ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ «СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ КОЛЛЕДЖ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ»

ЛЕКЦИЯ 1. ТЕМА 1.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. Предмет химии. Вещество

Химия — наука о веществах, их составе, строении, свойствах, а также о превращениях одних веществ в другие, сопровождающихся изменением их состава. Предметом изучения химии является вещество — форма материи, обладающая массой покоя и состоящая из частиц (атомов, молекул, ионов), которые взаимодействуют между собой.

Под **веществом** понимают совокупность атомов и молекул, находящихся в определённом агрегатном состоянии. Каждое вещество характеризуется набором физических (температура плавления и кипения, плотность, растворимость) и химических (способность к превращениям в другие вещества) свойств. Индивидуальное химическое вещество — это вещество с определёнными физическими и химическими свойствами, присущими только ему. Смеси, в отличие от индивидуальных веществ, состоят из нескольких компонентов, которые можно разделить физическими методами (фильтрованием, дистилляцией, кристаллизацией и др.), причём каждый компонент сохраняет свои свойства.

2. Атом

Атом — наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Атом состоит из положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена практически вся масса атома, и отрицательно заряженных электронов, образующих электронную оболочку. Ядро включает протоны (заряд +1, масса ≈ 1 а. е. м.) и нейтроны (заряд 0, масса ≈ 1 а. е. м.). Число протонов в ядре определяет атомный номер элемента (порядковый номер в Периодической системе Д. И. Менделеева), а сумма протонов и нейтронов — массовое число. Атом в целом электронейтрален: число электронов равно числу протонов.

3. Химический элемент

Химический элемент — вид атомов с одинаковым зарядом ядра, то есть с одинаковым числом протонов. Элементы обозначаются химическими знаками — символами латинскими буквами (H — водород, O — кислород, Fe — железо). В настоящее время известно 118 элементов, из них 94 обнаружены в природе, остальные получены искусственно. Изотопы — атомы одного элемента с разным числом нейтронов в ядре, обладающие одинаковым зарядом ядра, но различной массой.

4. Молекула. Простые и сложные вещества

Молекула — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами и способная к самостоятельному существованию. Молекула состоит из атомов, соединённых химическими связями. Не все вещества имеют молекулярное строение: ионные соединения (NaCl) и металлы существуют в виде ионных или атомных кристаллических решёток, в которых молекулы как отдельные структурные единицы отсутствуют.

В зависимости от состава вещества делятся на **простые**, образованные атомами одного химического элемента (O_2, N_2, Fe, S), и **сложные**, состоящие из атомов двух и более элементов (H_2O, CO_2, H_2SO_4). Важное понятие — **аллотропия**: существование одного и того же химического элемента в виде нескольких простых веществ, различающихся строением и свойствами. Классические примеры: кислород O_2 и озон O_3; алмаз, графит, графен и фуллерены как модификации углерода; белый, красный и чёрный фосфор. Причина аллотропии — различие в числе атомов в молекуле или в строении кристаллической решётки.

5. Качественный и количественный состав веществ

Качественный состав вещества отражает, из каких химических элементов оно состоит. **Количественный состав** показывает, в каком соотношении (по числу атомов и по массе) элементы находятся в веществе. Так, качественный состав воды — водород и кислород; количественный состав — на один атом кислорода приходится два атома водорода (H_2O), а по массе содержание водорода составляет 11,19 %, кислорода — 88,81 %. Понятия качественного и

количественного состава лежат в основе понятий «качественный анализ» и «количественный анализ» — разделов аналитической химии.

6. Химические знаки и формулы

Химический знак (символ элемента) обозначает: сам элемент, один атом элемента, а также один моль атомов. **Химическая формула** — запись состава вещества с помощью символов элементов и индексов. Различают:

- **эмпирическую (простейшую) формулу**, показывающую простейшее соотношение атомов элементов в веществе (CH_2 для этилена);
- **молекулярную (истинную) формулу**, отражающую реальное число атомов каждого элемента в молекуле (C_2H_4 для этилена);
- **структурную формулу**, показывающую порядок соединения атомов и связи между ними.

Молекулярная формула несёт количественную информацию: число атомов каждого элемента (индексы), а если известны относительные атомные массы — относительное содержание элементов в веществе.

7. Относительные атомная и молекулярная массы

Относительная атомная масса (A_r) — отношение массы атома элемента к 1/12 массы атома углерода-12 (атомной единицы массы). А. е. м. = $1{,}66057 \cdot 10^{-27}$ кг. Относительная атомная масса — безразмерная величина; её значения приведены в Периодической системе элементов.

Относительная молекулярная масса (M_r) — отношение массы молекулы вещества к 1/12 массы атома углерода-12. Она численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы, с учётом индексов. Для соединений немолекулярного строения вместо M_r используют понятие относительной формульной массы. Например, $M_r(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$; $M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$.

8. Количество вещества. Моль

Количество вещества (n) — физическая величина, характеризующая число структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов и др.) в порции вещества. Единица количества вещества — **моль**: количество вещества, содержащее столько же структурных единиц, сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода-12. Число структурных единиц в одном моле называется постоянной Авогадро: $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.

Количество вещества связывают с массой через **молярную массу (M)** — массу одного моля вещества, численно равную относительной молекулярной массе, но выраженную в г/моль (кг/моль):

$n = m / M$,

а с объёмом газа при нормальных условиях — через молярный объём $V_m = 22{,}4$ л/моль (н. у.: T = 273,15 К, p = 101,325 кПа).

9. Основные законы химии. Стехиометрия

Совокупность количественных соотношений, соблюдаемых при химических превращениях, изучает **стехиометрия** — раздел химии, рассматривающий массовые и объёмные соотношения между реагентами и продуктами реакций. Стехиометрические расчёты опираются на химические формулы и уравнения реакций, коэффициенты в которых выражают мольные соотношения участников реакции.

Закон сохранения массы веществ. Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Закон сформулирован М. В. Ломоносовым (1748) и экспериментально подтверждён А. Лавуазье. С позиций атомно-молекулярного учения закон объясняется тем, что при химической реакции атомы не исчезают и не возникают, а лишь перегруппировываются: их число и масса остаются неизменными. Закон сохранения массы служит основой составления химических уравнений и всех количественных расчётов по уравнениям реакций.

Закон постоянства состава. Состав веществ молекулярного строения является постоянным независимо от способа их получения и места нахождения. Закон установлен французским химиком

Ж. Прустом (1799–1806). Из него следует, что химически чистое соединение всегда имеет строго определённое количественное соотношение элементов. Например, вода, полученная электролизом, синтезом из элементов или выделенная из природных источников, всегда содержит 11,19 % водорода и 88,81 % кислорода по массе. Закон применим только к веществам молекулярного строения; для соединений переменного состава (бертоллидов) — таких, как оксиды железа FeO_{1+x}, сульфиды металлов, — состав зависит от условий получения.

Закон Авогадро (1811). В равных объёмах любых газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул. Из закона следуют важнейшие выводы:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объём. При нормальных условиях этот объём равен 22,4 л/моль — молярный объём газа.
2. Относительная плотность одного газа по-другому равна отношению их молярных (молекулярных) масс: $D = M_1 / M_2$. По известной плотности газа можно определять его молярную массу: $M = D \cdot M_2$.
3. При одинаковом давлении и температуре масса равных объёмов газов пропорциональна их молярным массам.
4. Молекулы простых газообразных веществ (H_2, O_2, N_2, Cl_2 и др.) состоят из двух атомов, что подтверждается результатами реакций газов: например, при взаимодействии водорода и хлора образуются два объёма хлороводорода из одного объёма водорода и одного объёма хлора.

Закон Авогадро сыграл ключевую роль в установлении атомных и молекулярных масс, формул воды, оксидов азота и других соединений, а также в разработке атомно-молекулярного учения. Его современная формулировка на основе молекулярно-кинетической теории: один моль любого газа при одинаковых условиях содержит одно и то же число молекул (постоянную Авогадро), что объединяет закон Авогадро с понятием количества вещества.

Основные понятия химии — вещество, атом, молекула, химический элемент — образуют понятийный каркас науки, а фундаментальные законы (сохранения массы, постоянства состава, Авогадро) придают химии количественный характер. Стехиометрия, опирающаяся на эти законы, позволяет прогнозировать массовые и объёмные соотношения реагентов и продуктов, что делает её практическим инструментом химической технологии, аналитической и неорганической химии.