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

ЛЕКЦИЯ 1. ТЕМА 1.2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА И СТРОЕНИЕ АТОМА

1. Открытие Периодического закона

К 1860-м годам химии накопился значительный фактический материал: было известно более 60 элементов, изучены их атомные массы (работы Канниццаро упорядочили определение последних), установлена валентность многих элементов. Возникла потребность в систематизации элементов. Предпринимались попытки классификации: триады Дёберейнера (Li–Na–K, Ca–Sr–Ba), «октавы» Ньюлендса, спиральный график Шанкуртуа, таблицы Мейера. Однако ни одна из них не отразила всеобщей закономерности.

Д. И. Менделеев, сопоставляя свойства элементов и их соединений с атомными массами, открыл фундаментальный закон природы. В марте 1869 года он опубликовал сообщение «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве», представив таблицу, в которой элементы были расположены в порядке возрастания атомных масс. Заслуга Менделеева состояла не только в расположении элементов, но и в том, что он рассматривал систему как закон: исправил атомные массы ряда элементов (Be, In, U) на основании их места в системе, изменил валентность (например, для индия), оставил пустые клетки для ещё не открытых элементов и предсказал их свойства.

2. Периодический закон в формулировке Д. И. Менделеева

В оригинальной формулировке закон звучит так: **свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов**.

Позднее В. И. Менделеев и его последователи уточнили формулировку, подчеркнув, что периодическими являются не только свойства простых веществ, но и свойства соединений: оксидов, водородных соединений, кислот и оснований. Именно на этом основании Менделеев дал прогноз: с изменением атомной массы элементы периодически повторяют химические свойства своих аналогов.

3. Периодическая таблица — графическое отображение периодического закона

Периодическая система химических элементов — графическое выражение Периодического закона. В классической форме она представляет собой таблицу, в которой элементы располагаются в порядке возрастания атомных масс (в современной формулировке — зарядов атомных ядер). Строки таблицы называются **периодами**, столбцы — **группами**.

Периоды

Период — горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра, начинающийся со щелочного металла (или водорода) и заканчивающийся инертным газом (гелий — исключение, он завершает первый период).

Периоды делятся на:

- **малые** — первый (H–He, 2 элемента), второй (Li–Ne, 8 элементов), третий (Na–Ar, 8 элементов);
- **большие** — четвёртый (K–Kr, 18 элементов), пятый (Rb–Xe, 18 элементов), шестой (Cs–Rn, 32 элемента, включает лантаноиды — 14 элементов, помещаемых отдельно внизу таблицы), седьмой (Fr–Og, 32 элемента, включает актиноиды).

Первые три периода содержат только s- и p-элементы; в четвёртом и пятом периодах появляются **d-элементы** (переходные металлы); в шестом и седьмом — f-элементы (лантаноиды и актиноиды).

Группы

Группа — вертикальный столбец элементов с одинаковым числом валентных электронов и, следовательно, сходными химическими свойствами. В классической (короткопериодной) форме таблицы выделяют восемь групп, каждая из которых делится на подгруппы:

- **главная (A) подгруппа** — элементы, у которых валентные электроны находятся на внешнем уровне; это s- и p-элементы; в главную подгруппу входят и элементы малых периодов;
- **побочная (B) подгруппа** — d-элементы соответствующих периодов, а также элементы восьмой группы (Fe, Co, Ni и др.).

В современном (длиннопериодном) варианте таблица содержит 18 групп: 1–2 группы — s-элементы, 3–12 — d-элементы (переходные металлы), 13–18 — p-элементы. Восьмую группу составляют инертные газы.

4. Строение атома и периодический закон

Атом — сложная частица

Периодический закон был открыт до выяснения строения атома, и лишь развитие физики XX века раскрыло его физический смысл. **Атом** — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронной оболочки. Ядро содержит **протоны** (заряд +1, масса ≈ 1 а. е. м.) и **нейтроны** (заряд 0, масса ≈ 1 а. е. м.); число протонов в ядре равно атомному номеру элемента и совпадает с числом электронов в нейтральном атоме.

Изотопы

Изотопы — атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (одно число протонов), но разное число нейтронов и, следовательно, разные массовые числа. Например, водород существует в виде трёх изотопов: протий ^{1}H, дейтерий ^{2}H и триторий ^{3}H (радиоактивный). Большинство природных элементов — смеси изотопов, поэтому атомные массы в таблице представляют собой средневзвешенные значения. Существование изотопов объясняет случаи, когда порядок расположения элементов по атомной массе не совпадает с порядком по заряду ядра (теллур и йод, аргон и калий).

5. Строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов

Электроны в атоме распределены по энергетическим уровням (слоям), характеризующимся главным квантовым числом n. Максимальное число электронов на уровне определяется формулой $2n^2$. Электроны заполняют уровни в порядке возрастания энергии.

Первый период (n = 1): водород — $1s^1$, гелий — $1s^2$. Уровень полностью заполнен у гелия, что обусловливает его химическую инертность.

Второй период (n = 2): литий — $1s^2\ 2s^1$, бериллий — $1s^2\ 2s^2$, бор — $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$, углерод — $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$, азот — $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$, кислород — $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$, фтор — $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, неон — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. Электронная конфигурация неона отвечает завершённому октету — устойчивому состоянию.

Третий период (n = 3): конфигурации аналогичны второму периоду: от натрия ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$) до аргона (…$3s^2\ 3p^6$).

Закономерности в пределах периода: заряд ядра увеличивается от 1 до 8 (в малом периоде), радиус атома уменьшается, электроотрицательность и неметаллические свойства усиливаются слева направо; высшая валентность и степень окисления закономерно меняются от +1 до +8 (в группах A-элементов высшая валентность, как правило, равна номеру группы).

6. Особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов

В четвёртом периоде после щелочного металла (калий — $4s^1$) и кальция ($4s^2$) происходит заполнение 3d-подуровня: скандий ($3d^1\ 4s^2$) — цинк ($3d^{10}\ 4s^2$). Это переходные элементы (d-элементы), у которых предпоследний уровень незавершён. Для них характерны переменные степени окисления, образование окрашенных комплексных соединений, магнитные свойства (например, у железа, кобальта, никеля). Внутри ряда d-элементов наблюдаются отклонения от «гладкой» закономерности изменения свойств.

В шестом периоде после заполнения 6s-подуровня (Cs, Ba) заполняется 4f-подуровень (лантаноиды: Ce–Lu), затем — 5d- и 6p-подуровни. В седьмом периоде аналогично заполняется 5f-подуровень (актиноиды). Лантаноиды и актиноиды характеризуются малым различием свойств внутри ряда, что обусловлено постепенным заполнением глубоко расположенного f-подуровня (эффект лантаноидного сжатия — уменьшение радиусов атомов лантаноидов с ростом заряда ядра).

7. Понятие об орбиталях. s-, p- и d-орбитали

Согласно квантово-механической модели, электрон в атоме описывается волновой функцией; область пространства, где вероятность нахождения электрона максимальна, называется **атомной**

орбиталью. Орбитали характеризуются набором квантовых чисел: главное n (энергетический уровень), орбитальное l (форма орбитали: 0 — s, 1 — p, 2 — d, 3 — f), магнитное m (ориентация) и спиновое s (±1/2).

• **s-орбиталь** — сферически симметричная (l = 0); на уровне одна s-орбиталь (вмещает 2 электрона);

• **p-орбитали** — гантелевидные, ориентированные вдоль осей x, y, z (l = 1); на уровне три p-орбитали (вмещают до 6 электронов);

• **d-орбитали** — четырёхлепестковые (l = 2); на уровне пять d-орбиталей (вмещают до 10 электронов).

Порядок заполнения орбиталей определяется правилами Клечковского, принципом Паули (на одной орбитали не может быть более двух электронов с противоположными спинами) и правилом Хунда (заполнение орбиталей с максимальным суммарным спином в пределах подуровня).

8. Электронные конфигурации атомов химических элементов

Электронная конфигурация — запись распределения электронов по орбиталям. Например, для серы: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. Валентные электроны определяют химические свойства элемента и его положение в таблице: номер периода совпадает с числом заполняемых энергетических уровней; для элементов главных подгрупп номер группы равен числу валентных электронов на внешнем уровне (ns + np); для побочных подгрупп — числу валентных d- и s-электронов.

Электронные конфигурации объясняют сходство свойств элементов одной группы: аналоги имеют одинаковое строение внешнего электронного слоя, что и порождает периодичность химических свойств.

9. Современная формулировка периодического закона

С развитием квантовой механики выяснилось, что главной характеристикой атома является не атомная масса, а заряд ядра. **Современная формулировка**: свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента и определяет число электронов в атоме, а следовательно, и строение электронной оболочки. Периодичность свойств (радиусов атомов, ионизационного потенциала, сродства к электрону, электроотрицательности, валентности) объясняется периодическим заполнением электронами орбиталей внешнего слоя при последовательном возрастании заряда ядра.

10. Значение периодического закона и периодической системы

Периодический закон и созданная на его основе таблица являются фундаментом всей химической науки. Их значение состоит в следующем:

1. **Научно-теоретическое.** Закон установил взаимосвязь между элементами, положив конец их разрозненному изучению. Он стал основой атомно-молекулярного учения и квантовой механики атома, позволив предсказать существование элементов (галлий, скандий, германий), открытых позднее и подтвердивших прогнозы Менделеева.
2. **Практическое.** Система служит ориентиром при поиске новых материалов (полупроводники, катализаторы, сверхтяжёлые элементы), в аналитической химии, технологии синтеза веществ.
3. **Мировоззренческое.** Периодический закон выявил всеобщую связь явлений в природе и подтвердил диалектический характер развития материи: количественные изменения (заряд ядра) приводят к качественным изменениям (свойствам элементов). Он стал одной из фундаментальных закономерностей естествознания, объединяющей химию и физику в единую картину мира.