

5. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці кіслот. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) сернай кіслаты з алюмініем; б) салянай кіслаты з аксідам стронцыю; в) фосфарнай кіслаты з карбанатам калію; г) сярыністай кіслаты з гідраксідам кальцыю. Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
6. Ахарактарызуйце найважнейшыя хімічныя ўласцівасці асноў. Складзіце ўраўненні рэакцый: а) гідраксіду медзі(II) з азотнай кіслотой; б) гідраксіду кальцыю з аксідам азоту(V); в) гідраксіду літыю з сульфатам жалеза(III); г) тэрмічнага раскладання гідраксіду хрому(III). Назавіце рэчывы, якія ўтвараюцца.
7. Вуглякіслы газ, які ўтварыўся пры тэрмічным раскладанні карбанату кальцыю масай 20 г, цалкам прарэагаваў з гідраксідам літыю. Знайдзіце масу солі, якая пры гэтым утварылася.
8. Сумесь парашкоў медзі і цынку агульнай масай 19,4 г унеслі ў саляную кіслату (лішак). У выніку рэакцыі вылучыўся газ аб'ёмам 4,48 дм³ (н. у.). Разлічыце масавую долю медзі ў зыходнай сумесі.

Рыхтуемца да алімпіяд

1. У выніку ўзаемадзеяння солей А і В утварыліся дзве новыя солі — фасфат кальцыю і хларыд калію. Маса солі А, у якой малярная маса меншая, чым у солі В, складала 22,2 г. Разлічыце масу солі В, якая прарэагавала.

2. Запоўніце пропускі і складзіце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць усе ператварэнні:

- а) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \dots \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \dots \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \dots \rightarrow \text{Cu}$;
- б) $\text{P} \rightarrow \dots \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \dots \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$.

§ 2. Будова атама і перыядычны закон

Мы жывём у свеце рэчываў, з якіх складаюцца ўсе целы як прыроднага, так і штучнага паходжання. Зямля, акіяны і моры, нават паветра, — усе мае рэчывую аснову. Колькасць вядомых навуцы рэчываў блізкая да 150 млн і з кожным днём павялічваецца на некалькі тысяч.

Вам ужо добра вядома, што самі рэчывы складаюцца з розных атамаў хімічных элементаў — вельмі дробных, *хімічна непадзельных* часціц, г. зн. такіх, якія не знікаюць і не ўзнікаюць пры хімічных рэакцыях. На працягу шматлікіх стагоддзяў атам лічыўся элементарнай, далей непадзельнай часціцай. І толькі адкрыцці, зробленыя фізікамі на мяжы XIX — XX ст., далі бясспрэчныя доказы складанасці будовы атама. Англіійскі вучоны Э. Рэзерфард у 1911 г. прапанаваў мадэль будовы атама, якая атрымала назву *ядзернай (планетарнай)*. Згодна з гэтай мадэлю

лю атам складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў, якія рухаюцца вакол яго. Практычна ўся маса атама змяшчаецца ў ядры, дыяметр якога прыкладна ў 100 000 разоў меншы за дыяметр усяго атама. Сучаснае фізічнае азначэнне атама наступнае.



Атам — электранейтральная часціца, якая складаецца з дадатна зараджанага ядра і адмоўна зараджаных электронаў.

Пазней было ўстаноўлена, што ядро атама таксама мае складаную будову. Яно складаецца з пратонаў і нейтронаў. Гэтыя часціцы маюць практычна аднолькавую масу, роўную прыкладна 1 *у*, г. зн. адной *атамнай адзінцы масы*. **Пратон** (яго сімвал **p**) мае *адносны зарад* 1+, а нейтрон (сімвал **n**) — электранейтральны. Адносны зарад электрона (умоўнае абазначэнне e^-) роўны 1–, а маса прыкладна ў 1840 разоў меншая за адну атамную адзінку масы.

У табліцы 5 прыводзяцца асноўныя характарыстыкі часціц, якія ўваходзяць у састаў атама.

Табліца 5. Асноўныя характарыстыкі часціц, якія ўваходзяць у састаў атама

Часціца	Сімвал	Адносная маса	Адносны зарад
Пратон	p	$1,007 \approx 1 \text{ у}$	1+
Нейтрон	n	$1,009 \approx 1 \text{ у}$	0
Электрон	e^-	$\frac{1 \text{ у}}{1840}$	1–

Маса атама, выяўленая ў звычайных для нас вагавых адзінках (г, кг), уяўляе нязначную велічыню. Таму яшчэ з пачатку XIX ст. у хіміі выкарыстоўваюць *адносныя атамныя масы*. Яны паказваюць, у колькі разоў маса аднаго атама дадзенага элемента большая за масу вызначанага эталона параўнання. Першапачаткова ў якасці такога эталона выкарыстоўвалася маса атама вадароду, затым — кіслароду, вугляроду. У цяперашні час масы атамаў параўноўваюць з $\frac{1}{12}$ масы атама вугляроду. Яна атрымала назву **атамнай адзінкі масы** (а. а. м.):

$$1 \text{ а. а. м.} = \frac{1}{12} m_{\text{а}}(\text{C}) = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} \approx 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Параўноўваючы масы атамаў розных хімічных элементаў з атамнай адзінкай масы, атрымліваюць значэнні **адносных атамных мас** гэтых элементаў.

Акрамя гэтай колькаснай характарыстыкі элемента, у табліцы перыядычнай сістэмы хімічных элементаў прыведзены і лічбавыя значэнні **атамнага** (парадкавага) нумара элемента. Гэта галоўная характарыстыка хімічнага элемента, якая вызначаецца *дадатным зарадам* ядра яго атама, г. зн. *колькасцю пратонаў*. Паколькі атам у цэлым электра-нейтральны, відавочна, што **колькасць пратонаў у яго ядры роўна ліку электронаў**:

Атамны нумар элемента	=	Заряд ядра атама	=	Колькасць пратонаў у ядры	=	Колькасць электронаў у атаме
-----------------------------	---	------------------------	---	---------------------------------	---	------------------------------------

Такім чынам, можна зрабіць вывад, што **адносны зарад ядра атама з'яўляецца галоўнай характарыстыкай элемента**, вызначаючы яго становішча ў перыядычнай сістэме, а значыць, усе ўласцівасці атамаў гэтага элемента і яго злучэнняў.

Масавы лік атама. Нукліды. Ізатопы

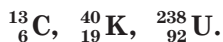
Атамы аднаго і таго ж элемента могуць мець розныя масы. Гэта тлумачыцца тым, што ў іх ядрах з адной і той жа колькасцю пратонаў можа знаходзіцца розная колькасць нейтронаў. Агульная колькасць пратонаў (Z) і нейтронаў (N) у ядры называецца **масавым лікам атама (A)**:

$$A = Z + N.$$

Колькасць нейтронаў N у ядры атама любога элемента лёгка падлічыць па рознасці:

$$N = A - Z.$$

Калі злева ад сімвала хімічнага элемента індэксамі паказаць зарад ядра атама Z (*атамны нумар элемента*) і яго масавы лік A — $\frac{A}{Z}\text{Э}$, то такі запіс будзе абазначаць **нуклід** дадзенага элемента, напрыклад:



Нуклід — від атамаў з пэўнымі значэннямі зараду ядра і масавага ліку.

Большасць хімічных элементаў у прыродзе існуюць у выглядзе некалькіх нуклідаў. Нукліды аднаго элемента называюцца **ізатопамі**.



Ізатопы — гэта нукліды, якія маюць аднолькавы зарад ядра, але розныя масавыя лікі.

Напрыклад, $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$ — ізатопы кіслароду, а $^{32}_{16}\text{S}$, $^{35}_{16}\text{S}$ — ізатопы серы.

Ізатопы любога элемента займаюць адно месца ў перыядычнай сістэме, паколькі належаць аднаму і таму ж элементу. Такім чынам, можна даць больш дакладнае азначэнне хімічнага элемента.



Хімічны элемент — від атамаў з аднолькавым зарадам ядра.

Паколькі большасць хімічных элементаў існуюць у прыродзе ў выглядзе сумесі ізатопаў з уласным значэннем масавага ліку, то адносная атамная маса дадзенага элемента з'яўляецца *ўсярэднёнай велічынёй* адносных атамных мас яго нуклідаў.



Адносная атамная маса элемента — фізічная велічыня, якая паказвае, у колькі разоў маса атама дадзенага хімічнага элемента большая за $\frac{1}{12}$ частку масы атама нукліду ^{12}C .

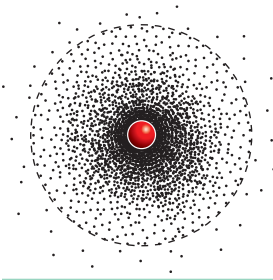
Цяпер зразумела, чаму адносная атамная маса большасці хімічных элементаў не з'яўляецца цэлалікавай велічынёй.

Электронная будова атамаў

У хімічных рэакцыях атамы не знікаюць і не ўзнікаюць зноў, а проста пераходзяць з адных рэчываў у іншыя, г. зн. перагруппоўваюцца. Пры гэтым ядры атамаў застаюцца нязменнымі, хоць хімічныя ўласцівасці атамаў аднаго і таго ж хімічнага элемента моцна адрозніваюцца ў залежнасці ад таго, у якім рэчыве яны знаходзяцца.

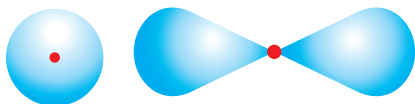
Калі састаў ядзер дадзенага хімічнага элемента не змяняецца пры хімічных рэакцыях, то відавочна, што ўсе змяненні, якія адбыліся з дадзеным атамам, з'яўляюцца вынікам змянення яго электроннай будовы.

Электрон у атаме знаходзіцца ў пастаянным руху вакол ядра. Паколькі ў такога руху адсутнічае пэўная траекторыя, то для яго апісання выкарыстоўваецца своеасаблівая мадэль руху электрона вакол ядра — **электроннае воблака** (мал. 2).



Мал. 2. Схема электроннага воблака

Электроннае воблака характарызуе *верагоднасць* знаходжання электрона ў той ці іншай вобласці каляядзернай прасторы, якая не мае выразных меж. Таму яго звычайна абмяжоўваюць умоўнай паверхняй, якая ахоплівае прыкладна 90 % воблака. Такую вобласць каляядзернай прасторы, у якой найбольш верагодна знаходжанне дадзенага электрона, называюць **атамнай арбіталлю**.



Мал. 3. Формы атамных арбіталей у шматэлектронным атаме

Арбіталі ў залежнасці ад энергіі электрона маюць розныя памеры і формы (мал. 3). Чым большая энергія электрона, тым далей ён знаходзіцца ад ядра і, такім чынам, тым большая па памерах яго арбіталь. На адной арбіталі можа знаходзіцца не больш за 2 электроны, а электроны, якія займаюць адну арбіталь, называюцца *спаранымі*. Калі на арбіталі знаходзіцца толькі адзін электрон, то яго называюць *няспараным*.

Электронныя абалонкі атамаў

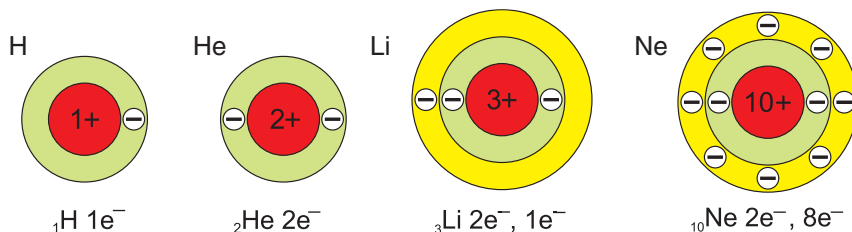
Агульная колькасць электронаў у атаме заўсёды роўная зараду яго ядра. Але электроны, валодаючы рознай энергіяй, па-рознаму размяшчаюцца ў атаме. Электроны з большай энергіяй знаходзяцца далей ад ядра, а электроны, якія валодаюць меншай энергіяй, рухаюцца ў асноўным паблізу ад ядра. Так утвараюцца абалонкі (слаі) з электронаў з блізкімі значэннямі энергій, якія так і называюцца — *электронныя абалонкі (электронныя слаі)*.



Электронны слой — гэта сукупнасць электронаў з блізкімі значэннямі энергіі.

Колькасць электронаў на кожным слоі розная і ў асноўным вызначаецца іх энергіяй. На першым электронным слоі максімальна можа знаходзіцца 2 электроны. Графічны відарыс размеркавання электронаў па слаях называецца **электроннай схемай атама**. На малюнку 4 паказаны электронныя схемы атамаў вадароду і гелію.

У атамаў элементаў другога перыяду (ад літыю Li да неону Ne) з'яўляецца другі электронны слой, на якім размяшчаецца ад аднаго да васьмі электронаў (гл. мал. 4).



Мал. 4. Электронныя схемы атамаў: вадароду, гелію, літыю, неону

З натрыю **Na** пачынаецца запаўненне трэцяга электроннага слоя: ад аднаго электрона ў атама натрыю да васьмі ў атама аргону **Ar** (мал. 5).

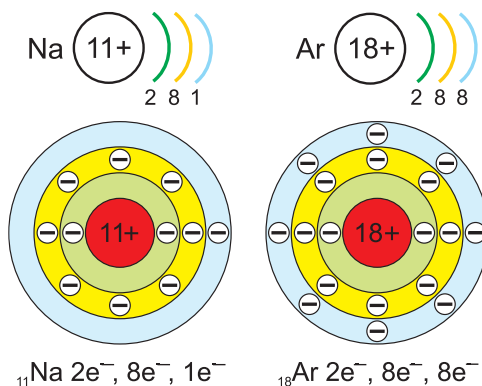
! У атаме любога элемента (акрамя элементаў першага перыяду — вадароду і гелію) на знешнім электронным слоі можа знаходзіцца не больш за 8 электронаў.

Знешні электронны слой, які змяшчае 8 электронаў, называецца *завершаным*. Таму ў наступнага за аргонам элемента калію **K** пачынае запаўняцца чацвёрты электронны слой:



Калій з'яўляецца элементам чацвёртага перыяду. Вывад: *колькасць электронных слаёў у атаме любога элемента супадае з нумарам перыяду, у якім ён знаходзіцца. У гэтым заключаецца фізічны сэнс нумара перыяду.*

Электронны знешняга слоя звязаны з ядром слабей, чым астатнія, таму больш рухомыя. Яны вызначаюць *хімічныя ўласцівасці* дадзенага атама. Такія электроны называюцца **валентнымі**. У атамаў элементаў А-груп *колькасць валентных электронаў роўна нумару групы*, абазначанаму рымскай лічбай. Гэта заканамернасць адлюстроўвае **фізічны сэнс нумара А-групы**.



Мал. 5. Электронныя схемы атамаў натрыю і аргону (уверсе — спрошчаны выгляд схем)

Такім чынам, можна зрабіць галоўны вывад.



Уласцівасці атамаў хімічных элементаў кожнай групы перыядычна паўтараюцца таму, што перыядычна паўтараецца будова іх знешніх электронных слаёў.

Менавіта ў гэтым заключаецца **фізічны сэнс перыядычнага закону**. Сучасная фармулёўка перыядычнага закону гучыць так.



Уласцівасці атамаў хімічных элементаў, а таксама састаў і ўласцівасці рэчываў, якія з іх утвараюцца, знаходзяцца ў перыядычнай залежнасці ад зарадаў атамных ядзер.

Перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў

Ведаючы заканамернасці змянення электроннай будовы атамаў, можна растлумачыць прычыны і характар змянення іх уласцівасцей, а таксама фізічных і хімічных уласцівасцей простых і складаных рэчываў, якія з іх утвараюцца.

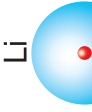
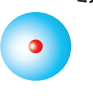
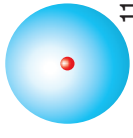
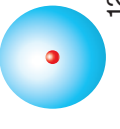
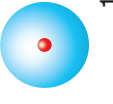
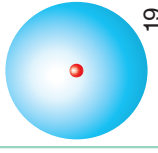
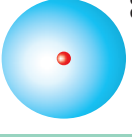
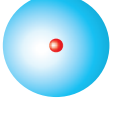
З пункту гледжання сучаснай навукі атам не мае пэўных меж, таму ўмоўна яго форму лічаць шарападобнай, а характарыстыкай яго памеру з'яўляецца **радыус атама**. Радыйус атама ў асноўным вызначаецца зарадам яго ядра, колькасцю электронных слаёў і лікам электронаў на знешнім слоі. У атамаў элементаў А-груп з павелічэннем атамнага нумара расце колькасць электронных слаёў і, значыць, *павялічваюцца радыусы атамаў* (мал. 6). У перыядзе па меры павелічэння ядзер атамаў элементаў прыцягненне да ядра электронаў, змешчаных на адным і тым жа знешнім слоі, узмацняецца. Адбываецца своеасаблівае «сцісканне» атамаў, і *іх радыусы памяншаюцца*.

Характар змянення радыусаў атамаў у групах і перыядах вызначае заканамернасці змянення металічных і неметалічных уласцівасцей атамаў элементаў, дакладней іх простых рэчываў.

Узмацненне металічных уласцівасцей атамаў элементаў у групах з узростаннем атамнага нумара элемента звязана, перш за ўсё, з павелічэннем радыусаў іх атамаў, г. зн. з ростам колькасці электронных слаёў. Адначасова ўзмацняюцца *асноўныя ўласцівасці* аксідаў і гідрааксідаў гэтых элементаў.

У супрацьлегласць гэтаму *неметалічныя ўласцівасці* атамаў элементаў А-груп з павелічэннем зарадаў іх ядзер *слабеюць*, паколькі расце колькасць электронных слаёў. Кіслотныя ўласцівасці аксідаў і гідрааксідаў гэтых элементаў таксама слабеюць (гл. табл. 6, с. 20).

У малых перыядах з ростам зарадаў ядзер атамаў павялічваецца і лік электронаў на знешнім слоі. Яны мацней прыцягваюцца да ядра, таму атамам усё цяжэй аддаваць электроны і лягчэй далучаць іх.

Перыяды	Галоўныя групы (А-групы)							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H  1							He  2
2	Li  3	Be  4	B  5	C  6	N  7	O  8	F  9	Ne  10
3	Na  11	Mg  12	Al  13	Si  14	P  15	S  16	Cl  17	Ar  18
4	K  19	Ca  20	Ga  21	Ge  22	As  23	Se  24	Br  25	Kr  26

Мал. 6. Змяненне памераў атамаў у перыядах і груп перыядычнай сістэмы

Табліца 6. Змяненне розных характарыстык атамаў элементаў IVA-групы

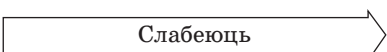
Нумар перыяду	Сімвал элемента	Зарад ядра атама	Колькасць электронных слаёў	Колькасць электронаў на знешнім слоі	Адносныя памеры атамаў	Металічныя ўласцівасці	Неметалічныя ўласцівасці	Кіслотныя ўласцівасці гідраксідаў	Асноўныя ўласцівасці гідраксідаў
1						Узмацняюцца ↓	Слабеюць ↓	Слабеюць ↓	Узмацняюцца ↓
2	C	6+	2	4	○				
3	Si	14+	3	4	○				
4	Ge	32+	4	4	○				
5	Sn	50+	5	4	○				
6	Pb	82+	6	4	○				

Па гэтай прычыне ў перыядзе ў атамаў хімічных элементаў *слабеюць металічныя і ўзмацняюцца неметалічныя ўласцівасці*. Аналагічна ў перыядзе з ростам зарадаў ядзер атамаў уласцівасці аксідаў і гідраксідаў змяняюцца ад асноўных да кіслотных (табл. 7).

Табліца 7. Змяненне розных характарыстык атамаў элементаў III перыяду

Нумар групы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Сімвал элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Зарад ядра	11+	12+	13+	14+	15+	16+	17+	18+
Колькасць электронаў на знешнім слоі	1	2	3	4	5	6	7	8
Ступень акіслення ў вышэйшых аксідах	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8

Працяг табліцы

Адносны памеры атамаў								
Металічныя ўласцівасці	 Слабеюць							
Неметалічныя ўласцівасці	 Узмацняюцца							
Кіслотныя ўласцівасці гідраксідаў	 Узмацняюцца							
Асноўныя ўласцівасці гідраксідаў	 Слабеюць							



Пытанні і заданні

1. Чаму роўныя адносны зарад ядра і лік электронаў у атамаў наступных элементаў: Mg, Ni, Ag, Pb, Ra?
2. Вызначыце атамны нумар элемента, масавы лік аднаго з нуклідаў якога роўны 26, а лік нейтронаў — 14.
3. Вызначыце састаў атамных ядзер ізатопаў: а) $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{25}_{12}\text{Mg}$; $^{27}_{12}\text{Mg}$; б) ^{16}O ; ^{17}O ; ^{18}O .
4. Як сучасная атамная тэорыя апісвае стан электрона ў атаме?
5. Што з'яўляецца прычынай перыядычнасці ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў?
6. Складзіце электронныя схемы атамаў азоту, магнію, алюмінію, фосфару, аргону.
7. Як змяняюцца ўласцівасці вышэйшых аксідаў і адпаведных ім гідраксідаў у групах і перыядах? Складзіце іх формулы для элементаў IVA-групы і трэцяга перыяду.
8. Напішыце ўраўненні рэакцый вышэйшых аксідаў калію, кальцыю, фосфару і вугляроду з вадой.

§ 3. Хімічная сувязь

Практычна ўсе вивучаныя вамі рэчывы ўяўляюць сабой злучэнні, якія складаюцца з атамаў двух ці больш хімічных элементаў. Выключэнне складаюць аднаатомныя малекулы высакародных газаў — элементаў VIIA-групы. У атамаў гэтых элементаў на знешнім электронным слоі знаходзіцца максімальна магчымы лік электронаў — 2 у атама гелію He і па 8 у атамаў астатніх элементаў. Такі электронны слой называецца