



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Теоретический раздел

Лекция

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 расчёты; получить навыки проведения простых химических опытов.

Изучение химического состава неорганических веществ и живых организмов, а также закономерностей химических реакций, лежащих в основе биохимических превращений, даёт 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*

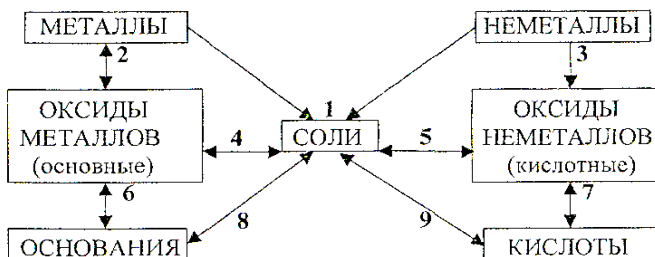
3. *Основания*

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 дается как в соответствии с правилами, принятыми в русскоязычной литературе по химии: название электроотрицательной части (аниона) дается в именительном падеже, название электроположительной части (катиона) – в родительном падеже (Fe_2O_3 – оксид железа (III)); а по правилам международной номенклатуре, согласно которой сначала называется катион, а затем анион (Fe_2O_3 – железо(III)-оксид).

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

+2 -2 +2 -2 +1 -2 +5 -2

Например, CaO , Fe_2O_3 , N_2O , P_2O_5

Оксиды классифицируют по свойствам на *несолеобразующие* (безразличные), которым не соответствуют кислоты, основания и соли (это N_2O , NO , CO , SiO), и *солеобразующие*. Последние делятся на:

– *кислотные*, которым соответствуют кислоты; они образованы неметаллами и переходными элементами в степенях окисления более +4 (например, CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 , SO_3);

– *основные*, которым соответствуют основания; они образованы металлическими элементами и переходными элементами в степенях окисления меньше +3 (например, K_2O , CaO , CuO , MnO);

– *амфотерные*, которым соответствуют амфотерные гидроксиды; они образованы переходными элементами с постоянными степенями окисления (ZnO , Al_2O_3 , BeO) и с переменными степенями окисления +3, +4 (Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2). К амфотерным оксидам относится также вода H_2O .

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

Например, $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Кислоты классифицируют:

1) по составу кислотного остатка на *кислородсодержащие*, например H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , и *бескислородные*, например H_2S , HCl , HBr ;

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

– одноосновные: HCl , HNO_3 , CH_3COOH ;

– двухосновные: H_2S , H_2SO_4 ;

– трехосновные: H_3PO_4 ;

3) по степени диссоциации:



- сильные: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI ;
- средние: H_2SO_3 , H_3PO_4 ;
- слабые: HF , H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_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: NH_4OH , KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

2) по степени диссоциации:

- сильные (щелочи): NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
- слабые: NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$;

3) по числу гидроксильных групп:

- однокислотные: NaOH , NH_4OH ;
- 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 кислотного остатка: Na_2SO_4 , KCl , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, NH_4Cl ;

кислые – от средних солей отличаются наличием катиона водорода:

NaHSO_4 , CaHPO_4 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$;

основные – от средних солей отличаются наличием гидроксид-аниона: AlOHSO_4 ; MgOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$;

двойные – содержат катионы двух видов: KNaSO_4 , $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$;

смешанные – содержат анионы двух видов: 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. CO_2 - диоксид углерода; N_2O_5 - пентаоксид азота.

По *рациональной номенклатуре* после слов «оксид ...» указывается степень окисления элемента, образующего оксид: CO_2 – оксид углерода (IV), N_2O_5 – оксид азота (V). Если степень окисления у элемента постоянна, она не указывается: CaO – оксид кальция.



Тривиальные названия: CO – угарный газ; CO₂ – углекислый газ; SiO₂ – кремнезем, кварц; Al₂O₃ – глинозем; CaO – жженая известь, негашеная известь; N₂O – веселящий газ;

Основания по *рациональной номенклатуре* называют так: «гидроксид ...», затем в скобках указывается степень окисления металла. При постоянной степени окисления она не указывается. Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II); Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III); NaOH – гидроксид натрия; NH₃·H₂O – гидроксид аммония. *Тривиальные названия:* NH₃·H₂O – нашатырный спирт; Ca(OH)₂ – гашеная известь, известковая вода (в растворе); NaOH – едкий натр; KOH – едкое кали; Ba(OH)₂ – едкий барит.

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

H₂SO₄ – серная; H₂SO₃ – сернистая; HNO₃ – азотная; HNO₂ – азотистая; (-н, -ов, -ев - высшие кислоты; -ист; -оват; -оватист – невысшие кислоты.)

Бескислородные кислоты называются элементоводородными: H₂S – сероводородная; HCl – хлороводородная. *Тривиальные названия:* HF – плавиковая кислота; HCl – соляная кислота; HCN – синильная кислота; H₂SO₄ – купоросное масло; CH₃COOH – 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)	HF	Фторид	F ⁻
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлорид	Cl ⁻
Бромоводородная	HBr	Бромид	Br ⁻
Иодоводородная	HI	Иодид	I ⁻
Циановодородная	HCN	Цианид	CN ⁻
Сероводородная	H ₂ S	Сульфид	S ²⁻
Селеноводородная	H ₂ Se	Селенид	Se ²⁻
Угльная	H ₂ CO ₃	Карбонат	CO ₃ ²⁻
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	Силикат	SiO ₃ ²⁻
Ортофосфорная	H ₃ PO ₄	Ортофосфат	PO ₄ ³⁻
Азотная	HNO ₃	Нитрат	NO ₃ ⁻
Азотистая	HNO ₂	Нитрит	NO ₂ ⁻
Серная	H ₂ SO ₄	Сульфат	SO ₄ ²⁻
Сернистая	H ₂ SO ₃	Сульфит	SO ₃ ²⁻
Хромовая	H ₂ CrO ₄	Хромат	CrO ₄ ²⁻
Дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромат	Cr ₂ O ₇ ²⁻
Марганцовая	HMnO ₄	Перманганат	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): NaCl – хлорид натрия; Na₂SO₃ – сульфит натрия; Na₂SO₄ – сульфат натрия; Fe(NO₃)₃ – нитрат железа (III).

В названиях кислых солей используется префикс гидро-:

NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия.

В названиях основных солей – префикс гидроксо-:

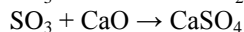
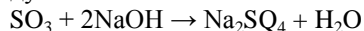
CuOHCl – гидроксохлорид меди (II).

Тривиальные названия: NaCl – поваренная соль; CuSO₄·5H₂O – медный купорос; CaCO₃ – мел, мрамор, известняк; HgS – киноварь; Na₂CO₃ – кальцинированная сода; NaHCO₃ – питьевая (пищевая, чайная) сода; KClO₃ – бертолетова соль; KMnO₄ – марганцовка.

Химические свойства оксидов

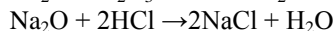
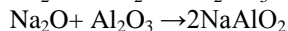
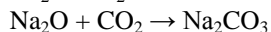
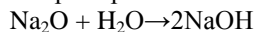
Кислотные оксиды реагируют со щелочами; основными и амфотерными оксидами; с водой, если образующаяся кислота растворима. Например:

SO₃ + H₂O → H₂SO₄ (кислотный остаток SO₄²⁻ будет присутствовать в продуктах кислотно-основных взаимодействий оксида серы (VI)).

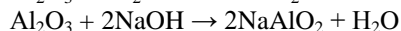
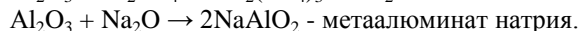
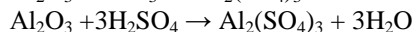
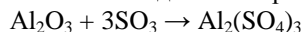


Основные оксиды реагируют с кислотами; кислотными и амфотерными оксидами; с водой, если при этом образуется растворимое основание.

Например:



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

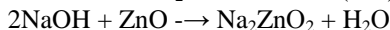
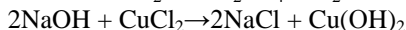
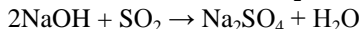
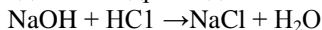


Al₂O₃ соответствует амфотерный гидроксид Al(OH)₃, который в виде кислоты можно записать как H₃AlO₃; из этой формулы нужно вычесть H₂O, останется HAlO₂. AlO₂⁻ будет кислотным остатком в продуктах реакций оксида алюминия с основаниями и основными оксидами.

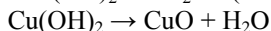
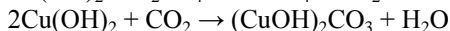
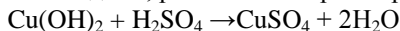


Химические свойства оснований

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:

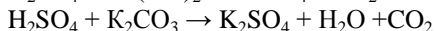
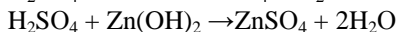
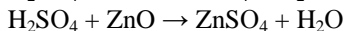
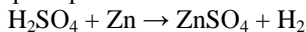


Амфотерные гидроксиды обладают свойствами нерастворимых оснований, но дополнительно могут вступать в реакции комплексообразования со щелочами:



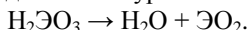
Химические свойства кислот

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:

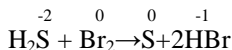


Кремниевая кислота может реагировать только со щелочами, так как нерастворима.

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



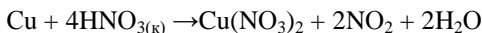
Бескислородные кислоты обладают восстановительными свойствами:



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) (NH_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2), который



зависит от активности металла и концентрации кислоты. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами водород не выделяет. Например:

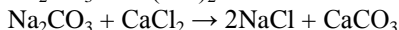
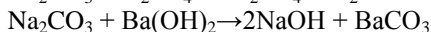
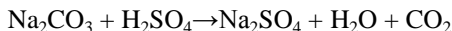


Концентрированная серная кислота при взаимодействии с металлами образует соль, воду и продукт восстановления серы (+6) (H_2S , S , SO_2):

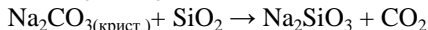
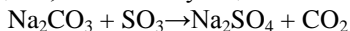


Химические свойства солей

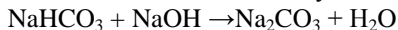
Соли вступают в реакции обмена с кислотами, щелочами, другими солями, если при этом образуются газ, осадок или малодиссоциирующее вещество:



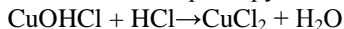
Соли слабых кислородсодержащих кислот могут взаимодействовать с оксидами, соответствующими более сильным или менее летучим кислотам:



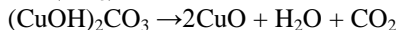
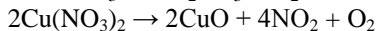
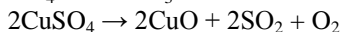
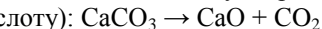
Кислые соли взаимодействуют со щелочами:



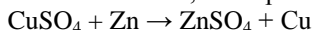
Основные соли реагируют с кислотами:



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:

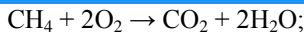


Получение оксидов, оснований, кислот, солей

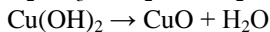
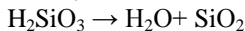
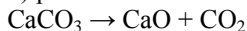
Оксиды получают:

1) горением и окислением простых и сложных веществ:





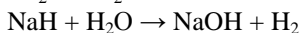
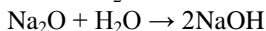
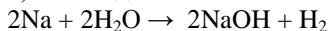
2) разложением некоторых кислот, оснований, солей:



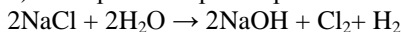
3) из других оксидов восстановлением, окислением или разложением: $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$; $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$; $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$

Щелочи получают:

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



2) электролизом растворов солей:

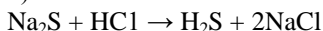


Нерастворимые основания получают действием щелочей на соответствующие соли: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

Бескислородные кислоты получают:

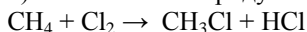
1) прямым синтезом: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

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:

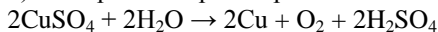


Кислородсодержащие кислоты получают:

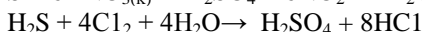
1) гидратацией соответствующих оксидов (ангидридов):



2) электролизом растворов соответствующих солей:



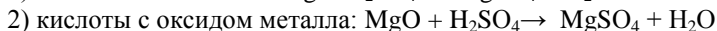
3) окислением простых и сложных веществ азотной кислотой или другими сложными окислителями:



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

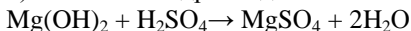
Существует огромное количество **способов получения солей**.

Наиболее типичные из них – взаимодействие:





3) кислоты с гидроксидом металла:



4) кислоты с солью: $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

5) кислоты с солеподобным веществом (гидридом, пероксидом, карбидом

и т. д.): $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{C}_2\text{H}_2$

6) щелочи с неметаллом: $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

7) щелочи с кислотным оксидом: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

8) щелочи с солью: $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$

9) соли с металлом: $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$

10) соли с солью: $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{CuCl}_2$

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:

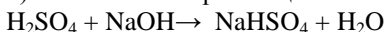
1) окисление другой соли: $3\text{PbS} + 4\text{O}_3 \rightarrow 3\text{PbSO}_4$

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

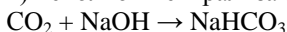
3) разложение другой соли: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Кислые соли получают:

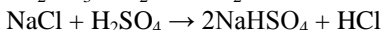
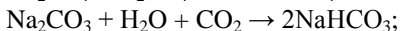
1) неполной нейтрализацией кислот:



2) неполной нейтрализацией кислотных оксидов:



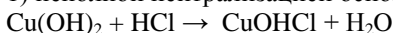
3) взаимодействием средних солей с кислотами (с кислотными оксидами в растворах):



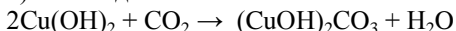
4) гидролизом солей: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$

Основные соли получают:

1) неполной нейтрализацией оснований:



2) взаимодействием оснований с кислотными оксидами:



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: H^+ , Al^{3+} , S^{2-} , 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 $^{12}_6C$:

$$m_u = \frac{m_a(^{12}_6C)}{12} = \frac{1,9926 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{12} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = u$$

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

Относительная атомная масса элемента $A_r(E)$ – величина, равная отношению средней массы атомных частиц данного элемента m_{Ei} :

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

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, H_2O ; C_3H_8 ; P_4O_{10} ; 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 m_u . Например, относительная молекулярная масса воды равна:

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

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 веществ. 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 темпе-



ратурами 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).

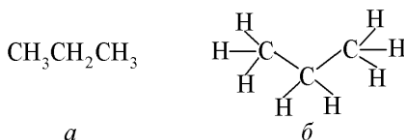


Рис. 1. Сокращённая (а) и развёрнутая (б) структурные формулы молекулы пропана

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 относятся 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 едини-



цей 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 $n(\text{X})$ – величина, равная отношению числа ФЭ 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 ($M(\text{X})$) – физическая величина, равная отношению массы данного вещества X к его химическому количеству:

$$M(\text{X}) = m(\text{X}) / n(\text{X})$$

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 $M(\text{г/моль}) = M_r$. 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 немольного 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: $n = t \cdot M$, где t – масса вещества, г.

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

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

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

Химический эквивалент вещества $\left[\frac{1}{z}(\text{X})\right]$ – 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 кис-



лотно-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^+ 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: $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$

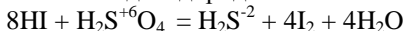
в каждой молекуле серной кислоты на металл замещаются 2 иона H^+ ($z^* = 2$), поэтому в данном случае эквивалентом серной кислоты является половина

её молекулы, т. е. $\frac{1}{z^*}(H_2SO_4) = \frac{1}{2}(H_2SO_4)$. В то же время при образовании кислой соли: $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$

в каждой молекуле кислоты замещается только один ион водорода ($z^* = 1$), и поэтому её эквивалентом является целая молекула H_2SO_4 :

$$\frac{1}{z^*}(H_2SO_4) = \frac{1}{1}(H_2SO_4) = 1(H_2SO_4).$$

В окислительно-восстановительных реакциях, в которых H_2SO_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.

$$\frac{1}{z^*}(H_2SO_4) = \frac{1}{8}(H_2SO_4).$$

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

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

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



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

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

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

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

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

Молярная масса эквивалентов и молярная масса вещества X связаны соотношением:

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

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

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

Единицы молярного объёма эквивалентов газов – дм³/моль, м³/моль.

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

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

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.

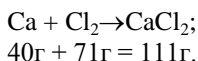
Стехиометрия – раздел химии, который рассматривает количественные соотношения между реагирующими веществами. Теоретической основой



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).

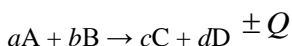
Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции:



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 Δm – изменение массы за счёт выделения или поглощения теплоты (энергии), происходящее в соответствии с уравнением А. Эйнштейна: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$, где ΔE – изменение энергии (в данном случае – тепловой эффект реакции), Δm – изменение массы, c – скорость света в вакууме, равная $3 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$. Поскольку тепловые эффекты химических реакций (ΔE) чрезвычайно малы по сравнению с величиной c^2 , то соответствующими значениями Δm (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 H_2O .

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 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:

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

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:

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

Соответствующие химические количества эквивалентов веществ $n\left[\frac{1}{z^*}(A)\right]$

и $n\left[\frac{1}{z^*}(B)\right]$ 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°C и давлении 101,325 кПа занимает объём, равный $22,4 \text{ дм}^3$. Этот объём, отнесённый к количеству газа, равному 1 моль, называется *молярным объёмом газа* при н. у. и обозначается символом V_M^o :

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

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 $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

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/дм³, кг/м³ и т. п. Например, плотность кислорода при н. у. равна:

$$\rho(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{V_M^0} = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 1,43 \text{ г/дм}^3.$$

Физический смысл плотности газа в том, что она численно равна массе газа объёмом 1 дм³ (н. у.).

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

$$\rho_{(\text{смеси})} = \frac{M_{(\text{смеси})}}{V_M^0}.$$

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

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

Относительная плотность одного газа по другому – величина безразмерная.

Физический смысл относительной плотности газа X по газу Y: она показывает, во сколько раз масса газа X больше массы газа Y, если их химические количества одинаковы:

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

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

$$D_{X/\text{H}_2}^{\text{газ}} = \frac{M(X)}{M(\text{H}_2)} \quad \text{и} \quad D_{X/\text{возд.}}^{\text{газ}} = \frac{M(X)}{M(\text{возд.})} = \frac{M(X)}{29} \text{ г/моль}.$$

4. Стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций между газами пропорциональны объёмам 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:

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



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 объём газовой смеси при тех же условиях.

При решении задач с использованием данного закона необходимо помнить, что парциальное давление данного газа прямо пропорционально его объёмной (φ) или мольной (χ) доле в газовой смеси:

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

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

Математическое выражение данного закона:

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

где V_1 и V_2 – объёмы газа при давлениях p_1 и p_2 .

При решении задач этот закон используется для расчёта объёма газа V_2 при давлении p_2 , если известен объём 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 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 $n = m/M$, 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 ($f_{\text{экв}} = 1/z$ – фактор эквивалентности). Рассмотрим это на примере:



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

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

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

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 $M_{\text{экв}}$: $m_1/m_2 = M_{\text{экв}1}/M_{\text{экв}2}$.



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. Болдырев, А. И. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1983.
5. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
6. Грандберг, И.И. Органическая химия: Учеб. для студ. вузов обучающихся на агрономических специальностях/ И. И. Грандберг. – М.: Дрофа, 2004. –672 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
8. 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.
9. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
10. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
11. Химия: учебно-методический комплекс: Учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с. ISBN 978-985-467-359-2
12. Хмельницкий, Р. А. Физическая и коллоидная химия: Учебник для вузов/ Р. А. Хмельницкий. – М.: Высш. шк., 1988.
13. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
14. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.
15. Щербина, А.Э. Органическая химия. Задачи и упражнения: Учеб. пособие / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич, И.В. Сенько. – Минск : Новое знание, 2007. – 304 с.

Дополнительная

1. Белясова, Н.А. Биохимия и молекулярная биология: Учеб. пособие/ Н.А. Белясова. – Минск: Книжный дом, 2004. – 416 с.
2. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Выш. шк., 2003. – 96 с.
3. 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.
4. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
5. 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.
6. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
7. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия, 1977.
2. Кольман, Я. Наглядная биохимия: Пер. с нем/ Я.Кольман, К.Г. Рем. – М.: Мир, 2000. – 469 с.
3. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.

Составитель
Поддубная Ольга Владимировна