямой реакции больше обратной.</p> <p>В общем случае <i>константа равновесия равна отношению произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций исходных веществ возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.</i></p> <p>Для обратимой реакции:  <math>mA + nB \leftrightarrow pC + qD</math></p> <p>Константа равновесия будет иметь вид:  <math display="block">K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}</math></p>

	<p>Константа равновесия величина постоянная для данной реакции при данной температуре; она зависит от природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации.</p>
<p><b>Смещение химического равновесия</b></p>	<p>Химическое равновесие является подвижным. При изменении внешних условий (концентрации, температуры, давления) скорости прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обуславливает <i>смещение химического равновесия</i>.</p> <p>Если в результате внешнего воздействия <math>V_{\text{прямой}}</math> становится больше <math>V_{\text{обратной}}</math> реакции, то равновесие сместилось вправо (в сторону прямой реакции). Если <math>V_{\text{обратной}} &gt; V_{\text{прямой}}</math>, то равновесие сместилось влево (в сторону обратной реакции).</p> <p>Направление смещение равновесия определяется <b>принципом (правилом) Ле–Шателье</b>:</p> <p><i>если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается какое-либо внешнее воздействие (изменение <math>C, t^0, p</math>), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует данному воздействию.</i></p>
<p><b>Влияние факторов на смещение химического равновесия</b>  На примере реакции <math>N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3, \Delta H = -46 \text{ кДж/моль}</math></p>	
<p><b>1. Влияние концентрации</b></p>	<p>При увеличении концентраций исходных веществ (<math>N_2</math> и <math>H_2</math>) равновесие смещается в сторону прямой реакции; при увеличении концентраций продуктов реакции (<math>NH_3</math>) – в сторону обратной реакции.</p> <p>При уменьшении концентрации продуктов реакции (<math>NH_3</math>) (выпадение осадка, выделение газа, образование малодиссоциируемого вещества) равновесие смещается в сторону прямой реакции, образования продуктов реакции.</p>
<p><b>2. Влияние температуры</b></p>	<p>При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (в данной реакции влево); при понижении температуры – в сторону экзотермической реакции (в данной реакции вправо).</p>
<p><b>3. Влияние давления</b></p>	<p>Давление влияет на равновесие реакций, в которых принимают участие газообразные вещества.</p> <p>При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молекул (в данной реакции вправо); при уменьшении давления – в сторону</p>

большого числа молекул (в данной реакции влево).

Если число молекул в левой части уравнения равно числу молекул в правой части, то изменение давления не вызывает смещения равновесия.

Способы смещения равновесия в желаемом направлении, основанные на принципе Ле-Шателье, играют важную роль в химии. Синтез  $\text{NH}_3$  и многие др. промышленные процессы были освоены благодаря применению способов смещения равновесия в направлении, обеспечивающем высокий выход получаемого вещества. Например, для увеличения выхода аммиака (смещение вправо) необходимо повысить концентрацию исходных веществ, понизить температуру, увеличить давление.

### РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

**Задача 24.** Как изменится скорость реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$  если увеличить концентрацию реагирующих веществ в 3 раза?

**Решение.**

Выразим начальные концентрации реагирующих веществ:

$[\text{SO}_2] = a$  и  $[\text{O}_2] = b$ . Тогда по закону действующих масс скорость реакции в начальный момент равна:

$$V = k \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = k \cdot a^2 \cdot b$$

В результате увеличения концентраций реагирующих веществ в 3 раза они стали равны соответственно  $[\text{SO}_2] = 3a$ ;  $[\text{O}_2] = 3b$

При новых концентрациях скорость реакции стала равна:

$$V = k \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = k \cdot [3a]^2 \cdot 3b = k \cdot 27 \cdot a^2 \cdot b$$

Находим отношение:  $\frac{V_2}{V_1} = \frac{k \cdot 27a^2 \cdot b}{k \cdot a^2 \cdot b} = 27$ .

**Ответ:** скорость реакции возросла в 27 раз.

**Задача 25.** Как повлияет на равновесие реакции



- увеличение давления;
- повышение температуры;
- увеличение концентрации водорода;
- катализатор.

**Решение.**

а) Для газообразной системы  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  имеем в левой части уравнения 4 молекулы, в правой – 2 молекулы. В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение давления будет смещать равновесие в сторону той

реакции, которая идет с образованием меньшего числа молекул, т.е. в сторону образования аммиака.

б) Реакция образования аммиака экзотермическая ( $\Delta H = -91,8$  кДж), поэтому повышение температуры будет смещать равновесие в сторону эндотермической реакции, т.е. в сторону образования исходных веществ.

в) При увеличении концентрации водорода по закону действующих масс сразу возрастёт скорость прямой реакции, следовательно, равновесие сместится в сторону образования аммиака.

г) Присутствие катализатора на смещение равновесия не влияет, а лишь ускоряет наступление равновесия.

## 14. РАСТВОРЫ

<b>Растворы (истинные)</b>	– это однородные (гомогенные) системы, состоящие из растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия.
<b>По агрегатному состоянию растворы делятся на:</b>	1) жидкие (растворы солей в воде) 2) твердые (сплавы Ni и Cu, Ag и Au) 3) газообразные (воздух)
Важной характеристикой любого раствора является его состав, который выражается концентрацией	
<b>Концентрация раствора</b>	– характеризует содержание растворенного вещества в единице массы или объёма раствора или растворителя.
<b>Способы выражения концентрации растворов</b>	
<b>а) Массовая доля растворённого вещества, <math>\omega</math> (%)</b>	– показывает сколько грамм растворённого вещества содержится в 100 г данного раствора: $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$ <b>Например</b> , 25% раствор NaOH означает, что в 100 г раствора содержится 25 г NaOH. $m(p\text{-ра}) = \rho \cdot V$ , $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$
<b>б) Молярная концентрация, <math>C_M</math> (моль/л)</b>	– показывает, сколько молей растворённого вещества содержится в 1л раствора: $C_M = \frac{v(v - va)}{V(p - pa)} = \frac{m(v - va)}{M(v - va) \cdot V(p - pa)}$

<b>молярный раствор, 1М</b>	– это раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворённого вещества. <b>Например</b> , 1М раствор NaOH – 1 л такого раствора содержит 1 моль вещества или 1 моль · 40 г/моль = 40 г NaOH.
<b>децимолярный раствор, 0,1М</b>	– это раствор, в 1 л которого содержится 0,1 моль растворённого вещества.
<b>сантимолярный раствор, 0,01М</b>	– это раствор, в 1 л которого содержится 0,01 моль растворённого вещества.
<b>в) Нормальная концентрация, <math>C_n</math> (моль/л)</b>	– показывает, сколько молей эквивалента растворённого вещества содержится в 1л раствора: $C_n = \frac{V_{\text{экв.}}(v - va)}{V(p - pa)} = \frac{m(v - va)}{M_{\text{экв.}}(v - va) \cdot V(p - pa)}$
<b>Растворимость</b>	– это свойство вещества растворяться в воде или другом растворителе.
<b>Коэффициент растворимости</b>	– это максимальное количество вещества, которое может раствориться в 100 г чистого растворителя при данной температуре.  По растворимости в воде все вещества делятся на: – хорошо растворимые (KNO <sub>3</sub> , NaOH); – малорастворимые (Ca(OH) <sub>2</sub> , CaSO <sub>4</sub> ); – практически нерастворимые (BaSO <sub>4</sub> , AgCl). Абсолютно нерастворимых веществ нет.
<b>Факторы, влияющие на растворимость веществ</b>	1) Природа растворяемого вещества и природа растворителя – подобное хорошо растворяется в подобном: полярные вещества, как правило, хорошо растворяются в полярных молекулах, неполярные и малополярные – в неполярных растворителях.  2) Температура – растворимость твёрдых и жидких веществ с повышением температуры, как правило, возрастает, а газообразных – понижается.  3) Давление на растворимость твердых и жидких веществ практически не оказывает влияния; растворимость газов при повышении давления увеличивается.

<b>Теории растворения</b>	
<b>Процесс растворения</b>	<p>– это физико-химический процесс:</p> <p>а) физический – разрушение структуры растворимого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя;</p> <p>б) химический – в результате взаимодействия молекул растворённого вещества с молекулами растворителя образуются сольваты или гидраты (растворитель – вода).</p>
<b>Сольваты</b>	– это соединения переменного состава, которые образуются при взаимодействии растворённого вещества с молекулами растворителя.
<b>Гидраты</b>	– продукты взаимодействия растворённого вещества с молекулами растворителя, если растворителем является вода.
<p>Процесс образования сольватов и гидратов называется <b>сольватацией</b> и <b>гидратацией</b> соответственно.</p>	
<p>Растворение веществ сопровождается тепловым эффектом: выделением или поглощением теплоты – в зависимости от природы вещества. При растворении в воде <math>H_2SO_4</math> наблюдается сильное разогревание раствора, т.е. выделение теплоты, а при растворении <math>NH_4NO_3</math> – сильное охлаждение, т.е. поглощение теплоты. В первом случае осуществляется <b>экзотермический</b> процесс (<math>\Delta H &lt; 0</math>), во втором – <b>эндотермический</b> (<math>\Delta H &gt; 0</math>).</p> <p><b>Теплота растворения</b> – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается при растворении 1 моль вещества</p>	
<b>Физическая теория растворов</b>	развивалась трудами Вант-Гоффа, Рауля, Аррениуса. Исходное положение – утверждение об отсутствии взаимодействия растворённого вещества с растворителем; растворитель рассматривался как индифферентная среда.
<b>Химическая теория растворов</b>	была создана Д.И. Менделеевым и обоснована многочисленными экспериментальными данными.
<b>Кристаллогидраты</b>	<p>– это кристаллические вещества, содержащие в составе молекулы воды.</p> <p>Вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется кристаллизационной и удаляется при прокаливании.</p> <p><b>Например</b>, <math>CuSO_4 \cdot 5H_2O</math> – медный купорос,  <math>FeSO_4 \cdot 7H_2O</math> – железный купорос.</p>

## РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

**Задача 26.** В 200 г воды растворили 50 г NaCl. Определить массовую долю (%) NaCl в растворе.

**Решение.**

1. Вычисляем общую массу раствора хлорида натрия:

$$m_{\text{р-ра}} = (200 + 50) \text{ г} = 250 \text{ г}$$

2. Масса растворённого вещества ( $m_{\text{в-ва}}$ ) равна 50 г.

3. Массовую долю  $\omega(\%)$  в растворе рассчитываем по формуле:

$$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\% = 50 \cdot 100 / 250 = 20\%$$

**Ответ.** Массовая доля NaCl в растворе равна 20%.

**Задача 27.** Сколько потребуется гидроксида калия для приготовления 500 мл 10% раствора плотностью  $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ?

**Решение.**

1. Определяем массу раствора, который необходимо приготовить:

$$\rho = m/V, \text{ откуда } m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V = 1,1 \cdot 500 = 550 \text{ г.}$$

2. Рассчитываем массу гидроксида калия по формуле:

$$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%; \quad m_{\text{в-ва}} = \frac{m(\text{раствора}) \cdot \omega}{100\%} = \frac{550 \cdot 10}{100} = 55 \text{ г KOH.}$$

**Ответ.** Потребуется 55 г KOH.

**Задача 28.** Сколько надо взять медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и воды для приготовления 200 г 10% раствора сульфата меди (II)?

**Решение.**

1. Определяем, сколько  $\text{CuSO}_4$  потребуется для приготовления 200 г 10% раствора:

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

$$\text{откуда } m_{\text{в-ва}} = \frac{200 \cdot 10}{100} = 20 \text{ г CuSO}_4$$

2. Определяем, в какой массе  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  будет содержаться 20 г  $\text{CuSO}_4$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

$$250 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ — } 160 \text{ г CuSO}_4$$

$$x \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ — } 20 \text{ г CuSO}_4$$

$$x = \frac{250 \cdot 20}{160} = 31,2 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

3. Определяем массу воды:  $200 - 31,2 = 168,8 \text{ г H}_2\text{O}$ .

Поскольку  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$ , объём воды будет равен 168,8 мл.

**Ответ.** Потребуется 31,2 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и 168,8 мл  $\text{H}_2\text{O}$ .

## 15. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

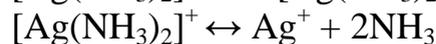
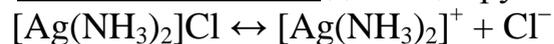
По способности приводить электрический ток в водном растворе или в расплаве вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

<b>Электролиты</b>	<p>– вещества, которые в растворах или расплавах распадаются на ионы, а потому проводящие электрический ток.</p> <p>К электролитам относятся практически все кислоты, основания, соли.</p>
<b>Неэлектролиты</b>	<p>– вещества, которые в растворах или расплавах не распадаются на ионы и не проводят электрический ток.</p> <p>К ним относится большинство органических соединений (сахар, бензол), оксиды, простые вещества.</p>
<p>Способность растворов электролитов проводить электрический ток объяснила <i>теория электролитической диссоциации</i>, предложенная шведским химиком С. Аррениусом (1887 г.)</p>	
<b>Основные положения теории</b>	<p>1. Электролиты при растворении в воде или расплавлении распадаются на положительные и отрицательные ионы.</p> <p style="padding-left: 20px;"><i>Электролитическая диссоциация</i> – это распад молекул электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя (воды).</p> <p>Основной причиной электролитической диссоциации является взаимодействие молекул электролита с полярными молекулами растворителя. В воде силы взаимодействия между ионами уменьшаются в 81 раз, и перешедшие в раствор ионы будут образовывать гидраты ионов. Например, в растворах нет иона <math>H^+</math>, есть гидратированный протон <math>H^+(H_2O)</math>, который называют ионом гидроксония и изображают <math>H_3O^+</math>. Но для простоты написания ионов молекулы воды опускают.</p> <p>2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные движутся к катоду и называются <i>катионы</i>, а отрицательно заряженные – к аноду и называются <i>анионы</i>.</p> <p>3. Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (<i>ассоциация</i>), который принято выражать уравнением диссоциации.</p> <p style="text-align: center;"><b>Например,</b></p> $HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$ <div style="display: flex; justify-content: center; gap: 20px; margin-top: -5px;"> <span style="margin-left: 100px;">катион</span> <span>анион</span> </div>

## Диссоциация кислот, оснований и солей

<b>Диссоциация кислот</b>	<p><b>Кислоты</b> – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Одноосновные кислоты диссоциируют в одну ступень:  <math display="block">\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-</math></li> <li>2. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (главным образом по первой ступени) в зависимости от основности:  <math display="block">\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \quad \text{/первая ступень/}</math> <math display="block">\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \quad \text{/вторая ступень/}</math> <math display="block">\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} \quad \text{/третья ступень/}</math></li> </ol>
<b>Диссоциация оснований</b>	<p><b>Основания</b> – электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Однокислотные основания диссоциируют в одну ступень:  <math display="block">\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-</math></li> <li>2. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:  <math display="block">\text{Ca(OH)}_2 \leftrightarrow \text{CaOH}^+ + \text{OH}^- \quad \text{/первая ступень/}</math> <math display="block">\text{CaOH}^+ \leftrightarrow \text{Ca}^{+2} + \text{OH}^- \quad \text{/вторая ступень/}</math></li> </ol> <p>Диссоциация многокислотного основания протекает главным образом по первой ступени</p>
<b>Амфолиты (амфотерные основания)</b>	<p>– электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода и гидроксид-ионы.</p> <p><b>Например,</b></p> $\text{Zn}^{+2} + 2\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Zn(OH)}_2 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-} \quad (\text{H}_2\text{ZnO}_2)$
<b>Диссоциация солей</b>	<p><b>Соли</b> – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы остатка от основания и анионы кислотных остатков.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. <u>Средние соли</u> диссоциируют в одну ступень:  <math display="block">\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \leftrightarrow 2\text{Al}^{+3} + 3\text{SO}_4^{2-}</math></li> <li>2. <u>Кислые соли</u> диссоциируют ступенчато:  <math display="block">\text{NaHSO}_4 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-</math> <math display="block">\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}</math></li> <li>3. <u>Основные соли</u> диссоциируют ступенчато:  <math display="block">\text{Mg(OH)Cl} \leftrightarrow \text{MgOH}^+ + \text{Cl}^-</math> <math display="block">\text{MgOH}^+ \leftrightarrow \text{Mg}^{+2} + \text{OH}^-</math></li> <li>4. <u>Двойные соли</u> диссоциируют в одну ступень:  <math display="block">\text{KAl(SO}_4)_2 \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{Al}^{+3} + 2\text{SO}_4^{2-}</math></li> </ol>

5. Комплексные соли диссоциируют ступенчато:



### Степень и константа диссоциации

В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы, другие – частично, часть их молекул остаётся в растворе в недиссоциированном виде.

**Степень диссоциации** – это отношение числа распавшихся на ионы молекул  $n$  к общему числу растворённых молекул электролита  $N$ :

$$\alpha = n/N$$

Степень диссоциации выражают в % от 0 до 100%.

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные, слабые и средней силы:

1. Сильные электролиты – при растворении в воде диссоциируют практически полностью. Степень диссоциации больше 30% ( $\alpha > 30\%$ ). К ним относятся почти все растворимые соли, сильные кислоты, щелочи:

HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub> – кислоты;

NaOH, KOH, LiOH, Ba(OH)<sub>2</sub> – основания (щелочи);

NaCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KNO<sub>3</sub>, KMnO<sub>4</sub> – соли.

2. Слабые электролиты – при растворении в воде диссоциируют частично. Степень диссоциации меньше 30% ( $\alpha < 30\%$ ). К ним относятся: H<sub>2</sub>O, почти все органические кислоты (CH<sub>3</sub>COOH), слабые минеральные кислоты (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HF) и слабые основания (NH<sub>4</sub>OH), труднорастворимые основания и соли.

3. Электролиты средней силы – степень диссоциации 3%  $< \alpha < 30\%$ . К ним относятся H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

### Факторы, влияющие на степень диссоциации:

Степень диссоциации с уменьшением концентрации электролита (разбавление водой) и повышением температуры увеличивается.

### Константа диссоциации

Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации ( $K_d$ ). Для слабого электролита общей формулы КА уравнение диссоциации имеет вид:  $\text{КА} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{A}^-$ .

Применяя закон действующих масс, запишем выражение константы равновесия:

$$K_p = \frac{[\text{K}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{КА}]},$$

где  $[K^+]$ ,  $[A^-]$  – равновесные концентрации ионов  $K^+$ ,  $A^-$ , а  $[KA]$  равновесная концентрация недиссоциированных молекул  $KA$ . Константу равновесия в этом случае называют константой диссоциации ( $K_0$ ) – характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа, тем сильнее электролит.

### Ионные уравнения реакций

ТЭД показывает, что все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами.

Реакции в водных растворах электролитов изображаются в виде ионных уравнений.

### Составление ионных уравнений реакции

<b>Последовательность составления ионных уравнений</b>	1. Записать уравнение реакции в молекулярное форме: $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$
	2. Переписать уравнение реакции как ионное, заменив молекулы сильных электролитов на ионы. В молекулярной форме записывают труднорастворимые, малодиссоциируемые ( $H_2O$ , $CH_3COOH$ , $NH_4OH$ ) и газообразные вещества: $Ba^{+2} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$ Это <i>полное ионное уравнение</i> реакции.
	3. Исключить из левой и правой части уравнения одинаковые ионы, как не участвующие в реакции, и переписать уравнение без этих ионов: $Ba^{+2} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$ Это <i>сокращённое ионное уравнение</i> выражает сущность реакции, заключающейся во взаимодействии ионов $Ba^{+2}$ и $SO_4^{2-}$ .
<b>Среда раствора</b>	В результате диссоциации воды ( $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ ) и соединений, содержащих $H^+$ и $OH^-$ в водных растворах веществ всегда присутствуют катионы $H^+$ и анионы $OH^-$ . В зависимости от соотношения между концентрациями этих ионов, различают: 1) нейтральную среду раствора $[H^+] = [OH^-]$ ; 2) кислую среду раствора $[H^+] > [OH^-]$ ; 3) щелочную среду раствора $[H^+] < [OH^-]$ ; [ ] – обозначение концентрации в моль/л.

## 16. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Водные растворы солей имеют щелочную, кислую или нейтральную реакцию, хотя в своём составе не содержат ни водородных ионов, ни гидроксид-ионов. Например, водный раствор  $AlCl_3$  имеет кислую среду ( $pH < 7$ ), раствор  $K_2CO_3$  – щелочную среду ( $pH > 7$ ), раствор  $NaCl$  – нейтральную ( $pH = 7$ ). Это объясняется тем, что в водных растворах соли подвергаются гидролизу.

<b>Гидролиз солей</b>	<p>– взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.</p> <p>Сущность гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами или катионами водорода из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение (слабый электролит). Химическое равновесие процесса диссоциации воды смещается вправо: <math>H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-</math>. Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов <math>H^+</math> или <math>OH^-</math>, и раствор соли показывает кислую или щелочную среду.</p>
<b>Константа и степень гидролиза</b>	
<b>Константа гидролиза</b>	<p>Гидролиз – процесс обратимый для большинства солей:</p> $CH_3COONa + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + NaOH$ $CH_3COONa \leftrightarrow CH_3COO^- + Na^+$ $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ $CH_3COO^- + H^+ \leftrightarrow CH_3COOH$ <p>суммарно: <math>CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-</math></p> <p>Применив закон действующих масс к данному необратимому процессу получим:</p> $K = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_2O]}$ <p><math>[H_2O]</math> в растворе соли постоянна, поэтому величину <math>[H_2O]</math> можно объединить с <math>K</math>:</p> $K \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]} = K_2,$ <p>где <math>K_2</math> – константа гидролиза, количественная характеристика процесса, зависит от природы соли, <math>t</math>; чем больше значение <math>K_2</math>, тем в большей степени протекает гидролиз.</p>
<b>Степень гидролиза, <math>h</math></b>	<p>– это отношение числа гидролизованных молекул соли к общему числу растворённых молекул</p> $h = \frac{n}{N} \cdot 100\%,$

	<p>где <math>n</math> – число молекул соли, подвергшихся гидролизу;  <math>N</math> – общее число растворённых молекул соли.  <i>Степень гидролиза зависит от:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1) природы соли: чем слабее кислота (основание), которая образуется в результате гидролиза, тем больше степень гидролиза;</li> <li>2) концентрации соли: при разбавлении раствора, т.е. с уменьшением концентрации соли, степень гидролиза увеличивается;</li> <li>3) температуры: при повышении температуры степень гидролиза увеличивается.</li> </ol>
<b>Типичные случаи гидролиза солей</b>	
<b>Гидролиз по аниону</b>	<p>– это гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием (<math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{NaCN}</math>, <math>\text{CH}_3\text{COOK}</math>).  Анион связывает <math>\text{H}^+</math> молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту).</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1) Если соль образована слабой одноосновной кислотой, то гидролиз идёт в 1 ступень: <ol style="list-style-type: none"> <li>а) молекулярное уравнение:  <math display="block">\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}</math> <div style="text-align: center; margin-left: 100px;">слабая кислота      сильное основание</div> </li> <li>б) полное ионное уравнение:  <math display="block">\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-</math> </li> <li>в) сокращённое ионное уравнение:  <math display="block">\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-</math> </li> </ol> <p>Среда щелочная, <math>[\text{H}^+] &lt; [\text{OH}^-]</math>; <math>\text{pH} &gt; 7</math>.</p> <math display="block">K_2 = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}</math> </li> <li>2) Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями (<math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{K}_3\text{PO}_4</math>), протекает ступенчато, при этом получают кислые соли.  Так, гидролиз карбоната натрия <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math> может быть выражен уравнениями: <ol style="list-style-type: none"> <li>1 ступень а) молекулярное уравнение гидролиза:  <math display="block">\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}</math> </li> <li>б) ионное уравнение гидролиза:  <math display="block">2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-</math> </li> <li>в) сокращённое ионное уравнение гидролиза:  <math display="block">\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-</math> </li> <li>2 ступень: <ol style="list-style-type: none"> <li>а) <math>\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}</math></li> </ol> </li> </ol> </li> </ol>

	<p>б) <math>\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-</math>  в) <math>\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-</math></p> <p>Таким образом, при гидролизе солей двух- и многоосновных кислот образуются кислые соли. Гидролиз протекает главным образом по первой ступени. И лишь при сильном разбавлении и нагревании следует учитывать гидролиз образовавшейся кислой соли.</p> <p><math>\text{pH} &gt; 7</math>, растворы проявляют щелочную среду</p>
<p><b>Гидролиз по катиону</b></p>	<p>– это гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (<math>\text{CuCl}_2</math>, <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math>, <math>\text{FeSO}_4</math>).</p> <p>Катион соли связывает гидроксид-ион воды, образуя слабый электролит (основание).</p> <p>1) Если соль образована слабым одноосновным основанием, то гидролиз протекает в 1 ступень:</p> <p style="text-align: center;"><math>\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}</math></p> <p style="text-align: center;">слабое основание      сильная кислота</p> <p style="text-align: center;"><math>\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>  <math>\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+</math></p> <p>Среда кислая <math>[\text{OH}^-] &lt; [\text{H}^+]</math>; <math>\text{pH} &lt; 7</math>.</p> <p>2) Если соль образована слабым многоосновным основанием (<math>\text{MgSO}_4</math>, <math>\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3</math>, <math>\text{Fe}(\text{NO}_3)_3</math> и т.д.), то гидролиз соли протекает ступенчато, через стадию образования основных солей.</p> <p><b>Например, гидролиз <math>\text{AlCl}_3</math></b></p> <p>1 ступень:</p> <p>а) <math>\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}</math>  б) <math>\text{Al}^{+3} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>  а) <math>\text{Al}^{+3} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+</math></p> <p>2 ступень:</p> <p>в) <math>\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}</math>  б) <math>\text{AlOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>  а) <math>\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})^+ + \text{H}^+</math></p> <p>3 ступень:</p> <p>в) <math>\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}</math>  б) <math>\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>  а) <math>\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+</math></p> <p>Среда кислая <math>[\text{OH}^-] &lt; [\text{H}^+]</math>; <math>\text{pH} &lt; 7</math>.</p> <p>Третья ступень – реакция практически не протекает (ввиду накопления ионов водорода процесс смещается в сторону исходных веществ). Однако разбавление раствора, повышение температуры усиливают гидролиз. В этом случае можно писать уравнения гидролиза и по третьей ступени.</p>

<p><b>Гидролиз по катиону и аниону</b></p>	<p>– это гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием.</p> <p>Катион слабого основания связывает <math>\text{OH}^-</math> и образуется слабое основание, анион слабой кислоты связывает <math>\text{H}^+</math> и образуется слабая кислота. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной в зависимости от константы диссоциации слабой кислоты или слабого основания, которые образуются в результате гидролиза.</p>
	<p><b>Например,</b>  <math>\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{HON} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}</math>  <span style="margin-left: 150px;">слабая кислота    слабое основание</span>  <math>\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{HON} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}</math>  Среда близкая к нейтральной <math>[\text{H}^+] \approx [\text{OH}^-]</math>.</p> <p>Гидролиз идет полностью.</p>
<p><b>Гидролизу не подвергаются</b></p>	<p>соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, т.к. образуются в растворе сильное основание и сильная кислота.</p> <p><b>Например:</b> <math>\text{NaCl} + \text{HON} \leftrightarrow \text{NaOH} + \text{HCl}</math>  <math>\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>  <math>\text{HON} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-</math>  Среда нейтральная <math>[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]</math>.</p>
<p><b>Роль гидролиза</b></p>	<p>Гидролиз в широком смысле – это реакция обменного разложения между различными веществами и водой. Такое определение охватывает и гидролиз органических соединений – сложных эфиров, жиров, углеводов, белков, и гидролиз неорганических веществ – солей, карбидов, галогенов и т. д.</p> <p>В больших масштабах осуществляется гидролиз древесины. Растущая быстрыми темпами гидролизная промышленность вырабатывает из непищевого сырья (древесины, хлопковой шелухи, подсолнечной лузги, соломы, кукурузной кочерыжки) ряд ценных продуктов: этиловый спирт, белковые дрожжи, глюкозу, твердый оксид углерода (IV), фурфурол, скипидар, метиловый спирт, лигнин и многие другие.</p> <p>В результате гидролиза минералов – алюмосиликатов – происходит разрушение горных пород. Гидролиз солей (например, <math>\text{Na}_3\text{PO}_4</math>, <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math>) применяют для очистки воды и уменьшения ее жесткости. На процессе гидролиза основаны важные химические производства: гидролиз древесины, осахаривание крахмала, получение мыла и многие другие. В живых организмах протекает гидролиз полисахаридов, белков и других органических соединений.</p>