

§ 1. Будова атомів

Атом – це електронейтральна система, що **складається** з позитивно зарядженого **ядра** та негативно зарядженої **електронної оболонки**.

Ядро міститься в центрі атома і має **позитивний заряд**. Майже вся маса атома зосереджена в його ядрі.

Ядро атома **складається** з нуклонів – **протонів** і **нейтронів**.

Протон – це частинка з масою 1 а.о.м. і зарядом +1. Позначення: 1_1p . Верхній індекс означає масу, нижній – заряд. Число протонів визначає заряд ядра і дорівнює порядковому номеру елемента (Z).

Число протонів = Заряд ядра = Порядковий номер елемента

Нейтрон – це електронейтральна частинка з масою 1 а.о.м. Позначення: 1_0n .

Сума числа протонів і нейтронів у ядрі називається **масовим числом (A)**.

Число протонів (z) + Число нейтронів (N) = Масове число (A)

Приклад. Масове число літію 7_3Li дорівнює:

$$\begin{array}{ccccccc} 3 & + & 4 & = & 7 & & \\ \text{число} & & \text{число} & & \text{масове} & & \\ \text{протонів} & & \text{нейтронів} & & \text{число} & & \end{array}$$

Масове число дорівнює відносній атомній масі елемента, округленої до цілого числа.

Приклад. Відносна атомна маса Li дорівнює 6,94. Масове число Li дорівнює 7.

Електронна оболонка атома складається з електронів.

Електрон – це негативно заряджена частинка з масою, яка приблизно у 1840 разів менша за масу протона. Позначення: e^- .

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Число} & = & \text{Число} & = & \text{Заряд} & = & \text{Порядковий номер} \\ \text{електронів} & & \text{протонів} & & \text{ядра} & & \text{елемента} \end{array}$$

Приклад. 7_3Li . Число $e^- = 3$, число $p = 3$, заряд ядра +3, порядковий номер елемента 3.

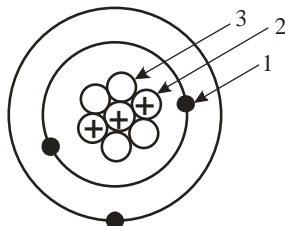


Рисунок 1 – Будова атома Літію:
1 – електрони; 2 – протони; 3 – нейтрони

Приклад. Визначити кількість протонів, нейтронів, електронів у Al.

У періодичній таблиці елементів знаходимо Al. Відносна атомна маса Al дорівнює 26,98, тоді масове число = 27.

Число протонів = порядковому номеру елемента = 13.

Число електронів = число протонів = 13.

Число нейтронів = масове число – число протонів = 27-13=14.

Атоми одного і того елемента можуть мати різні масові числа. Ядра цих елементів містять однакове число протонів і різне число нейтронів.

Різновиди атомів, що мають **однаковий заряд ядра**, але **різні масові числа**, називаються **ізотопами**.

Приклад. $^{16}_8O$, $^{17}_8O$, $^{18}_8O$ - ізотопи Оксигену.

1_1H , 2_1H або D, 3_1H або T - ізотопи Гідрогену.

Ізотопи позначаються символом хімічного елемента з двома індексами ліворуч: верхній показує масове число, нижній – заряд ядра.

A_zX , де x - символ елемента
 A - масове число
 z - порядковий номер елемента (заряд ядра)

масове число → 16
 заряд ядра → 8

Існування ізоотопів пояснює, чому відносні атомні маси – дробні числа.

Відносна атомна маса елемента (A_r) в періодичній системі – це середнє значення атомних мас його ізоотопів з урахуванням їх масових часток у природному елементі.

Формула для розрахунку:

$$A_{r\text{ сep}} = \frac{\omega_1 \cdot A_{r1} + \omega_2 \cdot A_{r2} + \dots + \omega_n \cdot A_{rn}}{\omega_1 + \omega_2 + \dots + \omega_n},$$

де A_{r1} , A_{r2} , A_{rn} - атомні маси ізоотопів елемента,

ω_1 , ω_2 , ω_n - масові частки ізоотопів у елементі.

Приклад. У природному Хлорі міститься 77,4% атомів з $A_r = 35$; 22,6% атомів з $A_r = 37$. Розрахуємо $A_{r\text{ сep}}$

$$A_{r\text{ сep}}(Cl) = \frac{77,4 \cdot 35 + 22,6 \cdot 37}{77,4 + 22,6} = \frac{2709 + 836,2}{100} = 35,452.$$

Ключові слова і терміни

Українські	Англійські	Французькі	Арабські
атом	atom	atome	ذرة
електрон	electron	électron	الإلكترون
електронегативність	electronegativity	electronegativité	كهروسلبية
електронейтральний	electroneutral	électron neutre	كهربائيا
електронна оболонка	electron shell	enveloppe electron	هالة الاكترون
заряд	charge	charge	شحنة

ізо́топ	isotope	isotope	نظير
масова частка	mass number	mass number	عدد الشامل
нейтрон	neutron	neutron	النيوترون
позитивний	positive	positif	ايجابي
порядковий номер	atomic number	numéro de beric	رقم متسلسل
протон	proton	proton	بروتون
ядро	nucleus	noyau	نواة

Запам'ятайте конструкції!

- що складається з чого**
Ядро атома складається з протонів і нейтронів.
- що визначає що**
Число протонів визначає заряд ядра.
- що позначається чим**
Ізотоп позначається символом хімічного елемента з двома індексами ліворуч.

Контрольні запитання

- Що таке атом?
- Які частинки входять до складу: а) атома; б) ядра; в) електронної оболонки?
- Охарактеризуйте протон, нейтрон, електрон (символ, заряд, маса).
- Чим визначається заряд ядра атома?
- Що показує порядковий номер елемента?
- Що таке масове число?
- Як визначити кількість нейтронів?
- Як визначити кількість електронів?
- Що таке ізо́топи? Як позначаються ізо́топи?

Завдання для самостійної роботи

- Атоми складаються з трьох видів частинок: протонів, нейтронів і ...
а) молекул; б) електронів; в) ядер; г) іонів.
- Ядро атома містить ...
а) електрони; в) протони і електрони;
б) протони і нейтрони; г) нейтрони і електрони.
- Заряд нейтрона ...
а) 0; б) +1; в) -1; г) +2.
- Вкажіть заряд електрона ...
а) -1; б) +1; в) 0; г) -2.
- Вкажіть елементарну частинку з найменшою масою
а) протон; б) нейтрон; в) електрон.
- Атом якого з елементів має заряд ядра +8?
а) Неон; б) Нітроген; в) Ферум; г) Оксиген.

7. Протонів в ядрі ізотопу ${}^{24}_{12}Mg$...
а) 12; б) 13; в) 24; г) 5.
8. Нейтронів в ядрі ізотопу ${}^{15}_7N$...
а) 7; б) 8; в) 14; г) 15.
9. Відносна атомна маса нейтрона дорівнює ...
а) $\frac{1}{1840}$ а.о.м.; б) 0; в) 1 а.о.м.; г) 5 а.о.м.
10. Чим відрізняються між собою атоми ізотопів ${}^{40}_{19}K$ і ${}^{39}_{19}K$?
а) масою; в) кількістю нейтронів;
б) кількістю електронів; г) кількістю протонів.
11. Скільки електронів, протонів та нейтронів має атом елемента з порядковим номером 9?
12. Знайдіть масове число елемента з порядковим номером 8 і числом нейтронів у ядрі, що дорівнює 9?
13. На скільки більше нейтронів має ядро Хлору ${}^{37}_{17}Cl$, ніж ядро Оксигену ${}^{17}_8O$?
14. Масове число елемента дорівнює 108. Кількість електронів у ньому 47. Скільки нейтронів міститься в ядрі цього атома?
15. Ядро атома деякого елемента містить 32 нейтрони, його масове число дорівнює 59. Який це елемент?
16. Деякий елемент складається з 90% ізотопу з масовим числом 20 і 10% ізотопу з масовим числом 22. Розрахуйте відносну атомну масу його елемента.
17. Елемент Купрум складається з ізотопів: 54,6% ${}^{64}_{29}Cu$ і 45,4% ${}^{63}_{29}Cu$. Розрахуйте відносну атомну масу Cu .
18. Елемент Магній складається з 79% ізотопів ${}^{24}_{12}Mg$, 10% ${}^{25}_{12}Mg$ і 11% ${}^{26}_{12}Mg$. Розрахуйте відносну атомну масу Mg .

§ 2. Квантово-механічна модель атома. Квантові числа. Атомна орбіталь. Типи атомних орбіталей

Згідно із квантово-механічною теорією електрон має двоїсту природу – властивості частинки та хвилі. Подібно до частинки електрон має певні масу і заряд. У той самий час електрон, що рухається, виявляє хвильові властивості, наприклад, здатність утворювати дифракцію та інтерференцію.

Електрон у атомі можна уявити як хмару з певною густиною негативного електричного заряду в певному об'ємі простору навколо ядра (рис. 2).

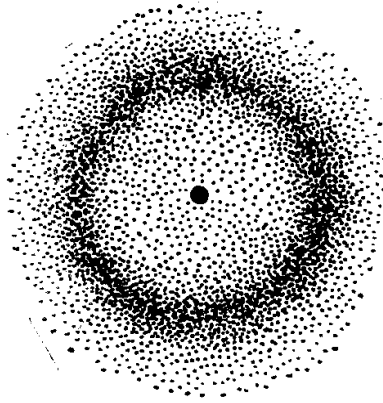


Рисунок 2– Електронна хмара

Простір навколо ядра, в якому **найімовірніше перебування електрона**, називається **орбіталлю**.

Атомну орбіталь і стан електрона в атомі можна описати за допомогою набору **квантових чисел**: **головного n** (n), **побічного L** (l), **магнітного m** (m), **спінового s** (s).

Головне квантове число n визначає **загальну енергію електрона** в атомі та **розміри орбіталі**.

Для атома в нормальному (основному) стані головне квантове число **n** набуває цілочислових значень від 1 до 7. Для атома у збудженому стані **n** може набувати значення від 1 до нескінченності.

Стан електрона, який характеризується певним значенням головного квантового числа, називається **енергетичним рівнем** електрона в атомі. Для позначення енергетичних рівнів використовують латинські букви:

Головне квантове число	1	2	3	4	5	6	7	...
Енергетичні рівні	K	L	M	N	O	P	Q	...

Можна сказати: перший енергетичний рівень або K-рівень, другий енергетичний рівень або L-рівень.

Орбітальне (азимутальне, побічне) **квантове число L** характеризує **енергію електрона** на енергетичному **підрівні** і визначає **форму орбіталі**.

Орбітальне квантове число може набувати цілочислових значень від 0 до $(n-1)$. $L=0, 1, 2, \dots (n-1)$.

Кожному значенню L відповідає певний підрівень, який позначається латинською буквою:

Орбітальне квантове число L	0	1	2	3
Позначення енергетичного підрівня	s	p	d	f

Для певного значення головного квантового числа **n** орбітальне квантове число **L** може мати n значень, тобто

кількість підрівнів на будь-якому енергетичному рівні **дорівнює номеру** цього **рівня**.

Головне квантове число n	Орбітальне квантове число L	Позначення енергетичного підрівня L	Число енергетичних підрівнів	Позначення енергетичного рівня
1	0	s	1	1s
2	0, 1	s, p	2	2s2p
3	0, 1, 2	s, p, d	3	3s3p3d
4	0, 1, 2, 3	s, p, d, f	4	4s4p4d4f

Орбітальне квантове число визначає форму орбіталей:

s-орбіталі мають форму кулі (сфери), p-орбіталі – гантелі, d-орбіталі – пелюсткову форму, f-орбіталі – більш складну форму (рис. 3).

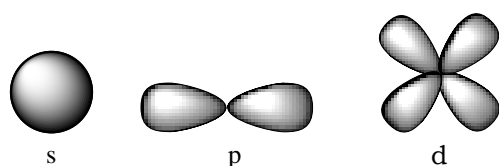


Рисунок 3 – Форма s-, p- і d-орбіталей

Приклад. $3s^2$ (читаємо «три ес два») показує, що в атомі є 2 електрони з $n=3$ (перебувають на третьому енергетичному рівні) і $L=0$ (орбіталь має форму сфери).

Магнітне квантове число m визначає **орієнтацію орбіталі** у просторі.

Магнітне квантове число може набувати таких значень: 0, ± 1 , ± 2 , ..., $\pm L$. Число значень залежить від орбітального квантового числа L і дорівнює $(2L+1)$:

Орбітальне квантове число L	Магнітне квантове число m	Кількість орбіталей за даним значенням L
0 (s-підрівень)	0	1
1 (p-підрівень)	-1, 0, +1	3
2 (d-підрівень)	-2, -1, 0, +1, +2	5
3 (f-підрівень)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

При $L=0$ $m=0$. Це означає, що s-орбіталь має одну орієнтацію щодо трьох осей координат. p-Орбіталі мають три орієнтації у просторі – за координатними осями x , y , z , d-орбіталі – п'ять, f-орбіталі – сім орієнтацій (рис. 4).

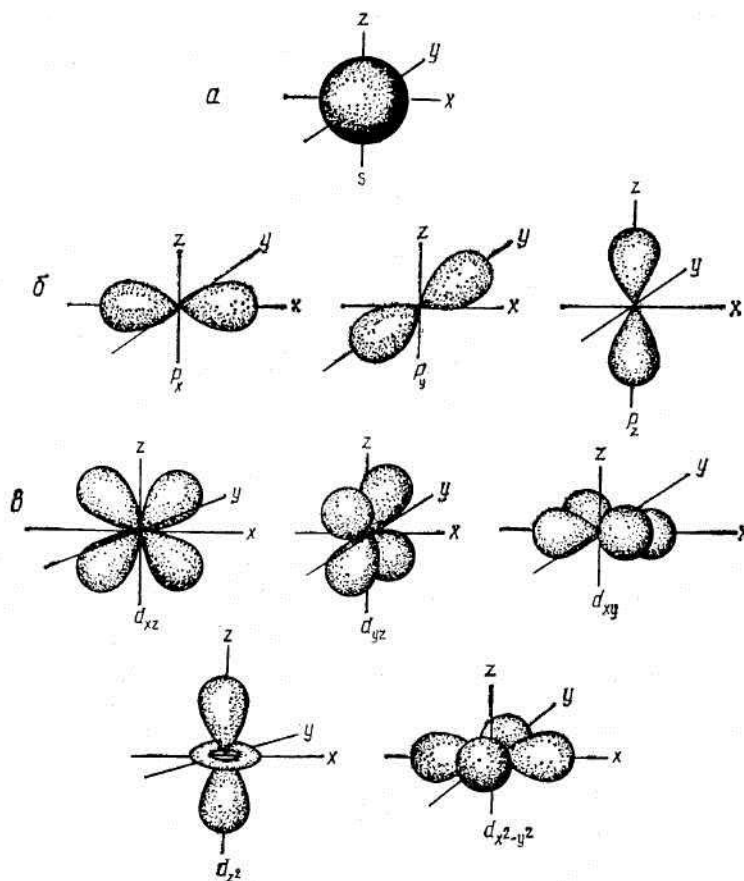


Рисунок 4 – Форма і просторова орієнтація орбіталей:
 а – s-орбіталей; б – p-орбіталей; в – d-орбіталей

Кожну орбіталь іноді зображують як енергетичну (або квантову) комірку у вигляді квадрата

Орбіталі s-підрівня

Орбіталі p-підрівня

Орбіталі d-підрівня

Орбіталі f-підрівня

Число енергетичних комірок дорівнює числу орбіталей на даному енергетичному підрівні або **числу значень магнітного квантового числа**.

Спінове квантове число s характеризує **власний магнітний момент електрона**.


Спінове квантове число може мати тільки два значення: $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$. Спін зображують протилежно напрямленими стрілками:





Спіни електронів, напрямлені в один бік, називаються паралельними, а у протилежні боки – антипаралельними.

Таким чином, кожен електрон в атомі характеризується чотирма квантовими числами. Три з них – n , l , m – характеризують орбіталь, на якій перебуває електрон, четверте s – власний магнітний момент електрона. Зв'язок між трьома квантовими числами n , l і m показано в таблиці 1.

Таблиця 1 – Зв'язок між квантовими числами

Енергетичний рівень n	Підрівень		Магнітне квантове число		Число орбіталей	
	Значення l	Позначення	Значення m	Схематичне зображення орбіталей	на підрівні $(2L+1)$	на рівні n^2
1	0	1s	0		1	1
2	0	2s	0		1	4
	1	2p	-1,0,+1		3	
3	0	3s	0		1	9
	1	3p	-1,0,+1		3	
	2	3d	-2,-1,0,+1,+2		5	
4	0	4s	0		1	16
	1	4p	-1,0,+1		3	
	2	4d	-2,-1,0,+1,+2		5	
	3	4f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3		7	

Атомну орбіталь схематично зображують у вигляді квадрата  або риски – . Енергетичний стан електрона позначають схематично у вигляді стрілок:  або $\uparrow\downarrow$.

Ключові слова і терміни

Українські	Англійські	Французькі	Арабські
антипаралельні	antiparallel (opposite directions)	antiparallele	مضاد التوازي
електронна хмара	electron cloud		سحابة الكتلون
енергетичний рівень	energy level		
збуджений стан	excited state		حالة الارق
квантові числа: • головне (n) • побічне (l) (орбітальне) • магнітне (m) • спіні (s)	quantum numbers: • principal (n) • subsidiary (l) (azimuthal) • magnetic (m) • spin (s)		أعداد الكم: • الرئيسية • كوك (المدار) • المغناطيسي • زيادة ونقصان
квантово-механічна	quantum-mechanical		الكمية الميكانيكية
комірка	electron-in-boxes	cellule	الخلية
нормальний (основний) стан	normal (ground) state	normal état	الحالة (المنتظمة) الاعتيادية
орієнтація у просторі	spatial orientation		التوجه في الفضاء
паралельні	parallel	parallèle	موازي
підрівень	sub-level	niveau	طبقة ثانوية
хвиля	wave	vague	موجة

Запам'ятайте конструкції!

- 1) **що виявляє що**
Електрон *виявляє* хвильові властивості.
- 2) **що визначає що**
Головне квантове число *визначає* загальну енергію електрона в атомі та розміри орбіталі.
- 3) **що набуває що**
Головне квантове число *набуває* цілочислових значень від 1 до 7.
- 4) **для позначення чого використовують що**
Для *позначення* енергетичних рівнів використовують латинські букви.
- 5) **що характеризує що**
Спінове квантове число *s* *характеризує* власний магнітний момент електрона.
- 6) **що зображують як**
Спін *зображують* протилежно спрямованими стрілками.

Контрольні запитання

1. Яку природу має електрон?
2. У вигляді чого можна уявити електрон у атомі?
3. Що таке орбіталь?
4. Які квантові числа ви знаєте?
5. Що характеризує: а) головне квантове число; б) орбітальне; в) магнітне; г) спінове?
6. Яких значень набуває головне квантове число для атома в основному і збудженому станах?
7. Що таке енергетичні рівні? Як вони позначаються?
8. Яких значень набуває орбітальне квантове число?
9. Як позначаються енергетичні підрівні?
10. Які форми мають s-, p-, d- і f-орбіталі? Як графічно позначаються орбіталі?
11. Яких значень набуває магнітне квантове число?
12. Яких значень набуває спінове квантове число?
13. Які електрони називаються електронами з паралельними спінами, а які – з антипаралельними?

§ 3. Послідовність заповнення електронами орбіталей, енергетичних підрівнів, рівнів

Заповнення електронами орбіталей, енергетичних підрівнів, рівнів відбувається за трьома правилами: 1) принципом Паулі; б) принципом найменшої енергії (правила Клечковського); 3) правилом Хунда.

Принцип Паулі (заборона Паулі)

В атомі не може бути двох або більше електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

За принципом Паулі можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні.

1. **Одну орбіталь можуть займати не більше ніж два електрони** з антипаралельними спінами: $\uparrow\downarrow$.

2. Максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні дорівнює $2(2L+1)$.

Отже, на **s-підрівні** ($L=0$) може максимально перебувати $2(2\cdot 0+1)=2$ електрони, на **p-підрівні** ($L=1$) – $2(2\cdot 1+1)=6$, на **d-підрівні** ($L=2$) – $2(2\cdot 2+1)=10$, на **f-підрівні** ($L=3$) – $2(2\cdot 3+1)=14$ електронів.

3. Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні дорівнює $2n^2$.

Отже, на **першому** енергетичному рівні ($n=1$) – $2\cdot 1^2=2$ електрони, на **другому** ($n=2$) – $2\cdot 2^2=8$, на **третьому** ($n=3$) – $2\cdot 3^2=18$, на **четвертому** ($n=4$) – $2\cdot 4^2=32$ електрони (табл. 2).

Таблиця 2 – Розрахунок кількості підрівнів, орбіталей та електронів на енергетичних рівнях

Енергетичний рівень n	Підрівень		Магнітне квантове число m	Число орбіталей		Число електронів	
	Значення L	Позначення		на підрівні $(2L+1)$	на рівні n^2	на підрівні $2(2L+1)$	на рівні $2n^2$
1	0	s	0	1	1	$2(1s^2)$	2
2	0	s	0	1	4	$2(2s^2)$	8
	1	p	-1,0,+1	3		$6(2p^6)$	
3	0	s	0	1	9	$2(3s^2)$	18
	1	p	-1,0,+1	3		$6(3p^6)$	
	2	d	-2,-1,0,+1,+2	5		$10(3d^{10})$	
4	0	s	0	1	16	$2(4s^2)$	32
	1	p	-1,0,+1	3		$6(4p^6)$	
	2	d	-2,-1,0,+1,+2	5		$10(4d^{10})$	
	3	f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7		$14(4f^{14})$	

Принцип найменшої енергії

Згідно із **принципом найменшої енергії спочатку заповнюються підрівні з меншою енергією.**

Енергія електрона залежить від значення двох квантових чисел n і L . В.М. Ключковський установив, що **спочатку заповнюються підрівні, в яких сума головного і орбітального квантових чисел ($n+L$) є найменшою. Якщо сума $n+L$ кількох різних підрівнів однакова, то нижчу енергію має підрівень з меншим значенням n .**

Приклад. Визначимо послідовність заповнення підрівнів 2s, 2p і 3s. Для них суми головного і орбітального квантових чисел дорівнюють:

$$2s: n+L = 2+0 = 2;$$

$$2p: n+L = 2+1 = 3;$$

$$3s: n+L = 3+0 = 3.$$

Згідно з правилом Клечковського спочатку заповнюється 2s-підрівень, для якого сума $n+L$ менша, за ним 2p-підрівень, а потім 3s. 2p підрівень має таку саму суму $n+L$, що і 3s, але характеризується меншим значенням n .

Можна вивести послідовність, у якій підрівні розміщуються в порядку зростання енергії (шкала енергії) (таблиця 3, рис.5).

Для близьких за енергією підрівнів (4s і 3d, 5s і 4d, 4f і 5d, 5f і 6d) можуть спостерігатися відхилення від наведеної послідовності. При цьому один (іноді два) електрон займає підрівень, розміщений праворуч у наведеному ряді. Це явище має назву «провалу» (проскакування) електрона.

Таблиця 3 – Шкала енергії

Підрівні	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d
$n+L$	1+0 1	2+0 2	2+1 3	3+0 3	3+1 4	4+0 4	3+2 5	4+1 5	5+0 5	4+2 6
Підрівні	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d	7p	
$n+L$	5+1 6	6+0 6	4+3 7	5+2 7	6+1 7	7+0 7	5+3 8	6+2 8	7+1 8	

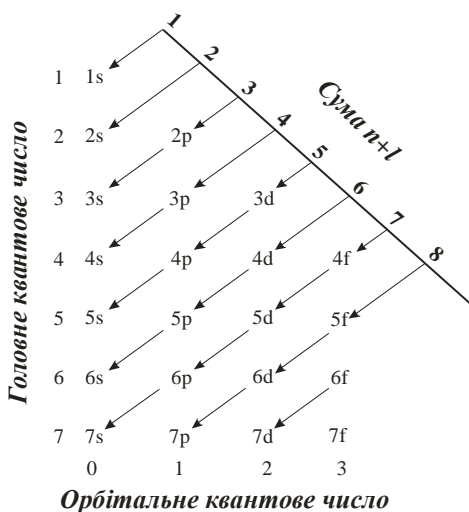


Рисунок 5 – Заповнення енергетичних підрівнів у атомі

Правило Хунда

Електрони на орбіталях одного підрівня розподіляються так, щоб їхнє сумарне спінове число S було максимальним.

Наприклад, якщо на p-підрівні перебувають два електрони, можна припустити такі їхні стани:

а) $\uparrow\uparrow\ \square\ \square$ $S=+1/2+1/2=1$; а) $\uparrow\downarrow\ \square\ \square$ $S=+1/2+(-1/2)=0$; а) $\uparrow\ \downarrow\ \square\ \square$ $S=+1/2+(-1/2)=0$.

Таким чином, відповідно до правила Хунда, найстійкішим буде стан «а», коли електрони в межах підрівня розміщуються на різних орбіталях і мають однаковий спін.

Ключові слова і терміни

Українські	Англійські	Французькі	Арабські
принцип найменшої енергії	aufbau principle		مبدأ الطاقة الأدنى
принцип Паулі	Pauli's exclusions principle		مبدأ باولي

Контрольні запитання

1. Яка максимальна кількість електронів на одній орбіталі?
2. Сформулюйте принцип Паулі.
3. Як визначити максимальну кількість електронів на енергетичному підрівні, рівні?
4. Сформулюйте принцип найменшої енергії.
5. За яким правилом розподіляються електрони на одному підрівні?

Завдання для самостійної роботи

1. Що визначається за допомогою формули $2(2L+1)$:
 - а) кількість енергетичних рівнів;
 - б) кількість енергетичних підрівнів;
 - в) кількість значень орбітального квантового числа;
 - г) максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні.
2. Що визначається за допомогою формули $2n^2$:
 - а) кількість значень головного квантового числа;
 - б) кількість енергетичних рівнів у атомі;
 - в) максимальна кількість електронів на енергетичному рівні;
 - г) максимальна кількість електронів у атомі.
3. Яка максимальна кількість електронів на другому енергетичному рівні:
 - а) 8; б) 2; в) 18; г) 32.
4. Яка максимальна кількість електронів на d-підрівні:
 - а) 2; б) 10; в) 14; г) 6.
5. У якому випадку розміщення трьох d-електронів показано правильно:
 - а) $\uparrow\uparrow\downarrow\ \square\ \square$; а) $\uparrow\uparrow\uparrow\ \square\ \square$; а) $\uparrow\downarrow\uparrow\ \square\ \square$; а) $\uparrow\downarrow\uparrow\ \square\ \square$.
6. Зобразіть квантові комірки p- і d-підрівнів, які містять по три, п'ять і шість електронів.

§ 4. Електронні конфігурації атомів і електронні схеми

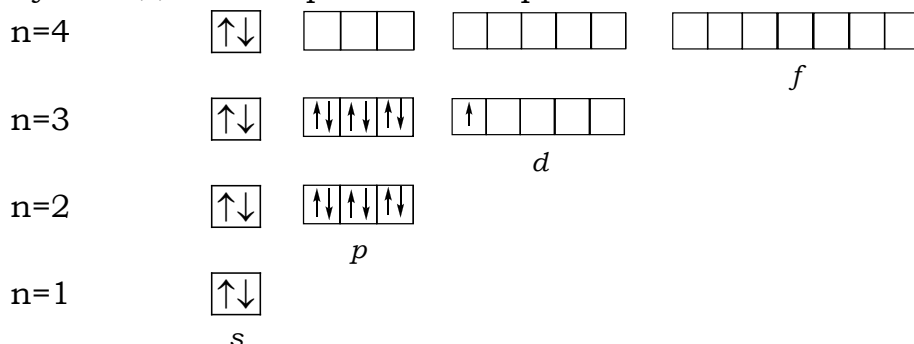
Електронні конфігурації атомів – це умовне зображення розподілу електронів по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях.

Приклад. $1s^1$ – це електронна конфігурація атома Гідрогену, H, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ – атома Скандію (Sc).

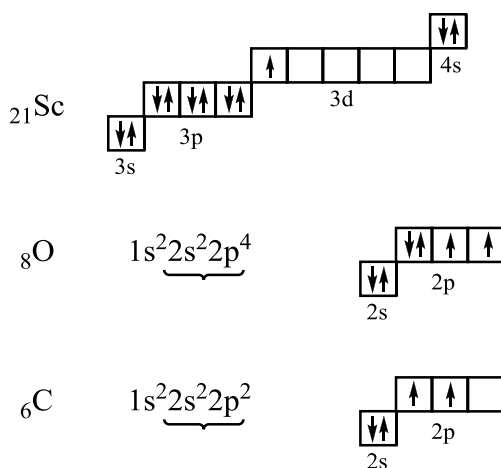
Велика цифра показує номер енергетичного рівня (головне квантове число n). Літери s, p, d, f означають форму орбіталі, або енергетичний підрівень. Маленька цифра над літерою праворуч показує число електронів на цьому підрівні. Конфігурація $1s^1$ показує, що електронна оболонка атома Гідрогену складається з одного електрона на s-підрівні першого енергетичного рівня. Можна також скласти електронну схему, яка показує розміщення електронів по орбіталях (енергетичних комірках) $\boxed{\uparrow}$.

Конфігурація $1s^1 \underbrace{2s^2 2p^6}_2 \underbrace{3s^2 3p^6 3d^1}_3 4s^2$ показує, що електронна оболонка атома

Скандію містить два електрони на s-підрівні першого енергетичного рівня, два електрони – на s-підрівні та шість електронів – на p-підрівні другого енергетичного рівня, тобто вісім електронів на другому рівні, два електрони на s-підрівні, шість електронів на p-підрівні, один електрон на d-підрівні третього енергетичного рівня, тобто дев'ять електронів на третьому енергетичному рівні та два електрони на s-підрівні четвертого енергетичного рівня. При складанні електронної схеми енергетичні рівні і підрівні розміщують у послідовності зростання енергії.



Для спрощення на електронних схемах зазначають лише неповністю заповнені енергетичні рівні:



Залежно від того, який підрівень заповнюється електронами, всі елементи діляться на s-, p-, d- і f-елементи.

Елементи, в атомах яких **заповнюється s-підрівень** зовнішнього енергетичного рівня, називаються **s-елементами**.

Елементи, в атомах яких **заповнюється p-підрівень** зовнішнього енергетичного рівня, називаються **p-елементами**.

Елементи, в атомах яких **заповнюються d-підрівні** другого іззовні енергетичного рівня, називаються **d-елементами**.

Елементи, в атомах яких **заповнюються f-підрівні** третього іззовні рівня, називаються **f-елементами**.

Ключові слова і терміни

Українські	Англійські	Французькі	Арабські
електронна конфігурація атома	electronic configuration of an atom		التوزيع الإلكتروني

Контрольні запитання

1. Що таке електронна конфігурація атома?
2. Які елементи називаються: а) s-елементами; б) p-елементами; в) d-елементами; г) f-елементами.

Завдання для самостійної роботи

1. Яка електронна конфігурація відповідає атому Br.
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^2 4d^5$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^2 4d^4$.
2. Складіть електронні конфігурації для атомів елементів з порядковими номерами: а) 5; б) 7; в) 9; г) 12; д) 16; е) 21; є) 23; ж) 30.
3. Останній електрон атома елемента описується такими квантовими числами: $n=4$, $L=1$, $m=0$, $S=+1/2$. Який це елемент:
а) Ga; б) Ti; в) Ge; г) Ca.
4. Останній електрон атома елемента описується такими квантовими числами: $n=3$, $L=2$, $m=-1$, $S=-1/2$. Який це елемент:
а) Fe; б) Co; в) Ni; г) Na.
5. Останній електрон в атомі деякого елемента описується такими квантовими числами:
а) $n=3$, $L=1$, $m=-1$, $S=-1/2$;
б) $n=2$, $L=0$, $m=0$, $S=+1/2$;
в) $n=3$, $L=2$, $m=+2$, $S=+1/2$;
г) $n=3$, $L=0$, $m=0$, $S=+1/2$;
д) $n=3$, $L=0$, $m=0$, $S=-1/2$.
Складіть електронну конфігурацію кожного елемента.

§ 5. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і періодична система елементів

У 1869 р. Д.І. Менделєєв сформулював періодичний закон: **властивості простих речовин, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від атомної ваги елементів.**

Сучасне визначення періодичного закону: **властивості хімічних елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від заряду їх ядер.**

Періодична система є графічним виразом періодичного закону.

Періодична система елементів складається з 7 періодів і 8 груп.

Період – це горизонтальний послідовний ряд елементів, в атомах яких електрони заповнюють однакову кількість енергетичних рівнів.

$$\text{номер періоду} = \text{номер зовнішнього рівня} = \text{кількість заповнених енергетичних рівнів}$$

Приклад. Кальцій має електронну конфігурацію $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. За електронною конфігурацією атома можна визначити, що Кальцій знаходиться у четвертому періоді: число енергетичних рівнів у електронній оболонці = 4, номер зовнішнього енергетичного рівня = 4.

Перші три періоди називаються **малими**. Елементи, розміщені в них, називаються **типовими**.

Четвертий – сьомий періоди називаються **великими**. Сьомий період – незавершений.

Група – це вертикальний стовпчик елементів. Група складається із двох підгруп: головної (А) і побічної (В).

Головна підгрупа – це підгрупа елементів малих і великих періодів, що мають однакову конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня і подібні хімічні властивості.

$$\text{номер головної підгрупи} = \text{кількість зовнішніх електронів}$$

Приклад. Сульфур S ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) містить на зовнішньому енергетичному рівні 6 електронів, належить до головної підгрупи шостої групи (p-елемент).

Побічна підгрупа – це підгрупа елементів великих періодів, що мають однакову кількість електронів на зовнішньому і другому іззовні енергетичному рівнях.

Усі елементи побічних підгруп належать до d-родин. Ці елементи іноді називають **перехідними металами**.

Приклад. Хром Cr ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^5 4s^1$) містить на зовнішньому і другому іззовні енергетичних рівнях 6 електронів, належить до побічної підгрупи шостої групи (d-елемент).

Елементи з однаковою конфігурацією зовнішнього енергетичного рівня називаються **елементами-аналогами**.

Приклад. Усі лужні метали мають одну й ту саму зовнішню електронну конфігурацію ns^1 , де n - номер періоду.

Лужні метали (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) утворюють головну підгрупу першої групи ІА. Це елементи – аналоги.

Cu, Ag, Au ($\dots nd^{10} ns^1$) утворюють побічну підгрупу першої групи – ІВ.

За місцем положення елемента у періодичній системі можна одержати таку інформацію:

1. Порядковий номер показує заряд ядра (кількість протонів), кількість електронів у електронній оболонці.
2. Номер періоду показує кількість енергетичних рівнів.
3. Номер групи показує найвищий ступінь окиснення елемента, число електронів на валентних підрівнях. Номер групи для головної підгрупи показує кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, для побічної підгрупи – кількість електронів на зовнішньому та передостанньому енергетичних рівнях (валентні електрони).

Число елементів у періоді відповідає числу електронів, які можуть розміститися на підрівнях, що заповнюються в даному періоді. Так, у першому періоді заповнюється електронами $1s$ -підрівень. Максимальне число s-електронів = 2. Перший період містить два елементи (H, He).

У елементів другого періоду заповнюються $2s$ - і $2p$ -підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів становить вісім ($2+6=8$). Другий період містить вісім елементів (від Li до Ne).

У елементів третього періоду заповнюються $3s$ - і $3p$ -підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів – вісім. Третій період має вісім елементів ($Na - Ar$).

Аналогічно визначається число елементів і в інших періодах (таблиця 4).

Таблиця 4 – Заповнення електронами валентних підрівнів та кількість елементів у періодах

Номер періоду	Валентні підрівні	Кількість елементів у періоді	З них			
			s-елементів	p-елементів	d-елементів	f-елементів
1	1s ²	2	2	---	---	---
2	2s ² 2p ⁶	8	2	6	---	---
3	3s ² 3p ⁶	8	2	6	---	---
4	4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	18	2	6	10	---
5	5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	18	2	6	10	---
6	6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶	32	2	6	10	14
7	7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ⁶	32	2	6	10	14

Особливе місце в періодичній системі належить f-елементам. Вони з'являються в шостому (4f-елементи) і сьомому (5f-елементи) періодах. Коли заповнюється 4f-підрівень, електрони розміщуються на четвертому енергетичному рівні, який іззовні є третім. Зовнішній рівень і передостанній залишаються незмінними. Внаслідок цього хімічні властивості 4f-елементів дуже близькі між собою. Тому всі ці елементи об'єднують у сімейство лантаноїдів. 5f-елементи об'єднані у сімейство актиноїдів. Ці елементи винесені з періодичної системи і розміщені в горизонтальний ряд під нею.

Ключові слова і терміни

Українські	Англійські	Французькі	Арабські
головна підгрупа	main group		رئيسية فرعية
група	group	groupe	مجموعة
період	period	période	فترة
побічна підгрупа	side subgroup (transition elements)		سلبية فرعية

Контрольні запитання

- Сформулюйте періодичний закон Д.І. Менделєєва.
- Виберіть сучасне формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва:
 - властивості елементів і утворених ними простих і складних сполук перебувають в періодичній залежності від електронних конфігурацій атомів;
 - електронна будова атомів і властивості елементів, які від неї залежать, перебувають у періодичній залежності від атомних мас елементів;
 - властивості елементів і утворених ними простих та складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду їх атомних ядер.

3. Яку будову має періодична система?
4. Що таке період? Чому періоди містять різну кількість елементів?
5. Які періоди називаються малими, великими?
6. Що таке група?
7. Які елементи знаходяться у головних підгрупах I і II груп періодичної системи:
 - а) s- і p-; б) s- і d-; в) s-; г) p- .
8. Що показує номер періоду, номер групи?
9. Що таке елементи-аналоги? Чи є повними електронними аналогами такі елементи: O і S, S і Se, Mn і Te?

§ 6. Залежність хімічних властивостей елементів від електронної будови їх атомів

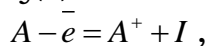
Хімічні властивості елементів залежать від будови їх атомів та положення в періодичній системі.

Під час хімічних реакцій відбувається перебудова електронних оболонок атомів. У хімічних реакціях беруть участь головним чином електрони зовнішнього енергетичного рівня. Максимально заповнені електронами енергетичні рівні найбільш стабільні.

Енергетичні рівні та підрівні, повністю заповнені електронами, називаються **завершеними**.

Атоми інертних елементів (*He, Ne, Ar, Kr, Xe*) мають завершені зовнішні енергетичні рівні. Вони не вступають у хімічні реакції (за винятком *Xe*). У атомів усіх інших хімічних елементів зовнішні енергетичні рівні незавершені. *Хімічні властивості елемента зумовлюються здатністю його атома віддавати або приєднувати електрони*. Ці властивості характеризуються енергією іонізації, спорідненістю до електрона і електронегативністю.

Енергія іонізації (I) – це мінімальна **енергія**, необхідна для **відриву електрона** від незбудженого **атома**.



де *A* - атом; \bar{e} - електрон; A^+ - йон (катіон); *I* - енергія іонізації.

Йони – це заряджені частинки, що утворюються з атомів у результаті відриву або приєднання електронів. Позитивно заряджені йони називаються катіонами, негативно заряджені – аніонами.

Енергія іонізації вимірюється у кДж/моль чи еВ/атом (електрон-вольт на атом). **Величина енергії іонізації характеризує металічні властивості елемента**. Чим менше значення *I*, тим вищі металічні властивості. Лужні метали мають найнижчі значення енергії іонізації (рис. 5).

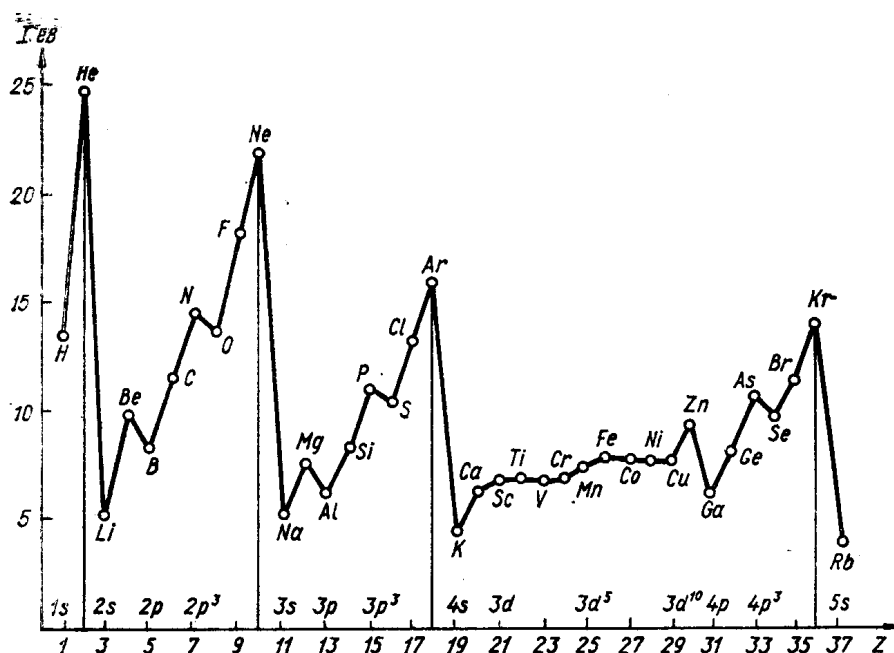
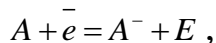


Рисунок 5 – Залежність енергії іонізації I атома від порядкового номера Z елемента

Енергія іонізації залежить від величини заряду ядра, відстані між ядром і зовнішнім електроном, електронної конфігурації атома. Можна сказати, що величина енергії іонізації залежить від положення елемента в періодичній системі. Енергія відриву першого електрона від атома залежно від порядкового номера елемента змінюється періодично (рис. 5).

Спорідненість до електрона (E) – це енергія, яка виділяється (інколи-поглинається) в результаті приєднання електрона до нейтрального атома:



де A^- - негативно заряджений йон (аніон); E - енергія спорідненості з електроном.

Спорідненість до електрона вимірюють в кДж/моль чи еВ/атом. **E використовують для порівняння неметалічних властивостей елементів.** Найбільшу спорідненість з електроном мають атоми, яким до завершення зовнішнього енергетичного рівня бракує одного або двох електронів (табл. 5). Таким чином, найбільшу E мають р-елементи сьомої групи (F, Cl, Br, I), а найменшу – атоми з конфігураціями s^2 (Be, Mg), s^2p^6 (Ne, Ar) або s^2p^3 (N, P) (атоми із завершеними або напівзаповненими енергетичними рівнями).

Таблиця 5 – Значення енергії спорідненості до електрона у елементів II періоду

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Зовнішній енергетичний рівень	2s ¹	2s ²	2s ² 2p ¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁶
Енергія спорідненості з електроном, еВ	0,5	0,6	0,2	1,2	-0,1	1,5	3,6	-0,6

Однозарядні аніони Берилію, Нітрогену і Неону нестійкі, для приєднання електронів до атомів цих елементів необхідно затратити енергію.

Електронегативність – це здатність атома даного елемента притягувати до себе спільні електронні пари. Позначення: **EH**.

Електронегативність елемента визначають як півсуму енергії іонізації і спорідненості з електроном:

$$EH = \frac{1}{2}(I + E).$$

Ця величина вимірюється в кДж/моль чи еВ/атом.

У періоді електронегативність елементів зростає із збільшенням порядкового номера елемента. Найменше значення електронегативності мають s-елементи першої групи, а найбільші – р-елементи сьомої групи. У групі (головній підгрупі) електронегативність зменшується із зростанням порядкового номера елемента. Найбільш електронегативний елемент – це Флуор F.

За зростанням електронегативності хімічні елементи можна розмістити в такій послідовності:

Rb 0,8	K 0,8	Na 0,9	Li 1,0	Sr 1,0	Ca 1,0	Mg 1,2	Be 1,5	In 1,7	Al 1,5	Sn 1,8	Ga 1,6	Sb 1,9	Si 1,9
B 2,0	As 2,0	H 2,1	Te 2,1	P 2,1	C 2,5	Se 2,4	I 2,5	S 2,6	Br 2,8	Cl 3,0	N 3,07	O 3,5	F 4,0

Розглянемо, як змінюється будова атомів і хімічні властивості елементів третього періоду (табл. 6).

Таблиця 6 – Деякі властивості елементів третього періоду

Електронна родина	s-Елементи		p-Елементи					
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Символ елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Група	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Заряд ядра	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17	+18
Електронна конфігурація	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p³	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p⁴	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p⁵	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p⁶
Атомний радіус, нм	0,189	0,160	0,143	0,118	0,110	0,102	0,099	0,154
Енергія іонізації, еВ	5,14	7,64	5,98	8,15	10,49	10,36	13,01	15,75
Спорідненість до електрона, еВ	0,3	-0,2	0,2	1,8	0,8	2,1	3,6	-0,4

Атом кожного елемента цього періоду має три енергетичні рівні. Будова двох перших енергетичних рівнів однакова ($1s^22s^22p^6$), а третього, зовнішнього, різна. Зі збільшенням заряду ядер атомів елементів у періоді кількість енергетичних рівнів однакова, кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні зростає. Притягання зовнішніх електронів до ядра посилюється, атомні радіуси зменшуються, енергія іонізації та спорідненість до електрона збільшується. Відхилення у Mg, P та Ar пояснюються підвищеною стабільністю заповнених 3s-підрівня у Mg, 3p-підрівня у Ar та напівзаповненого 3p-підрівня у P. У періоді неметалічні властивості посилюються, металічні властивості послаблюються.

Третій період починається лужним металом Na. За ним знаходиться другий типовий метал – Mg. Al проявляє амфотерні властивості. Від Na до Al металічні властивості слабшають. Елементи Si, P, S, Cl – неметали. Неметалічні властивості посилюються від Si до Cl. Хлор – типовий неметал. Період закінчується інертним елементом – Ar.

Такі зміни властивостей елементів спостерігаються в усіх періодах. У великих періодах металічні властивості послаблюються повільніше, ніж у малих. Це пояснюється тим, що великі періоди містять d- або f-елементи.

Таким чином, хімічні властивості елементів змінюються періодично зі зміною їх порядкового номера та будови зовнішніх енергетичних рівнів.

Розглянемо, як змінюються властивості у елементів головної підгрупи першої групи (IA-підгрупи) (табл. 7).

Таблиця 7 – Деякі властивості елементів головної підгрупи першої групи

Елементи	Номер періоду	Заряд ядра	Електронна конфігурація	Атомний радіус, нм	Енергія іонізації, еВ	Електро-негативність
Li	II	+3	$1s^22s^1$	0,155	5,39	1,0
Na	III	+11	$1s^22s^22p^63s^1$	0,189	5,14	0,9
K	IV	+19	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$	0,236	4,34	0,8
Rb	IV	+37	$\dots3s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^1$	0,248	4,18	0,8
Cs	VI	+55	$\dots4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^1$	0,268	3,89	0,7
Fr	VII	+81	$\dots4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^67s^1$	0,280	3,83	0,8

Елементи однієї підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня та подібні хімічні властивості. У групі зі збільшенням заряду ядра зростає кількість енергетичних рівнів (їх число дорівнює номеру періоду), збільшуються атомні радіуси, але кількість електронів на останньому енергетичному рівні однакова. При цьому притягання зовнішніх електронів до ядра послаблюється, енергія іонізації зменшується. Тому в головних

підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента їх металічні властивості посилюються, а неметалічні – послаблюються.

Зміну властивостей елементів у періодах і групах схематично можна зобразити:

Властивість	Зміни	
	у головних підгрупах	у періодах
Порядковий номер елемента	збільшується ↓	збільшується →
Заряд ядра	збільшується ↓	збільшується →
Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні	однакова	збільшується →
Кількість енергетичних рівнів	збільшується ↓	однакова
Радіуси атомів	збільшується ↓	зменшуються →
Металічні властивості	посилюються ↓	послаблюються →
Неметалічні властивості	послаблюються ↓	посилюються →
Електронегативність	зменшуються ↓	збільшується →

Таким чином, періодичне повторення однакових електронних конфігурацій зовнішнього енергетичного рівня зумовлює періодичні зміни властивостей елементів.

Ключові слова і терміни

Українські	Англійські	Французькі	Арабські
енергія іонізації	ionization energy	energie ionisation	تأين الطاقة
спорідненість до електрона	electron affinity		تقارب مع الإلكترون
електронегативність	electronegativity	electronegativité	كهروسلبية

Запам'ятайте конструкцію!

Що залежить від чого

Хімічні властивості залежать від будови їх атомів.

Контрольні запитання

2. Які енергетичні рівні називаються завершеними?
3. Атоми яких елементів мають завершені енергетичні рівні?
4. Що таке енергія іонізації?
5. Що таке спорідненість з електроном?
6. Що таке електронегативність?
7. Як змінюються властивості елементів: а) у головних підгрупах; б) у періодах?
8. Чому властивості елементів змінюються періодично?

Завдання для самостійної роботи

1. Якими елементами починаються і закінчуються II-VI періоди періодичної системи:
 - а) лужні та інертні;
 - в) неметалічні та галогени;

- б) лужноземельні та інертні; г) лужні та галогени.
2. Як змінюються властивості при збільшенні порядкового номера елемента у головній підгрупі періодичної системи:
- збільшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні;
 - зменшується радіус атома;
 - збільшується радіус атома;
 - зменшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.
3. Дайте характеристику елементів: а) Na; б) P; в) Fe; г) Ca; д) C за місцем їх положення у періодичній системі. Використовуйте план:
- Положення елемента у періодичній системі (№ періоду, № групи, головна чи побічна підгрупа).
 - Будова атома (заряд ядра атома, кількість електронів, протонів, нейтронів).
 - Електронна будова атома (кількість енергетичних рівнів у атомі, кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні; чи завершений він).
 - Характеристика елемента як простої речовини (метал чи неметал).

Зразок відповіді а):

- Na знаходиться у третьому періоді, першій групі, головній підгрупі.
- Заряд ядра Na дорівнює 11, $\bar{e}=11$, протонів=11, нейтронів 23-11=12.
- Електронна конфігурація Na: $1s^2 \underbrace{2s^2 2p^6}_2 3s^1$. У атома три енергетичних рівні, на зовнішньому енергетичному рівні один \bar{e} ; зовнішній енергетичний рівень незавершений.
- Na – типовий метал.

§ 7. Значення періодичного закону і періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва

Періодичний закон є одним з основних законів природи. Він показав взаємозв'язок хімічних елементів. Періодична система – це природна класифікація всіх хімічних елементів.

Важливе значення періодичного закону та періодичної системи полягає у передбаченні існування нових елементів. Закономірності періодичної зміни властивостей елементів використовуються в сучасній хімії, різноманітних технологіях.

§ 1. Строение атомов

Атом – это электронейтральная система, **состоящая** из положительно заряженного **ядра** и отрицательно заряженной **электронной оболочки**.

Ядро расположено в центре атома и имеет **положительный заряд**. Почти вся масса атома сосредоточена в его ядре.

Ядро атома **состоит** из нуклонов – **протонов** и **нейтронов**.

Протон – это частица с массой 1 а.е.м. и зарядом +1. Обозначение: 1_1p . Верхний индекс обозначает массу, нижний – заряд. Число протонов определяет заряд ядра и равно порядковому номеру элемента (Z).

Число протонов = Заряд ядра = Порядковый номер элемента

Нейтрон – это электронейтральная частица с массой 1 а.е.м. Обозначение: 1_0n .

Сумма числа протонов и нейтронов в ядре называется **массовым числом (A)**.

Число протонов (Z) + Число нейтронов (N) = Массовое число (A)

Пример. Массовое число лития 7_3Li равно:

$$\begin{array}{ccccccc} 3 & + & 4 & = & 7 & & \\ \text{число} & & \text{число} & & \text{массовое} & & \\ \text{протонов} & & \text{нейтронов} & & \text{число} & & \end{array}$$

Массовое число равно относительной атомной массе элемента, округленной до целого числа.

Пример. Относительная атомная масса Li равна 6,94. Массовое число Li равно 7.

Электронная оболочка атома состоит из электронов.

Электрон – это отрицательно заряженная частица, масса которой приблизительно в 1840 раз меньше массы протона. Обозначение: \bar{e} .

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Число} & & \text{Число} & & \text{Заряд} & & \text{Порядковый номер} \\ \text{электронов} & = & \text{протонов} & = & \text{ядра} & = & \text{элемента} \end{array}$$

Пример. 7_3Li . Число $\bar{e}=3$, число $p=3$, заряд ядра +3, порядковый номер элемента 3.

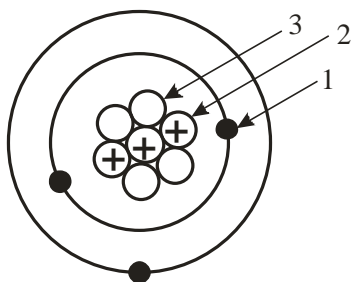


Рисунок 1 – Строение атома лития:
1 – электроны; 2 – протоны; 3 – нейтроны

Пример. Определить количество протонов, нейтронов, электронов у Al .

В периодической таблице элементов находим Al . Относительная атомная масса Al равна 26,98, тогда массовое число = 27.

Число протонов = порядковому номеру элемента = 13.

Число электронов = числу протонов = 13.

Число нейтронов = массовое число – число протонов = 27-13=14.

Атомы одного и того же элемента могут иметь разные массовые числа. Ядра этих элементов содержат одинаковое число протонов и разное число нейтронов.

Разновидности атомов, имеющие **одинаковый заряд ядра**, но **разные массовые числа**, называются **изотопами**.

Пример. $^{16}_8O$, $^{17}_8O$, $^{18}_8O$ – изотопы кислорода.

1_1H , 2_1H или D , 3_1H или T – изотопы водорода.

Изотопы обозначают символом химического элемента с двумя индексами слева: верхний показывает массовое число, нижний – заряд ядра.

A_zX , где x – символ элемента
 A – массовое число
 z – порядковый номер элемента (заряд ядра)

массовое число → 16
заряд ядра → 8

Существование изотопов объясняет, почему относительные атомные массы – дробные числа.

Относительная атомная масса элемента (A_r) в периодической системе – это среднее значение атомных масс его изотопов с учетом их массовых долей в природном элементе.

Формула для расчета:

$$A_{r \text{ сред}} = \frac{\omega_1 \cdot A_{r1} + \omega_2 \cdot A_{r2} + \dots + \omega_n \cdot A_{rn}}{\omega_1 + \omega_2 + \dots + \omega_n},$$

где A_{r1} , A_{r2} , A_{rn} – атомные массы изотопов элемента;

ω_1 , ω_2 , ω_n – массовые доли изотопов в элементе.

Пример. В хлоре содержится 77,4% атомов с $A_r = 35$; 22,6% атомов с $A_r = 37$. Рассчитаем $A_{r \text{ сред}}$.

$$A_{r \text{ сред}}(Cl) = \frac{77,4 \cdot 35 + 22,6 \cdot 37}{77,4 + 22,6} = \frac{2709 + 836,2}{100} = 35,452.$$

Ключевые слова и термины

Русские	Английские	Французские	Арабские
атом	atom	atome	ذرة
заряд	charge	charge	شحنة
изотоп	isotope	isotope	نظير
массовое доля	mass number	mass number	عدد الشامل
нейтрон	neutron	neutron	النيوترون
положительный	positive	positif	ايجابي
порядковый номер	atomic number	numéro de beric	رقم متسلسل
протон	proton	proton	بروتون
электрон	electron	électron	الإلكترون
электронейтральный	electroneutral	électron neutre	كهربائيا
электронная оболочка	electron shell	envelope electron	هالة الاكترون
электронный слой	electron layer	envelope electronique	طبقة الالكترон
ядро	nucleus	noyau	نواة

Запомните конструкции!

- 1) **что состоит из чего**
Ядро атома *состоит* из протонов и нейтронов.
- 2) **что определяет что**
Число протонов *определяет* заряд ядра.
- 3) **что обозначается чем**
Изотоп *обозначается* символом химического элемента с двумя индексами.

Контрольные вопросы

1. Что такое атом?
2. Какие частицы входят в состав: а) атома; б) ядра; в) электронной оболочки?
3. Охарактеризуйте протон, нейтрон, электрон (символ, заряд, масса).
4. Чем определяется заряд ядра атома?
5. Что показывает порядковый номер элемента?
6. Что такое массовое число?
7. Как определить количество нейтронов?
8. Как определить количество электронов?
9. Что такое изотопы? Как обозначают изотопы?

Задания для самостоятельной работы

1. Атомы состоят из трех видов частиц: протонов, нейтронов и ...
а) молекул; б) электронов; в) ядер; г) ионов.
2. Ядро атома содержит ...
а) электроны; в) протоны и электроны;
б) протоны и нейтроны; г) нейтроны и электроны.

3. Заряд нейтрона ...
а) 0; б) +1; в) -1; г) +2.
4. Укажите заряд электрона:
а) -1; б) +1; в) 0; г) -2.
5. Укажите элементарную частицу с наименьшей массой:
а) протон; б) нейтрон; в) электрон.
6. Атом какого из элементов имеет заряд ядра +8?
а) неон; б) азот; в) железо; г) кислород.
7. Протонов в ядре изотопа ${}_{12}^{24}\text{Mg}$...
а) 12; б) 13; в) 24; г) 5.
8. Нейтронов в ядре изотопа ${}_{7}^{15}\text{N}$...
а) 7; б) 8; в) 14; г) 15.
9. Относительная атомная масса нейтрона равна ...
а) $\frac{1}{1840}$ а.е.м.; б) 0; в) 1 а.е.м.; г) 5 а.е.м.
10. Чем отличаются между собой атомы изотопов ${}_{19}^{40}\text{K}$ и ${}_{19}^{39}\text{K}$?
а) массой; в) количеством нейтронов;
б) количеством электронов; г) количеством протонов.
11. Сколько электронов, протонов и нейтронов имеет атом элемента с порядковым номером 9?
12. Найдите массовое число элемента с порядковым номером 8 и числом нейтронов в ядре, равным 9?
13. На сколько больше нейтронов имеет ядро хлора ${}_{17}^{37}\text{Cl}$, чем ядро кислорода ${}_{8}^{17}\text{O}$?
14. Массовое число элемента равно 108. Количество электронов в нем 47. Сколько нейтронов содержится в ядре этого атома?
15. Ядро атома некоторого элемента содержит 32 нейтрона, его массовое число равно 59. Какой это элемент?
16. Некоторый элемент состоит из 90% изотопа с массовым числом 20 и 10% изотопа с массовым числом 22. Рассчитайте относительную атомную массу этого элемента.
17. Элемент меди состоит из изотопов: 54,6% ${}_{29}^{64}\text{Cu}$ и 45,4% ${}_{29}^{63}\text{Cu}$. Рассчитайте относительную атомную массу Cu .
18. Элемент магний состоит из 79% изотопа ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, 10% - ${}_{12}^{25}\text{Mg}$ и 11% - ${}_{12}^{26}\text{Mg}$. Рассчитайте относительную атомную массу Mg .

§ 2. Квантово-механическая модель атома.

Квантовые числа. Атомная орбиталь.

Типы атомных орбиталей

Согласно квантово-механической теории электрон имеет двойственную природу: он проявляет свойства частицы и волны. Подобно частице электрон имеет массу и заряд. В то же время электрон, который находится в постоянном движении, проявляет волновые свойства, например, способность образовывать дифракцию и интерференцию.

В атоме быстро движущийся электрон может находиться в любой части пространства, окружающего ядро. Различные положения электрона с определенной плотностью отрицательного заряда в каждой точке называются **электронным облаком** (рис. 2).

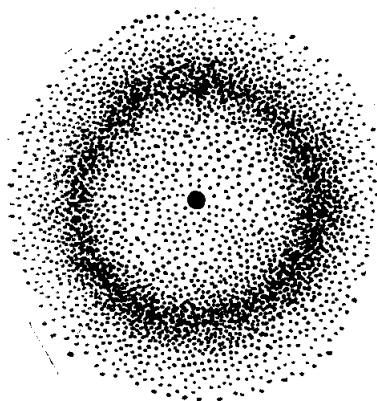


Рисунок 2– Электронное облако

Пространство вокруг ядра, в котором **наиболее вероятно нахождение электрона**, называется **орбиталью**.

Электронная орбиталь = Атомная орбиталь

Орбитали отличаются одна от другой энергией, формой, ориентацией в пространстве.

Атомную орбиталь и состояние электрона в атоме характеризуют четырьмя **квантовыми числами**: **главным n** (эн), **побочным L** (эль), **магнитным m** (эм), **спиновым s** (эс).

Главное квантовое число n определяет общую энергию электрона в атоме и размеры орбитали.

Для атома в нормальном (основном) состоянии главное квантовое число **n** имеет целочисленные значения от 1 до 7. Для атома в возбужденном состоянии **n** может иметь значение от 1 до бесконечности.

Состояние электрона, которое характеризуется определенным значением главного квантового числа, называется

энергетическим уровнем электрона в атоме. Для обозначения энергетических уровней используют латинские буквы:

Главное квантовое число	1	2	3	4	5	6	7	...
Энергетические уровни	K	L	M	N	O	P	Q	...

Можно сказать: первый энергетический уровень, или K-уровень, второй энергетический уровень, или L-уровень.

Орбитальное (азимутальное, побочное) **квантовое число L** характеризует **энергию электрона** на энергетическом **подуровне** и определяет **форму орбитали**.

Орбитальное квантовое число может иметь целочисленные значения от 0 до $(n-1)$. $L=0, 1, 2, \dots (n-1)$.

Каждому значению L отвечает определенный **подуровень**, который обозначается латинской буквой:

Орбитальное квантовое число L	0	1	2	3
Обозначение энергетического подуровня	s	p	d	f

Для определенного значения главного квантового числа n орбитальное квантовое число L может иметь n значений, то есть **количество подуровней** на любом энергетическом уровне **равно номеру** этого **уровня**.

Главное квантовое число n	Орбитальное квантовое число L	Обозначение энергетического подуровня L	Число энергетических подуровней	Обозначение энергетического уровня
1	0	s	1	1s
2	0, 1	s, p	2	2s2p
3	0, 1, 2	s, p, d	3	3s3p3d
4	0, 1, 2, 3	s, p, d, f	4	4s4p4d4f

Орбитальное квантовое число определяет форму орбиталей:

s-орбитали имеют форму сферы; p-орбитали – объемной восьмерки; d-орбитали – лепестковую форму; f-орбитали – более сложную форму (рис. 3).

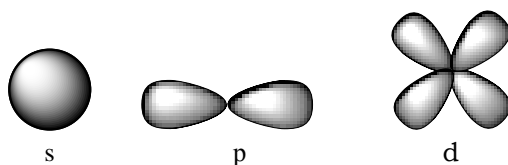


Рисунок 3 – Форма s-, p- и d-орбиталей

Пример. $3s^2$ (читаем «три эс два») показывает, что в атоме есть 2 электрона с $n=3$ (находятся на третьем энергетическом уровне) и $L=0$ (орбиталь имеет форму сферы).

Магнитное квантовое число t определяет ориентацию орбитали в пространстве.

Магнитное квантовое число может принимать такие значения: $0 \pm 1 \pm 2 \dots \pm L$. Число значений зависит от орбитального квантового числа L и равно $(2L+1)$:

Орбитальное квантовое число L	Магнитное квантовое число m	Количество орбиталей поданному значению L
0 (s-подуровень)	0	1
1 (p-подуровень)	-1, 0 +1	3
2 (d-подуровень)	-2, -1, 0 +1 +2	5
3 (f-подуровень)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

При $L=0$ $m=0$. Это означает, что s-орбиталь имеет одну ориентацию относительно трех осей координат. p-Орбитали имеют три ориентации в пространстве – относительно осей x , y , z , d-орбитали – пять, f-орбитали – семь ориентаций (рис. 4).

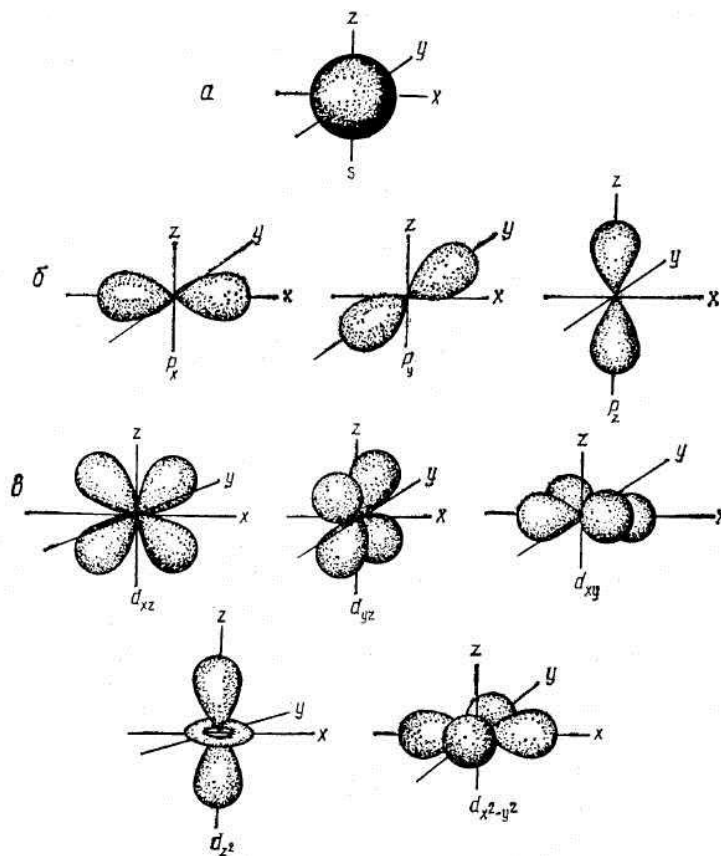


Рисунок 4 – Форма и пространственная ориентация орбиталей:
 а – s-орбиталей; б – p-орбиталей; в – d-орбиталей

Каждую орбиталь иногда изображают как энергетическую (или квантовую) ячейку в виде квадрата

Орбитали s-подуровня

Орбитали p-подуровня

Орбитали d-подуровня

Орбитали f-подуровня

Число энергетических ячеек равно числу орбиталей на данном энергетическом подуровне или **числу значений магнитного квантового числа.**

Спиновое квантовое число s характеризует собственный магнитный момент электрона.

Спиновое квантовое число может иметь только два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Спин изображают противоположно направленными стрелками:



Спины электронов, направленные в одну сторону, называются **параллельными**, а в противоположные стороны – **антипараллельными**.

Таким образом, каждый электрон в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами. Три из них – n, L, m – характеризуют орбиталь, на которой находится электрон, четвертое s – собственный магнитный момент электрона. Связь между тремя квантовыми числами n, L и m показана в таблице 1.

Таблица 1 – Связь между квантовыми числами

Энергетический уровень n	Подуровень		Магнитное квантовое число		Число орбиталей	
	Значение L	Обозначение	Значение m	Схематическое изображение орбитали	на подуровне (2L+1)	на уровне n ²
1	0	1s	0	□	1	1
2	0	2s	0	□	1	4
	1	2p	-1,0,+1	□ □ □	3	
3	0	3s	0	□	1	9
	1	3p	-1,0,+1	□ □ □	3	
	2	3d	-2, -1,0,+1,+2	□ □ □ □ □	5	
4	0	4s	0	□	1	16
	1	4p	-1,0,+1	□ □ □	3	
	2	4d	-2, -1,0,+1,+2	□ □ □ □ □	5	
	3	4f	-3, -2, -1,0,+1,+2,+3	□ □ □ □ □ □ □	7	

Атомную орбиталь схематически изображают в виде квадрата □ или черточки – . Энергетическое состояние электрона изображают схематически в виде стрелок: $\uparrow\downarrow$ или $\uparrow\uparrow$.

Ключевые слова и термины

Русские	Английские	Французские	Арабские
антипараллельные	antiparallel (opposite directions)	antiparallele	مضاد التوازي
возбужденное состояние	excited state		حالة الارق
волна	wave	vague	موجة
квантово-механическая	quantum-mechanical		الكمية الميكانيكية

квантовые числа: • главное • побочное (орбитальное) • магнитное • спин	quantum numbers: • principal (n) • subsidiary (l) (azmuthal) • magnetic (m) • spin (s)		أعداد الكم : • الرئيسية • كوك (المدار) • المغناطيسي • زيادة ونقصان
нормальное (основное) состояние	normal (ground) state	normal état	الحالة (المنتظمة) الاعتيادية
ориентация в пространстве	spatial orientation		التوجه في الفضاء
параллельные	parallel	paralléle	موازي
подуровень	sub-level	niveau	طبقة ثانوية
электронное облако	electron cloud		سحابة الكترون
энергетический уровень	energy level		
ячейка	electron-in-boxes	cellule	الخلية

Запомните конструкции!

- 1) **что проявляет что**
Электрон *проявляет* волновые свойства.
- 2) **что определяет что**
Главное квантовое число *определяет* общую энергию электрона в атоме и размеры орбитали.
- 3) **для обозначения чего используют что**
Для обозначения энергетических уровней используют латинские буквы.
- 4) **что характеризует что**
Спиновое квантовое число *s* *характеризует* собственный магнитный момент электрона.
- 5) **что изображают как**
Спин *изображают* противоположно направленными стрелками.

Контрольные вопросы

1. Какую природу имеет электрон?
2. В виде чего можно представить электрон в атоме?
3. Что такое орбиталь?
4. Какие квантовые числа вы знаете?
5. Что характеризует: а) главное квантовое число; б) орбитальное; в) магнитное; г) спиновое?
6. Какие значения имеет главное квантовое число в атоме в основном и возбужденном состояниях?
7. Что такое энергетические уровни? Как они обозначаются?
8. Какие значения имеет орбитальное квантовое число?
9. Как обозначаются энергетические подуровни?

10. Какие формы имеют s-, p-, d- и f-орбитали? Как графически изображаются орбитали?
11. Какие значения имеет магнитное квантовое число?
12. Какие значения имеет спиновое квантовое число?
13. Какие электроны называются электронами с параллельными спинами, а какие – с антипараллельными?

§ 3. Последовательность заполнения электронами орбиталей, энергетических подуровней, уровней

Заполнение электронами орбиталей, энергетических подуровней, уровней происходит по трем правилам: 1) принципу Паули; 2) принципу наименьшей энергии (правила Клечковского); 3) правилу Гунда.

Принцип Паули (запрет Паули)

В атоме не может быть двух или больше электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.

По принципу Паули можно рассчитать максимальное число электронов на орбитале, подуровне, уровне.

1. ***Одну орбиталь могут занимать не более чем два электрона*** с антипараллельными спинами: $\uparrow\downarrow$.
2. Максимальное количество электронов на энергетическом подуровне равно **$2(2L+1)$** .

Следовательно, на ***s-подуровне*** ($L=0$) может максимально находиться $2(2 \cdot 0 + 1) = 2$ электрона, на ***p-подуровне*** ($L=1$) – $2(2 \cdot 1 + 1) = 6$, на ***d-подуровне*** ($L=2$) – $2(2 \cdot 2 + 1) = 10$, на ***f-подуровне*** ($L=3$) – $2(2 \cdot 3 + 1) = 14$ электронов.

3. Максимальное количество электронов на энергетическом уровне равно **$2n^2$** .

Следовательно, на ***первом*** энергетическом уровне ($n=1$) – $2 \cdot 1^2 = 2$ электрона, на ***втором*** ($n=2$) – $2 \cdot 2^2 = 8$, на ***третьем*** ($n=3$) – $2 \cdot 3^2 = 18$, на ***четвертом*** ($n=4$) – $2 \cdot 4^2 = 32$ электрона (табл. 2).

Таблица 2 – Расчет количества подуровней, орбиталей и электронов на энергетических уровнях

Энергетический уровень n	Подуровень		Магнитное квантовое число m	Число орбиталей		Число электронов	
	Значение L	Обозначение		на подуровне $(2L+1)$	на уровне n^2	на подуровне $2 \cdot (2L+1)$	на уровне $2n^2$
1	0	s	0	1	1	$2(1s^2)$	2
2	0	s	0	1 } 3 }	4	$2(2s^2)$ $6(2p^6)$	8
	1	p	-1,0,+1				
3	0	s	0	1 } 3 } 5 }	9	$2(3s^2)$ $6(3p^6)$ $10(3d^{10})$	18
	1	p	-1,0,+1				
	2	d	-2,-1,0,+1,+2				
4	0	s	0	1 } 3 } 5 } 7 }	16	$2(4s^2)$ $6(4p^6)$ $10(4d^{10})$ $14(4f^{14})$	32
	1	p	-1,0,+1				
	2	d	-2,-1,0,+1,+2				
	3	f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3				

Принцип наименьшей энергии

Согласно **принципу наименьшей энергии сначала заполняются подуровни с меньшей энергией.**

Энергия электрона зависит от значения двух квантовых чисел n и L . В.М. Клечковский установил, что **сначала заполняются подуровни, в которых сумма главного и орбитального квантовых чисел ($n+L$) является наименьшей. Если сумма $n+L$ нескольких разных подуровней одинаковая, то меньшую энергию имеет подуровень с меньшим значением n .**

Пример. Определим последовательность заполнения подуровней 2s, 2p и 3s. Для них суммы главного и орбитального квантовых чисел равны:

$$2s: n+L = 2+0 = 2;$$

$$2p: n+L = 2+1 = 3;$$

$$3s: n+L = 3+0 = 3.$$

Согласно правилу Клечковского сначала заполняется 2s-подуровень, для которого сумма $n+L$ меньше, за ним 2p-подуровень, а затем 3s. 2p-подуровень имеет такую же сумму $n+L$, что и 3s, но характеризуется меньшим значением n .

Можно вывести последовательность, в которой подуровни размещаются в порядке возрастания энергии (шкала энергии) (таблица 3, рис.5).

Для близких по энергии подуровней (4s и 3d, 5s и 4d, 4f и 5d, 5f и 6d) могут наблюдаться отклонения от приведенной последовательности. При этом один (иногда два) электрон занимает подуровень, размещенный справа в приведенном ряду. Это явление имеет название «провала» (проскока) электрона.

Таблица 3 – Шкала энергии

Подуровни	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d
n+L	1+0 1	2+0 2	2+1 3	3+0 3	3+1 4	4+0 4	3+2 5	4+1 5	5+0 5	4+2 6

Подуровни	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d	7p	
n+L	5+1 6	6+0 6	4+3 7	5+2 7	6+1 7	7+0 7	5+3 8	6+2 8	7+1 8	

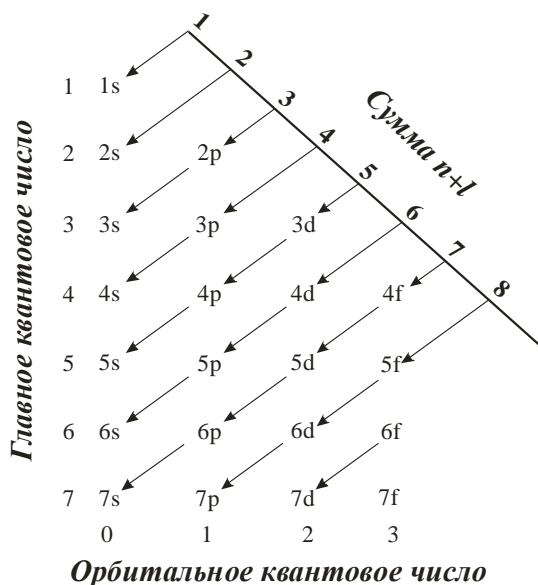


Рисунок 5 – Заполнение энергетических подуровней в атоме

Правило Хунда

Электроны на орбиталях одного подуровня распределяются так, чтобы их суммарное спиновое число *s* было максимальным.

Например, если на p-подуровне находятся два электрона, можно допустить такие их состояния:

а) $\uparrow \uparrow \square$ $S=+1/2+1/2=1$; б) $\uparrow \downarrow \square$ $S=+1/2+(-1/2)=0$; в) $\uparrow \downarrow \square$ $S=+1/2+(-1/2)=0$.

Таким образом, соответственно правилу Хунда самым устойчивым будет состояние «а», когда электроны в пределах подуровня размещаются на разных орбиталях и имеют одинаковый спин.

Ключевые слова и термины

Русские	Английские	Французские	Арабские
Принцип наименьшей энергии	aufbau principle		مبدأ الطاقة الأدنى
принцип Паули	Pauli's exclusions principle		مبدأ باولي

Контрольные вопросы

1. Какое максимальное количество электронов на одной орбитали?
2. Сформулируйте принцип Паули.

3. Как определить максимальное количество электронов на энергетическом подуровне, уровне?
4. Сформулируйте принцип наименьшей энергии.
5. По какому правилу распределяются электроны на одном подуровне?

Задания для самостоятельной работы

1. Что определяется с помощью формулы $2(2L+1)$:
 - а) количество энергетических уровней;
 - б) количество энергетических подуровней;
 - в) количество значений орбитального квантового числа;
 - г) максимальное количество электронов на энергетическом подуровне.
2. Что определяется формулой $2n^2$:
 - а) количество значений главного квантового числа;
 - б) количество энергетических уровней в атоме;
 - в) максимальное количество электронов на энергетическом уровне;
 - г) максимальное количество электронов в атоме.
3. Какое максимальное количество электронов на втором энергетическом уровне:
 - а) 8; б) 2; в) 18; г) 32.
4. Какое максимальное количество электронов на d-подуровне:
 - а) 2; б) 10; в) 14; г) 6.
5. В каком случае размещения трех d-электронов показано верно:
 - а)

↑	↑	↓			
---	---	---	--	--	--

; б)

↑	↑	↑			
---	---	---	--	--	--

; в)

↑↓	↑				
----	---	--	--	--	--

; г)

↑	↓	↑			
---	---	---	--	--	--

.
6. Изобразите квантовые ячейки p- и d-подуровней, которые содержат по три, пять и шесть электронов.

§ 4. Электронные конфигурации атомов и электронные схемы

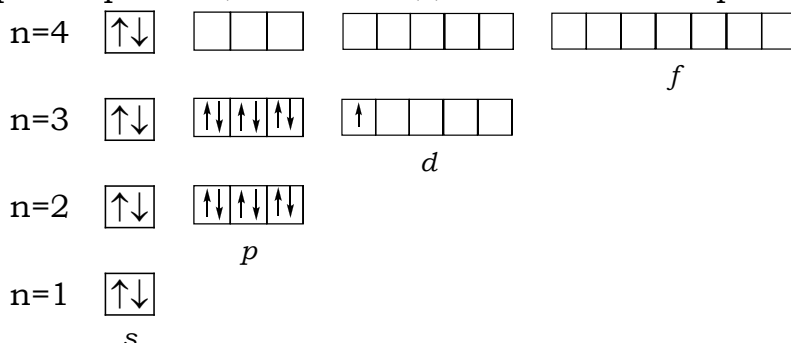
Электронные конфигурации атомов – это условное изображение распределения электронов по орбиталям на энергетических уровнях и подуровнях.

Пример. $1s^1$ – это электронная конфигурация атома водорода, H, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ – атом скандия (Sc).

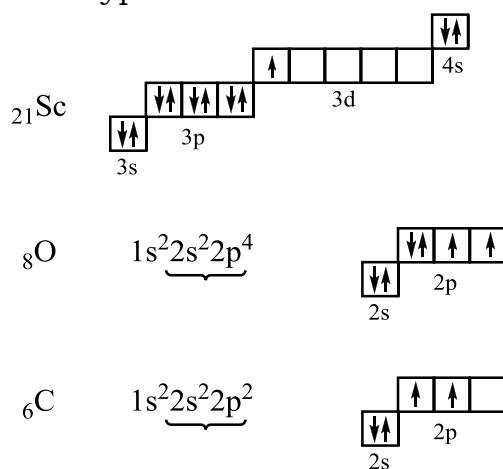
Большая цифра показывает номер энергетического уровня (главное квантовое число n). Буквы s, p, d, f означают форму орбитали или энергетический подуровень. Маленькая цифра над буквой справа показывает число электронов на этом подуровне. Конфигурация $1s^1$ показывает, что электронная оболочка атома водорода состоит из одного электрона на

s-подуровне первого энергетического уровня. Можно также составить электронную схему, которая показывает размещение электронов по орбиталях (энергетических ячейках) \uparrow . Конфигурация $1s^1 \underbrace{2s^2 2p^6}_2 \underbrace{3s^2 3p^6 3d^1}_3 4s^2$

показывает, что электронная оболочка атома скандия содержит два электрона на s-подуровне первого энергетического уровня, два электрона на s-подуровне и шесть электронов на p-подуровне второго энергетического уровня, то есть восемь электронов на втором уровне, два электрона на s-подуровне, шесть электронов на p-подуровне, один электрон на d-подуровне третьего энергетического уровня, то есть девять электронов на третьем энергетическом уровне и два электрона на s-подуровне четвертого энергетического уровня. При составлении электронной схемы энергетические уровни и подуровни размещают в последовательности возрастания энергии.



Для упрощения на электронных схемах отмечают только неполностью заполненные энергетические уровни:



В зависимости от того, какой подуровень заполняется электронами, все элементы делятся на s-, p-, d- и f-элементы.

Элементы, в атомах которых **заполняется s-подуровень** внешнего энергетического уровня, называются **s-элементами**.

Элементы, в атомах которых **заполняется p-подуровень** внешнего энергетического уровня, называются **p-элементами**.

Элементы, в атомах которых **заполняется d-подуровень** второго снаружи энергетического уровня, называются **d-элементами**.

Элементы, в атомах которых **заполняется f-подуровень** третьего снаружи уровня, называются **f-элементами**.

Ключевые слова и термины

Русские	Английские	Французские	Арабские
электронная конфигурация атома	electronic configuration of an atom		التوزيع الإلكتروني

Контрольные вопросы

1. Что такое электронная конфигурация атома?
2. Какие элементы называются: а) s-элементами; б) p-элементами; в) d-элементами; г) f-элементами.

Задания для самостоятельной работы

1. Какая электронная конфигурация отвечает атому Br:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^2 4d^5$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^2 4d^4$.
2. Составьте электронные конфигурации для атомов элементов с порядковыми номерами: а) 5; б) 7; в) 9; г) 12; д) 16; е) 21; ж) 23; з) 30.
3. Последний электрон атома элемента описывается такими квантовыми числами: $n=4$, $L=1$, $m=0$, $S=+1/2$. Какой это элемент?
а) Ga; б) Ti; в) Ge; г) Ca.
4. Последний электрон атома элемента описывается такими квантовыми числами: $n=3$, $L=2$, $m=-1$, $S=-1/2$. Какой это элемент?
а) Fe; б) Co; в) Ni; г) Na.
5. Последний электрон в атоме какого-то элемента описывается такими квантовыми числами:
а) $n=3$, $L=1$, $m=-1$, $S=-1/2$;
б) $n=2$, $L=0$, $m=0$, $S=+1/2$;
в) $n=3$, $L=2$, $m=+2$, $S=+1/2$;
г) $n=3$, $L=0$, $m=0$, $S=+1/2$;
д) $n=3$, $L=0$, $m=0$, $S=-1/2$.
Составьте электронную конфигурацию атома каждого элемента.

§ 5. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

В 1869 г. Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон: **свойства простых веществ и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов.**

Современное определение периодического закона: **свойства химических элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда их ядер.**

Периодическая система является графическим выражением периодического закона.

Периодическая система элементов состоит из 7 периодов и 8 групп.

Период – это горизонтальный последовательный ряд элементов, в атомах которых электроны заполняют одинаковое количество энергетических уровней.

$$\text{номер периода} = \text{номер внешнего уровня} = \text{количество заполненных энергетических уровней}$$

Пример. Кальций имеет электронную конфигурацию $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. По электронной конфигурации атома можно определить, что кальций находится в четвертом периоде: число энергетических уровней = 4, номер внешнего энергетического уровня = 4.

Первые три периода называются **малыми**. Элементы, размещенные в них, называются **типичными**.

Четвертый – седьмой периоды называются **большими**. Седьмой период – незавершенный.

Группа – это вертикальный столбик элементов. Группа состоит из двух подгрупп: главной (А) и побочной (В).

Главная подгруппа – это подгруппа элементов малых и больших периодов, которые имеют одинаковую конфигурацию внешнего энергетического уровня и подобные химические свойства.

$$\text{номер главной подгруппы} = \text{количество внешних электронов}$$

Пример. Сульфур S ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) содержит на внешнем энергетическом уровне 6 электронов, принадлежит к главной подгруппе шестой группы (p-элемент).

Побочная подгруппа – это подгруппа элементов больших периодов, которые имеют одинаковое количество электронов на внешнем и втором снаружи энергетических уровнях.

Все элементы побочных подгрупп принадлежат к d-семейству. Эти элементы иногда называют **переходными металлами**.

Пример. Хром Cr ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^5 4s^1$) содержит на внешнем и втором снаружи энергетических уровнях 6 электронов, принадлежит к побочной подгруппе шестой группы (d-элемент).

Элементы с одинаковой конфигурацией внешнего энергетического уровня называются **элементами-аналогами**.

Пример. Все щелочные металлы имеют одну и ту же внешнюю электронную конфигурацию ns^1 , где n - номер периода.

Щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) образуют главную подгруппу первой группы IA. Это элементы – аналоги.

Cu, Ag, Au ($\dots nd^{10} ns^1$) образуют побочную подгруппу первой группы – IB.

По месту положения элемента в периодической системе можно получить такую информацию:

1. Порядковый номер показывает заряд ядра (количество протонов), количество электронов в электронной оболочке.
2. Номер периода показывает количество энергетических уровней.
3. Номер группы показывает наивысшую степень окисления элемента, число электронов на валентных подуровнях. Номер группы главной подгруппы показывает количество электронов на внешнем энергетическом уровне, для побочной подгруппы – количество электронов на внешнем и предпоследнем энергетических уровнях (валентные электроны).

Число элементов в периоде отвечает числу электронов, которые могут разместиться на подуровнях, которые заполняются в данном периоде. Так, в первом периоде заполняется электронами 1s-подуровень. Максимальное число s-электронов=2. Первый период содержит два элемента (H, He).

У элементов второго периода заполняются 2s- и 2p-подуровни. Суммарное максимально возможное число электронов этих подуровней составляет восемь ($2+6=8$). Второй период содержит восемь элементов (от Li до Ne).

У элементов третьего периода заполняется 3s- и 3p-подуровни. Суммарное максимально возможное число электронов – восемь. Третий период имеет восемь элементов ($Na - Ar$).

Аналогично определяется число элементов и в других периодах (таблица 4).

Таблица 4 – Заполнение электронами валентных подуровней и количество элементов в периодах

Номер периода	Валентные подуровни	Количество элементов в периоде	Из них			
			s-элементов	p-элементов	d-элементов	f-элементов
1	1s ²	2	2	---	---	---
2	2s ² 2p ⁶	8	2	6	---	---
3	3s ² 3p ⁶	8	2	6	---	---
4	4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	18	2	6	10	---
5	5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	18	2	6	10	---
6	6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶	32	2	6	10	14
7	7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ⁶	32	2	6	10	14

Особое место в периодической системе принадлежит f-элементам. Они появляются в шестом (4f-элементы) и седьмом (5f-элементы) периодах. Когда заполняется 4f-подуровень, электроны размещаются на четвертом энергетическом уровне, который снаружи является третьим. Внешний уровень и предпоследний остаются неизменными. Вследствие этого химические свойства 4f-элементов очень похожи между собой. Поэтому все эти элементы объединяют в семейство **лантаноидов**. 5f-Элементы объединены в семейство **актиноидов**. Эти элементы вынесены из периодической системы и размещены в горизонтальный ряд под ней.

Ключевые слова и термины

Русские	Английские	Французские	Арабские
главная подгруппа	main group		رئيسية فرعية
группа	group	groupe	مجموعة
период	period	période	فترة
побочная подгруппа	side subgroup (transition elements)		سلبية فرعية

Контрольные вопросы

- Сформулируйте периодический закон Д.И. Менделеева.
- Выберите современную формулировку периодического закона Д.И. Менделеева:
 - свойства элементов и образованных ими простых и сложных соединений находятся в периодической зависимости от электронных конфигураций атомов;
 - электронное строение атомов и свойства элементов, которые от нее зависят, находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов;
 - свойства элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.
- Какое строение имеет периодическая система?
- Что такое период? Почему периоды содержат разное количество элементов?
- Какие периоды называются малыми, большими?
- Что такое группа?
- Какие элементы находятся в главных подгруппах I и II групп периодической системы:
 - s- и p-;
 - s- и d-;
 - s-;
 - p- .
- Что показывает номер периода, номер группы?
- Что такое элементы-аналоги? Являются ли полными электронными аналогами такие элементы: O и S, S и Se, Mn и Te?

§ 6. Зависимость химических свойств элементов от электронного строения их атомов

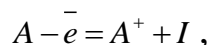
Химические свойства элементов зависят от строения их атомов и положения в периодической системе.

Во время химических реакций происходит перестройка электронных оболочек атомов. В химических реакциях принимают участие главным образом электроны внешнего энергетического уровня. Максимально заполненные электронами энергетические уровни наиболее устойчивые.

Энергетические уровни и подуровни, полностью заполненные электронами называются **завершенными**.

Атомы инертных элементов (*He, Ne, Ar, Kr, Xe*) имеют завершенные внешние энергетические уровни. Они не вступают в химические реакции (за исключением *Xe*). У атомов всех других химических элементов внешние энергетические уровни незавершенные. *Химические свойства элемента обусловлены способностью его атома отдавать или присоединять электроны.* Эти свойства характеризуются энергией ионизации, сродством к электрону и электроотрицательностью.

Энергия ионизации (I) – это минимальная **энергия**, необходимая для **отрыва электрона** от невозбужденного **атома**:



где *A* - атом; \bar{e} - электрон; A^+ - ион (катион);

I - энергия ионизации.

Ионы – это заряженные частицы, которые образуются из атомов в результате отрыва или присоединения электронов. Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные – анионами.

Энергия ионизации измеряется в кДж/моль или эВ/атом (электрон-вольт на атом). **Величина энергии ионизации характеризует металлические свойства элемента.** Чем меньше значение *I*, тем сильнее металлические свойства. Щелочные металлы имеют самые низкие значения энергии ионизации (рис. 5).

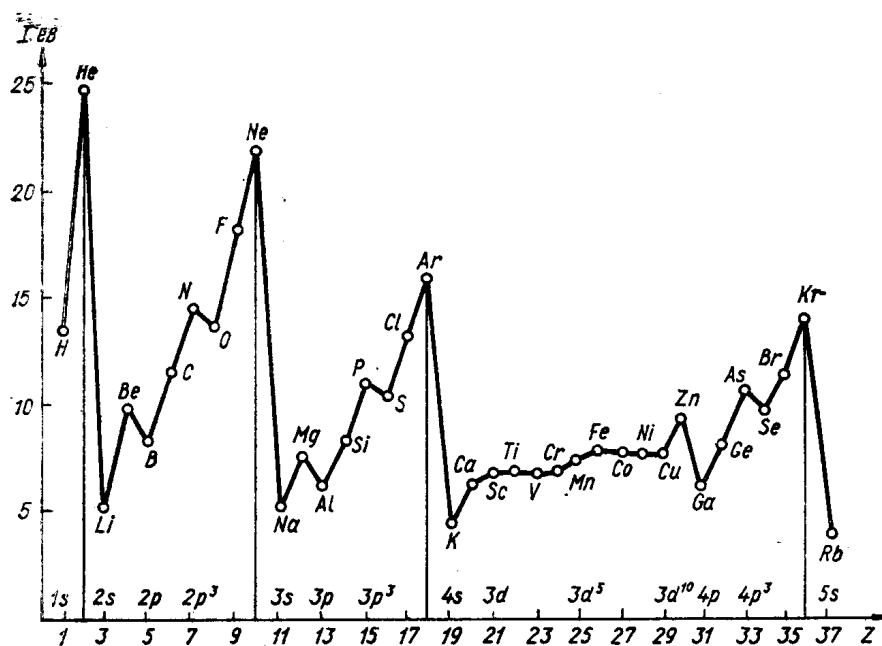
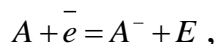


Рисунок 5 – Зависимость энергии ионизации I атома от порядкового номера Z элемента

Энергия ионизации зависит от величины заряда ядра, расстояния между ядром и внешними электронами, электронной конфигурации атома. Можно сказать, что величина энергии ионизации зависит от положения элемента в периодической системе. Энергия отрыва первого электрона от атома в зависимости от порядкового номера элемента изменяется периодически (рис. 5).

Сродство к электрону (E) – это энергия, которая выделяется (иногда поглощается) в результате присоединения электрона к нейтральному атому:



где A^- - отрицательно заряженный ион (анион);

E - энергия сродства к электрону.

Сродство к электрону измеряют в кДж/моль или эВ/атом. **E используют для сравнения неметаллических свойств элементов.** Наибольшее сродство к электрону имеют атомы, которым до завершения внешнего энергетического уровня не хватает одного или двух электронов (табл. 5). Таким образом, наибольшую E имеют p-элементы седьмой группы (F, Cl, Br, I), а наименьшую – атомы с конфигурациями s^2 (Be, Mg), s^2p^6 (Ne, Ar) или s^2p^3 (N, P) (атомы с завершёнными или полузавершёнными энергетическими уровнями).

Таблица 5 – Значение энергии сродства к электрону у элементов II периода

Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Внешний энергетический уровень	2s ¹	2s ²	2s ² 2p ¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁶
Энергия сродства с электроном, эВ	0,5	-0,6	0,2	1,2	-0,1	1,5	3,6	-0,6

Однозарядные анионы бериллия, азота и неона неустойчивы, для присоединения электронов к атомам этих элементов нужно затратить энергию.

Электроотрицательность – это способность атомов данного элемента притягивать к себе общие электронные пары. Обозначение: **EH**.

Электроотрицательность элемента определяют как полусумму энергии ионизации и сродства к электрону:

$$EH = \frac{1}{2}(I + E).$$

Эта величина измеряется в кДж/моль или эВ/атом.

В периоде электроотрицательность элементов возрастает с увеличением порядкового номера элемента. Наименьшее значение электроотрицательности имеют s-элементы первой группы, а наибольшие – p-элементы седьмой группы. В группе (главной подгруппе) электроотрицательность уменьшается с увеличением порядкового номера элемента. Наиболее электроотрицательный элемент – это фтор F.

По увеличению электроотрицательности химические элементы можно разместить в такой последовательности:

Rb	K	Na	Li	Sr	Ca	Mg	Be	In	Al	Sn	Ga	Sb	Si
0,8	0,8	0,9	1,0	1,0	1,0	1,2	1,5	1,7	1,5	1,8	1,6	1,9	1,9
B	As	H	Te	P	C	Se	I	S	Br	Cl	N	O	F
2,0	2,0	2,1	2,1	2,1	2,5	2,4	2,5	2,6	2,8	3,0	3,07	3,5	4,0

Рассмотрим, как изменяется строение атомов и химические свойства элементов третьего периода (табл. 6).

Таблица 6 – Некоторые свойства элементов третьего периода.

Электронное семейство	s-Элементы		p-Элементы					
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Заряд ядра	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17	+18
Электронная конфигурация	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p³	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p⁴	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p⁵	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s²2p⁶
Атомный радиус, нм	0,189	0,160	0,143	0,118	0,110	0,102	0,099	0,154
Энергия ионизации, эВ	5,14	7,64	5,98	8,15	10,49	10,36	13,01	15,75
Сродство к электрону, эВ	0,3	-0,2	0,2	1,8	0,8	2,1	3,6	-0,4

Атом каждого элемента этого периода имеет три энергетических уровня. Строение двух первых энергетических уровней одинаковое ($1s^22s^22p^6$), а третьего, внешнего, разное. В периоде с увеличением заряда ядра атома количество энергетических уровней одинаковое, количество электронов на внешнем энергетическом уровне увеличивается. Притягивание внешних электронов к ядру усиливается, атомные радиусы уменьшаются, энергия ионизации и сродство к электрону увеличиваются. Отклонения у Mg, P и Ar объясняются повышенной устойчивостью заполненных 3s-подуровней у Mg, 3p-подуровней у Ar и полузаполненного 3p-подуровня у P. В периоде неметаллические свойства усиливаются, металлические свойства ослабевают.

Третий период начинается щелочным металлом Na. За ним следует второй типичный металл – Mg. Al проявляет амфотерные свойства. От Na до Al металлические свойства ослабевают. Элементы Si, P, S, Cl – неметаллы. Неметаллические свойства усиливаются от Si до Cl. Хлор – типичный неметалл. Период заканчивается инертным элементом – Ar.

Такие изменения свойств элементов наблюдаются во всех периодах. В больших периодах металлические свойства ослабевают медленнее, чем в малых. Это объясняется тем, что большие периоды содержат d- или f-элементы.

Таким образом, химические свойства элементов изменяются периодически с изменением их порядкового номера и строения внешних энергетических уровней.

Рассмотрим, как изменяются свойства у элементов главной подгруппы первой группы (IA подгруппы) (табл. 7).

Таблица 7 – Некоторые свойства элементов главной подгруппы первой группы

Элементы	Номер периода	Заряд ядра	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Энергия ионизации, эВ	Электроотрицательность
Li	II	+3	$1s^22s^1$	0,155	5,39	1,0
Na	III	+11	$1s^22s^22p^63s^1$	0,189	5,14	0,9
K	IV	+19	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$	0,236	4,34	0,8
Rb	V	+37	$\dots3s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^1$	0,248	4,18	0,8
Cs	VI	+55	$\dots4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^1$	0,268	3,89	0,7
Fr	VII	+81	$\dots4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^67s^1$	0,280	3,83	0,8

Элементы одной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня и подобные химические свойства. В группе с увеличением заряда ядра растет количество энергетических уровней (их число равно номеру периода), увеличиваются атомные радиусы, но количество электронов на

последнем энергетическом уровне одинаковое. При этом притягивание внешних электронов к ядру ослабевает, энергия ионизации уменьшается. Поэтому в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента их металлические свойства усиливаются, а неметаллические – ослабевают.

Изменение свойств элементов в периодах и группах схематически можно изобразить таким образом.

Свойство	Изменение	
	в главных подгруппах	в периодах
Порядковый номер элемента	увеличивается ↓	увеличивается →
Заряд ядра	увеличивается ↓	увеличивается →
Количество электронов на внешнем энергетическом уровне	одинаковое	увеличивается →
Количество энергетических уровней	увеличивается ↓	одинаковое
Радиусы атомов	увеличивается ↓	уменьшаются →
Металлические свойства	усиливаются ↓	ослабляются →
Неметаллические свойства	ослабевают ↓	усиливаются →
Электроотрицательность	уменьшается ↓	увеличивается →

Таким образом, периодическое повторение одинаковых электронных конфигураций внешнего энергетического уровня обуславливает периодическое изменение свойств элементов.

Ключевые слова и термины

Русские	Английские	Французские	Арабские
энергия ионизации	ionization energy	energie ionisation	تأين الطاقة
сродство к электрону	electron affinity		تقارب مع الإلكترون
электроотрицательность	electronegativity	electronegativé	كهروسلبية

Контрольные вопросы

1. Какие энергетические уровни называются завершёнными?
2. Атомы каких элементов имеют завершённые энергетические уровни?
3. Что такое энергия ионизации?
4. Что такое сродство к электрону?
5. Что такое электроотрицательность?
6. Как изменяются свойства элементов: а) в главных подгруппах; б) в периодах?
7. Почему свойства элементов изменяются периодически?

Задания для самостоятельной работы

1. Какими элементами начинаются и заканчиваются II-VI периоды периодической системы?
а) щелочные и инертные; в) неметаллические и галогены;

- б) щелочные и галогены; г) щелочноземельные и инертные.
2. Как изменяются свойства при увеличении порядкового номера элемента в главной подгруппе периодической системы?
 а) увеличивается количество электронов на внешнем энергетическом уровне;
 б) уменьшается радиус атома;
 в) увеличивается радиус атома;
 г) уменьшается количество электронов на внешнем энергетическом уровне.
3. Дайте характеристику элементов: а) Na; б) P; в) Fe; г) Ca; д) C по месту положения элемента в периодической системе и строению атома. Используйте план.
1. Положение элемента в периодической системе (№ периода, № группы, главная или побочная подгруппа).
 2. Строение атома (заряд ядра атома, количество электронов, протонов, нейтронов).
 3. Электронное строение атома (количество энергетических уровней в атоме, количество электронов на внешнем энергетическом уровне; завершен ли он?).
 4. Характеристика элемента как простого вещества.

Образец ответа а):

1. Na находится в третьем периоде, первой группе, главной подгруппе.
2. Заряд ядра Na равен 11, $\bar{e} = 11$, протонов=11, нейтронов 23-11=12.
3. Электронная конфигурация Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. В атоме три энергетических уровня, на внешнем энергетическом уровне один \bar{e} ; внешний энергетический уровень незавершен.
4. Na – типичный металл.

§ 7. Значения периодического закона и периодической системы элементов Д.И. Менделеева

Периодический закон является одним из основных законов природы. Он показал взаимосвязь химических элементов. Периодическая система – это природная классификация всех химических элементов.

Важное значение периодического закона и периодической системы заключается в предвидении существования новых элементов. Закономерность периодического изменения свойств элементов используется в современной химии, разнообразных технологиях.

СЛОВНИК

	Русские	Украинские	Английские	Французские	Арабские
1.	антипараллельные	антипаралельні	antiparallel (opposite directions)	antiparallele	مضاد التوازي
2.	валентность	валентність	valence	valence	تكافؤ
3.	вид	вид	form, type	type	نوع؛ شكل
4.	возбужденное состояние	збуджений стан	excited state		حالة الارق
5.	волна	хвиля	wave	vague	موجة
6.	высший	найвищий (максимальний)	highest	supérieur	اعلى
7.	главная подгруппа	головна підгрупа	main group		رئيسية فرعية
8.	группа	група	group	groupe	مجموعة
9.	движение	рух	movement, motion	mouvement	حركة
10.	двойной	подвійний	binary, double	double	مزدوج
11.	зависеть (от)	залежати	to depend	dependre	تعتمد ، يعتمد
12.	зависимость	залежність	relation, dependence	dependance	علاقة
13.	закон	закон	law	loi	قانون
14.	заряд	заряд	charge	charge	شحنة
15.	изотоп	ізо́топ	isotope	isotope	نظير
16.	ион	Йон, іон	ion	ion	أيون
17.	ионный	іонний	ionic	ionique	ايوني
18.	исключение	вийняток	exception	exception	استثناء، حذف، إزالة، إبعاد
19.	использовать	використовувати	to use	utiliser	استخدام؛ أستعمل
20.	квантово-механическая	квантово-мехіанчна	quantum-mechanical		الكمية الميكانيكية
21.	квантовые числа: • главное • побочное (орбитальное) • магнитное • спин	квантові числа: • головне (n) • побічне (l) (орбітальне) • магнітне (m) • спі́н (s)	quantum numbers: • principal (n) • subsidiary (l) (azmuthal) • magnetic (m) • spin (s)		أعداد الكم: • الرئيسية • كوك (المدار) • المغناطيسي • زيادة ونقصان
22.	ковалентная	ковалентна	covalent	covalent	التساهمي، التكافؤ
23.	количество	кількість	quantity	quantite	كمية
24.	летучий	леткий	volatile	volatile	متقلب
25.	наименьший	найменший	the least	le plus petit	الاقبل
26.	неделимая	неподільна	indivisible	indivisible	لايتجزأ؛ غير قابل للانقسام
27.	нейтрон	нейтрон	neutron	neutron	النيوترون

28.	низший	найнижчий (мінімальний)	lowest	infe'rieur	الأقل
29.	нормальное (основное) состояние	нормальний (основний) стан	normal (ground) state	normal e'tat	الحالة (المنتظمة) الاعتيادية
30.	орбиталь	орбіталь	orbital	orbit	مداري
31.	ориентация в пространстве	орієнтація у просторі	spatial orientation		التوجه في الفضاء
32.	параллельные	паралельні	parallel	paralle'le	موازي
33.	период	період	period	pe'riode	فترة
34.	плотность	густина	density	densite	كثافة
35.	побочная подгруппа	побічна підгрупа	side subgroup (transition elements)		سلبية فرعية
36.	подуровень	підрівень	sub-level	niveau	طبقة ثانوية
37.	поле	поле	field	champ	مجال
38.	положение	положення	position	position d'un corps	موضع؛ حالة
39.	положительный	позитивний	positive	positif	ايجابي
40.	понижается	знижується	to decrease	il diminue	يقلل
41.	порядковый номер	порядковий номер	atomic number	numéro de beric	رقم متسلسل
42.	постоянная	стала	constant	constant	ثابت؛ دائم؛ مستمر
43.	принцип наименьшей энергии	принцип найменшої енергії	aufbau principle		مبدأ الطاقة الأدنى
44.	принцип Паули	принцип Паулі	Pauli's exclusions principle		مبدأ باولي
45.	протон	протон	proton	proton	بروتون
46.	различать(ся)	відрізнятись	to differ	differer	تميز
47.	размер	розмір	dimension	taille	مقياس؛ قياس
48.	разрушаться	руйнуватися	to disintegrate	se detruire	تحطم؛ تدمير
49.	связь	зв'язок	bond	liason	رابطة
50.	сильный	сильний	strong	fort	قوي
51.	символ	символ	symbol	symbole	رمز
52.	сродство с электроном	спорідненість до електрона	electron affinity		تقارب مع الإلكترون
53.	схема	схема	pattern	she'ma	مخطط
54.	увеличивать	збільшувати	to increase	s'accroitre, accoroissement	يزيد
55.	указывать	вказувати	indicate	definir	تشير
56.	уменьшаться	зменшуватися	to decrease	diminuer	يزداد
57.	устойчивый	стійкий	stable	stable	مستقر
58.	форма	форма	form	forme	شكل
59.	химическая связь	хімічний зв'язок	chemical bond	liaison chimique	رابطة كيميائية
60.	электрон	електрон	electron	e'lectron	الإلكترون
61.	электронейтральный	електронейтральний	electronneutral	e'lectron neutre	كهربائيا
62.	электронная конфигурация атома	електронна конфігурація	electronic configuration of		التوزيع الإلكتروني

		атома	an atom		
63.	электронная оболочка	електронна оболонка	electron shell	envelope electron	هالة الاكترون
64.	электронное облако	електронна хмара	electron cloud		سحابة الكترون
65.	электронный слой	електронний шар	electron layer	envelope electronique	طبقة الالكترون
66.	электроотрицательность	електронегативність	electronegativity	electronegative'	كهروسلبية
67.	элемент	элемент	element	element	معدن
68.	энергетический уровень	енергетичний рівень	energy level		
69.	энергия ионизации	енергія іонізації	ionization energy	energie ionisation	تأين الطاقة
70.	ядро	ядро	nucleus	noyau	نواة
71.	нейтрон	нейтрон	neutron	neutron	النيوترون
72.	массовая доля	масова частка	mass number	mass number	عدد الشامل
73.	атом	атом	atom	atome	ذرة
74.	ячейка	комірка	electron-in-boxes	cellule	الخلية
75.					

]

