ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

Цель: рассмотреть взаимосвязь состава и электронной структуры атомов химических элементов с их положением в ПСХЭ Д.И. Менделеева, периодичность расположения элементов изменение электронных конфигураций их атомов, отвечающее периодичности изменения их свойств; значение периодического закона для развития науки и диалектико-материального понимания природы.

Оборудование: периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, модели *s*-, *p*-, *d*-орбиталей, таблица распределения электронов по квантовым уровням, схема порядка заполнения электронных орбиталей; формулы определения числа элементов в четных и нечетных периодах ПСХЭ Д.И. Менделеева, таблица «Электронное строение атомов в основном состоянии».

Сведения об элементарных частицах

Частица	Заряд		Масса	
	Кл	Условные единицы	г	а.е.м.
Электрон *e*	$-1{,}6\cdot10^{-19}$	–1	$9{,}1\cdot10^{-28}$	0,00055
Протон *p*	$1{,}6\cdot10^{-19}$	+1	$1{,}67\cdot10^{-24}$	1,007825
Нейтрон *n*	0	0	$1{,}67\cdot10^{-24}$	1,00866

Сходные по составу атомы

A – массовое число,
Z – заряд ядра атома,
N – число нейтронов в ядре,
$A = Z + N$.

Нуклиды	*Z*	*A*	*N*
Изотопы			
$^{20}_{10}Ne$	10	20	10
$^{21}_{10}Ne$	10	21	11
$^{22}_{10}Ne$	10	22	12
$^{234}_{92}U$	92	234	142
$^{235}_{92}U$	92	235	143
$^{238}_{92}U$	92	238	146
Изобары			
$^{40}_{18}Ar$	18	40	22
$^{40}_{19}K$	19	40	21
$^{40}_{20}Ca$	20	40	20
$^{234}_{90}Th$	90	234	144
$^{234}_{91}Pa$	91	234	143
$^{234}_{92}U$	92	234	142
Изотоны			
$^{14}_{6}C$	6	14	8
$^{15}_{7}N$	7	15	8
$^{16}_{8}O$	8	16	8
$^{228}_{88}Ra$	88	228	140
$^{230}_{90}Th$	90	230	140
$^{231}_{91}Pa$	91	231	140

Электронное строение атомов в основном состоянии

Порядковый номер элемента	**Элемент**	**Главное квантовое число**			
		1	**2**	**3**	**4**
		Электронный слой			
		K	**L**	**M**	**N**
		Энергетический подуровень			

		1s	**2s**	**2p**	**3s**	**3p**	**3d**	**4s**	**4p**
		Число электронов на данном уровне							

1 2	H He	1 2							
3 4 5 6 7 8 9 10	Li Be B C N O F Ne	2 2 2 2 2 2 2 2	1 2 2 2 2 2 2 2	 1 2 3 4 5 6					
11 12 13 14 15 16 17 18	Na Mg Al Si P S Cl Ar	2 2 2 2 2 2 2 2	2 2 2 2 2 2 2 2	6 6 6 6 6 6 6 6	1 2 2 2 2 2 2 2	 1 2 3 4 5 6			
19 20 21	K Ca Sc	2 2 2	2 2 2	6 6 6	2 2 2	6 6 6	 1	1 2 2	

Данные о строении ядра и распределении электронов в атомах позволяют рассмотреть ПСХЭ Д.И. Менделеева с фундаментальных физических позиций. Однозначным признаком химического элемента является заряд ядра Z, определяемый числом протонов в ядре и равный порядковому номеру элемента в ПСХЭ. Относительная атомная масса – усредненное значение *Ar* изотопов природной смеси.

Общее число электронов в электронейтральных атомах равно числу протонов в ядре или порядковому номеру элемента. Число энергетических уровней, на которых располагаются электроны в атоме, определяется номером периода. Чем больше номер периода у элемента, тем больше энергетических уровней в его атоме.

Число элементов в периодах можно определить по следующим формулам:

- для нечетных периодов

$L_n = (n + 1)^2/2$

где L_n – число элементов в периоде, n – номер периода;

для четных периодов

$L_n = (n + 2)^2/2$

Задание 1. *Определить число химических элементов в каждом периоде ПСХЭ.*
Задание 2. *Определить число главных и побочных подгрупп в ПСХЭ.*
Задание 3. *Определить (по аналогии с переходными элементами) число лантаноидов и актиноидов, вынесенных в виде самостоятельных рядов вниз периодической системы.*
Задание 4. *Указать и обосновать сходство и различие элементов главной и побочной подгрупп: а) V группы ПСХЭ; б) VI группы ПСХЭ; принадлежность этих элементов к s-, p-, d-, f-типам.*
Задание 5. *Привести конкретные примеры важнейших направлений развития химии на основе периодического закона и системы химических элементов Д.И. Менделеева.*

Практическое использование ряда напряжений

Ряд напряжений используется на практике для сравнительной оценки химической активности металлов в реакциях с водными растворами солей и кислот и для оценки катодных и анодных процессов при электролизе:

- Металлы, стоящие левее, являются более сильными восстановителями, чем металлы, расположенные правее: они вытесняют последние из растворов солей. Например, взаимодействие $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ возможно только в прямом направлении.
- Металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют водород при взаимодействии с водными растворами кислот - неокислителей; наиболее активные металлы (до алюминия включительно) — и при взаимодействии с водой.
- Металлы, стоящие в ряду правее водорода, с водными растворами кислот - неокислителей при обычных условиях не взаимодействуют.
- При электролизе металлы, стоящие правее водорода, выделяются на катоде; восстановление металлов умеренной активности сопровождается выделением водорода; наиболее активные металлы (до алюминия) невозможно при обычных условиях выделить из водных растворов солей.

Электрохимический ряд активности металлов

Eu, Sm, Li, Cs, Rb, K, Ra, Ba, Sr, Ca, Na, Ac, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Gd, Tb, Mg, Y, Dy, Am, Ho, Er, Tm, Lu, Sc, Pu, Th, Np, U, Hf, Be, Al, Ti, Zr, Yb, Mn, V, Nb, Pa, Cr, Zn, Ga, Fe, Cd, In, Tl, Co, Ni, Te, Mo, Sn, Pb, H_2, W, Sb, Bi, Ge, Re,

Cu, Tc, Te, Rh, Po, Hg, Ag, Pd, Os, Ir, Pt, Au

Элементы расположены в порядке возрастания стандартного электродного потенциала.

Электронная конфигурация серы и её возбуждённые состояния

Основное состояние

В основном состоянии электроны занимают орбитали с наименьшей энергией. Для серы (порядковый номер 16) полная электронная конфигурация выглядит так:

S: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

Или в сокращённом виде (используя благородный газ неон для краткости):

[Ne] $3s^2\ 3p^4$

На внешнем (третьем) энергетическом уровне у серы 6 электронов: 2 на s-подуровне и 4 на p-подуровне. В таком состоянии у атома **два неспаренных электрона**, поэтому сера проявляет валентность II (например, в сероводороде H_2S).

Возбуждённые состояния

При поглощении энергии (например, при нагревании или облучении) один или несколько электронов могут перейти на более высокие энергетические уровни — атом переходит в возбуждённое состояние. При этом происходит **распаривание электронов**: спаренные электроны разрываются, и один или два из них занимают свободные орбитали того же или нижележащего уровня.

Для серы возможны два основных возбуждённых состояния:

- **Первое возбуждённое состояние: $3s^2\ 3p^3\ 3d^1$**. В этом состоянии один электрон с 3p-подуровня переходит на 3d-подуровень. В результате на внешнем уровне появляется **четыре неспаренных электрона**, и сера проявляет валентность IV (например, в диоксиде серы SO_2).
- **Второе возбуждённое состояние: $3s^1\ 3p^3\ 3d^2$**. Здесь один электрон с 3s-подуровня (который изначально был спаренным) переходит на 3d-подуровень. В итоге на внешнем уровне возникает **шесть неспаренных электронов**, и валентность серы становится равной VI (как в триоксиде серы SO_3 или в серной кислоте H_2SO_4).

Важное условие: такое возбуждённое состояние возможно именно у серы, потому что у неё есть свободный d-подуровень, куда могут перескакивать

электроны. У элементов второго периода (азот, кислород, фтор), у которых нет d-подуровня, возбуждённое состояние с увеличением валентности энергетически невыгодно и практически не реализуется.

