



## МЕТОДЫ НАУЧНОГО ПОЗНАНИЯ

---

### Научные методы исследования химических веществ и превращений

Основным научным методом, применяемым для исследования химических веществ и их превращений, является **эксперимент**. **Эксперимент** — исследование веществ, проводимое в строго контролируемых и управляемых условиях. Подавляющее большинство сведений о веществах, их свойствах и химических превращениях получено с помощью химических, физических или физико-химических экспериментов.

### Роль химического эксперимента в познании природы

**Основные теоретические открытия в области химии** — результат обобщения большого числа экспериментальных фактов. Познание природы веществ достигается с помощью химического эксперимента, на основании которого раскрывают взаимосвязи и взаимозависимости между ними, формируют представления и понятия о веществах и их превращениях, делают теоретические обобщения, открывают законы природы.

**Моделирование химических явлений** — исследование химических моделей реально существующих явлений с целью получения объяснений этих явлений. Моделирование заключается в создании лабораторной установки для изучения химического явления в уменьшенных масштабах и проведении экспериментов на этой модели. Выводы и данные, полученные в этих экспериментах, распространяются затем на явление в реальных масштабах.

### Взаимосвязь химии, физики, математики и биологии

**Химия, физика и биология** — фундаментальные естественные науки, тесно связанные между собой. Химические изменения всегда сопровождаются изменениями физическими. Поэтому химия тесно связана с физикой. Химия также связана и с биологией, поскольку биологические процессы сопровождаются непрерывными химическими превращениями. Однако химические явления не сводятся к физическим процессам, а биологические — к химическим и физическим. Каждая форма движения материи имеет свои особенности. В настоящее время на стыке этих естественных наук развиваются такие науки, как физическая химия, химическая физика, биохимия, биофизика и др.

Все вышеуказанные науки не могут обойтись без математики — фундаментальной науки, предоставляющей общие языковые средства другим наукам. Математика по существу устанавливает структурную взаимосвязь между естественными науками (физика, химия, биология) и таким образом способствует нахождению общих законов природы.

**Естественнонаучная картина мира** — система важнейших принципов и законов, лежащих в основе функционирования и развития мира природы, а также современные представления об устройстве мира. Однако при установлении новых научных фактов, привлечении новых концепций и теорий данная картина изменяется. Таким образом, научная картина мира не является абсолютной истиной. Новейшие научные представления об окружающем мире, основанные на совокупности доказанных фактов и установленных причинно-следственных связей, позволяют делать заключения и прогнозы о свойствах нашего мира и дальнейшем развитии человеческой цивилизации. При несоответствии этих представлений реальности, выявлении новых фактов происходит пересмотр имеющейся естественнонаучной картины мира, что ведёт к созданию новой, более соответствующей реальности, картины.

## ОСНОВЫ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

---

### Атом

**Атом** — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра, окружённого отрицательно заряженной электронной оболочкой. Термин «атом» (от греч. *atomos* — неделимый) введён Демокритом (460–390 гг. до н. э.).

**Модели строения атома:** Томпсон (1904 г.) — в положительно заряженную сферу вокруг ядра вкраплены электроны; Резерфорд (1912 г.) — электроны вращаются вокруг ядра по эллиптическим орбитам; Бор (1913 г.) — электроны вращаются вокруг ядра по стационарным (соответствующим энергии электрона) орбитам.

**Современная квантово-механическая модель** — электроны расположены в пространстве вокруг ядра в разных его точках с разной вероятностью, которую определяют с помощью волнового уравнения Шрёдингера.

### Ядро и нуклоны

**Ядра атомов** состоят из протонов и нейтронов, которые постоянно превращаются друг в друга и поэтому имеют общее название **нуклоны**.

**Протон** ( ${}^1_1\text{p}$ ) — положительная частица с зарядом равным +1 элементарного электрического заряда.

**Нейтрон** ( ${}^1_0\text{n}$ ) — нейтральная частица. Масса (массовое число) протона и нейтрона равна 1 атомной единице массы, которая составляет  $1,6605402(10) \cdot 10^{-24}$  г.

### Нуклиды и изотопы

**Нуклиды** — вид атомов одного элемента с определённым числом нейтронов и массовым числом.

**Изотопы** — вид атомов одного элемента с одинаковым числом протонов, но различным числом нейтронов и, следовательно, различным массовым числом.

**Электрон** ( $\bar{e}$ ) — стабильная отрицательно заряженная частица с зарядом (-1) и массой, в  $\approx 1840$  раз меньшей массы протона.

**Дуализм электрона** — электрон следует рассматривать одновременно и как частицу (корпускулу), и как волну. Волновые свойства электрона преобладают над корпускулярными, поэтому электрон в атоме не имеет, подобно волне, определённой траектории движения.

**Квантовые числа** — энергетические параметры, используемые для определения состояния каждого электрона в атоме.

**Главное квантовое число** ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ) определяет общую энергию электрона и степень его удаления от ядра (номер энергетического уровня).

**Орбитальное** (побочное или азимутальное) **квантовое число**  $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n - 1$  определяет форму атомной орбитали — области наиболее вероятного местонахождения электрона в атоме: **s-орбитали** — орбитали с  $l = 0$ , **p-орбитали** — орбитали с  $l = 1$ , **d-орбитали** — орбитали с  $l = 2$ , **f-орбитали** — орбитали с  $l = 3$ .

**Магнитное квантовое число**  $m$  определяет направление орбитали в пространстве и меняется от  $+l$  до  $-l$ , включая 0.

**Спиновое квантовое число**  $s$  принимает два значения  $+1/2$  и  $-1/2$ , соответствующие двум противоположным направлениям собственного магнитного момента электрона.

**Атомная орбиталь (АО)** — пространство вокруг ядра, где вероятность нахождения электрона будет наибольшей ( $\approx 90\%$ ), которое описывается с помощью совокупности трёх квантовых чисел:  $n$ ,  $l$  и  $m$ .

### Распределение электронов по орбиталям

**Энергетический уровень** содержит электроны с близкими размерами орбиталей.

**Энергетические уровни** нумеруют в порядке их удаления от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

**Максимальное число электронов ( $N$ )** на одном энергетическом уровне равно  $N = 2n^2$ .

**Энергетические уровни** подразделяют на подуровни, число которых равно номеру уровня.

**s-подуровень** — первый подуровень каждого уровня, содержащий **s-орбитали**.

**p-подуровень** — второй подуровень каждого уровня, начиная со второго, который содержит **p-орбитали**.

**d-подуровень** — третий подуровень каждого уровня, начиная с третьего, который содержит **d-орбитали**.

**f-подуровень** — четвертый подуровень каждого уровня, начиная с четвертого, который содержит **f-орбитали**.

**Максимальное число электронов:** на s-подуровне —  $2\bar{e}$ ; на p-подуровне —  $6\bar{e}$ ; на d-подуровне —  $10\bar{e}$ ; на f-подуровне —  $14\bar{e}$ .

**Электронная конфигурация атома** — распределение электронов на энергетических уровнях и подуровнях.

**Электронную конфигурацию атома** условно записывают в виде электронных формул, в которых цифрой указывают номер энергетического уровня, буквами (*s*, *p*, *d*, *f*) — энергетический подуровень и вверху над буквой (в виде степени) — число электронов на этом подуровне.

**Валентные электроны** — химически наиболее активные электроны, участвующие в образовании химической связи по **обменному** (неспаренные электроны) и **донорно-акцепторному** (спаренные электроны) механизмам.

**Основное состояние атома** — энергетическое состояние, при котором все электроны находятся на стационарных орбитах с наименьшей возможной энергией.

**Возбуждённое состояние атома** — состояние с более высокой энергией, чем основное.

**Возбуждение атома** — процесс перехода атома из основного в возбуждённое состояние, которое происходит при получении атомом энергии извне (при поглощении квантов ( $h\nu$ ) энергии).

## **Современная формулировка Периодического закона и современное состояние Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева**

**Периодический закон:** свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра и строения электронных оболочек их атомов. В современной формулировке заключена идея о том, что причиной периодической

повторяемости свойств элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра атома (порядкового или атомного номера), является периодически повторяющееся сходное строение электронных оболочек этих атомов. В настоящее время известно свыше 400 вариантов периодической системы химических элементов, различающихся размещением отдельных групп элементов-аналогов, способом отображения Периодического закона. Так как изменение свойств элементов связано со строением электронных оболочек атомов (ёмкостью электронных уровней, равной 8, 18 и  $32\bar{e}$ ), то отсюда вытекает три основных варианта клеточного изображения системы элементов: 8-клеточный (вариант короткой формы), 18-клеточный (полудлинная таблица) и 32-клеточный (длиннопериодная таблица). Наиболее распространённым является вариант короткой формы, в котором размещены известные на сегодняшний день 118 элементов. Каждый элемент помещён в отведённую ему клетку в строгом соответствии с его порядковым номером ( $Z$ ), равным заряду ядра атома. Там же указана и средняя относительная атомная масса ( $A_r$ ) элемента. Короткая форма Периодической системы состоит из 7 периодов и 8 групп.

**Период** — горизонтальный ряд элементов, который начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом. Только I период начинается неметаллом (водородом). I, II и III периоды называют малыми, а остальные — большими.

**Группы** — вертикальные столбцы элементов, объединённых по проявляемой ими высшей степени окисления в соединениях. Группы в короткопериодном варианте составлены из главной и побочной подгрупп. С этой целью элементы одной из подгрупп смещены влево, а другой — вправо. В главную подгруппу входят элементы малых и больших периодов. Число электронов на внешнем уровне у этих элементов равно номеру группы (кроме He). В побочную подгруппу входят только элементы больших периодов.

## Электронные конфигурации атомов переходных элементов

**Переходные элементы** — химические элементы (металлы), расположенные в побочных подгруппах больших периодов периодической системы. Всего известно 68 переходных элементов, у которых заполняются внутренние  $(n - 1)$   $d$ -оболочки ( $d$ -элементы) или  $(n - 2)$   $f$ -оболочки ( $f$ -элементы). Например, электронная конфигурация атома титана ( ${}_{22}\text{Ti}$  —  $d$ -элемент) будет  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ , а электронная конфигурация атома празеодима ( ${}_{59}\text{Pr}$  —  $f$ -элемент) —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^3 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$ .