

Периодический закон

Свойства химических элементов, а также свойства образованных ими веществ, находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Причина периодического подобия химических свойств элементов в периодическом изменении числа электронов на внешнем энергетическом уровне атома. Для главных подгрупп число электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы.

Свойства атомов и веществ определяются совокупностью факторов:

- Зарядами ядер атомов.
- Атомными радиусами.
- Числом электронов на внешнем энергетическом уровне.

Периодическая система – графическое отображение Периодического закона

Группа - вертикальный столбец элементов, атомы которых имеют одинаковое число валентных электронов

Группы делятся на главную и побочную подгруппы. В первых трех периодах содержатся элементы только из главных подгрупп. Начиная с четвертого периода появляется побочная подгруппа. Главная подгруппа включает в себя s- или p-элементы. Обозначается буквой А, например, IA, IIA. Побочная подгруппа включает в себя d-элементы. Обозначается буквой В, например, IIIB, IVB.

В главных подгруппах сверху вниз:

1. Растет заряд ядер атомов.
2. Увеличивается число энергетических уровней.
3. Не изменяется количество электронов на внешнем энергетическом уровне.
4. Увеличивается радиус атома.
5. Уменьшается электроотрицательность.
6. Усиливаются металлические свойства. Ослабляются неметаллические свойства

Период Это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер атомов.

В периоде слева направо:

1. Растет заряд ядер атомов.
2. Не изменяется число энергетических уровней.
3. Увеличивается количество электронов на внешнем энергетическом уровне.
4. Растет сила притяжения электронов к ядру.
5. Уменьшается радиус атома.
6. Увеличивается электроотрицательность.
7. Усиливаются неметаллические свойства. Ослабляются металлические свойства.

Номер периода = Число энергетических уровней, заполненных электронами = Обозначение последнего энергетического уровня

Электроотрицательность (ЭО) -Способность атома смещать на себя электронную плотность (электронное облако, общую электронную пару) других атомов в соединении.

Окислительные свойства – способность атома принимать электроны. Чем выше электроотрицательность, тем выше окислительные свойства.

Восстановительные свойства – способность атома отдавать электроны. Чем ниже электроотрицательность, тем выше восстановительные свойства.

Дополнительные понятия

Энергия ионизации – это наименьшая энергия, которая потребуется для отрыва электрона от атома. Чем ниже энергия ионизации, тем выше восстановительная способность атома.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				2
1	H 1,008 Водород						(H)					He 4,00 Гелий
2	Li 6,94 Литий	Be 9,01 Бериллий	5,61 B Бор	12,01 C Углерод	14,02 N Азот	16,00 O Кислород	19,00 F Фтор					Ne 20,18 Неон
3	Na 22,99 Натрий	Mg 24,31 Магний	26,98 Al Алюминий	28,09 Si Кремний	30,97 P Фосфор	32,06 S Сера	35,45 Cl Хлор					Ar 39,95 Аргон
4	K 39,10 Калий	Ca 40,08 Кальций	Sc 44,96 Скандий	Ti 47,90 Титан	V 50,94 Ванадий	Cr 52,00 Хром	Mn 54,94 Марганец	Fe 55,85 Железо	Co 58,93 Кобальт	Ni 58,69 Никель		Zn 65,38 Цинк
5	63,55 Cu Медь	65,39 Zn Цинк	69,72 Ga Галлий	72,59 Ge Германий	74,92 As Мышьяк	78,96 Se Селен	79,90 Br Бром					Kr 83,80 Криптон
6	87,62 Rb Рубидий	88,91 Sr Стронций	90,92 Y Иттрий	91,22 Zr Цирконий	92,91 Nb Нобий	95,94 Mo Молибден	98,91 Tc Технеций	101,07 Ru Рутений	106,41 Rh Родий	106,42 Pd Палладий		
7	107,87 Ag Серебро	112,41 Cd Кадмий	114,82 In Индий	118,69 Sn Олово	121,75 Sb Сурьма	127,60 Te Теллур	126,90 I Йод					Xe 131,29 Ксенон
8	132,91 Cs Цезий	137,33 Ba Барий	La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафний	Ta 188,95 Тантал	W 180,95 Вольфрам	Re 186,21 Рений	Os 190,2 Осий	Ir 192,22 Иридий	Pt 195,08 Платина		
9	166,90 Au Золото	200,59 Hg Ртуть	204,38 Tl Таллий	207,2 Pb Свинец	208,98 Bi Висмут	209 Po Полоний	210 At Астат					Rn [222] Радон
10	223 Fr [223] Франций	226 Ra [226] Радий	Ac [227] Актиний	Rf [261] Ренорий	Db [262] Дубний	Sg [266] Сигборг	Bh [264] Бергштрейт	Hs [269] Хасеги	Mt [268] Миттермайер	Ds [271] Дарсвальд		
11	280 Rg [280] Рогозинский	285 Cn [285] Коперниций	286 Nh [286] Нихоний	289 Fl [289] Флеровский	290 Mc [290] Московский	292 Lv [292] Ливерморский	294 Ts [294] Теннессон					118 Og [294] Оганессон

Характеристики и свойства элементов 3 периода и образованных ими веществ

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Тип элемента	Металл	Металл	Металл	Неметалл	Неметалл	Неметалл	Неметалл
Число внешних электронов	1	2	3	4	5	6	7
Высшая степень ок-я	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Состав и свойства оксидов	Na ₂ O основный	MgO основный	Al ₂ O ₃ амфотерный	SiO ₂ кислотный	P ₂ O ₅ кислотный	SO ₃ кислотный	Cl ₂ O ₇ кислотный
Состав и свойства гидроксидов	NaOH сильное основание	Mg(OH) ₂ основание средней силы	Al(OH) ₃ амфотерный гидроксид	H ₂ SiO ₃ очень слабая кислота	H ₃ PO ₄ кислота средней силы	H ₂ SO ₄ сильная кислота	HClO ₄ очень сильная кислота
← Усиление основных свойств оксидов и гидроксидов → → Усиление кислотных свойств оксидов и гидроксидов ←							

Изменение свойств водородных соединений неметаллов

Устойчивость увеличивается

Кислотные свойства усиливаются

Восстановительные свойства ионов уменьшаются

2,5	3	3,5	4	Размер атома и электроотрицательность	
CH ₄	NH ₃	H ₂ O Амфотерные свойства	HF	4	Устойчивость уменьшается
SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	3	Кислотность усиливается
1,8	2,1	2,5	HBr	2,8	Восстановительные свойства ионов усиливаются
Не проявляют кислотно-основных свойств	Основные свойства		HI	2,5	
Кислотные свойства					

■ План характеристики химического элемента по его положению в периодической системе

1. Положение элемента в периодической системе (номер элемента, период, группа, подгруппа).
2. Схема строения атома. Электронная конфигурация валентного слоя.
3. Валентные возможности элемента.
4. Возможные и характерные степени окисления элемента.
5. Высший оксид элемента (его формула и характер).
6. Высший гидроксид элемента (его формула и характер).
7. Водородное соединение (его формула).
8. Летучее водородное соединение.