

**Учреждение образования  
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ  
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»**

**Кафедра химии**

# **ХИМИЯ**

**Теоретический раздел**

**Лекция**

**Атомно-молекулярное учение.**

**Основные химические понятия и законы стехиометрии**

# 1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

## 1.1. Предмет и задачи химии.

### Химия как наука о веществах и их превращениях

Решение большинства специальных задач базируется на применении основных законов естествознания в условиях практической деятельности человека. Поэтому успешная производственная деятельность немыслима без освоения в той или иной степени наук о природе - в первую очередь, математики, физики и химии.

Курс неорганической химии позволяет студентам глубоко изучить химический состав неорганических веществ, живых организмов и закономерности химических процессов, лежащих в основе химических превращений. Изучение химии позволяет получить современное научное представление о материи и формах её движения, о веществе как одном из видов движущейся материи, о механизме превращения химических соединений, о свойствах технических материалов и применении химических процессов в сельском хозяйстве и в современной экологической практике. В связи с этим представляется необходимым прочное усвоение основных законов химии и теории химии, овладение техникой химических расчётов, выработка навыков самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов.

Химия - наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ. Цель изучения химии - освоить современные представления о строениях как атомов и молекул, так и вещества в целом, а также об основных законах, управляющих процессами превращения веществ. В результате необходимо овладеть основами квантово-механического подхода к описанию микромира, строения атомов, молекул и конденсированных форм вещества; понимать обоснование периодического закона; уметь проводить элементарные химико-термодинамические и кинетические расчеты; получить навыки проведения простых химических опытов.

Изучение химического состава неорганических веществ и живых организмов, а также закономерностей химических реакций, лежащих в основе биохимических превращений, дает возможность управлять процессами жизнедеятельности.

В результате изучения дисциплины студент должен закрепить основные химические понятия и законы, усвоить наиболее важные кинетические закономерности химических процессов, изучить свойства коллоидных растворов, свойства биогенных элементов и их соединений, представляющих наибольший интерес для специалистов сельского хозяйства, иметь представление о качественном анализе и основных методах количественного.

## 1.2. Международная номенклатура неорганических соединений

Основой химических веществ являются химические соединения. В настоящее время известно около 20 миллионов химических соединений, большинство из них являются органическими. Тем не менее, несколько миллионов химических соединений относятся к неорганическим веществам. Несмотря на столь многочисленный состав, большинство неорганических соединений укладываются в общую схему классификации, которая выглядит следующим образом.

1. *Металлы и неметаллы*      *простые вещества*

2. *Оксиды*

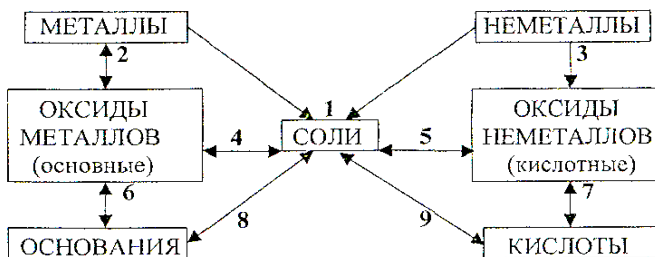
3. *Основания*

4. *Кислоты*

5. *Соли*

}      *сложные  
вещества*

Существует связь между указанными классами, что позволяет получать вещества одного класса из веществ другого класса. Такая связь называется *генетической*. Ее удобно отобразить в виде блок-схемы:



Неорганические вещества подразделяются на простые, состоящие из атомов одного элемента ( $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $S_8$ ,  $P_4$ ,  $O_3$ ,  $Cu$  и т. д.), и сложные, состоящие из атомов нескольких элементов ( $NaCl$ ,  $K_2CO_3$ ,  $(NH_4)_2C_2O_7$  и т. д.).

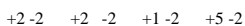
Простые вещества делятся на *металлы* (обладают металлическим блеском, пластичностью, тепло- и электропроводностью) и *неметаллы* (не обладают совокупностью свойств металлов).

Например, медь имеет блеск, хорошо проводит тепло и электрический ток, пластична (из нее делают провода). Медь – металл. Сера – порошок желтого цвета, плохо проводит тепло, не проводит ток. Это неметалл.

Кристаллический кремний имеет металлический блеск, тепло и электропроводен, но хрупок, поэтому кремний – неметалл.

Сложные вещества разнообразны: оксиды, основания, кислоты и соли. Название сложных неорганических веществ даётся как в соответствии с правилами, принятыми в русскоязычной литературе по химии: название электроотрицательной части (аниона) даётся в именительном падеже, название электроположительной части (катиона) – в родительном падеже ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$  – оксид железа (III)); а по правилам международной номенклатуре, согласно которой сначала называется катион, а затем анион ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ - железо(III)-оксид).

**Оксиды** – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2.



Например,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$

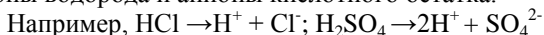
Оксиды классифицируют по свойствам на *несолеобразующие* (безразличные), которым не соответствуют кислоты, основания и соли (это  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}$ ), и *солеобразующие*. Последние делятся на:

– *кислотные*, которым соответствуют кислоты; они образованы неметаллами и переходными элементами в степенях окисления более +4 (например,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SO}_3$ );

– *основные*, которым соответствуют основания; они образованы металлическими элементами и переходными элементами в степенях окисления меньше +3 (например,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{MnO}$ );

– *амфотерные*, которым соответствуют амфотерные гидроксиды; они образованы переходными элементами с постоянными степенями окисления ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BeO}$ ) и с переменными степенями окисления +3, +4 ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ). К амфотерным оксидам относится также вода  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Кислоты** – сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.



Кислоты классифицируют:

1) по составу кислотного остатка на *кислородсодержащие*, например  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , и *бескислородные*, например  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ;

2) по числу атомов водорода, способных замещаться на металл:

– одноосновные:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ;

– двухосновные:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

– трехосновные:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

3) по степени диссоциации:

– сильные:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ;

– средние:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

– слабые:  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , органические кислоты.

**Основания** – сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-анионы.

Например,  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

1) по растворимости:

– нерастворимые:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;

– растворимые:  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;

2) по степени диссоциации:

– сильные (щелочи):  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;

– слабые:  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;

3) по числу гидроксильных групп:

– однокислотные:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;

– двухкислотные:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;

– трехкислотные:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

**Соли** – сложные вещества, в состав которых входят катионы, отличные от катионов водорода, и кислотные остатки.

По составу соли бывают:

средние (нормальные) – содержат катионы одного вида и анион кислотно-основного остатка:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;

кислые – от средних солей отличаются наличием катиона водорода:

$\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ;

основные – от средних солей отличаются наличием гидроксид-аниона:  $\text{AlOHSO}_4$ ;  $\text{MgOHCl}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ;

двойные – содержат катионы двух видов:  $\text{KNaSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$ ;

смешанные – содержат анионы двух видов:  $\text{CaOCl}_2$ ,  $\text{Mg}_2(\text{PO}_4)\text{F}$ ;

комплексные – содержат комплексный ион:  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

Номенклатура – совокупность правил, на основании которых дают названия веществам. Номенклатура может быть систематическая (международная), рациональная и тривиальная (исторически сложившиеся названия).

**Оксиды** с помощью *систематической номенклатуры* называют с использованием числительных, обозначающих количество атомов каждого элемента: 2 - ди, 3 - три, 4 - тетра, 5 - пента, 6 - гекса, 7 - гепта, 8 - окта, 9 - нона, 10 - дека.  $\text{CO}_2$  - диоксид углерода;  $\text{N}_2\text{O}_5$  - пентаоксид азота.

По *рациональной номенклатуре* после слов «оксид ...» указывается степень окисления элемента, образующего оксид:  $\text{CO}_2$  – оксид углерода (IV),  $\text{N}_2\text{O}_5$  – оксид азота (V). Если степень окисления у элемента постоянна, она не указывается:  $\text{CaO}$  – оксид кальция.

*Тривиальные названия*:  $\text{CO}$  – угарный газ;  $\text{CO}_2$  – углекислый газ;  $\text{SiO}_2$  – кремнезем, кварц;  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – глинозем;  $\text{CaO}$  – жженая известь, негашеная известь;  $\text{N}_2\text{O}$  – веселящий газ;

**Основания** по *рациональной номенклатуре* называют так: «гидроксид ...», затем в скобках указывается степень окисления металла. При постоянной

степени окисления она не указывается.  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гидроксид железа (II);  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – гидроксид железа (III);  $\text{NaOH}$  – гидроксид натрия;  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  – гидроксид аммония. *Тривиальные названия:*  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  – нашатырный спирт;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гашеная известь, известковая вода (в растворе);  $\text{NaOH}$  – едкий натр;  $\text{KOH}$  – едкое кали;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – едкий барит.

**Кислоты** по *рациональной номенклатуре* называются по русскому названию химического элемента с использованием разных суффиксов:

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – сернистая;  $\text{HNO}_3$  – азотная;  $\text{HNO}_2$  – азотистая; (-н, -ов, -ев - высшие кислоты; -ист; -оват; -оватист – невысшие кислоты.)

Бескислородные кислоты называются *элементоводородными*:  $\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная;  $\text{HCl}$  – хлороводородная. *Тривиальные названия:*  $\text{HF}$  – плавиковая кислота;  $\text{HCl}$  – соляная кислота;  $\text{HCN}$  – синильная кислота;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – купоросное масло;  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – уксусная кислота.

**Т а б л и ц а 1. Формулы и название кислот и кислотных остатков**

Кислота		Анионы	
Название	Формула	Название кислотных остатков	Формула
Фтороводородная (плавиковая)	$\text{HF}$	Фторид	$\text{F}^-$
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	Хлорид	$\text{Cl}^-$
Бромоводородная	$\text{HBr}$	Бромид	$\text{Br}^-$
Иодоводородная	$\text{HI}$	Иодид	$\text{I}^-$
Циановодородная	$\text{HCN}$	Цианид	$\text{CN}^-$
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфид	$\text{S}^{2-}$
Селеноводородная	$\text{H}_2\text{Se}$	Селенид	$\text{Se}^{2-}$
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонат	$\text{CO}_3^{2-}$
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикат	$\text{SiO}_3^{2-}$
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфат	$\text{PO}_4^{3-}$
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитрат	$\text{NO}_3^-$
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитрит	$\text{NO}_2^-$
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфат	$\text{SO}_4^{2-}$
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфит	$\text{SO}_3^{2-}$
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромат	$\text{CrO}_4^{2-}$
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Перманганат	$\text{MnO}_4^-$

**Соли** по *рациональной номенклатуре* называют с помощью латинских корней элементов и разных суффиксов: -ид – бескислородные соли, -ит – соли невысших кислот, -ат – соли высших кислот, далее указывается катион и его степень окисления (если она переменная):  $\text{NaCl}$  – хлорид натрия;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – сульфит натрия;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сульфат натрия;  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  – нитрат железа (III).

В названиях кислых солей используется префикс гидро-:

$\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия.

В названиях основных солей – префикс гидроксо-:

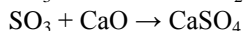
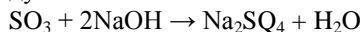
$\text{CuOHCl}$  – гидроксохлорид меди (II).

*Тривиальные названия:*  $\text{NaCl}$  – поваренная соль;  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – медный купорос;  $\text{CaCO}_3$  – мел, мрамор, известняк;  $\text{HgS}$  – киноварь;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – кальцинированная сода;  $\text{NaHCO}_3$  – питьевая (пищевая, чайная) сода;  $\text{KClO}_3$  – бертолетова соль;  $\text{KMnO}_4$  – марганцовка.

### *Химические свойства оксидов*

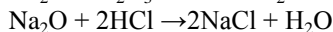
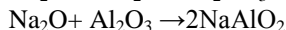
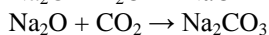
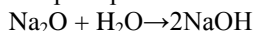
*Кислотные оксиды* реагируют со щелочами; основными и амфотерными оксидами; с водой, если образующаяся кислота растворима. Например:

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  (кислотный остаток  $\text{SO}_4^{2-}$  будет присутствовать в продуктах кислотно-основных взаимодействий оксида серы (VI)).

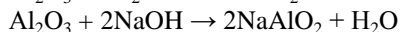
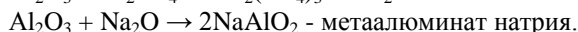
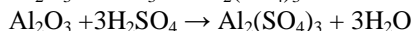
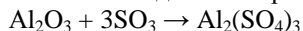


*Основные оксиды* реагируют с кислотами; кислотными и амфотерными оксидами; с водой, если при этом образуется растворимое основание.

Например:



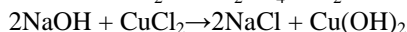
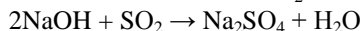
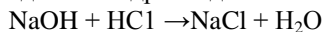
*Амфотерные оксиды* реагируют с кислотами, щелочами, кислотными и основными оксидами. Например:

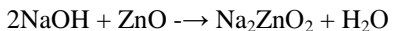


$\text{Al}_2\text{O}_3$  соответствует амфотерный гидроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , который в виде кислоты можно записать как  $\text{H}_3\text{AlO}_3$ ; из этой формулы нужно вычесть  $\text{H}_2\text{O}$ , останется  $\text{HAlO}_2$ .  $\text{AlO}_2^-$  будет кислотным остатком в продуктах реакций оксида алюминия с основаниями и основными оксидами.

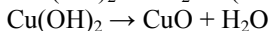
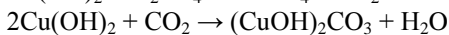
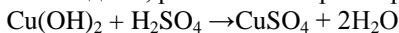
### *Химические свойства оснований*

*Растворимые основания* реагируют с кислотами; кислотными оксидами; с некоторыми солями, если образуются газ, осадок или вода; с амфотерными оксидами и гидроксидами. Например:





*Нерастворимые основания* реагируют с кислотами, некоторыми кислотными оксидами, разлагаются при нагревании на воду и оксид металла:

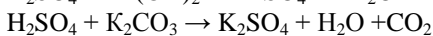
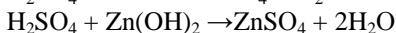
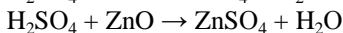
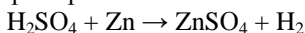


*Амфотерные гидроксиды* обладают свойствами нерастворимых оснований, но дополнительно могут вступать в реакции комплексообразования со щелочами:



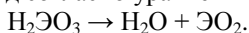
### *Химические свойства кислот*

Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода; с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами; с солями, если при этом образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество. Например:

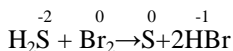


Кремниевая кислота может реагировать только со щелочами, так как нерастворима.

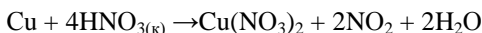
Сернистая, угольная и кремниевая кислоты разлагаются на воду и соответствующий кислотный оксид согласно уравнению реакции



Бескислородные кислоты обладают восстановительными свойствами:



Концентрированные серная и азотная кислоты являются сильными окислителями. Азотная кислота может взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений как до, так и после водорода; при этом образуются соль, вода и продукт восстановления азота (+5) ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ), который зависит от активности металла и концентрации кислоты. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами водород не выделяется. Например:

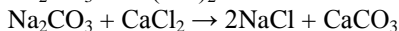
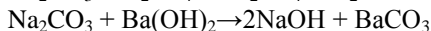
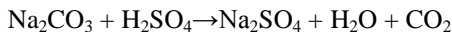


Концентрированная серная кислота при взаимодействии с металлами образует соль, воду и продукт восстановления серы (+6) ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ):

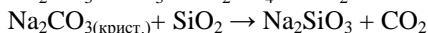
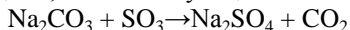


### *Химические свойства солей*

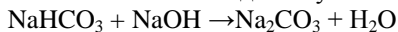
Соли вступают в реакции обмена с кислотами, щелочами, другими солями, если при этом образуются газ, осадок или малодиссоциирующее вещество:



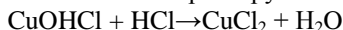
Соли слабых кислородсодержащих кислот могут взаимодействовать с оксидами, соответствующими более сильным или менее летучим кислотам:



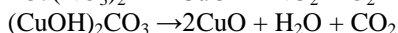
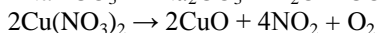
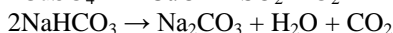
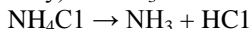
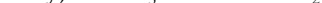
Кислые соли взаимодействуют со щелочами:



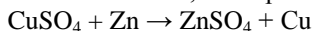
Основные соли реагируют с кислотами:



Многие соли разлагаются (нерастворимые карбонаты, силикаты, сульфиды; сульфаты тяжелых металлов, все нитраты, все соли аммония; кислые соли разлагаются на кислоту и среднюю соль, основные соли – на оксид металла и кислоту):



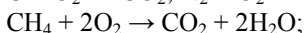
Соли вступают в реакции замещения с металлами, если металл в составе соли менее активен, чем простое вещество:



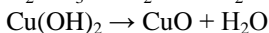
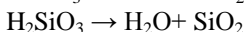
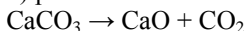
### *Получение оксидов, оснований, кислот, солей*

**Оксиды** получают:

1) горением и окислением простых и сложных веществ:



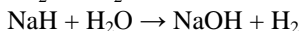
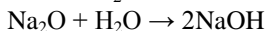
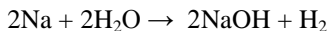
2) разложением некоторых кислот, оснований, солей:



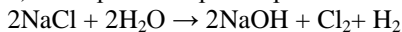
3) из других оксидов восстановлением, окислением или разложением:  $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$ ;  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ ;  $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$

**Щелочи** получают:

1) взаимодействием металлов, их оксидов, гидридов с водой:



2) электролизом растворов солей:

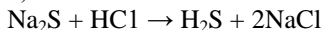


**Нерастворимые основания** получают действием щелочей на соответствующие соли:  $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ .

**Бескислородные кислоты** получают:

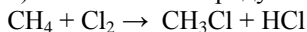


2) вытеснением из солей более сильными кислотами:



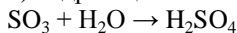
или менее летучими кислотами  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$

3) как побочный продукт галогенирования алканов:

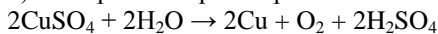


**Кислородсодержащие кислоты** получают:

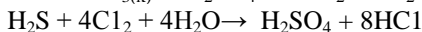
1) гидратацией соответствующих оксидов (ангидридов):



2) электролизом растворов соответствующих солей:



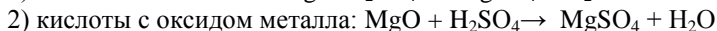
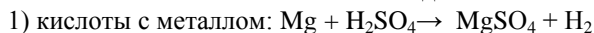
3) окислением простых и сложных веществ азотной кислотой или другими сложными окислителями:



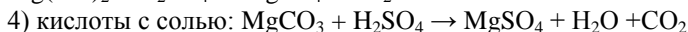
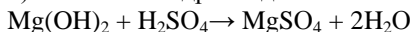
4) кислоты можно вытеснить из солей более сильными или менее летучими кислотами:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3$

Существует огромное количество **способов получения солей**.

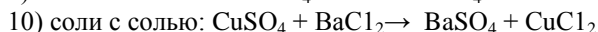
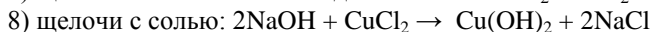
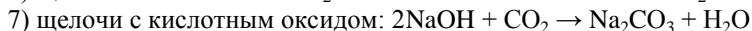
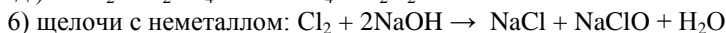
Наиболее типичные из них – взаимодействие:



3) кислоты с гидроксидом металла:



5) кислоты с солеподобным веществом (гидридом, пероксидом, карбидом и т. д.):  $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{C}_2\text{H}_2$



11) кислотного оксида с основным оксидом:  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$

12) кислотного оксида с солью:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2$

13) металла с неметаллом:  $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$

Реже используются такие способы, как:

1) окисление другой соли:  $3\text{PbS} + 4\text{O}_3 \rightarrow 3\text{PbSO}_4$

2) восстановление другой соли:  $\text{BaSO}_4 + 2\text{C} \rightarrow \text{BaS} + 2\text{CO}_2$

3) разложение другой соли:  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

*Кислые соли* получают:

1) неполной нейтрализацией кислот:

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

2) неполной нейтрализацией кислотных оксидов:

$\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$

3) взаимодействием средних солей с кислотами (с кислотными оксидами в растворах):

$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaHSO}_4$

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{NaHCO}_3$ ;

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$

4) гидролизом солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$

*Основные соли* получают:

1) неполной нейтрализацией оснований:

$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$

2) взаимодействием оснований с кислотными оксидами:

$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

### 1.3. Основные понятия химии

Важнейшей частью современного естествознания является химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях их друг в друга. Все химические вещества состоят из частиц; химические превращения связывают, прежде всего с такими частицами, как атом, молекула, ядро, протон, нейтрон, электрон, ионы, радикалы.

**Атомная частица** – мельчайшая, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Следует различать электронейтральные атомные частицы – атомы и заряженные атомные частицы – атомные ионы.

**Атом** – мельчайшая, электронейтральная, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Примеры атомов: H, F, Ca.

**Атомный ион** – мельчайшая, заряженная, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Примеры атомных ионов:  $\text{H}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ .

Общий признак атомных частиц – наличие в них одного ядра. Важнейшими количественными характеристиками любой атомной частицы являются «протонное число»  $Z$  (число протонов в ядре, его положительный заряд) и «массовое число»  $A$  (общее число протонов и нейтронов ( $N$ ) в ядре):

$$A = Z + N.$$

**Химический элемент** – вид атомных частиц с одинаковым зарядом ядер (с одинаковым протонным числом). Каждый химический элемент имеет своё название и символ. В настоящее время известны 118 химических элементов.

**Постоянная атомной массы ( $m_u$ ,  $u$ )** – физическая величина, численно равная одной двенадцатой массы атома нуклида  $^{12}_6\text{C}$ :

$$m_u = \frac{m_a(^{12}_6\text{C})}{12} = \frac{1,9926 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{12} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = u.$$

Раньше эту величину называли «атомная единица массы» (*a. e. m*) или «углеродная единица» (*у. е.*). В биологической литературе встречается ещё одно устаревшее название этой величины – «Дальтон» (Da).

**Относительная атомная масса элемента  $A_r(\text{Э})$**  – величина, равная отношению средней массы атомных частиц данного элемента  $km_u$ :

$$A_r(\text{Ca}) = \frac{\bar{m}_a(\text{Ca})}{m_u} = \frac{6,6549 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 40,0780.$$

**Молекула** – мельчайшая, способная к самостоятельному существованию частица, обладающая всеми химическими свойствами и химическим составом данного вещества. В большинстве случаев молекулы состоят из нескольких химически связанных атомов, например,  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{C}_3\text{H}_8$ ;  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ;  $\text{C}_{60}$ . Однако известны и одноатомные молекулы, к которым относятся атомы «благородных газов» – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, и атомы ртути Hg, содержащиеся в её парах. В состав молекул могут входить атомы одного или нескольких химических элементов.

**Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )** – величина, равная отношению средней массы молекул данного вещества  $km_u$ . Например, относительная молекулярная масса воды равна:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\bar{m}_m(\text{H}_2\text{O})}{m_u} = \frac{2,9914 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,6605 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 18,0152.$$

Значение относительной молекулярной массы можно найти, исходя из значений относительных атомных масс, например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,0079 + 15,9994 = 18,0152.$$

**Вещество** – устойчивая совокупность частиц (атомов, ионов или молекул), обладающая определёнными химическими и физическими свойствами.

В настоящее время известно более 45 миллионов индивидуальных ве-

ществ. Подавляющее большинство из них (~98 %) относятся к органическим веществам, остальные – к неорганическим.

В зависимости от числа химических элементов, образующих вещества, последние делятся на простые и сложные. Простое вещество образовано атомами одного элемента, сложное – атомами разных элементов. Известно около 550 простых веществ, что намного больше числа известных элементов. Причина этого в том, что некоторым элементам соответствует несколько простых веществ. Такое явление называется аллотропией, а сами простые вещества, образованные атомами одного элемента, – его аллотропными модификациями.

При определенных условиях вещества могут находиться в трёх агрегатных состояниях – газообразном, жидком и твёрдом (аморфном или кристаллическом).

Для описания пространственного строения любого твёрдого кристаллического вещества используется понятие «кристаллическая решётка».

**Кристаллическая решётка вещества** – пространственная модель его кристалла, представляющая собой условный каркас, в узлах которого находятся молекулы, атомы или ионы, образующие данное вещество.

В зависимости от природы частиц, образующих вещества, различают 4 основных типа кристаллических решёток – молекулярные, атомные, ионные и металлические решётки. Вещества с молекулярным типом кристаллической решётки относятся к веществам молекулярного, а вещества с тремя другими типами решёток – к веществам немолекулярного строения.

Вещества молекулярного строения обладают низкими температурами плавления (обычно до 300 °С). Они летучи и часто обладают запахом. К ним относятся все газообразные или жидкие при комнатной температуре вещества, а также некоторые легкоплавкие твёрдые вещества (парафин, фенол, сахароза и др.).

Вещества немолекулярного строения характеризуются высокими температурами плавления (обычно выше 300 °С). При комнатной температуре они находятся только в твёрдом агрегатном состоянии, практически нелетучи и поэтому не обладают запахом. Атомное строение присуще кристаллам некоторых простых веществ-неметаллов – бора, углерода, кремния, фосфора и других. Ионное строение характерно почти для всех соединений щёлочных и щёлочноземельных металлов, магния, а также для всех солей аммония.

Важнейшей характеристикой любого сложного вещества является его качественный и количественный состав, выражающийся с помощью химических формул.

**Химическая формула** – графическое изображение состава и (или) строения вещества с помощью символов химических элементов и математических знаков (цифр, скобок, штрихов, точек).

Различают несколько типов химических формул.

*Стехиометрические формулы* (формулы состава) отражают качественный и количественный состав веществ с помощью символов химических элементов, цифр, скобок и точек, например:  $C_6H_{12}O_6$ ,  $(NH_4)_2CO_3$ ,  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . Различают *простейшие (эмпирические)* и *молекулярные* стехиометрические формулы, например,  $CH_2O$  и  $C_6H_{12}O_6$ .

*Структурные формулы* (формулы строения) отображают порядок (последовательность) соединения атомов в молекулах или в атомных кристаллах с помощью символов элементов, штрихов и цифр. Различают сокращённые и развёрнутые структурные (графические) формулы (рис. 1 а, б).

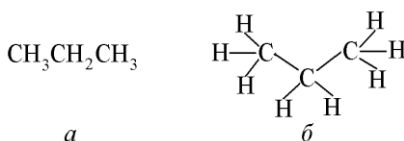


Рис. 1. Сокращённая (а) и развёрнутая (б) структурные формулы молекулы пропана

**Формульная единица вещества (ФЕ)** – реальная или условная частица вещества, состав которой определяет его химическую формулу. К реальным формульным единицам относятся молекулы (в случае веществ молекулярного строения) и атомы (в случае простых веществ атомного строения). Например, формульной единицей воды является её молекула –  $H_2O$ , формульной единицей кремния – его атом –  $Si$ . К условным формульным единицам относят группы атомов или ионов, входящих в состав сложных веществ молекулярного строения. Например, формульной единицей карбоната калия  $K_2CO_3$  является условная частица, состоящая из двух катионов калия и одного карбонат-аниона, т. е. группа ионов состава « $K_2CO_3$ ». Формульной единицей оксида кремния (IV)  $SiO_2$  является условная частица, состоящая из одного атома кремния и двух атомов кислорода, т. е. группа атомов состава « $SiO_2$ ».

Одной из важных величин в химии является количество вещества, единицей измерения которого является моль. Химическое количество вещества  $n(X)$  – величина, равная отношению числа ФЕ данного вещества  $X$  к постоянной Авогадро; 1 моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов). Число частиц  $6,02 \cdot 10^{23}$  называется числом Авогадро ( $N_A$ ). Число частиц  $N$  (атомов, молекул) в данном количестве вещества ( $n$ ) определяется по формуле  $N = N_A \cdot n$ . Обратите внимание на различие понятий «моль» и «1 моль». Моль – единица химического количества вещества, но 1 моль – порция вещества, содержащая  $6,02 \cdot 10^{23}$  его формульных единиц.

**Молярная масса вещества (M(X))** – физическая величина, равная отношению массы данного вещества X к его химическому количеству:

$$M(X) = m(X) / n(X)$$

Единица молярной массы – г/моль. *Физический смысл молярной массы:* она численно равна массе вещества, взятого в количестве 1 моль. Молярная масса, выраженная в г/моль, равна относительной молекулярной массе вещества  $M$  (г/моль) =  $M_r$ . Числовые значения молярных масс всех сложных веществ и простых веществ молекулярного строения совпадают с соответствующими числовыми значениями относительных молекулярных масс.

Значения молярных масс простых веществ немолькулярного строения численно равны соответствующим значениям относительных атомных масс, например:  $A_r(\text{Si}) = 28,085$  и  $M(\text{Si}) = 28,085$  г/моль.

Связь между молярной массой вещества ( $M$ ) и количеством этого вещества ( $n$ ) определяется следующей зависимостью:  $n = m \cdot M$ , где  $m$  – масса вещества, г.

**Молярный объём вещества  $V_M$**  – физическая величина, численно равная отношению объёма данного вещества X к его химическому количеству:

$$V_M(X) = \frac{V(X)}{n(X)}$$

Единицы молярного объёма – см<sup>3</sup>/моль; дм<sup>3</sup>/моль; м<sup>3</sup>/моль. Например,  $V_M(\text{CO}_2)_{(н.у.)} = 22,392$  дм<sup>3</sup>/моль.

**Химический эквивалент вещества  $\frac{1}{z^*}(X)$**  – реальная или условная частица вещества, которая в кислотно-основной реакции соответствует одному катиону водорода, а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

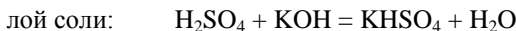
Число  $z$  – *число эквивалентности*, равное числу ионов водорода (в кислотно-основной реакции) или числу электронов (в окислительно-восстановительной реакции), которое соответствует одной формульной единице данного вещества.

Число  $f_{\text{э.кв}} = 1/z^*$  – *фактор эквивалентности*. Оно показывает, какая часть формульной единицы вещества (половина, треть, четверть и т. д.) соответствует одному катиону H<sup>+</sup> в кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Необходимо помнить, что химический эквивалент одного и того же вещества может быть различным в зависимости от характера реакций. Например, при образовании средней соли:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

в каждой молекуле серной кислоты на металл замещаются 2 иона H<sup>+</sup> ( $z^* = 2$ ), поэтому в данном случае эквивалентом серной кислоты является половина

её молекулы, т. е.  $\frac{1}{z^*}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ . В то же время при образовании кис-



в каждой молекуле кислоты замещается только один ион водорода ( $z^* = 1$ ), и поэтому её эквивалентом является целая молекула  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$\frac{1}{z^*}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

В окислительно-восстановительных реакциях, в которых  $\text{H}_2\text{SO}_4$  играет роль *только окислителя*, эквивалент кислоты определяется числом электронов, принятых одной её молекулой. Например, при взаимодействии концентрированной серной кислоты с иодоводородом:



каждая её молекула принимает по 8 электронов, поэтому в данной реакции эквивалентом кислоты является одна восьмая часть молекулы, т. е.

$$\frac{1}{z^*}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{8}(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

**Химическое количество эквивалентов вещества**  $n[\frac{1}{z^*}(\text{X})]$  – величина, равная отношению числа эквивалентов данного вещества X к постоянной Авогадро:

$$n[\frac{1}{z^*}(\text{X})] = \frac{N[\frac{1}{z^*}(\text{X})]}{N_A}$$

Единица химического количества эквивалентов – моль. Химическое количество вещества X и соответствующее ему химическое количество эквивалентов вещества X связаны соотношением:

$$n[\frac{1}{z^*}(\text{X})] = n(\text{X}) \cdot z^*.$$

*Физический смысл химического количества эквивалентов:* оно показывает, во сколько раз число эквивалентов вещества в данной его порции больше числа Авогадро.

**Молярная масса эквивалентов вещества**  $M[\frac{1}{z^*}(\text{X})]$  – величина, численно равная отношению массы данного вещества X к соответствующему химическому количеству его эквивалентов:

$$M[\frac{1}{z^*}(\text{X})] = \frac{m(\text{X})}{n[\frac{1}{z^*}(\text{X})]}$$

Единицы молярной массы эквивалентов – г/моль, кг/моль.

Молярная масса эквивалентов и молярная масса вещества X связаны соотношением:

$$M\left[\frac{1}{z^*}(\text{X})\right] = \frac{M(\text{X})}{z^*}$$

*Физический смысл молярной массы эквивалентов*: она численно равна массе вещества, которой соответствует химическое количество эквивалентов, равное 1 моль.

**Молярный объём эквивалентов газа при н. у.**  $V_M^\circ\left[\frac{1}{z^*}(\text{X})\right]$  – величина, численно равная отношению объёма данного газа при н. у. к соответствующему химическому количеству его эквивалентов:

$$V_M^\circ\left[\frac{1}{z^*}(\text{X})\right] = \frac{V^\circ(\text{X})}{n\left[\frac{1}{z^*}(\text{X})\right]}$$

Единицы молярного объёма эквивалентов газов – дм<sup>3</sup>/моль, м<sup>3</sup>/моль.

При н. у. молярный объём эквивалентов газа X и его молярный объём связаны соотношением:

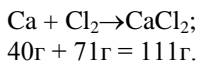
$$V_M^\circ\left[\frac{1}{z^*}(\text{X})\right] = \frac{V_M^\circ(\text{X})}{z^*} = \frac{22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}}{z^*}$$

*Физический смысл молярного объёма эквивалентов газа X при н. у.*: он численно равен объёму газа X при н. у., если химическое количество его эквивалентов равно 1 моль.

**Стехиометрия** – раздел химии, который рассматривает количественные соотношения между реагирующими веществами. Теоретической основой расчетов количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в уравнениях химических реакций являются фундаментальные законы химии, часто называемые стехиометрическими законами.

*Закон сохранения массы и энергии* (Ломоносов, 1748 и Лавуазье).

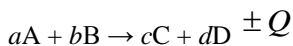
Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции:



М. В. Ломоносов связывал закон сохранения массы веществ с законом сохранения энергии.

**Закон сохранения массы веществ**: «Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ с учётом изменения массы, соответствующего тепловому эффекту данной реакции».

В общем виде математическое выражение этого закона для химической реакции



имеет вид:  $[m(\text{A}) + m(\text{B})] = [m(\text{C}) + m(\text{D})] \pm m$ ,

где  $\Delta m$  – изменение массы за счёт выделения или поглощения теплоты (энергии), происходящее в соответствии с уравнением А. Эйнштейна:  $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ , где  $\Delta E$  – изменение энергии (в данном случае – тепловой эффект реакции),  $\Delta m$  – изменение массы,  $c$  – скорость света в вакууме, равная  $3 \cdot 10^8$  м · с<sup>-1</sup>. Поскольку тепловые эффекты химических реакций ( $\Delta E$ ) чрезвычайно малы по сравнению с величиной  $c^2$ , то соответствующими значениями  $\Delta m$  ( $10^9$ – $10^{11}$  г) можно пренебрегать из-за невозможности их практического определения.

**Закон постоянства состава веществ:** «Количественный и качественный состав любого сложного вещества молекулярного строения не зависит от способов его получения».

Обратите внимание: данный закон применим для веществ *только молекулярного строения*. Например, количественный состав воды, независимо от способов её получения, всегда один и тот же:  $\omega(\text{H}) = 11,1899\%$ ,  $\omega(\text{O}) = 88,8101\%$ . Поэтому молекулярная формула воды, выведенная исходя из указанных значений массовых долей элементов всегда одна и та же –  $\text{H}_{2,000}\text{O}_{1,000}$ , или просто  $\text{H}_2\text{O}$ .

Экспериментально доказано, что количественный состав веществ *немолекулярного строения* зависит от способов их получения. Так, например, в образцах оксида меди(II), полученных разными способами, значения массовой доли меди могут изменяться от 74,6 % до 80,7 %. Поэтому количественный состав оксида меди(II) выражается формулами от  $\text{Cu}_{0,739}\text{O}$  до  $\text{CuO}_{1,053}$ . Однако часто формулу этого вещества записывают упрощённо в виде  $\text{CuO}$ , округляя соответствующие индексы до целых чисел.

**Закон эквивалентов:** «Химические количества эквивалентов всех веществ, вступивших в реакцию и образовавшихся в результате реакции, численно равны между собой».

Для реакции  $aA + bB = cC + dD$  справедливо соотношение:

$$n\left[\frac{1}{z^*}(\text{A})\right] = n\left[\frac{1}{z^*}(\text{B})\right] = n\left[\frac{1}{z^*}(\text{C})\right] = n\left[\frac{1}{z^*}(\text{D})\right].$$

При решении задач с использованием данного закона приравнивают количества эквивалентов двух соответствующих веществ. Если в условии задачи речь идёт о веществах А и В, то математическое выражение закона эквивалентов в этом случае имеет вид:

$$n\left[\frac{1}{z^*}(\text{A})\right] = n\left[\frac{1}{z^*}(\text{B})\right].$$

Соответствующие химические количества эквивалентов веществ  $n\left[\frac{1}{z^*}(\text{A})\right]$  и  $n\left[\frac{1}{z^*}(\text{B})\right]$  выражаются через величины, указанные в условии задачи (масса

или объём). Например, если в условии задачи приводятся значения массы вещества А и объёма (н. у.) газа В, то выражение закона эквивалентов в этом случае будет иметь вид:

$$\frac{m(A)}{M\left[\frac{1}{z^*}(A)\right]} = \frac{V(B)}{V_M^0\left[\frac{1}{z^*}(B)\right]}$$

Если же в условии задачи указаны массы веществ А и В, то математическое выражение закона эквивалентов запишется так:

$$\frac{m(A)}{M\left[\frac{1}{z^*}(A)\right]} = \frac{m(B)}{M\left[\frac{1}{z^*}(B)\right]}$$

Последнее равенство, переписанное в виде:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M\left[\frac{1}{z^*}(A)\right]}{M\left[\frac{1}{z^*}(B)\right]}$$

представляет собой математическое выражение другой формулировки закона эквивалентов: «*Массы реагирующих веществ относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов*».

**Закон объёмных отношений Гей-Люссака:** «*Объёмы газов, вступающих в химическую реакцию и образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа*».

**Закон Авогадро:** «*В равных объёмах различных газов при одинаковых внешних условиях (давление и температура) содержатся одинаковые числа молекул*».

Этот закон применим для веществ, находящихся только в газообразном состоянии. Из молекулярно-кинетической теории газов следует, что при одинаковых внешних условиях расстояния между частицами в сотни раз больше размеров самих частиц. Поэтому объём порции любого газа определяется не размером его молекул, а расстоянием между ними. Именно по этой причине в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

**1. Если числа молекул разных газов одинаковы, то при одних и тех же внешних условиях эти газы занимают одинаковые объёмы.**

Экспериментально установлено, что любой газ химическим количеством 1 моль, содержащий  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул, при нормальных условиях («н. у.») – температуре 0 °С и давлении 101,325 кПа занимает объём, равный 22,4 дм<sup>3</sup>. Этот объём, отнесённый к количеству газа, равному 1 моль, называется *молярным объёмом газа* при н. у. и обозначается символом  $V_M^0$ :

$$V_M^o = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Следует помнить, что существует также понятие «*молярный объём смеси*

*газов*». Эта величина обозначается  $V_M^o$  (газ.смеси) и представляет собой объём смеси газов, сумма химических количеств которых равна 1 моль. Как и молярный объём индивидуального газа,  $V_M^o$  (газ.смеси) равен 22,4 дм<sup>3</sup>/моль.

Понятию «молярный объём газовой смеси» соответствует понятие «**средняя молярная масса газовой смеси**». Эта величина обозначается  $\overline{M}$  (газ.смеси) и численно равна отношению массы данной смеси к сумме химических количеств всех находящихся в ней газов:

$$\overline{M}_{(\text{газ.смеси})} = \frac{m(\text{смеси})}{n_{(1)} + n_{(2)} + \dots + n_{(n)}}.$$

*Физический смысл средней молярной массы газовой смеси:* она численно равна массе смеси, в которой общее химическое количество газов равно 1 моль.

**2. Плотность газа (ρ) – величина, численно равная отношению его молярной массы к молярному объёму при н. у.:**

$$\rho(X) = \frac{M(X)}{V_M^o}.$$

Единицы плотности газов – г/дм<sup>3</sup>, кг/м<sup>3</sup> и т. п. Например, плотность кислорода при н. у. равна:

$$\rho(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{V_M^o} = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 1,43 \text{ г/дм}^3.$$

*Физический смысл плотности газа* в том, что она численно равна массе газа объёмом 1 дм<sup>3</sup> (н. у.).

Существует также понятие «**плотность газовой смеси**». Эта величина обозначается  $\rho_{(\text{смеси})}$  и рассчитывается по формуле:

$$\rho_{(\text{смеси})} = \frac{\overline{M}_{(\text{смеси})}}{V_M^o}.$$

**3. Относительная плотность газа X по газу Y ( $D_{X/Y}$ ) – величина, численно равная отношению молярных масс этих газов:**

$$D_{X/Y} = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Относительная плотность одного газа по другому – величина безразмерная.

*Физический смысл относительной плотности газа X по газу Y:* она пока-

зывает, во сколько раз масса газа X больше массы газа Y, если их химические количества одинаковы:

$$D_{X/Y} = \frac{\rho(X)}{\rho(Y)} = \frac{\frac{M(X)}{V_M^0}}{\frac{M(Y)}{V_M^0}} = \frac{M(X)}{M(Y)} = \frac{m(X)}{m(Y)}.$$

Наиболее часто при решении задач используются значения относительных плотностей газов по водороду и по воздуху, которые рассчитываются по формулам:

$$D_{X/H_2} = \frac{M(X)}{M(H_2)} \quad \text{и} \quad D_{X/возд.} = \frac{M(X)}{M(возд)} = \frac{M(X)}{29} \text{ г/моль}.$$

#### 4. Стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций между газами пропорциональны объемам данных газов.

Для реакции  $aA_{(г)} + bB_{(г)} = cC_{(г)}$  справедливо соотношение:

$$V(A) : V(B) : V(C) = a : b : c.$$

**Закон парциальных давлений газов (закон Дальтона):** «Общее давление смеси газов, не вступающих в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений каждого из указанных газов».

Математическое выражение закона:

$$P_{(смеси)} = P_{(1)} + P_{(2)} + \dots + P_{(n)},$$

где  $P_{(смеси)}$  – общее давление газовой смеси;  $P_{(1)}, P_{(2)}, P_{(n)}$  – парциальные давления каждого из газов смеси.

*Парциальное давление газа* (от латинского «pars» – часть) – давление, которое оказывал бы данный газ на стенки сосуда, если бы он один занимал весь объем газовой смеси при тех же условиях.

При решении задач с использованием данного закона необходимо помнить, что парциальное давление данного газа прямо пропорционально его объемной ( $\varphi$ ) или мольной ( $\chi$ ) доле в газовой смеси:

$$P_{(1)} = \varphi_{(1)} \cdot P_{(смеси)} \quad \text{или} \quad P_{(1)} = \chi_{(1)} \cdot P_{(смеси)}.$$

**Закон Бойля – Мариотта:** «При постоянной температуре произведение давления данной порции газа на его объем есть величина постоянная».

Математическое выражение данного закона:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = const.,$$

где  $V_1$  и  $V_2$  – объемы газа при давлениях  $p_1$  и  $p_2$ .

При решении задач этот закон используется для расчета объема газа  $V_2$  при давлении  $p_2$ , если известен объем газа  $V_1$  при давлении  $p_1$ :

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2}.$$

**Закон Шарля – Гей-Люссака:** «При постоянном давлении отношение

объёма данной порции газа к его абсолютной температуре есть величина постоянная».

Математическое выражение данного закона:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = const.$$

где  $V_1$  и  $V_2$  – объёмы газа при абсолютных температурах  $T_1$  и  $T_2$ .

При решении задач этот закон используется для расчёта значения объёма газа  $V_2$  при температуре  $T_2$ , если известно значение объёма газа  $V_1$  при температуре  $T_1$ :

$$V_2 = \frac{T_2 \cdot V_1}{T_1}.$$

Необходимо помнить, что абсолютная температура ( $T$ ) связана с температурой ( $t$ ) соотношением:  $T = t + 273$ .

**Объединённый газовый закон (уравнение Клапейрона):** «Произведение давления данной порции газа на его объём, отнесённое к абсолютной температуре газа, есть величина постоянная».

Математическое выражение закона:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2},$$

где  $V_1$  – объём газа при давлении  $p_1$  и температуре  $T_1$ , а  $V_2$  – объём газа при давлении  $p_2$  и температуре  $T_2$ .

При решении задач данное уравнение часто используется для расчёта объёма газа ( $V_0$ ) при нормальных условиях ( $p_0, T_0$ ) если известно значение объёма ( $V_1$ ) при других условиях ( $p_1, T_1$ ):

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1}, \text{ откуда следует, что } V_0 = \frac{T_0 \cdot p_1 \cdot V_1}{p_0 \cdot T_1}.$$

**Уравнение Клапейрона–Менделеева.** Если химическое количество газа

равно 1 моль, то значение дроби  $\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$  является постоянной величиной и называется *молярной (или универсальной) газовой постоянной*  $R$ . Если давление выражается в Па, а объём газа – в  $\text{м}^3$ , то  $R$  принимает значение, равное  $8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ :

$$R = \frac{101325 \text{ Па} \cdot 0,0224 \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1}}{273 \text{ К}} = 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}.$$

Из уравнений Бойля–Мариотта и Шарля–Гей-Люссака следует, что для

газа в количестве 1 моль соотношение  $\frac{pV}{T}$  будет равно  $8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$  и при других значениях температуры и давления. С учётом этого для газа

химическим количеством 1 моль можно написать:  $\frac{pV}{T} = R$  или  $pV = RT$ .  
 Если же количество газа равно  $n$  моль, то:

$$pV = nRT$$

Учитывая, что  $\rho = m/M$ , данное уравнение можно записать в виде:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

Это уравнение называется уравнением Клапейрона – Менделеева. Оно математически связывает давление газа, его объём, массу, молярную массы, температуру и позволяет вычислить значение любой из входящих в него величин по имеющимся значениям других величин.

Введение в химию понятия «эквивалент» позволило сформулировать закон эквивалентов: вещества друг с другом взаимодействуют в строго пропорциональных соотношениях. При решении задач удобнее пользоваться другой формулировкой закона: отношения масс веществ, вступивших в реакцию, прямо пропорционально отношению молярных масс их эквивалентов.

Фактор эквивалентности одного и того же вещества может иметь разные значения в разных реакциях ( $f_{\text{э.кв.}} = 1/z$  – фактор эквивалентности). Рассмотрим это на примере:

- а)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}$ ,  $f_{\text{э.кв.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ ,  $f_{\text{э.кв.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2$ ;
- в)  $5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ ,  
 $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ ,  $f_{\text{э.кв.}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$ ;
- г)  $3\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$ ,  
 $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ ,  $f_{\text{э.кв.}}(\text{KMnO}_4) = 1/3$ ;
- д)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ ,  $f_{\text{э.кв.}}(\text{KMnO}_4) = 1$ .

Для вычисления объема моля эквивалентов ( $V_{\text{э.кв.}}$ ) газов необходимо знать число молей эквивалентов в одном моле газа. Так,  $M_{\text{э.кв.}}(\text{H}) = 1\text{ г/моль}$ , что в два раза меньше массы моля, следовательно, объем моля эквивалентов водорода в два раза меньше объема моля, т.е.  $V_{\text{э.кв.}} = 22,4/2 = 11,2\text{ дм}^3$ . Аналогично,  $M_{\text{э.кв.}}(\text{O}_2) = M(\text{O}_2) \cdot 1/4 = 32/4 = 8\text{ г/моль}$ , отсюда объем одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объема, т.е.  $V_{\text{э.кв.}}(\text{O}_2) = 22,4/4 = 5,6\text{ дм}^3$ . Молярные объёмы эквивалентов газов:

$$V_{\text{э.кв.}}(1/2 \text{ H}_2) = 11,2\text{ дм}^3/\text{моль}; V_{\text{э.кв.}}(1/4 \text{ O}_2) = 5,6\text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Суть закона эквивалентов заключается в том, что вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных соотношениях. Иными словами, массы веществ  $m$ , реагирующих друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны молярным массам их эквивалентов  $M_{\text{э.кв.}}$ :  $m_1/m_2 = M_{\text{э.кв.1}}/M_{\text{э.кв.2}}$ .

## ЛИТЕРАТУРА

### Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб.пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб.пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.– М.:ООО«Издательство Астрель»,2004.–383с
5. Ким, А.М. Органическая химия: Учеб.пособие/ А. М. Ким. – 3-е изд., испр. и доп. – Новосибирск: Сиб. унив. изд-во, 2002. – 971 с.
6. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
7. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
8. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
9. ХИМИЯ. Неорганическая химия:Учебно-методический комплекс: О. В. Поддубная, И.В. Ковалева. – Горки: БГСХА, 2010. – 169 с.
10. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
11. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб.пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

### Дополнительная:

1. Алешин, В.А. Практикум по неорганической химии/ В.А. Алешин[ и др.] –М.: Издат. Центр”академия”, 2004. – 384 с.
2. Волков А.И.Метод молекулярных орбиталей: Учеб.пособие / А.И. Волков. – Минск : Новое знание, 2006. – 133 с.
3. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб.пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Высш. шк., 2003. – 96 с.
4. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
5. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб.пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
6. Зайцев, О. С. Исследовательский практикум по общей химии: Учеб.пособие. / О. С. Зайцев. – М.: Изд-во МГУ, 1994. – 480 с.
7. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для вузов/ Ю.А. Ершов, В.А. Попков и др. 6-е изд.,стер. М.: Высш. шк., 2007. – 560с.
8. Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб.пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
9. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
10. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

Составители  
**Поддубная** Ольга Владимировна  
**Ковалева** Ирина Владимировна  
**Мохова** Елена Владимировна